

## Аннотация

рабочей программы учебной дисциплины «Практикум по химии»

Направление подготовки: 44.03.05. Педагогическое образование (профиль «Технологическое образование», «Экономика») (уровень бакалавриата)»

Составитель аннотации к.п. н. профессор

Кафедра химии

Цель изучения дисциплины	Целями освоения дисциплины «Химии» являются:  - изучение студентами основных понятий и законов химии; освоение основного материала по строению атомов, химической связи и закономерностям, связанным с периодическим законом и периодической системой элементов Д. И. Менделеева.  - изучение основ химической термодинамики и кинетики химических процессов.  - получение глубоких знаний по теории растворов и теории электрохимических процессов.		
Место дисциплины в структуре ОПОП бакалавриата	Дисциплина «Практикум по химии» относится к базовой части дисциплин и является альтернативной дисциплиной; изучается во 1 семестре.		
Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины			
Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции	В результате освоения дисциплины обучающийся должен:
Универсальные компетенции и индикаторы их достижения			
УК-5	Способен воспринимать межкультурное разнообразие	ИУК-5.1. Интерпретирует историю России в контексте мирового исторического	Знать:  - требования и принципы целеполагания;

	общества в социально-историческом, этическом и философском контекстах	развития;	<p>- принципы и методы планирова-ния;</p> <p>- методы организации и управ-ления в области химии, применя-емые на федеральном и регио-нальном уровнях;</p> <p><b>Уметь:</b></p> <p>- формулировать перечень взаимосвязанных задач, обеспечи-вающих достижение поставлен-ной цели;</p> <p>- определять ожидаемые резуль-таты решения задач;</p> <p>- разрабатывать различные виды планов по реализации программ в области химии;</p> <p>- проводить анализ планов с позиций правовых норм, имею-щихся ресурсов и ограничений;</p> <p>- проводить оценку ресурсного обеспечения различных мероприятий химического характера (научно-практические конференции, научные семинары, диспуты);</p> <p>- ориентироваться в законода-тельстве и правовой литературе, принимать решения и совершать действия в соответствии с зако-ном.</p> <p><b>Владеть:</b></p> <p>- методикой и методами плани-рования и проведения научного исследования по определению эффективности деятельности в</p>
		<b>ИУК-5.2.</b> Учитывает при социальном и профессиональном общении историческое наследие и социокультурные традиции различных социальных групп, этносов и конфессий, включая мировые религии, философские и этические учения;	
		<b>ИУК-5.3.</b> Придерживается принципов недискриминационн о взаимодействия при личном и массовом общении в целях выполнения профессиональных задач и усиления социальной интеграции.	

			области химии.
<b>Общепрофессиональные компетенции и индикаторы их достижения</b>			
<b>ОПК-6</b>	<b>Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе</b>	<b>ОПК-6.1.</b> Знает основы фундаментальных разделов математики, физики, химии, наук о Земле и биологии, необходимые в профессиональной деятельности, возможности и области применения методов экспериментальных исследований в физике.	<b>Знать:</b>  историю становления и развития химии, методов исследования и вклад российских учёных в развитие химии; роль химии в естествознании, ее связь с другими естественными науками, значение в жизни современного общества; сущность и социальную значимость своей будущей профессии; перспективы и возможности дальнейшего образовательного маршрута; требования к оформлению рефератов, научных сообщений, требования ГОСТа <b>Уметь:</b>  оформлять рефераты, научные сообщения с учётом требований ГОСТа <b>Владеть:</b>  - методами теоретического и экспериментального исследования;  - навыками применения основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности.
		<b>ОПК-6.2.</b> Умеет использовать основные законы естественнонаучных дисциплин для объяснения экспериментальных результатов; применять методы математического анализа и моделирования, основных законов физики для решения задач профессиональной деятельности;	
		<b>ОПК-6.3.</b> Владеет методами теоретического и экспериментального исследования; навыками применения основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной	

