

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. В.Г.ШУХОВА»

«СОГЛАСОВАНО»
Директор ИЗО

Нестеров М.Н.
« 15 » 0 2016 г.



«УТВЕРЖДАЮ»
Директор ХТИ

Павленко В.Н.
« 15 » 2016 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
дисциплины
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»
(наименование дисциплины)

направление подготовки (специальность):

18.03.01 Химическая технология

Квалификация

бакалавр

Форма обучения

Заочная

Институт: химико-технологический

Кафедра: теоретической и прикладной химии


Белгород – 2016

Рабочая программа составлена на основании требований:

- Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по специальности 18.03.01 Химическая технология (уровень бакалавриата), утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «11» августа 2016 г. № 1005.
- плана учебного процесса БГТУ им. В.Г. Шухова по направлению подготовки 18.03.01 Химическая технология, введенного в действие в 2016 году.

Составитель: к.х.н., доцент  Л.В. Денисова

Рабочая программа согласована с выпускающей кафедрой «Технология стекла и керамики»

/Заведующий кафедрой: д.т.н., профессор  Е.И. Евтушенко
« 15 » 09 2016 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры

« 13 » 09 2016 г., протокол № 2

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

Рабочая программа одобрена методической комиссией института

« 15 » 09 2016 г., протокол № 1

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

1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Формируемые компетенции			Требования к результатам обучения
№	Код компетенции	Компетенция	
Общепрофессиональные			
1	ОПК-1	Способность и готовность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в производственной деятельности.	<p>В результате освоения дисциплины обучающийся должен</p> <p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные понятия, законы и модели химических систем; границы их применимости <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – использовать основные законы химических систем, термодинамические справочные данные и количественные соотношения химии для решения профессиональных задач <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> – методами экспериментального исследования в химии (планирование, постановка и обработка эксперимента); навыками применения химических закономерностей в своей практической деятельности.
2	ОПК-3	Готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире	<p>В результате освоения дисциплины обучающийся должен</p> <p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные положения теории строения вещества и природы химической связи, свойства химических веществ и классов химических соединений неорганической химии; <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешность, математически моделировать физические и химические процессы и явления, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения; <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> – методами определения физико-химических свойств неорганических веществ и механизмов химических процессов.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Содержание дисциплины служит основой для изучения следующих дисциплин:

№	Наименование дисциплины
1	Физическая химия (Термодинамика. Термохимия. Константа химического равновесия. Химическая кинетика. Растворы. Равновесия в растворах электролитов. Электродные потенциалы).
2	Общая химическая технология (Химико-физические основы химических процессов. Химико-технологические системы. Сырьевая и энергетическая подсистема ХТС. Химическая технология и окружающая среда).
3	Безопасность жизнедеятельности (Защита человека и среды обитания от вредных и опасных производственных факторов).
4	Физическая химия тугоплавких и неметаллических силикатных материалов (Строение веществ в конденсированном состоянии. Строение и свойства вещества в кристаллическом, аморфном, жидком, высокодисперсном состояниях. Физико-химические процессы синтеза тугоплавких неметаллических и силикатных материалов).

3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 9 зач. единиц, 324 часов.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр № 1	Семестр № 2
Общая трудоемкость дисциплины, час	324	179	145
Аудиторные занятия, в т.ч.:	30	18	12
Лекции	10	8	8
лабораторные	16	8	8
практические	4	4	-
Самостоятельная работа студентов, в том числе:	294	161	133
Курсовой проект			
Курсовая работа			
Расчетно-графическое задания			
Индивидуальное домашнее задание	18	9	9
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	240	116	124
Форма промежуточной аттестации (экзамен)	36	36	-

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
1. Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов					
	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.	1	1	1	20
2. Основные законы химии					
	Основные понятия. Моль и эквивалент. Расчет массового состава. Газовые законы (закон кратных и объемных отношений, закон Авогадро, закон парциальных давлений, закон Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, объединенный закон, уравнение Менделеева-Клапейрона). Стехиометрические законы (закон постоянства и сохранения массы, закон эквивалентов).	1	-	1	10
3. Общие закономерности осуществления химических процессов					
	Основные понятия термодинамики и химической кинетики. 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. 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 Бертелло-Томсена.	1	1	2	10
4. Теоретические основы описания свойств растворов					
	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 ме-	1	1	2	24

	жду изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Правило Бертолле-Михайленко. Условия протекания ионно-обменных реакций. Ионное произведение воды, водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Константа и степень гидролиза. Расчет рН кислот, оснований, солей.				
5. Окислительно-восстановительные свойства веществ					
	Степень окисления элементов. Окисление и восстановление, окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР. Способы уравнивания редокс-реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный). Влияние среды на характер протекания ОВР.	1	1	1	18
6. Процессы, протекающие в электрохимических системах					
	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.	1		1	18
7. Строение атома и виды химической связи.					
	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.		-	-	24
8. Строение и свойства координационных соединений					
	Классификация, номенклатура, структура, диссоциация. Понятие о центральном атоме, лигандах, внешней и внутренней координационных сферах, заряде комплексных частиц. Образование комплексов. Способы получения и разрушения комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Вторичная диссоциация комплексов. Константа нестойкости.		-	-	18

9. Строение вещества в конденсированном состоянии					
	Твердое состояние: кристаллы, типы химической связи в кристаллах, основные структурные типы неорганических веществ, зонная теория кристаллов. Жидкое состояние: структура жидкости, аморфное состояние.	-	-	-	14
	Итого	6	4	8	116

Курс 1 Семестр 2

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
10. Химия s-элементов периодической системы элементов и их соединений					
	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.	1	-	1	18
11. Химия p-элементов III-IV групп периодической системы элементов и их соединений					
	Электронное строение, валентности, степени окисления, нахождение в природе, получение. Отношение p-элементов IIIA-IVA групп к простым и сложным соединениям. Важнейшие представители p-элементов IIIA-IVA групп. Оксид и гидроксид алюминия. Комплексная переработка нефелина. Алюминаты и гидроалюминаты. 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.	1	-	1	18
12. Химия p-элементов V- VII групп периодической системы элементов и их соединений					
	Распространенность в природе. Получение и физические свойства. Строение атома, степени окисления и валентности. Отношение к простым и сложным веществам.	1	-	1	18

<p>Оксиды азота, получение и свойства. Особенности разложения нитратов фосфатов, солей аммония. Гидроксиды азота и фосфора. Использование соединений VA группы в строительстве.</p> <p>Важнейшие соединения кислорода (вода, пероксид водорода). Сероводород. Оксиды и гидроксиды серы. Сульфаты, применение в промышленности строительных материалов. Кислородные соединения галогенов, оксиды и гидроксиды. Особенности взаимодействия фтора с простыми и сложными веществами. Некоторые технические продукты. Минерализаторы. Плавиковая кислота.</p>				
<p>13. Химия d-элементов IB-IIIВ групп периодической системы элементов и их соединений</p>				
<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. Роль комплексообразования в переводе Cu, Ag и Au в раствор. Оксиды и гидроксиды. Малахит и лазурит. Применение. Причина отличия свойств элементов IB 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. Применение. Меры безопасности при работе с Hg и ее соединениями.</p>		-	1	18
<p>14. Химия d-элементов VIB-VIIIВ групп периодической системы элементов и их соединений</p>				
<p>Электронное строение. Нахождение в природе. Получение. Отношение к простым и сложным веществам. Свойства оксидов и гидроксидов Cr, Mo, W. Оксиды марганца. Применение. Абразивы и режущие инструменты на основе карбидов WC, MoC. Нихром. Нержавеющая сталь. Керметы, содержащие, Cr, Mo, W.</p>		-	2	18
<p>15. Химия d-элементов IVB-VB, VIIIВ групп периодической системы элементов и их соединений</p>				
<p>Электронное строение. Нахождение в природе. Получение. Отношение к простым и сложным веществам. Свойства важнейших соединений. Металлокерамика. Титан – как конструкционный металл. Фиониты. Цирконовые и циркониевые огнеупоры. Получение, свойства и применение карбидов NbC b TaC. Карбонилы и гидроксиды Fe, Co, Ni. Применение.</p>	1	-	2	34
<p>Итого</p>	4	-	8	124

