

Учреждение образования  
«Белорусский государственный технологический университет»

**УТВЕРЖДАЮ**

Проректор по учебной работе

\_\_\_\_\_ С.А. Касперович  
«\_\_\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2014 г.  
Регистрационный № УД \_\_\_\_\_/р.

**ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ**

Учебная программа учреждения высшего образования по учебной дисциплине для специальностей:

**1–48 01 01 Химическая технология неорганических веществ, материалов и изделий;**

**1–48 01 04 Технология электрохимических производств;**

**1–57 01 01 Охрана окружающей среды и рациональное использование природных ресурсов;**

**Факультет** технология органических веществ

**Кафедра** общей и неорганической химии

**Курс** I

**Семестр** I

**Лекции** – 68 час;

**Экзамен** I семестр

**Практические (семинарские)**

**Занятия, часов:** 50 (для спец. **1–48 01 01** и **1–57 01 01**);

51 (для спец. **1–48 01 04**)

**Зачет** I семестр

**Лабораторные занятия** – 34 часа;

**Аудиторных часов по учебной дисциплине:** 152 (для спец. **1–48 01 01** и **1–57 01 01**); 153 (для спец. **1–48 01 04**)

**Всего часов по учебной дисциплине, часов:**

348 (для спец. **1–48 01 01**); 321 (для спец. **1–48 01 04**); 324 (для спец. **1–57 01 01**)

**Форма получения высшего образования** – дневная

**Составил** И. И. Курило, кандидат химических наук, доцент

2014 г.

Учебная программа составлена на основе учебной программы учреждения высшего образования по дисциплине «Неорганическая химия» утвержденной «\_\_\_» \_\_\_\_\_ 201 г. регистрационный № УД-\_\_\_\_\_/тип.

Рассмотрена и рекомендована к утверждению кафедрой общей и неорганической химии протокол № \_\_\_\_\_ от «\_\_\_» \_\_\_\_\_ 201 г.

Заведующий кафедрой

\_\_\_\_\_ И.И.Курило

Одобрена и рекомендована к утверждению методической комиссией факультета ХТиТ протокол № \_\_\_\_\_ от «\_\_\_» \_\_\_\_\_ 201 г.

Председатель

\_\_\_\_\_

# 1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

## 1.1 . ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

**Целью** дисциплины «Теоретические основы химии» является:

- приобретение навыков выпускниками высшего учебного заведения глубоких систематизированных знаний направленных на развитие у них профессиональной компетентности;
- научнопознавательную, которая заключается в подготовке студентов по основным разделам общей химии с учетом современных тенденций развития химической науки и формировании у них химического мышления;
- конкретно-практическую, связанную с умением применять химические законы и знания закономерностей протекания процессов, использовать методы физико-химических расчетов, проводить химический эксперимент.

**Задачи** дисциплины «Неорганическая химия» является:

- изучение современных представлений о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в периодической системе и характера химической связи; изучение свойств неорганических соединений и закономерностей их изменения, природы химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов,
- овладение методами химических расчетов, кинетического и термодинамического подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации. Усвоение основных законов и теорий химии.

## 1.2. ТРЕБОВАНИЯ К ОСВОЕНИЮ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

После изучения дисциплины студент должен:

**знать:**

- место химии в системе естественных наук, химию как науку о веществе и основы химической технологии, химию как систему жизнеобеспечения;
- основные понятия и фундаментальные законы химии;
- основы строения вещества, теории строения атома, молекул, периодичность изменения свойств элементов, периодический закон как основу систематики неорганических веществ;
- дискретность и непрерывность в природе, соотношение порядка и беспорядка;
- основы термохимии, возможности термодинамического анализа, основы химической кинетики и катализа химических процессов;
- принципы симметрии и законы сохранения;
- химические свойства основных типов неорганических и органических соединений, наиболее распространенные способы их получения;
- закономерности протекания химических и электрохимических реакций;
- учение о химическом равновесии в гомогенных и гетерогенных системах, фазовые и ионные равновесия, особенности поведения электролитов и неэлектролитов в растворах;

– основы электрохимических процессов и способы определения их количественных характеристик;

***уметь:***

– раскрывать физический смысл и обозначать возможные области применения основных законов химии;

– составлять уравнения химических реакций и проводить количественные расчеты;

– проводить расчеты по определению степени превращения веществ в различных химических процессах с использованием их количественных характеристик;

– проводить расчеты, связанные с приготовлением растворов различной концентрации, готовить растворы заданной концентрации;

– рассчитывать термодинамические характеристики индивидуальных веществ и химических реакций, определять термодинамические возможности протекания различных типов реакций;

– проводить термодинамический анализ возможности протекания химических реакций и осуществлять выбор оптимального процесса среди нескольких;

– прогнозировать свойства простых веществ и их соединений на основании положения образующих их атомов элементов в периодической системе;

– применять теории строения атома и химической связи для объяснения свойств и строения химических соединений;

– пользоваться справочниками физико-химических величин;

***владеть:***

– базовыми понятиями теоретических основ химии на уровне, необходимом для решения задач, возникающих при выполнении профессиональных обязанностей;

– основами теории строения химического вещества;

– основными представлениями о химических свойствах элементов и теории химических реакций;

– расчетами, связанными с приготовлением растворов различной концентрации;

– методами термодинамического анализа и кинетики химических реакций, расчетом термодинамических характеристик индивидуальных веществ и химических реакций;

– методами исследования основных химических свойств неорганических соединений;

– навыками составления плана химического исследования и проведения химического эксперимента;

– методами определения количественных характеристик химических и электрохимических процессов, анализа и обработки результатов химических экспериментов.

