

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МИЧУРИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

КАФЕДРА МАТЕМАТИКИ, ФИЗИКИ И ИНФОРМАЦИОННЫХ  
ТЕХНОЛОГИЯ

**УТВЕРЖДЕНА**

Решением учебно-методического  
совета университета  
протокол № 6  
от « 17 » 02 2022 г.

**УТВЕРЖДАЮ**

Председатель учебно-  
методического совета университета

  
С.А.Жидков  
от « 18 » 02 2022 г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ**

**ХИМИЯ**

**ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА  
ПОДГОТОВКИ ИНОСТРАННЫХ ГРАЖДАН К ОСВОЕНИЮ  
ПРОФЕССИОНАЛЬНЫХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ПРОГРАММ НА  
РУССКОМ ЯЗЫКЕ**

Ресурсный центр иностранных языков

Мичуринск – 2022

### **1. Цели освоения дисциплины (модуля)**

Дисциплина «Химия» играет важную роль в образовании, полагаясь в основе целого ряда естественнонаучных дисциплин. Цель освоения дисциплины «Химия» - овладение особым типом мышления, каковым является химическое образование, создание необходимой базы для освоения специальных дисциплин естественнонаучного цикла; дисциплина предназначена для слушателей, желающих улучшить и пополнить свои знания по расширенному школьному курсу химии, используемые в дисциплинах указанного цикла.

### **2. Место дисциплины в структуре образовательной программы**

Химия – наука о веществах и их превращениях. Дисциплина «Химия» входит в базовую часть цикла общих математических и естественнонаучных дисциплин. Поэтому понятия химии, фундаментальные законы, принципы и методы познания лежат в основе всего естествознания. Согласно приказу Минобрнауки России от 13.10.2014 № 1304 «Об утверждении требований к освоению дополнительных общеобразовательных программ, обеспечивающих подготовку иностранных граждан и лиц без гражданства к освоению профессиональных образовательных программ на русском языке» дисциплина «Химия» является дополнительной общеобразовательной.

### **3. Знания, умения и навыки, формируемые в результате освоения дисциплины химия**

По результатам освоения дополнительной общеобразовательной программы, касающейся изучения химии, слушатель должен:

знать:

объект и предмет химии; основные понятия и законы химии; атомно-молекулярное учение; электронное строение атомов; элементы квантово-механического описания атомов и ионов; периодический закон и структуру периодической системы химических элементов; механизм образования, типы и основные характеристики химической связи; основные классы неорганических веществ и их химические свойства и методы получения; основные закономерности протекания химических реакций; основные понятия химии растворов; теорию электролитической диссоциации; основные понятия, связанные с окислительно-восстановительными реакциями (ОВР); основные положения теории химического строения органических веществ; классификацию органических веществ и типы органических реакций; определение, общую формулу, номенклатуру, свойства и методы получения углеводородов, кислородсодержащих соединений, азотсодержащих соединений; определения (описания) базисных понятий химии; общенаучные и химические термины, значимые для дальнейшего профессионального образования; основные приемы работы и технику безопасности при проведении химических реакций.

уметь:

характеризовать химию, как науку; решать расчетные задачи с использованием понятий моль, молярная масса вещества, молярный объем газов; составлять электронные и электронно-графические формулы атомов; Характеризовать элемент по положению в периодической системе; определять тип химической связи в веществе по его формуле; изображать по методу валентных связей схему образования химической связи в бинарных соединениях, составлять формулы, названия, определять основные классы неорганических веществ; составлять уравнения реакций превращения веществ различных классов на основе их химических свойств; характеризовать влияние различных факторов на скорость реакции и состояние химического равновесия; решать расчетные задачи с использованием понятий массовая доля растворенного вещества и молярная концентрация раствора; составлять уравнения электролитической диссоциации оснований, кислот, солей, воды; составлять молекулярные и ионные уравнения реакций электролитов в растворах и гидролизосолей в водных растворах; расставлять коэф-



фициенты в уравнениях ОВР методом электронного баланса и определять окислительно-восстановительную природу реагентов; составлять уравнения электродных процессов при работе гальванического элемента, при электролизе расплавов и растворов электролитов с анодами различных типов; писать формулы изомеров и гомологов; классифицировать органические соединения по функциональной группе и строению углеводородного радикала; определять тип органической реакции; пользоваться номенклатурой Международного союза теоретической и прикладной химии ИЮПАК (IUPAC) при составлении формул и названий веществ; составлять уравнения реакций превращения веществ различных классов на основе их химических свойств; использовать химическую терминологию и символику; формулировать определение базисных понятий изученных разделов химии; пользоваться химической посудой и простейшим лабораторным оборудованием.

#### 4. Структура и содержание дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 14 зачетных единиц или 396 часов, из них 198 аудиторных и 198 часов, отводящихся на самостоятельную работу обучающихся.

##### 4.1. Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры
		2
<b>Общая трудоемкость</b>	<b>396</b>	<b>396</b>
<b>Аудиторные занятия (все-</b>	<b>198</b>	<b>198</b>
В том числе:		
Лекции	90	90
Семинары	108	108
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>	<b>198</b>	<b>198</b>
В том числе:		198
подготовка к семинарским занятиям		
подготовка к контрольной работе		
подготовка к экзамену		
<b>Вид итогового контроля</b>		экзамен

##### 4.2. Лекции

<i>№ п/п</i>	<i>Раздел дисциплины</i>	<i>Кол-во ча- сов</i>
<i>Лекции</i>		
1	<b>Законы и понятия химии</b>	<b>6</b>
	<b>Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение</b>	2
	<b>Тема 2. Основные законы химии и границы их применения</b>	4

2	Строение атомов химических элементов	8
	Тема 1. Особенности строения атомов химических элементов 1 – 4 периодов периодической системы.	6
	Тема 2. Энергетические критерии состояния электрона в атоме.	2
3	Строение молекул и химическая связь	16
	Тема 1. Общие положения теории химической связи. Ковалентная связь.	2
	Тема 2. Виды ковалентной связи. Ионная связь. Объекты, в которых они присутствуют. Энергия связи.	2
	Тема 3. Водородная связь.	2
	Тема 4. Металлическая связь и силы межмолекулярного взаимодействия	2
	Тема 5. Химическая связь в молекулах органических соединений: метана, этана, этилена, ацетилен, бутадина-1,4, бензола.	8
3	Теория растворов	6
	Тема 1. Растворение как процесс. Растворы.	2
	Тема 2. Концентрация растворов.	4
5	Теория электролитической диссоциации (ЭДС)	10
	Тема 1. Общие положения и механизм теории ЭДС	2
	Тема 2. Степень и константа диссоциации	2
	Тема 3. Основные классы неорганических соединений с точки зрения ЭДС	4
	Тема 4. Ионные уравнения реакций	2
6	Координационные (комплексные) соединения	4
	Тема 1. Строение комплексных соединений. Химическая связь в комплексах	2
	Тема 2. Классификация комплексных соединений. Комплексные соединения с точки зрения ЭДС	2
7	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	6



	Тема 1. Основные понятия теории ОВР	2
	Тема 2. Определение коэффициентов в уравнении ОВР методом электронного баланса	2
	Тема 3. Классификация ОВР. Факторы, влияющие на течение ОВР.	2
8	Неорганическая химия	6
	Тема 1. Водород, галогены и халькогены	2
	Тема 2. Элементы 4 и 5 групп, главных подгрупп Периодической системы Д.И.Менделеева	2
	Тема 3. Общие свойства металлов	2
9	Органическая химия	26
	Тема 1. Основные понятия органической химии. Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова.	2
	Тема 2. Алканы	2
	Тема 3. Алкены	2
	Тема 4. Алкины	2
	Тема 5. Алкадиены и арены	2
	Тема 6. Спирты	2
	Тема 7. Глицерин. Жиры.	2
	Тема 8. Альдегиды и кетоны	2
	Тема 9. Карбоновые кислоты	2
	Тема. 10. Аминокислоты и белки	4
	Тема 11. Углеводы	4
10	Энергетика химических реакций	2
11	Химическая кинетика	2
	<b>Всего</b>	<b>90</b>

