

Учреждение образования
«Белорусский государственный педагогический университет
имени Максима Танка»

УТВЕРЖДАЮ



Проректор по учебной работе БГПУ

С.И. Василец

16.06. 2020 г.

Регистрационный № УД- 2502-2020/16/ /уч.

Общая и неорганическая химия

**Учебная программа учреждения высшего образования
по учебной дисциплине для специальности**

1– 02 04 01 Биология и химия

2020 г.

Учебная программа составлена на основе типовой учебной программы по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия», утверждена 07.07.2014 г. регистрационный № ТД – А. 491/тип. и учебного плана учреждения высшего образования по специальности 1 – 02 04 01 «Биология и химия»

СОСТАВИТЕЛИ:

С.Ю. Елисеев, доцент кафедры химии учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка», кандидат химических наук, доцент;
Е.Н. Мицкевич, старший преподаватель кафедры химии учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка»

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой химии
(протокол № 9 от 26.03.2020 г.)

Заведующий кафедрой



А.Л. Козлова-Козыревская

Научно-методическим советом учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка»
(протокол № 5 от 16.06 2020 г.)

Оформление учебной программы и сопровождающих ее материалов действующим требованиям Министерства образования Республики Беларусь соответствует.

Методист учебно-методического
отдела БГПУ

 Е.А. Кравченко

Директор библиотеки БГПУ

 Н.П. Сятковская

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Учебная дисциплина «Общая и неорганическая химия» предусмотрена образовательным стандартом и типовым учебным планом подготовки студентов по специальности 1-02 04 01 «Биология и химия» и относится к блоку дисциплин специальности (государственный компонент). Учебная дисциплина должна быть основой для дальнейшего изучения химических дисциплин студентами педагогических университетов и способствовать развитию их творческого мышления. Вопросы, рассмотренные в процессе изучения учебной дисциплины, позволяют студентам овладеть основами фундаментальных знаний в области химических наук, освоить фактический материал общей и неорганической химии, сформировать системный подход к пониманию основных закономерностей строения и химического поведения веществ, связи между строением и физико-химическими свойствами соединений.

Целью изучения учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» является формирование у студентов основы системы фундаментальных естественнонаучных знаний и химического мышления, необходимых для понимания физико-химических основ развития природных объектов.

К основным **задачам** учебной дисциплины относятся:

1. знакомство студентов с основными понятиями «Общей и неорганической химии»;
2. изучение основных закономерностей строения и химического поведения веществ, протекания химических процессов;
3. усвоение взаимосвязи между строением и свойствами соединений;
4. формирование навыков решения расчетных и качественных химических задач;
5. формирование навыков работы в химической лаборатории.

Содержание учебной дисциплины основывается на базе знаний по химии, физике и математике в объеме программы средней школы и сочетается со смежными дисциплинами химического блока («Органическая химия», «Аналитическая химия», «Физическая и коллоидная химия», «Методика преподавания химии», «Основы химии полимеров»), а также с рядом дисциплин биологического блока, путем установления межпредметных связей, что способствует усвоению и глубокому пониманию физико-химической сущности биологических наук.

Изучение учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» должно обеспечить формирование у студентов академических, социально-личностных и профессиональных компетенций.

Требования к **академическим компетенциям**

Студент должен:

- АК-1. Уметь применять базовые научно-теоретические знания для решения теоретических и практических задач.
- АК-2. Владеть системным и сравнительным анализом.
- АК-3. Владеть исследовательскими навыками.

- АК-4. Уметь работать самостоятельно.
- АК-6. Владеть междисциплинарным подходом при решении проблем.
- АК-7. Иметь навыки, связанные с использованием технических устройств, управлением информацией и работой с компьютером.
- АК-8. Обладать навыками устной и письменной коммуникации.
- АК-9. Уметь учиться, повышать свою квалификацию в течение всей жизни.

Требования к **социально-личностным компетенциям**

Студент должен:

- СЛК-4. Владеть навыками здоровьесбережения.
- СЛК-5. Быть способным к критике и самокритике.
- СЛК-6. Уметь работать в команде.
- СЛК-7. Быть способным к осуществлению самообразования и самосовершенствования профессиональной деятельности.

Требования к **профессиональным компетенциям**

Студент должен быть способен:

- ПК-2. Управлять учебно-познавательной, научно-исследовательской деятельностью обучающихся.
- ПК-3. Использовать оптимальные методы, формы, средства обучения.
- ПК-14. Развивать навыки самостоятельной работы с учебной, справочной, научной литературой и др. источниками информации.

В программе отражены современное состояние и пути развития химических наук. Это позволит будущему преподавателю в теоретическом плане быть более мобильным и чутким к требованиям времени.

Основными формами занятий являются лекции, лабораторные, практические и семинарские занятия. Лекции могут носить проблемный характер, быть направленными на рассмотрение основных вопросов программы. Во время лабораторных занятий, происходит формирование экспериментальных навыков работы; связь с лекционным курсом происходит через систему коллоквиумов, согласно тематике лабораторного практикума. Контроль усвоения знаний, навыков и умений осуществляется в устной (лабораторные коллоквиумы) и письменной (тестовые задания) формах.

В результате изучения учебной дисциплины студент должен

знать:

- основные понятия и законы химии;
- строение атома, теории образования химической связи, зависимость свойств веществ и строения кристаллической решетки от природы химических связей в них;
- основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов;
- способы выражения состава и важнейшие общие свойства растворов;
- закономерности изменения свойств элементов, простых веществ и соединений по Периодической системе;

- физические и химические свойства, методы получения и области применения простых веществ и основных типов соединений элементов каждой группы Периодической системы; взаимосвязь химических свойств неорганических веществ с их биологическими функциями;

- правила безопасного поведения в лаборатории и технику безопасности при проведении химического эксперимента;

- назначение и правила пользования основными видами химической посуды;

уметь:

- называть химические элементы и их соединения в соответствии с правилами химической номенклатуры;

- составлять простейшие, молекулярные и структурные формулы веществ;

- прогнозировать продукты кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций между неорганическими веществами, расставлять стехиометрические коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методами электронного и ионно-электронного баланса;

- решать типовые расчетные задачи на применение основных закономерностей протекания реакций и свойства растворов;

- проводить химический эксперимент по синтезу неорганических соединений и их идентификации при помощи качественных реакций;

владеть:

- основами техники лабораторного химического эксперимента;

- важнейшими приёмами и алгоритмами составления химических формул веществ;

- важнейшими приёмами и алгоритмами решения расчетных химических задач;

- правилами корректного обращения с физическими величинами, навыками проведения математической обработки результатов химического эксперимента.

Химия относится к числу тех естественных наук, которые составляют базис университетского химического образования. Именно поэтому студентам необходимо усвоить концепции «Общей и неорганической химии».

Методы (технологии) обучения

Основными методами (технологиями) обучения, отвечающими целям изучения дисциплины, являются:

1. Элементы проблемного обучения (проблемное изложение, вариативное изложение, частично-поисковый метод), реализуемые на лекционных занятиях;

2. Элементы учебно-исследовательской деятельности, реализация творческого подхода, реализуемые при самостоятельной работе.

Всего на изучение учебной дисциплины отводится 552 часа, из них аудиторных 280 (110 - лекции, 128 - лабораторные занятия, 24 - семинарские занятия, 18 - практические занятия). Количество зачетных единиц – 15,5.

Распределение аудиторного времени по видам занятий, курсам и семестрам. Для студентов дневной формы получения образования.

Курс / семестр	Всего часов по учебной дисциплине	Аудиторные часы				Самостоятельная (внеаудиторная)	Форма контроля	Всего зачетных единиц
		Всего	Лекции	Практические и семинарские	Лабораторные			
1 курс, 1 семестр	82	50	16	12 / 6	16	32	зачет	2,5 з.е.
1 курс, 2 семестр	250	130	46	6 / 18	60	120 (84 + 36 экз.)	Экз.	7 з.е.
2 курс, 3 семестр	220	100	48	-	52	120 (84 + 36 экз.)	Экз.	6 з.е.
Итого по учебной дисциплине	552	280	110	18 / 24	128	272 (200 + 72 экз.)		15,5 з.е.

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

Тема 1 ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Предмет химии. Разделы химии и их взаимосвязь. Единство химии как науки и ее место в системе естественных наук, связь химии с биологией, физикой и иными науками о природе.

Типы химических частиц: атомы, молекулы, простые и сложные ионы, макромолекулы. Язык химии – формулы. Типы химических формул (эмпирическая, молекулярная, структурная, пространственная) и области их применения. Методы определения эмпирических и молекулярных формул химических соединений. Расчеты по химическим формулам. Структурные единицы в химии. Молекулярная и немолекулярная структура, особенности веществ с этими типами структуры.

Закон сохранения массы-энергии и его значение в химии. Понятие дефекта массы. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношений Дальтона. Границы применения этих законов. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него. Атомы и молекулы, их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Постоянная Авогадро. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Молярный объем газа.

Тема 2 ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Понятия системы, фазы, процесса. Гомогенные и гетерогенные системы и процессы. Химическая реакция как процесс. Понятия реагента, продукта. Классификацию химических реакций: по типу преобразования, по изменению степени окисления, по агрегатному состоянию реагирующих веществ. Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него.

Типы уравнений химических реакций: молекулярное, полное и сокращенное ионные, с использованием структурных формул. Схемы реакций. Стехиометрические схемы. Расчеты по химическим уравнениям и стехиометрическим схемам.

Тема 3 КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Классификация веществ в химии: по составу, по структуре, по свойствам. Кислотно-основные свойства как общепринятый принцип классификации. Главные классы неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли. Общие химические свойства представителей этих классов и генетическая связь между ними. Некоторые другие классы неорганических веществ: гидриды, галогенангидриды, интерметаллиды и т.д. Понятие о комплексных соединениях.

Номенклатурные правила ИЮПАК для неорганических веществ. Номенклатура оксидов, кислот, оснований, солей.

Тема 4 СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА

Понятие агрегатного состояния вещества. Основные агрегатные состояния: плазма, газ, жидкость, кристалл. Упорядоченность частиц и особенности их взаимодействия в каждом из агрегатных состояний. Типы кристаллических решеток (молекулярная, атомная, ионная, металлическая), особенности физико-химических свойств веществ с различными типами решетки.

Диаграммы состояния, понятие о критических параметрах. Сверхкритическое состояние вещества. Промежуточные агрегатные состояния: жидкие кристаллы, пластические кристаллы, аморфные вещества, особенности их строения и свойств, применение.

Тема 5 ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И РАСТВОРЫ

Характеристика дисперсных систем и их классификация. Суспензии, эмульсии и коллоидные растворы. Биологические системы как коллоиды.

Истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Энергетика процесса растворения.

Особенности воды как растворителя. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов.

Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления.

Концентрация растворов. Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая и молярная (молярная) доля растворенного вещества. Массовая концентрация. Молярная концентрация. Моляльность. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов. Меры безопасности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.

Коллигативные свойства растворов. Закон Генри, закон Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия. Осмос и обратный осмос. Биологическая функция осмоса.

Тема 6 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

Скорость химической реакции. Настоящая, мгновенная и средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия (действующих) масс (ЗДМ). Константа скорости реакции. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции, правило Вант-Гоффа.

Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса как более точное описание температурной

зависимости скорости реакции. Энергетический профиль реакции. Молекулярность и порядок реакции. Механизмы химических реакций. Переходное состояние и интермедиат. Зависимость скорости реакции от стабильности интермедиата. Скорость многостадийного процесса. Лимитирующая стадия. Понятие о термодинамическом и кинетическом контроле направления процессов.

Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Разветвлённые и неразветвлённые цепные реакции. Работы Н.Н. Семенова.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, ферментативный катализ, автокатализ. Механизм каталитического действия. Понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Роль ферментов и других катализаторов в биологических процессах.

Тема 7 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Необратимые и обратимые процессы. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагентов, давления и температуры.

Понятие функции состояния. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Энтропия. Законы термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Предсказание возможности протекания химических реакций и физико-химических процессов. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями состояния.

Тема 8 РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Истинная и кажущаяся степени диссоциации. Понятие о коэффициенте активности. Применение ЗДМ к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли с точки зрения электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических

связей в молекулах. Протолитическая теория кислот и оснований. Понятие о других теориях кислотно-основного взаимодействия (электронная теория Льюиса, теория ЖМКО Пирсона, теория сольвосистем).

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель рН. Расчет рН в растворах сильных и слабых электролитов. Значение постоянства величины рН в химических и биологических процессах. Понятие о буферных системах.

Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов, их механизм и условия смещения равновесия.

Гидролиз. Общие представления о гидролизе различных классов соединений. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Объяснение механизма гидролиза солей с точки зрения протолитической теории. Роль гидролиза в химическом синтезе, биологических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.

Тема 9 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Окислители и восстановители. Методы электронного баланса и ионно-электронный (полуреакций). Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Значение ОВР в живой и неживой природе.

Возникновение двойного электрического слоя на границе раздела металл – вода и металл – водный раствор его соли. Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений (стандартных электродных потенциалов) металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и их связь с изменением энергии Гиббса реакции. Уравнение Нернста и зависимость окислительно-восстановительного потенциала от температуры, рН, концентрации окисленной и восстановленной форм. Предсказание направления ОВР в растворах. Понятие о коррозии металлов и основные способы защиты от нее.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов, водных растворов электролитов и его практическое значение. Количественные законы электролиза.

Тема 10 СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Строение атома. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивость ядер. Виды радиоактивности. Период полураспада.

Ядерные реакции и превращения химических элементов, образование химических элементов в ходе эволюции звезд. Искусственная радиоактивность. "Меченые" атомы и их применение в биологических и палеонтологических исследованиях. Использование ядерной энергии в мирных целях.

Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки решения внутренних противоречий планетарной модели атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Кванты. Уравнение Планка. Фотоны.

Теория атома водорода по Бору, ее внутренние противоречия. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантовомеханическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Пространственная форма атомных орбиталей (s, p, d, f).

Многоэлектронные атомы. Закономерности заполнения орбиталей в атомах: принцип (запрет) Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда. Последовательность заполнения АО. Электронные схемы, электронные формулы и электронно-графические схемы атомов.

Периодический закон в свете представлений о строении атома. Периодическая система как естественная система элементов. Периоды, группы, подгруппы. Особенности электронных конфигураций атомов элементов групп А и В. Элементы s -, p -, d -, f -семейств. Взаимосвязь местонахождения элемента в периодической системе с электронным строением его атома и свойствами элемента. Свойства элементов, изменяющиеся периодически и не периодически. Основные характеристики атомов: атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение характеристик атомов по группам и периодам. Значение периодического закона для развития науки. Границы и эволюция периодической системы химических элементов.

Особенности строения атомов элементов d - и f -семейств. Их местонахождение в периодической системе. Лантаноидное и актиноидное сжатие. Сходство свойств элементов V и VI периодов.

Тема 11 ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: создание двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрытия АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобществление непарных электронов разных атомов (обменный механизм) и донорно-акцепторный механизм.

Делокализованная (многоцентровая) химическая связь. Резонансные структуры как более адекватный способ ее описания в рамках метода ВС.

Свойства ковалентной связи (длина, прочность, насыщаемость, направленность, полярность, поляризуемость) и их количественные характеристики.

Энергии ковалентных связей. Оценка тепловых эффектов реакций по энергиям связей.

Направленность и насыщаемость ковалентной связи. Гибридизация АО. Условия устойчивости гибридизации АО. Типы гибридизации и геометрия молекул.

Полярность связей и полярность молекул. σ - и π -связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи.

Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от её природы и длины. Влияние прочности, полярности и поляризуемости ковалентных связей на реакционную способность молекул.

Понятие о межмолекулярных взаимодействиях. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия. Связь энергии межмолекулярного взаимодействия с физическими свойствами вещества.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод МО ЛКАО. σ - и π -Молекулярные орбитали как линейные комбинации s - и p -атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств вещества от характера заполнения МО в этих частицах.

