

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра метеорологии, климатологии и охраны атмосферы (МКОА)

Рабочая программа по дисциплине

ХИМИЯ

Основная профессиональная образовательная программа
высшего образования программы бакалавриата по направлению подготовки

05.03.04 Гидрометеорология

Направленность (профиль)
Гидрометеорология

Квалификация:
Бакалавр

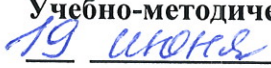
Форма обучения
Очная

Согласовано
Руководитель ОПОП
«Гидрометеорология»

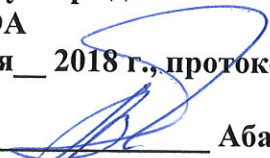
 Абанников В.Н.

Утверждаю
Председатель УМС  И.И. Палкин

Рекомендована решением
Учебно-методического совета

 19 июня 2018 г., протокол № 4

Рассмотрена и утверждена на заседании
кафедры МКОА

 8 февраля 2018 г., протокол № 7

Зав. кафедрой  Абанников В.Н.

Автор-разработчик

 Степанова Е.В.,

1. Цели освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование общего химического мировоззрения, понимания сущности химических взаимодействий, имеющих место в природе и определяющих химическую форму движения материи, и развитие химического мышления в объеме, необходимом для освоения химических основ гидрометеорологии.

Основные задачи дисциплины «Химия»:

- освоение фундаментальных законов и понятий общей химии;
- формирование навыков применения этих знаний для количественного описания химических явлений и превращений;
- установление взаимосвязи явлений окружающего мира на основе законов химии;
- формирование практических навыков постановки химического эксперимента.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП

Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам базовой части основной профессиональной образовательной программы подготовки бакалавров по направлению подготовки 05.03.04 – Гидрометеорология.

Для освоения данной дисциплины обучающиеся должны освоить дисциплины «Химия», «Физика» и «Математика» в рамках базового среднего образования. В результате освоения данных дисциплин в объеме среднего образования обучающийся должен владеть базовым понятийным аппаратом химии, физики и математики, уметь записывать формулы химических соединений и уравнения химических реакций, выполнять математические вычисления, грамотно применять единицы измерения основных физико-химических величин.

Дисциплина «Химия» является базовой для освоения дисциплин «Экология», «Контроль загрязнения природной среды».

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Код компетенции	Компетенция
ОПК-2 (частично):	Обладать владением базовыми знаниями фундаментальных разделов физики, химии, биологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических и биологических основ в гидрометеорологии.

В результате освоения компетенции в рамках дисциплины «Химия» обучающийся должен

знать:

- основные химические понятия и законы химии;
- основные положения современной теории строения атома и теории химической связи;
- химические свойства и генетическую взаимосвязь основных классов неорганических соединений;

- основные закономерности протекания химических процессов;

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;
- рассчитывать энергетические характеристики химических процессов, прогнозировать направление и глубину их протекания;

– 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	знает основные рабочие категории, однако не ориентируется в их специфике	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	способен выделить и сравнить концепции, но испытывает сложности с их практической привязкой	аргументированно проводит сравнение концепций по заданной проблематике
	не знает	допускает много ошибок	может изложить основные рабочие категории	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	может дать критический анализ современным проблемам в заданной области анализа

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 180 часов.

Объём дисциплины	Всего часов	
	Очная форма обучения	
	2015, 2016 года набора	2017, 2018 года набора
Общая трудоёмкость дисциплины	180 часов	
Контактная работа обучающихся с преподавателям (по видам аудиторных учебных занятий) – всего:	82	
в том числе:		
лекции	32	
практические занятия	18	
лабораторные занятия	32	
Самостоятельная работа (СРС) – всего:	98	
в том числе:	-	
курсовая работа	-	
контрольная работа	-	
Вид промежуточной аттестации (зачет/экзамен)	зачет/экзамен (трудоzатраты при подготовке и сдаче экзамена 36 часов)	зачет/экзамен (трудоzатраты при подготовке и сдаче экзамена 27 часов)

