

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования «Кабардино-Балкарский  
государственный университет им. Х.М. Бербекова» (КБГУ)**

**Институт химии и биологии**

**Кафедра неорганической и физической химии**

**СОГЛАСОВАНО  
Руководитель ОПОП**

 **Тешев Р.Ш.**

**«10» 05 2023 г.**



 **Р.И. Бажева**

**«10» 05 2023 г.**

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА  
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

**Б1.О.13 «Химия»**

**по направлению**

**11.03.01 Радиотехника**

**Профиль: (Интегрированные системы безопасности)**

**Квалификация (степень) выпускника**

**«бакалавр»**

**Форма обучения**

**очная**

**Нальчик 2023**

Рабочая программа дисциплины «Химия» /сост. А.А. Кяров – Нальчик: ФГБОУ КБГУ, 2023. 28с.

Рабочая программа предназначена для преподавания обязательной дисциплины базовой части блока Б1 студентам очной формы обучения по направлению подготовки 11.03.01 Радиотехника

Рабочая программа составлена с учетом Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению подготовки 11.03.01 Радиотехника, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «19» сентября 2017 г. № 931.

## Содержание

с.

1	Цели и задачи освоения дисциплины.....	4
2	Место дисциплины в структуре ОПОП ВО.....	4
3	Требования к результатам освоения содержания дисциплины.....	4
4	Содержание и структура дисциплины (модуля).....	5
5	Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации .....	12
6	Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности .....	23
7	Учебно-методическое обеспечение дисциплины.....	25
8	Материально-техническое обеспечение дисциплины.....	26
	Лист изменений (дополнений) в рабочей программе дисциплины	

## **1. Цели и задачи освоения дисциплины**

### **Цель дисциплины:**

целью преподавания дисциплины является формирование у студентов знаний в области химии, получение фундаментального образования, способствующего развитию личности.

### **Задачи дисциплины:**

Изучение основных химических явлений; овладение фундаментальными понятиями, законами и теориями химии, химической термодинамики, кинетики, равновесия и растворов, электрохимических процессов, свойств металлов и неметаллов, а также методами химических и физико-химических исследований; овладение методами и приемами решения конкретных задач из различных областей химии; формирование навыков проведения химического эксперимента, умения выделять конкретное химическое содержание в прикладных задачах учебной и профессиональной деятельности.

## **2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО**

Согласно РУП дисциплина «Химия» изучается во 2 семестре.

Дисциплина относится к обязательным дисциплинам базовой части блока Б1 учебного плана по направлению подготовки 11.03.01 Радиотехника.

Дисциплина преподается посредством чтения лекций и проведения лабораторных занятий.

На лекциях излагаются основные положения теоретического материала.

Лабораторные занятия обеспечивают практическое освоение лекционного материала, развитие у студентов самостоятельности и творческого подхода при выполнении лабораторных работ, освоение принципов и методик проведения эксперимента, правил использования норм техники безопасности в химической лаборатории.

## **3. Требования к результатам освоения содержания дисциплины**

*Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций* в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:

**ОПК-1.** Способен использовать положения, законы и методы естественных наук и математики для решения задач инженерной деятельности.

### **Код и наименование индикаторов достижения компетенции:**

ОПК-Б.1.2 - Способен осуществлять поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов.

В результате изучения дисциплины обучающийся должен:

#### **Знать:**

- основные химические понятия (31);
- основные правила номенклатуры химических соединений (32);
- основные законы химии, химической термодинамики, электрохимии и кинетики (33);
- сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и их соединений (34);
- квантово-механическое строение атомов, молекул и химической связи (35);
- основные классы неорганических веществ, свойства их типичных представителей (36);
- химию элементов и их соединений (37).

#### **Уметь:**

- применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности

неорганических веществ (У1);

- критически оценивать свои достоинства и недостатки (У2);

- проводить расчеты по термохимическим уравнениям реакций (У3);

- предсказывать термодинамическую возможность протекания химических реакций (У4);

- решать расчетные задачи (У5).

**Владеть:**

- навыками работы с расчетными формулами, решать расчетные и экспериментальные задачи по химии (В1);

- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы) (В2);

- способами моделирования эксперимента по химии (В3).

#### 4.Содержание и структура дисциплины

Таблица 1. Содержание дисциплины

№ раздела	Наименование раздела	Содержание раздела	Форма текущего контроля
1	Строение атома	Составные части атома. Атомное ядро. Основные количественные характеристики атома: атомная масса, заряд ядра. Квантово-механическая модель атома. Периодический закон и система элементов Д.И. Менделеева, электронные формулы атомов и ионов.	УК, Т ДЗ
2	Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия	Типы химической связи. Ковалентная связь и её виды. Свойства и способы образования. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Основные положения метода валентных связей (МВС). Основные характеристики химической связи - длина, направленность и энергия. Кратность связи. Валентные углы. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. $\sigma$ - и $\pi$ - связи. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Основные положения метода МО. Ионы. Ионная связь. Свойства ионной связи. Поляризация ионов и их поляризующее действие. Влияние этих факторов на свойства веществ. Металлическая связь. Металлы. Понятие о зонной теории твердого тела. Водородная связь и ее особенности. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Атомная, ионная, молекулярная и	УК, Т,  ДЗ