Типы кристаллических решеток, образованные веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

Ионная связь. Свойства ионной связи. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее воздействие ионов. Свойства веществ с ионным типом связи.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.

Тема 12 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Природа химической связи в комплексных (координационных) соединениях. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число и заряд комплексобразователя. Основные классы комплексных соединений.

Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная и вторичная). Вторичная диссоциация как реакция замещения лигандов молекулами растворителя. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости и устойчивости. Условия образования и разрушения комплексных ионов в растворах.

Химические свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидрокси- и гидроксо-комплексов. Объяснение амфотерности гидроксидов и гидролиза солей с точки зрения комплексообразования и протолитической теории кислотно-основного равновесия. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии. Методы синтеза комплексных соединений.

Тема 13 ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Общие физико-химические свойства металлов, связанные с природой металлической связи. Металлическое состояние вещества: основные признаки, зонная теория строения. Местоположение металлов в периодической системе. Типы кристаллических решеток металлов. Понятие о металлических сплавах. Важнейшие компоненты сплавов. Интерметаллические соединения.

Совместное влияние различных факторов на поведение металлов и сплавов в реальных условиях.

Сравнение свойств атомов элементов *d*- и *f*-семейств, простых веществ и соединений элементов групп А и В. Различие характера изменения свойств элементов групп А и В, их соединений при возрастании зарядов ядер атомов.

Склонность *d*-элементов к комплексообразованию.

Основные виды руд. Обзор наиболее важных способов восстановления металлов из руд. Возможности восстановления металлов электролизом расплавов и растворов.

Тема 14 ВОДОРОД

Атом водорода, изотопы, аллотропия водорода, распространение в природе. Особенности местоположения в периодической системе. Характеристика молекулы водорода с точек зрения МВС и ММО: энергия, длина и кратность связи. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами: степени окисления атомов элементов и природа химической связи в них; кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Применение водорода. Правила безопасности при работе с водородом.

Тема 15 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 17

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Меры предосторожности при работе с галогенами.

Фтор. Распространение фтора в природе, его физические и химические свойства. Соединения фтора. Фтороводород: свойства, ассоциация молекул. Фтороводородная (плавиковая) кислота, фториды, фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.

Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Физические и химические свойства хлора. Характер соединений хлора с металлами. Механизм реакции взаимодействия хлора с водородом. Хлороводород, хлороводородная

(соляная) кислота. Физические и химические свойства хлоридов, их применение.

Взаимодействие хлора с водой, щелочами и иными сложными веществами. Кислородсодержащие соединения хлора: оксиды, кислоты, соли. Хлорноватистая кислота, типы распада в растворе. Гипохлориты, белильная известь. Хлорноватая и хлорная кислоты, их соли. Бертолетова соль. Сравнение силы, устойчивости, окислительных свойств оксокислот хлора. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором. Понятие о предельно допустимых концентрациях (ПДК) вредных веществ, хлора. Хладагенты (хладоны).

Бром. Йод. Распространение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Бромоводород и иодоводород, бромоводородная и иодоводородная кислоты, их соли. Свойства, применение и сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Кислородные соединения брома и йода.

Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами.

Тема 16 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 16

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ.

Кислород. Изотопный состав природного кислорода. Аллотропия кислорода.

Химическая связь в молекуле кислорода с точек зрения МВС и ММО, парамагнетизм кислорода. Физические и химические свойства кислорода. Кислород как окислитель, взаимодействие его с простыми и сложными веществами. Оксиды: способы получения, классификация и свойства.

Озон, его свойства, образование в природе. Озониды металлов. Борьба за сохранение озонового слоя. Применение кислорода и его роль в природе.

Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Свойства и применение пероксидов металлов. Надпероксиды (супероксиды).

Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические свойства ее наиболее важных модификаций. Химические свойства.

Водородные соединения серы. Сероводород: физические и химические свойства. Физиологическое воздействие сероводорода, его ПДК. Сероводородная кислота и сульфиды. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Полисульфаны и полисульфиды.

Галогениды и оксогалогениды серы, применение.

Кислородные соединения серы: строение молекул, характер валентных связей. Сера(IV) оксид: физические и химические свойства, ПДК. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое значение. Сера(VI) оксид: физические и химические свойства. Серная кислота. Свойства концентрированной и

разбавленной серной кислоты. Взаимодействие с металлами, неметаллами и сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Химизм нитрозного и контактного способов получения серной кислоты. Производство серной кислоты и проблема охраны окружающей среды.

Олеум и полисерные кислоты. Пиросерная (дисерная) кислота, пиросульфаты (дисульфаты). Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве. Надсерная (пероксодисерная) кислота и персульфаты (пероксодисульфаты), их применение. Пероксомonosерная кислота. Политионовые кислоты.

Селен и теллур: физические и химические свойства, использование в современной технике и медицине. Водородные и кислородные соединения селена и теллура. Оксиды селена и теллура и их кислоты.

Характер изменения свойств водородных соединений элементов в подгруппе: прочность и полярность молекул, валентные углы, силы соответствующих кислот, восстановительные свойства анионов кислот.

Биологическая роль соединений серы и селена.

Тема 17 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 15

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ.

Азот. Азот в природе. Химическая связь в молекуле азота с точки зрения МВС и ММО, объяснение ее особой устойчивости. Физические и химические свойства, применение азота.

Соединения азота с водородом. Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака. Окисление аммиака. Способность аммиака к образованию связи по донорно-акцепторному механизму: взаимодействие с водой, кислотами, образование амминкомплексов. Соли аммония, их структура, свойства. Продукты термического разложения различных солей аммония. Реакция замещения атомов водорода в молекуле аммиака. Амиды, имидазы и нитриды металлов. Аммиак как растворитель. Практическое использование аммиака и солей аммония. Гидразин: строение молекулы, химические свойства. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота, азиды.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, свойства. Молекула оксида азота(II) с точки зрения ММО. Равновесие димеризации оксида азота(IV). Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Царская водка, нитрозилхлорид. Нитраты. Термическое разложение нитратов.

Биологическая роль азота. Азотные удобрения. Охрана окружающей среды от загрязнения оксидами азота.

Фосфор. Наиболее важные природные соединения. Аллотропные видоизменения фосфора, их строение и свойства. Токсичность белого фосфора.

Фосфи́ды металлов. Соединения фосфора с водородом. Фосфин. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака.

Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Оксокислоты фосфора. Фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты: строение молекул, основность. Метафосфаты, полифосфаты. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Галогениды и оксогалогениды фосфора, их применение.

Биологическая роль фосфора. Фосфорные удобрения.

Мышьяк, сурьма, висмут. Сравнительная характеристика их физических и химических свойств. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута, сравнительная характеристика их устойчивости и свойств. Оксиды и гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута различных степеней окисления. Их свойства. Галогениды мышьяка, сурьмы и висмута, их свойства. Гидролиз солей мышьяка, сурьмы и висмута. Оксогалогениды сурьмы и висмута(III). Сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений мышьяка, сурьмы и висмута в степени окисления (III) и (V). Физиологическое воздействие мышьяка и его соединений. Практическое значение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.

Тема 18 ЭЛЕМЕНТЫ-НЕМЕТАЛЛЫ ГРУППЫ 14

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ.

Углерод. Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены, графен, углеродные нанотрубки; их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Тип гибридизации АО углерода в них.

Химические свойства углерода. Краткая характеристика водородных соединений углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика.

Кислородные соединения углерода.

Оксид углерода(II). Строение молекулы CO с точек зрения МВС и ММО, химические свойства. Оксид углерода(II) как восстановитель. Физиологическое воздействие оксида углерода(II) и меры безопасности при работе с ним. Первая помощь при отравлении угарным газом. Фосген. Карбонилы металлов.

Оксид углерода(IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Оксид углерода(IV) в природе. Экстракция биологически активных веществ сверхкритическим CO₂. Фотосинтез в зеленых частях растений. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты: растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.

Соединения углерода с азотом и галогенами. Синильная (циановодородная) кислота. Цианиды. Цианаты, тиоцианаты, фульминаты. Тетрахлорид углерода. Фторосодержащие углеводороды, понятие о фреонах.

Кремний и его соединения. Кремний в природе. Природные силикаты. Свойства кремния и его применение. Водородные соединения кремния, отличие их свойств от аналогичных соединений углерода. Силициды металлов. Оксид кремния(IV), его строение. Кварц. Стеклообразное состояние, кварцевое стекло, его применение. Кремниевые кислоты. Силикагель, его применение. Силикаты, растворимое стекло. Полимерные силикаты. Искусственные силикаты. Стекло, цемент, бетон, фарфор, фаянс.

Германий, сравнение свойств его соединений с соединениями кремния.

Тема 19 ЭЛЕМЕНТЫ-МЕТАЛЛЫ ГРУППЫ 14

Германий, олово, свинец и их соединения. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды и гидроксиды олова и свинца, их кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Восстановительные свойства соединений олова(II). Применение олова, свинца и их соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения соединениями тяжелых металлов.

Тема 20 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 13

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Бор. Аллотропные модификации, важнейшие физические и химические свойства кристаллического бора, его применение.

Особенности структуры бороводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксид бора: структура, свойства, применение. Ортоборная кислота. Бура. Биологическая роль соединений бора.

Алюминий. Физические и химические свойства простого вещества. Алюмотермия. Применение алюминия и его сплавов. Свойства наиболее важных соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей, их практическое применение.

Сравнение свойств соединений галлия, индия и таллия с аналогичными соединениями алюминия. Соединения таллия(I).

Тема 21 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 1

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами.

Свойства и применение простых веществ и важнейших соединений элементов: гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Меры безопасности при работе со щелочами. Биологическое значение соединений натрия и калия. Калийные удобрения.

Тема 22 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 2

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Различия в свойствах бериллия, магния и щелочноземельных металлов. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочноземельными металлами.

Соединения элементов: гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли. Их физические свойства, закономерности изменения химических свойств. Наиболее важные примеры применения отдельных соединений. Негашеная и гашеная известь. Свойства и применение.

Физиологическое воздействие соединений элементов главной подгруппы II группы.

Жесткость воды и способы ее устранения. Очистка воды с помощью ионообменной смолы.

Тема 23 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 6

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Хром. Природные соединения хрома. Феррохром. Применение хрома и его сплавов. Соединения хрома(II, III, VI): оксиды, гидроксиды, соли. Физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины зарядов и радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы(III). Комплексные соединения хрома(III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(III).

Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы. Условия их существования. Соединения хрома(VI) как окислителя. Хромовая смесь.

Молибден и вольфрам, их природные соединения. Химические свойства молибдена и вольфрама, их соединений. Применение молибдена, вольфрама, их сплавов и соединений.

Тема 24 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 7

Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ, их соединений.

Марганец, нахождение в природе. Применение марганца. Сплавы марганца. Ферромарганец. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Соединения марганца высших степеней окисления. Марганцовистая и марганцовая кислоты, манганаты и перманганаты. Окислительные свойства манганатов и перманганатов. Зависимость окислительных свойств перманганата от pH среды. Биологическая роль соединений марганца.

Тема 25 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 8

Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ.

Элементы семейства железа. Распространение в земной коре, наиболее важные природные соединения, история их открытия.

Наиболее важные сплавы железа: чугун, сталь, легированная сталь. Химизм производства чугуна и переработки его в сталь. Производство чугуна и стали.

Сравнение свойств важнейших соединений железа, кобальта и никеля (II) и (III), их применение. Ферраты.

Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Биологическая роль соединений железа, кобальта, никеля.

Элементы семейства платины. Распространение в природе. Особенности физических и химических свойств простых веществ, их практическое использование. Свойства наиболее важных соединений элементов, их применение в лабораторной практике, технологии и медицине. Каталитическая активность металлов семейства платины и их соединений.

Тема 26 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 11

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Медь, серебро, золото. Нахождение в природе, получение, химические свойства. Применение металлов и их сплавов.

Наиболее важные соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота.

Биологическая роль ионов меди(II) и серебра(I).

Тема 27 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 12

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Наиболее важные природные соединения цинка, кадмия, ртути.

Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления II. Соединения ртути в степени окисления I. Наиболее важные комплексные соединений элементов группы 12.

Физиологическое воздействие соединений цинка, кадмия и ртути. ПДК. Техника безопасности при работе с ртутью и соединениями металлов группы 12.

Практическое использование соединений цинка, кадмия и ртути.

Тема 28 ЭЛЕМЕНТЫ ГРУППЫ 3

Общая характеристика элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Скандий, иттрий, лантан, актиний.

Предсказание свойств экабора (скандия) и его соединений Д.И. Менделеевым.

Нахождение элементов в природе. Оксиды. Гидроксиды. Соли.

Особенности электронных структур атомов *f*-элементов. Возможные валентные состояния и степени окисления атомов.

Лантаниды. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды, гидроксиды, характер изменения их свойств. Общая характеристика солей.

Актиниды. История открытия. Краткая характеристика свойств простых веществ. Синтез новых элементов.

Уран. Нахождение в природе, природные и искусственные изотопы. Физические и химические свойства урана и его важнейших соединений.

ТРЕБОВАНИЯ К КУРСОВОЙ РАБОТЕ

В системе профессиональной подготовки специалистов важное место занимает научно-исследовательская работа студентов, в частности такая форма ее организации, как написание и защита курсовой работы.

Курсовая работа представляет собой логически завершенное и оформленное в виде текста произведение научно-исследовательского содержания, направленное на решение определенных проблем и задач в области изучаемой дисциплины.

Выполнение курсовой работы направлено на достижение следующих целей:

- систематизация, обобщение, закрепление и углубление теоретических и практических знаний по учебной дисциплине “Общая и неорганическая химия”;
- совершенствование навыков применения полученных знаний для решения конкретных задач, а также навыков самостоятельной работы с научной литературой и обработки результатов теоретических или экспериментальных исследований.

На выполнение курсовой работы, в соответствии с учебным планом учреждения высшего образования для специальности: 1-02 04 01 Биология и химия, отводится 40 часов.

Тема курсовой работы утверждается на заседании кафедры химии, а задание на ее выполнение оформляется руководителем.

Структура курсовой работы должна способствовать раскрытию избранной темы и ее составных элементов. Все части курсовой работы должны быть взаимосвязаны и изложены в строгой логической последовательности. Структурными элементами курсовой работы являются: задание, титульный лист, оглавление, введение, основная часть, заключение, библиографический список, приложения.

Во введении обосновывается выбор темы, актуальность и степень ее разработанности, формулируется цель и задачи исследования, определяются его объект и предмет, указываются методы, с помощью которых будут решаться поставленные задачи. Также во введении дается общая характеристика работы и указывается ее объем: количество глав, точное количество таблиц, схем, рисунков, приложений и использованных источников.

В основной части курсовой работы (главах и разделах) необходимо логично и аргументированно излагать методику и результаты исследования. При написании глав и разделов исследователь обязан делать ссылки на источники, из которых он заимствует материал и затем анализирует его.

Содержание структурных частей работы должно соответствовать цели и задачам исследования. В конце каждой главы следует сформулировать краткие выводы.

Заключение – это логически стройное изложение основных результатов исследования и сделанных на их основе выводов. В нем должны быть

подведены итоги исследования по проблеме, оно может содержать 3-5 крупных обобщений, подводящих итоги выполненной работы.

Библиографический список – это перечень литературных источников и других материалов, на которые в курсовой работе приводятся ссылки. Библиографический список оформляется в соответствии с требованием «Инструкции по оформлению диссертации, автореферата и публикаций по теме диссертации». Ссылки на литературные источники в тексте курсовой работы приводятся цифрой в квадратных скобках [5] – ссылка на источник, [5, с.8] – ссылка с указанием страницы процитированной работы, [5, 8, 24] – ссылка на несколько работ. Номер литературного источника в ссылке должен соответствовать его номеру в библиографическом списке. Названия литературных источников в библиографическом списке необходимо размещать либо в алфавитном порядке, либо в порядке появления ссылок на них в тексте курсовой работы.

Приложения включают графические, статистические и иные материалы по результатам исследования, а также дополнительные и вспомогательные материалы. Каждое приложение оформляется на отдельных листах, в правом верхнем указывается его порядковый номер: Приложение 1, Приложение 2 и т.п.