***Компетенции*** обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

*академические компетенции (АК):*

– уметь применять базовые научно-теоретические знания для решения

теоретических и практических задач;

- владеть системным и сравнительным анализом;
- владеть исследовательскими навыками;
- уметь работать самостоятельно;
- быть способным порождать новые идеи (обладать креативностью);
- владеть междисциплинарным подходом при решении проблем;
- иметь навыки, связанные с использованием технических устройств, управлением информацией и работой с компьютером;
- обладать навыками устной и письменной коммуникации;
- уметь учиться, повышать свою квалификацию в течение всей жизни;
- уметь осуществлять комплексный подход к решению электрохимических проблем;

– уметь создавать и использовать в своей деятельности объекты интеллектуальной собственности;

– обладать физико-математической и химической подготовкой, необходимой для решения профессиональных задач;

*социально-личностные компетенции (СЛК):*

- владеть навыками здоровьесбережения;
- быть способным к критике и самокритике;
- уметь работать в команде;
- уметь находить правильные решения в условиях чрезвычайных ситуаций на предприятиях неорганических веществ, материалов и изделий;

*профессиональные компетенции (ПК):*

– проводить физические, химические, другие поддающиеся анализу испытания всех видов материалов и изделий;

– выполнять сертификацию продуктов и услуг, включая промышленные, пищевые и фармацевтические товары и т. п.;

– применять прогрессивные энергоэффективные и ресурсосберегающие технологии в производстве неорганических веществ, материалов и изделий;.

– осуществлять мероприятия по охране труда в условиях промышленных и испытательных лабораторий;

– применять эффективную организацию и рациональное обслуживание производственных технологических процессов, вести соответствующую документацию и обучение персонала;

– выбирать материалы, технологические процессы и аппараты, безопасные и оптимальные по технико-экономическим, энергетическим, экологическим и иным показателям;

– внедрять современные технологии управления производством;

– планировать проведение эксперимента с последующей статистической обработкой экспериментальных данных и оптимизацией технологических процессов;

– разрабатывать технологическую схему новых электрохимических процессов;

– разрабатывать проектно-сметную и другую документацию;

– находить оптимальные проектные решения;

– проводить испытания с применением моделей и макетов;

– осуществлять научную деятельность;

– заниматься научно-исследовательской деятельностью в области химии и технологии основного органического и нефтехимического синтеза, высокомолекулярных соединений, лакокрасочных материалов и покрытий, полимерных материалов и переработки пластических масс;

– работать с научной, нормативно-справочной и специальной литературой в области производства неорганических веществ, материалов и изделий, проводить патентно-информационные исследования по разрабатываемым технологиям;

– анализировать и оценивать достижения науки в области производства неорганических веществ, материалов и изделий;

– проводить обработку, анализ и интерпретацию полученных результатов научных исследований для публикаций, презентаций, докладов, отчетов;

– взаимодействовать со специалистами смежных профилей;

– осуществлять поиск, систематизацию и анализ информации по вопросам инновационного развития.

### 1.3. СВЯЗЬ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ С ПРЕДШЕСТВУЮЩИМИ УЧЕБНЫМИ ДИСЦИПЛИНАМИ

Для усвоения дисциплины «Неорганическая химия» студентам необходимо знать:

– основные математические операции;

– основные понятия и законы физики.

### 1.4. СТРУКТУРА СОДЕРЖАНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

В соответствии с типовыми учебными планами распределение аудиторных часов для специальностей:

№ п/п	Специальность	Объем работы (в часах)				
		Все-го часов	Всего аудиторных часов	из них		
				лек-ции	лабора-торные занятия	Практи-ческие занятия
1	1-48 01 01 Химическая технология неорганических веществ, материалов и изделий	348	152	68	34	50
2	1 - 48 01 04 Технология электрохимических производств	321	153	68	34	51
3	1-57 01 01 Охрана окружающей среды	324	152	68	34	50

# СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

## 1. ОБЩЕТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

### 2.

#### 1. Введение. Основные понятия и законы химии

Место химии в системе естественных наук. Краткий исторический очерк развития химической науки. Значение химии для развития общества.

Основные химические понятия: атом, химический элемент, молекула, вещество, формульная единица, эквивалент, относительная атомная масса, химическое количество вещества, моль, молярная масса, молярная масса эквивалента вещества.

Международная система единиц физических величин (СИ).

Понятие о стехиометрии. Основные стехиометрические законы. Закон сохранения массы веществ в химических реакциях. Закон постоянства состава вещества. Закон эквивалентов. Газовые законы: закон объемных отношений, закон Авогадро, объединенный газовый закон, закон парциальных давлений.

