

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра ЭКОЛОГИИ И БИОРЕСУРСОВ

Рабочая программа по дисциплине

ХИМИЯ

Основная профессиональная образовательная программа
высшего образования программы бакалавриата по направлению подготовки

03.03.02 «Физика»

Направленность (профиль):

Физика

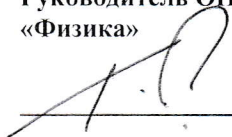
Квалификация:

Бакалавр

Форма обучения

Очная

Согласовано
Руководитель ОПОП
«Физика»



Бобровский А.П.

Утверждаю

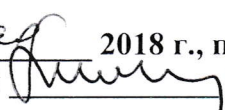
Председатель УМС  И.И. Палкин

Рекомендована решением


Учебно-методического совета

19 июля 2018 г., протокол № 4

Рассмотрена и утверждена на заседании кафедры

7 июля 2018 г., протокол № 9
Зав. кафедрой  Шилин М.Б.

Авторы-разработчики:


Фрумин Г.Т.

Рецензент:

Астратъев А.А. – д.х.н., зам. директора по научной работе ФГУП «СКТБ «Технолог» Минобрнауки России

«Рассмотрена и рекомендована к использованию в учебном процессе на 2019 / 2020 учебный год **с изменениями (см. лист изменений)**»
Протокол заседания кафедры Водных биоресурсов, аквакультуры и гидрохимии
от 05.06. 2019 № 11

Лист изменений
на 2019 / 2020 учебный год

Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины
Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенции ОПК-1: ПК-1

Код компетенции	Компетенция
ОПК-1	Способность использовать в профессиональной деятельности базовые естественнонаучные знания, включая знания о предмете и объектах изучения, методах исследования, современных концепциях, достижениях и ограничениях естественных наук (прежде всего химии, биологии, экологии, наук о земле и человеке).
ПК-1	Способность использовать специализированные знания в области физики для освоения профильных физических дисциплин

Объем дисциплины по видам учебных занятий в академических часах,

Объем дисциплины	Всего часов
	Очная форма обучения
Общая трудоёмкость дисциплины	144
Контактная работа обучающихся с преподавателям (по видам аудиторных учебных занятий) – всего:	56
в том числе:	
лекции	28
практические занятия	28
Самостоятельная работа (СРС) – всего:	88
Вид промежуточной аттестации (зачет/экзамен)	Экзамен

4.1. Содержание разделов дисциплины

Очная форма обучения

№ п/п	Раздел и тема дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, в т.ч. самостоятельная работа студентов, час.	Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной форме, час.	Формируемые компетенции

			Лекции	Практич.	Самост. работа			
1	Основные химические понятия и законы химии	1	6	6	20	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 1-2)		ОПК-1 ПК-1
2	Строение атома и Периодическая система химических элементов	1	4	4	18	– тест;		ОПК-1 ПК-1
3	Окислительно-восстановительные реакции	1	4	4	20	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 3)		ОПК-1 ПК-1
4	Химическая связь и строение вещества	1	6	6	6	– тест;		ОПК-1 ПК-1
5	Свойства растворов	1	8	8	24	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 4, 5)		ОПК-1 ПК-1
	ИТОГО		56		88			

1. Цели освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины «Химия» является получение комплекса научных знаний о химических веществах и процессах их превращений с глубоким пониманием сущности химических взаимодействий, имеющих место в природе и определяющих химическую форму движения материи.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к обязательным дисциплинам базовой части ООП. Для освоения данной дисциплины обучающиеся должны освоить в рамках базового среднего образования дисциплину «Химия». Дисциплина «Химия» является базовой для освоения дисциплин «Физическая химия», «Введение в химию природной среды», «Молекулярная физика», «Атомная физика. Физика атомного ядра и элементарных частиц», «Квантовая теория».

ОСОБЕННОСТИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ДЛЯ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

Обучение обучающихся с ограниченными возможностями здоровья при необходимости осуществляется на основе адаптированной рабочей программы с использованием специальных методов обучения и дидактических материалов, составленных с учетом особенностей психофизического развития, индивидуальных возможностей и состояния здоровья таких обучающихся (обучающегося).

При определении формы проведения занятий с обучающимся-инвалидом учитываются рекомендации, содержащиеся в индивидуальной программе реабилитации инвалида, относительно рекомендованных условий и видов труда.

При необходимости для обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья создаются специальные рабочие места с учетом нарушенных функций и ограничений жизнедеятельности.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенции ОПК-1:

Код компетенции	Компетенция
ОПК-1	Способность использовать в профессиональной деятельности базовые естественнонаучные знания, включая знания о предмете и объектах изучения, методах исследования, современных концепциях, достижениях и

ограничениях естественных наук (прежде всего химии, биологии, экологии, наук о земле и человеке).

В результате освоения компетенций в рамках дисциплины «Химия» обучающийся должен:

Знать:

- фундаментальные законы и понятия химии;
- основные положения современной теории строения атома и теории химической связи;
- химические свойства основных классов неорганических соединений и генетическую взаимосвязь;
- особенности протекания химических процессов в растворах.

Уметь:

- применять химические законы для количественного описания химических явлений и превращений;
- на основании периодического закона и строения электронных оболочек атомов элементов прогнозировать свойства и реакционную способность химических элементов и их соединений;
- выполнять расчет химических равновесий в растворах;
- обращаться с лабораторным оборудованием и реактивами, выполнять простейшие химические операции, применять правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, составлять отчет о выполненном химическом эксперименте.

Владеть:

- химической терминологией;
- навыками работы с химической литературой и справочниками физико-химических величин.

Основные признаки проявленности формируемых компетенций в результате освоения дисциплины «Химия» сведены в таблице.