### 4.3. Семинарские занятия

<i>№ п/п</i>	<i>Раздел дисциплины</i>	<i>Кол-во ча- сов</i>
<i>Семинарские занятия</i>		
1	<b>Законы и понятия химии</b>	<b>6</b>
	Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	2
	Тема 2. Основные законы химии и границы их применения	4
2	<b>Строение атомов химических элементов</b>	<b>12</b>
	Тема 1. Особенности строения атомов химических элементов 1 – 4 периодов периодической системы.	10
	Тема 2. Энергетические критерии состояния электрона в атоме.	2
3	<b>Строение молекул и химическая связь</b>	<b>10</b>
	Тема 1. Общие положения теории химической связи. Ковалентная связь.	2
	Тема 2. Виды ковалентной связи. Ионная связь. Объекты, в которых они присутствуют. Энергия связи.	2
	Тема 3. Водородная связь.	2
	Тема 4. Металлическая связь и силы межмолекулярного взаимодействия	2
	Тема 5. Химическая связь в молекулах органических соединений: метана, этана, этилена, ацетилена, бутадина-1,4, бензола.	2
3	<b>Теория растворов</b>	<b>8</b>
	Тема 1. Растворение как процесс. Растворы.	2
	Тема 2. Концентрация растворов.	6
5	<b>Теория электролитической диссоциации (ЭДС)</b>	<b>16</b>
	Тема 1. Общие положения и механизм теории ЭДС	2
	Тема 2. Степень и константа диссоциации	4



	Тема 3. Основные классы неорганических соединений с точки зрения ЭДС	4
	Тема 4. Ионные уравнения реакций	6
6	Координационные (комплексные) соединения	4
	Тема 1. Строение комплексных соединений. Химическая связь в комплексах	2
	Тема 2. Классификация комплексных соединений. Комплексные соединения с точки зрения ЭДС	2
7	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)	10
	Тема 1. Основные понятия теории ОВР	2
	Тема 2. Определение коэффициентов в уравнении ОВР методом электронного баланса	4
	Тема 3. Классификация ОВР. Факторы, влияющие на течение ОВР.	4
8	Неорганическая химия	6
	Тема 1. Водород, галогены и халькогены	2
	Тема 2. Элементы 4 и 5 групп, главных подгрупп Периодической системы Д.И.Менделеева	2
	Тема 3. Общие свойства металлов	2
9	Органическая химия	32
	Тема 1. Основные понятия органической химии. Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова.	2
	Тема 2. Алканы	2
	Тема 3. Алкены	2
	Тема 4. Алкины	2
	Тема 5. Алкадиены и арены	4
	Тема 6. Спирты	2
	Тема 7. Глицерин. Жиры.	4

	Тема 8. Альдегиды и кетоны	4
	Тема 9. Карбоновые кислоты	2
	Тема. 10. Аминокислоты и белки	4
	Тема 11. Углеводы	4
10	Энергетика химических реакций	2
11	Химическая кинетика	2
	Всего	108

#### 4.4. Самостоятельная работа обучающихся

<i>№ п/п</i>	<i>Раздел дисциплины</i>	<i>Кол-во ча- сов</i>
<i>Самостоятельная работа</i>		
1	Законы и понятия химии	12
	Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение	4
	Тема 2. Основные законы химии и границы их применения	8
	Строение атомов химических элементов	16
	Тема 4. Особенности строения атомов химических элементов 1 – 4 периодов периодической системы.	12
2	Тема 5. Энергетические критерии состояния электрона в атоме.	4
	Строение молекул и химическая связь	32
3	Тема 1. Общие положения теории химической связи. Ковалентная связь.	4
	Тема 2. Виды ковалентной связи. Ионная связь. Объекты, в которых они присутствуют. Энергия связи.	4
	Тема 3. Водородная связь.	4
	Тема 4. Металлическая связь и силы межмолекулярного взаимодействия	4



	<b>Тема 5. Химическая связь в молекулах органических соединений: метана, этана, этилена, ацетилен, бутадиена-1,4, бензола.</b>	16
3	<b>Теория растворов</b>	12
	<b>Тема 1. Растворение как процесс. Растворы.</b>	4
	<b>Тема 2. Концентрация растворов.</b>	8
5	<b>Теория электролитической диссоциации (ЭДС)</b>	20
	<b>Тема 1. Общие положения и механизм теории ЭДС</b>	4
	<b>Тема 2. Степень и константа диссоциации</b>	4
	<b>Тема 3. Основные классы неорганических соединений с точки зрения ЭДС</b>	8
	<b>Тема 4. Ионные уравнения реакций</b>	4
6	<b>Координационные (комплексные) соединения</b>	8
	<b>Тема 1. Строение комплексных соединений. Химическая связь в комплексах</b>	4
	<b>Тема 2. Классификация комплексных соединений. Комплексные соединения с точки зрения ЭДС</b>	4
7	<b>Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)</b>	12
	<b>Тема 1. Основные понятия теории ОВР</b>	4
	<b>Тема 2. Определение коэффициентов в уравнении ОВР методом электронного баланса</b>	4
	<b>Тема 3. Классификация ОВР. Факторы, влияющие на течение ОВР.</b>	4
8	<b>Неорганическая химия</b>	12
	<b>Тема 1. Водород, галогены и халькогены</b>	4
	<b>Тема 2. Элементы 4 и 5 групп, главных подгрупп Периодической системы Д.И.Менделеева</b>	4
	<b>Тема 3. Общие свойства металлов</b>	4
9	<b>Органическая химия</b>	52

	<b>Тема 1. Основные понятия органической химии. Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова.</b>	4
	<b>Тема 2. Алканы</b>	4
	<b>Тема 3. Алкены</b>	4
	<b>Тема 4. Алкины</b>	4
	<b>Тема 5. Алкадиены и арены</b>	4
	<b>Тема 6. Спирты</b>	4
	<b>Тема 7. Глицерин. Жиры.</b>	4
	<b>Тема 8. Альдегиды и кетоны</b>	4
	<b>Тема 9. Карбоновые кислоты</b>	2
	<b>Тема. 10. Аминокислоты и белки</b>	4
	<b>Тема 11. Углеводы</b>	4
10	<b>Энергетика химических реакций</b>	2
11	<b>Химическая кинетика</b>	2
	<b>Всего</b>	<b>198</b>

**Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы по дисциплине:**

1. О.С. Габриелян. Общая и неорганическая химия. М.: Издательский центр «Академия», 2011.
2. Н.Л. Глинка. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2000.
3. Б.В. Некрасов. Учебник общей химии. М: Химия, 1981.
4. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М. 1981.
5. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: "Академия", 2001
6. М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. Общая и неорганическая химия. М. 1981.
7. Л.А. Николаев. Неорганическая химия. М. 1982.
8. Ю.Н. Медведев Избранные главы общей химии. – М. – Мичуринск: МГПИ, 2001.
9. Лидин А.М. Задачи по неорганической химии /А.М. Лидин, и др. – М., 1990.

## 5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 5.1. Содержание разделов дисциплины Общая и неорганическая химия

**Раздел 1. Основные химические понятия и законы. Современные представления о строении атома вещества.**

Химия как фундаментальная наука о составе и строении всех веществ живой и неживой природы. Основные понятия химии: атом, элемент, молекула, химический эквивалент, моль,



атомные и молекулярные массы и молекулярный объем. Основные законы химии: закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава вещества, закон эквивалентности, границы действия законов.

История развития представлений о сложности строения атома. Современная модель строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Электронное облако, граничная поверхность, атомная орбиталь. Квантовые числа. Принципы заполнения орбиталей. Составление электронных и электронно-графических формул атомов. Основные свойства атомов: атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, магнитные свойства.

Основные типы химических связей: ковалентная, ионная, металлическая и водородная. Механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной и ионной связи.