#### 2. Элементарные сведения о строении атома

Основные положения современной теории строения атома. Составные части атома – ядро и электроны; их заряд и масса. Нуклиды и изотопы. Явление радиоактивности.

Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Уравнение Планка. Спектры атомов и энергетические уровни электронов в атоме. Теория строения атома водорода по Бору. Строение многоэлектронных атомов.

Двойственная природа света. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение де-Бройля. Представление о квантовой механике.

Понятие об уравнении Шредингера для стационарных состояний. Свойства волновой функции. Физический смысл величины  $|\psi|^2 dv$ . Соотношение неопределенностей Гейзенберга.

Квантово-механическое объяснение строения атома. Применение уравнения Шредингера для описания орбиталей атома водорода. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали. Формы электронных орбиталей для  $s$ -,  $p$ -, и  $d$ -состояний и их ориентации в пространстве. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Хунда. Максимальное число электронов на уровнях и подуровнях.

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней в многоэлектронных атомах. Особенности заполнения орбиталей атомов электронами в главных и побочных подгруппах, в семействах актиноидов и лантаноидов;  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -элементы. Правила Клечковского.

Энергия ионизации атомов и ионов. Срoдство к электрону. Электроотрицательность.

#### 3. Периодический закон и периодическая система элементов

Периодический закон Д.И.Менделеева. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система и ее связь со строением атома. Структура периодической системы, ее современные графические формы. Периоды, группы. Физический смысл атомного номера, номера периода и номера группы.

Орбитальные и эффективные радиусы атомов и ионов и закономерность их изменения в периодической системе.

Энергия (потенциал) ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность атомов элементов, закономерности их изменения в группах и периодах.

Периодичность химических свойств атомов элементов, простых веществ и химических соединений. Изменение свойств атомов элементов по периодам и группам в зависимости от строения внешних и предвнешних электронных оболочек и радиусов атомов. Положение металлов и неметаллов в периодической системе.

#### 4. Химическая связь

Электростатическая природа и условие образования химической связи. Основные типы химической связи: ковалентная, ионная и металлическая. Характеристики химической связи – длина, энергия.

Ковалентная связь. Квантово-механическая трактовка механизма образования связи между двумя атомами водорода. Кривая потенциальной энергии взаимодействующих атомов при образовании молекулы водорода. Основные положения теории (метода) валентных связей. Спинвалентный (обменный) и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи.

Свойства ковалентной связи. Насыщаемость связи.  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -связи, энергия одинарных и кратных связей. Валентная и координационная насыщенность атома. Валентность атомов элементов. Валентные возможности элементов II и III периодов периодической системы.

Полярность связи. Эффективные заряды атомов в молекуле. Степень ионности связи. Электрический момент диполя. Полярность и поляризуемость молекул. Степень окисления атома.

Направленность связи. Гибридизация орбиталей. Примеры  $sp$ -,  $sp^2$ - и  $sp^3$ -,  $sp^3d$ -,  $sp^3d^2$ -гибридизации. Связывающие и несвязывающие электронные пары. Влияние отталкивания электронных пар. Прогнозирование пространственного строения молекул.

Локализованные и делокализованные связи, многоцентровые связи. Понятие о резонансных структурах. Делокализованные  $\pi$ -связи (бензол, графит, фуллерены и другие соединения).

Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали в двухатомных гомо- и гетероядерных молекулах. Расположение орбиталей по энергии, последовательность их заполнения электронами, определение порядка связи и магнитных свойств молекул и ионов (на примерах  $O_2$ ,  $O_2^+$ ,  $O_2^-$ ,  $O_2^{2-}$ , CO,  $N_2$ , NO,  $He_2$ ,  $He_2^+$  и др.).

Теории образования химических связей в комплексных соединениях. Метод валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей в комплексных соединениях. Основные положения теории кристаллического поля. Объяснение магнитных свойств и электронных спектров поглощения комплексных соединений. Модель расщепления  $d$ -подуровней в поле лигандов. Высокоспиновое и низкоспиновое комплексообразование. Внутриорбитальные и внешнеорбитальные комплексы.

Ионная связь, как предельный случай ковалентной полярной связи. Отсутствие направленности и насыщенности ионной связи. Координационное число иона. Ионные кристаллические решетки.

Металлическая связь, ее особенности. Понятие об электронной проводимости. Представление о зонной теории. Энергия металлической кристаллической решетки. Интерметаллические соединения.

Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Длина и энергия водородной связи. Влияние водородной связи на свойства веществ (примеры  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  и др.).

Агрегатное состояние как проявление взаимодействия между частицами вещества. Строение и свойства веществ в конденсированном состоянии.

Кристаллическое состояние. Атомные, ионные, молекулярные и металлические типы решеток. Энергия кристаллических решеток. Ионные, атомные, металлические и молекулярные кристаллы. Изоморфизм и полиморфизм. Нестехиометрические соединения.

Жидкое состояние: строение, ближний и дальний порядок. Ассоциированные жидкости. Структура воды и водных растворов.