		металлические решетки. Зависимость свойств кристаллических веществ от типа химической связи. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индуктивное и дисперсионное взаимодействие.	
3	Элементы химической термодинамики	Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствие из него. Понятие об энтропии. Энтропия и периодический закон. Понятия об энергии Гиббса образования веществ, как меры реакционной способности. Энтальпийный и энтропийный факторы процессов. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях.	УК, Т, ДЗ
4	Химическая кинетика и химическое равновесие	Скорость реакции. Скорость реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции и ее физический смысл. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант – Гоффа, температурный коэффициент скорости реакции. Представление о теории активных столкновений. Энергия активации. Зависимость скорости химической реакции от температуры, энергии активации и энтропии активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Каталитические реакции. Особенности каталитических процессов. Теория гомогенного и гетерогенного катализа. Автокатализ. Ферментативный катализ. Кислотно-основной катализ. Катализаторы и ингибиторы. Химическое равновесие. Необратимые и обратимые химические процессы. Истинные и кажущиеся равновесия. Гомогенные и гетерогенные равновесия. Константа равновесия. Равновесный выход	УК, Т, ДЗ

		продуктов реакции. Влияние различных факторов на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.	
5	<b>Растворы. дисперсные системы</b>	<p>Истинные растворы. Классификация растворов. Процессы, сопровождающие образование растворов. Теория растворов. Сольватация. Растворение как физико-химический процесс. Физическая теория растворов. Понятие об идеальном растворе. Способы выражения концентрации растворов.</p> <p>Растворимость. Закономерности растворимости газов в жидкостях, двух жидкостей, твердых веществ в жидкостях. Закон Генри. Влияние на растворимость природы компонентов, температуры и давления. Перекристаллизации и экстракция.</p> <p>Разбавленные растворы неэлектролитов. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Обратный осмос. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Температуры кипения и кристаллизации. Криоскопия и эбуллиоскопия.</p> <p>Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Устойчивость коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Золи и гели. Пептизация, коагуляция, седиментация коллоидов. Коллоидные растворы в природе и технике. Сорбция и сорбционные процессы. Хроматография</p>	<b>УК, Т ДЗ</b>

6	<b>Электрохимические процессы. Электролиз. Коррозия металлов</b>	<p>Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных свойств веществ в соответствии с положением элементов в группах и периодах. Степень окисления.</p> <p>Классификация окислительно-восстановительных реакций. Типы <u>окислительно-восстановительных реакций</u>.</p> <p>Основные методы составления уравнений ОВР. Влияние температуры, концентрации реагентов, их природы, среды и других условий на протекание ОВР.</p> <p>Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительный эквивалент. ОВР как источник загрязнения среды. Использование ОВР для очистки сточных вод, обеззараживания воздуха и воды, обезвреживания токсинов. Равновесие на границе металл – раствор. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Ряд напряжений, факторы, определяющие положение металла в ряду напряжений. Химические источники электрического тока. Гальванические элементы. Стандартные потенциалы окислителей и восстановителей. Электродвижущая сила гальванического элемента. Расчет изменения энергии Гиббса в реакциях. Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации реагентов. Уравнение Нернста. Аккумуляторы и сухие батареи. Законы Фарадея. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Катодные и анодные процессы. Потенциал разложения. Явление перенапряжения. Практическое значение электролиза. Электролиз-источник выделения ядовитых и удушливых газов, образование агрессивных сред. Коррозия металлов и методы защиты от нее. Электрохимическая коррозия как загрязнитель среды обитания. Основные методы защиты от коррозии.</p>	<b>УК, Т ДЗ</b>
7	<b>Химия элементов-неметаллов</b>	<p>Водород. Элементы первой и второй групп</p> <p>Элементы подгруппы бора. Элементы подгруппы фтора. Элементы подгруппы кислорода. Элементы подгруппы кремния.</p>	<b>УК, Т ДЗ</b>
8	<b>Общие свойства металлов и сплавов. Получение</b>	<p>Физические свойства металлов. Химические свойства металлов, их восстановительная</p>	



	<b>металлов. Легкие конструкционные металлы</b>	<p>способность. Взаимодействие различных металлов друг с другом. Физико-химический анализ металлических сплавов. Интерметаллические соединения и твердые растворы металлов. Использование металлических сплавов и покрытий в технике. Распространение и формы нахождения металлических элементов в природе. Извлечение металлов из руд. Основные методы восстановления металлов. Электролитическое рафинирование. Зонная плавка.</p> <p>Проблема легких конструкционных материалов. Магний и бериллий. Алюминий. Титан. Особенности свойств магния, бериллия, алюминия и титана, нахождение в природе, выделение в свободном виде и в виде соединений. Использование легких металлов в технике.</p>	<b>УК, Т ДЗ</b>
<b>9</b>	<b>Химия d-элементов</b>	<p>Подгруппа ванадия: Свойства, получение и применение. Важнейшие соединения ванадия, ниобия и тантала. Окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов. Медико-биологическая роль этих элементов и их соединений. Проблемы экологии.</p> <p>Подгруппа хрома: Общая характеристика. Получение, свойства и применение. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Кислотно-основные свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов.</p> <p>Подгруппа марганца: Общая характеристика. Получение, свойства и применение. Окислительно-восстановительные свойства. Кислотно-основные свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов. Важнейшие соединения.</p> <p>Подгруппа меди: Общая характеристика. Важнейшие соединения.</p> <p>Подгруппа цинка: Общая характеристика. Получение и свойства. Важнейшие соединения.</p> <p>Железо, кобальт, никель: Общая характеристика металлов семейства и их соединений. Особенности их свойств, окислительно-восстановительные свойства соединений металлов. Нахождение в природе, выделение в свободном виде и использование в технике.</p>	<b>УК, Т ДЗ</b>
<b>10</b>	<b>Элементы органической химии</b>	<p>Понятия об органических полимерах и олигомерах. Методы синтеза и особенности внутреннего строения и физико-химические свойства полимеров.</p>	<b>УК, Т, ДЗ</b>