4.2. Содержание практических (семинарских) занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема практических занятий	К-во часов	К-во часов СРС
Семестр № 1				
1.	Классификация, свойства классов неорганических соединений	Свойства основных классов неорганических соединений [2] стр. 28-37	1	2
2.	Общие закономерности осуществления химических процессов	Скорость химической реакции. Химическое равновесие [2] стр. 79-94	1	2
		Энергетика химических реакций. Химико-термодинамические расчеты [2] стр. 66-79		
3.	Теоретические основы описания свойств растворов.	Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Растворимость. [2] стр. 95-109	1	2
		Растворы электролитов. Гидролиз солей. [2] стр. 111-138		
4.	Окислительно-восстановительные свойства веществ	Окислительно-восстановительные реакции. Основы электрохимии. [2] стр. 139-173	1	2
ИТОГО:			4	8

4.3. Содержание лабораторных занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
Семестр № 1				
1.	Классификация, свойства классов неорганических соединений	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. Кислотно-основные свойства классов неорганических соединений	1	1
2.	Основные законы химии	Стехиометрические законы химии	1	
3.	Общие закономерности осуществления химических процессов	Определение тепловых эффектов химических процессов	1	1
4.		Химическая кинетика и равновесие	1	
5.	Теоретические основы описания свойств растворов.	Свойства растворов.	1	
		Ионные равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей.	1	1
6.	Окислительно-восстановительные свойства веществ. Процессы, протекающие в электрохимических системах	Окислительно-восстановительные свойства элементов. Электрохимические процессы	2	1
ИТОГО:			8	4

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
Семестр № 2				
1.	Химия <i>s</i> -элементов периодической системы элементов и их соединений.	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. Свойства <i>s</i> -элементов	1	1
2.	Химия <i>p</i> -элементов III-IV групп периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>p</i> -элементов III-IVA групп	1	1
3.	Химия <i>p</i> -элементов V-VII групп периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>p</i> -элементов V-VII A групп	2	1
4.	Химия <i>d</i> -элементов I-VIII групп периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>d</i> -элементов I-VIII групп	4	1
ИТОГО:			8	4

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

5.1. Перечень типовых вопросов (типовых заданий)

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание вопросов (типовых заданий)
1	2	3
1 семестр		
1	Классификация, свойства химических элементов.	<p>1. Закончите уравнение реакций: $\text{NiO} + \text{P}_2\text{O}_5 =$; $\text{Li}_2\text{O} + \text{HCl} =$; $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} =$; $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$; $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} =$; $\text{CaOHNO}_3 + \text{HCl} =$.</p> <p>2. Напишите в молекулярном виде реакции следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeOHCl} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeSO}_4$</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</p>

		<p>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 КОН ($\rho=1,263\text{г/мл}$).</p> <p>2. Какая масса 5%-ного раствора AgNO_3 требуется для обменной реакции со 120 мл 0,6 н. раствора AlCl_3?</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: $\text{CaCO}_{3(\text{к})} \rightarrow \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$</p> <p>3. Стандартное изменение энергии Гиббса для реакции $A + B = AB$ при 298 К равно -8 кДж/моль. Начальные концентрации $[A]_0 = [B]_0 = 1$ моль/л. 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: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}); \quad \Delta H^\circ = 180 \text{ кДж}$ а) при понижении температуры; б) при повышении давления.</p> <p>6. Вычислить стандартное изменение энтальпии в реакции: $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = \text{CaCO}_{3(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$</p>
5	Теоретические основы описания свойств растворов.	<p>1. Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах: а) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} =$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$.</p> <p>2. Приведите уравнение диссоциации электролитов в растворах: MgCl_2; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; H_3PO_4; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; AlOHSO_4.</p> <p>3. Определите величину рН водных растворов HCl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ концентрации 0,11 моль/л. Рассчитайте рН, константу гидролиза NH_4CN.</p> <p>4. Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах и укажите реакцию среды растворов следующих солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; Na_2SO_3; CaCl_2; NaCl; Fe_2S_3.</p> <p>5. Рассчитайте рН, константу гидролиза NH_4CN, если константы диссоциации NH_4OH и HCN соответственно равны $1,77 \cdot 10^{-5}$ и $4,9 \cdot 10^{-10}$ ($C = 0,5$ 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> <p>$\text{MgO} + \text{Cl}_2 + \text{C} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}; \quad \text{Ag}(\text{NO}_3) \xrightarrow{t} \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2;$ $\text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2; \quad \text{HClO}_3 \xrightarrow{t} \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O};$</p> <p>2. Закончите окислительно-восстановительные реакции, используя ионно-электронный метод:</p> <p>$\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \dots$ $\text{KJ} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \dots$</p>

		3. Возможна ли реакция: $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2 семестр		
7	Химия <i>s</i> -элементов I-PA групп периодической системы элементов и их соединений	1. Определите массу твердых и объем газообразных продуктов, образующихся при растворении 12 г кальция в 120 мл 12%-ного раствора азотной кислоты ($\rho=1,07$ г/мл). 2. Закончить превращения: $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} =$; $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$; $\text{Ca} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 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.
8	Химия <i>p</i> -элементов IIIA группы периодической системы элементов и их соединений	1. Определить массу осадка и объем газа (н.у.), полученные при растворении 101 г сульфида алюминия. 2. Определить объем выделившегося газа ($t=18^\circ\text{C}$, $P=736$ мм.рт.ст.) при взаимодействии 26 г свинца и 57 мл 0,4 н. раствора гидроксида натрия. 3. Закончите реакции: $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH}_{\text{раствор}} =$; $\text{B} + \text{KOH} =$; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$; $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$; $\text{B} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$. 4.
9	Химия <i>p</i> -элементов IVA группы периодической системы элементов и их соединений	1. Определить массу образовавшегося осадка при смешивании 246 г оксида свинца (II) и 57 мл 0,4 н. раствора сульфата натрия. 2. Какую массу кремния необходимо взять для получения 27 г метасиликата натрия? 3. Закончите реакции: $\text{Si} + \text{NaOH}_{(\text{расплав})} =$; $\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} =$; $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3$
10	Химия <i>p</i> -элементов VA группы периодической системы элементов и их соединений	1. Какой объем 0,1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора? 2. Какой объем 6%-ного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\rho=1,04$ г/мл) требуется для окисления в сернокислом растворе KNO_2 , содержащегося в 0,15 л 0,5 М раствора? 3. Закончите уравнения реакций: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$; $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{HNO}_3 \xrightarrow{t}$; $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$; $\text{Bi} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow$.
11	Химия <i>p</i> -элементов VIA группы периодической системы элементов и их соединений	1. Сколько г 3,4%-ного раствора H_2O_2 требуется для окисления 100 мл 1 М раствора FeSO_4 в присутствии H_2SO_4 ? 2. Сколько кг BaO_2 и 20%-ного раствора H_2SO_4 требуется для получения 120 кг 30%-ного раствора перекиси водорода? 3. Закончите уравнения реакций: $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} +$; $\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$
12	Химия <i>p</i> -элементов VIIA группы периодической системы элементов и их соединений	1. Сколько г KClO_3 можно получить, пропуская Cl_2 через 200 мл 2 М раствора NaOH ? 2. В 100 г H_2O при 20°C растворяется 3,6 г брома. Сколько г бромной воды потребуется для окисления 7,6 г FeSO_4 в сернокислом растворе? 3. Закончите уравнения реакций: $\text{KClO}_3 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$; $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{нагр. кат.}} \rightarrow$; $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.
13	Химия <i>d</i> -элементов	1. Сколько молей $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ необходимо взять для окис-

	периодической системы элементов и их соединений	ления HBr, чтобы получить 8 г брома? [¶] 2. Сколько г Zn окислится NaNO ₃ в щелочной среде, если выделится 2,8 л аммиака (н.у.)? 3. Закончите уравнения реакции: $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = \dots$ $VO + KOH = \dots$ $Zn(OH)_2 + KOH = \dots$
--	---	--

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.

ИДЗ № 1 состоит из 20 заданий по различным темам общей химии [4] и ИДЗ № 2 – 20 задач по свойствам элементов периодической системы Д.И. Менделеева [6].

5.4. Перечень контрольных работ

Контрольные работы не предусмотрены.

6. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

6.1. Перечень основной литературы

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н. С. Ахметов. – СПб.: Лань, 2014. – 752 с.

2. 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

3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие / Н. Л. Глинка. - изд. стер. - М.: Интеграл-Пресс, 2005. - 240 с.

4. Денисова, Л.В. Общая и неорганическая химия: учеб.-практическое пособие для студентов заочной формы обучения / Л.В. Денисова, Н.В. Ключникова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2014. – 237 с.

5. Денисова, Л.В. Теоретические основы общей химии: учебно-практическое пособие для студентов заочной формы обучения / Л.В. Денисова, Н.В. Ключникова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2012. – 210 с. – Режим доступа <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2013040918131797000100009652>

6. Клименко В. Г. Теоретические основы неорганической химии: учеб.-практическое пособие для студентов заочной формы обучения / В. Г. Клименко, Л.В. Денисова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2011. – 168 с.

7. Клименко В. Г. Теоретические основы неорганической химии: учеб.-практическое пособие для студентов заочной формы обучения / В. Г. Клименко, Л.В. Денисова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2011. – 168 с. Режим доступа <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014040920543143194600001400>

6.2. Перечень дополнительной литературы

1. 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>

2. 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.- Режим доступа <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2013040918131797000100009652>

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 НеХудоожественная Литература NeHudLit: <http://www.nehudlit.ru/books/subcat352.html>
6. Электронно-библиотечная система <<IPRBooks>>: <http://www.iprbookshop.ru/>
7. Электронная библиотечная система изд-ва <<Лань>>: <http://e.lanbook.com>

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

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

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

1. Программа контроля знаний по химии «Supertest»
2. Программа «Виртуальная лаборатория ChemLab»
3. Программа химико-математических расчётов «CHEMMATHS»
4. Программа «Виртуальная химическая лаборатория»
5. Программное обеспечение для экспресс-контроля теоретических знаний в форме тестирования;
6. Microsoft Windows 7.

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ И ГРАФИК РАБОТЫ СТУДЕНТОВ (ГРС)

Рабочая программа и ГРС утверждена на 2017/2018 учебный год с изменениями по разделу 7.

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

Для проведения лекционных занятий необходима аудитория, оснащенная презентационной техникой (проектор, экран, компьютер), комплект электронных презентаций (лаб. 325, кафедра ТиПХ); лабораторных занятий – учебная химическая лаборатория (лаборатории кафедры), оснащенная лабораторными столами, вытяжным шкафом, сушильным шкафом, аналитическими весами, электролизером, электрическими плитками, фотоколориметрами, рН-метрами.

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

1. Программа контроля знаний по химии «Supertest»;
2. Программа «Виртуальная лаборатория ChemLab»;
3. Программа химико-математических расчётов «CHEMMATHS»;
4. Программа «Виртуальная химическая лаборатория»;
5. Программное обеспечение для экспресс-контроля теоретических знаний в форме тестирования;
6. Microsoft Windows 7;
7. Kaspersky EndPoint Security Стандартный Russian Edition 1000-1499 Node 1 year;
8. Microsoft Office Professional 2013;
9. Офис 365 для образования (студенческий);
10. Программный комплекс «Прогресс-2000».

Протокол № 1 заседания кафедры от «31» 08 2017г.


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

Директор ХТИ Павленко В.И.

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа утверждена без изменений и дополнений на 2018/2019 учебный год

Протокол № 11 заседания кафедры от «21» 05 2018г.

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

Директор ХТИ  Павленко В.И.

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

Рабочая программа на 2019 /2020 учебный год утверждена с изменениями.

Изменения по п.3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ.

Общая трудоемкость дисциплины составляет 9 зач. единицы, 324 часа.

Вид учебной работы	Всего часов	Установочная сессия	Семестр № 1	Семестр № 2
Общая трудоемкость дисциплины, час	324	2	160	162
Аудиторные занятия, в т.ч.:	18		10	8
Лекции	8	2	2	4
лабораторные	8		4	4
практические	2		2	-
Самостоятельная работа студентов, в том числе:	306	2	150	154
Курсовой проект				
Курсовая работа				
Расчетно-графическое задания				
Индивидуальное домашнее задание	18		9	9
Другие виды самостоятельной работы	252	2	105	145
Форма промежуточной аттестации (экзамен)	36		36	-

Изменения по п.4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Содержание лекционных занятий

Наименование тем, их содержание и объем

Курс I Семестр I

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
Установочная сессия, семестр I					
1.	Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов.				
	Важнейшие неорганические соединения, номенклатура, свойства. Кислотно-основные свойства веществ. Современные представления о строении атома. Квантовые числа. Строение многоэлектронных атомов.	2			6
	ИТОГО	2			4

2. Основные законы химии					
	Основные понятия. Моль и эквивалент. Расчет массового состава. Газовые законы. Стехиометрические законы (закон постоянства и сохранения массы, закон эквивалентов).		1		20
3. Общие закономерности осуществления химических процессов					
	Основные понятия термодинамики. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Функции состояния системы: энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, правило Вант-Гоффа. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.			2	22
4. Теоретические основы описания свойств растворов					
	Растворы. Способы выражения концентраций растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Теория электролитической диссоциации. Правило Бертолле-Михайленко. Ионное произведение воды, водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза. Расчет pH кислот, оснований, солей.	1	1	1	22
5. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Электрохимические процессы					
	Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Ряд напряжений металлов. Гальванические элементы. Коррозия металлов. Электролиз растворов и расплавов солей.	1		1	18
	Итого	2		4	105

Курс 1 Семестр 2

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.				
		Лекции	Практические	Семинары	Лабораторные	Самостоятельная работа
6. Химия s-элементов I-III групп периодической системы элементов и их соединений						
	Свойства элементов I-III-A групп. Распространенность, получение, применение. Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Взаимодействие соединений, их термическая устойчивость.	1			1	14
7. Химия p-элементов IV-VI групп периодической системы элементов и их соединений						
	Особенности строения атома углерода и кремния, их аллотропные модификации. Свойства подгруппы германия. Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Свойства азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства.	1			1	16


	ва. Аллотропные модификации фосфора. Важнейшие соединения, их термическая устойчивость. Свойства серы, селена и теллура, их кислородные соединения. Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Водород, вода, галогены. Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Термическая устойчивость соединений.				
8. Химия <i>p</i>-элементов VII групп периодической системы элементов и их соединений					
	Свойства галогенов (фтора, хлора, брома, йода, аста-та). Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Важнейшие соединения, их термическая устойчивость.	1		1	18
9. Химия <i>d</i>-элементов I-VIII групп периодической системы элементов и их соединений					
	Общие свойства <i>d</i> -металлов. Получение чистых и сверхчистых металлов. Электронное строение элементов, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Распространенность, получение, применение.	1		1	16
	Итого	4		4	64

4.3. Содержание лабораторных занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
Семестр № 1				
1	Общие закономерности осуществления химических процессов	Определение тепловых эффектов химических процессов.	1	2
2		Химическая кинетика и равновесие	1	2
3	Теоретические основы описания свойств растворов.	Ионные равновесия в растворах электролитов и гидролиз солей.	1	2
4	Окислительно-восстановительные свойства веществ. Электрохимические процессы	Реакции с изменением степени окисления. Электрохимические процессы	1	2
ИТОГО:			4	8
Семестр № 2				
1	Химия элементов I-III групп периодической системы элементов и их соединений	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. Свойства элементов I-III групп элементов	1	2

2	Химия элементов IV-VI групп периодической системы элементов и их соединений	Свойства элементов IV- VI группы элементов	1	2
3	Химия p-элементов VII группа периодической системы элементов и их соединений	Свойства элементов VII группы элементов	1	
4	Химия d-элементов I-VIII групп элементов периодической системы элементов и их соединений	Свойства d-элементов I-VIII групп элементов.	1	2
ИТОГО:			4	10

Протокол № 13 заседания кафедры от «22» 05 2019г.


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


Директор ХТИ  Павленко В.И.

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа без изменений утверждена на 2020 /2021 учебный год.

Протокол № 9 заседания кафедры от «14» 05 2021г.

Заведующий кафедрой  В.И. Павленко
подпись, ФИО

Директор института  В.И. Павленко
подпись, ФИО

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа без изменений утверждена на 2021/2022 учебный год.