## 5. Энергетика химических процессов

Основы химической термодинамики. Основные термодинамические характеристики. Понятия: система, фаза, макро- и микросостояния. Внутренняя энергия системы и ее изменение в ходе химических превращений. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования веществ и ионов. Изменение энтальпии в системах в ходе химических превращений. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его следствия. Термохимические расчеты для различных процессов.

Понятие об энтропии. Абсолютная стандартная молярная энтропия. Вычисление изменения энтропии в различных процессах.

Понятие об энергии Гиббса. Соотношение между величиной изменения энергии Гиббса и величинами изменения энтальпии и энтропии процесса. Уравнение изотермы. Критерий самопроизвольности процессов в изолированных и неизолированных системах. Термодинамический анализ возможности и условий протекания химических реакций.

Необратимые и обратимые процессы. Химическое равновесие. Принцип истинного равновесия. Гомогенные и гетерогенные равновесия. Константа химического и фазового равновесия в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действующих масс Гильдберга и Вааге. Связь константы равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Равновесный выход продуктов реакции. Влияние температуры, давления газа и концентрации реагентов на состояние равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье. Теоретическая и практическая степень превращения веществ в химических процессах.

## 6. Кинетика химических реакций

Скорость и механизм реакций. Скорость реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: концентрация реагентов, давление, температура, присутствие катализатора, степень измельченности веществ, воздействие облучения. Представление о молекулярности и порядке реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции, ее физический смысл. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Понятие об активированном комплексе. Энергетическая схема протекания реакции. Энергия активации.

Особенности каталитических процессов. Понятие о гомогенных и гетерогенных каталитических процессах. Ингибиторы и промоторы. Цепные реакции.

## 7. Растворы

Определение понятия «раствор». Истинные растворы как многокомпонентные гомогенные системы. Классификация растворов. Процессы, сопровождающие образование растворов. Сольватация. Гидратация. Тепловые эффекты процессов растворения. Идеальные и реальные растворы.

Растворимость. Влияние на растворимость природы вещества, температуры, давления.

Различные способы выражения концентрации (состава) растворов и их взаимные пересчеты.

**Растворы неэлектролитов.** Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Криоскопия, криоскопическая константа растворителей, практическое использование криоскопии. Эбуллиоскопия. Осмотические явления. Представление о диаграммах состояния. Диаграмма состояния однокомпонентной системы на примере воды.

**Растворы электролитов.** Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Роль растворителя в процессе диссоциации электролитов.

Электролиты – слабые и сильные. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Ионы, недиссоциированные молекулы, ионные ассоциаты. Понятие об активности. Коэффициент активности. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа и его связь со степенью диссоциации.

Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Влияние одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита.

Ионно-молекулярные уравнения реакций. Условия смещения ионного равновесия.

**Электролитическая диссоциация воды,** ион гидроксония. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН, способы определения рН. Индикаторы.

**Растворимость электролитов.** Факторы, влияющие на растворимость электролитов. Малорастворимые электролиты. Гетерогенное равновесие в растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования осадка малорастворимых веществ и их растворения.

**Гидролиз солей** различной природы. Константа гидролиза. Степень гидролиза; ее зависимость от концентрации и температуры. Связь константы

гидролиза со степенью гидролиза и концентрацией растворов. Факторы, влияющие на глубину протекания процессов гидролиза. Совместный гидролиз двух солей.

## **8. Комплексные соединения**

Комплексообразователь. Лиганды. Внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения. Координационное число атома (иона)-комплексообразователя. Номенклатура комплексных соединений.

Первичная и вторичная диссоциация. Комплексные соединения водных растворов. Константа нестойкости и устойчивости комплексного иона; ступенчатая и полная константы нестойкости. Распад комплексных соединений (выпадение осадков, превращение в более прочный комплексный ион, замещение лигандов, изменение степени окисления иона-комплексообразователя). Способность элементов периодической системы к комплексообразованию.

Основные типы комплексных соединений: одноядерные (ацидокомплексы, гидроксокомплексы, соединения с нейтральными лигандами), полиядерные комплексы, циклические соединения (хелаты), кластеры.

## **9. Современные теории кислот и оснований**

Теория сольвосистем. Протонная теория Бренстеда-Лоури. Представления о нивелирующих растворителях. Константа автопротолиза растворителя. Протолитические и апротонные растворители. Электронная теория кислот и оснований Льюиса.

## **10. Окислительно-восстановительные процессы**

Классификация окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Способы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Влияние температуры, концентрации реагентов, их природы, характера среды и других условий на протекание окислительно-восстановительных реакций. Технологические и природные окислительно-восстановительные процессы.

## **11. Электрохимические процессы**

Проводники 1-го и 2-го рода. Электроды. Водородный электрод. Образование двойного электрического слоя. Понятие об электродном потенциале. Электродные равновесия. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванические элементы, их устройство, направление движения электронов. Электродвижущая сила гальванического элемента. Химические источники тока.

Расчет изменения энергии Гиббса реакции с использованием значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации реагентов. Зависимость окислительно-восстановительного потенциала от температуры. Уравнение Нернста.

Электрохимическая коррозия металлов и методы защиты от нее.

Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Электролиз с инертными и активными электродами. Химические процессы, протекающие на электродах. Понятие о явлениях поляризации и перенапряжении. Законы Фарадея.

Получение неорганических веществ и их очистка при помощи электрического тока.  
Химические источники тока.

#### 4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА

Номер раздела, темы	Название раздела, темы, занятия; перечень изучаемых вопросов	Количество аудиторных часов			Управляемая самостоятельная работа	Форма контроля знаний
		лекции	практические занятия	лабораторные занятия		
1	2	3	4	5	6	9
1.	Предмет и задачи химии. Место химии в системе наук. Роль химии в развитии общества. Связь химии с другими науками и производством. Современные экологические проблемы. Основные понятия и законы химии. Атомы и химические элементы. Молекулы химических соединений. Количество вещества. Моль. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава. Газовые законы. Стехиометрические законы.	2	2	2	6	Зачет, экзамен
2,3.	Простые и сложные вещества, их классификация. Ионы. Современная номенклатура неорганических соединений Классы неорганических соединений. Оксиды, гидроксиды, соли. Соединения постоянного и переменного состава. Фактор эквивалентности. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов и его применение для расчетов.	2	2	4	9	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.

4.	Понятие о химической термодинамике. Теплота и работа. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Внутренняя энергия и энтальпия. Стандартные условия. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования сложного вещества из простых веществ и свободных атомов. Закон Гесса и следствие из него. Единицы измерения.	2	2	2	5	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.
5.	Расчеты изменения энтальпии фазовых переходов, процессов атомизации, растворения и др. Расчет энергии связи в молекулах. Представление об энергии кристаллической решетки.	2	2		5	Зачет, экзамен
6.	Макро- и микросостояния. Вероятность состояния. Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия. Уравнение Больцмана. Изменение энтропии в различных процессах. Стандартное изменение энтропии. Расчеты значений изменения энтропии.	2	2		5	Контрольная работа, зачет, экзамен
7.	Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса. Связь изменения энергии Гиббса с изменением энтальпии и энтропии процесса. Направленность химических процессов. Энтальпийный и энтропийный факторы. Уравнение изотермы. Изменение энергии Гиббса в стандартных условиях. Единицы измерения.	2	2		5	Контрольная работа, зачет, экзамен

8.	Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Его применение для характеристики состояния химического равновесия в гомогенных и гетерогенных системах. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Расчеты действующих масс с использованием значений констант равновесия и равновесного выхода продуктов для обратимых процессов. Связь константы равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса.	2	2	2	5	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.
9.	Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, парциальных и общего давлений, концентрации на смещение химического равновесия.	2	2	2	6 (3, 3)	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.
10.	Понятие о химической кинетике. Скорость гомогенных и гетерогенных реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Правило Вант Гоффа. Молекулярность и порядок реакции. Константа скорости реакции. Уравнение основного кинетического закона. Понятие об активном комплексе. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о цепных реакциях.	2		2	9 (6, 6)	Контрольная работа, зачет, экзамен
11.	Классификация растворов. Процессы, сопровождающие растворение. Идеальные и реальные растворы. Сольватация. Гидратация. Способы выражения концентрации и их взаимные пересчеты. Краткая характеристика межмолекулярных взаимодействий в растворах	2	2	6	10 (7, 7)	Зачет, экзамен

12.	Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля: тоноскопический, эбулиоскопический, криоскопический. Кипение и затвердевание растворов. Представление о диаграммах состояния (растворимости).	2			5	Зачет, экзамен
13.	Растворы электролитов. Диэлектрическая проницаемость и ионизирующая способность растворителя. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Структура водных растворов. Особенности воды как растворителя. Теория Аррениуса. Степень электролитической диссоциации и ее связь с изотоническим коэффициентом. Сильные и слабые электролиты. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Равновесие в растворах слабых электролитов, условия его смещения. Концентрация ионов в растворах электролитов. Закон разведения Оствальда. Влияние присутствия одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита в растворе. Расчеты концентраций ионов в растворах. Особенности диссоциации сильных электролитов. Понятие об активности. Кажущаяся степень диссоциации.	2			8 (5, 5)	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.
14.	Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Расчет рН водных растворов. Величина рН как показатель состояния окружающей среды. Кислотно-основные индикаторы. Представление о кривых титрования. Показатель рОН.	2	2	2	10 (7, 7)	Контрольная работа, зачет, экзамен

15.	Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Ступенчатый и полный гидролиз. Степень гидролиза, ее связь с константой гидролиза и концентрацией раствора, рН-гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Особенности гидролиза кислых и основных солей. Совместный гидролиз двух солей. Процессы гидролиза в окружающей среде и в химической технологии.	2	2	4	10 (7, 7)	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.
16.	Современные теории кислот и оснований. Относительность понятий кислот и оснований. Теории Бренстеда-Лоури, Льюиса и теория сольвосистем.	2	2		5	Зачет, экзамен
17.	Растворимость. Кривые растворимости. Факторы, влияющие на растворимость веществ. Равновесие в насыщенном растворе малорастворимого электролита как частный случай химического равновесия. Произведение растворимости. Условия растворимости и осаждения малорастворимого электролита. Расчеты, связанные с образованием осадков в растворах.	2	2	2	10 (7, 7)	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб..
18.	Общие сведения о комплексных соединениях. Комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы комплексных соединений. Классификация и номенклатура. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивости. Условия разрушения и образования комплексных соединений. Роль комплексообразования в природе и химической технологии. Примеры расчетов, связанных с существованием и разрушением комплексных соединений.	2	2	2	7 (5, 5)	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.