		Конструкционные пластические массы. Полимерные покрытия и клеи. Полимеризационные смолы полиэтилен, полипропилен, полистирол, тефлон, поливинилхлорид, полиакрилаты, каучуки; Поликонденсационные смолы.	
--	--	---	--

*Таблица 2. Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетные единицы (108 часов)*

Вид работы	
	2 семестр
<b>Общая трудоемкость</b>	<b>108</b>
<b>Контактная работа</b>	<b>34</b>
Лекции (Л)	17
Лабораторные работы (ЛЗ)	17
Практические занятия (ПЗ)	-
<b>Самостоятельная работа:</b>	<b>65</b>
Самостоятельное изучение разделов	
Самоподготовка (проработка и повторение лекционного материала и материала учебников и учебных пособий, подготовка к лабораторным занятиям, коллоквиумам, рубежному контролю и т.д.),	65
<b>Подготовка и прохождение промежуточной аттестации</b>	<b>9</b>
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>зачет</b>

*Таблица 3. Лекционные занятия*

№ раздела	Наименование разделов
1	2

1	Строение атома. Периодическая система химических элементов.
2	Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия. Типы химической связи.
3	Элементы химической термодинамики
4	Химическая кинетика и химическое равновесие. Принципы смещения химического равновесия.
5	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Дисперсные системы.
6	Электрохимические процессы. Электролиз. Коррозия металлов. Гальванические элементы.
7	Химия элементов-неметаллов
8	Общие свойства металлов и сплавов. Получение металлов. Легкие конструкционные металлы
9	Химия d-элементов
10	Элементы органической химии

*Таблица 4. Практические занятия не предусмотрены.*

*Таблица 5. Лабораторные работы*

№	ТЕМЫ ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ
1	Определение молекулярной массы углекислого газа.
2	Определение молярной массы эквивалента металла.
3	Скорость химических реакции и факторы влияющие на нее. Гомогенный и гетерогенный катализ.
4	Электролитическая диссоциация. Электролиз.
5	Окислительно-восстановительные реакции.
6	Химические свойства металлов. Коррозия.
7	Химические свойства галогенов
8	Бор, алюминий, их соединения, свойства.
9	Углерод, кремний, их соединения и свойства.
10	Олово, свинец, их соединения и свойства.
11	Свойства цинка и кадмия, их оксидов и гидроксидов.
12	Магний, медь, их соединения и свойства.
13	Хром, его соединения и свойства.
14	Марганец, его соединения и свойства.
15	Железо, его соединения и свойства.
16	Кобальт и никель, их соединения и свойства
17	Кислородсодержащие органические соединения

*Таблица 6. Самостоятельное изучение разделов дисциплины*

№ раздела	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение
1	Ковалентная связь и её виды. Свойства и способы образования. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи
2	Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях
3	Закон действия масс. Константа скорости реакции и ее физический смысл. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант – Гоффа, температурный коэффициент скорости реакции.
4	Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Обратный осмос. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Температуры кипения и кристаллизации. Криоскопия и эбуллиоскопия.
5	Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительный эквивалент.
6	Интерметаллические соединения и твердые растворы металлов. Использование металлических сплавов и покрытий в технике. Керметы и их использование
7	Проблема легких конструкционных материалов. Магний и бериллий. Алюминий. Титан. Особенности свойств магния, бериллия, алюминия и титана, нахождение в природе, выделение в свободном виде и в виде соединений. Использование легких металлов в технике.
8	Подгруппа хрома: Общая характеристика. Получение, свойства и применение. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Кислотно-основные свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов.

## 5. Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации

Текущий контроль успеваемости студентов осуществляется в соответствии с балльно-рейтинговой системой аттестации обучающихся по ОПОП ВО КБГУ. Сведения об организации работы по этой системе приведены в таблице.

№	Контрольные мероприятия	Макс. балл (распред.)
2 семестр		
1	Посещение занятий	10 (3+3+4)
2	Коллоквиум	18 (6+6+6)
3	Тестирование	18 (6+6+6)

4	Лабораторные и практические занятия	24(8+8+8)
---	-------------------------------------	-----------

### Типовые задания для самостоятельной работы

#### Задание 1:

Чему равен заряд ядра и число электронов в атомах следующих элементов: углерод С, сера S, медь Cu, барий Ba, серебро Ag?

- Назовите элемент, в ядре атома которого содержится 11 протонов.
- Назовите элемент, в атоме которого содержится 26 электронов.

Чему равно число нейтронов в атомах следующих изотопов:  $^{15}\text{N}$ ,  $^{119}\text{Sn}$ ,  $^{235}\text{U}$ ?

