

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**  
Учебно-методическое объединение по педагогическому образованию

**УТВЕРЖДАЮ**

Первый заместитель Министра образования  
Республики Беларусь

\_\_\_\_\_ И.А. Старовойтова  
\_\_\_\_\_

Регистрационный № ТД-\_\_\_\_\_/тип.

**ОБЩАЯ ХИМИЯ**

**Типовая учебная программа по учебной дисциплине  
для специальности 1-02 04 01 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.А.Касперович  
\_\_\_\_\_

**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:**

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

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

**РЕЦЕНЗЕНТЫ:**

Кафедра неорганической химии Белорусского государственного университета (протокол № 10 от 05.03.2021);

Арабей С.М., заведующий кафедрой химии учреждения образования «Белорусский государственный аграрный технический университет», доктор физико-математических наук, доцент.

**РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ В КАЧЕСТВЕ ТИПОВОЙ:**

Кафедрой химии факультета естествознания учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка» (протокол № 8 от 23.03.2021);

Научно-методическим советом учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка» (протокол № 6 от 26.05.2021);

Научно-методическим советом по естественнонаучному образованию учебно-методического объединения по педагогическому образованию (протокол № 5 от 27.05.2021).

Ответственный за редакцию: Елисеев С.Ю.

Ответственный за выпуск: Елисеев С.Ю.

## ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Типовая программа по учебной дисциплине «Общая химия» разработана для учреждений высшего образования Республики Беларусь в соответствии с требованиями образовательного стандарта высшего образования первой ступени 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 дисциплины, позволяют студентам овладеть основами фундаментальных знаний в области химических наук, освоить фактический материал общей 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 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. Изучить основные закономерности строения и химического поведения веществ, протекания химических процессов.
2. Усвоить взаимосвязи между строением и свойствами соединений.
3. Сформировать навыки решения расчетных и качественных химических задач.
4. Сформировать навыки 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 химия», «Методика преподавания химии»), а также с рядом дисциплин биологического блока, путем установления межпредметных связей, что способствует усвоению и глубокому пониманию физико-химической сущности биологических наук, изучение которых необходимо обеспечить в рамках компонента учреждения высшего образования.

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. На семинарских занятиях обсуждаются основные теоретические положения по рассматривае-

мой теме. На практических занятиях рассматривается решение задач по изучаемой теме.

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

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;
- 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;

**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 химия» должно обеспечить формирование у студентов базовых профессиональных компетенций: интерпретировать основные закономерности периодичности свойств элементов и их соединений, строения, свойств и способов получения химических ве-

ществ, протекания химических процессов с их участием, владеть методикой решения расчетных и экспериментальных химических задач.

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.

Всего на изучение дисциплины отводится 200 часов, из них аудиторных 102 часа (6 зачетных единиц) (34 ч – лекции, 28 ч – лабораторные занятия, 20 ч – семинарские занятия, 20 ч – практические занятия).

Форма текущего контроля – экзамен.

## ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ п/п	Наименование тем	Количество аудиторных часов				
		Всего	в том числе			
			Лекций	Лабораторных занятий	Семинаров	Практических
1	Основные химические понятия и законы	6	2			4
2	Классификация и номенклатура неорганических веществ	10	2	4	4	
3	Химические реакции. Термодинамика химических реакций	10	2	4		4
4	Состояние вещества. Дисперсные системы	4	2		2	
5	Растворы	12	4	4		4
6	Химическая кинетика и катализ	8	4		2	2
7	Химическое равновесие.	10	2	4	2	2
8	Растворы электролитов	14	6	4		4
9	Окислительно-восстановительные реакции	10	2	4	4	
10	Строение атома и периодическая система химических элементов	4	2		2	
11	Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие	6	4		2	
12	Комплексные соединения	8	2	4	2	
	Всего аудиторных часов	102	34	28	20	20

## 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 для неорганических веществ. Номенклатура оксидов, кислот, оснований, солей.

### Тема 3. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Понятия системы, фазы, процесса. Гомогенные и гетерогенные системы и процессы. Химическая реакция как процесс. Понятия реагента, продукта. Классификация химических реакций: по типу преобразования, по изменению степени окисления, по агрегатному состоянию реагирующих веществ. Типы уравнений химических реакций: молекулярное, полное и сокращенное 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, 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.

Способы выражения состава растворов. Массовая и молярная (молярная) доля растворенного вещества. Молярная концентрация. Молярность. 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. 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 гетерогенной 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.

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.

#### 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, разработанной С. Аррениусом. 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 электролитической 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 молеку-

лах. 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 химических 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.

Теория атома водорода по Бору, ее внутренние противоречия. Волны де Бройля. Корпускулярно-волновой дуализм. 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 электронами атомных 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, Особенности электронных конфигураций атомов элементов групп А и В. Элементы  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ - семейств. Взаимосвязь местонахождения химического элемента в периодической системе с электронным строением его атома и свойствами элемента.

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.

## 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 удобный 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.

Энергии ковалентных связей. Оценка тепловых эффектов реакций по энергиям связей. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Гибридизация АО. Условия устойчивости гибридных АО. Типы гибридизации и геометрия молекул.

Полярность связей и полярность молекул.  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ -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). Метод ММО ЛКАО.  $\sigma$ - и  $\pi$ -молекулярные орбитали как линейные комбинации  $s$ - и  $p$ -атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО электронами. Энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных химическими элементами I и II периодов.

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 аквагидроксо- и гидроксо-комплексов.

**ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ****ЛИТЕРАТУРА****Основная литература**

1. 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.bspu.by/handle/doc/552>. – Дата доступа: 10.03.2021.
2. Мицкевич, Е. Н. Синтезы неорганических веществ [Электронный ресурс] : лаб. практикум / Е. Н. Мицкевич, Е. Б. Окаев, С. Ю. Елисеев // Репозиторий БГПУ. – Режим доступа: <http://elib.bspu.by/handle/doc/551>. – Дата доступа: 10.03.2021.
3. Общая химия [Электронный ресурс] : учеб.-метод. пособие / Г. Э. Атрахимович [и др.] // Репозиторий БГМУ. – Режим доступа: <http://rep.bsnu.by:8080/handle/BSMU/14150>. – Дата доступа: 10.03.2021.

**Дополнительная литература**

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М. : Высш. шк. : Академия, 2002. – 743 с.
2. Болтromeюк, В. В. Общая химия : учеб. для студентов учреждений высш. образования / В. В. Болтromeюк. – Минск : Выш. шк., 2012. – 624 с.
3. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии : учеб. пособие / В. В. Свиридов [и др.]. – Минск : Выш. шк., 2003. – 96 с.
4. 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.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Высш. шк., 2002. – 632 с.
6. Суворов, А. В. Общая химия : учеб. для студентов вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – 5-е изд. испр. – СПб. : Химиздат, 2001. – 512 с.
7. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов вузов / Я. А. Угай. – М. : Высш. шк., 1997. – 527 с.
8. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии : в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл. – М. : Мир, 2002. – 2 т.
9. Шрайвер, Д. Неорганическая химия : учебник : в 2 т. / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М. : Мир, 2004. – 2 т.

## РЕКОМЕНДУЕМЫЕ ФОРМЫ И МЕТОДЫ ОБУЧЕНИЯ

Основными формами занятий являются лекции, лабораторные, практические и семинарские занятия, общие и индивидуальные консультации.

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.

Семинар выполняет следующие функции: систематизация и обобщение знаний по изученному вопросу, теме, разделу (в том числе в нескольких учебных курсах); совершенствование умений работать с дополнительными источниками, сопоставлять изложение одних и тех же вопросов в различных источниках информации; умений высказывать свою точку зрения, обосновывать ее; писать рефераты, тезисы, и планы докладов и сообщений, конспектировать прочитанное.

Практические занятия развивают навыки решения теоретических и практических задач.

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 (лабораторные коллоквиумы) и письменной (тестовые задания) формах.

## **ПЕРЕЧЕНЬ РЕКОМЕНДУЕМЫХ СРЕДСТВ ДИАГНОСТИКИ КОМПЕТЕНЦИЙ СТУДЕНТА**

Для текущего контроля и самоконтроля знаний и умений студентов по учебной дисциплине «Общая химия» можно использовать следующий диагностический инструментарий:

устный опрос (при получении студентом разрешения к проведению лабораторных работ);

защита лабораторных работ после выполнения экспериментальной части;

критериально-ориентированные тесты по отдельным разделам (темам) дисциплины;

обсуждение реферата;

сдача экзамена по учебной дисциплине.

Текущий контроль успеваемости проводится в форме устного или программированного опроса на лабораторных занятиях с выставлением текущих оценок по десятибалльной шкале.

В качестве формы контроля по учебной дисциплине «Общая химия» предусмотрены: итоговый контроль - экзамен.

## **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,  
РЕФЕРАТИВНЫХ РАБОТ**

Лабораторные работы	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Основные классы неорганических соединений</li> <li>2. Определение теплоты растворения соли</li> <li>3. Приготовление растворов заданного состава</li> <li>4. Определение константы равновесия реакции</li> <li>5. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей</li> <li>6. Окислительно-восстановительные реакции</li> <li>7. Комплексные соединения</li> </ol>
Практические работы	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Задачи на основе закона простых объемных отношений Гей-Люссака, закона Авогадро, использования молярной массы и молярного объема</li> <li>2. Основные классы неорганических веществ</li> <li>3. Предсказание возможности протекания химических реакций и физико-химических процессов. Связь константы равновесия с термодинамическими функциями состояния</li> <li>4. Способы выражения состава растворов, и переход от одного вида к другому</li> <li>5. Закон действия (действующих) масс (ЗДМ). Константа скорости реакции</li> <li>6. Определение константы равновесия химической реакции</li> <li>7. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Равновесие в растворах электролитов</li> </ol>
Примерный перечень рефератов	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Вещество и поле</li> <li>2. Основные агрегатные состояния</li> <li>3. Принципы классификации неорганических веществ</li> <li>4. Принципы классификации химических реакций</li> <li>5. Способы выражения состава раствора</li> <li>6. Понятие активированного комплекса</li> <li>7. Химическое равновесие, принцип Ле Шателье</li> <li>8. Химическая связь и виды межмолекулярного взаимодействия</li> <li>9. Кислоты, основания, соли с точки зрения электролитической диссоциации</li> <li>10. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы и их связь с изменением энергии Гиббса реакции</li> <li>11. Диаграммы Латимера</li> <li>12. Диаграммы Фроста</li> <li>13. Строение атома</li> <li>14. Метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей</li> <li>15. Природа химической связи в комплексных соединениях</li> <li>16. Металлическое состояние вещества</li> <li>17. Гидрогенаты</li> <li>18. Основные классы неорганических соединений</li> </ol>

	<p>19. Способы смещение химического равновесия</p> <p>20. Способы определения константы равновесия химической реакции</p> <p>21. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена</p> <p>22. Гидролиз солей</p> <p>23. Окислительно-восстановительные реакции</p> <p>24. Координационные соединения</p>
--	--