Курсовая работа должна быть грамотно написана на белорусском или русском языке, набрана в текстовом редакторе и распечатана на листах формата – А 4 (21,0 см x 29,7 см).

Объем курсовой работы должен находиться в пределах 25–40 страниц текста, включая иллюстрации и список использованных источников. Текст должен быть набран в текстовом редакторе «Microsoft Word» (версия 7,0 и далее) со следующими параметрами: поля: верхнее – 2,0 см, нижнее 2,0 см, левое 3,0 см, правое – 1,5 см; шрифт – Times New Roman; высота шрифта – 14; красная строка – 0,5 – 1,5 см; межстрочный интервал – 1; выравнивание по ширине.

Заголовки глав и разделов должны отражать содержание относящегося к ним текста. Каждую главу курсовой работы следует начинать с нового листа. Заголовки глав печатаются симметрично тексту прописными буквами.

Заголовки подразделов печатаются с абзаца, строчными буквами, кроме первой прописной. Переносы слов в заголовках не допускаются. Точку в конце заголовка не ставят. Если заголовок состоит из двух предложений, их разделяют точкой.

Страницы нумеруют арабскими цифрами в нижнем колонтитуле по центру. Титульный лист включается в общую нумерацию работы. На титульном листе номер не ставится. Нумерация листов и приложений должна быть сквозной. Страницы, содержащие приложения, в общий объем работы не входят.

Разделы курсовой работы должны иметь порядковую нумерацию в пределах всей работы и обозначаются цифрами с точкой в конце. Введение и заключение не нумеруются.

Если разделы подразделяются на подразделы, то они нумеруются

арабскими цифрами в пределах каждого раздела. В конце заголовка подраздела точка не ставится, например «3.2» (второй подраздел третьего раздела).

В текст курсовой работы следует помещать только наиболее важные таблицы. Вспомогательный материал целесообразно помещать в приложении. Иллюстрации располагают после первой ссылки на них. Иллюстрации (кроме таблиц) обозначаются словом «Рисунок» и нумеруются последовательно арабскими цифрами в пределах раздела. Номер должен состоять из номера раздела и порядкового номера иллюстрации, разделенных точкой, например, «Рисунок. 1.2» (второй рисунок первого раздела). Если приведена только одна иллюстрация, то ее не нумеруют и «Рисунок» не пишут.

Таблицы нумеруются последовательно арабскими цифрами в пределах раздела. Перед таблицей указывается ее наименование. В правом верхнем углу над соответствующим наименованием помещается надпись «Таблица» с указанием ее номера. Номер должен состоять из номера раздела и порядкового номера таблицы, разделенного точкой, например, «Таблица 1.2» (вторая таблица первого раздела). Если в работе приведена только одна таблица, то ее не нумерую и слово «Таблица» не пишут. При переносе части таблица на другой лист указывают над ней, например, «Продолжение таблицы 1.2». На все таблицы должны быть ссылки в тексте. В случае, если в работе приводятся иллюстрации и таблицы, не являющиеся авторскими, то после их наименования указывается ссылка на источник, из которого они заимствованы.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

«Общая и неорганическая химия»

Дневная форма получения образования

Номер раздела, темы	Название раздела, темы	Количество аудиторных часов				Самостоятельная (внеаудиторная) работа	Методические пособия, средства обучения (оборудование и др.)	Литература	Форма контроля знаний
		лекции	Практические и семинарские	Лабораторные занятия	управляемая самостоятельная работа студентов				
1 курс, 1 семестр									
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	Основные химические понятия и законы	4	4			8			
1.1	<p>Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Предмет химии. Разделы химии и их взаимосвязь. Единство химии как науки и ее место в системе естественных наук, связь химии с биологией, физикой и иными науками о природе. Типы химических частиц. Язык химии – формулы. Типы химических формул (эмпирическая, молекулярная, структурная, пространственная) и области их применения. Методы определения эмпирических и молекулярных формул химических соединений.</p> <p>Типы химических формул (эмпирическая, молекулярная, структурная, пространственная) и области их применения. Массовая доля элемента в соединении. Вывод эмпирических и молекулярных формул химических соединений по массовым долям элементов, по продуктам сгорания веществ.</p>	2	2 сем.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
1.2	<p>Закон сохранения массы-энергии и его значение в химии. Понятие дефекта массы. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношений Дальтона. Границы применения этих законов. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него. Атомы и молекулы, их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Постоянная Авогадро. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Молярный объем газа.</p> <p>Закон постоянства состава. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него. Атомы и молекулы, их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Постоянная Авогадро. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Молярный объем газа.</p>	2	2 сем.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

2	Химические реакции	2	2			4			
2.1	<p>Понятия системы, фазы, процесса. Гомогенные и гетерогенные системы и процессы. Химическая реакция как процесс. Понятия реагента, продукта. Классификацию химических реакций: по типу преобразования, по изменению степени окисления, по агрегатному состоянию реагирующих веществ. Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Типы уравнений химических реакций. Схемы реакций. Стехиометрические схемы. Расчеты по химическим уравнениям и стехиометрическим схемам.</p> <p>Вычисления по уравнениям химических реакций: понятие избытка и недостатка, выход продукта реакции, определение состава смеси.</p> <p>Вычисление тепловых эффектов химических реакций, применение закона Гесса.</p>	2	2 пр.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Рейтинговая контрольная работа №1
3	Классификация и номенклатура неорганических веществ	4	6	8		8			
3.1	<p>Классификация веществ в химии: по составу, по структуре, по свойствам. Кислотно-основные свойства как общепринятый принцип классификации. Основные классы неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли.</p> <p>Классификация веществ в химии: по составу, по структуре, по свойствам. Кислотно-основные свойства как общепринятый принцип классификации. Основные классы неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли.</p> <p>Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды.</p>	2	2 сем.	4		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы.
3.2	<p>Общие химические свойства представителей этих классов и генетическая связь между ними. Некоторые другие классы неорганических веществ: гидриды, галогенангидриды, интерметаллиды и т.д. Понятие о комплексных соединениях. Номенклатурные правила ИЮПАК для неорганических веществ. Номенклатура оксидов, кислот, оснований, солей.</p> <p>Общие химические свойства и способы получения оксидов, гидроксидов (оснований, кислот, амфотерных гидроксидов).</p> <p>Общие химические свойства и способы получения солей (средних, кислых, основных)</p> <p>Химические свойства и способы получения оксидов, гидроксидов солей</p>	2	2 пр. 2 пр.	4		4			1, 2, 3, 4, доп. 1-8
4	Состояние вещества	2				4			
4.1	Понятие агрегатного состояния вещества. Основные агрегатные состояния: плазма, газ, жидкость, кристалл. Упорядоченность частиц и особенности их взаимодействия в каждом из агрегатных состояний. Типы кристаллических решеток (молекулярная, атомная, ионная, металлическая). Диаграммы состояния, понятие о критических параметрах. Сверхкритическое состояние вещества. Промежуточные агрегатные состояния: жидкие кристаллы, пластические кристаллы, аморфные вещества, особенности их строения и свойств, применение.	2				4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

5	Дисперсные системы и растворы	4	6	8		8			
5.1	<p>Характеристика дисперсных систем и их классификация. Суспензии, эмульсии и коллоидные растворы. Биологические системы как коллоиды. Истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Энергетика процесса растворения. Особенности воды как растворителя. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов. Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления. Коллигативные свойства растворов. Закон Генри, закон Рауля. Эбуллиоскопия и криоскопия. Осмос и обратный осмос. Биологическая функция осмоса.</p> <p>Истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Энергетика процесса растворения. Особенности воды как растворителя. Растворимость твердых веществ и газов в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты.</p>	2	2 пр.			4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
5.2	<p>Концентрация растворов. Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая и молярная (мольная) доля растворенного вещества. Массовая концентрация. Молярная концентрация. Моляльность. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов. Меры безопасности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.</p> <p>Концентрация растворов. Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая и молярная (мольная) доля растворенного вещества. Массовая концентрация. Молярная концентрация. Моляльность. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации.</p> <p>Приготовление растворов заданного состава.</p> <p>Определение молярной концентрации щелочи титрованием.</p>	2	2 пр. 2 пр.	4 4		4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Рейтинговая контрольная работа №3
	Всего за I семестр	16	12 / 6	16		32			Зачет
1 курс, 2 семестр									
6	Химическая кинетика и катализ	6	4	4		12			
6.1	Скорость химической реакции. Настоящая, мгновенная и средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия (дей-	2				4	оборудование, необхо-	1, 2, 3, 4, доп.	Защита лабораторной

	<p>ствующих) масс (ЗДМ). Константа скорости реакции. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции, правило Вант-Гоффа.</p> <p>Определение скорости химической реакции</p>		2 пр.	4			димое для выполнения лабор. работы	1-8	работы
6.2	<p>Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса как более точное описание температурной зависимости скорости реакции. Энергетический профиль реакции. Молекулярность и порядок реакции. Механизмы химических реакций. Переходное состояние и интермедиат. Зависимость скорости реакции от стабильности интермедиата. Скорость многостадийного процесса. Лимитирующая стадия. Понятие о термодинамическом и кинетическом контроле направления процессов.</p>	2	2 пр.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Рейтинговая контрольная работа №1
6.3	<p>Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Разветвлённые и неразветвлённые цепные реакции. Работы Н.Н. Семенова. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, ферментативный катализ, автокатализ. Механизм каталитического действия. Понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Роль ферментов и других катализаторов в биологических процессах.</p>	2				4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
7	<p>Химическое равновесие. Термодинамика химических реакций</p>	4	4	12		8			
7.1	<p>Необратимые и обратимые процессы. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагентов, давления и температуры. Понятие функции состояния. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия.</p> <p>Химическое равновесие. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных процессов. Связь константы химического равновесия с концентрациями реагирующих веществ; парциальными давлениями газов.</p> <p>Определение теплоты растворения соли.</p> <p>Смещение химического равновесия.</p> <p>Определение константы равновесия химической реакции</p>	2	2 пр.	4 4 4		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
7.2	<p>Энтропия. Законы термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Предсказание возможности протекания химических реакций и физико-химических процессов. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями состояния.</p> <p>Энтропия. Законы термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Предсказание возможности протекания химических реакций и физико-химических процессов. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями состояния.</p>	2	2 сем.			4			

8	Растворы электролитов	8	2	20		13			
8.1	<p>Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.</p> <p>Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Истинная и кажущаяся степени диссоциации. Понятие о коэффициенте активности. Применение ЗДМ к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.</p> <p>Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Применение ЗДМ к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.</p> <p>Электролитическая диссоциация.</p>	2	2 сем.	8		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
8.2	<p>Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель рН. Расчет рН в растворах сильных и слабых электролитов. Значение постоянства величины рН в химических и биологических процессах. Понятие о буферных системах. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Константа растворимости. Условия образования и растворения осадков.</p> <p>Реакции ионного обмена в растворах электролитов, их механизм и условия смещения равновесия.</p> <p>Реакции ионного обмена.</p>	2		4		3	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы Рейтинговая контрольная работа №2
8.3	<p>Кислоты, основания, соли с точки зрения электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Протолитическая теория кислот и оснований. Понятие о других теориях кислотно-основного взаимодействия (электронная теория Льюиса, теория ЖМКО Пирсона, теория сольвосистем).</p>	2				3			
8.4	<p>Гидролиз. Общие представления о гидролизе различных классов соединений. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Объяснение механизма гидролиза солей с точки зрения протолитической теории. Роль гид-</p>	2				3			

	ролиза в химическом синтезе, биологических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород. Гидролиз солей.			8					
9	Окислительно-восстановительные реакции	6	4	12		10			
9.1	<p>Реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Окислители и восстановители. Методы электронного баланса и ионно-электронный (полуреакций). Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Значение ОВР в живой и неживой природе.</p> <p>Классификация окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Окислители и восстановители. Методы электронного баланса и ионно-электронный (полуреакций). Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции</p>	2	2 сем.	8		3	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
9.2	<p>Возникновение двойного электрического слоя на границе раздела металл – вода и металл – водный раствор его соли. Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений (стандартных электродных потенциалов) металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и их связь с изменением энергии Гиббса реакции. Уравнение Нернста и зависимость окислительно-восстановительного потенциала от температуры, pH, концентрации окисленной и восстановленной форм. Предсказание направления ОВР в растворах. Понятие о коррозии металлов.</p> <p>Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений (стандартных электродных потенциалов) металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и их связь с изменением энергии Гиббса реакции. Уравнение Нернста и зависимость окислительно-восстановительного потенциала от температуры, pH, концентрации окисленной и восстановленной форм. Предсказание направления ОВР в растворах.</p>	2	1 сем.	4		4			1, 2, 3, 4, доп. 1-8
9.3	<p>Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов, водных растворов электролитов и его практическое значение. Количественные законы электролиза.</p> <p>Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов, водных растворов электролитов и его практическое значение. Количественные законы электролиза.</p>	2	1 сем.			3		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
10	Строение атома и периодическая система химических элементов	8	4			15			
10.1	Строение атома. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивость ядер. Виды радиоактивности. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов, образование химических элементов в ходе эволюции звезд. Искусственная радиоактивность. "Меченые" атомы	2				3		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

	и их применение в биологических и палеонтологических исследованиях. Использование ядерной энергии в мирных целях.								
10.2	<p>Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки решения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм. Кванты. Уравнение Планка. Фотоны. Теория атома водорода по Бору, ее внутренние противоречия. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовомеханическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Пространственная форма атомных орбиталей (s, p, d, f).</p> <p>Многоэлектронные атомы. Закономерности заполнения орбиталей в атомах: принцип (запрет) Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда. Последовательность заполнения АО. Электронные схемы, электронные формулы и электронно-графические схемы атомов.</p> <p>Квантовомеханическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Пространственная форма атомных орбиталей (s, p, d, f).</p>	2	2 сем.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
10.3	<p>Периодический закон в свете представлений о строении атома. Периодическая система как естественная система элементов. Периоды, группы, подгруппы. Особенности электронных конфигураций атомов элементов групп А и В. Элементы s-, p-, d-, f- семейств.</p> <p>Периодический закон в свете представлений о строении атома. Периодическая система как естественная система элементов. Периоды, группы, подгруппы. Особенности электронных конфигураций атомов элементов групп А и В. Элементы s-, p-, d-, f- семейств.</p>	2	1 сем.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
10.4	<p>Взаимосвязь местонахождения элемента в периодической системе с электронным строением его атома и свойствами элемента. Свойства элементов, изменяющиеся периодически и непериодически. Основные характеристики атомов: атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение характеристик атомов по группам и периодам. Значение периодического закона для развития науки. Границы и эволюция периодической системы химических элементов.</p> <p>Взаимосвязь местонахождения элемента в периодической системе с электронным строением его атома и свойствами элемента.</p> <p>Особенности строения атомов элементов d- и f-семейств. Их местона-</p>	2	1 сем.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

	хождение в периодической системе. Лантаноидное и актиноидное сжатие. Сходство свойств элементов V и VI периодов.								
11	Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие	8	2	4		16			
11.1	<p>Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: создание двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрытия АО. Два механизма образования ковалентной связи: обобществление непарных электронов разных атомов (обменный механизм) и донорно-акцепторный механизм. Делокализованная (многоцентровая) химическая связь. Резонансные структуры как более адекватный способ ее описания в рамках метода ВС. Свойства ковалентной связи (длина, прочность, насыщенность, направленность, полярность, поляризуемость) и их количественные характеристики.</p> <p>Основные типы химической связи. Ковалентная связь, ее свойства. Механизмы образования. Метод валентных связей (МВС).</p>	2	1 сем.			4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
11.2	<p>Энергии ковалентных связей. Оценка тепловых эффектов реакций по энергиям связей. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Гибридизация АО. Условия устойчивости гибридизации АО. Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связей и полярность молекул. σ- и π-связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от её природы и длины. Влияние прочности, полярности и поляризуемости ковалентных связей на реакционную способность молекул.</p> <p>Энергии ковалентных связей. Оценка тепловых эффектов реакций по энергиям связей. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Гибридизация АО. Условия устойчивости гибридизации АО. Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связей и полярность молекул. σ- и π-связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от её природы и длины. Влияние прочности, полярности и поляризуемости ковалентных связей на реакционную способность молекул.</p>	2	1 сем.			4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
11.3	<p>Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод МО ЛКАО. σ- и π-Молекулярные орбитали как линейные комбинации s- и p-атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств вещества от характера заполнения МО в этих частицах.</p> <p>Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод МО ЛКАО. σ-</p>	2				4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