- Напишите символы изотопов олова, атомы которых содержат 66, 68, 69, 71, 72 нейтрона.
- Определите молекулярную массу воды, молекулы которой содержат тяжелый изотоп водорода — дейтерий.
- Элемент медь существует в виде двух изотопов:  $^{63}\text{Cu}$  и  $^{65}\text{Cu}$ . Содержание в природе первого изотопа равно 73 %, второго — 27 %. Вычислите относительную атомную массу меди.
- Чему равен порядковый номер элемента, массовое число одного из изотопов которого равно 31, а число нейтронов равно 16?
- Ядро атома некоторого элемента содержит 31 нейтрон; число электронов в атоме равно 26. Назовите элемент, изотопом которого является данный атом. Напишите символ этого изотопа.
- Сколько электронов и протонов входит в состав атома элемента, который находится: а) в 5-м периоде и в побочной подгруппе VI группы; б) в 4-м периоде и в главной подгруппе III группы?
- Чем определяются химические свойства элементов?
- Подчиняется ли движение электрона законам классической механики? Как называется раздел физики, который изучает движение микрочастиц?
- Что называется атомной орбиталью?
- Что характеризует главное квантовое число? Какие значения оно принимает? Что называется энергетическим уровнем? Чему равно число орбиталей на данном энергетическом уровне?
- Что называется электронной оболочкой (электронным слоем)?
- Что характеризует побочное (орбитальное) квантовое число? Какие значения оно принимает для каждого энергетического уровня?
- Какую форму имеют и как называются орбитали, для которых побочное квантовое число равно: а) 0; б) 1?
- Как называются орбитали, для которых побочное квантовое число равно: а) 2; б) 3? Что такое энергетический подуровень?
- Чему равно число подуровней на данном энергетическом уровне?
- Что характеризует магнитное квантовое число? Какие значения оно принимает для каждого энергетического подуровня? Чему равно число орбиталей на энергетическом подуровне?
- Чем отличаются друг от друга орбитали, находящиеся на одном подуровне?
- Что характеризует спиновое квантовое число?
- Какие значения оно принимает?
- Как формулируется принцип Паули?
- Какие электроны называются: а) спаренными; б) неспаренными?

- Какой принцип определяет порядок заполнения атомных орбиталей электронами? Как он формулируется?
  - Что такое основное состояние атома?
  - В каком порядке электроны заполняют энергетические подуровни?
  - Чем определяется энергия подуровня согласно правилу Клечковского?
  - Как формулируется правило Гунда?
  - Что показывают электронные формулы атомов?
  - Что показывают электронно-графические формулы атомов?
  - В атомах каких элементов происходит «проскок электрона» с 4s- на 3d- подуровень? Чем он обусловлен?
  - Какой тип гибридизации характерен для: а) кремния в  $\text{SiCl}_4$ ; б) магния в  $\text{MgBr}_2$ ; в) алюминия в  $\text{AlBr}_3$ ? Нарисуйте схемы перекрывания электронных облаков в данных молекулах. Какова геометрическая форма этих молекул? Являются ли они полярными или неполярными?
  - Какие из следующих молекул являются полярными и какие — неполярными:  $\text{OF}_2$ ,  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{AlBr}_3$ ? Почему?
  - Молекула оксида углерода (IV)  $\text{CO}_2$  имеет линейную форму. Сколько  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей в этой молекуле? Какие электронные облака атома углерода участвуют в образовании этих связей? Является ли молекула  $\text{CO}_2$  полярной или неполярной?
  - Какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:
- а)  $\text{KOH} + \text{SiCl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Cu(OH)}_2$ ;    б)  $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Br}_2$ ;  
 в)  $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;    г)  $\text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;

### Задание 2:

- Закончите уравнения следующих процессов:  
 а)  $\text{Al}^0 - 3e^- =$                       в)  $\text{N}^{-3} - 5e^- =$                       д)  $\text{Br}_2 + 2e^- =$   
 б)  $\text{S}^{+6} + 8e^- =$     г)  $\text{Fe}^{+3} + 1e^- =$                       е)  $\text{Mn}^{+2} - 5e^- =$   
 Какие из них являются процессами восстановления?
- Какие из следующих веществ могут быть: а) только окислителями; б) только восстановителями; в) и окислителями, и восстановителями:  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{LiClO}_4$ ,  $\text{KH}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ?
- Укажите тип каждой из следующих окислительно-восстановительных реакций:  
 а)  $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$ ;  
 б)  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ ;    в)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$ ;  
 г)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ;                      д)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 е)  $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ ;                      ж)  $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ .
- Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, которые протекают по схемам:  
 а)  $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 б)  $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 в)  $\text{MnO}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{BiONO}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 г)  $\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 д)  $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$   
 е)  $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 ж)  $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$   
 з)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HClO}_4 + \text{HI} \rightarrow \text{Cr(ClO}_4)_3 + \text{KClO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 и)  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 к)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Для каждой реакции укажите вещество-окислитель и вещество-восстановитель, процесс окисления и процесс восстановления.

### Контрольная работа Типовые задания к контрольной работе

#### 1

1. Сформулировать основные газовые законы.
2. Масса  $10^{-3} \text{ м}^3$  азота (н.у.) равна  $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ . Вычислите плотность азота по водороду и воздуху.
3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78%, молярная масса эквивалента хлора 35,45 г/моль.
4. Рассчитайте длину волны электрона, если скорость движения электрона равна  $2 \cdot 10^8 \text{ м/с}$ .
5. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V?  
Напишите электронные формулы атомов этих элементов.

#### 2

1. Принцип Паули. Правило Гунда. 2 правила Клечковского.
2. Масса  $87 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$  пара при  $62^\circ\text{C}$  и давлений  $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$  равна  $0,24 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ . Вычислите молекулярную массу вещества и масса одной молекулы вещества.
3. Вычислите молярную массу эквивалента  $\text{KHSO}_4$  в следующих реакциях:  $\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$   
 $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .
1. Вычислите энергию (эВ) возбуждения электрона в атоме Na, если пары его поглощают фотон с длиной волны  $4340 \cdot 10^{-10} \text{ м}$ .
5. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел:  $n = 3$ ;  $l = 0$ ;  $m_l = 0$ . Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов.