Соответствие уровней освоения компетенции планируемым результатам обучения и критериям их оценивания

Этап (уровень) освоения компетенции	Основные признаки проявленности компетенции (дескрипторное описание уровня)				
	1.	2.	3.	4.	5.
минимальный	не владеет	слабо ориентируется в терминологии и содержании	Способен выделить основные идеи текста, работает с критической литературой	Владеет основными навыками работы с источниками и критической литературой	Способен дать собственную критическую оценку изучаемого материала
	не умеет	не выделяет основные идеи	Способен показать основную идею в развитии	Способен представить ключевую проблему в ее связи с другими процессами	Может соотнести основные идеи с современными проблемами
	не знает	допускает грубые ошибки в	Знает основные рабочие категории, однако не ориентируется в специфике дисциплины	Понимает специфику основных рабочих категорий	Способен выделить характерный авторский подход
базовый	не владеет	плохо ориентируется в терминологии и содержании	Владеет приемами поиска и систематизации, но не способен свободно изложить материал	Свободно излагает материал, однако не демонстрирует навыков сравнения основных идей и концепций	Способен сравнивать концепции, аргументированно излагает материал
	не умеет	выделяет основные идеи, но не видит проблем	Выделяет конкретную проблему, однако излишне упрощает ее в рамках дисциплины	Способен выделить и сравнить концепции, но испытывает сложности с их практической привязкой к дисциплине	Аргументированно проводит сравнение концепций по заданной проблематике
	не знает	допускает много ошибок в рамках дисциплины	Может изложить основные рабочие категории дисциплины	Знает основные отличия концепций в заданной проблемной области	Способен выделить специфику концепций в заданной проблемной области
продвинутый	не владеет	ориентируется в терминологии и содержании	В общих чертах понимает основную идею, однако плохо связывает ее с существующей проблематикой	Видит источники современных проблем в заданной области анализа, владеет подходами к их решению	Способен грамотно обосновать собственную позицию относительно решения современных проблем

					в заданной области
не умеет	выделяет основные идеи, но не видит их в развитии	Может понять практическое назначение основной идеи, но затрудняется выявить ее основания	Выявляет основания заданной области анализа, понимает ее практическую ценность, однако испытывает затруднения в описании сложных объектов анализа		Свободно ориентируется в заданной области анализа. Понимает ее основания и умеет выделить практическое значение заданной области
не знает	допускает ошибки при выделении рабочей области анализа	Способен изложить основное содержание современных научных идей в рабочей области анализа	Знает основное содержание современных научных идей в рабочей области анализа, способен их сопоставить в рамках		Может дать критический анализ современным проблемам в заданной области анализа

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единицы, 144 часа.

*Объем дисциплины (модуля) по видам учебных занятий
в академических часах) 2015, 2016, 2017, 2018 гг. набора*

Объём дисциплины	Всего часов		
	Очная форма обучения	Очно-заочная форма обучения	Заочная форма обучения
Общая трудоёмкость дисциплины	144	-	-
Контактная работа обучающихся с преподавателям (по видам аудиторных учебных занятий) – всего:	68	-	-
в том числе:		-	-
лекции	34	-	-
практические занятия	34	-	-
семинарские занятия		-	-
Самостоятельная работа (СРС) – всего:	40	-	-
в том числе:		-	-
курсовая работа		-	-
контрольная работа		-	-
Вид промежуточной аттестации (зачет/экзамен)	Экзамен 36	-	-

Очно-заочная и заочная формы обучения не осуществляются

4.1. Содержание разделов дисциплины

Очная форма обучения

№ п/п	Раздел и тема дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, в т.ч. самостоятель- ная работа сту- дентов, час.			Формы текущего кон- троля успе- ваемости	Занятия в активной и инте- рактивной форме, час.	Форми- руемые компетен- ции
			Лекции	Практич.	Самост. работа			
1	Основные химические понятия и законы хи- мии	1	6	8	8	– тест; – письменный отчет по лабо- раторной рабо- те и его защита; – контрольная работа (задания 1-2)	3	ОПК-1
2	Строение атома и Пе- риодическая система хи- мических элементов	1	5	2	4	– тест;	1	ОПК-1
3	Окисли- тельно- восстанови- тельные ре- акции	1	4	6	8	– тест; – письменный отчет по лабо- раторной рабо- те и его защита; – контрольная работа (задания 3)	3	ОПК-1
4	Химическая связь и строение	1	6	2	4	– тест;	1	ОПК-1

	вещества							
5	Свойства растворов	1	14	18	12	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 4, 5)	7	ОПК-1
	ИТОГО		68		40		34	

4.2. Содержание разделов дисциплины

Основные химические понятия и законы химии

Предмет и задачи химии. Место химии в ряду фундаментальных наук. Взаимосвязь химической и физической форм движения материи. Основы атомно-молекулярного учения: атом, изотоп, химический элемент, молекула, относительная атомная и относительная молекулярная массы, молекулы-изотопологи. Основные стехиометрические законы химии. Количество вещества, моль, молярная масса, молярный объем. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента, количество вещества эквивалентов. Закон эквивалентов. Закон сохранения массы. Химическая реакция, стехиометрия химической реакции, уравнение химической реакции. Классификация химических реакций. Основные классы неорганических соединений и их номенклатура. Классификация, методы получения и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей.