	и π -Молекулярные орбитали как линейные комбинации s - и p -атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств вещества от характера заполнения МО в этих частицах.								
11.4	Типы кристаллических решеток, образованные веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ. Ионная связь. Свойства ионной связи. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее воздействие ионов. Свойства веществ с ионным типом связи. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи. Понятие о межмолекулярных взаимодействиях. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия. Связь энергии межмолекулярного взаимодействия с физическими свойствами вещества. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах. Перекристаллизация ионных соединений.	2		4		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
12	Комплексные соединения	4	2	8		8			
12.1	Природа химической связи в комплексных (координационных) соединениях. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число и заряд комплексообразователя. Основные классы комплексных соединений. Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная и вторичная). Вторичная диссоциация как реакция замещения лигандов молекулами растворителя. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости и устойчивости. Условия образования и разрушения комплексных ионов в растворах. Природа химической связи в комплексных (координационных) соединениях. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число и заряд комплексообразователя. Основные классы комплексных соединений. Электролитическая диссоциация комплексных соединений (первичная и вторичная). Вторичная диссоциация как реакция замещения лигандов молекулами растворителя. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости и устойчивости. Условия образования и разрушения комплексных ионов в растворах. Координационные соединения.	2	2 сем.	4		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
12.2	Химические свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидроксо- и гидроксо-комплексов. Объяснение амфотерности гидроксидов и гидролиза солей с точки зрения комплексообразования и протолитической теории кислотно-основного равновесия. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии. Методы синтеза комплексных соединений.	2				4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

	Химические свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидрокси- и гидроксо-комплексов. Объяснение амфотерности гидроксидов и гидролиза солей с точки зрения комплексообразования и протолитической теории кислотно-основного равновесия. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии. Синтез комплексных соединений.		2 сем.	4					
13	Общие свойства металлов	2				2			
13.1	Общие физико-химические свойства металлов, связанные с природой металлической связи. Металлическое состояние вещества: основные признаки, зонная теория строения. Местоположение металлов в периодической системе. Типы кристаллических решеток металлов. Понятие о металлических сплавах. Важнейшие компоненты сплавов. Интерметаллические соединения. Совместное влияние различных факторов на поведение металлов и сплавов в реальных условиях. Коррозия металлов и основные способы защиты от нее. Сравнение свойств атомов элементов <i>d</i> - и <i>f</i> -семейств, простых веществ и соединений элементов групп А и В. Различия характера изменения свойств элементов групп А и В, их соединений при возрастании зарядов ядер атомов. Склонность <i>d</i> -элементов к комплексообразованию. Основные виды руд. Обзор наиболее важных способов восстановления металлов из руд. Возможности восстановления металлов электролизом расплавов и растворов.	2				2		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
	Всего за II семестр	46	6 / 18	60		84			Экзамен (36 час.)
2 курс, 3 семестр									
14	Водород	2		4		4			
14.1	Атом водорода, изотопы, аллотропия водорода, распространение в природе. Особенности местоположения в периодической системе. Характеристика молекулы водорода с точки зрения МВС и ММО: энергия, длина и кратность связи. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами: степени окисления атомов элементов и природа химической связи в них; кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Применение водорода. Правила безопасности при работе с водородом. Водород и его свойства.	2		4		4	оборудование, для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
15	Элементы группы 17	6		4	5	12			
15.1	Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Меры предосторожности при работе с галогенами. Фтор. Распространение фтора в природе, его физические и химические свойства. Соединения фтора. Фтороводород: свойства, ассоциация молекул. Фтороводородная (плавиковая) кислота,	2			1,5	4	оборудование, необходимо	1, 2, 3, 4, доп.	Защита лабораторных

	фториды, фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.						димое для выполнения лабор. работы	1-8	работ
15.2	Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Физические и химические свойства хлора. Характер соединений хлора с металлами. Механизм реакции взаимодействия хлора с водородом. Хлороводород, хлороводородная (соляная) кислота. Физические и химические свойства хлоридов, их применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и иными сложными веществами. Кислородсодержащие соединения хлора: оксиды, кислоты, соли. Хлорноватистая кислота, типы распада в растворе. Гипохлориты, белильная известь. Хлорноватая и хлорная кислоты, их соли. Бертолетова соль. Сравнение силы, устойчивости, окислительных свойств оксокислот хлора. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором. Понятие о предельно допустимых концентрациях (ПДК) вредных веществ, хлора. Хладагенты (хладоны).	2		4	2	4			Рейтинговая контрольная №1
15.3	Бром. Йод. Распространение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Бромоводород и иодоводород, бромоводородная и иодоводородная кислоты, их соли. Свойства, применение и сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Кислородные соединения брома и йода. Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами. Соединения р-элементов 17 группы.	2			1,5	4			
16	Элементы группы 16	6		4	5	12			
16.1	Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Кислород. Изотопный состав природного кислорода. Аллотропия кислорода. Химическая связь в молекуле кислорода с точек зрения МВС и ММО, парамагнетизм кислорода. Физические и химические свойства кислорода. Кислород как окислитель, взаимодействие его с простыми и сложными веществами. Оксиды: способы получения, классификация и свойства. Озон, его свойства, образование в природе. Озоны металлов. Борьба за сохранение озонового слоя. Применение кислорода и его роль в природе. Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Свойства и применение пероксидов металлов. Надпероксиды (супероксиды).	2			2	4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы Рейтинговая контрольная №2
16.2	Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические свойства ее наиболее важных модификаций. Химические свойства. Водородные соединения серы. Сероводород: физические и химические свойства. Физиологическое воздействие сероводорода, его ПДК. Сероводородная кислота и сульфиды. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Полисульфаны и полисульфиды. Галогениды и оксогалогениды серы, применение. Кислородные соединения серы: строение молекул, характер валентных связей. Сера(IV) оксид: физические и химические свойства, ПДК. Химические свойства сернистой кис-	2		4	1,5	4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

	лоты и сульфитов. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое значение. Сера(VI) оксид: физические и химические свойства. Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Химизм нитрозного и контактного способов получения серной кислоты. Производство серной кислоты и проблема охраны окружающей среды. Соединения р-элементов 16 группы.								
16.3	<p>Олеум и полисерные кислоты. Пиросерная (дисерная) кислота, пиро-сульфаты (дисульфаты). Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве. Надсерная (пероксодисерная) кислота и персульфаты (пероксодисульфаты), их применение. Пероксомоносерная кислота. Политионовые кислоты.</p> <p>Селен и теллур: физические и химические свойства, использование в современной технике и медицине. Водородные и кислородные соединения селена и теллура. Оксиды селена и теллура и их кислоты. Характер изменения свойств водородных соединений элементов в подгруппе: прочность и полярность молекул, валентные углы, силы соответствующих кислот, восстановительные свойства анионов кислот. Биологическая роль соединений серы и селена.</p>	2			1,5	4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
17	Элементы группы 15	6		4	5	12			
17.1	<p>Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Азот в природе. Химическая связь в молекуле азота с точки зрения МВС и ММО, объяснение ее особой устойчивости. Физические и химические свойства, применение азота. Соединения азота с водородом. Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака. Окисление аммиака. Способность аммиака к образованию связи по донорно-акцепторному механизму: взаимодействие с водой, кислотами, образование амминкомплексов. Соли аммония, их структура, свойства. Продукты термического разложения различных солей аммония. Реакция замещения атомов водорода в молекуле аммиака. Амиды, имиды и нитриды металлов. Аммиак как растворитель. Практическое использование аммиака и солей аммония. Гидразин: строение молекулы, химические свойства. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота, азиды. Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, свойства. Молекула оксида азота(II) с точки зрения ММО. Равновесие димеризации оксида азота(IV). Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Царская водка, нитрозилхлорид. Нитраты. Термическое разложение нитратов. Биологическая роль азота. Азотные удобрения. Охрана окружающей среды от загрязнения оксидами азота.</p>	2			2	4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы Рейтинговая контрольная №3
17.2	<p>Фосфор. Наиболее важные природные соединения. Аллотропные видоизменения фосфора, их строение и свойства. Токсичность белого фосфора. Фосфиды металлов. Соединения фосфора с водородом. Фосфин. Сравнение</p>	2			1,5	4		1, 2, 3, 4, доп.	

	геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака. Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Оксокислоты фосфора. Фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты: строение молекул, основность. Метафосфаты, полифосфаты. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Галогениды и оксогалогениды фосфора, их применение. Биологическая роль фосфора. Фосфорные удобрения. Соединения р-элементов 15 группы.			4				1-8	
17.3	Мышьяк, сурьма, висмут. Сравнительная характеристика их физических и химических свойств. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута, сравнительная характеристика их устойчивости и свойств. Оксиды и гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута различных степеней окисления. Их свойства. Галогениды мышьяка, сурьмы и висмута, их свойства. Гидролиз солей мышьяка, сурьмы и висмута. Оксогалогениды сурьмы и висмута(III). Сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений мышьяка, сурьмы и висмута в степени окисления (III) и (V). Физиологическое воздействие мышьяка и его соединений. Практическое значение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.	2			1,5	4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
18	Элементы-неметаллы группы 14	4		4		8			
18.1	Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Углерод. Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены, графен, углеродные нанотрубки; их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Тип гибридизации АО углерода в них. Химические свойства углерода. Краткая характеристика водородных соединений углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода(II). Строение молекулы СО с точек зрения МВС и ММО, химические свойства. Оксид углерода(II) как восстановитель. Физиологическое воздействие оксида углерода(II) и меры безопасности при работе с ним. Первая помощь при отравлении угарным газом. Фосген. Карбонилы металлов. Оксид углерода(IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Оксид углерода(IV) в природе. Экстракция биологически активных веществ сверхкритическим СО ₂ . Фотосинтез в зеленых частях растений. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты: растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.	2				4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
18.2	Соединения углерода с азотом и галогенами. Синильная (циановодородная) кислота. Цианиды. Цианаты, тиоцианаты, фульминаты. Тетрахлорид углерода. Фторосодержащие углеводороды, понятие о фреонах. Кремний и его соединения. Кремний в природе. Природные силикаты. Свойства кремния и его применение. Водородные соединения кремния, отличие их свойств от аналогичных соединений углерода. Силициды металлов. Оксид кремния(IV), его строение. Кварц. Стеклообразное состояние, кварцевое стекло, его применение. Кремниевые кислоты. Силикагель, его применение. Силикаты,	2		4		4		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	

	растворимое стекло. Полимерные силикаты. Искусственные силикаты. Стекло, цемент, бетон, фарфор, фаянс. Германий, сравнение свойств его соединений с соединениями кремния. Соединения р-элементов- неметаллов 14 группы.								
19	Элементы-металлы группы 14	2		4		4			
19.1	Олово, свинец и их соединения. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды и гидроксиды олова и свинца, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Восстановительные свойства соединений олова (II). Применение олова, свинца и их соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения соединениями тяжелых металлов. Соединения р-элементов- металлов 14 группы.	2		4		4	оборудование, для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабор. работы
20	Элементы группы 13	4		4		6			
20.1	Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Бор. Аллотропные модификации, важнейшие физические и химические свойства кристаллического бора, его применение. Особенности структуры борводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксид бора: структура, свойства, применение. Ортоборная кислота. Бура. Биологическая роль соединений бора.	2				3	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
20.2	Алюминий. Физические и химические свойства простого вещества. Алюмотермия. Применение алюминия и его сплавов. Свойства наиболее важных соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей, их практическое применение. Сравнение свойств соединений галлия, индия и таллия с аналогичными соединениями алюминия. Соединения таллия(I). Соединения р-элементов 13 группы.	2		4		3		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
21	Элементы группы 1	2		4		4			
21.1	Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами. Свойства и применение простых веществ и важнейших соединений элементов: гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Меры безопасности при работе со щелочами. Биологическое значение соединений натрия и калия. Калийные удобрения. Соединения s-элементов 1 группы.	2		4		4	оборудование, для выполнения лабораторн. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторн. работы
22	Элементы группы 2	2		4		4			
22.1	Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Различия в свойствах бериллия, магния и щелочноземельных металлов. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочноземельными металлами. Соединения элементов: гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли. Их физические свойства, закономерности изменения химических свойств. Негашеная и гашеная известь. Свойства и	2				4	оборудование, необходимое для вы-	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы

	применение. Физиологическое воздействие соединений элементов главной подгруппы II группы. Жесткость воды и способы ее устранения. Очистка воды с помощью ионообменной смолы. Соединения s-элементов 2 группы.			4			полнения лабор. работы		
23	Элементы группы 6	2		4		4			
23.1	Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Хром. Природные соединения хрома. Феррохром. Применение хрома и его сплавов. Соединения хрома(II, III, VI): оксиды, гидроксиды, соли. Физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины зарядов и радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы(III). Комплексные соединения хрома(III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(III). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы. Условия их существования. Соединения хрома(VI) как окислителя. Хромовая смесь. Молибден и вольфрам, их природные соединения. Химические свойства молибдена и вольфрама, их соединений. Применение молибдена, вольфрама, их сплавов и соединений.	2		4		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
24	Элементы группы 7	2		4		4			
24.1	Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ, их соединений. Марганец, нахождение в природе. Применение марганца. Сплавы марганца. Ферромарганец. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Соединения марганца высших степеней окисления. Марганцовистая и марганцовая кислоты, манганаты и перманганаты. Окислительные свойства манганатов и перманганатов. Зависимость окислительных свойств перманганата от pH среды. Биологическая роль соединений марганца. Соединения d-элементов 7 группы.	2		4		4	оборудование, необходимое для выполнения лабор. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы
25	Элементы группы 8	4		4		4			
25.1	Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ. Элементы семейства железа. Распространение в земной коре, наиболее важные природные соединения, история их открытия. Наиболее важные сплавы железа: чугуны, сталь, легированная сталь. Химизм производства чугуна и переработки его в сталь. Производство чугуна и стали.	2				2		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
25.2	Сравнение свойств важнейших соединений железа, кобальта и никеля (II) и (III), их применение. Ферраты. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Биологическая роль соединений железа, кобальта, никеля. Элементы семейства платины. Распространение в природе. Особенности физических и химических свойств простых веществ, их практическое использование. Свойства наиболее важных соединений элементов, их применение	2		4		2	оборудование, необходимое для выполнения	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторной работы

	в лабораторной практике, технологии и медицине. Каталитическая активность металлов семейства платины и их соединений. Соединения d-элементов 8 группы.						лабор. работы		
26	Элементы группы 11	2		4		2			
26.1	Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Медь, серебро, золото. Нахождение в природе, получение, химические свойства. Применение металлов и их сплавов. Наиболее важные соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Биологическая роль ионов меди(II) и серебра(I). Соединения d-элементов 11 группы.	2		4		2	оборудование, для выполнения лабораторн. работы	1, 2, 3, 4, доп. 1-8	Защита лабораторн. работы
27	Элементы группы 12	2				2			
27.1	Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Наиболее важные природные соединения цинка, кадмия, ртути. Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления II. Соединения ртути в степени окисления I. Наиболее важные комплексные соединений элементов группы IIВ. Физиологическое воздействие соединений цинка, кадмия и ртути. ПДК. Техника безопасности при работе с ртутью и соединениями металлов группы IIВ. Практическое использование соединений цинка, кадмия и ртути.	2				2		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
28	Элементы группы 3	2				2			
28.1	Общая характеристика элементов, физических и химических свойств простых веществ. Скандий, иттрий, лантан, актиний. Предсказание свойств экабора (скандия) и его соединений Д.И. Менделеевым. Нахождение элементов в природе. Оксиды. Гидроксиды. Соли. Особенности электронных структур атомов элементов f-семейства. Возможные валентные состояния и степени окисления атомов. Лантаниды. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды, гидроксиды, характер изменения их свойств. Общая характеристика солей. Актиниды. История открытия. Краткая характеристика свойств простых веществ. Синтез новых элементов. Уран. Нахождение в природе, природные и искусственные изотопы. Физические и химические свойства урана и его важнейших соединений.	2				2		1, 2, 3, 4, доп. 1-8	
	Всего за семестр	48		52		84			Экзамен (36 час.)
	Итого по учебной дисциплине	552	110	18 / 24	128	272 (200 + 72)			Эк-замены (72 час.)