Протокол № 8 заседания кафедры ТИПХ от «21» апреля 2021 г.

Заведующий кафедрой ТИПХ
д.т.н. профессор

 Павленко В.И.

Директор ХТИ

 Ястребинский Р.Н.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение № 1.

Методические указания для обучающегося по освоению дисциплины

Курс «Общая и неорганическая химия» представляет собой неотъемлемую составную часть подготовки студентов по направлению 18.03.01 «Химическая технология».

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.

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 курса.

Основной вид учебных занятий студентов – самостоятельная работа над учебным материалом. В курсе химии она складывается из следующих элементов: изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнение индивидуальных заданий в виде контрольной работы; оформление лабораторных работ. Самостоятельная работа приобщает студентов к научному творчеству, поиску и решению актуальных современных проблем.

Цель самостоятельной работы студентов – научиться сопоставлять научную, теоретическую информацию с собственным опытом, критически анализируя и оценивая с новой позиции.

Основные задачи управления самостоятельной работой студентов – развитие у студентов практических умений использовать информационные технологии, в том числе адаптивные, для учебной деятельности; самостоятельного изучения учебной литературы, электронных источников с обязательным сопоставлением теоретических положений с практической деятельностью.

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 (основная литература [1] с. 257-288, [3] с. 29-36, [4] с. 28-38. 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 (основная литература [3] с. 29-36; [4] с. 38-49.

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 умении 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 (основная литература [1] с. 176-225, [3] с. 59-77; [4] с. 54-66.

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 положе-

ния теория 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 оксосолей), 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 оксосолей), 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 способы 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 теория 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 (основная литература [1] с. 225-234, [3] с. 47-58; 78-92; [4] с. 50-54, 67-78.

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 (основная литература [1] с. 234-247, [3] с. 107-118; [4] с. 84-100; дополнительная литература [2] с. 168-210)..

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 уяснения 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 σ - и π -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 σ - и π -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 σ -, π -, и δ -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 гидросиликатах, их структуру (основная литература [4] с. 4-27).

Раздел 8 посвящен комплексным соединениям. Основные вопросы: классификация, строение, основные способы получения и свойства комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях. Основной задачей данного модуля является изучение классификации, строения, основных способов получения и свойств комплексных соединений, устойчивости комплексных соединений, константы нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях (основная литература [1] с. 107-113, [3] с. 93-98; [4] с.78-83).

Раздел 9 посвящен конденсированному состоянию вещества.

Главная задача модуля состоит в изучении строения вещества в конденсированном состоянии (основная литература [1] с. 115-139).

2 семестр

Раздел 10 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 соединений (основная литература [1] с.510-538, [6] с.16-27).

Химия p-элементов IIIA-IVA групп и их важнейших соединений рассматривается в **разделе 11**. Необходимо рассмотреть следующие вопросы: общая характеристика p-элементов IIIA-IVA 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 (основная литература [1] с. 421-510, [6] с.26-38).

Раздел 12 посвящен химии p-элементов VA-VIIA групп. В данном модуле рассматрива-

ются 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 р-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 (основная литература [1] с. 309-421, [6] с.39-56).

Разделы 13-15 посвящены химии d-элементов. В данных модулях рассматриваются общие закономерности, основные и характерные степени окисления d-элементов.

Свойства элементов IV 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 IVB и VB 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 IVB-VB: металлокерамика; 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 IVB-VB групп. Электронное строение; нахождение в природе; получение. Отношение к простым и сложным веществам. Свойства важнейших соединений (основная литература [1] с. 571-698, [6] с.57-77).

Методические рекомендации студентам по самостоятельной работе над изучаемым материалом и при подготовке к лабораторным занятиям

Планы лабораторных занятий, их тематика, рекомендуемая литература, цель и задачи ее изучения сообщаются преподавателем на установочной сессии.

На первой странице лабораторного журнала студент оформляет маршрутный лист по следующему образцу, где записываются все лабораторные работы, указанные в календарном плане.

Маршрутный лист

200 /200 уч. год

Фамилия, имя, отчество

Группа

№	Название работы	Допуск	Выполнение
1.	Кислотно-основные свойства основных классов неорганических соединений.		

Вторую страницу первого листа лабораторного журнала оставляют чистой.

В маршрутном листе преподаватель ставит личную роспись в колонках "Допуск" при допуске студента к выполнению лабораторной работы. В колонке "Выполнение" ставит роспись инженер после выполнения лабораторной работы.

Для получения допуска к лабораторной работе студенту необходимо:

1. Оформить лабораторную работу в лабораторном журнале.
2. Уметь объяснить порядок и цель выполнения работы.

Описание опытов и уравнения реакций студент оформляет заранее для получения допуска к выполнению лабораторной работы. Наблюдения и выводы записываются на занятиях после выполнения работы. Выполнение работы студент отмечает у инженера и после этого моет посуду и убирает свое рабочее место.

Студенты выполняют следующие лабораторные работы:

1. Кислотно-основные свойства классов неорганических соединений. Литература: основная [4] с. 118-120, опыты: 1б, 2-9.
2. Свойства растворов. Грубодисперсные и коллоидные системы: основная [4] с. 123-127, опыты 1, 2, 5, 6, 7; с. 140-141, опыты: 2-5.
3. Определение тепловых эффектов химических процессов. Литература: основная [4] с.134-136, опыты 1.
4. Химическая кинетика и равновесие. Литература: основная [4] с.137-142, опыты 1-3, 4а, 4в.
5. Ионные равновесия в растворах электролитов и гидролиз солей. Литература: основная [4] с.142-147, опыты 9-12.
6. Реакции с изменением степени окисления. Литература: основная [4] с.149-150, опыты 1-3, 4а, 5, 7.
7. Электрохимические процессы. Литература: основная [4] с.151-154, опыты 1-4, 7, 9.
8. Свойства элементов I-II групп элементов. Литература: основная [6] с.119-121, опыты 1, 4, 7.
9. Свойства элементов III-IV группы элементов. Литература: основная [6] с.121-123, опыты 2, 3, 6, 7, 8, 11; с.123-128, опыты 4б, 5, 6, 8-11, 13, 14.
10. Свойства элементов V-VII группы элементов. Литература: основная [6] с.128-131, опыты 1, 3-5, 7,12, 14-17; с.132-135, опыты 4, 10, 12-14; с.135-139, опыты 1а, 3-5, 7в, 7е, 8а, 8в, 9, 11.
11. Свойства d-элементов I-VIII групп элементов. Литература: основная [6] с.139-141, опыты 4, 7б, 8-10; с. 141-146, опыты 1-4; с.146-149, опыты 2, 3, 5; с.149-152, опыты 1, 2, 4-6, 9-12.

Методические рекомендации по выполнению ИДЗ

Одним из видов самостоятельной работы является выполнение ИДЗ, которое выполняется в отдельной тетради. Номер варианта ИДЗ определяется по двум последним цифрам номера зачетной книжки. Номера контрольных заданий представлены в таблице 27 [4] и разделе 3.9 [5].

ИДЗ должно быть написано грамотно и разборчиво, без сокращения слов, с полями для замечаний преподавателя. Сначала записывается условие задания, затем решение. Ответы по каждому заданию должны быть краткими, точными и ясными, не допустимы односложные от-

веты. 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.

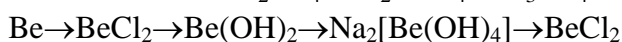
ИДЗ должно быть выполнено студентом и зачтено преподавателем кафедры до начала сессии.

ИДЗ, выполненное не по своему варианту, не засчитывается и возвращается студенту без проверки.

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

Типовые вопросы ИДЗ № 1 [4]:

1-15. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения.



16-23. Составьте химические и графические формулы соединений. Напишите уравнения диссоциации.

16. Ортокремниевая кислота, сульфат алюминия, гидросульфит магния, гидросульфид калия, гидрокарбонат бария, иодид гидроксостронция, нитрат гидроксохрома (III), сульфат ди-гидроксожелеза (III).

24-30. Назовите соединения, приведите их графические формулы и уравнения электролитической диссоциации.

24. H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, KMnO_4 , NaHSO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $(\text{ZnOH})_2\text{SeO}_4$, $\text{FeOH}(\text{ClO}_4)_2$.