Открытие Периодического закона Д.И. Менделеевым. Закон Мозли, его значение. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система как естественная система элементов. Периоды, группы, подгруппы. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение величин атомных радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер, причины периодического изменения свойств элементов.

## **Раздел 2. Химическая кинетика. Химическое равновесие.**

Понятие о скорости реакции, ее количественном выражении. Истинная и средняя скорость. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Понятие об активных молекулах, энергии активации, цепных реакциях. Катализ, его виды. Понятие об ингибиторах, о механизме каталитического действия. Ферменты как катализаторы.

Необратимые и обратимые химические реакции. Химическое равновесие, его константа. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье.

## **Раздел 3. Классификация и номенклатура неорганических соединений.**

Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения, их номенклатура. Трехэлементные соединения.

Классификация сложных веществ по функциональным признакам: оксиды, основания, кислоты, соли. Их свойства.

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Типы химических реакций.

Комплексные соединения. Строение комплексного соединения. Природа химической связи в комплексных соединениях. Классы комплексных соединений. Номенклатура. Изомерия комплексных соединений.

Характер электролитической диссоциации комплексов. Устойчивость их в растворах. Константа нестойкости. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии.

## **Раздел 4. Растворы. Свойства растворов неэлектролитов и электролитов.**

Классификация дисперсных систем. Механизм процесса растворения. Учение Менделеева о растворах. Растворимость твердых веществ и ее зависимость от температуры. Кристаллизация твердых веществ из раствора. Способы выражения концентрации растворов. Понятие об осмосе, криоскопии, эбуллиоскопии.

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И.А. Каблукова. Механизм диссоциации и гидратации. Диссоциация кислот, оснований, солей. Ступенчатая диссоциация. Современные представления о кислотах и основаниях. Протолитические равновесия в водных и неводных растворах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Понятие о теории сильных электро-



литов. Применение закона действия масс к диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Равновесия в растворах электролитов (ионные реакции). Гетерогенное равновесие «осадок-раствор». Произведение растворимости. Условия растворения и выпадения осадков. Ионное произведение воды. Водородный показатель, его значение.

### **Раздел 5. Химические реакции.**

Типы химических реакций.

Реакции в растворах электролитов.

Гидролиз солей. Различные случаи его. рН водных растворов солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Необратимый гидролиз.

Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Методы электронного и ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

### **Раздел 6. Химия неметаллов.**

Общая характеристика элементов 7 А группы. Строение молекул галогенов и сравнительная характеристика их свойств.

Хлор. Нахождение в природе. Изотопы. Способы получения. Свойства. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Получение и свойства хлористого водорода. Соляная кислота, получение, свойства, применение. Кислородные соединения хлора.

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ 6А группы.

Кислород. Изотопный состав природного кислорода. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода, его физические и химические свойства. Оксиды. Аллотропия кислорода. Озон, его свойства, получение, образование в природе. Области применения кислорода. Роль кислорода в природе. Воздух. Проблема чистого воздуха. Водородные соединения кислорода. Вода, пероксид водорода, пероксиды металлов, получение, свойства, применение.

Сера. Распространение в природе, добыча и переработка. Аллотропия. Свойства и применение. Характер взаимодействия с металлами и неметаллами. Водородные соединения. Сероводород, получение, применение, свойства. Сероводородные кислоты, сульфиды, восстановительные свойства их. Полисероводороды, полисульфиды.

Кислородные соединения серы, характер валентных связей и их геометрия. Диоксид серы, свойства и получение. Сернистая кислота, сульфиты. Оксид серы (VI), серная кислота, ее свойства, способы получения. Сульфаты.

Общая характеристика элементов и простых веществ 5 А группы.

Азот. Нахождение в природе. Свойства, получение, применение. Водородные соединения: аммиак, строение и геометрия молекулы. Способы получения и свойства. Соли аммония, структура, свойства, термическое разложение, применение. Окисление аммиака.

Кислородные соединения азота. Оксиды, характер связи в них. Получение, свойства. Азотная и азотистая кислоты, получение, применение, свойства их и их солей. Термическое разложение нитратов. Азотные удобрения. Роль азота для живых организмов.

Общая характеристика элементов и простых веществ 4 А группы.

Углерод. Нахождение в природе. Аллотропия. Древесный уголь, его свойства и строение. Адсорбция. Химические свойства углерода. Использование его восстановительных свойств. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение молекулы. Применение, физиологическое действие.



## Раздел 7. Химия металлов.

Общие свойства металлов. Расположение в периодической системе. Структура металлов. Металлическая связь. Типы кристаллических решеток. Зависимость физических свойств от электронных структур. Характеристика химических свойств.

Коррозия металлов и основные способы защиты от нее. Ингибиторы коррозии металлов.

1А группа, общая характеристика. Щелочные металлы. Нахождение в природе. Получение. Свойства, применение. Оксиды, гидроксиды, пероксиды, гидриды. Свойства и применение важнейших солей. Калийные удобрения.

2А группа, общая характеристика.

Бериллий, магний. Свойства. Их сплавы. Оксиды и гидроксиды. Важнейшие соли. Применение.

Щелочно-земельные металлы. Нахождение в природе, получение, свойства. Негашеная и гашеная известь. Получение, применение. Пероксиды. Гидриды. Соли. Жесткость воды и способы ее устранения. Роль и применение соединений щелочно-земельных металлов.

Общая характеристика элементов и простых веществ 3 А группы. Бор, нахождение в природе. Значение бора и его соединений. Бор – микроэлемент.

Алюминий. Нахождение в природе. Получение, свойства. Алумотермия. Сплавы. Оксид и гидроксид. Алуминаты и гексоалюминаты. Характер связи в хлориде алюминия (ковалентность, димеризация). Применение алюминия и его соединений.

## Раздел 8. Органическая химия.

Алканы. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Алкены. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Алкины. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Алкадиены. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Арены. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Спирты одноатомные. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Спирты многоатомные. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей. Жиры.

Альдегиды и кетоны. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Карбоновые кислоты. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей.

Аминокислоты. Строение молекул. Гомологический ряд. Виды изомерии. Физические свойства. Химические свойства. Получение. Применение наиболее типичных представителей. Белки.

Моно-, ди-, олиго- и полисахара.

## 6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

Вид учебной работы	Образовательные технологии
Лекции	Электронные материалы, использование

	мультимедийных средств, раздаточный материал
Семинарские занятия	-решение задач по темам, их обсуждение и анализ, тестирование. Доклады.  - интерактивная: дискуссия, метод анализа конкретных ситуаций (кейс-метод), коллективные решения творческих задач, моделирование производственных процессов и ситуаций, деловая игра.
Самостоятельные работы	Подготовка докладов и сообщений по темам.

## 6. Оценочные средства дисциплины

### 6.1. Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине «Химия»

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины*	Код контролируемой компетенции	Оценочное средство	
			наименование	кол-во
1	<b>Основные химические понятия и законы. Современные представления о строении атома вещества.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект
2	<b>Химическая кинетика. Химическое равновесие.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект
3	<b>Классификация и номенклатура неорганических соединений.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект
4	<b>Растворы. Свойства растворов неэлектролитов и электролитов.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для эк-	1 комплект



			замена	
5	<b>Химические реакции.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект
6	<b>Химия неметаллов.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект
7	<b>Химия металлов.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект
8	<b>Органическая химия.</b>	Согласно перечню	Тесты Реферат Задачи для самостоятельного решения Вопросы для экзамена	1 комплект

## 6.2. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ И ЗАДАЧИ

*Из предложенных вариантов ответа выберите один правильный.*

*Строение атомов химических элементов*

- Число энергетических уровней в атоме мышьяка равно:  
1) 4; 2) 2; 3) 3; 4) 5
- В каком ряду химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса?  
1) Be, B, C, N; 2) Rb, K, Na, Li;  
3) O, S, Se, Te; 4) Mg, Al, Si, P.
- Химический элемент 3-го периода образует газообразное водородное соединение состава ЭН<sub>3</sub>. Распределению электронов в атоме этого элемента соответствует ряд чисел:  
1) 2, 8, 5;  
2) 2, 8, 3;  
3) 2, 8, 2;  
4) 2, 8, 6.
- Наибольший радиус имеет атом:

- 1) азота; 2) висмута;
- 3) сурьмы; 4) мышьяка.