Основная литература

1. Балтromeюк, В. В. Общая химия : учеб. для студентов учреждений высш. образования / В. В. Балтromeюк. – Минск : Высш. шк., 2012. – 624 с.
2. Мицкевич, Е. Н. Общая химия: введение в химический эксперимент [Электронный ресурс] : лаб. практикум / Е. Н. Мицкевич, Е. Б. Окаев // Репозиторий БГПУ. – Режим доступа: <http://elib.bsru.by/handle/doc/552>. – Дата доступа: 31.03.2020.
3. Мицкевич, Е. Н. Синтезы неорганических веществ : лаб. практикум / Е. Н. Мицкевич, Е. Б. Окаев, С. Ю. Елисеев ; Белорус. гос. пед. ун-т. – Минск : БГПУ, 2010. – 100 с.
4. Общая химия : учеб.-метод. пособие / Г. Э. Атрахимович [и др.] ; Белорус. гос. мед. ун-т, Каф. общ. химии. – 11-е изд. – Минск : БГМУ, 2017. – 154 с.

Дополнительная литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М. : Высш. шк. : Академия, 2002. – 743 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии / В. В. Свиридов [и др.]. – Минск : Высш. шк., 2003. – 224 с.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия : [учеб. пособие] / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. – Изд. 30-е, испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2010. – 728 с.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Высш. шк., 2002. – 632 с.
5. Суворов, А. В. Общая химия / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химия, 2001. – 512 с.
6. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай. – М. : Высш. шк., 1997. – 527 с.
7. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии : в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М. : Мир, 2002. – 2 т.
8. Шрайвер, Д. Неорганическая химия : в 2 т. / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М. : Мир, 2004. – 2 т.

ДИАГНОСТИКА КОМПЕТЕНЦИЙ СТУДЕНТОВ

1. Для диагностики достижений студентов используется следующий диагностический инструментарий:

- Получение допуска для проведения лабораторной работы и защита полученных результатов при ее выполнении;
- презентация выполненных в рамках самостоятельной работы индивидуальных заданий;
- обсуждение реферата;
- критериально-ориентированные тесты по отдельным разделам (темам) дисциплины;
- сдача зачета и экзаменов по дисциплине.

2. Оценка учебных достижений студента на экзамене производится по десятибалльной шкале.

Полученные знания и приобретенные компетенции дадут возможность будущим специалистам планировать и целенаправленно управлять физико-химическими процессами, обеспечивать безопасные условия их проведения. А также распространять знания о новых подходах к развитию химических процессов среди школьников, а также других категорий населения.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

Целями самостоятельной работы (СР) студентов являются:

- активизация учебно-познавательной деятельности обучающихся;
- формирование у обучающихся умений и навыков самостоятельного приобретения и обобщения знаний;
- формирование у обучающихся умений и навыков самостоятельного применения знаний на практике;
- саморазвитие и самосовершенствование.

СР выполняется по заданию и при методическом руководстве лица из числа профессорско-преподавательского состава (далее – преподаватель) и контролируется на определенном этапе обучения преподавателем.

Целью СР дополнительно к целям СР является целенаправленное обучение основным навыкам и умениям для выполнения СР.

СР, как важная составная часть учебного процесса, обеспечивается мотивацией, доступностью и качеством научно-методического и материально-технического обеспечения образовательного процесса, сопровождается системой контроля и способствует усилению практической направленности обучения.

При выполнении СР должны быть созданы условия, при которых обеспечивалась бы активная роль обучающихся в самостоятельном получении знаний и систематическом применении их на практике.

Принципы планирования и организации СР:

- соответствие объема самостоятельной работы реальному бюджету времени обучающегося, выделяемого на СР;
- равномерность проведения СР в течение семестра;
- увеличение удельного веса СР от семестра к семестру;
- системность и регулярность проведения контроля СР.

Обязательными условиями эффективной организации СР по учебной дисциплине являются:

- наличие научно-методического обеспечения СР по учебной дисциплине;
- использование рейтинговой системы оценки знаний по учебной дисциплине.

Научно-методическое обеспечение СР по учебной дисциплине включает:

- перечни заданий и контрольных мероприятий СР по учебной дисциплине;
- учебную, справочную, методическую, иную литературу и ее перечень;
- учебно-методические комплексы, в том числе электронные;
- доступ для каждого обучающегося к библиотечным фондам, электронным средствам обучения, электронным информационным ресурсам (локального доступа, удаленного доступа) по учебной дисциплине;
- фонды оценочных средств: типовые задания, контрольные работы, тесты, алгоритмы выполнения заданий, примеры решения задач, тестовые задания

для самопроверки и самоконтроля, тематика рефератов, методические разработки по инновационным формам обучения и диагностики компетенций;

Время, отведенное на СР, используется обучающимися на:

- проработку тем (вопросов), вынесенных на самостоятельное изучение;
- выполнение типовых расчетов;
- решение задач;
- составление алгоритмов, схем;
- выполнение исследовательских и творческих заданий;
- подготовку сообщений, тематических докладов, рефератов, презентаций;
- выполнение практических заданий;
- конспектирование учебной литературы;
- подготовку отчетов;
- составление обзора научной (научно-технической) литературы по заданной теме;
- выполнение патентно-информационного поиска;
- аналитическую обработку текста (аннотирование, реферирование, рецензирование, составление резюме);
- подготовку докладов;
- подготовку презентаций;
- составление тестов;
- составление тематической подборки литературных источников, интернет-источников;

ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

№ п/п	Название темы, раздела	Количество часов на СРС	Задание	Форма выполнения
1 курс, 1 семестр				
1	Основные химические понятия и законы	8	Составить блок-схему основных законов	Письменная, блок - схема
2	Химические реакции	4	Решение задач	Демонстрация выполненных заданий
3	Классификация и номенклатура неорганических соединений	8	Составить блок-схему	Письменная, блок - схема
4	Состояние вещества	4	Составить блок схему	Письменная, блок схема
5	Дисперсные системы и растворы	8	Решение задач	Демонстрация выполненных заданий
Всего за семестр 32 час.				
1 курс, 2 семестр				
6	Химическая кинетика и катализ	12	Решение задач	Демонстрация выполненных заданий
7	Химическое равновесие. Термодинамика химических реакций	8	Решение задач	Демонстрация выполненных заданий
8	Растворы электролитов	13	Решение задач	Демонстрация выполненных заданий
9	Окислительно-восстановительные реакции	10	Решение задач	Демонстрация выполненных заданий
10	Строение атома и периодическая система химических элементов	15	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
11	Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие	16	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
12	Комплексные соединения	8	Составить блок-схемы	Письменная, блок схемы
13	Общие свойства металлов	2	Составить	Письменная,

			блок-схему	блок - схема
Всего за семестр 84 час.				
2 курс, 1 семестр				
14	Водород	4	Составить блок-схему	Письменная, блок схема
15	Элементы группы 17	12	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
16	Элементы группы 16	12	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
17	Элементы группы 15	12	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
18	Элементы-неметаллы группы 14	8	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
19	Элементы-металлы группы 14	4	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
20	Элементы группы 13	6	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
21	Элементы группы 1	4	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
22	Элементы группы 2	4	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
23	Элементы группы 6	4	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
24	Элементы группы 7	4	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
25	Элементы группы 8	4	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
26	Элементы группы 11	2	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
27	Элементы группы 12	2	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
28	Элементы группы 3	2	Составить блок-схемы	Письменная, блок - схемы
Всего за семестр 84 час.				
Всего по учебной дисциплине 200 час.				

**Вопросы к зачету по учебной дисциплине “Общая и
неорганическая химия”
для студентов 1 курса I семестр
факультета естествознания БГПУ
(специальность «Биология и химия»)**

1. Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Понятие “химическое вещество”. Характеристики химического вещества – состав, структура и свойства. Предмет химии. Разделы химии и их взаимосвязь. Единство химии как науки и ее место в системе естественных наук. Связь химии с биологией, физикой и другими науками о природе. Химические частицы. Атом как мельчайшая частица химического элемента. Простые ионы. Понятие “атомная частица”. Молекулы и сложные ионы. Свойства молекулы и свойства вещества: сходства и отличия. Более сложные химические частицы: мицеллы, липосомы, молекулярные бислои, макромолекулы.

2. Чистые химические вещества, однородные и неоднородные смеси. Критерии индивидуальности химического вещества. Качественный и количественный состав химического вещества. Химический элемент и нуклид как виды атомов. Молекулярная и немолекулярная (атомная, ионная, металлическая) структура вещества. Структурные различия соединений одинакового состава: аллотропия, изомерия, полиморфизм. Физические и химические свойства вещества, особенности физико-химических свойств веществ с разными типами структуры. Язык химии – формулы. Типы химических формул: эмпирическая (простейшая), молекулярная, структурная, пространственная (стереохимическая) и области их применения.

3. Система единиц физических величин. Основные и производные величины, единицы их измерения. Правила обращения с физическими величинами. Моль – единица количества вещества. Молярная масса. Размеры и массы атомов и молекул. Понятие структурной единицы для веществ с молекулярной и немолекулярной структурой: молекула и формульная единица. Закон сохранения массы и его практическое применение. Границы применимости закона сохранения массы. Понятие о дефекте массы.

4. Закон постоянства состава Пруста и его применимость к соединениям с разным типом структуры. Дальтонида и бертоллиды. Причины нестехиометричности: вакансии, атомы в междоузлиях, искажение структуры вследствие влияния примесных атомов. Закон кратных отношений Дальтона. Понятие эквивалента и закон эквивалентов. Закон Авогадро и следствия из него. Понятие идеального газа. Законы, справедливые для идеального газа (Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, парциальных давлений Дальтона). Объединенный газовый закон (уравнение Клапейрона-Менделеева). Нормальные условия. Молярный объем газа.

5. Понятие агрегатного состояния вещества. Основные агрегатные состояния вещества: плазменное, газообразное, жидкое, кристаллическое. Понятие фазы и фазового перехода. Газообразное состояние: особенности

движения и упорядоченности частиц. Причины отклонения свойств газов от идеальных. Смешиваемость газов. Применение газофазных реакций в химии. Жидкое состояние. Особенности движения и упорядоченности частиц. Понятие ближнего порядка. Химические реакции в жидкой фазе (растворах), их особенности по сравнению с газофазными.

6. Кристаллическое состояние. Колебательное движение частиц в кристалле. Понятие дальнего порядка. Влияние дальнего порядка в кристаллах на свойства вещества в кристаллическом состоянии. Анизотропия как одно из фундаментальных свойств кристаллов. Химические реакции на поверхности и в объёме кристаллов. Фазовые диаграммы в координатах температура-давление для веществ молекулярного строения. Предсказание возможности существования того или иного агрегатного состояния в данных условиях. Фазовые переходы 1 рода: плавление/кристаллизация, испарение/конденсация, сублимация/десублимация. Тепловые эффекты фазовых переходов. Тройная точка.

7. Состояния вещества между жидким и кристаллическим. Аморфное состояние вещества: особенности, в которых проявляются сходство и различие с жидким и кристаллическим состояниями. Факторы, способствующие переходу в аморфное состояние, и способы получения аморфных веществ. Практическое применение веществ в аморфном состоянии. Пластические кристаллы. Упорядоченность и движение частиц в пластических кристаллах. Особенности строения молекул, позволяющие образование пластических кристаллов. Примеры пластических кристаллов. Возможные превращения состояний на пути от жидкости к кристаллу: переохлажденная жидкость, пластический кристалл, структурированное стекло, стеклообразный кристалл.

8. Жидкокристаллическое состояние вещества. Классификация жидких кристаллов по способу формирования (термотропные и лиотропные) и по типу жидкокристаллической фазы (нематические, смектические, холестерические, дискотические). Особенности упорядоченности частиц и физико-химических свойств для каждого из видов жидких кристаллов. Жидкокристаллические структуры в биологических системах. Практическое применение жидких кристаллов. Критическая точка на фазовой диаграмме температура-давление. Сверхкритическое состояние вещества как промежуточное между жидким и газообразным. Физические свойства сверхкритических флюидов. Современные промышленные технологии, основанные на применении сверхкритических флюидов, и их применение в биотехнологии и фармацевтической промышленности.

9. Способы классификации веществ в химии: по составу (простые, бинарные, многоэлементные, комплексные), по структуре (молекулярные, ионные, атомные, металлы), по свойствам (кисотно-основным, окислительно-восстановительным). Кисотно-основные свойства как общепринятая основа для классификации. Классификация оксидов (основные, амфотерные, кислотные, несолеобразующие). Номенклатура оксидов. Структурные формулы оксидов, имеющих молекулярное строение.

Способы получения и химические свойства оксидов. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Гидроксиды как гидраты оксидов: кислотные, основные, амфотерные. Основания. Номенклатура и классификация оснований. Свойства нерастворимых в воде оснований. Свойства щелочей. Аммиак как основание в водном растворе. Амфотерные гидроксиды и их свойства. Получение оснований и амфотерных гидроксидов. Характер изменения свойств гидроксидов металлов в зависимости от положения металла в периодической системе и степени окисления металла.

10. Номенклатура и классификация кислот. Химические свойства кислот. Способы получения кислот. Зависимость силы кислоты от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Составление структурных формул кислот и их анионов. Классификация солей: средние, кислые и основные. Двойные и комплексные соли. Номенклатура солей. Способы получения и химические свойства средних, кислых и основных солей. Генетическая связь между основными классами неорганических веществ. Некоторые неосновные классы: гидриды, галогенангидриды, интерметаллические соединения и другие.

11. Понятие системы. Открытые, закрытые и изолированные (замкнутые) системы. Состояние системы и его параметры (независимые переменные) – температура, давление, количества веществ. Понятие фазы. Гомогенные и гетерогенные системы. Процесс как переход системы из одного состояния в другое. Стандартные условия. Химическая реакция как процесс или составная часть процесса. Понятия реагента, реагента, продукта. Типы уравнений химических реакций: молекулярное, полное и сокращенное ионное, с использованием структурных (скелетных) формул. Стехиометрические схемы. Расчеты по уравнениям реакций и стехиометрическим схемам. Классификация химических реакций: по типу превращения, по изменению степени окисления, по фазовому состоянию реагентов.

12. Тепловые эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Теплота, работа, внутренняя энергия, единицы их измерения. Измерение тепловых эффектов. Устройство простейшей калориметрической установки. Энтальпия. Зависимость энтальпии от массы вещества и температуры. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования соединений из простых веществ. Стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия образования ионов. Закон Гесса и следствия, вытекающие из него. Примеры применения закона Гесса для вычисления изменения энтальпии в различных процессах (образования, растворения, сгорания веществ и др.).

13. Понятие дисперсной системы. Дисперсионная среда и дисперсная фаза. Классификация дисперсных систем по размеру частиц (грубодисперсные, коллоидные, истинные растворы) и по агрегатному состоянию дисперсионной среды и дисперсной фазы. Эффект Тиндаля. Мицеллы в коллоидных растворах. Практическое применение дисперсных

систем. Коллоидные системы в биологии. Понятие метастабильного состояния. Метастабильность коллоидных растворов.

14. Истинные растворы. Понятия “растворитель” и “растворенное вещество”. Механизм процесса растворения. Взаимодействие растворенного вещества с растворителем – сольватация (гидратация). Природа сольватационного взаимодействия. Энергетический эффект процесса растворения и отдельных его этапов: разрушения кристаллической решетки растворяемого вещества, частичного нарушения структуры растворителя, сольватации. Примеры веществ, растворяющихся экзо- и эндотермически.