31-36. Приведите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде и названия всех возможных солей (кислых, основных, средних), образуемых при взаимодействии нижеперечисленных кислот и оснований.

31. а) гидроксид алюминия и серная кислота;

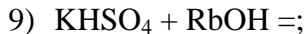
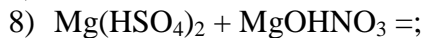
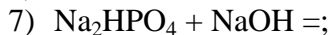
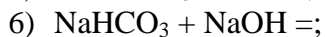
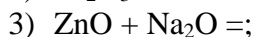
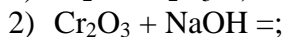
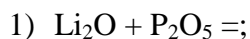
б) гидроксид калия и ортофосфорная кислота.

37-39. Напишите формулы оксидов, соответствующие указанным гидроксидам. Укажите кислотно-основные свойства оксидов и подтвердите химическими реакциями в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Назовите полученные соединения.

37. KOH , H_2SO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$

43-45. Закончите уравнения реакций и назовите полученные соединения.

43.



46-90. Задачи на основные законы химии.

46. Является ли эквивалент элемента постоянной величиной? Чему равны молярные массы эквивалентов хрома в его оксидах, содержащих 76,47; 68,42 и 52,0% хрома? Определите ва-

лентность хрома в каждом из этих оксидов и составьте их формулы.

91-105. Приведите полную и характеристическую формулы атомов в нормальном и возбужденном состояниях. Приведите графическую электронную формулу валентных подуровней элементов в нормальном и возбужденном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулы гидридов и оксидов, соответствующие высшим степеням окисления этих элементов.

91. Селен, марганец, фтор.

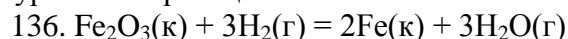
106-120. Напишите электронную формулу атома элемента, назовите его и укажите к какому семейству он относится, если значения квантовых чисел (n , l , m_l , m_s) электронов внешнего электронного уровня следующие:

106. 3,2,-2,+1/2; 3,2,-1,+1/2; 3,2,0,+1/2; 3,2,+1,+1/2; 3,2,+2,+1/2;
3,2,+2,-1/2; 4,0,0,+1/2; 4,0,0,-1/2.

121-135. Задачи по теме «Химическая связь и строение молекул».

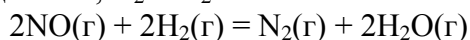
121. Опишите строение частиц PH_3 , PO_4^{3-} методом валентных связей: тип гибридизации АО фосфора, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные π -связи в этих частицах? Полярны ли связи в PH_3 ? Полярна ли молекула PH_3 (дайте обоснованный ответ)?

136- 150. Пользуясь справочными данными определите возможность протекания реакции в стандартных условиях, ее тепловой эффект и изменение энтропии. Напишите термохимическое уравнение реакции:



151-165. Задания по теме «Химическая кинетика и равновесие».

151. Начальные концентрации NO , H_2 и H_2O в гомогенной системе



соответственно равны 0,1; 0,05 и 0,1 моль/л. Вычислите равновесные концентрации H_2 , N_2 и H_2O , если равновесная концентрация $[\text{NO}] = 0,07$ моль/л. Чему равна константа равновесия?

166-180. Задачи на различные способы выражения концентраций растворов.

166. Какой объем 0,03 н. раствора ортофосфорной кислоты прореагирует с 250 г 4%-го раствора гидроксида натрия до образования гидроортофосфата натрия?

181-225. Задачи на гидролиз солей и расчет pH кислот и оснований.

181. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворе между: а) KHSO_3 и NaOH ; б) CH_3COOH и NaOH ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ; г) CuSO_4 и H_2S . Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

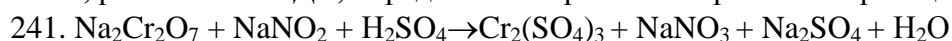
197. Вычислите pH раствора при $\alpha = 1$, если 2 мл 96%-й серной кислоты ($\rho = 1,840$ г/см³) разбавили до трех литров.

212. Какую реакцию имеют растворы солей ZnCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KNO_3 , K_2CO_3 и NaCN ? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

226-240. Задания по теме «Комплексные соединения».

226. Составьте координационные формулы, назовите и напишите уравнения диссоциации комплексных соединений $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$ в водных растворах. Координационное число кобальта равно 6.

241-255. Уравняйте реакции ионно-электронным методом, укажите Окислитель и восстановитель, рассчитайте ЭДС, определите направление протекания реакции и ее тип:



256-270. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из двух металлических пластин, опущенных в растворы их солей. Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите ЭДС гальванического элемента.

256. Sn ($C_{\text{соли}} = 0,5$ моль/л) и Al ($C_{\text{соли}} = 1,5$ моль/л).

271-285. Задачи по теме «Электролиз растворов и расплавов солей».

271. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора CrCl_3 и Na_2SO_4 на инертных электродах. Определите объем газа (136°C , 456 мм.рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 113,3 г расплава CrCl_3 .

286-300. Задачи по теме «Коррозия металлов».

286. Где коррозия железа протекает быстрее: в растворе Na_2CO_3 или NiCl_2 ? Дать мотивированный ответ (уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах, электродные процессы с расчетом ЭДС и ΔG° , схема гальванического элемента).

Типовые вопросы ИДЗ № 2 [6]:

Свойства s-элементов I-IIА групп

1-15. Задачи на определение жесткости воды.

1. На титрование 100 см^3 воды, содержащей гидрокарбонат магния, потребовалось 25 см^3 0,1 н. раствора соляной кислоты. Рассчитайте жесткость воды и определите массу соли, содержащейся в $0,4 \text{ м}^3$ этой воды.

2. Вычислите карбонатную жесткость воды, если для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см^3 воды, необходимо 15 см^3 0,08 н. раствора соляной кислоты.

16-30. Составьте уравнения реакций с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Обменные реакции напишите в ионно-молекулярном виде, окислительно-восстановительные реакции уравнивайте ионно-электронным методом.

16. $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

$\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$

31-45. Задачи на свойства I-IIА групп элементов.

31. Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях (%), если масса выделившегося газа составила 10 % от массы сплава.

Свойства p-элементов IIIА группы

46-60. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.

46. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{раствор}}$; $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{CoO} \rightarrow$;
 $\text{B} + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{Ga} + \text{HNO}_{3\text{конц}} \rightarrow$; $\text{NaBO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

61-75. Задачи на свойства IIIА группы элементов.

61. Определите какой объем 10%-ного раствора метабората кальция ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) можно получить из 52 г бора?

Свойства p-элементов IVА группы

76-90. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.

76. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}} \xrightarrow{t}$; $\text{Si}_{\text{аморф}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{пар}} \xrightarrow{t}$; $\text{Ge} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}} \rightarrow$;



91-105. Задачи на свойства IVA группы элементов.

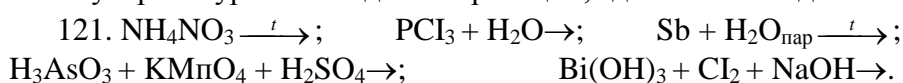
91. Имеется смесь кремния и карбоната кальция. Определите ее состав, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия этой смеси выделился газ объемом 22,4 дм³ (н.у.), а при обработке такой же массы смеси соляной кислотой – 0,1 моль газа.

Свойства *p*-элементов VA группы

106-120. Задачи на свойства VA группы элементов.

106. Для полной нейтрализации раствора, полученного при гидролизе 1,23 г некоторого галогенида фосфора, потребовалось 35 мл раствора гидроксида калия с концентрацией 2 моль/л. Определите формулу галогенида.

121-135. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.



136-150. Задачи на свойства VA группы элементов.

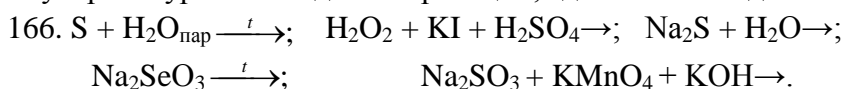
136. При нагревании смеси нитратов натрия и свинца образовался оксид свинца (II) массой 22,3 г и выделились газы объемом 6,72 дм³ (н.у.). Рассчитайте массу смеси исходных веществ.