Строение атома и Периодическая система химических элементов

Современные представления о строении атома. Квантовые числа. Понятия энергетического уровня и энергетического подуровня электрона в атоме. Принцип Паули. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и простых ионов. *s*-, *p*-, *d*- и *f* элементы. Изоэлектронные атомы и ионы. Валентность. Валентные возможности атомов химических элементов. Основное и возбужденное состояние электронов в атоме. Периодический закон Менделеева и основа периодической классификации химических элементов. Причина периодичности свойств химических элементов и образуемых ими соединений. Периодическая система химических элементов как графическое выражение периодического закона. Структура Периодической системы химических элементов: малые и большие периоды, главные и побочные подгруппы.

Атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность атома элемента; закономерности изменения этих характеристик по группам и периодам. Периодичность кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений. Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе химических элементов.

Окислительно-восстановительные реакции

Основные понятия и определения: степень окисления атома элемента, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительная пара. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методами электронного и электронно-ионного балансов. Условия проявления восстановительной и окислительной активности веществ. Важнейшие восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность. Влияние среды раствора на протекание окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Химическая связь и строение вещества

Методы валентных связей и молекулярных орбиталей как способы описания химической связи. Ковалентная химическая связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Характеристики и свойства ковалентной связи: длина связи, энергия образования связи, кратность связи, валентный угол, дипольный момент связи, полярность связи, насыщенность, поляризуемость, направленность в пространстве. Сигма- и пи-связи. Представление о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах. Геометрия молекул. Дипольный момент молекулы. Полярные и неполярные молекулы. Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи. Условия и механизм образования ионной связи. Характеристики и свойства ионной связи. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории. Комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя координационные сферы, координационное число. Моно- и полидентатные лиганды. Природа химической связи в комплексных соединениях. Водородная связь. Условия образования водородной связи. Свойства веществ с водородной связью. Металлическая связь. Характерные свойства металлов, обусловленные металлической связью. Типы кристаллических решеток (ионные, атомные, молекулярные, металлические) и обусловленные ими свойства веществ.

Свойства растворов

Общая характеристика растворов. Физическая теория растворов. Химическая (сольватная) теория растворов. Растворимость. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая и мольная доли, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная кон-

центрация. Закон эквивалентов в объемном анализе. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Механизмы диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Расчет концентраций ионов в растворах электролитов. Растворы слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований. Реакции ионного обмена в растворах электролитов, направление протекания обменных реакций. Электролиз. Первый закон Фарадея. Второй закон Фарадея. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие о кислотно-основных индикаторах. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Расчет pH в растворах гидролизующихся солей. Необратимый гидролиз, условия его протекания. Равновесия в растворах комплексных соединений. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и константа устойчивости комплекса. Реакции с участием комплексных соединений. Равновесие «малорастворимый электролит – его насыщенный раствор». Произведение растворимости. Связь растворимости и произведения растворимости для малорастворимых электролитов разного типа. Условия образования и растворения осадков малорастворимых электролитов. Смещение ионных равновесий в растворах электролитов (на примерах процессов диссоциации, гидролиза, комплексообразования, растворения и выпадения осадков). Принцип Ле Шателье. Химическая кинетика и катализ. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Катализаторы. Ферменты.

4.3. Практические, лабораторные занятия, их содержание

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика практических занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
1	1	Основные классы неорганических соединений и их номенклатура. Методы получения и химические свойства оксидов, кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей	Практическое занятие	ОПК-1
2	1	Основные классы неорганических соединений	Лабораторная работа	ОПК-1
3	1	Основы атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические законы	Практическое занятие	ОПК-1

		химии		
4	1	Основные химические понятия и законы химии	Практическое занятие. Компьютерное тестирование по разделу 1	ОПК-1
5	2	Строение атома и Периодическая система химических элементов. Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе химических элементов	Практическое занятие	ОПК-1
6	3	Окислительно-восстановительные реакции	Практическое занятие. Компьютерное тестирование по разделу 3	ОПК-1
7	3	Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа	ОПК-1
8	4	Химическая связь	Практическое занятие. Компьютерное тестирование по разделам 2 и 4	ОПК-1
9	5	Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Закон эквивалентов в объемном анализе	Практическое занятие	ОПК-1
10	5	Общие свойства растворов. Растворы электролитов	Лабораторная работа	ОПК-1
11	5	Растворы электролитов. Водородный показатель	Практическое занятие	ОПК-1
12	5	Гидролиз солей	Практическое занятие	ОПК-1
13	5	Гидролиз солей	Лабораторная работа	ОПК-1
14	5	Равновесия в растворах комплексных соединений	Практическое занятие	ОПК-1
15	5	Равновесия в растворах комплексных соединений	Лабораторная работа	ОПК-1
1	5	Равновесие «малорастворимый элек-	Практическое занятие	ОПК-1

6		тролит – его насыщенный раствор»		
1 7	5	Свойства растворов	Компьютерное тестирование по разделу 5	ОПК-1
1 8	1-5	Итоговая контрольная работа	Контрольная работа	ОПК-1

5. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов и оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

5.1. Текущий контроль

Письменные отчеты по лабораторным работам и их защита. · Контрольная работа.

Образцы контрольных заданий текущего контроля

Контрольная работа

Вариант 11.

Составьте молекулярные уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: гидроксид меди(II) → нитрат гидроксомеди(II) → нитрат меди(II) → гидроксид меди(II) → оксид меди(II) → хлорид меди(II).

2. Вычислите массу соляной кислоты, которая израсходуется на взаимодействие с 0,8 моль эквивалентов цинка.

3. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу в водном растворе: а) нитрат хрома(III); б) сульфид натрия; в) хлорид бария; г) хлорид олова(II)? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной и молекулярной формах и укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей.

4. Образуется ли осадок сульфата свинца(II) при 25°C, если к 0,1н. раствору нитрата свинца(II) добавить равный объем 0,4н. раствора сульфата натрия?

