

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

Учебно-методическое объединение педагогическому образованию

УТВЕРЖДАЮ

Первый заместитель Министра
образования Республики Беларусь

_____ А.Г.Баханович

Регистрационный № _____

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Примерная учебная программа по учебной дисциплине
для специальности**

6-05-0113-03 Природоведческое образование (биология и химия)

СОГЛАСОВАНО

Председатель учебно-методического
объединения по педагогическому
образованию

_____ А.И.Жук

СОГЛАСОВАНО

Начальник Главного управления
профессионального образования
Министерства образования
Республики Беларусь

_____ С.Н.Пищов

СОГЛАСОВАНО

Начальник Главного управления
общего среднего, дошкольного
и специального образования
Министерства образования
Республики Беларусь

_____ М.С.Киндиренко

СОГЛАСОВАНО

Проректор по научно-методической
работе Государственного учреждения
образования «Республиканский
институт высшей школы»

_____ И.В.Титович

Эксперт-нормоконтролер

СОСТАВИТЕЛИ:

С.Ю.Елисеев, доцент кафедры химии факультета естествознания учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка», кандидат химических наук, доцент;

Е.Н.Мицкевич, старший преподаватель кафедры химии факультета естествознания учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка»

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

Кафедра естественнонаучных дисциплин учреждения образования «Белорусский государственный аграрный технический университет» (протокол № 8 от 30.03.2023);

О.В.Рева, профессор кафедры химической, биологической, радиационной и ядерной защиты государственного учреждения образования «Университет гражданской защиты Министерства по чрезвычайным ситуациям Республики Беларусь», кандидат химических наук, доцент

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ В КАЧЕСТВЕ ПРИМЕРНОЙ:

Кафедрой химии факультета естествознания учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка» (протокол № 8 от 28.03.2023);

Научно-методическим советом учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка» (протокол № 5 от 18.04.2023);

Научно-методическим советом по природоведческому образованию учебно-методического объединения по педагогическому образованию (протокол № 5 от 30.03.2023)

Ответственный за редакцию: С.Ю.Елисеев

Ответственный за выпуск: С.Ю.Елисеев

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Примерная учебная программа по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия» разработана для учреждений высшего образования Республики Беларусь в соответствии с требованиями образовательного стандарта общего высшего образования по специальности 6-05-0113-03 «Природоведческое образование (биология и химия)».

Учебная дисциплина является основой для дальнейшего изучения химических дисциплин студентами учреждений высшего образования и должна 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:

- изучение основных закономерностей строения и химического поведения веществ, протекания химических процессов;
- усвоение взаимосвязи между строением и свойствами соединений;
- формирование навыков решения расчетных и качественных химических задач;
- формирование навыков работы в химической лаборатории.

Содержание учебной дисциплины тесно связано и является необходимой базой для изучения учебных дисциплин: «Органическая химия», «Аналитическая химия», «Физическая химия», «Коллоидная химия».

В результате изучения учебной дисциплины обучаемый 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;
- правилами корректного обращения с физическими величинами, навыками проведения математической обработки результатов химического эксперимента.

Изучение учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» должно обеспечить формирование у студентов **базовой профессиональной компетенции**: владеть классическими разделами химических дисциплин для осуществления учебно-исследовательской деятельности.

В рамках образовательного процесса по данной учебной дисциплине студент должен приобрести не только теоретические и практические знания, умения и навыки по специальности, но и развить свой ценностно-личностный, духовный потенциал, сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны.

Всего на изучение учебной дисциплины отводится 324 часа, из них аудиторных 158 часов (50 часов – лекции, 52 часа – лабораторные занятия, 28 часов – семинарские занятия, 28 часов – практические занятия).

Рекомендуемые формы текущей аттестации – зачет, экзамен.

ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№	Наименование тем	Всего аудиторных часов	В том числе			
			лекции	лабораторные	семинары	практические
1	Основные химические понятия и законы	6	2			4
2	Классификация и номенклатура неорганических веществ	12	2	4	2	4
3	Химические реакции. Термодинамика химических реакций	10	2	4	2	2
4	Состояние вещества. Дисперсные системы	4	2		2	
5	Растворы	12	4	4		4
6	Химическая кинетика и катализ	6	2		2	2
7	Химическое равновесие	10	2	4	2	2
8	Растворы электролитов	12	4	4	2	2
9	Окислительно-восстановительные реакции	8	2	4	2	
10	Строение атома и периодическая система химических элементов	4	2		2	
11	Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие	8	4		4	
12	Комплексные соединения	10	2	4	2	2
13	Водород	6	2	4		
14	Элементы группы 17	10	4	4		2
15	Элементы группы 16	10	4	4	2	
16	Элементы группы 15	10	4	4	2	
17	Элементы-неметаллы группы 14	8	2	4	2	
18	Элементы группы 13	7	1	4		2
19	Элементы группы 1	1	1			
20	Элементы группы 8	4	2			2
Всего		158	50	52	28	28

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. 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 Классификация и номенклатура неорганических веществ

Классификация веществ в химии: по составу, по структуре, по свойствам. Кислотно-основные свойства как общепринятый принцип классификации. Основные классы неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли.