Свойства *p*-элементов VIA группы

151-165. Задачи на свойства VIA группы элементов.

151. Сжиганием 25 л (н.у.) сероводорода получили сернистый ангидрид, причем его выход составил 90% от теоретического. Полученный газ пропустили через раствор, содержащий 280 г гидроксида калия. Определите состав и массу образовавшейся соли.

166-180. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.

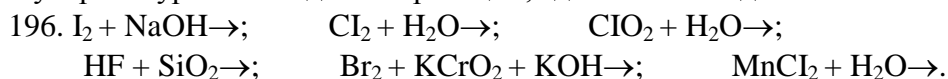


Свойства *p*-элементов VIIA группы

181-195. Задачи на свойства VII A группы элементов.

181. Вычислите нормальность 10%-ного раствора иодата калия как окислителя ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$) при его восстановлении до свободного иода.

196-210. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.



211-225. Задачи на свойства VII A группы элементов.

211. При электролизе 113,3 г 50%-ного раствора иодида кадмия на катоде выделился металл массой 14,75 г. Определите объемы газов (н.у.), выделившихся на электродах и процентное содержание гидроксида кадмия в растворе после электролиза.

Свойства *d*-элементов I-IVB групп

226-240. Задачи на свойства *d*-элементов I-IVB групп.

226. Определить pH и степень гидролиза 6,9%-ного раствора нитрата кадмия ($\rho = 1,061 \text{ г/см}^3$).

241-255. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.

241. $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_{3\text{конц}} \rightarrow$; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$;
 $\text{CdBr}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц, гор}} \rightarrow$; $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{KI} \rightarrow$; $\text{Sc} + \text{NO}_2 \rightarrow$.

256-270. Задачи на свойства *d*-элементов I-IVB групп элементов.

256. Какой объем 8%-ного раствора сульфида натрия потребуется для полного осаждения меди из раствора, полученного обработкой соляной кислотой продукта прокаливания на воздухе 12,7 г меди?

Свойства *d*-элементов V-VIII групп

271-285. Закончите уравнения реакций. Составьте ионно-электронные и ионно-молекулярные уравнения для тех реакций, где это необходимо.

271. $\text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{V} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц, гор}} \rightarrow$; $\text{Mo} + \text{H}_2\text{O}_{\text{пар}} \xrightarrow{t} \rightarrow$;
 $\text{Co} + \text{HNO}_{3\text{разб, гор}} \rightarrow$; $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

286-300. Задачи на свойства *d*-элементов V-VIII групп

286. К 3,92 г сульфата хрома (III) добавили 2 г гидроксида калия. Какую массу гидроксида калия необходимо еще добавить, чтобы образовавшийся осадок полностью растворился?

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 неизвестные 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.

Вопросы для проведения итоговой аттестации

1 семестр, экзамен

Теоретические вопросы

Главное квантовое число. Побочное квантовое число. Магнитное квантовое число. Спинное квантовое число. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского.

Дайте определения: атом, молекула, простые и сложные вещества, моль. Стехиометрические законы химии. Основные газовые законы. Закон Авогадро. Мольный объем газа. Нормальные условия. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Универсальная газовая постоянная, ее численное значение, физический смысл. Моль. Относительная атомная и молекулярная массы. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Эквивалентный объем. Окислительно-восстановительный эквивалент. Как рассчитываются эквивалентные массы оксидов, оснований, кислот и солей. Абсолютная и относительная плотность газа. Закон сохранения массы. Парциальное давление газа. Закон парциальных давлений.

Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость веществ.

Основные понятия химической кинетики. Гомогенные и гетерогенные процессы. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Химическое равновесие. Влияние концентрации на скорость химических реакций. Влияние температуры на скорость химических реакций. Направление химических реакций.

Термохимические уравнения. Законы Рауля. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы. Осмос. Законы термодинамики. Термодинамическая Энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса. Термохимические уравнения. Характеристики функции состояния системы. Стандартные условия. Энтальпийный и энтропийный факторы. Изобарно-изотермический потенциал. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Закон Гесса.

Диссоциация воды. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Гидролиз. Физический смысл гидролиза. Типы гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Константа и степень гидролиза. Произведение растворимости. Факторы, влияющие на смещение равновесия в реакциях гидролиза.

Типы окислительно-восстановительных реакций. Характерные особенности окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Изобарно-изотермический потенциал. Условия самопроизвольного протекания реакций.

Электролиз растворов. Электролиз расплавов и растворов. Законы Фарадея. Физический смысл постоянной Фарадея. Законы электролиза. Применение электролиза в промышленности.

Ряд напряжений металлов. Зависимость свойств металлов от положения в ряду напряжений. Гальванический элемент. Стандартный электродный потенциал. Виды коррозии. Электрохимическая коррозия. Уравнение Нернста. Методы защиты от коррозии. Химические методы защиты от коррозии.

Практические вопросы

Охарактеризуйте валентные возможности атомов N, Al, S, Mn, B, Ca, C, Cr, P, Zn.

Рассчитайте массу твердых и объем газообразных продуктов, полученных при термическом разложении 250 г известняка, содержащего 85% карбоната кальция ($T=600^{\circ}\text{C}$, $P=1,2$ атм.).

Рассчитайте молекулярную массу газа, если 7 г его при 20°C и 189 мм.рт.ст. занимают объем 22,18 л.

Сколько граммов металла, эквивалентная масса которого равна 29,5 г/моль, можно получить, восстановив 15 г оксида этого металла?

Какой объем (н.у.) газа выделится при взаимодействии соляной кислоты с 1 т известняка, содержащего 10% примесей.

При растворении 0,584 г металла в кислоте выделилось 219 мл водорода при температуре 17°C и давлении 156 кПа. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

Рассчитайте объем водорода, который выделится при растворении алюминия массой 10,8 г в избытке соляной кислоты (н.у.).

13,62 г двухвалентного металла вытеснили из кислоты 5 л водорода, измеренного при 24°C и давлении 152 мм. рт. ст. вычислить эквивалентную и атомную массы металла. Какой это металл?

В состав соединения входят углерод, водород и азот. Углерод составляет в нем 79,12%. Масса азота, полученного из 0,546 г соединения равна 0,084 г. Молекулярная масса вещества 182. Вывести его формулу.

Рассчитайте объем 8%-го раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($\rho=1,160$ г/мл), необходимый для полного растворения 14 г цинка. Определите нормальную и молярную концентрации раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

К 120 г 4,5%-го раствора хлорида кальция прилили 350 мл 0,6 М раствора ортофосфата натрия. Определить массу образовавшегося осадка.

При обработке 8 г смеси магния и железа избытком соляной кислоты выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Определите процентное содержание каждого из металлов.

При какой температуре самопроизвольно пойдет реакция: $\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$?

В каком направлении в стандартных условиях протекают самопроизвольно реакция: $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$?

Определить энтальпию образования $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2(\text{к})$, если тепловой эффект реакции равен 161 кДж $\text{CaCO}_3(\text{к}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

При какой температуре наступит равновесие системы: $\text{CaO}(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{г})$.

Возможна ли в стандартных условиях восстановление диоксида титана до металла графитом: $\text{TiO}_2(\text{к}) + \text{C}(\text{г}) = \text{Ti}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г})$?

При некоторой температуре равновесие в системе $\text{NO}_2 = \text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{NO}_2]=0,006$; $[\text{NO}]=0,024$. Определите константу равновесия.

Определите изменение скорости химической реакции $\text{NO}_2(\text{г}) = \text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$

а) при уменьшении концентрации реагирующих веществ в 4 раза; б) при увеличении давления в системе в 3 раза.

Укажите реакцию среды (рН) растворов следующих солей: иодида калия, метабората натрия, карбоната аммония, хлорида висмута, хромата натрия, нитрата железа (II), цинката натрия, сульфида алюминия, гидросульфата бария, сульфата хрома (III), метасиликата калия, карбоната железа (III).

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающие между веществами: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; $\text{AlOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{NaHSO}_4 + \text{CaOHCl} \rightarrow$; $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

Составьте схему гальванического элемента, состоящего из цинковой и никелевой пластин, опущенных соответственно в 0,3 м и 0,2 м растворы их солей.

Укажите схемы анодного и катодного покрытий железа.