5.2. Методические указания по организации самостоятельной работы

В учебном процессе выделяют два вида самостоятельной работы: аудиторную и внеаудиторную. Аудиторная самостоятельная работа выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию. Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия. По дисциплине «Химия» предусмотрены следующие виды внеаудиторной самостоятельной работы: чтение и конспектирование текста (учебника, дополнительной литературы), работа со справочниками, работа с конспектом лекций, составление таблиц для систематизации учебного материала, ответы на контрольные вопросы, тестирование, решение задач и упражнений по образцу, решение вариативных задач, подготовка отчетов по лабора-

торным работам. Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от уровня сложности и уровня умений студентов. Контроль результатов внеаудиторной самостоятельной работы студентов проходит в письменной, устной или тестовой форме.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 1)

1. Приведите примеры известных вам аллотропных модификаций различных химических элементов.
2. Какие несолеобразующие оксиды вам известны?
3. По какому принципу солеобразующие оксиды относят к основным, кислотным или амфотерным? Приведите по три примера оксидов разного характера.
4. Составьте формулы оксидов железа(III), никеля(II), селена(VI), стронция, бора. Укажите характер кислотно-основных свойств каждого из оксидов.
5. Перечислите важнейшие химические свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
6. Приведите наиболее общие методы получения оксидов, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
7. Какие химические вещества называют щелочами? Перечислите все известные вам щелочи.
8. Перечислите важнейшие химические свойства оснований, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
9. Приведите наиболее общие методы получения оснований, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
10. Какие классификационные признаки кислот вам известны? Приведите примеры различных классификаций кислот.
11. Перечислите важнейшие химические свойства кислот, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.
12. Приведите наиболее общие методы получения кислот, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.
13. Составьте формулы кислот, ангидридами которых являются: оксид мышьяка(V), оксид хрома(VI), оксид азота(III), оксид марганца(VII), оксид хлора(I). Назовите эти кислоты.
14. Дайте общую характеристику химических свойств амфотерных гидроксидов.
15. Что такое реакции нейтрализации? К какому типу химических взаимодействий они относятся? Что такое реакции неполной нейтрализации?
16. По какому принципу соли относят к средним, кислым или основным? Приведите по три примера солей разного типа.

17. Перечислите важнейшие химические свойства солей, проиллюстрировав их уравнениями соответствующих реакций.

18. Приведите наиболее общие методы получения солей, в качестве примеров запишите уравнения соответствующих химических реакций.

19. Сформулируйте основные принципы номенклатуры оксидов, оснований, кислот и солей.

20. Составьте уравнения реакций между следующими веществами и назовите продукты реакций: оксид хлора(VII) и вода; сульфат висмута(III) и сульфид аммония; хлорид кадмия и гидроксид натрия; германиевая кислота и гидроксид калия; гидроксид цинка и гидроксид рубидия.

21. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: гидроксид меди(II) \rightarrow нитрат гидроксомеди(II) \rightarrow нитрат меди(II) \rightarrow гидроксид меди(II) \rightarrow оксид меди(II) \rightarrow хлорид меди(II).

22. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: сульфид натрия \rightarrow сероводородная кислота \rightarrow гидросульфид лития \rightarrow сульфид лития \rightarrow сероводородная кислота \rightarrow сульфид свинца(II).

23. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: оксид алюминия \rightarrow сульфат алюминия \rightarrow сульфат гидроксоалюминия \rightarrow сульфат дигидроксоалюминия \rightarrow гидроксид алюминия \rightarrow гексагидроксоалюминат натрия.

24. Приведите определения понятий «относительная атомная масса» и «относительная молекулярная масса». Поясните смысл слова «относительная». Имеют ли размерность эти величины?

25. Вычислите абсолютную массу молекулы серной кислоты в граммах.

26. Что в химии подразумевают под количеством вещества? Дайте определение понятия «моль». Какие способы вычисления количества вещества вам известны?

27. Что такое эквивалент? Как можно вычислить эквивалентное количество вещества, эквивалентную массу и эквивалентный объем?

28. Вычислите эквивалентную массу хлора в следующих соединениях: $CuCl_2$, $NaClO$, $LiClO_2$, $Ca(ClO_3)_2$, $KClO_4$, Cl_2O_5 .

29. Вычислите эквивалентную массу гидроксида хрома(III) в реакции образования хлорида дигидроксохрома(III). Составьте уравнение соответствующей реакции.

30. Вычислите эквивалентную массу ортомышьяковой кислоты в реакции образования дигидроортоарсената калия. Составьте уравнение соответствующей реакции.

31. На основании каких фундаментальных законов химии выполняются расчеты по уравнениям химических реакций? Приведите их формулировки.

32. Сколько граммов оксида алюминия образуется при окислении алюминия массой 0,54 г? Какой объем кислорода (н.у.) израсходуется в этой реакции?

33. Какой объем (н.у.) оксида азота(II) образуется в результате взаимодействия $36 \cdot 10^{23}$ молекул азота с кислородом?

34. В раствор, содержащий 22,4 г сульфата меди(II), внесли 7,8 г цинка. Рассчитайте массу меди, которая выделится при этом из раствора.

35. В 2,48 г оксида некоторого одновалентного металла содержится 1,84 г этого металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна относительная атомная масса этого металла?

36. Приведите примеры реакций соединения, разложения, замещения и обмена.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 2)

1. Как определить заряд ядра атома элемента, а также число протонов, нейтронов и электронов в составе атома, исходя из положения элемента в Периодической системе химических элементов?

2. Сколько протонов содержится в ядрах атомов изотопов: $^{17}\text{Cl}_{35}$, $^{33}\text{As}_{74}$, $^{38}\text{Sr}_{89}$?

