

МИНОБРНАУКИ РОССИИ  
АСТРАХАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

СОГЛАСОВАНО  
Руководитель ОПОП  
Р.А. Арсланова  
28 мая 2020 года

УТВЕРЖДАЮ  
Заведующий кафедрой ОНФХ  
А.В. Великородов  
04 июня 2020 года

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ**

**ХИМИЯ**

Составитель	<b>Щепетова Е.В., доцент, к.б.н., доцент</b>
Направление подготовки	<b>35.03.04 Агрономия</b>
Направленность (профиль) ОПОП	
Квалификация (степень)	<b>Бакалавр</b>
Форма обучения	<b>заочная</b>
Год приема	<b>2020</b>
Курс	<b>1</b>

Астрахань, 2020 г.

## 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

**1.1. Цель дисциплины:** привить студентам знания по теоретическим основам химии и свойствам важнейших биогенных и токсичных химических элементов; научить устанавливать взаимосвязи между строением вещества и его химическими свойствами, пользоваться современной химической терминологией; простейшим лабораторным оборудованием, химической посудой и измерительными приборами, ознакомить с особенностями химических свойств важнейших биогенных макро- и микроэлементов, а также элементов, соединения которых представляют собой опасность для окружающей среды.

**1.2. Задачи освоения дисциплины:** развитие знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых и стандартных задач в области агрономии; изучение основных понятий и законов химии, квантово-механические представления об образовании химической связи, классов неорганических и органических веществ, основы теории качественного и количественного анализа, методы анализа; приобретение практических навыков химических и физико-химических (инструментальных) методов анализа.

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

**2.1. Курс «Химия» входит** в базовую часть дисциплин ООП (Б1.Б.10). Курс читается в 1 и 2 семестрах, общая трудоемкость дисциплины составляет 216 часов /6 з.е.

**2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки,** формируемые при изучении химии в средней школе. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ школьного курса химии.

**Знания:** место химии в ряду других естественных дисциплин, ее значение в жизни современного общества. Основные понятия и законы химии, строение атомов и молекул, основные квантово-механические представления об образовании химической связи, основные классы неорганических веществ, номенклатура, основы теории качественного и количественного анализа, методы анализа.

**Умения:** прогнозировать и обосновывать свойства веществ; раскрывать причинно-следственные связи между строением и свойствами веществ; представлять реальную сущность простого и сложного вещества, его разнообразные превращения, используя представления о структуре вещества, термодинамических аспектах, окислительно-восстановительных процессах.

**Навыки:** техники безопасности при выполнении работ в химических лабораториях, регистрации и обработки результатов химических экспериментов.

**2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:**

- материаловедение и технология конструкционных материалов
- инженерная экология

Дисциплина встраивается в структуру ОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

## 3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:  
**а) общепрофессиональных (ОПК);**

ОПК-1 «Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических и естественных наук с применением информационно коммуникационных технологий»

**Таблица 1. Декомпозиция результатов обучения**

Код и наименование компетенции	Результаты освоения дисциплины		
	Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
<b>ОПК-1</b>	<p>ИОПК-1.1.1 Демонстрирует знание основных законов математических, естественно-научных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агроинженерии.</p> <p>ИОПК-1.1.2 Демонстрирует знание современных представлений о строении вещества, зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в ПСМ и характера химических связей,</p> <p>ИОПК-1.1.3 Демонстрирует знание основ термодинамики и кинетики, закономерностей протекания окислительно-восстановительных процессов.</p>	<p>ИОПК-1.2.1 Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения типовых задач в агроинженерии.</p> <p>ИОПК-1.2.2 Использует основные законы химии, закономерности протекания различных процессов для прогнозирования результатов при решении профессиональных задач, применяет методы математического анализа и моделирования.</p>	<p>ИОПК-1.3.1 Применяет основы теории фундаментальных разделов химии, методы отбора материала при решении типовых задач в агроинженерии.</p> <p>ИОПК-1.3.2 Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агроинженерии.</p> <p>ИОПК-1.3.3. Пользуется специальными программами и базами данных при разработке технологий и средств механизации в сельском хозяйстве.</p>

#### 4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины в зачетных единицах с указанием количества академических или астрономических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) и на самостоятельную работу обучающихся составляет 6 зачетных единицы (216 часов).

**Таблица 2. Структура и содержание дисциплины**

№ п/ п	Наименование радела (темы)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Самостоят. работа		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
1	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	1				2		6	Устный опрос
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	1		2				6	Тестовый контроль
3	Химическая связь.	1						6	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1				2		6	Устный опрос
5	Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза	1						10	Тестовый контроль
6	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы	1						10	Тестовый контроль
7	Комплексные соединения. Комплексообразование в аналитической химии	1						10	Контрольная работа 2 Тестовый контроль

8	Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.	1						12	Тестовый контроль
9	Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	1		2		2		10	Устный опрос
10	Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач	2						6	Тестовый контроль
11	Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения	2						10	Тестовый контроль
12	Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений	2		2		2		10	Контрольная работа 3
13	Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения	2						6	Тестовый контроль

14	Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств	2				2		6	Устный опрос
15	Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции	2						6	Тестовый контроль
16	Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия	2						10	Контрольная работа 4
17	Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность	2						10	Тестовый контроль
18	Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	2		2				20	Устный опрос
19	Основы термодинамики. Термодинамика растворов.	2				2		16	Устный опрос

20	Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	2						10	Тестовый контроль
21	Электрохимия.	2						10	Тестовый контроль
	Итого			8		12		196	Экзамен – 1 семестр, экзамен – 2 семестр

Условные обозначения:

Л – занятия лекционного типа; ПЗ – практические занятия, семинары,

ЛР – лабораторные работы; КР – курсовая работа;

СР – самостоятельная работа по отдельным темам.

**Таблица 3. Матрица соотношения тем учебной дисциплины и формируемых в них компетенций**

Темы, разделы дисциплины	Кол-во часов	Компетенции	
		ОПК-1	$\Sigma$ общее количество компетенций
Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	8	+	1
Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	8	+	1
Химическая связь.	6	+	1
Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	8	+	1
Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза	10	+	1
Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы	10	+	1
Комплексные соединения. Комплексообразование в аналитической химии	10	+	1
Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.	12	+	1

Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	14	+	1
Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач	6	+	1
Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения	10	+	1
Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений	14	+	1
Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения	6	+	1
Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств	8	+	1
Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции	6	+	1
Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия	10	+	1
Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность	10	+	1
Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	22	+	1
Основы термодинамики. Термодинамика растворов.	18	+	1
Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	10	+	1
Электрохимия.	10	+	1
Итого:	216		

### Краткое содержание учебной дисциплины

#### Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений

Понятие о химическом элементе. Простые и сложные вещества. Распространенность элементов в земной коре и космосе. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси.

Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения.

Закон сохранения массы и энергий. Уравнение Эйнштейна. Дефект массы. Не существенность дефекта массы при протекании химической реакции.

Стехиометрия - система соотношений между количествами элементов, образующих соединения, и соотношений между количествами веществ, участвующих в химических реакциях. Основные законы стехиометрии. Закон постоянства состава Пруста. Законы кратных отношений Дальтона. Химический эквивалент, фактор эквивалентности. Закон эквивалентов. Методы определения эквивалентов. Эквиваленты различных веществ.

Атомно-молекулярное учение - основа современной химии. Развитие представлений о дискретном строении вещества.

Химическая метрология. Основные и производные единицы, измерения химии. Моль - единица измерения количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Экспериментальные методы определения атомных масс: а) как массы его молярного объема, б) на основании использования уравнения Менделеева-Клапейрона, в) по плотности одного газа по другому. Постоянная Авогадро, число Авогадро. Атом, молекула, простое вещество, сложное вещество, эмпирическая формула, структурная формула. Уравнение химической реакции. Коэффициенты в уравнениях химической реакции, индексы в химической формуле.

Размеры и массы атомов. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Современная система атомных масс. Количество вещества и количество вещества эквивалента.

Закон объемных отношений (Гей-Люссак). Закон Авогадро и следствия из закона Авогадро. Законы газового состояния (закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, уравнение Менделеева-Клапейрона, закон парциальных давлений Дальтона).

Относительная плотность одного газа по другому газу.

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Оксиды, пероксиды.

Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Соли.

Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов.

Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.

Кислоты: бескислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот.

Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли. Номенклатура солей.

## **Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Определение заряда электрона и массы электрона. Радиоактивность. Основные характеристики альфа-, бета- и гамма-лучей. Закон Мозли. Заряд ядра как основная характеристика атома. Опыт по рассеянию альфа-частиц (Гейгер и Марсден). Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Фотоны. Уравнение Планка.

Кванты. Теория строения атома по Бору. Постулаты Бора. Внутренняя противоречивость модели строения атома по Бору.

Корпускулярно-волновая двойственность частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Уравнение Шредингера. Волновая функция. Плотность вероятности и вероятность обнаружения электрона. Электронная орбиталь. Кривые радиального распределения.

Вероятность и нахождение электрона. Граничная поверхность. Узловая поверхность. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное квантовое число ( $n$ ). Орбитальное квантовое число ( $l$ ), магнитное квантовое число ( $m$ ), спиновое квантовое число. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь. Основное и возбужденное состояния. Емкость энергетического подуровня и энергетического уровня. Многоэлектронные атомы. Факторы, влияющие на энергию атомной орбитали. Эффект экранирования и проникновения. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского. Электронные формулы. Электронно-графические формулы.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение.

Первые попытки классификации химических элементов.

Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.

Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Периодическая таблица как форма периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ - семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства элементов.

Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Внутренняя и вторичная периодичность. Периодическая таблица и электронные аналоги. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.

### **Тема 3. Химическая связь**

Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Квантовомеханические методы ее трактовки. Приближенный характер этих методов. Метод валентных связей (ВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Кластерные соединения. Многоцентровые связи. Полярные связи и полярность молекулы в целом.

Дипольные моменты связи. Эффективный заряд атома в молекуле. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость. Ковалентность элементов 1, 2 и 3 периодов. Их максимальная ковалентность. Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар.

Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее длины. Поляризирующее действие воды.

Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Правило Фаянса. Ионный потенциал. Поляризирующее действие и поляризуемость. Влияние электронной конфигурации иона на силу поляризирующего действия. Дополнительный поляризационный эффект. Степень полярности или ионности связи.

Свойства веществ с ионным типом связи. Валентность, степень окисления и координационное число атомов соединений с различным типом связи.

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

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.

#### **Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие**

Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Истинная средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности.

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температур. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

#### **Тема 5. Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза**

Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность.

Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Гидратация ионов. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Различные типы диссоциации гидроксидов. Зависимость характера диссоциации от полярности связи в молекуле. Ступенчатая диссоциация

многоосновных гидроксидов. Основные представления протолитической теории кислот и оснований. Реакции в растворах электролитов. Направленность реакций в растворах электролитов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Гидролиз солей.

### **Тема 6. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы**

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях. Механизм возникновения электродного потенциала. Получение электрического тока в протекании химических реакций. Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Окислительно-восстановительный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. ЭДС и константа окислительно-восстановительных реакций.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Потенциал разложения, перенапряжение. Электрохимическая поляризация. Химические источники тока.

Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.

### **Тема 7. Комплексные соединения. Комплексообразование в аналитической химии**

Типы комплексных соединений, используемых в аналитической химии и их классификации.

Ступенчатое комплексообразование. Количественные характеристики комплексных соединений.

Факторы, влияющие на комплексообразование. Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений и ее значение в титриметрии. Свойства комплексных соединений, имеющие аналитическое значение. Влияние комплексообразования на растворимость соединений, кислотно-основное равновесие, окислительно-восстановительный потенциал систем, стабилизацию различных степеней окисления элементов. Способы повышения чувствительности и селективности анализа с использованием комплексных соединений. Примеры. Основные направления использования органических реагентов в химическом анализе.

Понятие о функционально-аналитических группах. Влияние их природы в молекуле реагента на его взаимодействие с неорганическими ионами. Основные типы соединений, образуемых с участием органических реагентов. Хелаты, внутрикомплексные соединения. Факторы, пределяющие устойчивость хелатов. Хелатный эффект. Важнейшие органические реагенты, применяемые в анализе для маскирования, разделения, обнаружения, определения ионов металлов.

### **Тема 8. Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп**

Общая характеристика III группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления

+3 и +1 в группе p-элементов III группы. Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты – производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты.

Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Амфотерность гидроксида. Аллюминаты, Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Углерод в отрицательных степенях окисления, карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды. Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика, свойства как лиганд. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные ианиды. Химические основы токсичности цианидов. Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение. Соединения углерода с галогенами и серой. Четыреххлористый углерод, фосген, фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами. Хлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца (II) ацетат, свинца (II) оксид). Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности азота. Молекула азота как лиганд. Соединения с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин. КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота и азиды. Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика.

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора в положительных степенях окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды: Стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута в положительных степенях окисления. Галиды и изменение их свойств в группе (азот - висмут). Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V); их КО и ОВ характеристики. Арсениты и

арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).

Кислород. Общая характеристика. Особенности электронной структуры молекулы кислорода. Молекула кислорода в качестве лиганда в оксигемоглобине. Озон, стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с кислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды). Водорода пероксид, его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения кислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристика, устойчивость. Соединения серы (IV) - оксид, хлорид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с йодом), катионами - комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства. Соединения серы (VI) - оксид, гексафторид, сульфонилхлорид, сульфурилхлорид, серная кислота и ее производные - сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Пиросерная кислота. Пероксодисерные кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы).

Особые свойства фтора электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, восстановителей. Способность фторидиона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связей, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства.

Общая характеристика металлов. Изменение свойств элементов ПА группы в сравнении с IA. Характеристики катионов. Ионы s-металлов в водных растворах; энергия гидратации ионов. Взаимодействие гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов; амфотерность гидроксида беррилия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты. Ионы щелочных и щелочноземельных металлов как Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексами этилендиамина тетраацетата).

Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов.

d-Элементы III группы. Общая характеристика, сходство и отличие от s-элементов II группы. f-Элементы как аналоги d-элементов III группы; сходство и отличие на примере церия. Химические основы применения церия (VI) сульфатов в количественном анализе.

d-Элементы IV и V, групп. Общая характеристика.

Хром. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию. Хром (II), кислотно-основная (КО) и окислительно-

восстановительная (ОВ) характеристики соединений. Хром (III), кислотно-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию. Соединения хрома (VI) - оксид и хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI). Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим на примере соединений хрома.

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию (карбонилы марганца). Марганец (II) и марганец (IV): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию. Марганец (IV) оксид,

кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH на ОВ свойства. Соединения Марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации. Соединения Марганца (VII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.

Общая характеристика элементов семейства железа. Железо. Химическая активность простого вещества, комплексообразованию. Соединения железа (II) и железа (III) - КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид- и тиоцианат- ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.

Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и кобальта (III), никеля (II); КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Никель и кобальт как микроэлементы.

Общая характеристика элементов семейства платины. Соединения меди (I) и меди (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики. Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами.

Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию.

Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества; КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов и химизм их действия.

Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.

Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию.

## **Тема 9. Основы количественного анализа.**

### **Гравиметрический и титриметрический анализ**

Сущность гравиметрического анализа. Виды осадков и способы их получения. Важнейшие операции гравиметрического анализа: взвешивание, осаждение, промывание, фильтрование, прокаливание осадка. Произведение растворимости. Оптимальные условия

анализа. Лабораторная посуда и оборудование для гравиметрического анализа. Вычисление результатов анализа. Преимущества и недостатки гравиметрического анализа

Основные сведения о титриметрическом анализе, особенности и преимущества этого анализа. Требования к реакциям. Точка эквивалентности и способы ее фиксации. Индикаторы. Классификация методов.

Способы выражения концентрации рабочего раствора Растворы с молярной концентрацией эквивалента, молярные растворы. Титр и титрованные растворы. Растворы с титром приготовленным и титром установленным.

Исходные вещества. Требования к исходным веществам. Понятие о поправочном коэффициенте. Стандарт-титр (фиксаналы). Прямое, обратное титрование и титрование заместителя. Вычисления в титриметрическом методе. Измерительная посуда: мерные колбы, пипетки, бюретки и другие.