Приведите схемы электролиза раствора и расплава нитрата висмута, сульфата меди

Какие продукты (какова их масса и объём) получают при электролизе 0,5 г расплава и раствора NaOH ?

2 семестр, дифференцированный зачет

Химия s-элементов I-III групп периодической системы элементов

1. Составьте электронные схемы атомов щелочных металлов. Какая из них является наиболее сильным восстановителем? Почему? Могут ли атомы щелочных металлов проявлять окислительные свойства?

2. Какие соединения образуются при взаимодействии элементов IA подгруппы с кислородом? Напишите соответствующие уравнения реакций, определите степень окисления кислорода во всех соединениях. Как можно получить оксиды элементов IA подгруппы? Реагируют ли они с водой?

3. Составьте электронные схемы строения атомов элементов IIА подгруппы. Укажите валентность и степени окисления. Как изменяются свойства металлов с увеличением порядкового номера?

4. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов элементов IIА подгруппы? Напишите уравнения реакций получения оксидов и гидроксидов щелочноземельных металлов.

5. Какие соединения называют негашеной, гашеной и хлорной известью? Составьте уравнения реакций их получения. Какое соединение образуется при прокаливании негашеной извести с углем? Что является окислителем и восстановителем в последней реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

6. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе получения соды по аммиачному способу. Можно ли таким путем получить поташ? Почему?

7–10. Напишите уравнения реакций:

а) с помощью которых можно осуществить превращения;

б) закончите уравнения реакций.

7. а) $\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{BeSO}_4$;

б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$; $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

8. а) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$;

б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{избыток}) \rightarrow$; $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

9. а) $\text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$;

б) $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$; $\text{K} + \text{O}_2(\text{избыток}) \rightarrow$;

10. а) $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}$;

б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{KNO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$;

11. Какой объем газов (н.у.) выделится при термическом разложении 100 т карбоната магния?

12. Вычислите, сколько гашеной извести можно получить из 10 т известняка с содержанием CaCO_3 90%.

13. Что такое жесткость воды? В каких единицах она выражается? Чему равна жесткость воды, в 10 л которой содержится 6 г CaCl_2 ?

14. Временная жесткость воды 5 мэкв/л. Вычислите, какое количество $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ содержится в 5 л этой воды?

15. Какова масса гашеной извести, которую нужно прибавить к 1 м³ воды для устранения временной жесткости 10 мэкв/л?

16. Строение электронных оболочек атомов бора и алюминия в нормальном и возбужденном состояниях. Степени окисления бора и алюминия.

17. Известно, что Al по многим физико-химическим свойствам более схож с Be, чем со своим аналогом по IIА подгруппе – В. Пользуясь справочной и учебной литературой, укажите как можно большее число отличий Al от В и сходства Al с Be, подтверждающие проявление диагонального сходства их свойств в направлении бериллий – алюминий.

18. Почему алюминий, находясь в ряду напряжений гораздо левее водорода, не вытесняет последний из воды, но легче вытесняет его из водного раствора щелочи? Какую роль играет щелочь в этом процессе? Изобразите уравнениями отдельные стадии.

19. Почему BF_3 – плоская молекула?

20. Получение алюминия в свободном состоянии.

21. Покажите на примерах Al и $\text{Al}(\text{OH})_3$ к водным растворам щелочи и механизм растворения.

22. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций водного раствора аммиака с $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

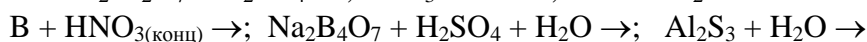
23. Оксид бора (III). Напишите уравнения реакций взаимодействия оксида бора (III) с водой и щелочью.

24. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза тетрабората натрия и хлорида бора. Что общего у этих процессов и в чем различие? Будут ли конечные растворы кислотными, щелочными или нейтральными?

25. На свойстве буры растворять оксиды металлов основано применение ее в производстве эмалей, при пайке металлов. Составьте уравнения реакции буры с оксидами Со (II) и Ст (III). Как называются образующиеся в результате реакции продукты?

26. Закончите уравнения реакций:

$\text{B} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \xrightarrow{t^\circ}$; $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$



27. Получение металлического бария алюмотермическим путем протекает по схеме: $\text{BaO} + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Ba}$. Закончите это уравнение, подсчитайте количество Al, необходимого для восстановления 3,06 кг BaO.

28. Сколько требуется BaCl_2 , чтобы осадить SO_4^{2-} из 1 моля $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$?

29. Строение электронных оболочек атомов углерода, кремния, олова, свинца в нормальном и возбужденном состояниях. Степени окисления.

30. Как изменяется кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов элементов IVA подгруппы при переходе от C к Pb? Как влияет степень окисления Ge, Sn, Pb на кислотно-основной характер их гидроксидов? Объяснения подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

31. Метан, строение молекулы. Каков тип гибридизации атома углерода в метане?

32. Структура простых веществ: алмаза, графита, карбина.

33. Изобразите графические формулы Pb_3O_4 , Pb_2O_3 , $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$. К какому классу веществ относятся эти соединения?

34. С помощью каких реакций можно получить CO_2 ? Дайте краткую характеристику его физических и химических свойств. Какая равновесная система образуется при растворении CO_2 в воде, и как смещается равновесие при нагревании раствора, добавлении щелочи или кислоты?

35. Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения гидролиза метасиликата натрия, хлорида и фторида кремния (IV).

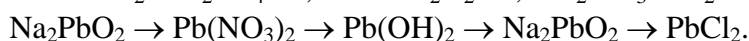
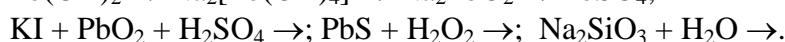
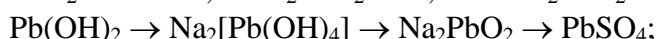
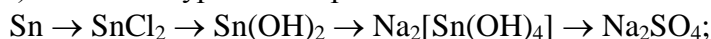
36. Объясните причину отличия степени гидролиза метасиликата натрия в чистой воде и в присутствии хлорида аммония. Напишите уравнения реакций.

37. Напишите в молекулярно-ионной форме уравнения реакций взаимодействия водных растворов хлорида железа (III) и хлорида хрома (III) с раствором карбоната натрия.

38. Напишите уравнения реакций:

а) с помощью которых можно осуществить превращения;

б) закончите уравнения реакций.



39. Какой объем 2 М азотной кислоты нужен для реакции с 0,363 г германия?

40. Какой объем 2 н. раствора NaOH необходимо прибавить к 200 г 5%-ного раствора SnCl_2 , чтобы полностью перевести его в станнит?

41. После прохождения 1 м³ воздуха через раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$ образовалось 2,64 г BaCO_3 . Вычислите процентное содержание CO_2 в воздухе.

Химия p-элементов IV- VIA группы периодической системы элементов

1. Строение электронной оболочки атома фосфора в нормальном и возбужденном состояниях. Степени окисления фосфора в этих состояниях.

2. Дайте характеристику химической связи в молекуле азота.

3. Изобразите пространственное строение NH_3 и иона NH_4^+ . Характер химической связи в молекуле и ионе.

4. Получение фосфора. Аллотропные модификации и их структура.

5. Электронное строение мышьяка, сурьмы и висмута. Степени окисления. Как объяснить ослабление восстановительной активности в ряду As^{3+} , Sb^{3+} , Bi^{3+} и усиление окислительной активности в ряду As^{5+} , Sb^{5+} , Bi^{5+} ?

6. Как изменяются кислотно-основные свойства $\text{Э}(\text{OH})_3$ в ряду As, Sb, Bi? Составьте уравнения реакций гидроксида сурьмы (III) с растворами соляной кислоты, гидроксида натрия и расплавом гидроксида натрия. О каких свойствах Sb (III) говорят эти реакции?

7. Как получают в промышленности азотную кислоту?

8. Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций концентрированной азотной кислоты с медью и очень разбавленной азотной кислоты с магнием.

9. Фосфорная кислота образует одно-, дву- и трехзамещенные соли. Все они гидролизуются. При этом дигидроортофосфаты имеют кислую реакцию, гидрофосфаты – слабощелочную, средние – щелочную. Напишите ионно-молекулярные уравнения гидролиза всех этих солей и объясните, почему растворы имеют разную реакцию среды.