19.	Окислительно-восстановительные процессы. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. Окислитель. Восстановитель. Процессы окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители, продукты их взаимодействия в зависимости от условий протекания реакций. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Рассмотрение окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений в зависимости от положения в периодической системе.	4	4	6	11	Контрольная работа, зачет, экзамен защита лаб.раб.
20	Проводники 1-го и 2-го рода. Понятие об электродных потенциалах. Электродные равновесия. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Гальванический элемент, его устройство, ЭДС гальванического элемента. Связь изменения энергии Гиббса с разностью потенциалов гальванического элемента. Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации реагентов и температуры. Уравнение Нернста. Химические источники тока. Использование окислительно-восстановительных процессов в химической технологии.	2	2		7	Контрольная работа, зачет, экзамен
21	Электрохимическая коррозия металлов. Методы ее предотвращения. Влияние процессов коррозии на окружающую среду.	2			5	Зачет, экзамен

22.	Электролиз. Процессы, протекающие на катоде и аноде, при электролизе. Электролиз расплавов и растворов веществ различной природы. Представление о процессах поляризации. Напряжение разложения. Явление перенапряжения. Расчеты, связанные с процессами электролиза.	2	2 (3)		5	Контрольная работа, зачет, экзамен
23	Строение атома. Различные теории строения атома. Исторические предпосылки развития этих теорий. Основные положения теории Бора. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Уравнение Планка. Спектры атомов и энергетические уровни электронов в атомном спектре водорода как экспериментальное подтверждение теории Бора. Двойственная природа электрона. Волновые свойства материальных объектов. Волновая модель строения атома. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Представление о волновой функции. Понятие об уравнении Шредингера. Характеристика состояния электронов. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали. Формы электронных орбиталей для s-, p- и d-состояний.	4	2		9 (6, 7)	Зачет, экзамен
24.	Принцип Паули. Правило Хунда. Максимальное число электронов на уровнях и подуровнях. Принцип наименьшей энергии. Последовательность заполнения уровней и подуровней электронами в многоэлектронных атомах. Энергия ионизации атомов и ионов. Средство к электрону. Электроотрицательность.	2	2		5 (4, 5)	Зачет, экзамен

25.	Периодический закон Д.И.Менделеева. Современная формулировка закона. Структура периодической системы и ее варианты. Особенности электронного строения атомов в главных, побочных подгруппах, в семействах лантаноидов и актиноидов. Периодичность в изменении свойств элементов (вертикальная и горизонтальная). Радиусы атомов и закономерности их изменения в периодической системе.	2	2		5 (4, 5)	Зачет, экзамен
26.	Химическая связь. Типы химической связи. Электростатический характер образования химических связей. Ионная и ковалентная связь. Свойства ковалентной связи – направленность, поляризуемость, насыщенность. Типы ковалентной связи. Полярная ковалентная связь. Ионная связь, как предельный случай полярной ковалентной связи. Отсутствие направленности и насыщенности у ионной связи.	2	2		4 (4, 5)	Зачет, экзамен
27.	Кривая потенциальной энергии взаимодействующих атомов и ионов в процессе образования молекул. Количественные характеристики химической связи. Основные положения метода ВС. Валентные углы. Направление валентных связей, образуемых р-электронами Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Рассмотрение строения молекул аммиака, воды, метана, этилена, ацетилена, хлоридов бериллия и бора. Образование сопряженных и делокализованных химических связей. Одинарные и двойные связи, их энергия. Валентность атомов элементов с позиций метода ВС. Валентные возможности элементов II и III периодов ПС.	2	2		4	Зачет, экзамен

28.	Металлическое состояние, его особенности. Представление о зонной теории.	2			2	Зачет, экзамен,
30.	Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связующие, несвязующие и разрыхляющие орбитали. Энергетические диаграммы атомных и молекулярных орбиталей гомосоединений элементов I и II периодов ПС. Определение порядка связи в методе МО. Рассмотрение магнитных свойств, стабильности молекул и молекулярных ионов на основе метода МО.	4	2		4	Зачет, экзамен
31.	Межмолекулярные взаимодействия. Ван-дер-ваальсовское взаимодействие. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь. Влияние межмолекулярного взаимодействия на свойства веществ ( $\text{NH}_3$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{HF}$ , $\text{H}_3\text{BO}_3$ и т.д.).	2	1		4	Зачет, экзамен
32.	Природа химической связи в комплексных соединениях. Описание строения комплексных соединений с позиций метода ВС и теории кристаллического поля. Внутриорбитальные и внешнеорбитальные комплексы. Высоко- и низкоспиновые комплексные соединения. Спектрохимический ряд лигандов. Расщепление d-уровней в зависимости от симметрии кристаллического поля лигандов.	2	1		4	Зачет, экзамен
33.	Кристаллическое состояние. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая). Зависимость свойств кристаллических соединений от типа решетки.	2			2	Зачет, экзамен
	<b>Всего</b>	<b>68</b>	<b>50</b> <b>(51)</b>	<b>36</b>	<b>196</b> <b>(168, 172)</b>	

## ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

### Перечень рекомендуемой литературы

#### а) основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743 с.
2. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И.Дракин. – М.: Химия, 2001. – 588 с.
3. Новиков, Г.И. Общая и экспериментальная химия / Г.И. Новиков, И.М. Жарский. – Минск: Современная школа, 2007. – 831 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2007. – 527 с.
5. Суворов, А.В. Общая химия / А.В. Суворов, А.Б.Никольский. – СПб: Химия, 2002. – 624 с.
6. Жарский, И.М. Теоретические основы химии: сборник задач / И.М. Жарский, А.Л.Кузьменко, С.Е.Орехова. – Минск: Аверсэв, 2004. – 397 с.
7. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / сост. И.М. Жарский, А.Л.Кузьменко, С.Е.Орехова; под ред. Г.И.Новикова. – Минск: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.
8. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх. – 6-е изд., перераб и доп. – М.: Высшая школа, 2004. – 384 с.
9. Волков, А.И. Большой химический справочник / А.И. Волков, И.М.Жарский. – Минск: Современная школа, 2005. – 608 с.

#### б) дополнительная

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – 3-е изд., перераб и доп. – М.: Химия, 1973. – Т.1. – 656 с.
2. Некрасов, Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – 3-е изд., перераб и доп. – М.: Химия, 1973. – Т.2. – 688 с.
3. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 томах. / Н. Гринвуд, А. Эрншо: пер. с англ. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008– Т.1. – 607 с.
4. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 томах. / Н. Гринвуд, А. Эрншо: пер. с англ. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008– Т.2. – 670 с.
5. Коттон, Ф. Основы неорганической химии / Ф.Коттон, Дж.Уилкинсон; пер. с англ. Ю. А.Устынюка. – 3-е изд., перераб и доп. – М.: Мир, 1979. – 677 с.
6. Жарский, И. М. Физические методы исследования в неорганической химии / И. М. Жарский, Г. И. Новиков. – М.: Высшая школа, 1988. – 271 с.
7. Коровин Н. В. Общая химия. М.: Высшая школа, 2009. – 377 с.
8. Общая и неорганическая химия. Задачи, вопросы, упражнения: учебное пособие/ под ред. академика А. И. Лесниковича. Минск: БГУ, 2010 г. –232 с.
9. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М.: Мир, 2002. – Т.1. – 541 с.
10. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М.: Мир, 2002. –Т.2. – 530 с.
11. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность / Дж. Хьюи. – М.: Химия, 1987. – 696 с.

12. Свиридов, В. В. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии: учеб. пособие / В. В. Свиридов, Г. А. Попкович, Г. И. Васильева. – Минск: Універсітэцкае, 1991. – 350 с.

13. Воробьев, А. Ф. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов по направлениям и специальностям химико-технологического профиля в 2 т. / А. Ф. Воробьев [и др.]. – М.: Академкнига, 2004. – Т.1: Теоретические основы химии. – 373 с.

14. Воробьев, А. Ф. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов по направлениям и специальностям химико-технологического профиля в 2 т. / А. Ф. Воробьев [и др.]. – М.: Академкнига, 2007. – Т.2: Химические свойства неорганических веществ. – 543 с.

15. Пиментел, Дж. Возможности химии сегодня и завтра / Дж. Пиментел, Дж. Кунрод. – М.: Мир, 1992. – 288 с.

### Примерные темы практических занятий

1. Основные классы неорганических соединений.  
2. Способы выражения концентрации растворов.  
3. Термохимия. Закон Гесса. Тепловой эффект химической реакции и его расчет.

4. Энтропия. Расчет изменения энтропии в различных химических процессах. Стандартное изменение энергии Гиббса. Уравнение изотермы.  $\Delta G_T^0$ , его связь со стандартным изменением энтальпии и энтропии процессов. Расчет  $\Delta G_T^0$  различных процессов. Определение возможности и направления протекания процесса.

5. Химическое равновесие. Запись выражений констант химического равновесия. Связь  $\Delta G_T^0$  с константой химического равновесия. Расчет равновесных концентраций и парциальных давлений. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия.

6. Равновесие в растворах электролитов. Степень диссоциации электролитов, факторы, влияющие на ее величину. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда. Расчет концентрации ионов в растворах электролитов. Ионное произведение воды, рН растворов.

7. Растворимость веществ, факторы, влияющие на ее величину. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условие образования осадка.

8. Комплексные соединения, их структура и номенклатура. Процессы диссоциации в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Условия разрушения комплексных соединений.

9. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Влияние температуры и концентрации раствора на глубину протекания гидролиза. Количественные характеристики процессов гидролиза. Константа гидролиза, расчет рН растворов. Совместный гидролиз солей.

10. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях (метод электронного баланса и ионно-электронный метод). Прогнозирование продуктов окислительно-восстановительных реакций.

11. Электроды. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста. Зависимость значений окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации окисленной и восстановленной форм в окислительно-восстановительных реакциях. Гальванический элемент. Электродвижущая сила гальванического элемента. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: электродвижущая сила, константа равновесия и изменение энергии Гиббса.

12. Электролиз. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Электродные процессы при электролизе растворов и расплавов электролитов. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Практическое использование электролиза. Электрохимическое получение и рафинирование металлов.

13. Строение атома. Различные модели строения атома. Квантовые числа. Атомные орбитали и их формы. Составление электронных формул химических элементов. Энергии ионизации и сродства к электрону.

14. Химическая связь. Типы химической связи. Ковалентная связь. Кратность химической связи. Количественные характеристики химической связи: энергия химической связи, ее длина, электрический момент диполя молекул. Метод валентных связей. Представления о различных типах гибридизации и структуре молекул. Свойства ковалентной связи. Представления об ионной связи.

15. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных и гетероядерных молекул.

### **Примерные темы лабораторных занятий**

1. Техника безопасности при выполнении лабораторных работ. Взвешивание предметов.

2. Свойства и получение оксидов и оснований.

3. Свойства и получение кислот и солей.

4. Определение молярной массы эквивалента вещества.

5. Приготовление раствора заданной концентрации.

6. Определение нормальной концентрации приготовленного раствора.

7. Определение постоянной калориметра.

8. Определение теплоты растворения химических соединений.

9. Определение константы химического равновесия.

10. Смещение химического равновесия.

11. Различные случаи гидролиза солей.

12. Влияние условий (P, T, C) на глубину протекания гидролиза. Смещение равновесия процессов гидролиза.

13. Комплексные соединения.

14. Окислительно-восстановительные реакции.

15. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.

16. Электрохимический эквивалент. Определение нормальной концентрации щавелевой кислоты.

17. Определение числа Фарадея.

18. Электрохимические процессы.

## Примерные темы контрольных работ

1. Основные классы неорганических соединений.
2. Способы выражения концентраций растворов.
3. Расчет тепловых эффектов реакций. Определение термодинамической вероятности протекания процессов. Расчет равновесных и исходных концентраций, парциальных давлений в равновесных системах. Смещение химического равновесия.
4. Расчет концентраций ионов в растворах электролитов. Ионное произведение воды. рН растворов.
5. Гидролиз солей.
6. Ионные равновесия в насыщенных растворах малорастворимых соединений. Произведение растворимости.
7. Комплексные соединения.
8. Окислительно-восстановительные реакции.
9. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванический элемент. Электролиз водных растворов и расплавов электролитов.

## Рекомендации по организации самостоятельной работы студентов

Целью самостоятельной работы студентов по дисциплине «Теоретические основы химии» является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками творческой, исследовательской деятельности.

Видами заданий для самостоятельной работы по дисциплине «Теоретические основы химии» являются:

### **для овладения знаниями:**

– отработка изучаемого материала по печатным и электронным источникам (учебникам, рекомендуемой дополнительной литературе), конспектам лекций; составление плана и конспектирование текста; работа со справочниками; использование компьютерной техники и Интернета;

### **для закрепления и систематизации знаний:**

– аналитическая работа с конспектом лекций, основной и дополнительной литературой; ответ на контрольные вопросы; заполнение рабочих тетрадей и протоколов синтеза неорганических соединений; подготовка рефератов и докладов к выступлению на студенческих научно-технических конференциях;

### **для формирования умений:**

– выполнение типовых расчетов; решение задач и упражнений по различным разделам дисциплины «Теоретические основы химии»; подготовка к практическим и лабораторным занятиям; выполнение индивидуальных заданий различных уровней сложности; подготовка к контрольным работам, зачетам и экзаменам.

Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от цели, объема, конкретной тематики самостоятельной работы, уровня сложности, уровня умений студентов. Выполнение домашних и индивидуальных заданий осуществляется в соответствии с предлагаемыми учебно-методическими пособиями, указаниями, лабораторными практикумами.

Контроль результатов внеаудиторной самостоятельной работы студентов может осуществляться в пределах времени, отведенного на обязательные учебные

занятия по дисциплине и внеаудиторную самостоятельную работу студентов по дисциплине.

Контроль результатов самостоятельной работы студентов может проходить в письменной, устной или смешанной форме (устный опрос, письменные контрольные работы, тестовые задания, коллоквиумы, защита выполненных лабораторных работ).

#### **Перечень рекомендуемых средств диагностики**

- |                      |                       |
|----------------------|-----------------------|
| – устный опрос;      | – контрольные работы; |
| – тестовый контроль; | – коллоквиум;         |
| – зачет;             | – экзамен.            |

## ПРОТОКОЛ СОГЛАСОВАНИЯ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЫ

Название дисциплины, с которой требуется согласование	Название кафедры	Предложения об изменениях в содержании учебной программы по изучаемой дисциплине	Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу (с указанием даты и номера протокола)
	Х,ТЭХПиМЭТ		
	ПЭ		
	ТСиК		