Общие химические свойства представителей этих классов и генетическая связь между ними. Другие классы неорганических веществ: гидриды, галогенангидриды, интерметаллиды и т.д. Понятие о комплексных соединениях. Номенклатурные правила ИЮПАК (Международного союза чистой и прикладной химии) для неорганических веществ. Номенклатура оксидов, кислот, оснований, солей.

Общие химические свойства и способы получения оксидов, гидроксидов (оснований, кислот, амфотерных гидроксидов).

Общие химические свойства и способы получения солей (средних, кислых, основных).

Тема 3 Химические реакции. Термодинамика химических реакций

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. Типы уравнений химических реакций: молекулярное, полное и

сокращенные ионные, с использованием структурных формул. Схемы реакций. Стехиометрические схемы. Расчеты по химическим уравнениям и стехиометрическим схемам.

Понятие функции состояния. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него.

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 4 Состояние вещества. Дисперсные системы

Понятие агрегатного состояния вещества. Основные агрегатные состояния: плазма, газ, жидкость, твердое (кристаллическое и аморфное). Упорядоченность частиц и особенности их взаимодействия в каждом из агрегатных состояний.

Понятие о промежуточных агрегатных состояниях: жидкие кристаллы, пластические кристаллы, аморфные вещества, особенности их строения и свойств, применение.

Диаграммы состояния, понятие о критических параметрах. Сверхкритическое состояние вещества.

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

Тема 5 Растворы

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.

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.

Тема 6 Химическая кинетика и катализ

Скорость химической реакции. Понятие о мгновенной и средней скорости. 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.

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 в биологических процессах.

Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Разветвлённые и неразветвленные цепные реакции.

Тема 7 Химическое равновесие

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

Определение константы равновесия химической реакции.

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, ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса электролитической диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень 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 жестких и мягких кислот и оснований (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.

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 соли металла. 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.

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.

Корпускулярно-волновой дуализм. Постоянная 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.

Тема 11 Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие

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

Два механизма образования ковалентной связи: обобществление неспаренных 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 и энергия как мера прочности связи, насыщенность, направленность, полярность, поляризуемость) и их количественные характеристики.

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

Полярность связей и полярность молекул. σ -, π - и δ -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 межмолекулярном взаимодействии. 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). Основные положения метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод МО ЛКАО. σ -, 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, энергии и длины связи, а также магнитных свойств вещества от характера заполнения МО в этих частицах.

Типы кристаллических решеток, образованные веществами с ковалентной связью. Взаимосвязь между типом кристаллической решетки и свойствами 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. Комплексообразователи и лиганды. Классификация 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.

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.

Тема 13 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 14 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 15 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.

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 перисульфаты (пероксодисульфаты), их применение. Пероксомоносерная 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.

Тема 16 Элементы группы 15

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ.

Азот. Азот в природе. Химическая связь в молекуле азота с точек 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.

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.

Тема 17 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 18 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 борводородов, 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.

Тема 19 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 20 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.

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ**СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ****Основная литература**

1. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгин. – М. : Высш. шк., 2004. – 366 с.
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк., 2002. – 743 с.
3. Елисеев, С. Ю. Общая и неорганическая химия. Введение в химический эксперимент : лаб. практикум / С. Ю. Елисеев, Е. Н. Мицкевич. – Минск : Белорус. гос. пед. ун-т, 2020. – 195 с.