#### 3

- 1 Основные характеристики химической связи.
  2. Определите молярную массу двухвалентного металла, если  $14,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  оксида этого металла образуют  $30,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$  сульфата металла.
  3. Вычислите длину связи C-Cl в  $\text{CCl}_4$  по следующим данным: длины связей C-C и C1-Cl равны соответственно  $1,54 \cdot 10^{-10}$  и  $1,99 \cdot 10^{-10} \text{ м}$ .
  4. Для атома с электронной структурой  $1s^2 2s^2 2p^3$  впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел:  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $m_s$  определите каждый из электронов в параллельном состоянии
- | Номер электрона ... | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---------------------|---|---|---|---|---|---|---|
| $n$ ...             |   |   |   |   |   |   |   |
| $l$ ...             |   |   |   |   |   |   |   |
| $m_l$ ...           |   |   |   |   |   |   |   |
| $m_s$ ...           |   |   |   |   |   |   |   |
5. Вычислите среднюю плотность по водороду и по воздуху газовой смеси, объемные доли газов в которой для  $\text{CH}_4$  и  $\text{C}_2\text{H}_2$  равны 52 и 48%

#### 4

- I. Общее понятие о растворах. Растворимость. Правило Семенченко.
2. При синтезе аммиака  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л):  
 $C_{\text{N}_2} = 2,5$ ;  $C_{\text{H}_2} = 1,6$ ;  $C_{\text{NH}_3} = 3,4$ . Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации  $\text{N}_2$  и  $\text{H}_2$ .
3. В состоянии равновесия системы



реакционная смесь имела объемный состав:

22%  $\text{CO}_2$ , 41 %  $\text{H}_2$ . 1 7%  $\text{CO}$  и 20%  $\text{H}_2\text{O}$ .

вычислите  $K_p$  и  $K_c$  для этой реакции при 1900К.

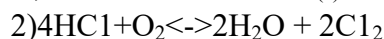
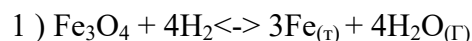
4. В какой массе воды следует растворить 30г бромида калия для получения раствора, в которой массовая доля  $\text{KBr}$  равна 6%?

## 5

1. Разбавленные растворы неэлектролитов. Давление пара. (1ми закон Рауля).

2. Вычислите молярную концентрацию  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , в 0,02л которого содержится 2,74 растворенного вещества.

3. Напишите выражения констант равновесия следующих обратимых реакций:



4. При некоторой температуре константа равновесия реакции

$\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$  равна 1. Определите состав равновесной реакционной смеси, если для реакции были взяты 1 моль  $\text{H}_2$  и 2 моль  $\text{Br}_2$ .

## Тест

В течение семестра студент проходит промежуточное тестирование по трем точкам. Каждая рейтинговая точка оценивается максимально в 6 баллов (100% выполнения 30 контрольных заданий).

Студент, набравший 92-100% получает 6 баллов; 67-91% - 5 баллов; 51-66%- 4 балла; 34-50% - 3 балла; 17-33%- 2 балла; до 17% - 1 балл.

## Типовые тестовые задания

1. Самопроизвольный распад молекул растворенного (иногда - расплавленного) вещества на катионы и анионы называется...

-: электролизом

-: ионной проводимостью

-: гомогенным катализом

+: электролитической диссоциацией

I: ТЗ 195 Тема 6-0-0

2. Мерой электролитической диссоциации электролита принято считать...

+: степень диссоциации

-: молярную концентрацию раствора

-: pH раствора

-: константу гидролиза

4. К сильным электролитам относится...

+: хлорид натрия

-: сернистая кислота

-: сульфит калия

-: уксусная кислота

5. Чему равна концентрация ионов  $\text{H}^+$  в растворе  $\text{KOH}$  с концентрацией 0,01 моль/л при условии, что гидроксид калия продиссоциировал нацело

+: 10-12 моль/л

-: 0,01 моль/л

-: 10-14 моль/л

-: поскольку раствор щелочной, в нем не могут присутствовать ионы  $\text{H}^+$  (т. е.  $[\text{H}^+] = 0$ )



6. Рассчитайте pH: а) соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л; б) водного раствора гидроксида калия с концентрацией 1,0 моль/л, считая, что указанные вещества диссоциируют полностью

-: а) 7; б) 7

+: а) 1; б) 14

-: а) 14; б) 0

-: а) 2; б) 12

7. Ортофосфорная кислота диссоциирует по трем ступеням, при этом константы диссоциации по каждой ступени связаны соотношением:

-:  $K_1 > K_2 < K_3$

-:  $K_1 < K_2 < K_3$

+:  $K_1 > K_2 > K_3$

-:  $K_1 < K_2 > K_3$

8. Степень диссоциации сульфата натрия в растворе 100%, концентрация соли -0,4 моль/л. Чему равны концентрации анионов и катионов в данном растворе?

+: 0,4 и 0,8 моль/л соответственно

-: 0,3 и 0,18 моль/л соответственно

-: 0,14 и 0,56 моль/л соответственно

-: 0,44 и 0,28 моль/л соответственно

20. Потенциал водородного электрода зависит от

+: Концентрации ионов водорода в растворе

-: Давления водорода в газовой фазе

-: Температуры

-: Активности ионов

21. Сумма всех коэффициентов в молекулярном уравнении реакции  $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$  равна

+: 31

-: 14

-: 12

-: 10

22.: В атоме гелия валентные электроны размещены по орбиталям

-: 1s1

-: 2s1

-: 1s2

+: 2s2

23. Число валентных электронов у атома кальция

-: 1

+: 2

-: 3

-: 4

24. Окислительно-восстановительные потенциалы зависят от

-: Концентрации окислительной и восстановительной форм веществ

-: температуры

+: pH среды

-: Природы растворителя

-: Давления

25. Из перечисленных ниже веществ самым сильным окислителем является ...