5. В каком ряду расположены химические элементы, в атомах которых одинаковое число энергетических уровней?

- 1) K, Na, Li; 2) Ca, Mg, Al;
- 3) Al, Si, P; 4) S, Cl, Se.

6. К s-элементам относится:

- 1) Al; 2) Be; 3) C; 4) B.

7. Химический элемент расположен в 3-м периоде, IIIA группе. Характерным для него является образование:

- 1) водородного газообразного соединения состава  $H_2E$ ;
- 2) высшего оксида состава  $EO_3$ , кислотного характера;
- 3) высшего оксида состава  $EO_2$ , кислотного характера;
- 4) высшего оксида состава  $E_2O_3$ , амфотерного характера.

8. Атомы углерода и кремния имеют одинаковое число:

- 1) нейтронов в ядре;
- 2) электронов;
- 3) энергетических уровней;
- 4) электронов во внешнем энергетическом уровне.

9. Признаком сходства химических элементов O и S является:

- 1) одинаковое число энергетических уровней в атомах;
- 2) одинаковое число валентных электронов в атомах;
- 3) принадлежность элементов к IV A группе;
- 4) расположение элементов в одном периоде.

10. Элемент, электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома которого  $3s^23p^63d^{10}4s^1$  образует высший оксид:

- 1)  $K_2O$ ; 2)  $CuO$ ; 3)  $CaO$ ; 4)  $Na_2O$ .

11. Изотопы одного и того же элемента отличаются друг от друга:

- 1) числом нейтронов;
- 2) числом электронов;
- 3) числом протонов;
- 4) зарядом ядра.

12. Наименьшее число протонов содержится в ядре атома:

- 1) кислорода; 2) натрия; 3) титана; 4) хлора.

13. Ядра атомов изотопов различаются числом:

- 1) протонов; 2) нейтронов;
- 3) протонов и нейтронов; 4) протонов и электронов.

14. Число нейтронов в ядре атома  $^{39}K$  равно:

- 1) 19; 2) 20; 3) 39; 4) 58.

15. 1 Химический элемент с порядковым номером 31 является:

- 1) s-элементом; 2) p-элементом;
- 3) d-элементом; 4) f-элементом.

16. Электронную конфигурацию  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$  имеет атом элемента:

- 1) Ba; 2) Mg; 3) Ca; 4) Sr.

17. Электронная конфигурация  $1s^22s^22p^63s^23p^6$  соответствует частице;

- 1)  $Li^+$ ; 2)  $K^+$  3)  $Cs^+$ ; 4)  $Na^+$ .

18. Атомный номер химического элемента соответствует:

- 1) среднему значению массовых чисел всех изотопов элемента;
- 2) числу энергетических уровней в электронной оболочке атома;
- 3) числу электронов во внешнем энергетическом уровне;
- 4) общему числу электронов в атоме.



19. Порядковый номер химического элемента показывает:

- 1) количество протонов в ядре;
- 2) количество внешних электронов;
- 3) относительную атомную массу;
- 4) количество нейтронов в ядре.

20. К семейству s-элементов относится:

- 1) водород;
- 2) кислород;
- 3) фтор;
- 4) аргон.

*По разделу № 1. Основные химические понятия и законы. Современные представления о строении атома вещества.*

#### ВАРИАНТ 1

1. В веществах, образованных путем соединения атомов с одинаковым значением электроотрицательности, химическая связь:

- 1) ионная;
- 2) ковалентная полярная;
- 3) ковалентная неполярная;
- 4) водородная.

2. Химическая связь в молекуле фтороводорода:

- 1) ковалентная полярная;
- 2) ковалентная неполярная;
- 3) ионная;
- 4) водородная.

3. В бромиде калия химическая связь:

- 1) ковалентная неполярная;
- 2) ковалентная полярная;
- 3) металлическая;
- 4) ионная.

4. Соединением с ковалентной неполярной связью является:

- 1)  $\text{HCl}$ ;
- 2)  $\text{O}_2$ ;
- 3)  $\text{CaCl}_2$ ;
- 4)  $\text{H}_2\text{O}$ .

5. В сероуглероде  $\text{CS}_2$  химическая связь:

- 1) ионная;
- 2) металлическая;
- 3) ковалентная полярная;
- 4) ковалентная неполярная.

6. Отрицательную степень окисления атом серы проявляет в соединении:

- 1)  $\text{NaHS}$
- 2)  $\text{NaHSO}_3$
- 3)  $\text{SO}_2$
- 4)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

7. Степень окисления железа в соединении  $\text{FeCO}_3$  равна:

- 1) +1;
- 2) +2;
- 3) +3;
- 4) +6.

8. Степень окисления азота в  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  равна:

- 1) 0;
- 2) +1;
- 3) +3;
- 4) +5.

9. Атом азота проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений:

- 1)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$
- 2)  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$
- 3)  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$
- 4)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$

10. Наибольшую степень окисления азот проявляет в соединении:

- 1)  $\text{NH}_3$ ;
- 2)  $\text{N}_2$ ;
- 3)  $\text{NO}_2$ ;
- 4)  $\text{N}_2\text{O}_5$

11. Наибольшими значениями электроотрицательности характеризуются:

- 1) хлор и фосфор;
- 2) фтор и кислород;
- 3) натрий и калий,
- 4) бром и сера.

12. Ионную кристаллическую решетку имеет:

- 1) фторид натрия;
- 2) вода;
- 3) серебро;
- 4) бром.

13. Аллотропными модификациями являются:

- 1) азот и фосфор;
- 2) кислород и озон;
- 3) сера и селен;
- 4) уран-235 и уран-238.

14. Аллотропными видоизменениями одного химического элемента являются:

- 1) кремний и кремнезем;
- 2) сажа и графита;
- 3) белое золото и золото;

4) белый фосфор и черный фосфор.

15. Число общих электронных пар в молекуле  $N_2$  равно

- 1) 1;                    2) 2;                    3) 3;                    4) 4.

### ВАРИАНТ 2

1. Ковалентная связь – это связь, осуществляемая между:

- 1) атомами            2) ионами            3) ионами и атомами

4) атомом водорода и электроотрицательным атомом другого элемента.

2. Химическая связь в молекуле хлороводорода:

- 1) ковалентная полярная;                    2) ковалентная неполярная;  
3) ионная;                    4) водородная.

3. В хлориде калия химическая связь:

- 1) ковалентная неполярная;            2) ковалентная полярная;  
3) металлическая;                    4) ионная.

4. Соединением с ковалентной неполярной связью является:

- 1)  $HCl$ ;            2)  $F_2$ ;            3)  $LiF$ ;            4)  $H_2O$ .

5. В оксиде углерода (IV) химическая связь:

- 1) ионная;                    2) металлическая;  
3) ковалентная полярная;            4) ковалентная неполярная.

6. Отрицательную степень окисления атом азота проявляет в соединении:

- 1)  $NH_2OH$             2)  $N_2O_3$             3)  $Ca(NO_3)_2$             4)  $HNO_2$

7. Степень окисления марганца в соединении  $H_2MnO_4$  равна:

- 1) +1;            2) +2;            3) +3;            4) +6.

8. Степень окисления углерода в карбиде кальция  $CaC_2$  равна:

- 1) -1;            2) 0;            3) +1;            4) +2.