### **Тема 10. Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач**

Классификация и номенклатура органических соединений. Понятие о функциональных группах. Основные классы органических соединений. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Электронная структура атома углерода в органических соединениях. Химические связи в органических соединениях. Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений, типы разрыва связи. Классификация органических реакций

### **Тема 11. Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения**

Гомологический ряд алканов. Номенклатура и изомерия. Конформации алканов. Радикалы алканов: строение и номенклатура. Способы получения (реакция Вюрца, получение из солей карбоновых кислот). Природные источники алканов. Переработка нефти. Тетраэдрическая конфигурация атома «С». Образование  $\sigma$ -связей. Зависимость физических свойств от строения. Реакции свободнорадикального замещения, цепные реакции, окисление алканов. Вазелин. Вазелиновое масло. Парафин.

Гомологический ряд, номенклатура алкенов. Структурная и пространственная изомерии. Природные источники. Способы получения - реакции элиминирования. Правило А.М. Зайцева. Строение этилена. Образование  $\sigma$  и  $\pi$ -связей. Физические свойства. Химические свойства. Реакции присоединения: гидрирования, гидрогалогенирования, гидратации, галогенирования. Реакция окисления Вагнера. Современная трактовка правила В.В. Марковникова. Механизм реакции присоединения. Понятие о полимерах и их применение в медицине. Применение этилена. Строение, химические свойства малых и больших циклов. Конформационная изомерия.

Гомологический ряд, номенклатура, изомерия. Строение ацетилена. Образование  $\sigma$  и  $\pi$ -связей. Величины: энергия и длина двойной связи. Способы получения. Физические свойства. Химические свойства алкинов. Реакции электрофильного присоединения: галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации. Реакции окисления, восстановления. Кислотные свойства алкинов. Применение ацетилена в народном хозяйстве и органическом синтезе. Влияние кратной связи на физиологическую активность соединений.

Классификация диеновых углеводородов. Понятие о сопряжении. Строение диеновых углеводородов с сопряженными связями (бутадиен-1,3) и их свойства. Реакции 1,2-1,4-присоединения. Реакции полимеризации. Общие понятия о высокомолекулярных соединениях: мономер, структурное звено, полимер; каучук. Применение каучуков в народном хозяйстве и медицине.

Сравнительная характеристика алифатических углеводородов. Строение. Механизмы реакций. Химические свойства. Качественные реакции на углеводороды.

**Тема 12. Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений**

Классификация, номенклатура и изомерия аренов. Природные источники аренов. Строение бензола, признаки ароматичности, правило Хюккеля. Реакции электрофильного замещения  $S_E$  как основной тип реакций аренов. Электроно-донорные (I рода) и электроно-акцепторные (II рода) заместители, их направляющее действие в реакциях  $S_E$ . Реакции окисления и восстановления. Реакции в боковой цепи. Применение бензола, толуола, нафталина, антрацена, фенантрена в синтезе лекарственных препаратов.

**Тема 13. Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения**

Классификация. Номенклатура: радикало-функциональная и заместительная. Способы получения. Зависимость физических свойств от строения углеводородного радикала и галогена. Химические свойства галогеналканов. Реакции нуклеофильного замещения: гидролиз, аммонолиз, взаимодействие с солями циановодородной кислоты. Реакции элимирования. Реакции ароматических галогенопроизводных. Хлор-этан. Хлороформ. Йодоформ. Фторотан. Их физиологическое действие и применение в медицине.

**Тема 14. Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств**

Классификация спиртов. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов. Радикало-функциональная и заместительная номенклатуры спиртов. Способы получения одноатомных спиртов. Межмолекулярная водородная связь, ее влияние на физические свойства спиртов. Химические свойства: кислотно-основные, реакции нуклеофильного замещения, дегидратации, окисления, восстановления. Сравнительная характеристика свойств одноатомных и многоатомных (3-х атомных) спиртов. Этанол, глицерин. Физиологическое действие -ОН группы. Строение, химические свойства простых эфиров. Диэтиловый эфир, димедрол.

Классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства фенолов одноатомных в сопоставлении со спиртами. Кислотные свойства. Реакции нуклеофильного замещения, взаимодействие с галогенопроизводными. Реакции электрофильного замещения в ароматическом ядре: галогенирование, нитрование, сульфирование. Окисление фенолов. Качественные реакции на фенолы. Фенол. Резорцин. Адреналин. Применение в медицине. Трехатомные фенолы. Охрана окружающей среды от воздействия промышленных отходов, содержащих фенол.

**Тема 15. Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции**

Электронное строение оксогруппы. Номенклатура, способы получения альдегидов. Реакции нуклеофильного присоединения: гидрирование, гидратация, присоединение спирта, аминов, цианидов, гидросульфита натрия. Окисление, восстановление альдегидов. Полимеризация и конденсация. Реакции с участием углеводородного радикала. Формальдегид. Гексаметилентетрамин. Кетоны. Применение альдегидов, кетонов.

**Тема 16. Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия**

Классификация, номенклатура, способы получения монокарбоновых кислот и их функциональных производных. Строение карбоксильной группы. Химические свойства: кислотность, реакция этерификации, образование галогенангидридов, амидов кислот. Реакции с участием радикалов монокарбоновых кислот. Муравьиная кислота. Уксусная

кислота. Бензойная кислота. Физические свойства. Применение муравьиной, уксусной, бензойной кислот.

Способы получения солей. Синтезы органических соединений на основе натриевых и кальциевых солей карбоновых кислот.

Амиды кислот. Амиды угольной кислоты. Номенклатура. Получение. Химические свойства. Образование солей, гидролиз мочевины. Образование биурета. Понятие об уреидах.

Номенклатура сложных эфиров. Реакция этерификации. Кислотный и щелочной гидролиз сложных эфиров. Нитроглицерин. Применение.

Классификация гидроксикислот и двухосновных кислот. Номенклатура. Оптическая активность, изомерия. Энантиомеры. Диастереомеры. Рацематы. Мезоформы. Химические свойства их как бифункциональных соединений. Отношение к нагреванию  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ -гидроксикислот. Молочная кислота, ее соли. Винная кислота. Сегнетова соль. Лимонная кислота. Цитрат и гидроцитрат натрия. Специфические свойства двухосновных кислот. Щавелевая и малоновая кислоты. Кислоты ароматического ряда. Салициловая кислота и ее производные.

### **Тема 17. Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность**

Биологическая роль углеводов. Классификация. Номенклатура. Строение. Кольчато-цепная таутомерия. Оптическая изомерия моносахаридов. Формулы Фишера и Хеуорса. Химические свойства моносахаридов. Реакции открытой и циклической форм. Гликозиды. Их свойства, распространение в природе, применение в медицине. Дисахариды: сахароза, лактоза. Гидролиз. Полисахариды: крахмал. Строение. Гидролиз крахмала.

### **Тема 18. Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты**

Классификация аминов. Номенклатура. Способы получения. Физические свойства. Взаимное влияние атомов в аминах. Химические свойства, общие и отличительные реакции алифатических и ароматических аминов. Основность. Анилин. Сульфаниловая кислота и ее амиды. Синтез сульфаниламидных препаратов. Применение сульфаниламидных препаратов. Реакции diazotирования аминов. Строение и свойства diaзосоединений. Реакция азосочетания. Азокрасители и индикаторы. Понятие о хромофорах и аукохромах.

Классификация аминокислот. Номенклатура. Строение. Химические свойства: реакции карбоксильной группы, реакции за счет аминогруппы. Отношение к нагреванию  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ -аминокислот. Пептидная связь. Медико-биологическое значение аминокислот. Глютаминовая кислота. Парааминобензойная кислота. Анестезин. Применение в медицине.

Классификация. Номенклатура. Ароматический характер важнейших гетероциклических систем (пиррол, пиридин, пиримидин, пурин). Электронное строение пиррольного и пиридинового атома азота. Химические свойства: кислотно-основные, реакции электрофильного замещения, восстановления. Фуран, тиофен, пиррол, diaзолы. Фурацилин. Антипирин. Анальгин. Шестичленные гетероциклы. Пиридин, пиримидин. Алкалоиды группы пурина. Барбитуровая кислота и ее производные. Понятие о пуриновых и пиримидиновых основаниях. Нуклеиновые кислоты.

Классификация. Строение белков. Свойства белков. Качественные реакции на белки. Биологическое значение белков. Применение в медицине.

Витамины группы А, В, С. Специфичность действия витаминов. Значение ферментов.

Биологически активные добавки (БАВ) в лекарственных растениях. Применение БАВ в жизнедеятельности человеческого организма. Рациональное питание. Фармпрепараты. Происхождение и значение для фармации.

### **Тема 19. Основы термодинамики. Термодинамика растворов**

Основные понятия химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Понятия внутренней энергии, работы, теплоты и теплоемкости термодинамической системы. Расчет работы, теплоты и изменения внутренней энергии. Термохимия. Теплота реакции (тепловой эффект). Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгофа. Второе начало термодинамики. Свойства энтропии. Статистическое толкование энтропии и II закона термодинамики. Третий закон термодинамики (постулат Планка). Расчет изменения энтропии при различных процессах. Термодинамические функции. Свободная энергия Гиббса и Гельмгольца. Химический потенциал и общие условия равновесия систем. Общая характеристика растворов. Термодинамические условия образования идеальных растворов. Закон Рауля. Понижение температуры замерзания растворов. Повышение температуры кипения растворов. Осмос и осмотическое давление. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей.

Процесс растворения и применение к нему принципа минимума свободной энергии. Классификация растворов, их строение. Сольватная теория образования растворов Д.И.Менделеева. Термодинамика растворения.

Осмотическое давление в растворах неэлектролитов и электролитов. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

### **Тема 20. Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие**

Закон действующих масс. Признаки химического равновесия. Способы выражения константы равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Термодинамическая теория химического сродства. Смещение химического равновесия.

Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации. Порядок и молекулярность реакции. Формальная кинетика реакций различных порядков. Зависимость скорости реакции от температуры. Общие закономерности катализа. Классификация катализа. Основные параметры катализаторов. Активные центры катализаторов. Структурные и энергетические факторы в катализе. Актуальные направления развития каталитической химии.

### **Тема 21. Электрохимия**

Взаимное превращение химической и электрической энергии. Проводники электрического тока первого и второго рода. Электродные процессы и электродный потенциал. Формула Нернста. Электроды. Примеры электродов. Стандартный равновесный потенциал электрода. Электрохимический ряд напряжений.

Гальванические элементы. Механизм возникновения электрического тока в них.

ЭДС гальванического элемента. Типы гальванических элементов, их особенности.

Термодинамика поверхностных явлений. Поверхностное натяжение. Адгезия, смачивание и растекание. Дисперсные системы. Свойства дисперсных систем. Устойчивость дисперсных систем. Система с жидкой и газообразной дисперсионной средой. Система с жидкой и газообразной дисперсионной средой. Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС). Студнеобразование в коллоидных растворах. Гели и студни.

## **5. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

### **5.1. Указания по организации и проведению лекционных и лабораторных занятий с перечнем учебно-методического обеспечения.**

На лекционные занятия отводятся 2 часа. Лабораторные занятия проводятся в объеме 4 часов. В течение семестра студенты выполняют контрольные работы. Возможен тестовый контроль.

Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Общая, неорганическая и органическая химия [Электронный ресурс] / Бабков А. В., Попков В. А. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429785.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Основы органической химии [Электронный ресурс] / Юровская М.А. - М. : БИНОМ, 2012. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996311347.html> (ЭБС «Консультант студента»)

## 5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины.

**Таблица 4. Содержание самостоятельной работы обучающихся**

<i>Номер раздела (темы)</i>	<i>Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Формы работы</i>
1	<p>Понятие о химическом элементе. Простые и сложные вещества. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения.</p> <p>Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Оксиды, галогениды, нитриды и др. Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Соли.</p>	6	Устный опрос
2	<p>Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Первые попытки классификации химических элементов.</p> <p>Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами.</p>	6	Тестовый контроль
3	<p>Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.</p> <p>Валентность, степень окисления и координационное число атомов соединений с различным типом связи. Водородная связь. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.</p>	6	Контрольная работа 1 Тестовый контроль

4	Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, понятие об ингибиторах. Использование катализаторов в промышленности. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.	6	Устный опрос
5	Энергетика и направление протекания химических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия веществ. Стандартные условия. Тепловой эффект химических реакций при постоянном давлении и при постоянном объеме. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Закон Гесса. Энтропия. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов. Термохимические расчеты.	10	Тестовый контроль
6	Растворы. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность. Реакции в растворах электролитов. Направленность реакций в растворах электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Взаимосвязь между степенью и константой ионизации слабых электролитов. Закон разбавления В. Оствальда. Методика вычислений с использованием степени и константы ионизации. Произведение растворимости. Методика вычисления растворимости веществ по величине произведения растворимости.	10	Тестовый контроль
7	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Направление окислительно-восстановительных реакций.	10	Контрольная работа 2 Тестовый контроль

8	<p>Галогены, халькогены, пниктогены (неметаллы VII, VI, V групп). Общая характеристика элементов.</p> <p>Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов (атомные радиусы, энергия ионизации и энергия сродства к электрону). Валентные возможности атомов. Сравнительная характеристика свойств простых веществ.</p> <p>Водородные соединения: структура, характер связей, физические и химические свойства. Кислородные соединения: структура, характер связей, физические и химические свойства. Основные закономерности в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.</p> <p>Сравнение физических и химических свойств простых веществ металлов главных и побочных подгрупп.</p> <p>Кислородные соединения, зависимость их свойств от степени окисления атомов. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств.</p>	12	Тестовый контроль
9	<p>Предмет и методы количественного анализа. Основные разделы количественного анализа.</p> <p>Сущность гравиметрического анализа. Осадки кристаллические и аморфные. Чистота осадков.</p> <p>Адсорбция и окклюзия как причины загрязнения осадков.</p>	10	Устный опрос
10	<p>Химические связи в органических соединениях. Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений, типы разрыва связи. Классификация органических реакций</p>	6	Тестовый контроль
11	<p>Конформации алканов. Способы получения (реакция Вюрца, получение из солей карбоновых кислот). Природные источники алканов. Переработка нефти. Вазелин. Вазелиновое масло. Парафин. Природные источники полимеров. Понятие о полимерах и их применение в медицине. Строение, химические свойства малых и больших циклов. Общие понятия о высокомолекулярных соединениях: мономер, структурное звено, полимер. Каучук.</p>	10	Тестовый контроль
12	<p>Строение бензола, признаки ароматичности, правило Хюккеля. Реакции электрофильного замещения <math>S_E</math> как основной тип реакций аренов. Электроно-донорные (I рода) и электроно-акцепторные (II рода) заместители, их направляющее действие в реакциях <math>S_E</math>. Реакции окисления и восстановления. Реакции в боковой цепи.</p>	10	Контрольная работа 3