4.1. Структура дисциплины

2018, 2017 года набора

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной форме	Формируемые компетенции
			Лекции	Лаборат. и практические занятия	Самостоят. работа			
1	Основные химические понятия и законы химии	I	6	14	6	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №1	6	ОПК-2
2	Строение атома и Периодическая система химических элементов	I	4	4	4	· Экспресс-опрос · Индивидуальное задание	–	ОПК-2
3	Химическая связь	I	2	2	2	· Экспресс-опрос	–	ОПК-2

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной форме	Формируемые компетенции
			Лекции	Лаборат. и практические занятия	Самостоят. работа			
4	Основные закономерности протекания химических процессов	I	6	16	6	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №1	4	ОПК-2
5	Свойства растворов	II	8	8	35	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №2	4	ОПК-2
6	Окислительно-восстановительные реакции	II	6	6	18	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №2	2	ОПК-2
ИТОГО			32	50	71		16	
ТРУДОЕМКОСТЬ С УЧЕТОМ ЭКЗАМЕНА								180

2016, 2015 год набора

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной форме	Формируемые компетенции
			Лекции	Лаборат. и практические занятия	Самостоят. работа			
1	Основные химические понятия и законы химии	I	6	14	6	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №1	6	ОПК-2
2	Строение атома и Периодическая система химических элементов	I	4	4	4	· Экспресс-опрос · Индивидуальное задание	—	ОПК-2
3	Химическая связь	I	2	2	2	· Экспресс-опрос	—	ОПК-2
4	Основные закономерности протекания химических	I	6	16	6	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита	4	ОПК-2

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Зачеты в активной и интерактивной форме	Формируемые компетенции
			Лекции	Лаборат. и практические занятия	Самостоят. работа			
	процессов					· Контрольная работа №1		
5	Свойства растворов	II	8	8	30	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №2	4	ОПК-2
6	Окислительно- восстановительны е реакции	II	6	6	14	· Экспресс-опрос · Письменный отчет по лабораторной работе и его защита · Контрольная работа №2	2	ОПК-2
ИТОГО			32	50	62		16	
ТРУДОЕМКОСТЬ С УЧЕТОМ ЭКЗАМЕНА								180

4.2. Содержание разделов дисциплины

Основные химические понятия и законы химии

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

Основные стехиометрические понятия и законы химии. Закон сохранения массы. 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.

Химическая реакция, стехиометрия химической реакции, уравнение химической реакции. Основные принципы классификации химических реакций.

Основные классы неорганических соединений. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура оксидов, гидроксидов, солей.

Строение атома и Периодическая система химических элементов

Современные представления о строении атома. Квантовомеханическая модель атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Принцип неопределенности В. Гейзенберга. Волновая функция. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Понятия энергетического уровня и энергетического подуровня электрона в атоме. Принцип Паули. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и простых ионов. *s*-, *p*-, *d*- и *f*-Элементы.

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

Периодический закон Менделеева как 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.

Химическая связь

Ковалентная химическая связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Основные характеристики и свойства ковалентной связи. Сигма- и пи-связи.

Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи. Условия и механизм образования ионной связи. Основные характеристики и свойства ионной связи.

Гомолиз и гетеролиз химической связи. Свободные радикалы и ионы.

Основные закономерности протекания химических процессов

Предмет и основные понятия химической термодинамики. Термодинамические системы, их классификация. Термодинамические параметры и функции состояния системы. Тепловой эффект химической реакции. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Экзо- и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствия из него. Энтропия. Второе начало термодинамики. Третье начало термодинамики. Постулат Планка. Изменение энтропии при фазовых переходах и в химических реакциях. Энтальпийный и энтропийный факторы химической реакции. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Термодинамические критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах.

Основы химической кинетики. Скорость химической реакции. Влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность химической реакции. Константа скорости химической реакции и ее физический смысл. Применение закона действующих масс к гомогенным и гетерогенным системам. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о катализе.

Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Условие химического равновесия. Константа равновесия и ее физический смысл. Принцип Ле Шателье-Брауна. Условия смещения химического равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.