3. Сколько нейтронов содержится в ядрах атомов изотопов: $^{15}\text{P}_{31}$, $^{13}\text{Al}_{27}$, $^{22}\text{Ti}_{47}$, $^{25}\text{Mn}_{56}$, $^{11}\text{Na}_{24}$?

4. Почему при расчетах атомных масс пренебрегают массой электронов? В какой области пространства атома сосредоточена его масса?

5. По какой причине относительные атомные массы элементов, как правило, не имеют точных целочисленных значений?

6. Охарактеризуйте массы и заряды субатомных частиц – протона, нейтрона и электрона.

7. Как вы понимаете смысл гипотезы Луи де Бройля? Что такое корпускулярно-волновой дуализм?

8. Как определяется максимальное число электронов на том или ином энергетическом уровне? Какое максимальное число электронов может содержаться на энергетическом уровне с главным квантовым числом $n = 4$?

9. Как определить максимальную емкость энергетического подуровня, характеризующегося некоторым значением орбитального квантового числа? Какое максимальное число электронов может содержаться на подуровне с $l = 3$?

10. Какое квантовое число определяет количество орбиталей для того или иного энергетического подуровня? Как определить количество вырожденных орбиталей энергетического подуровня, характеризующегося некоторым значением орбитального квантового числа? Сколько атомных орбиталей содержится на подуровне с $l = 2$?

11. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторо-

го химического элемента имеют следующие значения: $n = 4$; $l = 0$; $ml = 0$; $ms = +S$ и $-S$. Напишите электронную формулу атома этого элемента.

12. Что такое изоэлектронные ряды? Приведите примеры.

13. У атомов какого химического элемента начинает заполняться подуровень $4d$? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

14. У атомов какого химического элемента начинает заполняться подуровень $4f$? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?

15. По какой причине у атомов некоторых химических элементов побочных подгрупп последовательность заполнения электронами атомных орбиталей нарушается? Перечислите такие химические элементы.

16. К какому периоду, какой группе и подгруппе относится химический элемент селен? Назовите число валентных электронов в атоме селена. Представителем какого электронного семейства является данный элемент? Изобразите полную электронную конфигурацию иона Se^{2-} в основном электронном состоянии.

17. К какому периоду, какой группе и подгруппе относится химический элемент никель? Представителем какого электронного семейства является данный элемент? Чему равен суммарный спин d -электронов у атомов никеля в основном электронном состоянии? Изобразите полную электронную конфигурацию иона Ni^{2+} в основном электронном состоянии.

18. Сколько неспаренных электронов в основном электронном состоянии имеют атомы никеля, германия, полония, сурьмы, кобальта?

19. Сколько неспаренных электронов в возбужденном электронном состоянии имеют атомы стронция, иттрия, гафния, технеция, тантала?

20. Сколько неспаренных электронов в основном электронном состоянии имеют ионы Co^{3+} , Au^{3+} , Cr^{3+} , V^{3+} , Fe^{3+} ?

21. Назовите химический элемент, в атоме которого валентные электроны находятся только на третьем энергетическом уровне, и который образует летучее водородное соединение состава RH_4 .

22. Назовите химический элемент, в атоме которого валентные электроны находятся только на пятом энергетическом уровне, и который образует высший оксид состава RO_2 .

23. Назовите химический элемент, в атоме которого валентные электроны находятся на пятом и шестом энергетических уровнях, и который образует высший оксид состава RO_3 .

24. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента, неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$? Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?

25. Назовите главную причину периодичности свойств химических элементов и образуемых ими соединений.

26. Что такое большие и малые периоды Периодической системы химических элементов? Каковы особенности их построения? Атомами элементов каких электронных семейств они образованы?

27. Что такое энергия ионизации? Как изменяется эта характеристика в подгруппах и периодах Периодической системы и к каким изменениям свойств химических элементов это приводит?

28. Что такое сродство к электрону? Как изменяется эта характеристика в подгруппах и периодах Периодической системы и к каким изменениям свойств химических элементов это приводит?

29. У какого из элементов шестого периода Периодической системы – таллия или висмута – сильнее выражены металлические свойства? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

30. У какого из *p*-элементов пятой группы Периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

31. Охарактеризуйте периодичность кислотно-основных свойств элементов и их соединений на примере элементов третьего периода и группы IIIA Периодической системы химических элементов.

32. Охарактеризуйте периодичность окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений на примере элементов второго периода и группы VIIA Периодической системы химических элементов.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 3)

1. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Ответ мотивируйте. Составьте формулы химических соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

2. Исходя из степени окисления серы и марганца в соединениях H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$, определите, какие из перечисленных химических соединений могут проявлять только восстановительные, какие – только окислительные, а какие – как окислительные, так и восстановительные свойства.

3. Какая классификация окислительно-восстановительных реакций вам известна? Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций разного типа.

4. Перечислите наиболее важные окислители.

5. Перечислите наиболее важные восстановители.

6. Приведите примеры химических соединений, проявляющих двойственность окислительно-восстановительных свойств.

7. До какой степени окисления марганца происходит восстановление перманганат-ионов в кислой, нейтральной и щелочной средах?

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 4)

1. Возможно ли образование химической связи с участием электронов, имеющих параллельные спины? Ответ мотивируйте.

2. Охарактеризуйте валентные возможности атома мышьяка в основном и в возбужденном электронном состоянии. Приведите примеры соответствующих соединений мышьяка.

3. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в основном и возбужденных состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Каковы валентные возможности хлора?

4. Объясните, почему максимально возможная валентность некоторых элементов 2-го периода не совпадает с количеством валентных электронов в их атомах. Ответ проиллюстрируйте электронными конфигурациями атомов этих элементов.