10. Закончите уравнения реакций:



11. Сколько миллилитров 1 н. раствора NaNO_2 потребуется для полного восстановления KMnO_4 в щелочной среде, содержащегося в 100 г 20%-ного раствора KMnO_4 ?

12. Какой объем азота (н.у.) образуется при нагревании 20 г нитрита аммония?

13. Определите количество миллилитров 70%-ной HNO_3 плотностью $1,43 \text{ г/см}^3$, необходимое для полного окисления 20 г серы.

14. Электронное строение серы, селена, теллура в нормальном и возбужденном состоянии. Какие степени окисления они проявляют?

15. Аномальные свойства H_2O , отличающие ее от других жидких веществ. Благодаря чему возможно образование тетраэдрической структуры льда? Дайте мотивированный ответ.

16. Какие соединения называются пероксокислотами? Каково их строение? Изобразите графически формулы пероксофосфорной и пероксодисерной кислот.

17. По какой причине очень сильно различаются температуры кипения воды и сероводорода, но близки между собой температуры кипения серо- и селеноводорода? Дайте мотивированный ответ.

18. SO_3 , его получение, строение молекулы, свойства.

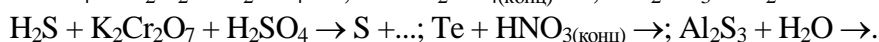
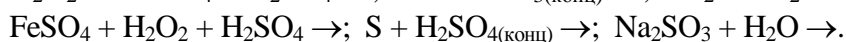
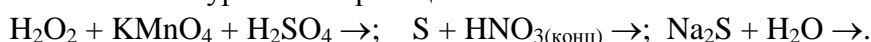
19. Как происходит изменение окислительно-восстановительной активности атомов в группе S–Se–Te–Po?

20. Тиокислоты, их структура и свойства.

21. Чем можно объяснить способность серы к реакциям диспропорционирования? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций серы с концентрированным раствором щелочи.

22. Концентрированную серную кислоту перевозят в железных цистернах. Объясните, почему Fe не взаимодействует с концентрированной серной кислотой. Что произойдет если: а) кислоту нагреть; б) добавить в нее воду? Составьте соответствующие уравнения реакций.

23. Закончите уравнения реакций:



24. Какие объемы H_2S и SO_2 (н.у.) должны прореагировать друг с другом, чтобы масса образовавшейся серы составила 100 кг?

25. Сколько килограмм BaO_2 и 20%-ного раствора H_2SO_4 требуется для получения 120 кг 30%-ного раствора перекиси водорода?

26. Сколько граммов хлората калия, содержащего 4% примесей, следует взять для получения 25 л O_2 при 37°C и $P = 101\,325 \text{ Па}$?

Химия p-элементов IV- VIIA группы периодической системы элементов

1. Электронная структура атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Степени окисления галогенов. В чем сходство между водородом и галогенами?

2. Напишите графические формулы и названия солей: $\text{Ba}(\text{ClO})_2$, $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$, $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$.

3. Напишите формулы хлорита кальция, гипобромида бария, пербромата бария, иодата магния.

4. При каких степенях окисления хлор, бром и иод могут быть только окислителями, только восстановителями, окислителями и восстановителями? Напишите формулы соответствующих соединений.

5. Получение HF, HCl, HBr и HI в лаборатории. Изменение степени диссоциации и восстановительных свойств в этом ряду кислот.

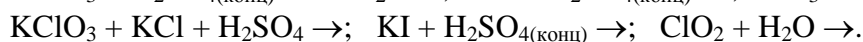
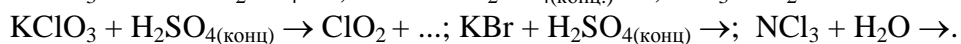
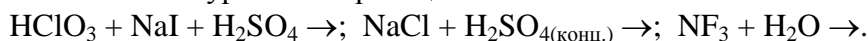
6. Фтороводород и его водные растворы разрушают кварц и стекло. Поэтому их хранят в полиэтиленовой посуде. Приведите уравнения реакций, происходящих при взаимодействии фтороводорода с кварцем.

7. Помимо непосредственного синтеза из простых веществ HCl в промышленности получают по реакции: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$. Почему таким способом нельзя получить HI и HBr? Дайте мотивированный ответ.

8. Напишите уравнения реакций вытеснения брома из бромида калия хлором и из бромата калия иодом. В какой из этих реакций происходит окисление брома, а в какой – восстановление?

9. В промышленности хлор получают электролизом водного раствора хлорида натрия. Небольшие количества хлора в лаборатории удобно получать, действуя концентрированной соляной кислотой на MnO_2 или KMnO_4 . Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций получения хлора в промышленности и в лаборатории.

10. Закончите уравнения реакций:



11. Какой объем хлора при н.у. требуется для взаимодействия с 10 л 3,75%-ного раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$)?

12. Сколько литров хлористого водорода, измеренного при н.у., растворено в 2 л 20%-ной соляной кислоты плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$?

13. Хлороводород, образовавшийся при действии избытка серной кислоты на 11,7 г хлорида натрия, пропустили в 45 г 10%-ного раствора NaOH. Какую реакцию на лакмус покажет полученный раствор? Ответ подтвердите расчетом.

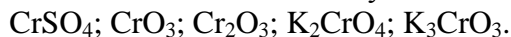
Химия d-элементов VIIA группы периодической системы элементов

1. Составьте электронные схемы строения атомов металлов семейства железа. Какие степени окисления для них характерны? Как изменяется устойчивость к окислению в ряду Fe(II)–Co(II)–Ni(II)? Как изменяется окислительная способность в ряду Fe(III)–Co(III)–Ni(III)?

2. Составьте электронные схемы строения атомов цинка, кадмия, ртути. Какой из этих элементов обладает более ярко выраженными металлическими свойствами и почему?

3. Электронное строение атомов хрома, молибдена и вольфрама, валентные возможности этих элементов. Свойства этих элементов в степени окисления +6.

4. Назовите соединения и укажите степень окисления хрома в них:



5. Как изменяются свойства гидроксидов в ряду $\text{Sc}(\text{OH})_3$ – $\text{La}(\text{OH})_3$ – $\text{Ac}(\text{OH})_3$? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

6. Электронное строение марганца, технеция и рения. Степени окисления этих элементов. Приведите примеры. Почему KMnO_4 в кислой среде наиболее сильный окислитель?

7. Почему гидролиз солей трехвалентного железа идет глубже, чем гидролиз солей двухвалентного железа?

8. Как реагируют соли меди (II) с водным раствором NH_3 : а) при избытке Cu^{2+} и б) при избытке NH_3 ? Напишите уравнения реакций.

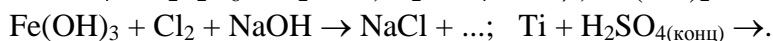
9. Что происходит при добавлении к раствору, содержащему Cr^{3+} , сульфида натрия и соды? Составьте ионные уравнения реакций.

10. Напишите уравнения реакций растворения цинка: а) в соляной кислоте; б) в серной кислоте (концентрированной и разбавленной); в) азотной кислоте (концентрированной и разбавленной); г) щелочи.

11. Напишите уравнения реакций окисления KMnO_4 в различных средах. Восстановители подберите сами (исключая те восстановители, которые уже изучили). Вычислите окислительный эквивалент KMnO_4 и восстановительный эквивалент восстановителя.

12. Как влияет на коррозию железа его контакт с другими металлами? Какой металл будет разрушаться первым на поврежденной поверхности, луженого и оцинкованного?

13. Закончите уравнения реакций:



14. Какой объем 8 н. раствора KOH способен прореагировать с 250 г ZnO , содержащий 18,6% примесей, не растворяющихся в KOH ?

15. Какой объем оксида азота (II) (н.у.) выделится при растворении 19,7 г золота в царской водке?

16. При окислении $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ в кислой среде 0,5 н. раствором перманганата калия выделилось 1120 мл оксида углерода (IV), измеренного при н.у. Сколько щавелевой кислоты по массе вступило в реакцию и какой объем раствора KMnO_4 был израсходован?

17. Сколько граммов AgNO_3 можно получить при действии избытка азотной кислоты на 20 г сплава, содержащего 90% серебра?