9. Атом серы проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений:

- 1)  $H_2S$ ,  $SO_2$             2)  $SO_3$ ,  $H_2SO_4$             3)  $SO_3$ ,  $H_2SO_3$             4)  $H_2S$ ,  $SO_3$

10. Наибольшую степень окисления азот проявляет в соединении:

- 1)  $N_2H_4$ ;            2)  $N_2$ ;            3)  $N_2O$ ;            4)  $HNO_3$

11. Наибольшими значениями электроотрицательности характеризуются:

- 1) хлор и фосфор;                    2) фтор и кислород;  
3) натрий и калий,                    4) бром и сера.

12. Вещество с металлической связью это:

- 1) поваренная соль            2) железо            3) вода            4) сахароза

13. Аллотропными модификациями являются:

- 1) карбин и графит                    2) сажа и алмаз  
3) азот и озон                    4) уран-235 и уран-238.

14. Аллотропными видоизменениями одного химического элемента являются:

- 1) кислород и озон                    2) сажа и графит  
3) белое золото и золото            4) торий-230 и торий-232

15. Число общих электронных пар в молекуле  $F_2$  равно

- 1) 1;            2) 2;            3) 3;            4) 4.

### ВАРИАНТ 3

1. Связь, осуществляемая за счет образования общих электронных пар, называется:

- 1) водородной            2) металлической            3) ковалентной            4) ионной.

2. Химическая связь в молекуле пероксида водорода  $H_2O_2$ :

- 1) ковалентная полярная;            2) ковалентная неполярная;  
3) ионная;            4) водородная.

3. В сульфиде натрия химическая связь:

- 1) ковалентная неполярная;            2) ковалентная полярная;  
3) металлическая;            4) ионная.



4. Соединением с ионной связью является:  
 1)  $\text{BCl}_3$ ; 2)  $\text{O}_2$ ; 3)  $\text{LiF}$ ; 4)  $\text{H}_2\text{O}$ .
5. В молекуле аммиака  $\text{NH}_3$  химическая связь:  
 1) ионная; 2) металлическая;  
 3) ковалентная полярная; 4) ковалентная неполярная.
6. Положительную степень окисления атом кислорода проявляет в соединении:  
 1)  $\text{H}_2\text{O}$  2)  $\text{N}_2\text{O}_3$  3)  $\text{OF}_2$  4)  $\text{HNO}_2$
7. Степень окисления марганца в соединении  $\text{KMnO}_4$  равна:  
 1) +1; 2) +3; 3) +6; 4) +7.
8. Степень окисления азота в гидразине  $\text{N}_2\text{H}_4$  равна:  
 1) -2; 2) -1; 3) +1; 4) +2.
9. Атом углерода проявляет одинаковую степень окисления в каждом из двух соединений:  
 1)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  2)  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  3)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CaC}_2$  4)  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{CO}$
10. Низшую степень окисления азот проявляет в соединении:  
 1)  $\text{HNO}_2$ ; 2)  $\text{N}_2\text{O}$ ; 3)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; 4)  $\text{NO}$
11. Полярность связи выше в молекуле:  
 1)  $\text{HCl}$  2)  $\text{HI}$  3)  $\text{HBr}$  4)  $\text{HF}$
12. Ионы являются структурными частицами:  
 1) кислорода 2) воды 3) оксида углерода(IV) 4) хлорида натрия.
13. Связь, носящая характер однократного перекрывания взаимодействующих облаков называется:  
 1)  $\pi$ -связь 2)  $\delta$ -связь 3)  $\sigma$ -связь
14. К свойствам, характерным для ионной связи относится:  
 1) насыщенность связи; 2) направленность связи; 3) поляризуемость связи;  
 4) энергия связи.
15. Число общих электронных пар в молекуле  $\text{H}_2$  равно:  
 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

*По разделу № 2. Химическая кинетика. Химическое равновесие.*

#### ВАРИАНТ 1

1. Как повлияет повышение давления на равновесие следующих обратимых реакций:  
 а)  $\text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HI}$ ;  
 б)  $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ ;  
 в)  $\text{H}_2 + \text{CO}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 г)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ .
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на  $50^\circ$ , если температурный коэффициент равен 2?
3. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции:  

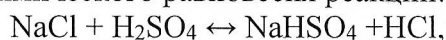
$$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}.$$
 Концентрация веществ при равновесии:  $[\text{CO}_2] = 0,02$  моль/л;  $[\text{H}_2] = 0,005$  моль/л;  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,01$  моль/л.

#### ВАРИАНТ 2

1. Как повлияет понижение давления на смещение равновесия в системах:  
 а)  $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ ;  
 б)  $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_2$ ;  
 в)  $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}$ ;  
 г)  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ .

2. Скорость некоторой реакции при охлаждении от 80 до 60 °С уменьшилась в 4 раза. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.

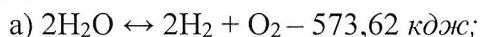
3. Вычислите константу химического равновесия реакций:



если равновесные концентрации NaCl и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> составляют по 1 моль/л, а NaHSO<sub>4</sub> и HCl – по 0,4 моль/л.

#### ВАРИАНТ 3

1. Как будет влиять на смещение равновесия понижение температуры в обратимых реакциях:

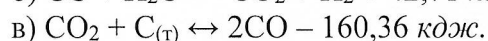
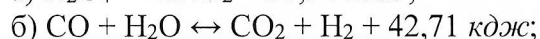
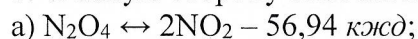


2. При 80 °С от начала до конца химической реакции проходит 20 мин. За сколько минут закончится эта же реакция при 50 °С, если температурный коэффициент скорости ее равен 2?

3. Равновесие реакции  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$  установилось при концентрациях:  $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,011$  моль/л. Определите константу равновесия и исходные концентрации оксида углерода (II) и хлора.

#### ВАРИАНТ 4

1. В какую сторону сместится равновесие реакций:



а) при повышении давления;

б) при понижении температуры?

2. Как возрастет скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 50 °С, если температурный коэффициент  $j$  равен 3?

3. Равновесие реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}$  установилось при следующей концентрации участвующих в ней веществ:  $[\text{H}_2] = 0,004$  моль/л;  $[\text{I}_2] = 0,25$  моль/л;  $[\text{HI}] = 0,08$  моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации водорода и иода.

*Из предложенных вариантов ответа выберите один правильный.*

1) Если температурный коэффициент скорости химической реакции равен 2, то при повышении температуры от 20 °С до 50 °С скорость реакции ...

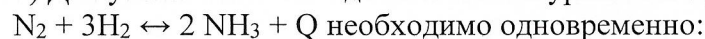
1) уменьшится в 2 раза;

2) уменьшится в 4 раза;

3) увеличивается в 6 раз;

4) увеличивается в 8 раз.

2) Для увеличения выхода аммиака по уравнению реакции

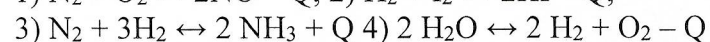
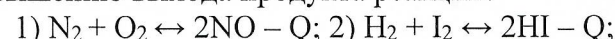


1) понизить температуру и давление; 2) повысит температуру и давление;

3) повысить давление, понизить температуру;

4) повысить температуру, понизить давление.

3) В каком случае повышение давления и понижение температуры в системе приводит к повышению выхода продукта реакции:



4) При охлаждении реакционной смеси с 50 °С до 20 °С скорость химической реакции уменьшилась в 27 раз. Температурный коэффициент этой реакции равен

1) 4; 2) 2 3) 3; 4) 5.

5) Скорость прямой реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + \text{Q}$  возрастает при

1) увеличении концентрации азота; 2) увеличении концентрации аммиака;

3) уменьшении концентрации водорода; 4) уменьшении концентрации азота.