5. Что подразумевают под длиной химической связи? В каких единицах размерности она чаще всего выражается?

6. Какова максимально возможная кратность химической связи?

7. Сколько σ -связей может образоваться между двумя атомами?

8. Сколько π -связей может образоваться между двумя атомами?

9. Могут ли атомы быть связанными посредством только π -связей?

10. Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в молекулах оксидов: натрия, бария, алюминия, германия(IV), мышьяка(V), молибдена(VI), технеция(VII), осмия(VIII)? Составьте графические формулы молекул перечисленных веществ.

11. Каким числом электронных пар образованы молекулы ортофосфорной кислоты, дихромовой кислоты, щавелевой кислоты, теллуристой кислоты, хлорноватистой кислоты, циановодорода, муравьиной кислоты? Составьте графические формулы молекул перечисленных веществ.

12. Что такое дипольный момент молекулы? Могут ли молекулы, образованные полярными химическими связями, быть в целом неполярными? Если да, то в каких случаях это возможно?

13. Какую геометрическую форму имеют молекулы перечисленных веществ: $BeCl_2$, SeO_2 , SO_3 , PF_3 , SiH_4 , PCl_5 , $POCl_3$, SF_6 ? Какие из этих молекул полярны, а какие – неполярны? Ответ мотивируйте.

14. Что такое поляризуемость химической связи? Поляризуемость каких связей – σ или

π – больше, и почему?

15. Назовите причины ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи.
16. В каком из соединений – фториде магния, фториде алюминия, тетрафториде кремния – степень ионности химических связей наибольшая? Дайте аргументированный ответ.
17. Перечислите наиболее типичные комплексообразователи и лиганды.
18. Что такое моно- и полидентатные лиганды? Приведите примеры.
19. Какие значения могут иметь координационные числа? Какие из них являются наиболее распространенными?
20. Приведите примеры анионных, катионных и электронейтральных комплексов.
21. В каких из перечисленных соединений имеются химические связи, образованные по донорно-акцепторному механизму: AlF_6^{3-} , AsO^+ , SbF_5 , BF_3 , BF_4^- , SiF_6^{2-} , SF_6 , $SnCl_4$, SbF_4^+ ? Дайте аргументированный ответ.
22. Приведите примеры веществ, молекулы которых ассоциированы посредством межмолекулярных водородных связей.
23. Между молекулами каких из перечисленных веществ в жидкой фазе возможно образование водородных связей: а) уксусная кислота, б) теллуридоводород, в) селеноводород, г) аммиак? Дайте аргументированный ответ.
25. Почему в случае металлов невозможно говорить о направленности химических связей?
26. Приведите примеры веществ, имеющих в кристаллическом состоянии ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 5)

1. Дайте определение понятий «раствор», «растворитель», «растворенное вещество».
2. Дайте определение понятию «концентрация». Выведите уравнения связи, позволяющие переходить от одного способа выражения концентрации к другому.
3. Определите мольную долю растворенного вещества, а также молярность, нормальность и моляльность 16%-ного (по массе) раствора ортофосфорной кислоты. Плотность раствора равна 1,088 г/мл.
4. В какой форме применяется закон эквивалентов в объемном анализе?
5. Определите массу осадка, который образуется при добавлении к 100 мл 0,1н. раствора $Ba(NO_3)_2$ 200 мл 0,1М раствора K_2SO_4 .
6. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
7. Является ли электролитическая диссоциация необратимым процессом?
8. Перечислите известные вам химические вещества – электролиты и неэлектролиты.
9. Какие величины являются количественной мерой электролитической диссоциации?

Приведите их определения.

10. Охарактеризуйте состояние слабого электролита в водном растворе. Что такое константа диссоциации и каков ее физический смысл? Приведите примеры слабых электролитов.

11. Вычислите концентрации ионов H^+ , HS^- и S^{2-} в 0,1М водном растворе сероводорода при 25⁰С

12. Сформулируйте закон разбавления Оствальда.

13. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты при 25⁰С будет равна 0,2?

14. В каких случаях и в каком направлении реакции обмена в растворах электролитов могут протекать практически необратимо?

15. Запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах уравнения реакций между следующими веществами: а) гидроксид никеля(II) и серная кислота; б) нитрат кобальта(II) и гидроксид калия; в) силикат натрия и азотная кислота; г) оксид магния и серная кислота; д) сульфат железа(II) и сульфид натрия; е) гидроксид хрома(III) и гидроксид натрия; ж) хлорид аммония и гидроксид лития.

16. Дайте определение понятию «водородный показатель». Охарактеризуйте с помощью величин pH нейтральные, кислые и щелочные водные растворы.

17. Вычислите pH 0,1М раствора гидроксида аммония при 25⁰С.

18. Вычислите pH 0,1М раствора сероводорода при 25⁰С, учитывая диссоциацию только по первой ступени.

19. Что такое кислотно-основные индикаторы, в каких целях они используются? На чем основан их принцип действия? Что такое интервал перехода индикатора? Перечислите известные вам кислотно-основные индикаторы и охарактеризуйте их окраску в нейтральных, кислых и щелочных растворах.

20. Перечислите факторы, влияющие на степень гидролиза. Какими способами можно усилить или подавить гидролиз? Проиллюстрируйте ответ примерами.

21. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу в водном растворе: бромид аммония, сульфат лития, хлорид никеля(II), цианид калия, силикат калия, йодид бария, сульфат марганца(II), ортофосфат лития, селенит калия, перманганат калия? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионно-молекулярной и молекулярной формах и укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей.