Свойства растворов

Общая характеристика растворов. Идеальные и реальные растворы. Растворимость. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Сольватация (гидратация). Кристаллогидраты.

Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая и молярная доли, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльная концентрация. Закон эквивалентов в объемном анализе.

Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов, направление протекания ионообменных реакций.

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. Необратимый гидролиз, условия его протекания.

Коллигативные свойства растворов. Диффузия. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Закон Рауля. Следствия из закона Рауля: температуры кипения и замерзания растворов. Изотонический коэффициент.

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия: степень окисления атома элемента, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель.

Условия проявления окислительной и восстановительной активности веществ. Важнейшие восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Количественные характеристики окислительно-восстановительных реакций. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов. Водородный электрод. Инертный электрод. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

4.3. Практические и лабораторные занятия, их содержание

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
Практические занятия				
1-3	1	Основные стехиометрические понятия и законы химии	Решение задач	ОПК-2
4-5	2	Строение атома и Периодическая система химических элементов	Решение задач. Выполнение индивидуального задания	ОПК-2
6	3	Химическая связь	Решение задач	ОПК-2
7	4	Основы химической термодинамики	Решение задач	ОПК-2
8-9	4	Основы химической кинетики. Химическое равновесие	Решение задач	ОПК-2
Лабораторные занятия				
1-4	1	Основные классы неорганических соединений	Лабораторная работа. Решение задач	ОПК-2
5-8	4	Основные закономерности протекания химических процессов	Лабораторная работа. Решение задач	ОПК-2
9	1-4	Итоговое занятие по разделам 1-4	Выполнение контрольной работы	ОПК-2
10	5	Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Закон эквивалентов в объемном анализе	Решение задач	ОПК-2
11-12	5	Растворы электролитов. Гидролиз солей	Лабораторная работа. Решение задач	ОПК-2
13	5	Коллигативные свойства	Решение задач	ОПК-2

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
		растворов		
14-15	6	Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа. Решение задач	ОПК-2
16	5-6	Итоговое занятие по разделам 5-6	Выполнение контрольной работы	ОПК-2

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

5.1. Текущий контроль

- Экспресс-опросы.
- Письменные отчеты по лабораторным работам и их защита.
- Индивидуальное задание.
- Контрольные работы.

а) Примерные вопросы экспресс-опросов

Раздел 1. Основные химические понятия и законы химии

- 1-1. Химический элемент – это совокупность атомов ...
- 1-2. Атомы изотопов одного химического элемента различаются ...
- 1-3. За атомную единицу массы принимают ...
- 1-4. Объем одного моль любого газа при нормальных условиях равен ...
- 1-5. Количество структурных единиц в 1 моль любого вещества равно ...

Раздел 2. Строение атома и Периодическая система химических элементов

- 2-1. Атомная орбиталь – это область пространства вокруг атомного ядра, в которой ...
- 2-2. Главное квантовое число характеризует ...
- 2-3. Энергетический подуровень – это совокупность атомных орбиталей ...
- 2-4. Каким образом изменяется энергия ионизации в главных подгруппах?
- 2-5. Каким образом изменяется сродство к электрону в главных подгруппах?

Раздел 3. Химическая связь

- 3-1. Энергия связи – это ...
- 3-2. Длина связи – это ...
- 3-3. Ковалентная связь образуется посредством ...
- 3-4. Ионная связь образуется посредством ...
- 3-5. Гомолиз химической связи приводит к образованию ...

Раздел 4. Основные закономерности протекания химических процессов

- 4-1. Энтальпия – термодинамическая функция состояния системы, тождественно равная ...
- 4-2. Энтропия – термодинамическая функция состояния системы, характеризующая ...
- 4-3. При повышении температуры на каждые 10° скорость реакции увеличивается в среднем ...
- 4-4. Катализатор – вещество, ускоряющее химическую реакцию за счет ...
- 4-5. Запишите условие химического равновесия.