13	Зависимость физических свойств от строения углеводородного радикала и галогена. Хлор-этан. Хлороформ. Йодоформ. Фторотан. Их физиологическое действие и применение в медицине.	6	Тестовый контроль
14	Межмолекулярная водородная связь, ее влияние на физические свойства спиртов. Сравнительная характеристика свойств одноатомных и многоатомных (3-х атомных) спиртов. Этанол, глицерин. Физиологическое действие -ОН группы. Строение, химические свойства простых эфиров. Диэтиловый эфир, димедрол. Кислотные свойства фенолов. Фенол. Резорцин. Адреналин. Трехатомные фенолы.	6	Устный опрос
15	Электронное строение оксогруппы. Реакции нуклеофильного присоединения: гидрирование, гидратация, присоединение спирта, аминов, цианидов, гидросульфита натрия. Окисление, восстановление альдегидов. Полимеризация и конденсация. Реакции с участием углеводородного радикала.	6	Тестовый контроль
16	Муравьиная кислота. Уксусная кислота. Бензойная кислота. Способы получения солей. Синтезы органических соединений на основе натриевых и кальциевых солей карбоновых кислот. Амиды кислот. Амиды угольной кислоты. Образование солей, гидролиз мочевины. Образование биурета. Понятие об уреидах. Молочная кислота, ее соли. Винная кислота. Сегнетова соль. Лимонная кислота. Цитрат и гидроцитрат натрия. Специфические свойства двухосновных кислот. Щавелевая и малоновая кислоты. Кислоты ароматического ряда. Салициловая кислота и ее производные.	10	Контрольная работа 5
17	Кольчато-цепная таутомерия. Оптическая изомерия моносахаридов. Формулы Фишера и Хеуорса. Реакции открытой и циклической форм. Дисахариды: сахароза, лактоза. Гидролиз. Полисахариды: крахмал. Строение. Гидролиз крахмала.	10	Тестовый контроль
18	Анилин. Сульфаниловая кислота и ее амиды. Синтез сульфаниламидных препаратов. Применение сульфаниламидных препаратов. Реакции diazotирования аминов. Строение и свойства diaзосоединений. Реакция азосочетания. Азокрасители и индикаторы. Понятие о хромофорах и ауксохромах. Фуран, тиофен, пиррол, diaзолы. Фурацилин. Антипирин. Анальгин. Шестичленные гетероциклы. Пиридин, пиримидин. Алкалоиды группы пурина. Барбитуровая кислота и ее производные. Нуклеиновые кислоты.	20	Устный опрос

19	Изменение термодинамических потенциалов как критерий направленности процесса в закрытых системах. Химическое сродство. Уравнение максимальной работы (Гиббса – Гельмгольца). Понятие о химическом потенциале. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Влияние давления на температуру фазового перехода (уравнение Клаузиуса – Клапейрона). Понятие о двухкомпонентных системах.	16	Устный опрос
20	Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход. Фотосинтез. Катализ. Общие принципы катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ. Понятие о диаграмме состояния "раствор-пар". Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка двойных жидких смесей. Ректификация. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ (2-й закон Рауля). Осмотическое давление растворов. Принцип Вант-Гоффа. Изотонические, гипотонические и гипертонические растворы.	10	Тестовый контроль
21	Химические и концентрационные гальванические элементы. Диффузионный потенциал. Электроды 1-го и 2-го рода, окислительно-восстановительные электроды. Измерение ЭДС. Электроды сравнения и определение электродных потенциалов. Индикаторные электроды; потенциометрическое определение рН растворов.	10	Тестовый контроль

### 5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно.

#### Темы рефератов

1. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс.
2. Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.
3. Основные положения теории электролитической диссоциации.
4. Растворы. Физико-химические свойства разбавленных растворов.
5. Химическое равновесие.
6. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции.
7. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем.
8. Развитие представлений о сущности химической связи.
9. Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе.
10. Современные представления о строении атома.
11. Классификация и номенклатура неорганических соединений.
12. Основные понятия и законы химии.
13. Способы получения неметаллов.
14. Способы получения металлов главных подгрупп.
15. Способы получения металлов побочных подгрупп.

#### *Методические рекомендации к решению задач*

**Задача 1.** При 25 °С и давлении 99,3 кПа (745 мм рт. ст.) некоторое количество газа занимает объем 152 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0 °С и давлении 101,33 кПа.

**Решение:**

$$P \cdot V / T = P_0 \cdot V_0 / T_0$$

Подставляя данные задачи в уравнение, получаем:

$$V_0 = PVT_0 / P_0T = 99,3 \cdot 152 \cdot 273 / (101,33 \cdot 298) = 136,5 \text{ мл}$$

**Задача 2.** Сколько граммов нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 200 мл 0,1 М раствора  $\text{NaNO}_3$

**Решение:**

1. Вычислить относительную молярную массу  $\text{NaNO}_3$

$$M(\text{NaNO}_3) = 23 + 14 + 16 \cdot 3 = 85 \text{ г/моль}$$

2. Вычислить массу  $\text{NaNO}_3$

$$C(\text{NaNO}_3) = m(\text{NaNO}_3) / (M(\text{NaNO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}})$$

$$m(\text{NaNO}_3) = C \cdot M \cdot V = 0,1 \cdot 85 \cdot 0,2 = 1,7 \text{ г.}$$

**Задача 3.** Нормальная концентрация раствора  $\text{KNO}_3$  равна 0,2 моль/л. Найти процентную концентрацию раствора  $\text{KNO}_3$  и молярную концентрацию раствора  $\text{KNO}_3$ . Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

**Решение:**

Найдем молярную массу и молярную массу эквивалента  $\text{KNO}_3$ .

В данном случае, они совпадают.

$$M(\text{KNO}_3) = 39 + 14 + (16 \times 3) = 101 \text{ г/моль}$$

Найдем массу  $\text{KNO}_3$ , содержащуюся в его 0,2 н. растворе:

1 н раствор  $\text{KNO}_3$  содержит –  $M_3(\text{KNO}_3)$  в 1000 мл

Т.е. 1 н – 101 г

0,2 н. – x г

$$x = 20,2 \text{ г}$$

Теперь вычислим молярную концентрацию

1 М раствор  $\text{KNO}_3$  содержит –  $M(\text{KNO}_3)$  в 1000 мл

Т.е. 1 М – 101 г

x – 20,2 г

$$x = 0,2 \text{ моль/л}$$

Таким образом,  $C_n = C_m = 0,2 \text{ моль/л}$

Далее находим массовую долю растворенного вещества в % (процентную концентрацию).

Сначала необходимо рассчитать массу раствора объемом 1000 мл.

$$m = \rho \times V = 1 \times 1000 = 1000 \text{ г}$$

тогда, решая пропорцию, находим:

20,2 г  $\text{KNO}_3$  содержится – в 1000 г раствора

x г – в 100 г раствора

$$x = 2,02 \text{ г}$$

$$\omega = 2,02\%$$

**Задача 4.** При сжигании 1,3 г вещества образуется 4,4 г оксида углерода (IV) и 0,9 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду 39. Выведите молекулярную формулу вещества.

**Решение:**

Для газообразных веществ:  $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$

$$\rho = \frac{M}{V_m}; v = \frac{V}{V_m}; v = \frac{m}{M}$$

Предполагаемая формула:  $C_xH_yO_z$

Соотношение атомных факторов:

$$X : Y : Z = \frac{m(C)}{A(C)} : \frac{m(H)}{A(H)} : \frac{m(O)}{A(O)}$$

$$1) v(CO_2) = 4,4/44 = 0,1 \text{ моль};$$

$$v(C) = v(CO_2) = 0,1 \text{ моль}; m(C) = 0,1 \cdot 12 = 1,2 \text{ г}$$

$$2) v(H) = 2v(H_2O) = 2 \cdot 0,9/18 = 0,1 \text{ моль}$$

$$m(H) = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ г}; m(C) + m(H) = 1,3 \text{ г}$$

3) Определим соотношение атомных факторов:  $v(C) : v(H)$

$$v(C) : v(H) = 0,1 : 0,1 = 1 : 1$$

$M_r(CH) = 13$ ; CH – простейшая формула;

$$M_r(C_xH_y) = D_{H_2} \cdot M_r(H_2) = 39 \cdot 2 = 78;$$

$$n = 78/13 = 6, \text{ отсюда: } C_6H_6 \text{ бензол}$$

**Задача 5.** Продукты полного сгорания 4,48 л сероводорода (н.у.) в избытке кислорода поглощены 57,4 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия (плотностью 1,22 г/мл). Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе и массу осадка, который выделится при обработке этого раствора избытком гидроксида кальция.

**Решение.**



$$1. \text{ Определение массы раствора: } m_{p-ра} = V \cdot \rho = 57,4 \cdot 1,22 = 70 \text{ г}$$

2. Определение массы растворенного вещества

$$m_{p.в.}(NaOH) = m_{p-ра}(NaOH) \cdot \omega = 70 \cdot 0,2 = 14 \text{ г}$$

3. Определение избытка – недостатка по ур. р. (1), (2), (3)

$$v(H_2S) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}; v(H_2S) = v(SO_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$v(NaOH) = \frac{14}{40} = 0,35 \text{ моль}; \text{ по ур. р. (2) } v(SO_2) = v(NaOH); \text{ получается } 0,2 \text{ моль } NaHSO_3 \text{ и}$$

остается  $0,35 - 0,2 = 0,15$  моль  $Na_2SO_3$ , поэтому идет реакция (3)

$NaHSO_3$  в избытке 0,05 моль и образуется 0,15 моль  $Na_2SO_3$

4. Определение массы растворенных веществ

$$m_{p.в.}(NaHSO_3) = 0,05 \cdot 104 = 5,2 \text{ г}; m_{p.в.}(Na_2SO_3) = 0,15 \cdot 126 = 18,9 \text{ г}$$

$$5. \text{ Определение массы раствора: } m_{p-ра} = m_{p-ра}(NaOH) + m(SO_2) = 70 + 0,2 \cdot 64 = 82,8 \text{ г}$$

6. Определение массовой доли растворенных веществ

$$\omega(Na_2SO_3) = \frac{18,9}{82,8} \cdot 100\% = 22,8\%$$

$$\omega(NaHSO_3) = \frac{5,2}{82,8} \cdot 100\% = 6,28\%$$

7. Определение осадка по ур. р. (4)

$$v(Na_2SO_3) = v(CaSO_3) = 0,15 \text{ моль}$$

$$m(CaSO_3) = 0,15 \cdot 120 = 18 \text{ г}$$

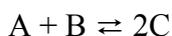
**Задача 6.** Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После установления равновесия  $A + B = 2C$  в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия.

Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.

**Решение.**

1. Определение равновесных концентраций веществ А и В.

$$\Delta v(C) = [C] - v_0(C) = 5 - 3 = 2 \text{ моль}$$



По уравнению реакции:

$$v_{\text{прореагир.}}(A) = v_{\text{прореаг.}}(B) = 1 \text{ моль}$$

$$\text{Тогда } [A] = [B] = v_0 - v_{\text{прореаг}} = 3 - 1 = 2 \text{ моль}$$

2. Расчет константы равновесия.

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$$

3. Определение новых равновесных концентраций.

В результате реакции расходуется  $x$  моль вещества А и В, образуется  $2x$  моль вещества С.

Тогда

$$[C] = v_0(C) + v_{\text{образов.}}(C) = 1 + 2x \text{ моль}$$

$$[B] = v_0(B) - v_{\text{прореаг.}}(B) = 2 - x \text{ моль.}$$

$$[A] = v_0(A) - v_{\text{прореаг.}}(A) = 3 - x \text{ моль}$$

4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций.

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(1+2x)^2}{(3-x)(2-x)} = 6,25$$

$$1+4x+4x^2 = 6,25(6-5x+x^2)$$

$$1+4x+4x^2 = 37,5-31,25x+6,25x^2$$

$$2,25x^2-35,25x+36,5=0$$

$$D = (-35,25)^2 - (-4) \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$$

$$x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$$

$$[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23 \text{ моль}$$

$$[A] = 3 - 1,115 = 1,885 \text{ моль}$$

$$[B] = 2 - 1,115 = 0,885 \text{ моль}$$

5. Расчет мольных долей.

Общее количество моль в смеси равно  $3 + 2 + 1 = 6$  моль или

$$3,23 + 1,885 + 0,885 = 6 \text{ моль}$$

$$\varphi(A) = \frac{1,885}{6} 100\% = 31,42\%$$

$$\varphi(B) = \frac{0,885}{6} 100\% = 14,75\%$$

$$\varphi(C) = \frac{3,23}{6} 100\% = 53,83\%$$

**Задача 7.** Кобальтовую пластинку массой 15,9 г опустили в 333,5 г 20%-ного раствора нитрата железа (III). После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля нитрата железа (III) стала равной массовой доле соли кобальта (II). Определите массу пластинки после того, как ее вынули из раствора.

**Решение.**



Пусть в реакцию вступило  $x$  моль Co, тогда в растворе образовалось  $x$  моль  $Co(NO_3)_2$  массой  $183x$  г.

Масса оставшегося в растворе нитрата железа (III):

$$m(Fe(NO_3)_3) = 333,5 \cdot 0,2 - 2x \cdot 242 = 66,7 - 484x \text{ г. По условию}$$

$$183x = 66,7 - 484x$$

$$x = 0,1.$$

Масса пластинки после окончания реакции равна:

$$m(\text{Co}) = 15,9 - 0,1 \cdot 59 = 10,0$$

**Задача 8.** Какие соли и в каком количестве образуются, если к 100 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты прилить 200 г 3,2%-ного раствора гидроксида натрия.

**Решение :**

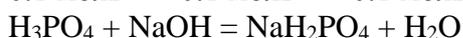
Определение количества вещества NaOH и H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>:

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0,16 \text{ моль}$$

Подбор соответствующего уравнения реакции:

$$0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> в недостатке, следовательно расчет ведем по  $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)$ .

Анализ уравнения: 2 балла

$$\nu(\text{NaOH})_{\text{прореагировавшего}} = 0,1 \text{ моль}$$

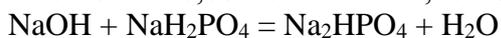
$$\nu(\text{NaOH})_{\text{оставшегося}} = 0,16 - 0,1 = 0,06 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,1 \text{ моль}$$

Вывод о ходе продолжения реакции:

Т.к NaOH в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше:

$$0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

Теперь  $\nu(\text{NaOH})$  в недостатке, и расчет ведем по нему.

Анализ второго уравнения:

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{прореагировавшего}} = 0,06 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{оставшегося}} = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,06 \text{ моль}$$

Расчеты массы солей:

В растворе присутствуют две соли: NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>.

$$m = M\nu$$

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52 \text{ г}$$

**Задача 9.** При некоторой температуре равновесные концентрации в системе N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> = 2NO<sub>2</sub> равны: C(N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) = 0,02 моль/л и C(NO<sub>2</sub>) = 0,03 моль/л. Вычислите равновесные концентрации после смещения равновесия в результате увеличения давления в три раза.

**Решение.**

Расчет константы равновесия:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,03^2}{0,02} = 0,045$$

Определение концентраций веществ при увеличении давления:

$$C(\text{NO}_2) = 0,03 \cdot 3 = 0,09 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,02 \cdot 3 = 0,06 \text{ моль/л}$$

Определение направления смещения равновесия:

Химическое равновесие смещается в сторону обратной реакции.

Определение новых равновесных концентраций:

$$[\text{NO}_2] = 0,090 - x$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,06 + 0,5x$$

Расчет новых равновесных концентраций:

$$0,045 = \frac{(0,09 - x)^2}{0,06 + 0,5x}$$

$$0,0027 + 0,0225x = 0,0081 - 0,18x + x^2$$

$$x^2 - 0,2025x + 0,0054 = 0$$

$$x = 0,032$$

$$[\text{NO}_2] = 0,09 - 0,032 = 0,058 \text{ моль/л}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,06 + 0,5 \cdot 0,032 = 0,076 \text{ моль/л}$$

## 6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

### 6.1. Образовательные технологии

В процессе изучения курса «Химия» используются следующие образовательные технологии на лекциях

- *обзорная лекция* не краткий конспект, а систематизация знаний на более высоком уровне. Психология обучения показывает, что материал, изложенный системно, лучше запоминается, допускает большее число ассоциативных связей. В обзорной лекции следует рассмотреть также особо трудные вопросы экзаменационных билетов.

- *групповая технология*. Варианты применения обучения в сотрудничестве: одно задание на группу, с последующим рассмотрением заданий каждой группой; совместное выполнение практической работы (в парах), в том числе лабораторных работ.