22. Какая из двух солей в водном растворе при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: а) $NaCN$ или $NaClO$; б) $MgCl_2$ или $ZnCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

23. Рассчитайте pH 0,1н. раствора сульфита натрия при $25^{\circ}C$, учитывая только первую степень гидролиза. Запишите уравнение гидролиза данной соли в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

24. Рассчитайте pH 0,1М раствора сульфата аммония при $25^{\circ}C$. Запишите уравнение гидролиза данной соли в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

25. Какие факторы могут обусловить протекание необратимого гидролиза?

26. Составьте уравнения реакций в ионно-молекулярной и молекулярной формах, которые будут протекать при сливании водных растворов: а) нитрата железа(III) и сульфита натрия; б) хлорида меди(II) и карбоната натрия; в) нитрата хрома(III) и сульфида натрия; г) хлорида железа(III) и карбоната калия; д) нитрата хрома(III) и сульфита натрия.

27. Что такое первичная и вторичная диссоциация комплекса? Как они протекают?

28. Из раствора комплексной соли $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра(I) осаждает весь хлор в виде хлорида серебра(I), а из раствора соли $PtCl_4 \cdot 3NH_3$ – только $\frac{1}{2}$ часть входящего в ее состав хлора. Напишите координационные формулы этих солей, а также уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

29. Две комплексные соли кобальта отвечают эмпирической формуле $CoBrSO_4 \cdot 5NH_3$. Раствор одной из этих солей дает осадок с хлоридом бария, но не образует осадка с нитратом серебра(I). Раствор другой соли дает осадок с нитратом серебра(I), но не дает осадка с хлоридом бария. Напишите координационные формулы этих солей, а также уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

30. Сформулируйте условия выпадения и растворения осадка малорастворимого электролита.

31. Образуется ли осадок хромата серебра(I) при $25^{\circ}C$, если к 0,002н. раствору фторида серебра(I) добавить равный объем 0,1н. раствора хромата натрия?

32. Вспомните, какие примеры смещения ионных равновесий в растворах были вами рассмотрены при изучении данного раздела. Самостоятельно приведите примеры, аналогичные описанным, и проанализируйте их.

5.3. Промежуточный контроль: экзамен

Перечень вопросов к экзамену

1. Предмет и задачи химии. Место химии в ряду фундаментальных наук. Взаимосвязь химической и физической форм движения материи.

2. Основы атомно-молекулярного учения: атом, изотоп, химический элемент, молекула, относительная атомная и относительная молекулярная массы.

3. Основные стехиометрические законы химии. Количество вещества, моль, молярная масса, молярный объем. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро. Закон постоянства

состава. Закон кратных отношений.

4. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента, количество вещества эквивалентов. Закон эквивалентов.

5. Закон сохранения массы. Химическая реакция, стехиометрия химической реакции, уравнение химической реакции. Классификация химических реакций.

6. Основные классы неорганических соединений и их номенклатура. Классификация, методы получения и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей.

7. Современные представления о строении атома. Квантовые числа. Понятия энергетического уровня и энергетического подуровня электрона в атоме. Принцип Паули.

8. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии. Правило Клечковского. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и простых ионов. *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы. Изоэлектронные атомы и ионы.

9. Валентность. Валентные возможности атомов химических элементов. Основное и возбужденное состояние электронов в атоме.

10. Периодический закон Менделеева и основа периодической классификации химических элементов. Причина периодичности свойств химических элементов и образуемых ими соединений. Периодическая система химических элементов как графическое выражение периодического закона. Структура Периодической системы химических элементов: малые и большие периоды, главные и побочные подгруппы.

11. Атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность атома элемента; закономерности изменения этих характеристик по группам и периодам. Периодичность кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений.

12. Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе химических элементов.

13. Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия и определения: степень окисления атома элемента, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, окислительно-восстановительная пара.

14. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методами электронного и электронно-ионного балансов.

15. Условия проявления восстановительной и окислительной активности веществ. Важнейшие восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность.

16. Влияние среды раствора на протекание окислительно-восстановительных реакций.

17. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

18. Метод валентных связей как способ описания химической связи.

19. Метод молекулярных орбиталей как способ описания химической связи.
20. Ковалентная химическая связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Характеристики и свойства ковалентной связи: длина связи, энергия образования связи, кратность связи, валентный угол, дипольный момент связи, полярность связи, насыщаемость, поляризуемость, направленность в пространстве.
21. Ковалентная химическая связь. Сигма- и пи-связи. Представление о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах. Геометрия молекул. Дипольный момент молекулы. Полярные и неполярные молекулы.
22. Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи. Условия и механизм образования ионной связи. Характеристики и свойства ионной связи.
23. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории. Комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя координационные сферы, координационное число. Моно- и полидентатные лиганды. Природа химической связи в комплексных соединениях.
24. Водородная связь. Условия образования водородной связи. Свойства веществ с водородной связью.
25. Металлическая связь. Характерные свойства металлов, обусловленные металлической связью.
26. Типы кристаллических решеток (ионные, атомные, молекулярные, металлические) и обусловленные ими свойства веществ.
27. Общая характеристика растворов. Растворимость. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая и мольная доли, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация. Закон эквивалентов в объемном анализе.
28. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Механизмы диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Расчет концентраций ионов в растворах электролитов.
29. Растворы слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований.
30. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена в растворах электролитов, направление протекания обменных реакций.
31. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие о кислотно-основных индикаторах.
32. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Расчет pH в растворах гидролизующихся солей. Необратимый гидролиз,

условия его протекания.

33. Равновесия в растворах комплексных соединений. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и константа устойчивости комплекса. Реакции ионного обмена с участием комплексных соединений.