15. Особенности воды как растворителя. Аномалии структуры и физико-химических свойств воды. Классификация растворов по содержанию растворенного вещества (разбавленные, концентрированные), по степени насыщенности (ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные). Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости.

16. Факторы, влияющие на взаимную растворимость веществ. Правило “подобное растворяется в подобном” и его современный смысл. Пересыщенные растворы, их приготовление и условия устойчивого существования. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Сущность метода перекристаллизации и его применение для очистки веществ. Кристаллогидраты. Понятие о клатратах. Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления (закон Генри).

17. Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая и молярная (мольная) доля растворенного вещества. Молярная концентрация. Пересчет массовой доли в молярную концентрацию. Массовая концентрация. Моляльность. Расчеты, используемые для приготовления растворов с заданным содержанием вещества. Химическая посуда для приготовления растворов определенной концентрации. Методика приготовления стандартных растворов. Меры безопасности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.

18. Коллигативные свойства растворов. Понятие идеального раствора. Закон Рауля и следствия из него. Эбулиоскопический и криоскопический методы определения молярной массы вещества. Осмос. Осмотическое давление и уравнение Вант-Гоффа. Биологические функции осмоса. Осмос в медицине.

Обратный осмос и его практическое применение

Вопросы к экзамену по учебной дисциплине “Общая и неорганическая химия”

**для студентов 1 курса 2 семестр
факультета естествознания БГПУ
(специальность «Биология и химия»)**

1. Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Понятие “химическое вещество”. Характеристики химического вещества – состав, структура и свойства. Предмет химии. Разделы химии и их взаимосвязь.

Единство химии как науки и ее место в системе естественных наук. Связь химии с биологией, физикой и другими науками о природе. Химические частицы. Атом как мельчайшая частица химического элемента. Простые ионы. Понятие “атомная частица”. Молекулы и сложные ионы. Свойства молекулы и свойства вещества: сходства и отличия. Более сложные химические частицы: мицеллы, липосомы, молекулярные бислои, макромолекулы.

2. Чистые химические вещества, однородные и неоднородные смеси. Критерии индивидуальности химического вещества. Качественный и количественный состав химического вещества. Химический элемент и нуклид как виды атомов. Молекулярная и немолекулярная (атомная, ионная, металлическая) структура вещества. Структурные различия соединений одинакового состава: аллотропия, изомерия, полиморфизм. Физические и химические свойства вещества, особенности физико-химических свойств веществ с разными типами структуры. Язык химии – формулы. Типы химических формул: эмпирическая (простейшая), молекулярная, структурная, пространственная (стереохимическая) и области их применения.

3. Система единиц физических величин. Основные и производные величины, единицы их измерения. Правила обращения с физическими величинами. Моль – единица количества вещества. Молярная масса. Размеры и массы атомов и молекул. Понятие структурной единицы для веществ с молекулярной и немолекулярной структурой: молекула и формульная единица. Закон сохранения массы и его практическое применение. Границы применимости закона сохранения массы. Понятие о дефекте массы.

4. Закон постоянства состава Пруста и его применимость к соединениям с разным типом структуры. Дальтониды и бертоллиды. Причины нестехиометричности: вакансии, атомы в междоузлиях, искажение структуры вследствие влияния примесных атомов. Закон кратных отношений Дальтона. Понятие эквивалента и закон эквивалентов. Закон Авогадро и следствия из него. Понятие идеального газа. Законы, справедливые для идеального газа (Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, парциальных давлений Дальтона). Объединенный газовый закон (уравнение Клапейрона-Менделеева). Нормальные условия. Молярный объем газа.

5. Понятие агрегатного состояния вещества. Основные агрегатные состояния вещества: плазменное, газообразное, жидкое, кристаллическое. Понятие фазы и фазового перехода. Газообразное состояние: особенности движения и упорядоченности частиц. Причины отклонения свойств газов от идеальных. Смешиваемость газов. Применение газофазных реакций в химии. Жидкое состояние. Особенности движения и упорядоченности частиц. Понятие ближнего порядка. Химические реакции в жидкой фазе (растворах), их особенности по сравнению с газофазными.

6. Кристаллическое состояние. Колебательное движение частиц в кристалле. Понятие дальнего порядка. Влияние дальнего порядка в кристаллах на свойства вещества в кристаллическом состоянии. Анизотропия как одно из

фундаментальных свойств кристаллов. Химические реакции на поверхности и в объёме кристаллов. Фазовые диаграммы в координатах температура-давление для веществ молекулярного строения. Предсказание возможности существования того или иного агрегатного состояния в данных условиях. Фазовые переходы I рода: плавление/кристаллизация, испарение/конденсация, сублимация/десублимация. Тепловые эффекты фазовых переходов. Тройная точка.

7. Состояния вещества между жидким и кристаллическим. Аморфное состояние вещества: особенности, в которых проявляются сходство и различие с жидким и кристаллическим состояниями. Факторы, способствующие переходу в аморфное состояние, и способы получения аморфных веществ. Практическое применение веществ в аморфном состоянии. Пластические кристаллы. Упорядоченность и движение частиц в пластических кристаллах. Особенности строения молекул, позволяющие образование пластических кристаллов. Примеры пластических кристаллов. Возможные превращения состояний на пути от жидкости к кристаллу: переохлажденная жидкость, пластический кристалл, структурированное стекло, стеклообразный кристалл.

8. Жидкокристаллическое состояние вещества. Классификация жидких кристаллов по способу формирования (термотропные и лиотропные) и по типу жидкокристаллической фазы (нематические, смектические, холестерические, дискотические). Особенности упорядоченности частиц и физико-химических свойств для каждого из видов жидких кристаллов. Жидкокристаллические структуры в биологических системах. Практическое применение жидких кристаллов. Критическая точка на фазовой диаграмме температура-давление. Сверхкритическое состояние вещества как промежуточное между жидким и газообразным. Физические свойства сверхкритических флюидов. Современные промышленные технологии, основанные на применении сверхкритических флюидов, и их применение в биотехнологии и фармацевтической промышленности.

9. Способы классификации веществ в химии: по составу (простые, бинарные, многоэлементные, комплексные), по структуре (молекулярные, ионные, атомные, металлы), по свойствам (кислотно-основным, окислительно-восстановительным). Кислотно-основные свойства как общепринятая основа для классификации. Классификация оксидов (основные, амфотерные, кислотные, несолеобразующие). Номенклатура оксидов. Структурные формулы оксидов, имеющих молекулярное строение. Способы получения и химические свойства оксидов. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Гидроксиды как гидраты оксидов: кислотные, основные, амфотерные. Основания. Номенклатура и классификация оснований. Свойства нерастворимых в воде оснований. Свойства щелочей. Аммиак как основание в водном растворе. Амфотерные гидроксиды и их свойства. Получение оснований и амфотерных гидроксидов. Характер изменения

свойств гидроксидов металлов в зависимости от положения металла в периодической системе и степени окисления металла.

10. Номенклатура и классификация кислот. Химические свойства кислот. Способы получения кислот. Зависимость силы кислоты от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Составление структурных формул кислот и их анионов. Классификация солей: средние, кислые и основные. Двойные и комплексные соли. Номенклатура солей. Способы получения и химические свойства средних, кислых и основных солей. Генетическая связь между основными классами неорганических веществ. Некоторые неосновные классы: гидриды, галогенангидриды, интерметаллические соединения и другие.

11. Понятие системы. Открытые, закрытые и изолированные (замкнутые) системы. Состояние системы и его параметры (независимые переменные) – температура, давление, количества веществ. Понятие фазы. Гомогенные и гетерогенные системы. Процесс как переход системы из одного состояния в другое. Стандартные условия. Химическая реакция как процесс или составная часть процесса. Понятия реактанта, реагента, продукта. Типы уравнений химических реакций: молекулярное, полное и сокращенное ионное, с использованием структурных (скелетных) формул. Стехиометрические схемы. Расчеты по уравнениям реакций и стехиометрическим схемам. Классификация химических реакций: по типу превращения, по изменению степени окисления, по фазовому состоянию реагентов.

12. Тепловые эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Теплота, работа, внутренняя энергия, единицы их измерения. Измерение тепловых эффектов. Устройство простейшей калориметрической установки. Энтальпия. Зависимость энтальпии от массы вещества и температуры. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования соединений из простых веществ. Стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия образования ионов. Закон Гесса и следствия, вытекающие из него. Примеры применения закона Гесса для вычисления изменения энтальпии в различных процессах (образования, растворения, сгорания веществ и др.).

13. Понятие дисперсной системы. Дисперсионная среда и дисперсная фаза. Классификация дисперсных систем по размеру частиц (грубодисперсные, коллоидные, истинные растворы) и по агрегатному состоянию дисперсионной среды и дисперсной фазы. Эффект Тиндаля. Мицеллы в коллоидных растворах. Практическое применение дисперсных систем. Коллоидные системы в биологии. Понятие метастабильного состояния. Метастабильность коллоидных растворов.

14. Истинные растворы. Понятия “растворитель” и “растворенное вещество”. Механизм процесса растворения. Взаимодействие растворенного вещества с растворителем – сольватация (гидратация). Природа сольватационного взаимодействия. Энергетический эффект процесса растворения и отдельных его этапов: разрушения кристаллической решетки растворяемого вещества,

частичного нарушения структуры растворителя, сольватации. Примеры веществ, растворяющихся экзо- и эндотермически.

15. Особенности воды как растворителя. Аномалии структуры и физико-химических свойств воды. Классификация растворов по содержанию растворенного вещества (разбавленные, концентрированные), по степени насыщенности (ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные). Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости.

16. Факторы, влияющие на взаимную растворимость веществ. Правило “подобное растворяется в подобном” и его современный смысл. Пересыщенные растворы, их приготовление и условия устойчивого существования. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Сущность метода перекристаллизации и его применение для очистки веществ. Кристаллогидраты. Понятие о клатратах. Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от температуры и их парциального давления (закон Генри).

17. Способы выражения содержания вещества в растворе. Массовая и молярная (мольная) доля растворенного вещества. Молярная концентрация. Пересчет массовой доли в молярную концентрацию. Массовая концентрация. Моляльность. Расчеты, используемые для приготовления растворов с заданным содержанием вещества. Химическая посуда для приготовления растворов определенной концентрации. Методика приготовления стандартных растворов. Меры безопасности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.

18. Коллигативные свойства растворов. Понятие идеального раствора. Закон Рауля и следствия из него. Эбулиоскопический и криоскопический методы определения молярной массы вещества. Осмос. Осмотическое давление и уравнение Вант-Гоффа. Биологические функции осмоса. Осмос в медицине. Обратный осмос и его практическое применение.

19. Понятие скорости химической реакции. Истинная, мгновенная и средняя скорость. Скорость реакции как производная концентрации по времени, ее определение по графику. Скорость гетерофазной реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Влияние природы реагирующих веществ: агрегатное состояние, размер реагирующей частицы, ее заряд и т.д. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия (действующих) масс. Константа скорости реакции.

20. Границы применимости закона действующих масс. Простые и сложные реакции. Понятие механизма реакции. Интермедиат. Молекулярность и порядок реакции. Скорость многостадийной реакции. Скоростьюопределяющая (лимитирующая) стадия реакции.

21. Скорость реакции и количество столкновений частиц. Правило Вант-Гоффа для зависимости скорости реакции от температуры, температурный коэффициент скорости реакции. Приближенный характер и ограничения правила Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса как более точное описание

температурной зависимости скорости реакции, физический смысл входящих в него величин. Понятие о активных молекулах и энергии активации процесса. Зависимость доли активных молекул от температуры.

22. Энергетический профиль одностадийной химической реакции. Переходное состояние (активированный комплекс). Энергетический профиль многостадийной реакции. Понятие интермедиата. Определение лимитирующей стадии, знака теплового эффекта и величины энергии активации каждой стадии по энергетическому профилю. Скорость реакции и стабильность переходного состояния, образующегося на лимитирующей стадии. Оценка устойчивости переходного состояния по устойчивости соответствующего интермедиата (постулат Хэммонда). Понятие о термодинамическом и кинетическом контроле.

23. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный и гетерогенный. Понятие об ингибиторах, возможные механизмы отравления катализатора. Механизм каталитического действия. Энергетический профиль каталитической реакции. Влияние катализатора на скорость прямой и обратной реакций. Катализ и тепловой эффект реакции. Каталитические яды. Примеры гомогенного и гетерогенного катализа. Влияние катализа на вид кинетического уравнения реакции. Особенности ферментов как катализаторов. Роль ферментов и других катализаторов в биологических процессах. Модель “ключа и замка” как объяснение механизма работы ферментов.

24. Понятие об автокаталитических реакциях. Зависимость концентрации продуктов от времени при автокатализе. Свободные радикалы. Цепные реакции, их отличия от обычных химических реакций, факторы, влияющие на их скорость. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Этапы механизма цепных реакций: инициирование, развитие цепи, обрыв цепи.

25. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия, при которых процесс можно считать обратимым (принцип микроскопической обратимости). Химическое равновесие как равенство скоростей прямой и обратной реакций. Закон действующих масс для химического равновесия. Константы химического равновесия K_C и K_P , соотношение между ними. Признаки химического равновесия: неизменность концентраций во времени, возможность достижения одного и того же равновесия с двух сторон. Независимость константы равновесия от механизма реакции.

26. Смещение химического равновесия как нарушение баланса скоростей между прямой и обратной реакциями. Принцип Ле Шателье-Брауна и примеры его практического применения. Влияние концентраций и давлений реагирующих веществ на состояние химического равновесия. Катализ и химическое равновесие. Температура как фактор, вызывающий смещение равновесия. Особенности гетерофазного равновесия, математическое выражение для его константы. Расчет равновесных концентраций веществ по известным исходным концентрациям и значению константы равновесия.

27. Экстенсивные и интенсивные параметры системы. Понятие функции состояния. Примеры функций состояния. Изобарно-изотермический и

изохорно-изотермический процессы. Внутренняя энергия системы. Первый закон термодинамики (закон сохранения энергии в термодинамической формулировке). Внутренняя энергия и энтальпия. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы (реакции). Принцип Бертелло-Томсена как первая гипотеза о движущей силе химических реакций, его ограниченность. Примеры самопроизвольных процессов, не являющихся экзотермическими. Понятие энтропии как меры неупорядоченности в системе. Второй закон термодинамики. Понятия микросостояния и макросостояния. Термодинамическая вероятность. Энтропия как величина, пропорциональная термодинамической вероятности. Третий закон термодинамики. Оценка знака изменения энтропии в химической реакции на основании агрегатных состояний реагентов.

28. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Оценка самопроизвольности химических реакций на основании изменения энергии Гиббса. Влияние энтальпийного и энтропийного факторов на направленность процессов при разных условиях. Предсказание температурного интервала самопроизвольности реакции. Связь изменения энергии Гиббса и константы равновесия реакции. Несамопроизвольные (термодинамически запрещенные) реакции, условия их осуществимости. Примеры несамопроизвольных реакций, имеющих важное значение.

29. Электролиты и неэлектролиты. Две теории растворов: химическая (Д.И. Менделеев) и электролитической диссоциации (С. Аррениус). Основные положения и противоречия этих теорий. Объединенная физико-химическая теория растворов (И.А. Каблуков). Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации. Гидратация катионов и анионов. Механизм диссоциации веществ с разным типом химической связи. Влияние размеров и зарядов ионов на энергетический эффект гидратации и прочность образующихся гидратов. Энергетика процесса диссоциации. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Диссоциация амфотерных электролитов. Зависимость типа и степени диссоциации от полярности связей элемент-кислород и кислород-водород в гидроксидах. Сильные и слабые электролиты. Оценка силы электролита на основании принадлежности соединения к тому или иному классу и положения образующих его элементов в периодической системе. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации: природа растворителя, природа электролита, концентрация, присутствие одноименных ионов, температура.