Дополнительная литература

1. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии : учеб. пособие / В. В. Свиридов [и др.]. – Минск : Высш. шк., 2003. – 96 с.
2. Гликина, Ф. Б. Химия комплексных соединений : учеб. пособие для студентов пед. вузов / Ф. Б. Гликина, Н. Г. Ключников. – 3-е изд. – М. : Высш. шк., 1982. – 160 с.
3. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Л. : Химия, 1987. – 272 с.
4. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – СПб. : Химия, 2009. – 727 с.
5. Зайцев, О. С. Задачи и вопросы по химии : учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. – М. : Химия, 1985. – 304 с.
6. Зайцев, О. С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции / О. С. Зайцев. – М. : Химия, 1990. – 351 с.
7. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия : учебник / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Высш. шк., 2002. – 588 с.
8. Карапетьянц, М. Х. Строение вещества : учеб. пособие / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Высш. шк., 1981. – 304 с.
9. Колевич, Т. А. Химия : пособие по общ. и неорган. химии для учащихся лицея БГУ / Т. А. Колевич, В. Э. Матулис, В. Э. Матулис. – Минск : Белорус. гос. ун-т, 2007. – 231 с.
10. Методы решения задач по общей химии : учеб. пособие / Е. И. Василевская, Т. В. Свиридова. – Минск : Высш. шк., 2007. – 128 с.
11. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі : вучэб. дапам. / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. – Мінск : Высш. шк., 1995. – 653 с.
12. Суворов, А. В. Общая химия : учеб. для студетов вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химия, 1994. – 623 с.
13. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии : в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М. : Мир, 2002. – 2 т.

14. Химия: пособие-репетитор / А. С. Егоров [и др.]. – Ростов н/Д : Феникс, 2007. – 762 с.

15. Хімія и Біялогія : навук.-метад. часоп. / РУП «Адукацыя і выхаванне». – Мінск : Адукацыя і выхаванне, 2010–2022. – Штомесяч.

РЕКОМЕНДУЕМЫЕ ФОРМЫ И МЕТОДЫ ОБУЧЕНИЯ

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.

Методы обучения

Словесные: лекция, рассказ (доклад), беседа.

Наглядные: иллюстрации, демонстрации, как экспериментальные в лаборатории, так и компьютерные.

Практические: выполнение лабораторно-практических работ, самостоятельная работа со справочниками и литературой (обычной и электронной), самостоятельные письменные упражнения, самостоятельная работа за компьютером.

Контроль усвоения знаний, навыков и умений осуществляется в устной (коллоквиумы по темам лабораторных работ) и письменной (тестовые задания) формах.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

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 (далее этот тип СР называется управляемой самостоятельной работой обучающихся – УСР).

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

УСР, 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 УСР 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 и УСР;
- 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 УСР 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;
- изготовление макетов, лабораторно-учебных пособий;

- составление тематической подборки литературных источников, интернет-источников;

Таким образом, задания УСР по учебной дисциплине рекомендуется делить на три модуля:

- задания, формирующие достаточные знания по изученному учебному материалу на уровне узнавания;
- задания, формирующие компетенции на уровне воспроизведения;
- задания, формирующие компетенции на уровне применения полученных знаний.

Каждый модуль заданий УСР включает в обязательном порядке задачи профессионально-направленного содержания.

Контроль УСР может осуществляться в виде:

- контрольной работы;
- теста;
- коллоквиума;
- обсуждения рефератов;
- обсуждения и защиты учебных заданий;
- экспресс-опросов на аудиторных занятиях.

ПРИМЕРНАЯ ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1. Основные классы неорганических соединений
2. Приготовление растворов заданного состава
3. Определение теплоты растворения соли
4. Определение константы равновесия химической реакции
5. Гидролиз солей
6. Окислительно-восстановительные реакции
7. Координационные соединения
8. Водород и его соединения
9. Соединения р-элементов 17 группы
10. Соединения р-элементов 16 группы
11. Соединения р-элементов 15 группы
12. Соединения р-элементов 14 группы
13. Соединения р-элементов 13 группы

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ РЕФЕРАТОВ

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. Диаграммы Латимера и Диаграммы Фроста;
12. Строение атома;
13. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей;
14. Природа химической связи в комплексных соединениях;
15. Металлическое состояние вещества;
16. Гидрогенаты;
17. Основные классы неорганических соединений
18. Способы смещение химического равновесия
19. Способы определения константы равновесия химической реакции
20. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена
21. Гидролиз солей
22. Окислительно-восстановительные реакции
23. Координационные соединения. Природа химической связи в комплексных соединениях;
24. Металлическое состояние вещества;
25. Гидрогенаты;
26. Кислородные соединения галогенов;
27. Аллотропия элементов группы 16;
28. Кислородные соединения элементов группы 15;
29. Аллотропия углерода;
30. Особенности структуры соединений бора;
31. Особенности свойств соединений марганца;
32. Способы получения сплавов железа;
33. Особенности свойств соединений подгруппы кобальта;
34. Особенности свойств соединений подгруппы никеля;
35. Сравнительная характеристика элементов 1 и 11;
36. Наиболее важные соединения элементов группы 12;
37. Особенности электронных структур атомов элементов *f*-семьи.

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.