Название образовательной технологии	Темы, разделы дисциплины	Краткое описание применяемой технологии
Проблемная (интерактивная) лекция (1 час)	Строение атома. Современные представления о строении атома.	<b>1. Мотивационный этап</b> Создание ситуации, в которой возникает желание изучать теории строения атома. Накопленные экспериментальные данные: явление радиоактивности, электролиза, открытие электрона и др. дали толчок к экспериментальному обоснованию сложности строения атома и разработке моделей строения атома <b>2. Разработка способа решения проблемы</b> В течение 5 минут будут анализировать достоинства и недостатки существующих моделей и теорий строения атома. <b>3. Реализация найденного решения</b>

		<p>В результате у студентов будет сформирован комплекс новых знаний по изучению строения атома.</p> <p><b>4. Контрольно-корректировочный этап</b></p> <p>Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия.</p>
Проблемная лекция (1 час)	Растворы. Закон действия масс, гомогенные процессы и процессы гидролиза	<p><b>1. Мотивационный этап.</b></p> <p>Создание проблемной ситуации при рассмотрении эксперимента по растворимости солей различного состава. Известно, что растворимость соединений при разбавлении возрастает, но при растворении солей некоторых типов при добавлении воды наблюдается выпадение осадка.</p> <p><b>2. Разработка способа решения проблемы</b></p> <p>Конкретизация процессов, происходящих при растворении вещества. Выдвижение гипотез для их решения. Подведение к новым противоречиям в процессах растворения вещества. формулировка определения процесса гидролиза, выяснение особенностей протекания процесса гидролиза, определения среды в растворах гидролизующихся солей разного типа, выяснение условий усиления и подавления гидролиза.</p> <p><b>3. Реализация найденного решения.</b></p> <p>В результате рассмотрения процесса гидролиза у студентов будет сформированы представления о процессе гидролиза солей разного типа, выявлены условия усиления и подавления гидролиза. и получены навыки в расчете pH раствора.</p> <p><b>4. Контрольно-корректировочный этап.</b></p> <p>Подведение итогов работы со студентами. Проведение тестирования студентов.</p> <p><b>3. Дидактические средства</b></p> <p>Демонстрационный эксперимент, ноутбук, тестовые задания</p>
Семинарское занятие	Растворы. Закон	<b>1. Мотивационный этап.</b>

<p>Сформулировать– поделиться–создать – проверить (1 час)</p>	<p>действия масс, гомогенные процессы и процессы гидролиза</p>	<p>Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (механизм диссоциации, степень и константа диссоциации, активная концентрация, водородный показатель, гидролиз солей, степень и константа гидролиза) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач и упражнений.</p> <p><b>2. Содержание занятия.</b></p> <p>Первый этап – сформулировать. Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы.</p> <p>Второй этап – поделиться. Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, исправляя и поясняя их друг другу.</p> <p>Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм определения механизма диссоциации, степени и константы диссоциации, активной концентрации, водородного показателя, гидролиза солей, степени и константы гидролиза с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи.</p> <p>Четвертый этап – проверить. Работает вся группа. Несколько пар представляют свои отчеты на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения.</p> <p><b>3. Дидактические средства.</b> Карточки с упражнениями и задачами, тестовые задания</p> <p><b>4. Контрольно-корректировочный этап.</b> Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов.</p>
---	--	--

## 6.2. Информационные технологии

Интернет-ресурсы [www.asu.edu.ru](http://www.asu.edu.ru) (представлены учебно-методические материалы для усвоения студентами курса).

Для оперативной связи со студентами предполагается возможность использования электронной почты преподавателя.

Использование виртуальной обучающей среды (или системы управления обучением LMS Moodle) или иных информационных систем, сервисов и мессенджеров]

### 6.3. Перечень лицензионного программного обеспечения и информационных справочных систем

- лицензионное программное обеспечение:

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
Moodle	Образовательный портал ФГБОУ ВО «АГУ»
Mozilla FireFox	Браузер
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
7-zip	Архиватор
Microsoft Windows 7 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
VLC Player	Медиапроигрыватель
WinDjView	Программа для просмотра файлов в формате DJV и DjVu

- современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы:

1. Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем». <https://library.asu.edu.ru>
2. Электронный каталог «Научные журналы АГУ»: <http://journal.asu.edu.ru/>
3. Универсальная справочно-информационная полнотекстовая база данных периодических изданий ООО "ИВИС". <http://dlib.eastview.com> Имя пользователя: AstrGU  
Пароль: AstrGU
4. [Электронно-библиотечная](http://elibrary.ru) система elibrary. <http://elibrary.ru>
5. Корпоративный проект Ассоциации региональных библиотечных консорциумов (АРБИКОН) «Межрегиональная аналитическая роспись статей» (МАРС) - сводная база данных, содержащая полную аналитическую роспись 1800 названий журналов по разным отраслям знаний. Участники проекта предоставляют друг другу электронные копии отсканированных статей из книг, сборников, журналов, содержащихся в фондах их библиотек. <http://mars.arbicon.ru>

- перечень электронно-библиотечных систем (ЭБС):

1. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu.edu.ru> Учетная запись образовательного портала АГУ

2. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог в настоящее время содержит около 15000 наименований.

3. [www.studentlibrary.ru](http://www.studentlibrary.ru). Регистрация с компьютеров АГУ

4. Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги». [www.biblio-online.ru](http://www.biblio-online.ru)

5. Электронная библиотечная система IPRbooks. [www.iprbookshop.ru](http://www.iprbookshop.ru)

## 7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

### 7.1. Паспорт фонда оценочных средств.

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) «Химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным освоением дисциплин (модулей) и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины (модуля) – последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов, тем.

**Таблица 5. Соответствие изучаемых разделов, результатов обучения и оценочных средств**

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины*	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	ОПК-1	Устный опрос
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	ОПК-1	Тестовый контроль
3	Химическая связь.	ОПК-1	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-1	Устный опрос
5	Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза	ОПК-1	Тестовый контроль
6	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы	ОПК-1	Тестовый контроль
7	Комплексные соединения. Комплексообразование в аналитической химии	ОПК-1	Контрольная работа 2 Тестовый контроль

8	Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.	ОПК-1	Тестовый контроль
9	Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	ОПК-1	Устный опрос
10	Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач	ОПК-1	Тестовый контроль
11	Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения	ОПК-1	Тестовый контроль
12	Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений	ОПК-1	Контрольная работа 3
13	Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения	ОПК-1	Тестовый контроль
14	Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств	ОПК-1	Устный опрос
15	Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции	ОПК-1	Тестовый контроль
16	Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия	ОПК-1	Контрольная работа 5
17	Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность	ОПК-1	Тестовый контроль
18	Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	ОПК-1	Устный опрос
19	Основы термодинамики. Термодинамика растворов.	ОПК-1	Устный опрос

20	Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	ОПК-1	Тестовый контроль
21	Электрохимия.	ОПК-1	Тестовый контроль

**7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания приведены в таблице 6.**

**Таблица 6**  
**Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний**

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументировано отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении примеров и формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

**Таблица 7**  
**Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений**

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы
4 «хорошо»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует отдельные, несистематизированные навыки, не способен применить знание теоретического материала при выполнении заданий, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание при подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задание

**7.3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности**

## **Вопросы для самоподготовки по дисциплине «Химия»**

### **К теме «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»**

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен  $0,025 \text{ м}^3$ , давление в ней  $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$ . Определите массу воздуха, находящегося в камере при  $20^\circ\text{C}$ .
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если  $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  его при  $20^\circ\text{C}$  и  $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$  занимают объем  $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ .
3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена  $\text{COCl}_2$  и 62 % хлора  $\text{Cl}_2$ .
4. Определите массу  $10^{-3} \text{ м}^3$  газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
5. Газ (н.у.) занимает объем  $1 \text{ м}^3$ . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
6. 9. Определите давление кислорода, если  $0,1 \text{ кг}$  этого газа находится в сосуде объемом  $0,02 \text{ м}^3$  при  $20^\circ\text{C}$ .
7. Какую массу  $\text{CaCO}_3$  надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем  $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$  при  $15^\circ\text{C}$  и давлении  $104000 \text{ Па}$ ?
8. Вычислите объем  $0,100 \text{ кг}$  газовой смеси состава  $3\text{CO}+2\text{CO}_2$  при  $50^\circ\text{C}$  и давлении  $98600 \text{ Па}$ .
9. Из  $5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  хлората калия  $\text{KClO}_3$  было получено  $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$  кислорода, измеренного при  $20^\circ\text{C}$  и давлении  $111900 \text{ Па}$ . Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
11. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (в реакциях полной нейтрализации),  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , взятых количеством вещества 1 моль?
12. Для растворения металла массой  $16,86 \text{ г}$  потребовалась серная кислота массой  $14,7 \text{ г}$ . Вычислите молярную массу эквивалента металла.
13. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
14. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
15. Какие соединения называют солями? Укажите возможные способы их получения.
16. Какие соединения называют кислотами? Укажите возможные способы их получения.
17. Какие соединения называют основаниями? Укажите возможные способы их получения.

### **К теме «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»**

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
3. Квантовые числа. Их физический смысл.
4. Правила распределения электронов в атоме.
5. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?

6. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду:  $I_1 < I_2 < I_3 \dots$ ?
7. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
8. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат? Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия:  $I_1=9,3$ ;  $I_2=18,2$ ;  $I_3=153,7$  и  $I_4=217$  эВ.
9. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?
10. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?
11. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
12. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
13. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?
14. Чему равна степень окисления натрия, кальция и хлора, если они находятся в виде свободных ионов:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ , и хрома, если он находится в составе сложного иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ?
15. Какая степень окисления должна быть более характерна для элемента при высоких или низких значениях его ЭО?
16. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

### **К теме «Химическая связь»**

#### **Ковалентная связь.**

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы  $\text{H}_2$ , зная, что  $r/\text{H}=0,053\text{нм}$ , а  $d/\text{H}-\text{H}=0,074\text{нм}$ .
2. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?
3. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?
4. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома  $3s^2p^2$ ,  $4s^2p^3$ ,  $5s^2p^4$ ,  $6s^1p^5$  характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?
5. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ?
6. Как согласовать малую полярность связи в молекуле  $\text{CO}$  ( $\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$  Кл·м) со значительным различием в ЭО С и О ЭО(С)=2,5; ЭО(О) = 3,5.
7. Установить пространственную структуру следующих молекул:
- $\text{COS}$ ,  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{SiF}_6^{2-}$ ;
  - $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ;
  - $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SCl}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SO}_2\text{F}_2$ ;
  - $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{IO}_6^{5-}$ .
8. Покажите влияние неподелённых электронных пар /НП/ на форму молекул  $\text{BrF}_3$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{JCl}_4^-$ ,  $\text{JF}_5$ . Предскажите /экваториальное или аксиальное/ расположение НП.

#### **Ионная связь.**

1. Температура плавления  $\text{CaCl}_2=780^\circ\text{C}$ ,  $\text{CdCl}_2=560^\circ\text{C}$ ; радиус Ca равен 0,104 нм, Cd—0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.
2. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
3. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость  $\text{AuCl}_3$  в сравнении с  $\text{AuCl}$ .
4.  $\text{BaCl}_2$  в водных растворах диссоциирует полностью, а  $\text{HgCl}_2$  почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
5. Какое соединение термически более устойчиво: а)  $\text{PbCO}_3$  и  $\text{CaCO}_3$ , б)  $\text{HgCl}_4$  и  $\text{PbCl}_4$ , в)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NiCl}_3$ , г)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , д)  $\text{MgCO}_3$  и  $\text{SrCO}_3$ .

**Межмолекулярное взаимодействие.**

1. Чем объясняется разность температур кипения азота ( $-195,8^\circ\text{C}$ ), кислорода ( $-183^\circ\text{C}$ ) и фтора ( $-187,9^\circ\text{C}$ )? Почему намного отличается от них температура кипения хлора ( $-34^\circ\text{C}$ )?
2. Чем объяснить разную энергию водородных связей.
3. Как и почему изменяется агрегатное состояние простых веществ при комнатной температуре в ряду фтор-йод. Какое агрегатное состояние должен иметь астат?
4. Чем объяснить, что температура плавления воды значительно выше температуры плавления фтороводорода ( $-83^\circ\text{C}$ ), хотя дипольный момент молекулы воды ( $0,61 \cdot 10^{-29}$  Кл·м) меньше, чем молекулы HF ( $0,636 \cdot 10^{-29}$  Кл·м).

**К теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»**

1. Реакция идет по уравнению  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ . Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением  $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$ . Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна  $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{мин}^{-1}$ . Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.
3. Разложение  $\text{N}_2\text{O}$  на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению:  $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ . Константа скорости данной реакции равна  $5 \cdot 10^{-4} \text{ л}/\text{моль} \cdot \text{мин}$  при 1173 К. Начальная концентрация  $\text{N}_2\text{O}$  3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 %  $\text{N}_2\text{O}$ .
4. Реакция идет по уравнению  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ . Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л):  $\text{C}(\text{NO})=0,8$ ;  $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$ . Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?
5. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации  $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$   $K=0,26$ . Равновесная концентрация  $\text{NO}_2$  равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?
6. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции  $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$ . Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л):  $\text{C}(\text{Cl}_2) = 2,5$ ;  $\text{C}(\text{CO})=1,8$ ;  $\text{C}(\text{COCl}_2)=3,2$ .
7. Химическое равновесие реакции  $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$  установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л):  $\text{C}(\text{COCl}_2)=10$ ;  $\text{C}(\text{CO})=2$ ;  $\text{C}(\text{Cl}_2)=4$ . В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.
8. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$  равны (моль/л):  $\text{C}(\text{кислоты}) = 0,02$ ;  $\text{C}(\text{спирта}) = 0,32$ ;  $\text{C}(\text{эфира}) = 0,08$ ;  $\text{C}(\text{воды})=0,08$ . Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  в 4 раза?

### **К теме «Основы термодинамики»**

1. На какую величину отличается изменение энтальпии от изменения внутренней энергии системы? В каких случаях  $\Delta H = \Delta U$  и  $Q_V = Q_P$ ?
2. Зависит ли изменение энтальпии системы от температуры?
3. Какой закон является основным законом термодинамики? Дайте его формулировку.
4. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термодинамических расчетах?
5. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
6. В изолированной системе все самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения беспорядка. Как изменяется при этом энтропия?
7. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
8. Как изменяется энтропия системы при испарении, конденсации, увеличении давления, фазовых переходах?
9. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
10. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины ( $\Delta G$ ) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение  $\Delta G$  определяет равновесное состояние системы?
11. При каком соотношении  $\Delta H$  и  $T\Delta S$ : а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?

### **К теме «Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза»**

1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?
2. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
3. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
4. Как и почему влияет на степень диссоциации слабого электролита введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?
5. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?
6. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.
7. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере  $\text{NaCl}$  и  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ .
8. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{BaS}$ ,  $\text{RbNO}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{HCOOK}$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{KBrO}$ ?
9. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение:  $\text{NaNO}_3$  или  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$  или  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{KClO}$  или  $\text{KClO}_3$ ?
10. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?
11. Что называют константой гидролиза  $K_2$ . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение  $K_2$  для различных солей?

12. Какую реакцию (кислую, нейтральную или щелочную) имеет раствор соли, образованной: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) слабым основанием и сильной кислотой? Привести примеры.

**К теме «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»**

1. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

2. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.

3. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:



4. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат-иона.

**Электродные потенциалы и направление окислительно-восстановительных реакций**

1. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?

2. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы для того, чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента?

3. По какой формуле можно найти электродный потенциал металла при любых температуре и концентрации раствора его соли, если для него известно значение  $\varphi^\circ$ ? При каких условиях  $\varphi = \varphi^\circ$ ?

4. Какие изменения концентраций растворов солей на электроде-окислителе и электроде-восстановителе приводят к увеличению и уменьшению ЭДС?

**Электролиз.**

1. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.

2. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?

3. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея  $F$ ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер·часах?

**К теме «Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп»**

1. Рассмотрите зависимость атомного радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону атомов элементов VIIA, VIA или VA группы от их атомного номера.

2. Каковы степени окисления атомов этих элементов, и какая степень окисления наиболее устойчива для каждого из них?