		деятельности.	
<b>Содержание дисциплины</b>		<p><b>Раздел 1. Введение</b></p> <p>Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Теория и эксперимент в химии. Различные уровни химической теории. Информационные системы. Система приоритетов в развитии химии. Основные проблемы современной неорганической химии. Русская номенклатура неорганических соединений (кислород, окисел, гидроокись, вода, щелочь, перекись водорода, серноокислый, хлористый и т.д.). Международная номенклатура. Химия и экология.</p> <p>Основные понятия и законы химии. Атомная единица массы. Атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса. Валентность. Степень окисления. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Определения химического эквивалента элемента, кислоты, гидроксида, соли, оксида. Окислительно-восстановительные эквиваленты. Закон стехиометрии. Закон эквивалентов.</p> <p><b>Раздел 2. Основные классы неорганических соединений</b></p> <p>Классификация неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли. Классификация, физические и химические свойства, способы получения.</p> <p><b>Раздел 3. Строение атома. Развитие представлений о строении атома. Квантово-механическая модель.</b></p> <p>Атом – как сложная система. Сложная структура ядра. Протоны и нейтроны. Протонно-нейтронная теория строения ядра.</p> <p>Двойственная природа электрона. Масса и заряд электронов. Волновые свойства электронов. Соотношение</p>	

неопределенности Гейзенберга. Понятие орбитали. Волновая функция и волновое уравнение Шредингера. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции.

Квантовые числа. Структура электронных оболочек. Квантовые уровни, квантовые подуровни, s-, p-, d-, f- атомные орбитали. Правила Клечковского. Реальные расположения уровней и подуровней в атоме.

Основные принципы распределения электронов в атоме: принцип наименьшей энергии, принцип Паули и правило Гунда.

Изображение электронной структуры атома при помощи электронных формул и квантовых ячеек.

Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов.

#### **Раздел 4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева**

Поиски основы классификации химических элементов до открытия периодического закона.

Три этапа работы Д.И. Менделеева в области систематики химических элементов. Формулировка периодического закона. Создание периодической системы элементов. Логические выводы из периодического закона и периодической системы элементов.

Современная формулировка периодического закона. Структура современной периодической системы элементов. Короткопериодный и длиннопериодный варианты периодической системы. Период. Группа. Деление группы на подгруппы. Типические элементы, полные аналоги.

s-, p-, d-, f- элементы. Внутренняя и вторичная периодичность.

Закономерности изменения основных характеристик атомов по периодам и группам. Радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность: изменения этих характеристик по периодам и группам. Закономерности изменения валентности, окислительно-восстановительных свойств элементов и свойств однотипных соединений.

Валентные электроны и многообразие валентных состояний атомов s-, p-, d-, f- элементов.

#### **Раздел 5. Кинетика и механизм химических реакций.**

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Понятие о теории активных соударений, активированном комплексе в теории абсолютных скоростей реакции. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные (Н.Н.Семенов) и колебательные (Б.П.Белоусов, А.М.Жаботинский) реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ. Кинетический вывод закона действующих

масс. Формальная кинетика, кинетические уравнения для односторонних реакций I и II порядка.

Ингибиторы и ингибирование. Особенности кинетики газофазных, жидкофазных и твердофазных реакций. Механизмы реакций с участием органических соединений.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние равновесия и принцип микроскопической обратимости реакции. Кинетический и термодинамический подходы к описанию химического равновесия.

Константа химического равновесия и различные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье.

Влияние среды на протекание химических реакций. Особенности газофазных, жидкофазных, твердофазных реакций. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.

## **Раздел 6. Начала химической термодинамики.**

Основные понятия химической термодинамики: система, параметры состояния, работа, энергия, теплота.

Внутренняя энергия, и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Термохимические циклы. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Химический потенциал, зависимость химического потенциала от концентрации, давления реагентов. Условие химического равновесия. Изотерма химической реакции.

Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование значений стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

## **Раздел 7. Растворы.**

Растворы жидкие (водные и неводные), твердые и газообразные. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Влияние на растворимость энергии структуры кристаллического вещества и энергии сольватации. Растворы насыщенные, ненасыщенные и, концентрированные и разбавленные. Зависимость растворимости от температуры. Растворы идеальные и реальные.

Понятие о коллоидных растворах.

Коллигативные свойства растворов не электролитов и электролитов. Давление пара бинарных растворов. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Законы Рауля и Вант Гоффа для растворов не электролитов и электролитов. Изотонический коэффициент.