- б) Скорость химической реакции между медью и азотной кислотой зависит от:
- 1) массы меди; 2) объема кислоты;
  - 3) объема колбы; 4) концентрации кислоты.
- 7) На смещение химического равновесия в системе  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$  не повлияет:
- 1) введение катализатора; 2) повышение давления;
  - 3) повышение концентрации кислорода; 4) повышение температуры.
- 8) Вещества, которые ускоряют химические реакции, но при этом не расходуются, называются:
- 1) ингибиторами; 2) катализаторами;
  - 3) адсорбентами; 4) инициаторами.
- 9) Для смещения равновесия  $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + 55 \text{ кДж/моль}$  в сторону образования продукта, реакционную смесь следует:
- 1) охладить; 2) нагреть;
  - 3) подвергнуть облучению солнечным светом;
  - 4) выдержать при комнатной температуре длительное время.
- 10) Скорость прямой реакции в системе  $2\text{NOCl}_{(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)}$  при увеличении давления в 3 раза:
- 1) увеличивается в 2 раза; 2) уменьшается в 2 раза;
  - 3) увеличивается в 9 раз; 4) уменьшается в 9 раз.

*По разделу № 3. Классификация и номенклатура неорганических соединений.*

*Из предложенных вариантов ответа выберите один правильный.*

- 1) Последовательности оксид – гидроксид – соль соответствует ряд веществ:
  - 1)  $\text{H}_2\text{O} - \text{LiOH} - \text{HCN}$ ; 2)  $\text{CaO} - \text{NaOH} - \text{PbI}_2$ ;
  - 3)  $\text{CaO} - \text{H}_2\text{CO}_3 - \text{NaOH}$ ; 4)  $\text{P}_2\text{O}_5 - \text{ZnSO}_4 - \text{Ba}(\text{OH})_2$ .
- 2) Основные оксиды, которым соответствуют щелочи, не взаимодействуют с:
  - 1) водородом; 2) кислотами; 3) водой; 4) кислотными оксидами.
- 3) Какой из перечисленных кислотных оксидов не реагирует с водой?
  - 1)  $\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ; 3)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; 4)  $\text{SiO}_2$ .
- 4) Для всех кислот характерно взаимодействие с
  - 1) металлами; 2) оксидами неметаллов; 3) солями; 4) щелочами.
- 5) К несолеобразующим оксидам относится:
  - 1)  $\text{SO}_2$ ; 2)  $\text{SO}_3$ ; 3)  $\text{NO}$ ; 4)  $\text{CO}_2$ .
- 6) В каком ряду веществ представлены только соли:
  - 1)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ;
  - 2)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ ,  $\text{NH}_3$ ;
  - 3)  $\text{CaOHCl}$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KCNS}$ ;
  - 4)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{HCNS}$ .
- 7) Раствор гидроксида натрия взаимодействует с каждым веществом, указанным в ряду:
  - 1) оксид кремния, сульфат натрия, хлорид гидроксоалюминия;
  - 2) оксид железа (II), медь, серная кислота, гидроксид алюминия;
  - 3) оксид кремния, алюминий, соляная кислота, гидроксид цинка;
  - 4) оксид железа (II), медь, аммиак, гидроксид цинка.
- 8) В ряду оксидов  $\text{CO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{BaO}$  к амфотерным оксидам относится:
  - 1)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и  $\text{BaO}$ ; 2)  $\text{ZnO}$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; 3)  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$ ; 4)  $\text{ZnO}$  и  $\text{BaO}$ .
- 9) Гидросульфат натрия имеет химическую формулу:
  - 1)  $\text{NaHSO}_3$ ; 2)  $\text{NaHCO}_3$ ; 3)  $\text{NaHSO}_4$ ; 4)  $\text{NaHSiO}_3$ .
- 10) Как изменяются свойства гидроксидов, образованных металлами главной подгруппы II группы, при увеличении заряда ядра атомов?
  - 1) щелочи → нерастворимое основание → амфотерный гидроксид;
  - 2) амфотерный гидроксид → нерастворимое основание → щелочь;
  - 3) кислота → амфотерный гидроксид → щелочь;
  - 4) нерастворимое основание → растворимое основание → щелочь.

11) Число гидроксидов среди перечисленных веществ  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  равно:

- 1) 5;                    2) 2;                    3) 3;                    4) 4.

12) Основным и кислотным в следующих парах оксидов является соответственно ...

- 1)  $\text{CO}_2$  и  $\text{CaO}$ ;    2)  $\text{CaO}$  и  $\text{Na}_2\text{O}$ ;    3)  $\text{SO}_3$  и  $\text{CO}_2$ ;    4)  $\text{Na}_2\text{O}$  и  $\text{SO}_3$ .

13) В каком ряду записаны формулы только тех веществ, которые взаимодействуют с соляной кислотой?

1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;

2)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}$ ;

3)  $\text{Zn}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ;

4)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ .

14) Ряду оксидов  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  соответствует следующий ряд гидроксидов:

1)  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$ ;

2)  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$ ;

3)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$ ;

4)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$ .

15) Кислой солью является:

1) гидрид магния;

2) гидрокарбонат натрия;

3) гидроксид кальция;

4) гидроксокарбонат меди.

16) К кислым солям не относится вещество, формула которого:

- 1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;            2)  $\text{NaHS}$ ;            3)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  4)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

17) К амфотерным оксидам относится ...

- 1)  $\text{SO}_3$ ;                2)  $\text{K}_2\text{O}$ ;                3)  $\text{ZnO}$ ;                4)  $\text{N}_2\text{O}$

18) Растворимые в воде основные оксиды, не взаимодействуют с ...

- 1) кислотами;    2) водой;            3) водородом;        4) кислотными оксидами.

19) Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого:

- 1)  $\text{HCl}$ ;                2)  $\text{NH}_3$ ;                3)  $\text{H}_2\text{S}$ ;                4)  $\text{SiH}_4$ .

20) Основные свойства проявляет высший оксид элемента ...

- 1) серы;    2) азота;    3) бария;    4) углерода.

*По разделу № 4. Растворы. Свойства растворов неэлектролитов и электролитов.*

#### ВАРИАНТ 1

1. Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций между следующими веществами:

а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

б)  $\text{KOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

в)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

2. Константа диссоциации азотистой кислоты равна  $5,1 \cdot 10^{-4}$ . Вычислите концентрацию ионов водорода и степень диссоциации в 0,5 н. растворе.

3. pH раствора равен 3,0. Определите концентрацию ионов водорода в этом растворе.

#### ВАРИАНТ 2

1. Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций между следующими веществами:

а)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

б)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$

в)  $\text{CoOHCl} + \text{HCl} \rightarrow$

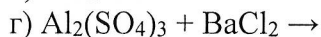
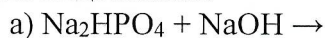


2. В 500 мл раствора содержится 0,6 моль слабого бинарного электролита, из них 0,02 моль находится в виде ионов. Вычислите степень и константу диссоциации слабого электролита.

3. Вычислите pH раствора, если концентрация ионов водорода равна  $10^{-6}$  г-ион/л.

#### ВАРИАНТ 3

1. Напишите молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций между следующими веществами:

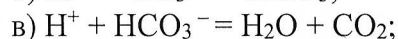
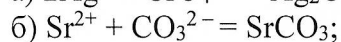
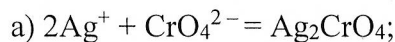


2. Определите концентрацию ионов водорода и степень диссоциации в 0,2 н. растворе щавелевой кислоты при диссоциации ее по первой ступени ( $K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$ ).

3. Вычислите pH раствора, если концентрация ионов водорода равна  $2,5 \cdot 10^{-3}$  г-ион/л.

#### ВАРИАНТ 4

1. Составьте молекулярные уравнения реакций, протекающих между следующими ионами:

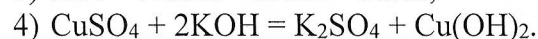
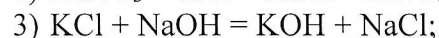
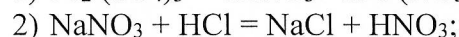
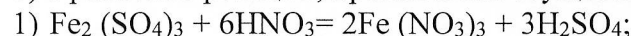


2. Используя значение константы диссоциации муравьиной кислоты ( $K = 2 \cdot 10^{-4}$ ), определите концентрацию ионов водорода и формиат-ионов в 0,1 н. растворе в грамм-ионах на литр.