- Используя теорию МВС, объясните, как образуются связи в молекулах простых веществ. Как изменяется структура простых веществ?
- Как изменяется агрегатное состояние неметаллов? Почему?
- Как изменяется окислительно-восстановительная активность в ряду неметаллов?
- Водородные соединения неметаллов. Их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
- Оксиды неметаллов. Способы получения. Свойства.
- Гидроксиды неметаллов. Способы получения. Свойства.
- Положение в периодической системе. Строение атомов металлов.
- Металлическая связь. Общие физические и химические свойства металлов.
- Соединения металлов главных подгрупп. Оксиды. Способы получения. Свойства.
- Гидроксиды металлов. Способы получения. Свойства.
- Особенности металлов побочных подгрупп.
- Общая характеристика электронных структур атомов d-элементов. Закономерности в изменении свойств атомов.
- Соединения металлов побочных подгрупп. Оксиды. Способы получения. Свойства. Зависимость кислотно-основных свойств от степени окисления элемента.
- Гидроксиды металлов побочных подгрупп. Способы получения. Свойства.

### **Примерный комплект заданий для контрольных работ по дисциплине «Химия»**

**Тема «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение», «Классификация и номенклатура неорганических соединений», «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Химическая связь»**

#### **Вариант № 1**

- 1 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Me, зная, что эквивалентная масса серы 16,0 г/моль.
- Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:  

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow[1200^\circ\text{C}]{\text{SiO}_2+\text{C}} \text{A} \xrightarrow[t^\circ\text{C}]{\text{Ca}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{C} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{D} \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{E}$$
- Напишите графические формулы соединений и дайте их названия:  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaNH}_2\text{AsO}_4$ .
- Какой объем кислорода следует добавить к 1 м<sup>3</sup> воздуха (21%  $\text{O}_2$ ), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.
- Для скольких АО сумма  $n+l=8$ ? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы  $n+l$ ?
- Напишите электронно-графические формулы: Cr,  $\text{Cl}^{+5}$ ,  $\text{Te}^{-2}$ , Tb.
- Напишите электронные формулы еще неоткрытых элементов №108,
- Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации:  $\text{NF}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ .
- Чем объяснить значительно более высокие Tпл. и Tк. воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?

#### **Вариант № 2**

- Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01 моль с избытком концентрированной  $\text{HNO}_3$

2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:  

$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \leftarrow \text{X}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$
3. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
4. К 50 мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100 мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10 %. Все объемы газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходной смеси.
5. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
6. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr<sup>+2</sup>, S<sup>-2</sup>, Fm.
7. Сколь связей у атома серы в молекуле SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, у углерода в молекуле COCl<sub>2</sub>; как это согласуется с типом гибридизации?
8. Какая молекула может существовать и почему? ClF<sub>3</sub>, FCl<sub>3</sub>, BrI<sub>3</sub>, IBr<sub>3</sub>.
9. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: E<sub>1</sub>=733, E<sub>2</sub>=1447 и E<sub>3</sub>=7718 кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E<sub>3</sub>?

**Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие», «Основы термодинамики», «Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза», «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»**

**Вариант № 1**

1. Как изменится скорость реакции  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$ , если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в три раза?
2. Найти константу равновесия реакции  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ , если начальная концентрация  $\text{N}_2\text{O}_4$  составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 %  $\text{N}_2\text{O}_4$ .
3. Какой объем 0,2 н раствора щелочи потребуется для осаждения в виде гидроксида железа (III) всего железа, содержащегося в 100 мл 0,5 н раствора хлорида железа (III).
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:  

$$\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$$
5. Написать гидролиз солей AlCl<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Cu(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>, KI, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.
6. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:  

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$$

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KOCr} \rightarrow$$

$$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$$
7. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции  $\text{HAsO}_2 + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+$ .
8. Определите стандартную энтальпию образования PH<sub>3</sub>, исходя из уравнения:  

$$2\text{PH}_3(г) + 4\text{O}_2(г) = \text{P}_2\text{O}_3(к) + 3\text{H}_2\text{O}(ж) \quad \Delta H^\circ = -2360 \text{ кДж}$$
9. Произведение растворимости SrSO<sub>4</sub> равно 2,8\*10<sup>-7</sup>. вычислить растворимость этой соли в молях на литр.
10. Во сколько раз растворимость CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub> в 0,01M растворе (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> меньше растворимости его в чистой воде?

**Вариант № 2**

1. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

2. В начальный момент протекания реакции  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  концентрации были равны (моль/л):  $c(N_2) = 1,5$ ;  $c(H_2) = 2,5$ ;  $c(NH_3) = 0$ . Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0,5 моль/л?

3. Какой объём 2 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 1 л 0,25 н раствора?

4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:



5. Написать гидролиз солей  $FeBr_2$ ,  $Ca(HS)_2$ ,  $KClO_4$ ,  $CuCl_2$ ,  $NaNO_3$ .

6. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:



7. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции  $3N_2H_4 + 2BrO_3^- = 3N_2 + 2Br^- + 6H_2O$ .

8. Исходя из теплового эффекта реакции:

$3CaO(к) + P_2O_5(к) = Ca_3(PO_4)_2(к)$   $\Delta H^\circ = -739 \text{ кДж}$ , определить  $\Delta H^\circ$  образования ортофосфата кальция.

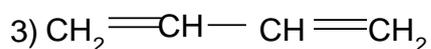
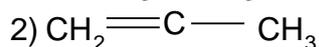
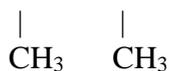
9. Произведение растворимости  $Pb_3(PO_4)_2$  равно  $1,5 \cdot 10^{-32}$ . вычислить растворимость этой соли в граммах на литр.

10. Растворимость  $AgI$  при  $t = 25^\circ C$  равна  $2,865 \cdot 10^{-6} \text{ г/л}$ . Вычислите произведение растворимости  $AgI$ .

**Тема «Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения», «Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений»**

**Вариант 1**

1. Дайте названия по систематической номенклатуре следующим соединениям:



2. Приведите структурные формулы следующих соединений: 2,3,5-триметилгексан; 3-метилпентен-1; 4-этилгексен-2; 2-метилбутадиен-1,3

3. Изобразите структурные формулы всех изомерных алканов состава  $C_6H_{14}$ . Укажите в них первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Назовите все соединения.

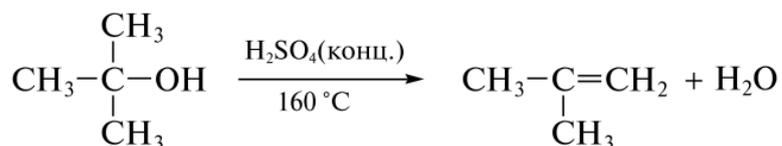
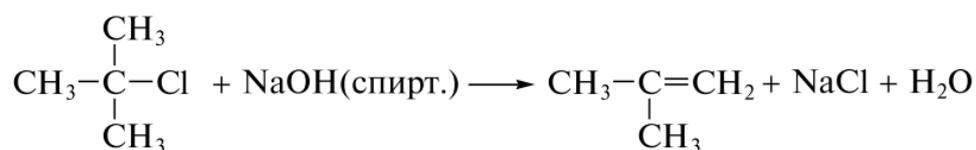
4. Осуществите химические превращения согласно схемам:



Укажите условия протекания реакций.

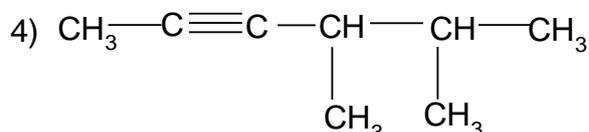
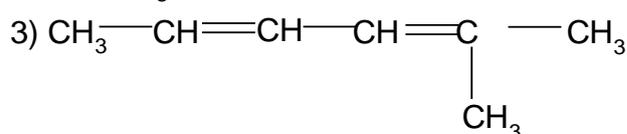
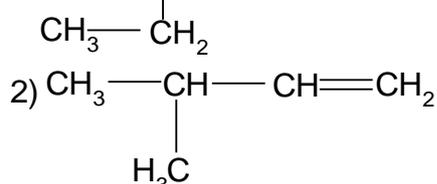
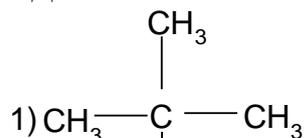
5. На хлорирование 2016 мл (н.у.) метана затрачено 0.10 моль хлора. Определите количество (моль) продуктов хлорирования.

6. Определите, по какому механизму протекают следующие реакции:



### Вариант 2

1. Дайте названия по систематической номенклатуре следующим соединениям:



2. Приведите структурные формулы следующих соединений: 2,2,3,3-тетрамилбутан; 4,6-диметил-3-этилгептен-3; 4-метил-4-этилгексин-2; 2,3-диметилпентадиен-1,4.

3. Изобразите структурные формулы всех изомерных алкенов состава  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ . Укажите в них первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Назовите все соединения.

4. Осуществите химические превращения согласно схемам:

Карбид кальция  $\rightarrow$  ацетилен  $\rightarrow$  ацетенид серебра

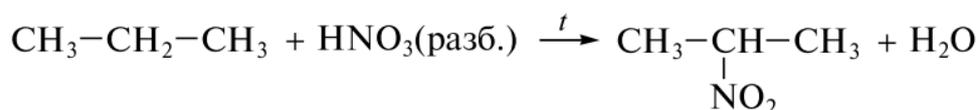
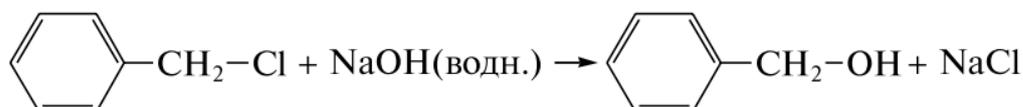
$\downarrow$

оксид углерода

Укажите условия протекания реакций.

5. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для каталитического гидрирования 40 г смеси гексена и пентена? Массовая доля гексена в смеси составляет 42%.

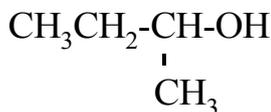
6. Определите, по какому механизму протекают следующие реакции:



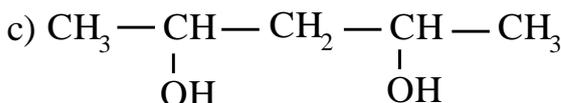
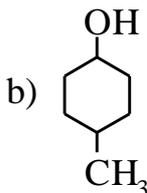
## Тема «Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств»

### Вариант 1.

1. Назовите соединения по номенклатуре ИЮПАК:



a)



2. Получите двумя способами пентанол-1. Напишите все возможные изомеры данного соединения.

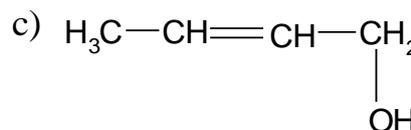
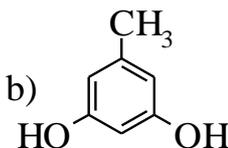
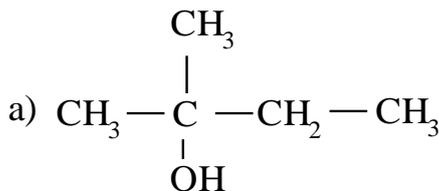
3. Осуществите превращения: метан  $\rightarrow$  хлорметан  $\rightarrow$  метанол  $\rightarrow$  формальдегид. Укажите условия протекания реакций.

4. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2-метилпентанол-3, 3-этилгексанол-3, бутен-2-ол-1, этенол.

5. Какой объем 9,4%-ного раствора фенола в бензоле ( $\rho=0,9$  г/мл) должен прореагировать с Na, чтобы выделившегося водорода хватило на полное каталитическое гидрирование 1,12 л ацетилен (н.у.)?

### Вариант 2.

1. Назовите соединения по номенклатуре ИЮПАК:



2. Получите двумя способами гексанол-1. Напишите все возможные изомеры данного соединения.

3. Осуществите превращения:

ацетилен  $\rightarrow$  этилен  $\rightarrow$  этанол  $\rightarrow$  хлорэтан  $\rightarrow$  этанол  $\rightarrow$  диэтиловый эфир. Укажите условия протекания реакций.

4. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,3-диметилбутанол-2, 2,2,4-триметилпентанол-3, 2,5-диметилгексен-2-ол-1, о-крезол.

5. Какой объем раствора перманганата калия ( $\rho=1,08$  г/мл) с массовой долей 40% потребуется для получения из 8,96 л (н.у.) этилена соответствующего гликоля? Реакция протекает в щелочной среде.

**Тема «Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции», «Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изомерия»**

**Вариант 1**

1. Напишите структурные формулы следующих веществ:
  - 1) 5-метилгексен-2-аль;
  - 2) 4-метил-4-гидроксипентанон-2;
  - 3) 4-гидроксигептанон-2;
  - 4) 2,3-диметилпентанон-3;
  - 5) 3,3,4-триметилпентанон-2.
2. Сколько изомерных карбоновых кислот соответствует формуле  $C_6H_{10}O_2$ ? Напишите их структурные формулы и назовите их по систематической номенклатуре.
3. Приведите структурные формулы карбоновых кислот:
  - 1) 2,3-диметилпентановая кислота;
  - 2) пропановая кислота;
  - 3) бутен-2-овая кислота;
  - 4) пропионовая кислота;
  - 5) уксусная кислота.
4. Осуществите цепочку превращений, укажите условия проведения реакций:  
этанол → этаналь → уксусная кислота → ацетат кальция
5. При взаимодействии 13,8 г этанола с 28 г оксида меди(II) получено 9,24 г альдегида. Определите выход продукта реакции.

**Вариант 2**

1. Напишите структурные формулы следующих веществ:
  - 1) ацетон;
  - 2) 4-гидроксипентанон-2;
  - 3) 3-метил-4-гидроксипентанон-2;
  - 4) 3,3-диметилбутаналь;
  - 5) гексаналь.
2. Сколько изомерных карбоновых кислот соответствует формуле  $C_5H_{10}O_2$ ? Напишите их структурные формулы и назовите их по систематической номенклатуре.
3. Приведите структурные формулы карбоновых кислот:
  - 1) 3,4,4,5-тетраметилгексановая кислота;
  - 2) 2,2-диметилпропановая кислота;
  - 3) бутен-3-овая кислота;
  - 4) 2-хлорпропановая кислота;
  - 5) капроновая кислота.
4. Осуществите цепочку превращений, укажите условия проведения реакций:  
пропанол → пропановая кислота → пропионат натрия → этан
5. Какое количество вещества (в молях) и сколько (в граммах) получится каждого продукта при проведении следующих превращений: бромэтан – этанол – этановая кислота, если бромэтан был взят массой 218 г.

**Тема «Основы термодинамики», «Термодинамика растворов»**

**Вариант 1**

1. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа.

2. Теплота сгорания этана  $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -1560$  кДж/моль. Вычислить теплоту образования этана, если известно, что теплота образования воды и  $\text{CO}_2$  соответственно равна  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O(ж)}} = -286,2$  кДж/моль и  $\Delta H^0_{\text{CO}_2} = -393,5$  кДж/моль.

3. Исходя из теплот сгорания метана ( $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -890$  кДж/моль) и водорода ( $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -286$  кДж/моль) вычислить теплотворную способность газа, содержащего 60%  $\text{H}_2$  и 40%  $\text{CH}_4$ .

### Вариант 2

1. Первый закон термодинамики.

2. Теплота сгорания этана  $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -1560$  кДж/моль. Вычислить теплоту образования этана, если известно, что теплота образования воды и  $\text{CO}_2$  соответственно равна  $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O(ж)}} = -286,2$  кДж/моль и  $\Delta H^0_{\text{CO}_2} = -393,5$  кДж/моль.

3. Исходя из теплот сгорания метана ( $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -890$  кДж/моль) и водорода ( $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -286$  кДж/моль) вычислить теплотворную способность газа, содержащего 60%  $\text{H}_2$  и 40%  $\text{CH}_4$ .