Раздел 5. Свойства растворов

- 5-1. При разбавлении раствора степень диссоциации электролита ...
- 5-2. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно ...
- 5-3. Водородный показатель – это ...
- 5-4. Не подвергаются гидролизу соли, образованные ...
- 5-5. Гидролиз соли по катиону приводит к образованию ... среды

Раздел 6. Окислительно-восстановительные реакции

- 6-1. Восстановление – это процесс ...
- 6-2. Восстановитель – это вещество, которое ...
- 6-3. Сложные вещества, в составе которых находятся атомы в высших степенях окисления, могут выступать только в качестве ...
- 6-4. Низшая степень окисления атомов неметаллов равна ...
- 6-5. Назовите количественный критерий возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции.

б) Образец индивидуального задания по разделу «Строение атома и Периодическая система химических элементов»

Индивидуальное задание по дисциплине «Химия»

Раздел «Строение атома и Периодическая система химических элементов»

Вариант 1

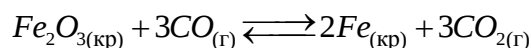
- Назовите химический элемент, в атомах которого валентные электроны находятся на третьем и четвертом энергетических уровнях, и который образует высший оксид состава R_2O_3 . Аргументируйте ответ.
- Составьте электронную конфигурацию атома данного элемента в основном (невозбужденном) состоянии. Укажите валентные электроны. Укажите значения главного квантового числа для валентных электронов. Определите суммарный спин электронов атома в основном состоянии. К какому электронному семейству относится данный элемент?
- Составьте электронные конфигурации атома данного элемента во всех возможных возбужденных состояниях.
- Охарактеризуйте валентные возможности атомов данного элемента. Приведите примеры веществ, отвечающих всем возможным валентным состояниям.
- Составьте электронную конфигурацию иона этого элемента, отвечающего его высшей степени окисления.
- К металлам или неметаллам относится данный элемент? Аргументируйте ответ, исходя из электронного строения атомов элемента.

в) Образцы вариантов контрольных работ

Контрольная работа №1 по дисциплине «Химия»

Вариант 1

1. Составьте молекулярные уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: оксид магния → карбонат магния → сульфат магния → гидросульфат магния → гидроксид магния → сульфат гидроксомагния.
2. К раствору, содержащему 107 г хлорида аммония, добавили 120 г гидроксида бария. Найдите объем выделившегося газа в пересчете на нормальные условия. Составьте уравнение соответствующей реакции.
3. При восстановлении 256 г оксида меди(II) углем образовался оксид углерода(II). Составьте уравнение соответствующей реакции. Рассчитайте тепловой эффект реакции.
4. Константа равновесия реакции:



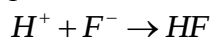
при некоторой температуре равна 0,125. Рассчитайте равновесные концентрации газов в системе, если известно, что начальная концентрация оксида углерода(II) была равна 0,032 моль/л.

Контрольная работа №2 по дисциплине «Химия»

Вариант 1

1. Определите давление насыщенного пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 90 г воды, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25,0 кПа.

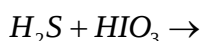
2. а) Напишите два разных молекулярных уравнения, каждое из которых соответствовало бы сокращенному ионно-молекулярному уравнению:



б) Запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах уравнение реакции между гидроксидом никеля(II) и серной кислотой.

3. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу в водном растворе: а) хлорид бария; б) сульфат хрома(III); в) карбонат аммония? Напишите уравнения соответствующих реакций в сокращенной ионно-молекулярной и молекулярной формах и укажите реакцию среды водного раствора каждой из этих солей.

4. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислители и восстановители:



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 справочной литературой, работа с конспектом лекций, составление таблиц для систематизации учебного материала, ответы на контрольные вопросы, решение задач и упражнений, подготовка отчетов по лабораторным работам. Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от уровня сложности и уровня умений студентов.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 1)

1. Составьте формулы оксидов железа(III), никеля(II), селена(VI), стронция, бора. Укажите характер кислотно-основных свойств каждого из оксидов.

2. 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.

3. Составьте 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).

