

**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.
«_____» _____ 2020 г.

Утверждаю
Директор ИХиБ
_____ Хараев А.М.
«_____» _____ 2020г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

Б1.О.13 «Химия»

по направлению

11.03.01 Радиотехника (Интегрированные системы безопасности)

Квалификация (степень) выпускника

«бакалавр»

Форма обучения

очная

Нальчик 2020

Рабочая программа дисциплины «Химия» /сост. А.А. Кяров – Нальчик: ФГБОУ КБГУ, 2020. 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 06.03.2015 № 179

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:

б) общепрофессиональных:

- способен использовать положения, законы и методы естественных наук и математики для решения задач инженерной деятельности (ОПК-1)

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. σ - и π - 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 металлические решетки. Зависимость свойств кристаллических веществ от типа	УК, Т, ДЗ

		химической связи. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индуктивное и дисперсионное взаимодействие.	
3	Элементы химической термодинамики	Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической 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 продуктов реакции. Влияние различных факторов на химическое равновесие.	УК, Т, ДЗ

		Принцип Ле–Шателье.	
5	Растворы. дисперсные системы	<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. Хромотография</p>	УК, Т ДЗ

6	<p>Электрохимические процессы. Электролиз. Коррозия металлов</p>	<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.</p> <p>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>	<p>УК, Т ДЗ</p>
7	<p>Химия элементов-неметаллов</p>	<p>Водород. Элементы первой и второй групп</p> <p>Элементы подгруппы бора. Элементы подгруппы фтора. Элементы подгруппы кислорода. Элементы подгруппы кремния.</p>	<p>УК, Т ДЗ</p>
8	<p>Общие свойства металлов и сплавов. Получение</p>	<p>Физические свойства металлов. Химические свойства металлов, их восстановительная</p>	

	металлов. Легкие конструкционные металлы	<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>	УК, Т ДЗ
9	Химия d-элементов	<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>	УК, Т ДЗ
10	Элементы органической химии	<p>Понятия об органических полимерах и олигомерах. Методы синтеза и особенности внутреннего строения и физико-химические свойства полимеров.</p>	УК, Т, ДЗ

		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	Трудоемкость, часы	
	1 семестр	Всего
Общая трудоемкость (в часах)	108	108
Контактная работа (в часах):	34	34
<i>Лекционные занятия (Л)</i>	17	17
<i>Лабораторные работы (ЛР)</i>	17	17
Самостоятельная работа (в часах):	65	65
Курсовая работа (КР)/ Курсовой проект (КП)	Не предусмотрен	Не предусмотрен
Самостоятельное изучение разделов/тем	65	65
Подготовка и прохождение промежуточной аттестации	9	9
Вид промежуточной аттестации	зачет	зачет

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.

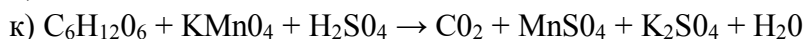
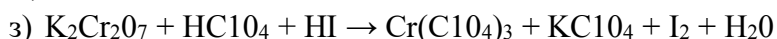
Чему равно число нейтронов в атомах следующих изотопов: ^{15}N , ^{119}Sn , ^{235}U ?

- 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}Cu и ^{65}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 SiCl_4 ; б) магния в MgBr_2 ; в) алюминия в 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: OF_2 , MgBr_2 , PCl_3 , BCl_3 , H_2S , AlBr_3 ? Почему?
 - Молекула оксида углерода (IV) CO_2 имеет линейную форму. Сколько σ - и π -связей в этой молекуле? Какие электронные облака атома углерода участвуют в образовании этих связей? Является ли молекула 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: CrO_3 , Mg_3P_2 , Na_2CrO_4 , SO_2 , KI , KN_2 , LiClO_4 , KH , Fe , H_2O_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) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



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} 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°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 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: $l = 3$; $m_l = 0$; $m_s = 0$. 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-C1 в CCl_4 по следующим данным: длины связей C-C и C1-C1 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: l , m , m_s определите каждый из электронов в параллельном состоянии
- | Номер электрона ... | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---------------------|---|---|---|---|---|---|---|
| l ... | | | | | | | |
| m ... | | | | | | | |
| m_s ... | | | | | | | |
5. Вычислите среднюю плотность по водороду и по воздуху газовой смеси, объемные доли газов в которой для CH_4 и C_2H_2 равны 52 и 48%

4

1. Общее понятие о растворах. Растворимость. Правило Семенченко.
2. 1) при синтезе аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равновесие установилось при

следующих концентрациях веществ (моль/л):

$C_{N_2} = 2,5$; $C_{H_2} = 1,6$; $C_{NH_3} = 3,4$. Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации N_2 и H_2 .

3. В состоянии равновесия системы



реакционная смесь имела объемный состав:

22% CO_2 , 41 % H_2 . 1 7% CO и 20% H_2O .

вычислите K_p и K_c для этой реакции при 1900K.

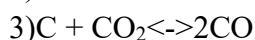
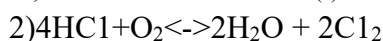
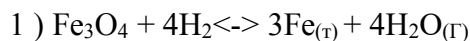
4. В какой массе воды следует растворить 30г бромида калия для получения раствора, в которой массовая доля KBr равна 6%?

5

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

2. Вычислите молярную концентрацию K_2SO_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

$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$ равна 1. Определите состав равновесной реакционной смеси, если для реакции были взяты 1моль H_2 и 2 моль 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 H в растворе 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 H^+ (т. е. $[H^+] = 0$)

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 $CrCl_3 + NaClO + NaOH = Na_2CrO_4 + \dots$ 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

+: рН 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

+: $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Cl} + 3\text{O}_2$

-: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl}$

-: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$

-: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

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

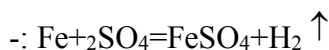
-: 17

-: 19

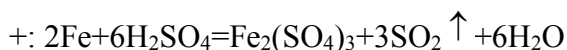
31. Отметьте правильный ответ

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

-: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$



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



32. Геометрия иона 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

-: Cl_2 , S, N_2 , Br_2 , Si

- : C, O₂, P, F₂, Si
- : I₂, Zn, Cu, S, Mn
- +: Br₂, 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
- : KClO₃
- : KClO₂
- : KClO₄

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

- : 1,0 г
- : 2,0 г
- +: 2,4 г
- : 3,6 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(σ)- и пи(π)-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 (рН). Методы определения величины рН.
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
31 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
32 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
33 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
34 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
35 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.	
36 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
37 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
У1 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
У2 критически оценивать свои достоинства и недостатки	Выбор пути и средств развития достоинств и устранения недостатков, средств самосовершенствования.	практическое занятие, лабораторная работа, контрольная работа, экзамен
У3 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
У4 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
У5 решать расчетные задачи	Применение приобретаемых теоретических знаний для решения расчетных задач с использованием различных	практическое занятие, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа, экзамен

	методик.	
В1 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
В2 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
В3 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 А – и II А 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 2020-2021 учебный год

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

Обсуждена и рекомендована на заседании кафедры неорганической и физической химии

протокол № _____ от « _____ » _____ 2020 г.

Заведующий кафедрой _____ Х.Б. Кушхов