34. Равновесие «малорастворимый электролит – его насыщенный раствор». Произведение растворимости. Связь растворимости и произведения растворимости для малорастворимых электролитов разного типа. Условия образования и растворения осадков малорастворимых электролитов.

35. Смещение ионных равновесий в растворах электролитов (на примерах процессов диссоциации, гидролиза, комплексообразования, растворения и выпадения осадков

Образец экзаменационного билета

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ (РГГМУ)

Дисциплина Химия

Направление подготовки 03.03.02 – Физика

Квалификация Бакалавр

Экзаменационный билет № 1

1. Предмет и задачи химии. Место химии в ряду фундаментальных наук. Взаимосвязь химической и физической форм движения материи.
2. Метод молекулярных орбиталей как способ описания химической связи.
3. Задача.

Заведующий кафедрой

Образец экзаменационной задачи

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ (РГГМУ)

Дисциплина Химия

Направление подготовки 03.03.02 – Физика

Квалификация Бакалавр

Экзаменационная задача № 1

Сколько граммов ортофосфата железа(III) следует растворить в 10 л воды при 25⁰С, чтобы приготовить насыщенный раствор этой соли?

Заведующий кафедрой _____

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература:

1. Степанова Е.В. Химия: Учебное пособие. – СПб.: РГГМУ, 2014. – 156 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 728 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2005. – 240 с.
4. Елфимов В.И. Основы общей химии: Учебное пособие. – М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015. – 256 с. (ЭБС Znanium.com).
5. Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г. Общая химия: учеб. пособие. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 639 с. (ЭБС Znanium.com).

б) дополнительная литература:

1. Дурягина Е.Г., Гончаров А.В. Химия: классы неорганических соединений: Учебно-методическое пособие. – СПб.: РГГМУ, 2008. – 48 с. (ЭБС ГидроМетеоОнлайн).
2. Чудинова Ю.А. Методические указания по дисциплине «Химия». – СПб.: РГГМУ, 2003. – 44 с.

в) Интернет-ресурсы:

1. <http://www.chemnet.ru> – ChemNet: Химическая информационная сеть.
2. <http://experiment.edu.ru> – Российский общеобразовательный портал. Коллекция: естественнонаучные эксперименты.
3. <http://webelements.narod.ru> – WebElements: онлайн-справочник химических элементов.
4. <http://www.himhelp.ru> – Химический сервер HimHelp.ru: образовательный ресурс.
5. <http://znanium.com/> – Электронная библиотечная система.
6. <http://elib.rshu.ru/> – Электронная библиотечная система ГидроМетеоОнлайн.

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	Составление конспекта лекций: выполнение последовательной краткой записи материалов лекции в порядке их изложения, выделение важных определений, положений и выводов. Работа с конспектом: выделение представляющего трудности для понимания материала и работа по самостоятельному поиску и конспектированию возможных пояснений в рекомендованных учебных пособиях и Интернет-ресурсах. В случае невозможности самостоятельного разрешения воз-

	<p>никших проблем в усвоении материала следует сформулировать требующие дополнительных пояснений вопросы и задать их преподавателю на консультации или на практическом занятии.</p>
Практическое занятие	<p>Подготовка к теме практического занятия по конспекту лекций и учебным пособиям. Материалы практических занятий следует заносить в отдельную тетрадь. Решение задач рекомендуется записывать аккуратно, с подробными комментариями. Работа с конспектом лекций.</p>
Лабораторная работа	<p>Перед выполнением лабораторной работы необходимо ознакомиться с техникой безопасности и правилами поведения в химической лаборатории. Внимательно изучить методики выполнения опытов, составить уравнения соответствующих реакций.</p> <p>В процессе выполнения лабораторной работы фиксировать наблюдения в протоколе. После завершения работы обобщить полученные данные, установить причинно-следственные связи, сформулировать выводы по каждому опыту и подготовить ответы на вопросы, приведенные в описании лабораторной работы.</p>
Контрольная работа	<p>При подготовке к контрольной работе необходимо работать с конспектами лекций, записями практических занятий, протоколами лабораторных работ, рекомендуемой литературой и ориентироваться на задания для самостоятельной работы.</p>
Экзамен	<p>При подготовке к экзамену необходимо работать с конспектами лекций, записями практических занятий, протоколами лабораторных работ, рекомендуемой литературой и ориентироваться на вопросы для подготовки к экзамену.</p>

8. Информационные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (при необходимости)

Раздел дисциплины	Образовательные и информационные технологии	Перечень программного обеспечения и информации
--------------------------	--	---

		онных справочных систем
Основные химические понятия и законы химии	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – практическое занятие; – лабораторная работа;	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в ЭБС
Строение атома и Периодическая система химических элементов	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – практическое занятие;	– программное обеспечение для демонстрации слайд презентаций; – программное обеспечение для доступа в ЭБС
Окислительно восстановительные реакции	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – практическое занятие; – лабораторная работа;	– программное обеспечение для демонстрации слайд презентаций; – программное обеспечение для доступа в ЭБС
Химическая связь и строение вещества	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – практическое занятие; – лабораторная работа;	– программное обеспечение для демонстрации слайд презентаций; – программное обеспечение для доступа в ЭБС
Свойства растворов	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – практическое занятие; – лабораторная работа;	– программное обеспечение для демонстрации слайд презентаций; – программное обеспечение для доступа в ЭБС

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

- стандартно оборудованная химическая лаборатория, оснащенная вытяжными шкафами;
- химическая посуда и комплекты химических реактивов для проведения лабораторных работ;
- лекционная аудитория, оснащенная мультимедийным оборудованием;
- информационно-вычислительный центр РГГМУ для проведения тестирования студентов;

– комплект учебно-наглядных пособий.