4. Вычислите эквивалентную массу гидроксида хрома(III) в реакции образования

хлорида дигидроксохрома(III). Составьте уравнение соответствующей реакции.

5. Сколько граммов оксида алюминия образуется при окислении алюминия массой 0,54 г? Какой объем кислорода в пересчете на нормальные условия израсходуется в этой реакции?

6. Какой объем оксида азота(II) в пересчете на нормальные условия образуется в результате взаимодействия $36 \cdot 10^{23}$ молекул азота с кислородом?

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

8. 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?

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. К какому периоду, какому 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.

3. К какому периоду, какому 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.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 3)

1. Какова максимально возможная кратность химической связи?

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

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

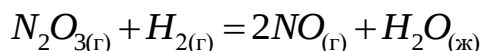
4. Могут ли атомы быть связанными посредством только π -связей?

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 4)

1. Какие процессы называют экзотермическими, а какие – эндотермическими? Приведите примеры.

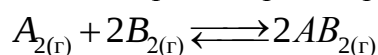
2. Какое количество теплоты выделится при сгорании в стандартных условиях 165 л ацетилена C_2H_2 , измеренного при нормальных условиях, если продуктами сгорания являются пары воды и оксид углерода(IV)?

3. Вычислите изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала реакции на основании значений стандартных энтальпий образования и стандартных энтропий веществ-участников реакции:



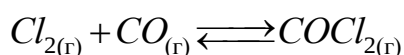
и сделайте вывод о возможности протекания данной реакции в стандартных условиях.

4. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества A_2 , чтобы при уменьшении концентрации вещества B_2 в 4 раза скорость прямой реакции:



не изменилась?

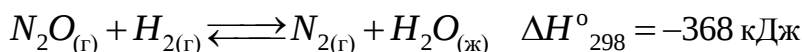
5. Вычислите константу равновесия системы:



при некоторой температуре, если известно, что исходные концентрации хлора и оксида

углерода(II) были равны соответственно 0,9 моль/л и 1,2 моль/л, а равновесие в системе установилось при концентрации фосгена $COCl_2$, равной 0,4 моль/л.

6. В каком направлении сместится равновесие химической реакции:



при а) понижении температуры, б) уменьшении объема системы? Дайте аргументированный ответ.

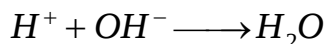
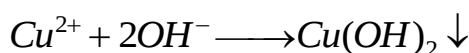
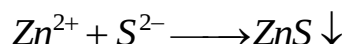
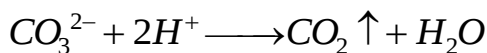
Вопросы и задания для самопроверки (раздел 5)

1. 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.

2. 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 .

3. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты при 25 °С будет равна 0,2?

4. Напишите по два разных молекулярных уравнения к каждому из сокращенных ионно-молекулярных уравнений:



5. 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.

6. Вычислите pH 0,1М раствора гидроксида аммония при 25 °С.

7. Вычислите pH 0,1М раствора сероводорода при 25 °С, учитывая диссоциацию только по первой ступени.

8. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу в водном растворе: бромид аммония, сульфат лития, хлорид никеля(II), цианид калия, силикат калия, иодид 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.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 6)

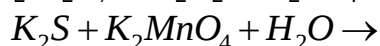
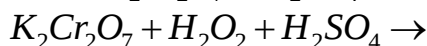
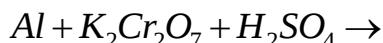
1. Исходя из степени окисления серы и марганца в соединениях H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$, определите, какие из перечисленных химических соединений могут проявлять только восстановительные, какие — только окислительные, а какие — как окислительные, так и восстановительные свойства.

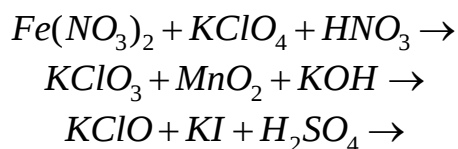
2. Перечислите наиболее важные окислители.

3. Перечислите наиболее важные восстановители.