## Примерные варианты тестовых заданий

### Тема «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»

#### Вариант № 1

1. Фактор эквивалентности соли

- 1) 1/основность                      2) 1/число катионов \* валентность катионов  
3) 1/кислотность                    4) 1/число атомов элемента \* валентность элемента

2. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону

- 1) 2,2              2) 1,1              3) 20              4) 44

3. При сгорании  $4 \cdot 10^{-6}$  кг углерода число молекул  $\text{CO}_2$  равно

- 1)  $2 \cdot 10^{21}$               2)  $2 \cdot 10^{20}$               3)  $2 \cdot 10^{22}$               4)  $2 \cdot 10^{23}$

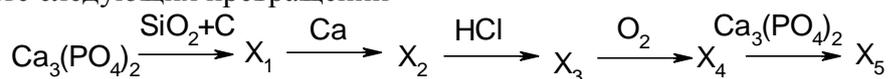
4. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{NaNO}_3$                       2)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{NaBr}$   
3)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{KI}$                       4)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$

5. Одновременно в растворе могут находиться ионы

- 1)  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$                       2)  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{I}^-$   
3)  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$                       4)  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$

6. В результате следующих превращений



образуется конечный продукт  $\text{X}_5$

- 1)  $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$               2)  $\text{CaHPO}_4$               3)  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$               4)  $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$

7. Установить соответствие между веществом и свойствами

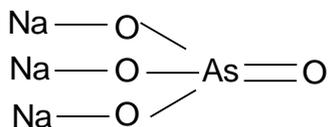
- 1: азотная кислота                      А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка  
2: гидроксид натрия                      Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка  
3: соляная кислота                      В: взаимодействие с серой при нагревании  
4: сульфат алюминия                      Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

8. Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.  
 1) серебро                      2) натрий                      3) литий                      4) золото

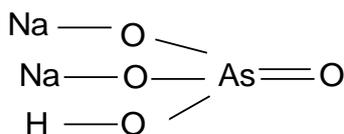
9. Количество возможных солей образованных  $H_3SO_4$  и  $Al(OH)_3$   
 1) 4                      2) 1                      3) 2                      4) 3                      5) 5

10. Установить соответствие между веществом и названием

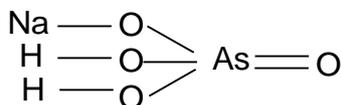
1:



2:



3:



А: гидроарсенат натрия

Б: дигидроарсенат натрия

В: арсенат натрия

### Вариант № 2

1. Фактор эквивалентности кислоты

- 1) 1/кислотность                      3) 1/число атомов элемента \* валентность элемента  
 2) 1/основность                      4) 1/число катионов \* валентность катионов

2. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития

- 1) 5,75                      2) 6,2                      3) 7,5                      4) 9,25

3. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)

- 1) 0,3                      2) 3,35                      3) 0,2                      4) 5

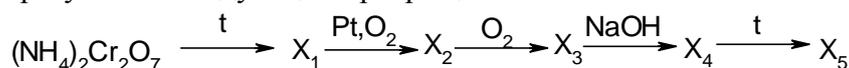
4. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1)  $Na_2SO_4$  и  $HCl$                       2)  $NaOH$  и  $H_2SO_4$   
 3)  $NaCl$  и  $H_2SO_4$                       4)  $NaOH$  и  $K_2SO_4$

5. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

- 1)  $CaO$ ,  $(NH_4)_2CO_3$  раствор,  $HNO_3$                       2)  $Na_2CO_3$  раствор,  $Mg$ ,  $C$  (кокс)  
 3)  $KOH$ ,  $H_2SO_4$ , раствор  $BaCl_2$                       4)  $CuSO_4$ ,  $NH_3$ ,  $NaOH$

6. В результате следующих превращений



образуется конечный продукт  $X_5$

- 1)  $NaNO_2$                       2)  $NO_2$                       3)  $Na_2O$                       4)  $NO$

7. Установить соответствие между веществом и свойствами

- 1: азотная кислота                      А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка  
 2: гидроксид натрия                      Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка

- 3: соляная кислота                      В: взаимодействие с серой при нагревании  
4: сульфат алюминия                    Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

8. Один моль воды при н.у. занимает объем

- 1) 18 мл                      2) 118 л                      3) 22,4 л                      4) 22,4 мл

9. Количество возможных солей образованных  $H_2SO_4$  и  $Al(OH)_3$

- 1) 4                      2) 1                      3) 2                      4) 3                      5) 5

10. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания

- 1: углекислый газ                      А: возгорание тлеющей лучины  
2: аммиак                                  Б: возгорание с характерным звуком  
3: кислород                                В: помутнение известковой воды  
4: водород                                  Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки

### Тема «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

#### Вариант № 1

1. Изоэлектронные атомы и ионы

- 1)  $Fe^{2+}$ ,  $Co^{3+}$                       2)  $Co$ ,  $Ni^{2+}$   
3)  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$                       4)  $Co^{2+}$ ,  $Mn$

2. Электронная емкость f -подуровня

- 1) 14                      2) 6                      3) 18                      4) 10

3. Энергия сродства к электрону в периоде

- 1) не изменяется                      2) уменьшается  
3) увеличивается                      4) остаются постоянной

4. Разрешенный набор квантовых чисел электрона

- 1)  $n = 3, l = 0, m = 1$                       2)  $n = 2, l = 1, m = 0$   
3)  $n = 3, l = 2, m = -1$                       4)  $n = 3, l = 2, m = 3$

5. Наименьший радиус имеет ион

- 1)  $Cs^-$                       2)  $Ba^{2+}$                       3)  $Te^{2-}$                       4)  $I$

6. Модель атома, созданная Э.Резерфордом называется # # #

7. Число уровней у атома определяется # # # квантовым числом

8. Энергия отрыва электрона от атома называется энергией # # #

9. Если электрон делает выбор между 4d и 5s атомной орбиталью, то атом содержит # # # электронов

10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

- 1:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$                       А:  $Na^+$   
2:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$                       Б: N  
3:  $1s^2 2s^2 2p^6$                                   В:  $S^{2-}$   
4:  $1s^2 2s^2 2p^3$                                   Г: Al



4) сначала уменьшается, потом увеличивается

2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

- |                             |                             |
|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3$ |
| 3) $\text{H}_2\text{SO}_4$  | 4) $\text{Li}_2\text{CO}_3$ |

3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует

- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
- 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь

- |                         |                |                  |                |
|-------------------------|----------------|------------------|----------------|
| 1) $\text{H}_2\text{O}$ | 2) $\text{HF}$ | 3) $\text{NH}_3$ | 4) $\text{HI}$ |
|-------------------------|----------------|------------------|----------------|

5.  $\text{sp}^3$  гибридизация реализуется полностью

- |                  |                  |                  |                   |
|------------------|------------------|------------------|-------------------|
| 1) $\text{SO}_2$ | 2) $\text{CH}_4$ | 3) $\text{SO}_3$ | 4) $\text{ClO}^-$ |
|------------------|------------------|------------------|-------------------|

6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток

- 1: ковкость
- 2: низкая температура кипения
- 3: высокая твердость
- 4: электрическая проводимость раствора

А: атомная

Б: металлическая

В: ионная

Г: молекулярная

7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой или частицей

- |                          |                       |
|--------------------------|-----------------------|
| 1: $\text{sp}$           | А: $\text{BeCl}_2$    |
| 2: $\text{sp}^2$         | Б: $\text{CO}_3^{2-}$ |
| 3: $\text{sp}^3$         | В: $\text{NF}_3$      |
| 4: $\text{sp}^3\text{d}$ | Г: $\text{PF}_5$      |
|                          | Д: $\text{SF}_6$      |
|                          | Е: $\text{XeF}_6$     |

### Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

- |                 |                  |                  |                 |
|-----------------|------------------|------------------|-----------------|
| 1) $\text{KBr}$ | 2) $\text{SO}_3$ | 3) $\text{CH}_4$ | 4) $\text{HCl}$ |
|-----------------|------------------|------------------|-----------------|

2. Атом углерода в невозбужденном состоянии образует

- 1) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 2) четыре ковалентные связи, так как валентность углерода всегда равна IV
- 3) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

3. Атомная кристаллическая решетка характерна для

- |                                   |                  |
|-----------------------------------|------------------|
| 1) алюминия и карбида кремния     | 2) серы и йода   |
| 3) оксида кремния и хлорида калия | 4) алмаза и бора |

4.  $\text{sp}^2$  гибридизация реализуется полностью



7. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO<sub>2</sub> (г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO<sub>3</sub> на MgO и CO<sub>2</sub> ΔН = 100,7 кДж/моль. Теплота образования MgCO<sub>3</sub>

- 1) -1096 кДж/моль.    2) -1006 кДж/моль.  
3) -996 кДж/моль.    4) -876 кДж/моль.

8. Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется # # #

9. Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое # # #

10. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом # # #

#### Вариант № 2

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции  $\text{CaO}_{(г)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(г)}$  при увеличении давления в 3 раза

- 1) в 9 раз    2) в 8 раз    3) в 6 раз    4) в 3 раз    5) не изменится

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75°C до 115°C, если температурный коэффициент равен 2

- 1) в 2 раз    2) в 4 раз    3) в 8 раз    4) не изменится    5) в 16 раз

3. При повышении давления химическое равновесие смещается вправо

- 1)  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$     2)  $\text{C}_{(г)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$   
3)  $2\text{NF}_{3(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = 6\text{HF}_{(г)} + \text{N}_{2(г)}$     4)  $\text{CH}_{4(г)} + 4\text{S}_{(г)} = \text{CS}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)}$

4. Химическое равновесие реакции  $4\text{FeS}_{2(г)} + 11\text{O}_{2(г)} = 8\text{SO}_{2(г)} + 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)} + \text{Q}$  сместится вправо при

- 1) повышении давления    2) повышении концентрации SO<sub>2</sub>  
3) дополнительном введении Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>    4) дополнительном введении FeS<sub>2</sub>

5. В гомогенной системе  $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} = 2\text{HI}_{(г)}$  равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HI – 0,02; I<sub>2</sub> – 0,05; H<sub>2</sub> – 0,03. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна

- 1) 0,04    2) 0,01    3) 0,02    4) 0,03    5) 0,05

6. В гомогенной системе  $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_2$  равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HCl – 0,85; O<sub>2</sub> – 0,44; Cl<sub>2</sub> – 0,3. Исходная концентрация кислорода (моль/л) равна

- 1) 0,59    2) 0,49    3) 0,69    4) 0,79    5) 0,89

7. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Тепловой эффект реакции ΔН = -79,2 кДж. Теплота образования CO<sub>2</sub> # # #

- 1) -393,3 кДж/моль    2) -358,4 кДж/моль  
3) -335,5 кДж/моль    4) -326,4 кДж/моль

8. Теплота, которая поглощается или выделяется при образовании химического соединения количеством вещества 1 моль из простых веществ при заданных условиях называется # # #

9. Смещение химического равновесия определяется принципом # # #

10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной называется # # #



2. Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе

- 1) 8,6 %                      2) 6,3 %                      3) 7,4 %                      4) 9,5 %

3. Уравнению  $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$  соответствует взаимодействие

- 1)  $\text{FeCl}_3$  с  $\text{KOH}$                       2)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  с  $\text{Ba}(\text{OH})_2$   
3)  $\text{FeSO}_4$  с  $\text{NaOH}$                       4)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  с  $\text{HCl}$

4. Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду

- 1) карбонат натрия, иодид натрия                      2) сульфит калия, сульфид натрия  
3) нитрит натрия, нитрат натрия                      4) хлорид лития, хлорид аммония

5. Количество отрицательных ионов в 120 г 10% раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90%

- 1) 0,135 моль   2) 0,15 моль   3) 0,167 моль   4) 1,67 моль

6. Если концентрация азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$  равна 0,12М и  $K_d = 6,9 \cdot 10^{-4}$ , то степень ее ионизации составит

- 1)  $7,6 \cdot 10^{-2}$                       2)  $8,6 \cdot 10^{-2}$                       3)  $8,6 \cdot 10^{-3}$                       4)  $7,6 \cdot 10^{-3}$

7. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и  $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$ , то его степень ионизации ( $\alpha_{\text{ион}}$ ) составит

- 1)  $1,3 \cdot 10^{-2}$                       2)  $1,5 \cdot 10^{-2}$                       3)  $1,3 \cdot 10^{-3}$                       4)  $1,5 \cdot 10^{-3}$

8. Концентрация ионов водорода  $[\text{H}^+]$  6%-ного раствора хлороводородной кислоты ( $\rho = 1,028$  г/мл) составляет

- 1) 1,69                      2) 1,76                      3) 1,78                      4) 1,65

9. Между какими ионами, формулы которых приведены ниже, в водном растворе нет химического взаимодействия:

- 1)  $\text{Ag}^+$  и  $\text{NO}_3^-$ ;                      3)  $\text{HCO}_3^-$  и  $\text{OH}^-$ ;  
2)  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$ ;                      4)  $\text{CO}_3^{2-}$  и  $\text{H}^+$ .

10. Какие уравнения реакций, схемы которых приведены ниже, описываются одинаковым сокращенным ионным уравнением:

- 1)  $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow$ ;                      3)  $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$ ;  
2)  $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ ;                      4)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$ .

### Тема «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы» Вариант № 1

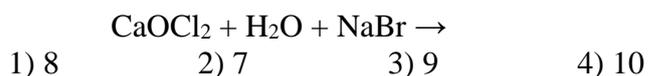
1. Реакция диспропорционирования

- 1)  $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
2)  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$   
3)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$   
4)  $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$

2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1)  $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$                       2)  $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$   
3)  $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$                       4)  $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



**4. Установить соответствие**

- |   |                                 |
|---|---------------------------------|
| 1: продукты электролиза расплава $\text{CuCl}_2$            | А: Cu и $\text{Cl}_2$           |
| 2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | Б: Cu и $\text{O}_2$            |
| 3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | В: $\text{H}_2$ и $\text{O}_2$  |
|   | Г: Ca и $\text{O}_2$            |
|   | Д: $\text{H}_2$ и $\text{Cl}_2$ |

5. В процессе электролиза раствора  $\text{NaCl}$ , при силе тока 5А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до десятых)

6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М  $\text{NaNO}_2$  потребуется 0,25 н раствор  $\text{KMnO}_4$  объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Исходя из реакции  $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ , где 1 л раствора содержится 10 г  $\text{HClO}_4$ , нормальность  $\text{HClO}_4$  равна # # # моль/л (округлить до десятых)

**Вариант № 2**

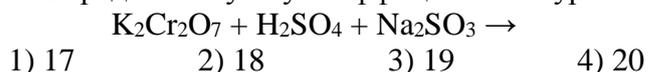
**1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления**

- 1)  $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$
- 2)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$

**2. Реакция диспропорционирования**

- |   |   |
|---|---|
| 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ | 2) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ |
| 3) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$               | 4) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$                   |

**3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции**



**4. Установить соответствие**

- |   |  |
|---|--|
| 1: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | А: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$    | Б: $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$                                  |
| 3: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$            | В: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$                |
|   | Г: $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$            |

5. В процессе электролиза расплава  $\text{NaCl}$ , при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой # # # г (округлить до сотых)

6. В процессе электролиза раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , при силе тока 2А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ( $\omega = 10\%$ ;  $\rho = 1,07$  г/мл) равна # # # моль/л. (округлить до сотых)

**Тема «Общая характеристика неметаллов»**

**Вариант № 1**

1. Для поглощения хлора можно использовать:

- a) NaOH                      в) NaCl  
б) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>                  г) HCl.