3. Концентрация ионов водорода в растворе равна  $10^{-6}$  г-ион/л. Вычислите концентрацию ионов гидроксила и определите характер среды.

*Из предложенных вариантов ответа выберите один правильный.*

1) Уравнение реакции, практически осуществимой в водном растворе, имеет вид:



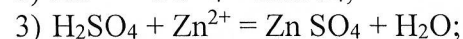
2) Одновременно находиться в растворе могут гидроксид-ион и катион:

1) натрия; 2) цинка; 3) алюминия; 4) меди.

3) В сокращенном ионном уравнении реакции серной кислоты с гидроксидом натрия сумма коэффициентов равна:

1) 7; 2) 5; 3) 3; 4) 4.

4) Уравнению реакции  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  соответствует сокращенное ионное уравнение:



5) Осадок образуется при реакции гидроксида калия и :

1)  $\text{NaCl}$ ; 2)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; 3)  $\text{CuCl}_2$ ; 4)  $\text{KCl}$ .

6) Укажите, какая из перечисленных реакций возможна в водном растворе.

1) хлорид алюминия + сульфат натрия;

2) сульфат цинка + хлорид калия;

3) гидроксид хрома + гидроксид калия;

- 4) нитрат меди (II) + хлорид кальция.
- 7) Одновременно в растворе не могут быть ионы:
- 1)  $\text{OH}^-$  и  $\text{Zn}^{2+}$  2)  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{NO}_3^-$  3)  $\text{Na}^+$  и  $\text{OH}^-$  4)  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$
- 8) Веществом, вступившим в реакцию, сокращенное ионное уравнение которой  $\dots + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$  является:
- 1) хлорид меди (II); 2) карбонат меди (II);  
 3) нитрат меди (II); 4) гидроксид меди(II).
- 9) К реакциям ионного обмена не относится реакция:
- 1)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaNO}_3$ ;  
 2)  $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 3)  $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ ;  
 4)  $\text{Li}_2\text{SO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{LiNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ .
- 10) Уравнением электролитической диссоциации является:
- 1)  $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$   
 2)  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ ;  
 3)  $\text{NH}_4\text{Cl} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$ ;  
 4)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ .
- 11) Молекула какого вещества при диссоциации по первой ступени образует катион с зарядом +1?
- 1) гидроксид железа (III);  
 2) сульфат гидроксиалюминия;  
 3) хлорид кальция;  
 4) сульфит магния.
- 12) Константа диссоциации азотистой кислоты равна  $K_{\text{дисс}} = 5,1 \cdot 10^{-4}$ . Степень диссоциации этой кислоты в 0,01 М растворе равна ...
- 1) 0,056; 2) 0,113; 3) 0,226; 4) 0,452.
- 13) С образованием осадка идет реакция...
- 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} \rightarrow \dots$ ;  
 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$ ;  
 3)  $\text{KNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ ;  
 4)  $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$ ;
- 14) В водном растворе ступенчато диссоциирует ...
- 1)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; 2)  $\text{K}_2\text{S}$ ; 3)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
- 15) В водном растворе слабым электролитом является:
- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 2)  $\text{H}_2\text{S}$ ; 3)  $\text{KOH}$ ; 4)  $\text{KCl}$ .

*По разделу № 5. Химические реакции.*

1. Запишите термохимическое уравнение реакции горения метана, если известно, что при сгорании 5,6 л этого газа (н.у.) выделяется 225 кДж теплоты.
2. При сгорании 18 г алюминия в кислороде выделяется 547 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
3. При сгорании 7 г этилена выделяется 350 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции.
4. Термохимическое уравнение реакции полного сгорания ацетилена:  
 $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2610\text{ кДж}$   
 Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л ацетилена (н.у.).

**6.3. Темы рефератов**

*По разделам № 6 и № 7. Химия неметаллов и Химия металлов*

1. Агрегатное состояние веществ (газообразное, жидкое, твердое). Аморфное и кристаллическое состояние вещества. Анизотропия, изотропия. Элементарная ячейка кристалла.
2. Металлическая связь.



3. Положение металлов в периодической системе. Граница между металлами и неметаллами по величине электроотрицательности. Черные и цветные металлы. Распространенность металлов в земной коре.

4. Наиболее распространенные формы (типы) кристаллических решеток металлов (элементарных ячеек): гексагональная, гранецентрическая, кубическая (плотнейшие) и объемноцентрированная кубическая (неплотнупакованная). Полиморфизм на примере железа.

5. Общие физические свойства металлов. Электропроводность, теплопроводность, металлический блеск, температуры плавления и кипения, плотность, твердость, механическая прочность, механическая деформируемость – ковкость в зависимости от типа решетки, числа валентных электронов, радиуса атома и доли ковалентной связи.

6. Получение электрического тока при окислительно-восстановительных химических реакциях, гальванические элементы. Понятие об аккумуляторах как обративных гальванических элементах.

7. Нормальные (стандартные) электродные потенциалы.

Электрохимический ряд напряжений (активности) металлов.

Направленность окислительно-восстановительных реакций (на примере цинк-медь).

8. Общие химические свойства металлов как восстановителей (с отдачей электронов) в зависимости от энергии (потенциала) ионизации или электроотрицательности. Взаимодействие металлов с неметаллами, кислотами, солями менее активных металлов, амфотерных металлов со щелочами (как окислительно-восстановительный процесс).

9. Химическая активность металлов и ряд напряжений. Валентность, степень окисления металлов. Изменение свойств оксидов и гидроксидов металлов по периодам и подгруппам в зависимости от степени окисления и радиуса металла (схема Косселя).

10. Природные соединения металлов. Руды.

11. Методы получения металлов из природных соединений. Пирометаллургия, гидрометаллургия. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов. Понятие о порошковой металлургии.

12. Коррозия металлов как окислительно-восстановительный процесс и методы борьбы с ней.

13. Сплавы: твердые растворы, эвтектики, интерметаллические соединения и их свойства и применение.

#### 6.4. Вопросы для самообследования

<b>Законы и понятия химии</b>
<b>Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение</b>
<b>Основные законы химии и границы их применения</b>
<b>Строение атомов химических элементов</b>
<b>Особенности строения атомов химических элементов 1 – 4 периодов периодической системы.</b>
<b>Энергетические критерии состояния электрона в атоме.</b>
<b>Строение молекул и химическая связь</b>
<b>Общие положения теории химической связи. Ковалентная связь.</b>

<b>Виды ковалентной связи. Ионная связь. Объекты, в которых они присутствуют. Энергия связи.</b>
<b>Водородная связь.</b>
<b>Металлическая связь и силы межмолекулярного взаимодействия</b>
<b>Химическая связь в молекулах органических соединений: метана, этана, этилена, ацетилена, бутадиена-1,4, бензола.</b>
<b>Теория растворов</b>
<b>Растворение как процесс. Растворы.</b>
<b>Концентрация растворов.</b>
<b>Теория электролитической диссоциации (ЭДС)</b>
<b>Общие положения и механизм теории ЭДС</b>
<b>Степень и константа диссоциации</b>
<b>Основные классы неорганических соединений с точки зрения ЭДС</b>
<b>Ионные уравнения реакций</b>
<b>Координационные (комплексные) соединения</b>
<b>Строение комплексных соединений. Химическая связь в комплексах</b>
<b>Классификация комплексных соединений. Комплексные соединения с точки зрения ЭДС</b>
<b>Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)</b>
<b>Основные понятия теории ОВР</b>
<b>Определение коэффициентов в уравнении ОВР методом электронного баланса</b>
<b>Классификация ОВР. Факторы, влияющие на течение ОВР.</b>
<b>Водород, галогены и халькогены</b>
<b>Элементы 4 и 5 групп, главных подгрупп Периодической системы Д.И.Менделеева</b>
<b>Общие свойства металлов</b>
<b>Основные понятия органической химии. Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова.</b>