-: Плавиковая кислота

+: фтор

-: кислород

-: платина

26. Степень окисления кислорода: а) в воде, б) в пероксиде водорода соответственно равны

-: -2; -2

-: -2; +2

+: -2; -1

-: +2; 0

27.: Степени окисления хрома: а) в хромате калия, б) дихромате калия соответственно равны ...

+: +6; +6

-: +6; +3

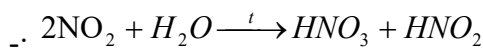
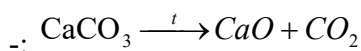
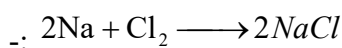
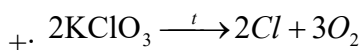
-: +3; +6

-: -6; +6

I: ТЗ 250 Тема 7-0-0

28. Отметьте правильный ответ

К реакциям внутримолекулярного взаимодействия относятся



29. Отметьте правильный ответ

В ионном уравнении  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 \dots$  сумма всех коэффициентов равна

+: 26

-: 43

-: 28

-: 48

30. Отметьте правильный ответ

Сумма коэффициентов в реакции  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$  равна

-: 27

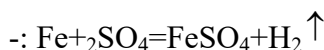
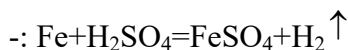
+: 29

-: 17

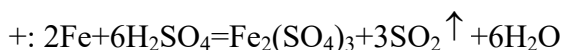
-: 19

31. Отметьте правильный ответ

При попадании железной стружки в сильно нагретую концентрированную серную кислоту возможен следующий процесс



-: Железо пассивируется концентрированной серной кислотой, поэтому реакция не происходит



32. Геометрия иона  $\text{NH}_4^+$  описывается фигурой

+: тетраэдр

-: квадрат

-: Треугольная пирамида

-: Усеченная пирамида

33. Какой металл не реагирует с охлажденной концентрированной азотной кислотой?

-: Cu

+: Fe

-: Ag

+: Al

34. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с цинком в качестве газообразного продукта получен ...

-: Кислород

-: Водород

+: Оксид азота (IV)

-: Аммиак

35. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью в качестве газообразного продукта получен ...

-: Водород

-: Оксид азота (IV)

+: Оксид азота (II)

-: Медь не реагирует с азотной кислотой, поскольку находится в ряду активности металлов правее водорода

36. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью в качестве газообразного продукта получен ...

-: Водород

-: Оксид азота (IV)

+: Оксид азота (II)

-: Медь не реагирует с азотной кислотой, поскольку находится в ряду активности металлов правее водорода

37.: При электролизе расплава хлорида натрия на аноде выделилось 56 л хлора. Масса образовавшегося металлического натрия равна ...

+: 115 г

-: 100 г

-: 120 г

-: 2 моль

38. Химические свойства водорода в наибольшей степени напоминают свойства ...

+: Галогенов

-: Хрома и марганца

-: благородных газов

+: Щелочных металлов

40. Растворы щелочей способны реагировать со следующими простыми веществами

-:  $\text{Cl}_2$ , S,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Br}_2$ , Si

-: C,  $\text{O}_2$ , P,  $\text{F}_2$ , Si

-:  $\text{I}_2$ , Zn, Cu, S, Mn

+:  $\text{Br}_2$ , S, P, Si, Zn

41. Сколько граммов гидроксида кальция можно получить из 6,4 г карбида кальция?

+: 7,4 г

-: 14,8 г

-: 3,7 г

-: Гидроксид кальция получают не из карбида кальция, а из карбоната кальция

44. Наиболее устойчивые степени окисления хлора в соединениях

-: +6

+: +7

+: +1

+: -1

-: +3

47. Галогеноводород, который получают в промышленности синтезом из элементов

+: HCl

-: HF

-: HBr

-: HI

-: HAt

48. Самый сильный восстановитель среди галогеноводородов

+: HI

-: HCl

-: HF

-: HBr

-: HAt

49. При насыщении водного раствора KOH хлором при температуре 100°C образуется

+: KCl

+: KClO

-: KClO<sub>3</sub>

-: KClO<sub>2</sub>

-: KClO<sub>4</sub>

50. При взаимодействии углерода с концентрированной серной кислотой выделилось 13,44 л газов (н.у.). Рассчитайте массу углерода, вступившего в реакцию

-: 1,0 г

-: 3,6 г

-: 2,0 г

+: 2,4 г

### **Задания к лабораторным работам**

По каждой работе студент должен представить отчёт, содержащий название работы и распечатку результатов выполнения заданий. За выполнение и защиту лабораторных работ студент может набрать 18 баллов (по 3 балла в каждую рейтинговую точку).

Промежуточная аттестация проходит в форме зачета во 2 семестре на 1 курсе ОФО.

### **Вопросы к зачету**

1. Предмет и задачи химии. Место химии в ряду фундаментальных наук. Химическое производство и охрана окружающей среды.
2. Основные понятия и законы химии. Эквивалент, закон эквивалентов.
3. Газовые законы. Закон Авогадро и следствия из него.
4. Составные части атома. Атомное ядро. Основные количественные характеристики атома: атомная масса, заряд ядра.
5. Квантово-механическая модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Волновое уравнение Шредингера и результаты его решения для атома водорода и

водородоподобных ионов.

6. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули и правило Хунда. Форма граничной поверхности электронной плотности для s-, p- и d-орбиталей. Энергетический ряд атомных орбиталей.
7. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева, электронные формулы атомов и ионов.
8. Периодическое изменение свойств элементов (простых веществ) и их соединений. Энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность; закономерности изменения этих величин по группам и периодам.
9. Типы химической связи: ковалентная и ионная; их свойства.
10. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования связи.
11. Квантово-химические методы описания химической связи: метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО).
12. Сигма( $\sigma$ )- и пи( $\pi$ )-связи. Представления о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах.
13. Основные характеристики ковалентной связи: энергия (энтальпия) связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.
14. Агрегатное состояние вещества. Кристаллическое и аморфное состояние. Кристаллическая решетка. Химическая связь в кристаллических телах.
15. Металлическая связь. Металлы, проводники, полупроводники и диэлектрики. Наноматериалы.
16. Водородная связь, межмолекулярные взаимодействия. Комплексные соединения: ион-комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, координационное число. Моно- и полидентатные лиганды. Номенклатура комплексных соединений.
17. Классификация комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Природа химической связи в комплексных соединениях. Применение комплексных соединений.
18. Внутренняя энергия и энтальпия систем. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения процессов.
19. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ, закон действия масс. Константа скорости.
20. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Химические реакции в гетерогенных системах.
21. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия, ее связь с термодинамическими характеристиками системы. Смещение равновесия и принцип Ле Шателье-Брауна. Химическое равновесие в гетерогенных системах.
22. Фазовое равновесие. Правило фаз Гиббса. Представление о диаграммах состояния. Распределение веществ в гетерогенных системах. Сорбция, адсорбционное равновесие. Гетерогенные дисперсные системы.
23. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме гомогенного катализа. Автокатализ. Кислотно-основной катализ. Катализ в биологических системах, ферментативный катализ. Гетерогенный катализ. Каталитические яды. Ингибиторы

химических превращений.

24. Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов.
25. Растворы электролитов и неэлектролитов. Водные растворы электролитов. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель среды (pH). Методы определения величины pH.
26. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные (неассоциированные) и слабые (ассоциированные) электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Буферные растворы.
27. Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз.
28. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Классификация коллоидных систем. Гели и золи. Мицеллы, их образование и строение. Критическая концентрация мицеллообразования.
29. Оптические и электрические свойства коллоидных систем. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Коллоидные системы в природе.
30. Определение и классификация электрохимических процессов. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители.
31. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста.
32. Равновесие на границе металл–раствор. Ионселективные электроды и сенсоры. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Электродвижущая сила.
33. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.

Студент, набравший 36 и более баллов допускается к зачету, а 61 – автоматом получает зачет.

## 6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

Таблица 7. Результаты освоения учебной дисциплины, подлежащие проверке

Результаты обучения (объекты оценивания)	Основные показатели оценки результатов	Оценочные средства
<b>31</b> основные химические понятия	Перечисление основных понятий и определений теории химического строения атома. Составление электронных и электронно-графических формул атомов химических элементов в нормальном и возбужденном состояниях.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>32</b> основные правила номенклатуры химических соединений	Перечисление тривиальных названий неорганических соединений и правил составления названий по международной номенклатуре ИЮПАК.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>33</b> основные законы химии, химической термодинамики, электрохимии и кинетики	Предсказание возможностей осуществления химических процессов с точки зрения химической термодинамики и кинетики. Перечисление основных положений теории ОВР. Перечисление правил катодных и анодных процессов при электролизе расплавов и растворов и при работе гальванических элементов.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>34</b> сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и их соединений	Перечисление и прогнозирование свойств элементов и их соединений по положению в периоде и группе ПСХЭ.	практическое занятие, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>35</b> квантово-механическое строение атомов, молекул и химической связи	Перечисление основных положений теории химической связи. Правильная трактовка характеристик химической	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен

	связи, типов кристаллических решеток.	
<b>36</b> основные классы неорганических веществ, свойства их типичных представителей	Перечисление основных классов неорганических соединений, способов их получения и химических свойств.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>37</b> химию элементов и их соединений	Перечисление химических свойств металлов и неметаллов и их соединений, способов их получения и основных областей применения.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>У1</b> применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности неорганических веществ	Применение химических теорий и законов, концепций о строении и реакционной способности неорганических веществ.	практическое занятие, лабораторная работа, контрольная работа, экзамен
<b>У2</b> критически оценивать свои достоинства и недостатки	Выбор пути и средств развития достоинств и устранения недостатков, средств самосовершенствования.	практическое занятие, лабораторная работа, контрольная работа, экзамен
<b>У3</b> проводить расчеты по термохимическим уравнениям реакций	Применение законов Гэсса, Лавуазье, Бертолле для проведения термохимических расчетов в экзо- и эндотермических химических процессах.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>У4</b> предсказывать термодинамическую возможность протекания химических реакций	Применение законов химической термодинамики с целью обоснования термодинамической возможности самопроизвольного течения химического процесса в заданном направлении (расчет энтальпии, энтропии, энергии Гиббса).	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>У5</b> решать расчетные задачи	Применение приобретаемых теоретических знаний для решения расчетных задач с использованием различных	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен



	методик.	
<b>В1</b> навыками работы с расчетными формулами, решать расчетные и экспериментальные задачи по химии	Использование расчетных формул для решения расчетные и экспериментальные задачи по растворам, электрохимии, химии элементов.	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>В2</b> способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы)	Планирует и анализирует результаты использования в профессиональной деятельности разнообразных средств получения информации (журналы, сайты, образовательные порталы).	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен
<b>В3</b> способами моделирования эксперимента по химии	Анализ виртуального химического эксперимента – учебного химического эксперимента, в котором средством демонстрации или моделирования химических процессов и явлений является компьютерная техника.	практическое занятие, лабораторная работа