**2.** Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции:

- a)  $KBr_{(тв.)} + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$                       в)  $KBr_{(тв.)} + HBrO_{3(p-p)} \rightarrow$   
б)  $KBr_{(тв.)} + MnO_2 + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$                   г)  $KBr_{(тв.)} + Cl_2 \rightarrow$

**3.** В свежеприготовленной хлорной воде содержатся соединения хлора:

- a) HCl                          в) HClO<sub>4</sub>  
б) HClO                      г) HClO<sub>3</sub>

**4.** Кислотные свойства в ряду HClO<sub>4</sub> - HBrO<sub>4</sub> – H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub> # # #

**5.** Конфигурация валентных электронов в атоме селена в основном состоянии:

- a)  $3s^2 3p^4$                           в)  $4s^2 4p^4$   
б)  $5s^2 5p^4$                           г)  $4s^1 4p^3 4d^2$

**6.** Установите соответствие между рядами веществ и изменением свойств в них

- 1) HClO-HClO<sub>2</sub>-HBrO<sub>3</sub>-HClO<sub>3</sub>-HBrO<sub>4</sub>-HClO<sub>4</sub>  
2) HClO<sub>4</sub>-HBrO<sub>4</sub>-H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>  
3) HClO-NaClO-NaClO<sub>3</sub>-NaClO<sub>4</sub>  
4) KClO<sub>4</sub>-HClO<sub>4</sub>-HClO<sub>3</sub>-HClO-HClO<sub>2</sub>

- A) уменьшение кислотных свойств  
B) увеличение окислительной активности  
В) увеличение кислотных свойств  
Г) увеличение устойчивости

**7.** Сульфид алюминия получается в результате реакций:

- a)  $AlCl_{3(тв.)} + H_2S_{(газ)} \rightarrow$                       в)  $Al + S(t) \rightarrow$   
б)  $AlCl_3 + H_2S + H_2O \rightarrow$                       г)  $AlCl_3 + (NH_4)_2S + H_2O \rightarrow$

**8.** Восстановительные свойства в ряду H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>-H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>-H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

- a) увеличиваются  
б) сначала увеличиваются, затем уменьшаются  
в) сначала уменьшаются, затем увеличиваются  
г) уменьшаются

**9.** Простое вещество азот существует в виде двухатомной молекулы, так как атомы азота способны образовывать между собой очень прочные # # #

**10.** Сумма коэффициентов в уравнении реакции  $Se + NaOH_{(конц.)} \rightarrow$  равна # # #

### Вариант № 2

**1.** Для смещения равновесия реакции  $Cl_2 + H_2O \leftrightarrow HCl + HClO$  влево следует добавить к хлорной воде:

- a) NaCl.                          в) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
б) NaOH                          г) AgNO<sub>3</sub>

**2.** Наиболее сильной кислотой является водный раствор:

- a) фтороводорода                  в) бромоводорода  
б) хлороводорода                  г) иодоводорода

**3.** Из перечисленных хлоридов нерастворимыми в воде являются

- а) AgCl                                г) HgCl<sub>2</sub>  
б) BaCl<sub>2</sub>                              д) AlCl<sub>3</sub>  
в) RbCl                                е) PbCl<sub>2</sub>

4. Самой сильной из кислородсодержащих кислот галогенов является # # #

5. Конфигурация валентных электронов в атоме серы в основном состоянии:

- а) 3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup>                              в) 4s<sup>2</sup>4p<sup>4</sup>  
б) 5s<sup>2</sup>5p<sup>4</sup>                              г) 4s<sup>1</sup>4p<sup>3</sup>4d<sup>2</sup>

6. Установите соответствие вещества со свойствами

- 1) H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>  
2) K<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub>  
3) H<sub>2</sub>TeO<sub>3</sub>  
4) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>  
5) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

- А) сильный окислитель  
Б) сильный окислитель и сильная кислота  
В) восстановительные свойства проявляются ярче, чем окислительные  
Г) восстановитель, слабая кислота  
Д) амфотерное соединение

7. Для получения сернистого газа в промышленности используются реакции:

- а) Cu + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> конц. →                              б) FeS<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> →  
в) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (тв.) + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (70% р-р) →                              г) H<sub>2</sub>S + O<sub>2</sub> →

8. Кислотные свойства в ряду H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> - H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> - H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> - H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

- а) уменьшаются                              в) практически не изменяются  
б) увеличиваются                              г) изменяются немонокотонно,  
потому что # # #

9. Более сильным восстановителем является:

- а) NH<sub>2</sub>OH                              б) N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>                              в) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>S → ####

5. При пропускании CO<sub>2</sub> через раствор NaOH до слабощелочной реакции образуется соль

- а) Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;                              б) NaHCO<sub>3</sub>.

## **Тема «Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп»**

### **Вариант № 1**

1. Самый распространенный металл, входящий в состав земной коры - это

- а) Al                              в) La  
б) Fe                              г) Be

2. Серная и азотная кислоты по разному взаимодействуют с алюминием в зависимости от условий:

- а) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц) и HNO<sub>3</sub>(конц) на холоде не действуют на алюминий  
б) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц) на холоде выделяет H<sub>2</sub>S  
в) HNO<sub>3</sub>(конц) на холоде выделяет H<sub>2</sub>  
г) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(разб) при любой температуре не реагирует с алюминием

3. В одной пробирке находится раствор  $MgCl_2$ , в другой -  $AlCl_3$ . Растворы этих солей можно различить с помощью одного реактива:

- а)  $HCl$                                       в)  $CaSO_4$
- б)  $AgNO_3$                                     г)  $KOH$

4. В ряду щелочных металлов наиболее отрицательное значение электродного потенциала имеет

- а) натрий                                      г) цезий
- б) калий                                        д) литий
- в) рубидий

5. Электролиз водного раствора  $NaCl$  – это способ одновременного получения

- а)  $NaOH$ ,  $Cl_2$ ,  $H_2$                               в)  $NaH$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$
- б)  $Na$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$                                 г)  $Na$ ,  $Cl_2$ ,  $H_2$

6. Среди гидроксидов элементов IIА группы амфотерными свойствами обладает # # #

7. Электронная конфигурация атома хрома в основном состоянии

- а)  $3d^5 4s^1$                                       в)  $3d^4 4s^1 4p^1$
- б)  $3d^4 4s^2$                                         г)  $4s^2 4p^4$

8. В ряду  $Mn(OH)_2$  -  $Mn(OH)_3$  -  $Mn(OH)_4$  -  $HMnO_4$  кислотные свойства # # #, потому что # # #.

9. При взаимодействии  $Fe^{3+}$  с  $I^-$  и  $S^{2-}$  образуются соединения:

- а)  $Fe^{3+}$     в)  $Fe^{8+}$
- б)  $Fe^{6+}$     г)  $Fe^{2+}$

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции  $K_2Cr_2O_7 + C_2H_5OH + H_2SO_4 \rightarrow$  равна ####

### Вариант № 2

1. Бор в отличие от алюминия

- а) химически инертен
- б) образует только анионные комплексы
- в) при нагревании реагирует с азотом
- г) при комнатной температуре реагирует с серой

2. В ряду  $BF_3$ - $BCl_3$ - $BBr_3$ - $BI_3$  увеличиваются:

- а) температуры плавления и кипения                                      в) длина связи
- б) термическая устойчивость    г) энергия связи

3. Основные свойства в ряду гидроксидов  $Al(OH)_3$ - $Ga(OH)_3$ - $In(OH)_3$ - $Tl(OH)_3$

- а) к гидроксиду галлия уменьшаются, затем увеличиваются
- б) уменьшаются
- в) увеличиваются
- г) не изменяются

4. Fr, завершающий IА группу, и Ra, завершающий IIА группу, являются

- а) радиоактивными элементами
- б) очень мягкими
- в) самыми распространенными в природе среди всех s-элементов

г) надежными изоляторами

5. Щелочные металлы, а также Ca, Sr, Ba при нагревании в атмосфере аммиака образуют

- а) амиды и водород  
б) гидриды и азот  
в) гидриды и ангидрид  $\text{HNO}_2$   
г) амиды и азот

6. Из щелочных металлов в обычных условиях с азотом реагирует # # #

7. При сплавлении  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  с  $\text{KOH}$  и  $\text{KNO}_3$  образуется

- а)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$   
б)  $\text{KCrO}_2$   
в)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$   
г)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

8. Восстановление перманганат-иона в зависимости от реакции среды протекает по-разному. Установите соответствие:

- 1) до  $\text{Mn}^{2+}$   
2) до  $\text{MnO}_2$   
3) до  $\text{MnO}_4^{2-}$   
А) в щелочной среде  
Б) в кислой среде  
В) в нейтральной среде

9. С увеличением степени окисления железа в ряду  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - $\text{H}_2\text{FeO}_4$  кислотные свойства # # #, потому что # # #.

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции  $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  равна # # #

### Тема «Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач»

#### Вариант 1

- Теория химического строения органических соединений была создана:
  - М.В.Ломоносовым
  - Д.И.Менделеевым
  - А.М.Бутлеровым
  - Я.Берцелиусом
- Названия «органические вещества» и «органическая химия» ввел в науку:
  - М.В.Ломоносов
  - Д.И.Менделеев
  - А.М.Бутлеров
  - Я.Берцелиус
- В каком ряду органических соединений находятся только углеводороды:
  - $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_4\text{H}_8$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ;
  - $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{CH}_3\text{COH}$ ;
  - $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$ ;
  - $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$
- В каком ряду органических соединений находятся только алканы:
  - $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ;
  - $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_4\text{H}_8$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ;
  - $\text{C}_{10}\text{H}_{20}$ ,  $\text{C}_8\text{H}_{16}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$ ;
  - $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_4\text{H}_6$ .
- К соединениям, имеющим общую формулу  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , относится
  - бензол
  - циклогексан
  - гексан
  - гексин
- Вещество, структурная формула которого  
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
, называется
  - 6-метилгептин-3
  - 2-метилгептин -4
  - 2-метилгексин -3
  - 2-метилгептен -3
- Формула метилциклобутана соответствует общей формуле
  - $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
  - $\text{C}_n\text{H}_{2n}$
  - $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
  - $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$
- К классу алкинов относится
  - $\text{C}_2\text{H}_4$
  - $\text{CH}_4$
  - $\text{C}_2\text{H}_6$
  - $\text{C}_2\text{H}_2$
- Химическая связь, характерная для алканов
  - двойная
  - одинарная
  - $\sigma$ -связь
  - $\pi$ -связь

10. Длина связи С-С и валентный угол в молекулах алканов

- 1) 0,120 нм, 120° 2) 0,154 нм, 109°28' 3) 0,140 нм, 120° 4) 0,134 нм, 109°28'

### Вариант 2

1. Вид гибридизации электронных облаков атомов углерода в алканах

- 1) sp- 2)  $-sp^2$  3)  $-sp^3$  4) s-s и p-p

2. Геометрическая форма молекулы метана

- 1) тетраэдрическая 2) линейная 3) объемная 4) плоская

3. Общая формула гомологического ряда аренов

- 1)  $C_nH_{2n}$  2)  $C_nH_{2n-2}$  3)  $C_nH_{2n-6}$  4)  $C_nH_{2n+2}$

4. Общая формула гомологов ряда алкадиенов

- 1)  $C_nH_{2n+2}$  2)  $C_nH_{2n}$  3)  $C_nH_{2n-2}$  4)  $C_nH_{n-2}$

5. Реакция получения каучуков

- 1) гидрогенизация 2) полимеризация 3) изомеризация 4) поликонденсация

6. Тип характерных для алкенов реакций, обусловленных наличием  $\pi$ -связи в молекулах

- 1) замещения 2) разложения 3) обмена 4) присоединения

7. Изомеры отличаются

- 1) химическими свойствами 2) химической активностью  
3) физическими свойствами 4) химическим строением

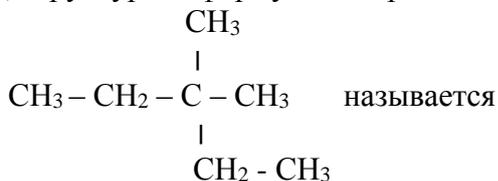
8. Сходство изомеров между собой

- 1) в составе 2) в строении 3) в свойствах 4) в способах получения

9. Гомологи отличаются друг от друга:

- 1) числом атомов углерода 2) химической структурой  
3) качественным и количественным составом  
4) общей формулой гомологического ряда

10. Вещество, структурная формула которого



- 1) гептан 2) 3,3-диметилпентан 3) 3-метил-3-этилбутан 4) 2-метил-2-этилбутан

### Тема «Химическая кинетика и катализ»

1. Как изменится скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

- 1) уменьшится в 4 раза  
2) уменьшится в 8 раз  
3) возрастет в 4 раза  
4) возрастет в 8 раз.

2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:

- 1) уменьшением энергии активации  
2) увеличением средней кинетической энергии молекул  
3) возрастанием числа столкновений  
4) ростом числа активных молекул.

3. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы скорости реакции:

- 1) изменение давления  
2) изменение температуры  
3) изменение объема реакционного сосуда  
4) введение в систему катализатора  
5) изменение концентрации реагирующих веществ.

4. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции:
- 1) во всех случаях увеличивает скорость реакции
  - 2) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции
  - 3) не влияет на скорость реакции.
5. Увеличение скорости реакции с повышением температуры вызывается главным образом:
- 1) увеличением средней кинетической энергии молекул
  - 2) возрастанием числа активных молекул
  - 3) ростом числа столкновений.
6. При 20 °С константа скорости некоторой реакции равна 10–4 мин<sup>-1</sup>, а при 50°С — 8·10–4 мин<sup>-1</sup>. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции:
- 1) 2
  - 2) 3
  - 3) 4.
7. Скорость, каких реакций увеличивается с ростом температуры:
- 1) любых
  - 2) протекающих с выделением энергии
  - 3) протекающих с поглощением энергии.
8. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, то при повышении температуры от 200С до 500С скорость реакции ...
- 1) уменьшается в 4 раза
  - 2) увеличивается в 6 раз
  - 3) уменьшается в 2 раза
  - 4) увеличивается в 8 раз
9. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению значения константы равновесия химических реакций:
- 1) изменение давления
  - 2) изменение температуры
  - 3) замена катализатора
  - 4) изменение концентраций реагирующих веществ.
10. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие  $2\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{SO}_3(\text{г.})$ , уменьшить в 2 раза, то:
- 1) скорости прямой и обратной реакций останутся одинаковыми
  - 2) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции
  - 3) равновесие не сместится
  - 4) равновесие сместится вправо
  - 5) равновесие сместится влево.

### ***Вопросы к устному опросу***

#### **Тема «Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ»**

1. Задача, основы и область применения методов количественного анализа.
2. Классификация методов гравиметрического анализа.
3. Классификация методов титриметрического анализа.
4. Прямой метод.
5. Обратное титрование (по остатку).
6. Титрование по замещению.
7. Требования, предъявляемые к реакциям в количественном анализе.
8. Количественный анализ.

9. Гравиметрия.
10. Титриметрический метод анализа.
11. Аргентометрия. Определение концентрации роданидов по методу Фольгарда.

### **Тема «Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения»**

1. Моногалогенопроизводные алифатических углеводородов, их изомерия и номенклатура.
2. Способы образования связи C-Hal: замещение атома водорода и гидроксильной группы, реакции присоединения по кратным связям.
3. Химические свойства: нуклеофильное замещение атомов галогенов, представления о механизмах SN1, SN2.
4. Реакции отщепления, правило Зайцева. Влияние различных факторов (природа и концентрация нуклеофила и основания, строение алкилгалогенида, природа растворителей) на реакционную способность галогеналканов и учет этих факторов в планировании синтезов.
5. Комплексообразование галогеналканов с ионами металлов и кислотами Льюиса.
6. Восстановление галогеналканов водородом и йодистым водородом.
7. Взаимодействие с металлами: образование металлоорганических соединений, реакция Вюрца.

### **Тема «Углеводы.Mono-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность», «Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты»**

1. Классификация углеводов
2. Моносахариды. Глюкоза.
3. Строение молекулы глюкозы
4. Химические свойства глюкозы
5. Полисахариды. Крахмал и целлюлоза.
6. Строение крахмала и целлюлозы
7. Химические свойства полисахаридов
8. Применение углеводов
9. Амины. Классификация, изомерия, номенклатура, получение.
10. Физические свойства аминов.
11. Химические свойства аминов (основность, алкилирование, ацилирование, действие азотистой кислоты).
12. Понятие о диаминах.
13. Аминокислоты. Строение, номенклатура, изомерия.
14. Получение и физические свойства аминокислот.
15. Химические свойства аминокислот.

### **Тема «Химическая кинетика и катализ», «Электрохимия», «Химическое равновесие»**

1. Что такое химическая кинетика? Характеристика разделов химической кинетики.
2. Что понимают под термином «скорость химической реакции»? В каких единицах выражается скорость химической реакции?