Алканы
Алкены
Алкины
Алкадиены и арены
Спирты
Глицерин. Жиры.
Альдегиды и кетоны
Карбоновые кислоты
Аминокислоты и белки
Углеводы
Энергетика химических реакций
Химическая кинетика

### 6.5. Шкала оценочных средств

Оценка знаний, умений, навыков	Критерии оценивания	Оценочные средства (кол-во баллов)
Продвинутый (75 -100 баллов) «отлично»	<ul style="list-style-type: none"> <li>- глубокое и систематическое знание всего программного материала и новаций лекционного курса по сравнению с учебной литературой;</li> <li>- отчетливое и свободное владение концептуально-понятийным аппаратом, научным языком и терминологией в области Физика;</li> <li>- знание основной литературы и знакомство с дополнительно рекомендованной литературой; - умение выполнять предусмотренные программой задания;</li> <li>- логически корректное и убедительное изложение ответа.</li> </ul>	Гестовые задания (31-40) Реферат(9-10) Ответ на Экзамене (35-50)
Базовый (50 - 74 балла) – «хорошо»	<ul style="list-style-type: none"> <li>- знание узловых проблем Физики и основного содержания лекционного курса;</li> <li>- умение пользоваться концептуально-понятийным ап-</li> </ul>	Гестовые задания (21-30) Реферат(7-8)

	<p>паратом в процессе анализа основных проблем программы;</p> <p>- знание важнейших тем из списка рекомендованной литературы;</p> <p>- умение выполнять предусмотренные программой задания;</p> <p>- в целом логически корректное, но не всегда точное и аргументированное изложение ответа.</p>	<p>Ответ на Экзамене (22-36)</p>
<p>Пороговый (35 - 49 баллов) – «удовлетворительно»</p>	<p>- фрагментарные, поверхностные знания важнейших разделов программы и содержания лекционного курса Физики;</p> <p>- затруднения с использованием научно-понятийного аппарата и терминологии учебной дисциплины;</p> <p>- неполное знакомство с рекомендованной литературой;</p> <p>- частичные затруднения с выполнением предусмотренных программой заданий;</p> <p>- стремление логически определенно и последовательно изложить ответ.</p>	<p>Гестовые задания (11-20)</p> <p>Реферат(5-6)</p> <p>Ответ на Экзамене (19-23)</p>
<p>Низкий (допороговый) (компетенция не сформирована) (менее 35 баллов) – «неудовлетворительно»</p>	<p>- незнание, либо отрывочное представление об учебно-программном материале;</p> <p>- неумение выполнять предусмотренные программой задания.</p>	<p>Гестовые задания (0-10)</p> <p>Реферат(0-4)</p> <p>Ответ на Экзамене (0-21)</p>

Все комплекты оценочных средств (контрольно-измерительных материалов), необходимых для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины (модуля), подробно представлены в документе «Фонд оценочных средств дисциплины (модуля)».

### **7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля)**

*а) основная литература:*

1. О.С. Габриелян. Общая и неорганическая химия. М.: Издательский центр «Академия», 2011.
2. Н.Л. Глинка. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2000.
3. Б.В. Некрасов. Учебник общей химии. М: Химия,1981.



4. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М. 1981.
5. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: "Академия", 2001
6. М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. Общая и неорганическая химия. М. 1981.
7. Л.А. Николаев. Неорганическая химия. М. 1982.
8. Ю.Н. Медведев Избранные главы общей химии. – М. – Мичуринск: МГПИ, 2001.
9. Лидин А.М. Задачи по неорганической химии /А.М. Лидин, и др. – М., 1990.
10. Практикум по общей и неорганической химии / В.В. Батраков и др. – М.: КолоС, 2007. – 463 с.

*б) дополнительная литература:*

11. В.А. Волков и др. Выдающиеся химики мира. М: Высшая школа.1991.
12. Н.В. Коровин. Курс общей химии. М: Высшая школа. 1990.
13. Р.А. Лидин. Задачи по неорганической химии. М: Высшая школа. 1990.
14. И.И. Супоницкая, Н.И. Гоголевская. Важнейшие классы неорганических соединений. М: Школа-Пресс. 1997.
15. А.А. Макареня, Ю.В. Рысев. Д.И. Менделеев. М: Просвещение. 1988.
16. Н.П. Агафшин. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. М: Просвещение.1982.
17. М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. Строение вещества. М. 1978.
- М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. Основы неорганической химии. М., 1979.
18. Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. Современная неорганическая химия. Ч.1-3. М. 1969.
19. К. Дей, Д. Селбин. Теоретическая неорганическая химия. М: Луч. 1969.
20. Дж. Кемпбел. Современная общая химия. Т.1-2. М: Мир. 1975.
21. О.С. Зайцев. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции. М: Химия. 1990.
22. Г. Реми. Курс неорганической химии. Т.1-2. 1972.
23. Р.А. Лидин, Л.Ю. Аликберова, Г.П. Логинова. Неорганическая химия в вопросах. М: Химия. 1991.
24. И.М. Голубев. Применение данных геохимической экологии Тамбовской области в школьных и вузовских курсах химии и биологии. (учебное пособие). М: Изд-во МПГУ. 1991.
25. И.М. Голубев. Геохимическая экология и применение ее региональных данных в преподавании химии и биологии (монография). М: Изд-во МПГУ. 1992.
26. Н.Я. Турова. Справочные таблицы по неорганической химии. Л: Химия. 1977.
27. В.И. Спицын, Л.И. Мартыненко. Неорганическая химия. М: Изд-во МГУ. 1991.
28. В.И. Спицын и др. Руководство к лекционным демонстрациям по неорганической химии. М: Изд-во МГУ. 1977.
29. М.А. Иванова и др. Химический демонстрационный эксперимент. М: Высшая школа. 1984.
30. Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадьгина. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. М: 1979.
31. Под редакцией К.А. Большакова. Химия редких и рассеянных элементов. М: Высшая школа. 1969.
32. Ф.Б. Гликина, Н.Г. Ключников. Химия комплексных соединений. М: 1982.
33. Н.А. Костромина и др. Химия координационных соединений. М: Высшая школа. 1990.
34. Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. Сборник задач и упражнений по общей химии. М: Высшая школа. 1991.
35. Современное естествознание: Энциклопедия: Т.6: Общая химия. – М.: Изд. дом Магистр Пресс, 2000.
36. Химия: Программа и учебно-методические материалы. – М.: Владос, 2000.
37. Л.Ю. Аликберова Занимательная химия. – М.: АСТ-Пресс, 1999.
38. В.Н. Вивюрский Учись приобретать и применять знания по химии. – М.: Владос, 1999.
39. Степин, Б.Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б.Д. Степин, Л.Ю. Аликберова. – М.: Дрофа, 2002. – 432 с.

40. Субботина, Н.А. Демонстрационные опыты по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Н.А. Субботина, В.А. Алешин, К.О. Знаменков; под ред Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 288 с.

41. Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под. ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 208 с.

в) программное обеспечение и Интернет-ресурсы.

Учебная дисциплина обеспечена учебно-методической документацией и материалами. Её содержание представлено в локальной сети университета.

Химический кабинет со стандартной комплектацией для лабораторных занятий и самостоятельной работы, компьютерный класс, оргтехника, доступ к сети Интернет.

Автор: К.С. д-р хим. наук, профессор кафедры биологии и химии, А.В. Кострикин

Рецензенты: С.В. Попова д-р пед. наук, профессор кафедры иностранных языков и методики их преподавания, С.В. Попова

Рабочая программа рассмотрена на заседании кафедры биологии и химии протокол № 4 от «03» 02 2022 г.

Рабочая программа рассмотрена на заседании учебно-методической комиссии социально-педагогического института протокол № 7 от «21» 02 2022 г.

Рабочая программа утверждена Решением Учебно-методического совета Мичуринского ГАУ протокол № 6 от «17» 02 2022 г.