## 7. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

### 7.1. Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров-18-е изд. перераб. и доп. – М.:Изд. Юрайт, 2015. - 898с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб.-практич. пособие для бакалавров. 14-е изд. перераб. и доп. – М.: Изд. Юрайт, 2014. – 236 с.
3. Кяров А.А., Ошроева Р.З., Жилова С.Б., Хасанов В.Х., Мирзоев Р.С. Химия координационных соединений.Метод.пособие- Нальчик: Каб.-Балк. Ун-т, 2012. -64с.
4. ЭБС КБГУ - <http://lib.kbsu.ru/ElectronicResources/ElectrinicLibrary.aspx>

### 7.2. Дополнительная литература

1. Кяров А.А., Мукожева Р.А., Кочкаров Ж.А. и др. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие. -Нальчик Каб.-Балк. Ун-т, 2013. -63с.
2. . Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия. – М: Дрофа, 2014.
3. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа,2014.
4. Лучинский Г.П. Курс химии. Общая химия, химия конструкционных материалов. –М.: Высшая школа,1985.
5. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник для вузов: в 2 книгах. -М.: Химия, 2008.
6. Неорганическая химия. В 2 книгах// Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: АCADEMA, 2004.

7. Шрайвер З.Д. Неорганическая химия. В 2 томах. - М.: Мир, 2004.
8. <http://www.consultant.ru/>
9. <http://www.garant.ru/>

### **7.3. Периодические издания**

1. Журнал неорганической химии
2. Журнал общей химии
3. Журнал физической химии

### **7.4. Интернет – ресурсы**

- 1) <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/thermo/welcome.html>
- 2) <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/shevelkov2.pdf>
- 3) <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/fasa/welcome.html>
- 4) <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/leenson/zadaniya/zadaniya.pdf>
- 5) <http://www.openkbsu.ru/moodle/course/view.php?id=116>
- 6) ЭБС biblio-online.ru

### **7.5. Методические указания по проведению различных учебных занятий, к курсовой работе и другим видам самостоятельной работы.**

1. Кяров А.А., Хочуев И.Ю., Мирзоев Р.С. и др. Химия элементов I A – и II A групп ПСХЭ: учебное пособие. - Нальчик: Каб.-Балк. ун-т, 2017. -98 с.
2. Шетов Р.А., Кяров А.А., Хакяшева Э.В., Кочкаров Ж.А., Диаграммы Латимера, Фроста и Пурбе при изучении окислительно-восстановительных процессов: учебное пособие. - Нальчик: Каб.-Балк. ун-т, 2017. – 104 с.
3. Кяров А.А., Жилова С.Б., Кочкаров Ж.А. и др. Общая и неорганическая химия: Задания и методические рекомендации для самостоятельной работы. Нальчик: Кабардино-Балкарский Университет, 2011– 55 с.
4. Тхашоков Н.И., Кяров А.А., Черкесов Б.Х., Виндижева М.К. Общая и неорганическая химия: Задания и методические рекомендации. – Нальчик: Кабардино-Балкарский Университет, 2009. – 47 с.
5. Кяров А.А., Ошроева Р.З., Жилова С.Б., Хасанов В.Х., Мирзоев Р.С. Химия координационных соединений. Метод. пособие- Нальчик: Каб.-Балк. Ун-т, 2012. -64с.
6. Кяров А.А., Жилова С.Б., Кочкаров Ж.А. и др. Общая и неорганическая химия: Задания и методические рекомендации для самостоятельной работы. Нальчик: Кабардино-Балкарский Университет, 2011– 55 с.
7. Тхашоков Н.И., Кяров А.А., Черкесов Б.Х., Виндижева М.К. Общая и неорганическая химия: Задания и методические рекомендации. – Нальчик: Кабардино-Балкарский Университет, 2009. – 47 с.
8. <https://officeapplications.net/microsoft-office/>
9. <https://officeapplications.net/microsoft-word/>
10. <https://officeapplications.net/microsoft-excel/>
11. <http://winrar-full.com/vse-arhivatory/7-zip.html>
12. <http://winrar-full.com/for-windows.html>
13. <https://get.adobe.com/ru/reader/>

### **8. Материально-техническое обеспечение дисциплины**

При проведении занятий используется аудитория, оборудованная проектором для отображения презентационного материала, при проведении лекции и практических занятий используется компьютер с установленным на нем браузером и программным обеспечением для демонстрации презентаций (PowerPoint и др.).

Для самостоятельной работы студентов по дисциплине «Химия» могут быть использованы компьютерные классы, оснащённые компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и доступом в электронную информационно-образовательную среду КБГУ и электронно-библиотечные системы «УНИВЕРСИТЕТСКАЯ БИБЛИОТЕКА ОНЛАЙН», «ЛАНЬ».

**ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ (дополнений)**  
 в рабочей программе дисциплины «Химия»  
 по направлению подготовки 11.03.01 Радиотехника  
 на 20    -20    учебный год

№ п/п	Элемент ( пункт) РПД	Перечень вносимых изменений (дополнений)	Примечание

Обсуждена и рекомендована на заседании кафедры неорганической и физической химии

протокол № \_\_\_\_\_ от « \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2023 г.

Заведующий кафедрой \_\_\_\_\_ Х.Б. Кушхов