3. Как формулируется основной постулат химической кинетики? Каков физический смысл константы скорости химической реакции? Определение:  $K_1$ ,  $K_2$ ,  $K_3$ .
4. Что называется порядком реакции по веществу и общим кинетическим порядком реакции? Может ли порядок реакции быть нулевым, первым, дробным, отрицательным? От каких факторов зависит порядок данной реакции? Может ли порядок реакции изменяться в ходе реакции.
5. Укажите размерность константы скоростей реакции 0,1,2,3 порядков. Можно ли сравнить константы разных порядков?
6. Какие экспериментальные данные необходимы для определения порядка реакции?
7. Как влияет температура на скорость химической реакции? Что представляет собой температурный коэффициент скорости реакции? Может ли температурный коэффициент скорости реакции быть меньше единицы, если да, то для каких реакций? Приведите примеры.
8. На основании, каких соображений и кем была впервые получена количественная зависимость константы скорости реакции от температуры? Каков физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя? Каким образом происходит активация молекул? Какую информацию можно получить при изучении зависимости константы скорости реакции от температуры?
9. Основы теории соударения и бимолекулярные процессы. Активные столкновения. Энергия активации бимолекулярных реакций. Стерический множитель.
10. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Переходное состояние, путь и координата реакции. Основное уравнение активированного комплекса. Свободная энергия активации.
11. Цепные реакции. Свободные радикалы. Основные стадии процесса. Зарождение, продолжение, обрыв цепи.
12. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход. Типы фотохимических реакций.
13. Катализ. Особенности каталитических реакций. Классификация каталитических реакций по фазовому принципу, по характеру влияния на скорость, по характеру образующихся связей. Активность. Селективность.
14. Гомогенный катализ. Теория промежуточных продуктов в гомогенном катализе. Механизмы гомогенного катализа. Каталитические процессы в газовой и жидкой фазе. Катализ: кислотно-основной, металлокомплексный, ферментативный.
15. Гетерогенный катализ. Основные закономерности. Отравление. Промотирование.
16. Последовательные реакции, их кинетические закономерности. Типы кинетических кривых в последовательных реакциях.
17. Биокатализаторы. Кинетика ферментативных реакций. Ингибирование. Примеры ферментативных реакций и их кинетические закономерности.
18. Параллельные реакции. Скорость и константа скорости моно- и бимолекулярных реакций параллельных необратимых реакций.
19. Особенности, классификация, кинетическое уравнение каталитических процессов. Автокаталитические реакции. Важнейшие технические каталитические реакции.
20. Какова роль промотора и на чем основано действие, способствующее увеличению активности катализатора?
21. Предмет электрохимии.
22. Свойства растворов электролитов.
23. Электропроводность растворов электролитов.
24. Практическое применение измерений электропроводности растворов.
25. Электродные процессы. Возникновение потенциала на границе металл – раствор.
26. Электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
27. Химические гальванические элементы.
8. Концентрационные гальванические элементы.

9. Измерение электродвижущей силы.
10. Химическое равновесие.
11. Константа равновесия и равновесные концентрации
12. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

### Перечень вопросов к экзамену

#### 1 семестр

1. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.
2. Кислоты: безкислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли. Номенклатура солей.
3. Квантовомеханическая модель атома водорода. Электронная орбиталь. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь.
4. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского.
5. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона.
6. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.
7. Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.
8. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость.
9. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар.
10. Ионная связь. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки.
11. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.
12. Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
13. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
14. Растворы. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбуллиоскопия.
15. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации.
16. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
17. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений.
18. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

19. Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя.
20. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексных соединений.
21. Галогены. Общая характеристика элементов. Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ.
22. Халькогены. Общая характеристика элементов. Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ.
23. Элементы V группы главной подгруппы. Закономерности в изменении свойств атомов, простых веществ, водородных и кислородных соединений.
24. Общие свойства металлов главных подгрупп. Положение в периодической системе. Металлическая связь. Общие физические и химические свойства металлов.
25. Особенности металлов побочных подгрупп. Общая характеристика электронных структур атомов d-элементов. Закономерности в изменении свойств атомов. Сравнение физических и химических свойств простых веществ.
26. Предмет и методы количественного анализа. Физические, химические и физико-химические методы количественного анализа, их характеристика.
27. Сущность гравиметрического анализа. Количественное выделение из раствора компонента в виде осадка. Осаждаемая и гравиметрическая формы осадка.
28. Осадки кристаллические и аморфные. Выбор и расчет массы навески, количества осадителя. Условия осаждения. Полнота осаждения.
29. Промывание, высушивание и прокаливание осадков. Точность гравиметрического анализа. Расчеты в гравиметрическом анализе.
30. Сущность титриметрического (объемного) анализа. Методы объемного анализа. Выражение концентраций в объемном анализе.
31. Приготовление исходных и рабочих титрованных растворов. Исходные вещества и требования к ним. Вычисления в объемном анализе.

## **2 семестр**

1. Основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова. Взаимное влияние атомов в молекуле.
2. Виды пространственной и структурной изомерии. Индуктивный и мезомерный эффекты (примеры).
3. Алканы: гомологический ряд, изомерия, номенклатура, методы получения, физические и химические свойства.
4. Пространственное строение молекулы метана и этана. Механизм радикального замещения.
5. Алкены: гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Электронное и пространственное строение этиленовых углеводородов. Методы получения, химические свойства. Механизмы реакций электрофильного и радикального присоединения.
6. Присоединение электрофилов к несимметричным алкенам. Правило Марковникова и его объяснение с позиций статического и динамического подходов. Эффект Хараша.
7. Алкины: гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Электронное строение и геометрия алкинов. Способы получения, химические свойства алкинов. Примеры реакций нуклеофильного, электрофильного и радикального присоединения у алкинов.
8. Ароматические углеводороды: строение бензола, ароматические свойства, промышленные способы получения бензола и его производных.
9. Механизм реакции ароматического электрофильного замещения. Статический и динамический факторы. Правила ориентации.

10. Нефть, ее состав. Переработка нефти. Важнейшие нефтепродукты. Природный газ и его использование. Углехимическое сырье. Особенности химического состава газового конденсата Астраханского газового комплекса.
11. Галогенпроизводные углеводородов. Изомерия. Номенклатура. Получение галогенпроизводных. Использование галогенпроизводных в синтезах других соединений.
12. Механизмы реакций нуклеофильного замещения  $S_N1$ ,  $S_N2$  и конкурирующих процессов элиминирования  $E1$  и  $E2$ . Реактивы Гриньяра. Реакция Вюрца.
13. Спирты: изомерия, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства. Реакции, иллюстрирующие амфотерность спиртов, реакции с разрывом связи C-O, O-H. Реакции окисления спиртов. Особенности химических свойств гликолей. Глицерин. Этиленгликоль.
14. Альдегиды и кетоны. Электронное строение карбонильной группы. Методы получения. Химические свойства. Реакции нуклеофильного присоединения (реакции с псевдокислотами, с криптооснованиями), окисления и восстановления. Реакции альдольно-кратоновой конденсации.
15. Карбоновые кислоты: электронное строение карбоксильной группы, способы получения. химические свойства (примеры реакций по основным реакционным центрам O-H, C-OH, C=O,  $\alpha$ -C-H).
16. Важнейшие представители карбоновых кислот. Непредельные, окси- ( $\alpha, \beta, \gamma, \delta$ ), оксо-кислоты, ди- и трикарбоновые кислоты.
17. Оптическая активность оксикислот. Ацетоуксусная и пировиноградная кислоты – биогенные кислоты. Биологическая роль олеиновой, линолевой, линоленовой в составе липидов.
18. Важнейшие производные карбоновых кислот (сложные эфиры, ангидриды, галогенангидриды, амиды). Способы получения. Сопоставление реакционной способности производных карбоновых кислот.
19. Жиры, их строение и состав. Гидролиз жиров. Мыла. Гидрогенизация жиров.
20. Биологическая роль ВЖК. Липиды (жиры и жироподобные вещества).
21. Фенолы, их строение и состав. Промышленные способы получения. Электронное строение. Взаимное влияние атомов в молекуле. Основные реакционные центры (O-H, C-OH, C-N<sub>аром.</sub>) и примеры реакций. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола.
22. Моносахариды. Важнейшие представители (глюкоза, фруктоза, галактоза, арабиноза, рибоза, 2-дезоксирибоза). Строение. Оптическая активность. D- и L-ряды. Кольчато-цепная таутомерия. Формулы Фишера и Хеурса. Аномеры. Мутаротация сахаров.
23. Химические свойства моносахаридов.
24. Дисахариды. Восстанавливающие (мальтоза, целлобиоза) и невосстанавливающие (сахароза) дисахариды. Особенности строения и химических свойств.
25. Полисахариды (крахмал, гликоген, целлюлоза, хитин). Роль углеводов в жизни человека.
26. Амины: номенклатура, строение, основные и нуклеофильные свойства.
27. Особенности химических свойств анилина.
28. Аминокислоты: классификация. Строение и биологическая роль  $\alpha$ -аминокислот. Заменяемые и незаменимые кислоты. Внутренние соли. Изoeлектрическая точка.
29. Химические свойства аминокислот (реакции по аминогруппе, по карбоксильной группе, реакции с участием обеих функциональных групп). Капрон.
30. Белки и пептиды: состав, строение, физические и химические свойства белков.
31. Понятие о классификации и номенклатуре гетероциклических соединений. Общая характеристика строения и реакционной способности. Пиррол, пиридин, пиримидин, пуридин.
32. Понятие о природных гетероциклических соединениях и их биологической роли. Азотистые основания нуклеиновых кислот. Нуклеотиды и нуклеозиды. АТФ. ее роль в обмене веществ. Витамины. Коферменты. Алкалоиды. Антибиотики.

33. Первый закон термодинамики. Его формулировка и следствия. Внутренняя энергия и ее свойства. Энтальпия.
34. Закон Гесса. Различные способы расчета теплот реакций. Стандартные теплоты химических реакций. Энтальпии образования химических соединений.
35. Теплоемкости. Их определение в классической и статистической термодинамике. Использование теплоемкостей для расчетов энергии, энтальпии и энтропии.
36. Зависимость теплот химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
37. Второй закон термодинамики. Его формулировки. Энтропия, как функция состояния. Изменение энтропии при необратимых процессах.
38. Энтропия, ее вычисление и свойства. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка и его ограничения. Формула Больцмана.
39. Третий закон термодинамики. КПД. Стандартная энергия Гиббса химической реакции.
40. Условия мембранного равновесия. Осмос. Уравнение Вант-Гоффа.
41. Химические равновесия в закрытых системах. Условие химического равновесия. Различные формы записи констант равновесия.
42. Зависимость констант равновесия от температуры. Изобара Вант-Гоффа.
43. Расчет равновесного состава и выходов продуктов при протекании нескольких химических реакций (на примере реакции образования  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}$  из  $\text{N}_2$  и  $\text{O}_2$ , гидрирования этилена).
44. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Гетерогенные химические равновесия с образованием и без образования твердых растворов.
45. Химическая кинетика. Что она изучает? Скорость химической реакции, от чего она зависит? Как изменяется скорость химической реакции и концентрация реагирующих веществ во времени? Приведите графическую зависимость.
46. Задачи и методы исследования скоростей химических реакций. Что такое молекулярность и порядок реакции? Какими способами можно определить порядок реакции? Приведите уравнения и графики.
47. Что называется периодом полупревращения вещества? Сформулируйте основные положения теории активных столкновений. Уравнение Аррениуса.
48. Адсорбция и ее определения. Изотерма адсорбции. Изотерма Лэнгмюра, ее анализ и области применимости.

#### 7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

### ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Дисциплина «Химия»

Курс 1 семестр 1,2

Трудоемкость дисциплины 216 часов

Число зачетных дидактических единиц 6

Количество часов в 1 семестре 86 часов

Максимальное количество баллов за работу в

течение семестра: 60 баллов

промежуточный контроль за семестр 20 баллов

#### 1 семестр

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
-------	----------------------------	--------------------------------	---------------------

<b>Основной блок</b>			
1.	Тест «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»	<b>5</b>	по расписанию
2.	Тест. Контрольная работа. «Химическая связь»	<b>15</b>	по расписанию
3	Тест «Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза»	<b>5</b>	по расписанию
4	Тест «Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы»	<b>5</b>	по расписанию
5	Тест. Контрольная работа «Комплексные соединения. Комплексообразование в аналитической химии»	<b>15</b>	по расписанию
6.	Тест «Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп»	<b>5</b>	по расписанию
7.	Реферат	<b>10</b>	по расписанию
8.	<b>Экзамен</b>	<b>40</b>	по расписанию
<b>Блок бонусов и штрафов</b>			
9.	Посещаемость занятий (за семестр)	<b>5</b>	по расписанию
10.	Неподготовленное домашнее задание	-1	
11.	Пропуск занятия без уважительной причины	-2	
<b>Всего</b>		<b>100</b>	

Количество часов в 2 семестре 130 часов

Максимальное количество баллов за работу в течение семестра:

60 баллов

промежуточный контроль за семестр

20 баллов

<b>№ п/п</b>	<b>Контролируемые мероприятия</b>	<b>Максимальное количество баллов</b>	<b>Срок предоставления</b>
<b>Основной блок</b>			
1.	Тест «Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач»	<b>10</b>	по расписанию
2.	Тест «Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения»	<b>5</b>	по расписанию
3.	Контрольная работа «Ароматическая связь. Механизм	<b>10</b>	по расписанию

	электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений»		
4.	Тест «Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения»	5	по расписанию
5.	Тест «Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции»	5	по расписанию
6.	Контрольная работа «Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия»	10	по расписанию
7.	Тест «Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность»	5	по расписанию
8.	Тест «Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие»	5	по расписанию
9.	Тест «Электрохимия»	5	по расписанию
<b>Блок бонусов и штрафов</b>			
19.	Активность на занятии (за семестр)	5	
20.	Неподготовленное домашнее задание	-1	
21.	Пропуск занятия без уважительной причины	-2	
<b>Всего</b>	<b>60</b>		

Преподаватель, реализующий дисциплину (модуль), в зависимости от уровня подготовленности обучающихся может использовать иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

## 8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### *а) основная литература:*

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов н/Д : Феникс, 2013. - (Высшее образование) Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222206744.html> (ЭБС «Консультант студента»)

2. Основы органической химии [Электронный ресурс] / Юровская М.А. - М. : БИНОМ, 2012. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996311347.html> (ЭБС «Консультант студента»)

**б) дополнительная литература:**

1. Основы органической химии [Электронный ресурс] / М.А. Юровская, А.В. Куркин. - М.: БИНОМ, 2015. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996326297.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : доп. М-вом высшего и среднего специального образования СССР в качестве учеб. пособ. для вузов. - исправ. - М.: "Интеграл-пресс", 2004. - 240 с. - ISBN 5-89602-015-5: 124-99 : 124-99. (86 экз.)
3. Аналитическая химия. Количественный анализ. Физико-химические методы анализа: практикум: учебное пособие. Харитонов Ю.Я., Джабаров Д.Н., Григорьева В.Ю. 2012. - 368 с.: ил. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970421994.html>. - (ЭБС «Консультант студента»)
4. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебник для вузов. - 5-е изд., исправл. - СПб: Химиздат, 2007. - 624 с: ил. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5938081297.html>. (ЭБС «Консультант студента»)

**в) перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины (модуля):**

1. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог в настоящее время содержит около 15000 наименований. [www.studentlibrary.ru](http://www.studentlibrary.ru). Регистрация с компьютеров АГУ

## **9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию (114 ауд.), лабораторию по проведению лабораторного практикума и семинарских занятий (114 ауд.: лабораторные столы – 13 шт., стулья – 25 шт., доска – 1 шт., проектор – 1 шт., экран проектора – 1 шт., компьютер – 1 шт. штатив – 3 шт., вытяжной шкаф – 2 шт., сушильный шкаф – 1 шт., спектрофотометр – 1 шт., плитка электрическая – 1 шт.). Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: лабораторные столы, вытяжной шкаф, шкафы для химических реактивов и химической посуды, набор химических реактивов, набор химической посуды.

При необходимости рабочая программа дисциплины (модуля) может быть адаптирована для обеспечения образовательного процесса инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, в том числе для обучения с применением дистанционных образовательных технологий. Для этого требуется заявление студента (его законного представителя) и заключение психолого-медико-педагогической комиссии (ПМПК).