30. Константа диссоциации. Закономерность в изменении констант для ступенчатой диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Вывод закона разбавления. Применение закона действия (действующих) масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов. Диссоциация воды. Ионное произведение воды и его зависимость от температуры. Водородный (рН) и гидроксильный (рОН) показатели. Расчет рН в растворах слабых электролитов. Значение постоянства рН в химических и биологических системах. Понятие о буферных системах. Расчет рН буферных систем.

31. Ограничения теории электролитической диссоциации в части описания кислотно-основного взаимодействия. Протолитическая теория кислот и оснований Брэнстеда-Лоури. Протолитическое равновесие, сопряженные кислоты и основания. Автопротолиз растворителей и константа автопротолиза. Взаимосвязь между константами ионизации (диссоциации) кислоты и ее сопряженного основания. Относительность кислотно-основных свойств вещества. Ограничения протолитической теории. Соединения кислотного характера, не укладывающиеся в описание по Брэнстеду.

32. Электронная теория кислот и оснований Льюиса. Предсказание кислотности и основности частиц на основании их электронного строения. Ограничения теории Льюиса. Понятие о других теориях кислотно-основного взаимодействия (Лукса-Флуда для реакций в расплаве, ониевых солей Ганча, сольвосистем Кэди-Элслея, обобщенная Усановича, ЖМКО Пирсона). Области применимости, достоинства и недостатки этих теорий.

33. Равновесие в насыщенных растворах труднорастворимых электролитов. Константа (произведение) растворимости K_s . Расчет растворимости по K_s для электролитов с однозарядными и многозарядными ионами. Способы смещения равновесия растворимости: изменение температуры, добавление одноименного иона, добавление постороннего иона, конкурирующее равновесие. Виды конкурирующих равновесий: образование труднорастворимого, газообразного, малодиссоциирующего вещества (в том числе координационного соединения). Расчет растворимости труднорастворимого электролита по K_s при добавлении одноименного иона. Условия образования и растворения осадков.

34. Гидролиз. Общие представления о гидролизе разных классов соединений. Гидролиз солей – по катиону, по аниону, совместно по катиону и аниону. Оценка реакции среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый (полный) гидролиз солей. Степень и константа гидролиза, ее связь с константой диссоциации соответствующей кислоты (основания). Особенности ступенчатого гидролиза. Оценка гидролизруемости соли на основании заряда и радиуса катиона и аниона. Факторы, влияющие на равновесие гидролиза: природа гидролизующейся соли, концентрация раствора, добавление веществ со свойствами кислот или оснований, либо способных образовывать комплексы с гидролизующимися ионами, температура. Механизм гидролиза солей с точки зрения протолитической теории. Роль гидролиза в биологических и геохимических процессах. Виды ионных равновесий в растворах: диссоциация, растворение-кристаллизация, гидролиз, окислительно-восстановительное равновесие, комплексообразование.

35. Степень окисления и фактический заряд на атоме элемента. Определение степени окисления по молекулярной и структурной формуле. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР), понятия окислителя и восстановителя. Классификация ОВР: “межмолекулярные”, “внутримолекулярные”, диспропорционирования. Классификация веществ по окислительно-восстановительным свойствам, типичные окислители и восстановители.

Изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ в зависимости от положения веществ в группах и периодах. Качественное предсказание направления и результата ОВР.

36. Методы составления уравнений ОВР: электронного баланса, ионно-электронный (полуреакций). Преимущества и недостатки каждого из этих методов, примеры их использования. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Значение ОВР в живой и неживой природе.

37. Возникновение скачка потенциала на границе раздела металл – вода и металл – водный раствор его соли. Электрохимический механизм взаимодействия металлов с водой и водными растворами электролитов. Понятие о гальваническом элементе. Ряд стандартных электродных потенциалов. Водородный электрод сравнения. Факторы, влияющие на положение металла в ряду стандартных электродных потенциалов: энергетические эффекты ионизации и гидратации.

38. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал как критерий оценки окислительно-восстановительных свойств системы. Разность окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций и изменение энергии Гиббса реакции. Уравнение Нернста (в полной и упрощенной форме). Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Зависимость окислительно-восстановительного потенциала от рН. Диаграммы Латимера как компактная форма отображения окислительно-восстановительных свойств соединений данного элемента. Диаграммы Фроста и оценка по ним относительной устойчивости соединений элемента в разных степенях окисления.

39. Понятие коррозии. Классификация видов коррозии: по типу корродирующего материала, по агрессивной среде, по механизму. Химическая коррозия, примеры процессов этого типа. Электрохимическая коррозия металлов и ее механизм. Способы защиты металлов от коррозии: конструкционный (изменение состава материала), пассивный (нанесение покрытий), активный (катодная защита, метод протекторов).

40. Электролиз как несамопроизвольный окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов, его практическая значимость. Предсказание результата электролиза раствора на основании окислительно-восстановительных потенциалов соответствующих полуреакций. Участие материала анода в процессах, протекающих при электролизе. Количественные законы электролиза, их математическое выражение и применение в химических расчетах.

41. Открытие радиоактивности (А. Беккерель). Виды радиоактивных излучений (α , β , γ) и их свойства. Катодные лучи и открытие электрона. Модель строения атома по Томсону. Опыт Резерфорда и выводы из него. Ядро как динамическая система из протонов и нейтронов. Свойства элементарных частиц. Четность атомных ядер и их устойчивость. Энергия связи ядра и дефект массы. Зависимость устойчивости ядер от их массы.

42. Различные виды радиоактивного распада ядер (α -, β^+ - и β^- -распад, К-захват). Закон радиоактивного распада (математическое выражение). Период

полураспада и его статистический (вероятностный) характер. Спонтанное деление ядер. Цепные ядерные реакции. Понятие критической массы. Принцип действия ядерного реактора. Использование ядерной энергии. Составление уравнений ядерных реакций. Ядерные реакции в природе. Превращения элементов, происходящие в недрах звезд. Синтез новых химических элементов. Искусственная радиоактивность. “Меченые” атомы и их применение в биологических и палеонтологических исследованиях.

43. Планетарная модель атома (Резерфорд) и ее внутренние противоречия. Постулаты Бора. Модель атома водорода по Бору и ее недостатки. Кванты. Уравнение Планка. Принцип неопределенности Гейзенберга, неопределенность координат электрона в химии. Понятие о электронном облаке. Корпускулярно-волновой дуализм и формула де Бройля. Фотон. Квантовомеханическая модель атома водорода и уравнение Шрёдингера. Волновая функция как математическое описание электронного облака.

44. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l), спиновое (m_s) квантовые числа, связь между ними. Физический смысл квантовых чисел. Понятие атомной орбитали (АО). Вид атомных орбиталей (s , p , d , f). Многоэлектронные атомы. Электронные формулы и электронно-графические схемы. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип (запрет) Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии. Основное и возбужденное состояние. Последовательность заполнения АО.

45. Развитие систематики химических элементов и первые прообразы периодической системы (триады Дёберейнера, спираль де Шанкуртуа, закон триад Ньюлендса, таблица элементов Мейера). Периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева и в современной формулировке, с учетом представлений о строении атома. Смысл понятия “периодичность”. Структура периодической системы как естественной системы элементов. Периоды, группы, подгруппы, семейства элементов. Связь местонахождения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Связь свойств атомов и характеристик элементов с их положением в периодической системе. Основные свойства атомов: электронная конфигурация (в основном и возбужденном состояниях), атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Виды атомного радиуса: орбитальный, ковалентный, ионный, металлический, вандер-ваальсов. Периодичность в изменении радиусов атомов и ионов по периодической системе.

46. Понятия энергии (потенциала) ионизации и сродства к электрону, закономерности и аномалии в их изменении по периодической системе, объяснение этих аномалий. Методы расчета электроотрицательности (по Полингу, Малликену, Оллреду-Рохову). Ограниченность понятия “электроотрицательность” как свойства изолированного атома, ее зависимость от состояния гибридизации АО и степени окисления элемента. Свойства элементов, меняющиеся периодически и непериодически. Значение

периодического закона для развития науки. Границы и эволюция периодической системы химических элементов.

47. Ковалентная связь. Модель Гайтлера-Лондона для образования ковалентной связи между атомами водорода. Полярная и неполярная ковалентная связь. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Основные положения метода валентных связей (МВС): образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрытия АО. Способы перекрытия орбиталей: σ -, π - и δ -связи, сравнительная эффективность разных видов перекрытия АО. Простые и кратные связи, максимально возможная кратность связи. Свойства ковалентной связи (длина, прочность, насыщенность, направленность, полярность, поляризуемость) и их количественные характеристики. Энергия ковалентных связей, ее зависимость от радиусов атомов и кратности связи. Оценка тепловых эффектов реакций по энергиям связей. Направленность ковалентной связи. Понятие валентной электронной пары, модель ОВЭП. Предсказание геометрии молекул по методу Гиллеспи. Гибридизация АО. Условия устойчивости гибридизации АО. Типы гибридизации и геометрия молекул.

48. Насыщаемость ковалентной связи. Максимальная ковалентность атомов элементов I, II и III периодов. Полярность связей. Дипольный момент отдельных связей и молекулы в целом. Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости от радиуса атомов и кратности связи. Аддитивность поляризуемости. Влияние прочности, полярности и поляризуемости ковалентных связей на реакционную способность.

49. Понятие делокализованной (многоцентровой) химической связи (на примере молекулы диборана). Резонансные структуры как более адекватный способ ее описания в границах метода ВС. Правила составления и химический смысл резонансных структур. Степень делокализации заряда и устойчивость частиц. Оценка стабильности заряженных частиц при помощи резонансных структур.

50. Метод молекулярных орбиталей (МО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами данной молекулы. Приближение МО ЛКАО: молекулярные орбитали как линейная комбинация атомных орбиталей. Близость по энергии как необходимое условие комбинирования орбиталей. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств частиц от характера заполнения МО в этих частицах.

51. Свойства ионной связи и условия ее образования. Сравнение ионных и атомных радиусов. Строение ионных кристаллических решеток и их характеристики (координационное число, тип упаковки). Понятие об изоморфизме и полиморфизме. Общие физические свойства, характерные для веществ с ионным типом связи. Концепция поляризации ионов. Факторы,

от которых зависит поляризующее действие и поляризуемость ионов. Влияние поляризации на свойства вещества.

52. Металлическая связь. Понятие о зонной теории проводимости и классификация веществ на проводники, полупроводники и диэлектрики в соответствии с ней. Объяснение общих физико-химических свойств металлов (блеск, тепло- и электропроводность, ковкость и т.д.) с позиции представлений о природе металлической связи. Понятие об интерметаллических соединениях.

53. Общее представление о межмолекулярных взаимодействиях. Природа межмолекулярного взаимодействия, его зависимость от расстояния между молекулами. Ориентационное (диполь-дипольное), индукционное, дисперсионное взаимодействия. Зависимость энергии межмолекулярного взаимодействия от полярности и поляризуемости молекул вещества. Частично ковалентное межмолекулярное взаимодействие (на примере дативных взаимодействий между молекулами I₂). Межмолекулярное взаимодействие и физические свойства вещества.

54. Природа водородной связи и причина ее образования. Энергия и геометрические параметры водородной связи. Требования к атомам, участвующим в образовании водородной связи: электроотрицательность, наличие неподеленных пар, малый радиус. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ: структурирование, температуры плавления и кипения. Водородная связь в биомолекулах. Роль водородной связи в биологических процессах.

55. Эволюция понятия “комплексное соединение”. Современная трактовка термина. Комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя, внутренняя (комплекс) и внешняя (противоионы) сферы. Структурные требования к комплексообразователю и лиганду. Природа связи между комплексообразователем и лигандом в координационных соединениях. Способность элементов периодической системы к образованию координационных соединений.

56. Классификация координационных соединений по заряду комплекса: катионные, анионные, смешанные, нейтральные. Систематические названия важнейших лигандов. Номенклатура различных классов координационных соединений. Предсказание координационного числа комплексообразователя. Координационное число и пространственное строение комплексов. Полидентатные лиганды. Хелатные комплексы, примеры биологически важных хелатов (хлорофилл, гем). Понятие о π -комплексах. Полиядерные комплексы с мостиковыми лигандами и со связью металл-металл.

57. Электролитическая диссоциация координационных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы (первичная диссоциация). Диссоциация комплексного иона в водном растворе (вторичная диссоциация) как реакция замещения лигандов молекулами воды. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости. Прогнозирование возможности образования и разрушения комплексных

ионов в растворах на основании констант нестойкости. Использование концепции ЖМКО для предсказания сравнительной устойчивости комплексов.

58. Кислотно-основные свойства координационных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием аквагидроксо- и гидроксокомплексов. Амфотерность гидроксидов и гидролиз солей с точки зрения комплексообразования и протолитической теории кислотно-основного равновесия. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии.

Вопросы к экзамену по учебной дисциплине “Общая и неорганическая химия”

**для студентов 2 курса 3 семестр
факультета естествознания БГПУ
(специальность «Биология и химия»)**

1. Нахождение соединений водорода в природе. Атом водорода, изотопы. Лабораторные и промышленные методы его получения. Применение водорода и его соединений. Водород как основа энергетики XXI века.
2. Физико-химические свойства простого вещества водород и бинарных соединений водорода — галогенидов, пероксидов, гидридов металлов. Характер химических связей (ионная, ковалентная неполярная, ковалентная полярная) в простом веществе и сложных соединениях водорода — кислотах, основаниях, кислых солях, кристаллогидратах. Водородная связь. Комплексные гидриды.
3. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ — фтора, хлора, брома, иода. Применение фтора, хлора, брома, иода и их соединений. Понятие о предельно допустимой концентрации хлора и других веществ в воздухе и воде. Охрана окружающей среды от экологически опасных хлорсодержащих соединений. Физиологическое и фармакологическое действие галогенов и их соединений на человека.
4. Фтор, нахождение в природе, способы получения, физико-химические свойства. Соединения фтора — фтороводород, плавиковая кислота, фториды металлов, фторид кислорода. Особенности химии фтора.
5. Хлор, нахождение в природе, лабораторные и промышленные способы получения, физико-химические свойства. Характеристика соединений хлора с неметаллами и металлами. Механизм реакции хлора с водородом. Хлороводород, соляная кислота, лабораторные и промышленные способы их получения.
6. Взаимодействие хлора с водой, растворами щелочей при комнатной и повышенной температуре. Кислородсодержащие соединения хлора — оксиды, кислоты, соли. Характеристика хлорноватистой, хлористой, хлорноватой, хлорной кислот, сравнение их силы и окислительной способности.
7. Бром, иод. Нахождение в природе, методы получения в лаборатории и промышленности, физико-химические свойства простых веществ. Характеристика сложных бром- и иодсодержащих веществ, бромоводорода и

иодоводорода, соответствующих кислот, солей бромоводородной и иодоводородной кислот. Сравнение силы кислот ряда HF-HCl-HBr-HI и восстановительной способности фторид-, хлорид-, бромид-, иодид-анионов. Кислородные соединения брома и иода. Сравнительная характеристика кислородсодержащих кислот с одинаковыми степенями окисления атомов галогенов.

8. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ—кислорода, серы, селена, теллура. Причины высокой реакционной способности кислорода как окислителя. Реакции простых и сложных веществ с кислородом.

9. Кислород, химическая связь в молекуле O_2 с точки зрения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Объяснение парамагнетизма кислорода. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода, его физико-химические свойства. Оксиды, способы получения, классификация, физико-химические свойства.

10. Аллотропия кислорода. Озон, получение в природе и в промышленности, его физико-химические свойства. Водородные соединения кислорода. Вода, пероксид водорода, состав, геометрическое строение молекул. Кристаллическая структура твердой воды. Вода как ионизирующий растворитель. Получение, химические свойства пероксидов металлов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Промышленное получение H_2O_2 . Понятие о надпероксидах (супероксидах) и озонидах.

11. Сера, ее аллотропные модификации. Физико-химические свойства серы. Водородные соединения серы. Сероводород, его получение, физико-химические свойства. Сероводородная кислота и сульфиды. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Полисульфиды.