Электролитическая диссоциация (С.Аррениус). Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

Вода как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Гидролиз и сольволиз солей. Константа равновесия реакции гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза.

Произведение растворимости плохо растворимых сильных электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.

Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури. Сопряженные кислоты и основания. Константа протолитического равновесия как

	<p>характеристика силы кислоты и основания.</p> <p><b>Раздел 8. Окислительно-восстановительные реакции в растворах</b></p> <p>Теория окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования. Окислитель. Восстановитель. Процессы окисления и восстановления. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций. Степень окисления атомов в молекуле. Правила определения степени окисления атомов в молекулах и сложных ионах.</p> <p><b>Раздел 9. Основы электрохимии</b></p> <p>Электроды, гальванический элемент. Схематическое изображение гальванического элемента. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. ЭДС, стандартная ЭДС. Ряд напряжений. Уравнение Нернста Электролиз растворов и расплавов.</p> <p><b>Раздел 10. Комплексные соединения</b></p> <p>Комплексные соединения. Координационная теория Вернера. Основные типы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Практическое применение к. с.</p>
<p><b>Знания, умения и навыки, получаемые в процессе изучения дисциплины</b></p>	<p><b>В результате изучения дисциплины студент должен знать:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Принципы классификации и номенклатуру неорганических соединений;</li> <li>• Основные типы химических связей;</li> <li>• Основы современной теории строения атома;</li> <li>• Теорию комплексных соединений;</li> <li>• Основы энергетики и кинетики химических процессов;</li> <li>• Теорию растворов неэлектролитов и электролитов;</li> <li>• Основы электролитических процессов;</li> </ul> <p><b>уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Находить связь между строением вещества и его химическими возможностями;</li> <li>• Решать любые химические задачи, опираясь на теоретический материал основ химии;</li> <li>• Проводить простейшие расчёты по окислительно-восстановительным реакциям, энергетическим и кинетическим процессам, теории растворов;</li> <li>• Работать в лаборатории с использованием простейшего лабораторного оборудования;</li> <li>• Составлять химические реакции любых</li> </ul>

	<p>химических процессов и выполнять на их основе необходимые расчеты.</p> <p><b>владеть:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Методикой проведения химического эксперимента в лабораторных условиях;</li> <li>• Умением правильного объяснения результатов эксперимента, если даже результат отрицательный;</li> <li>• Методами оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории.</li> </ul>		
<b>Объем дисциплины и виды учебной работы</b>	<b>Вид учебной работы</b>	<b>Всего часов</b>	<b>1 семестр</b>
	Общая трудоемкость дисциплины	144	144
	Аудиторные занятия	34	34
	Лекции	18	18
	Лабораторные занятия (ЛР)	16	16
	Контроль самостоятельной работы (КСР)		
	Самостоятельная работа (СРС)	83	83
	Контроль	27	27
<b>Используемые ресурсы информационно-телекоммуникационной сети «Internet», информационные технологии, программные средства и информационно-справочные системы</b>	<p><b>Программное обеспечение и Интернет-ресурсы</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. <a href="http://c-books.narod.ru/pryanishnikov1_2_1.html">http://c-books.narod.ru/pryanishnikov1_2_1.html</a></li> <li>2. <a href="http://alhimic.ucoz.ru/load/26">http://alhimic.ucoz.ru/load/26</a></li> <li>3. <a href="http://www.chem.msu.su/rus/teaching/org.html">http://www.chem.msu.su/rus/teaching/org.html</a></li> <li>4. <a href="http://www.xumuk.ru">http://www.xumuk.ru</a></li> <li>5. <a href="http://chemistry.narod.ru">http://chemistry.narod.ru</a></li> </ol> <p><b>Материально-техническое обеспечение дисциплины</b></p> <p><b>Теоретический курс</b></p>		



	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Лекции: презентации.</li> <li>- Контрольные тесты..</li> <li>- Варианты заданий для контрольных работ.</li> <li>- Варианты заданий для самостоятельных работ.</li> </ul>
<b>Формы текущего и рубежного контроля</b>	Тестовые задания, самостоятельные работы, контрольные работы.
<b>Формы промежуточного контроля</b>	Экзамен