12. Кислородные соединения серы. Оксид серы(IV), строение молекулы, лабораторные и промышленные способы получения, физико-химические свойства, применение. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое применение. Оксид серы (VI), физико-химические свойства.

13. Серная кислота. Физико-химические свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты, ее реакции с металлами, неметаллами, сложными веществами. Правила работы с концентрированной серной кислотой. Промышленные способы получения серной кислоты. Олеум, пирсерная кислота, дисульфаты. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение. Персульфаты (мононадсерная кислота (к-та Каро), надсерная кислота). Политионовые кислоты.

14. Селен и теллур, физико-химические свойства простых веществ, водородных и кислородных соединений селена и теллура. Характеристика оксидов селена и теллура, соответствующих им кислот. Характер изменения свойств водородных соединений халькогенов — полярность связей в молекулах, валентные углы, сила соответствующих кислот, восстановительная способность анионов серы, селена, теллура.

15. Биологическая роль, применение кислорода, серы, селена, теллура и их соединений. Озоновый слой Земли. Вода в природе, проблема сохранения водных ресурсов. Применение пероксидов металлов для регенерации кислорода в герметичных системах. Физиологическое действие серо-, селено- и теллуридов водорода. Применение соединений серы в сельском хозяйстве.
16. Общая характеристика атомов химических элементов, простых веществ — азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Азот. Химическая связь в молекуле N_2 с точки зрения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Объяснение большой величины энергии связи в молекуле N_2 .
17. Физико-химические свойства азота, лабораторные и промышленные способы его получения. Соединения азота с водородом. Аммиак, геометрическое строение молекулы. Лабораторные и промышленные способы получения аммиака, его физико-химические свойства. Окисление аммиака. Его способность к взаимодействию по донорно-акцепторному механизму — растворение в воде, реакции с кислотами, образование комплексных соединений. Аммиак как растворитель.
18. Соли аммония, характер химической связи, химические свойства. Продукты термического разложения различных солей аммония. Реакции замещения атомов водорода в молекулах NH_3 . Амиды, имиды, нитриды металлов. Гидразин, гидроксилламин, строение молекул, химические свойства. Азотистоводородная кислота, азиды. Кислородные соединения азота.
19. Строение молекул оксидов азота, их получение, химические свойства: отношение к воде, растворам щелочей, окислительно-восстановительная способность. Химическая связь в молекуле NO с точки зрения метода молекулярных орбиталей. Равновесие димеризации оксида азота(IV). Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота. Геометрическое строение молекулы, лабораторные и промышленные способы получения. Химические свойства азотной кислоты. Реакции азотной кислоты с металлами и неметаллами. Царская водка, нитрозил хлорид. Реакции термического разложения нитратов.
20. Фосфор, его промышленное получение из природного сырья. Аллотропные модификации фосфора. Сравнение химической активности различных аллотропных модификаций фосфора. Физико-химические свойства фосфора. Фосфи́ды металлов. Соединение фосфора с водородом — фосфин. Сравнение геометрии молекул аммиака и фосфина и их химических свойств. Кислородные соединения фосфора. Фосфорные кислоты — фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная, дифосфорная. Строение молекул этих кислот, их основность. Метафосфаты, полифосфаты. Гидролиз галогенидов фосфора.
21. Мышьяк, сурьма, висмут. Сравнительная характеристика их физико-химических свойств. Водородные соединения мышьяка, сурьмы, висмута, сравнение их устойчивости и свойств. Оксиды и гидроксиды, содержащие атомы мышьяка, сурьмы и висмута в разных степенях окисления, их

получение и химические свойства. Галогениды мышьяка, сурьмы, висмута, их свойства.

22. Гидролиз соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Сульфиды мышьяка, сурьмы, висмута. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений, в состав которых входят атомы мышьяка, сурьмы и висмута в степенях окисления (III) и (V). Биологическая роль, применение азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений. Круговорот азота в природе.

23. Проблема фиксации атмосферного азота. Физиологическое действие оксидов азота. Азотные удобрения, их производство в Республике Беларусь. Охрана окружающей среды от загрязнения оксидами азота, нитратами. Переработка природных фосфатов в фосфорные удобрения — фосфоритную муку, простой и двойной суперфосфат, преципитат, аммофоску. Фосфатные группы в составе нуклеиновых кислот. Физиологическое действие соединений мышьяка.

24. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ — углерода, кремния, германия, олова, свинца. Углерод, его нахождение в природе. Аллотропные формы углерода, строение и физические свойства графита, алмаза, карбина, фуллерена. Химические свойства углерода. Краткая характеристика водородных соединений углерода.

25. Изменение энергии связи Э-Н и устойчивость молекул в ряду CH_4 — PbH_4 . Карбиды металлов. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода(II), строение молекулы с точки зрения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Химические свойства оксида углерода(II) — реакции присоединения (фосген, карбонилы металлов), реакции восстановления оксидов металлов. Оксид углерода(IV), строение молекулы, физические свойства.

26. Химические свойства углекислого газа — взаимодействие с водой, растворами щелочей, кислот, аммиаком; окислительные свойства — реакции с магнием, углем. Лабораторные и промышленные способы получения углекислого газа. Фотосинтез. Угольная кислота. Соли угольной кислоты — растворимость, гидролиз, термическая устойчивость карбонатов и гидрокарбонатов. Соединения углерода с азотом и галогенами. Синильная кислота, соли этой кислоты — цианиды металлов. Тетрахлорид углерода. Понятие о фреонах.

27. Кремний и его природные соединения. Физико-химические свойства кремния, лабораторные и промышленные способы получения. Сравнительная характеристика физико-химических свойств водородных соединений кремния и углерода. Силициды металлов. Оксид кремния (IV), особенности силоксановой связи $\text{Si} - \text{O} - \text{Si}$, полимерное строение, тип кристаллической решетки и характер химической связи в кристалле.

28. Химические свойства оксида кремния(IV) — реакции с растворами щелочей и кристаллическими щелочами, основными оксидами, плавиковой кислотой. Окислительные свойства SiO_2 — реакции с углеродом и магнием. Германий, олово, свинец. Физико-химические свойства простых веществ, их

получение. Оксиды и гидроксиды олова(II, IV) и свинца(II, IV), их кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Восстановительные свойства соединений олова(II). Окислительные свойства соединений свинца(IV).

29. Биологическая роль, применение углерода, кремния, германия, олова, свинца и их соединений. Физиологическое действие угарного газа, меры безопасности при работе с ним. «Сухой лед». Сода и поташ. Кварцевое стекло и его применение. Кремниевые кислоты, силикагель, их применение. Силикаты, «растворимое стекло». Полимерные силикаты, искусственные силикаты. Цемент, бетон, фарфор, фаянс. Олово в сплавах и в белой жести. Охрана окружающей среды от соединений тяжелых металлов.

30. Металлическое состояние вещества — основные признаки, зонная теория строения, металлическая связь. Электронные конфигурации атомов элементов, способных образовывать металлическую связь. Особенности металлической связи. Местоположение металлов в периодической системе. Типы кристаллических решеток металлов. Сплавы. Интерметаллические соединения. Общие физические и химические свойства металлов.

31. Совместное влияние различных факторов на свойства металлов и сплавов в природных условиях. Основные виды руд, их обогащение. Способы получения металлов из руд, в том числе электролизом расплавов и растворов, и их очистки. Роль соединений металлов в жизнедеятельности растительных и животных организмов.

32. Общая характеристика атомов химических элементов, простых веществ — бора, алюминия, галлия, индия, таллия, их оксидов и гидроксидов. Влияние электронного строения элементов на особенности химической природы их соединений.

33. Бор, его аллотропные формы. Физико-химические свойства кристаллического бора, его получение и применение. Особенности структуры борводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксид бора — структура, свойства, применение. Ортоборная кислота. Бура. Бор как микроэлемент. Бораны, особенности их строения. Боргидриды.

34. Алюминий, физико-химические свойства, получение. Аллюминотермия. Применение алюминия и его сплавов. Получение и свойства соединений алюминия — оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, средних солей, их применение. Алюмогидрид (гидроалюминат) лития.

35. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ — цинка, кадмия, ртути. Природные соединения этих металлов. Химические свойства соединений, содержащих атомы цинка(II), кадмия(II), ртути(II). Характеристика соединений ртути(II). Примеры комплексных соединений цинка, кадмия, ртути. Физиологическое действие соединений этих металлов. Токсичность ртути, техника безопасности при работе с этим металлом. Амальгамы. Применение цинка, кадмия, ртути и их соединений.

36. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ — меди, серебра, золота. Нахождение в природе, способы получения.

Применение меди, золота, серебра и их сплавов. Оксиды, гидроксиды, соли меди, серебра, золота. Комплексные соединения этих металлов. Медь как микроэлемент.

37. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ — железа, кобальта, никеля. Природные соединения железа, кобальта, никеля. Сплавы железа — чугуны, сталь, легированная сталь. Производство чугуна и стали.

38. Сравнение свойств оксидов и гидроксидов железа(II) и железа(III). Ферраты. Особенности химии соединений *d*-элементов в сравнении с химией соединений *s*- и *p*-элементов. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Применение железа, кобальта, никеля и их соединений. Биохимическая роль соединений кобальта, железа.

39. Общая характеристика атомов, химических элементов, простых веществ — рутения, родия, палладия, осмия, иридия, платины. Платиновые металлы, нахождение в природе. Химические свойства платиновых металлов и их соединений. Комплексные соединения платиновых металлов. Применение платиновых металлов и их соединений.

40. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — марганца, технеция, рения. Природные соединения марганца, получение из них металла. Сплавы марганца. Ферромарганец. Химические свойства соединений марганца(II), (IV), (VI), (VII). Оксиды и гидроксиды марганца, зависимость их химических свойств от степени окисления атомов марганца. Манганаты и перманганаты, их окислительно-восстановительные свойства. Продукты реакций восстановления перманганата калия в зависимости от водородного показателя среды. Сравнение химических свойств соединений марганца со свойствами соединений галогенов. Марганец как микроэлемент.

41. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — хрома, молибдена, вольфрама. Хром, его природные соединения. Получение хрома и феррохрома. Соединения хрома(II), (III), (VI) — оксиды, гидроксиды, соли; их получение и физико-химические свойства. Амфотерные свойства оксида хрома(III) и гидроксида хрома(III). Комплексные соединения хрома(III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(II), (III), (VI). Хромовые кислоты, их свойства. Соли хрома — хроматы и дихроматы, условия их существования. Хромовая смесь. Молибден и вольфрам, их получение из природных соединений. Применение хрома, молибдена, вольфрама и их сплавов.

42. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — ванадия, ниобия, тантала, дубния. Способы получения V, Nb, Ta; химические свойства этих металлов, Краткая характеристика свойств соединений этих металлов — гидридов, галогенидов, оксидов, гидроксидов, солей. Применение ванадия, ниобия, тантала.

43. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — титана, циркония, гафния, резерфордия. Способы получения Ti, Zr, Hf; химические свойства этих металлов. Краткая характеристика свойств их соединений —

гидридов, галогенидов, оксидов, гидроксидов. солей. Применение титана, циркония, гафния.

44. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — скандия, иттрия, лантана, актиния. Способы получения Sc, Y, La, Ac; их химические свойства. Краткая характеристика свойств соединений этих металлов — гидридов, галогенидов. оксидов. Тугоплавкие соединения этих металлов с бором, углеродом, кремнием, азотом, серой. Применение скандия, иттрия, лантана.

45. Семейство лантаноидов, особенности электронных конфигураций атомов (*f*-элементы). Лантаноидное сжатие. Нахождение лантаноидов в природе. Краткая характеристика физико-химических свойств металлов церия — лутеция. Оксиды и гидроксиды лантаноидов. Общая характеристика солей этих металлов. Применение лантаноидов.

46. Семейство актиноидов (*f* -элементы), история их открытия. Краткая характеристика свойств актиноидов. Уран, нахождение в природе. Получение, физико-химические свойства урана и его соединений. Применение актиноидов.

47. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — бериллия, магния, кальция. стронция, бария, радия. Получение бериллия, магния, щелочно-земельных металлов (Ca, Sr, Ba) из природных соединений. Химические свойства этих металлов и их соединений — оксидов, гидроксидов, гидридов, пероксидов, солей. Получение, применение, свойства негашеной и гашеной извести. Жесткость природной воды и способы ее устранения. Использование катионитов и анионитов для очистки воды. Применение бериллия, магния, щелочноземельных металлов и их соединений. Магний и кальций как биогенные макроэлементы.

48. Общая характеристика атомов, элементов, простых веществ — лития, натрия, калия, цезия, рубидия, франция. Получение щелочных металлов, правила хранения и техника безопасности при работе с ними. Химические свойства соединений щелочных металлов — гидридов, оксидов, пероксидов, гидроксидов, солей. Меры предосторожности при работе с щелочными металлами, щелочами. Получение соды. Биологические функции соединений натрия и калия. Калийные удобрения.

49. Общая характеристика атомов, элементов. простых веществ — аргона, неона, криптона, ксенона, радона. Соединения криптона, ксенона, радона. Применение благородных газов.

ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ, РЕФЕРАТИВНЫХ РАБОТ

Лабораторные работы	<ol style="list-style-type: none"> 1. Основные классы неорганических соединений 2. Приготовление растворов заданного состава 3. Определение молярной концентрации раствора щелочи титрованием 4. Определение теплоты растворения соли 5. Определение скорости химической реакции 6. Смещение химического равновесия 7. Определение константы равновесия химической реакции 8. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена 9. Гидролиз солей 10. Окислительно-восстановительные реакции 11. Координационные соединения 12. Водород и его соединения 13. Соединения p-элементов 17 группы 14. Соединения p-элементов 16I группы 15. Соединения p-элементов 15 группы 16. Соединения p-элементов 14 группы 17. Соединения p-элементов 13 группы 18. Соединения s-элементов 2 и 1 групп 19. Соединения d-элементов
Примерный перечень рефератов	<ol style="list-style-type: none"> 1. Вещество и поле; 2. Основные агрегатные состояния; 3. Принципы классификации неорганических веществ; 4. Принципы классификации химических реакций; 5. Способы выражения состава раствора; 6. Понятие активированного комплекса; 7. Химическое равновесие, принцип Ле Шателье; 8. Химическая связь и виды межмолекулярного взаимодействия; 9. Кислоты, основания, соли с точки зрения электролитической диссоциации; 10. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и их связь с изменением энергии Гиббса реакции; 11. Строение атома; 12. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей; 13. Природа химической связи в комплексных соединениях; 14. Металлическое состояние вещества; 15. Гидрогенаты; 16. Кислородные соединения галогенов; 17. Аллотропия элементов группы 16;

- | | |
|--|---|
| | <ol style="list-style-type: none">18. Кислородные соединения элементов группы 15;19. Аллотропия углерода;20. Особенности структуры соединений бора;21. Особенности свойств соединений марганца;22. Способы получения сплавов железа;23. Особенности свойств соединений подгруппы кобальта;24. Особенности свойств соединений подгруппы никеля;25. Сравнительная характеристика элементов 1 и 11;26. Наиболее важные соединения элементов группы 12;27. Особенности электронных структур атомов элементов <i>f</i>-семьи. |
|--|---|

Протокол согласования учебной программы

Название дисциплины с которой требуется согласование рабочей программы	Название кафедры	Предложения об изменениях в содержании учебной программы учреждения высшего образования по учебной дисциплине	Принятое решение кафедры, разработавшей программу (с указанием даты и номера протокола заседания кафедры)
Органическая химия	Химии	Согласовано на стадии подготовки типовых учебных программ (рассмотрены особенности образования ковалентной связи атомами углерода с атомами других элементов)	Утвердить Пр.№ 9 от 26.03.2020 г.
Физическая и коллоидная химия	Химии	Согласовано на стадии подготовки учебных программ (знакомство с основами химической термодинамики и химической кинетики, которые подробнее рассматриваются в курсе физколлоидной химии)	Пр.№ 9 от 26.03.2020 г..
Аналитическая химия	Химии	Согласовано на стадии подготовки типовых учебных программ (применение реакций определения конкретных ионов и веществ)	Пр.№ 9 от 26.03.2020 г.