4. Приведите примеры химических соединений, проявляющих двойственность окислительно-восстановительную свойств.

5. Составьте молекулярные уравнения приведенных ниже окислительно-восстановительных реакций, укажите окислители и восстановители:





6. Используя стандартные восстановительные потенциалы, определите, можно ли восстановить ионы меди(II) до ионов меди(I), действуя на водный раствор сульфата меди(II): а) водным раствором хлорида калия, б) водным раствором йодида калия. Для каждой самопроизвольно протекающей реакции напишите уравнение.

7. Как можно определить возможное направление самопроизвольного протекания окислительно-восстановительного процесса?

8. Используя стандартные восстановительные потенциалы, определите, можно ли восстановить ионы меди(II) до ионов меди(I), действуя на водный раствор сульфата меди(II): а) водным раствором хлорида калия, б) водным раствором йодида калия. Для каждой самопроизвольно протекающей реакции напишите уравнение.

5.3. Промежуточный контроль: зачет (I семестр), экзамен (II семестр)

Перечень вопросов к зачету:

1. Основы атомно-молекулярного учения: атом, изотоп, химический элемент, молекула, относительная атомная и относительная молекулярная массы.
2. Основные стехиометрические понятия и законы химии. Закон сохранения массы. Количество вещества, моль, молярная масса, молярный объем. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений.
3. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента, количество вещества эквивалентов. Закон эквивалентов.
4. Химическая реакция, стехиометрия химической реакции, уравнение химической реакции. Основные принципы классификации химических реакций.
5. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура оксидов.
6. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура гидроксидов.
7. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура солей.
8. Современные представления о строении атома. Квантовомеханическая модель атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Принцип неопределенности В. Гейзенберга. Волновая функция. Атомная орбиталь.
9. Современные представления о строении атома. Квантовые числа. Понятия энергетического уровня и энергетического подуровня электрона в атоме. Принцип Паули.
10. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и простых ионов. *s*-, *p*-, *d*- и *f*-Элементы.
11. Валентность. Валентные электроны. Основное и возбужденное состояние электронов в атоме. Валентные возможности атомов химических элементов.
12. Периодический закон Менделеева как 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.
13. 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.
14. Ковалентная химическая связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Основные характеристики и свойства ковалентной связи.

Сигма- и пи-связи.

15. Ионная химическая связь. Условия и механизм образования ионной связи. Основные характеристики и свойства ионной связи.

16. Гомолиз и гетеролиз химической связи. Свободные радикалы и ионы.

17. Предмет и основные понятия химической термодинамики. Термодинамические системы, их классификация. Термодинамические параметры и функции состояния системы.

18. Тепловой эффект химической реакции. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Экзо- и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствия из него.

19. Энтропия. Второе начало термодинамики. Третье начало термодинамики. Постулат Планка. Изменение энтропии при фазовых переходах и в химических реакциях.

20. Энтальпийный и энтропийный факторы химической реакции. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Термодинамические критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах.

21. Скорость химической реакции. Влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность химической реакции. Константа скорости химической реакции и ее физический смысл. Применение закона действующих масс к гомогенным и гетерогенным системам.

22. Скорость химической реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о катализе.

23. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Условие химического равновесия. Константа равновесия и ее физический смысл. Принцип Ле Шателье-Брауна. Условия смещения химического равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.

Перечень вопросов к экзамену:

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

2. Основные стехиометрические понятия и законы химии. Закон сохранения массы. Количество вещества, моль, молярная масса, молярный объем. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений.

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

4. Химическая реакция, стехиометрия химической реакции, уравнение химической реакции. Основные принципы классификации химических реакций.

5. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура оксидов.

6. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура гидроксидов.

7. Классификация, методы получения, химические свойства, номенклатура солей.

8. Современные представления о строении атома. Квантовомеханическая модель атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Принцип неопределенности В. Гейзенберга. Волновая функция. Атомная орбиталь.

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

10. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии. Правила Клечковского. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и простых ионов. *s*-, *p*-, *d*- и *f*-Элементы.

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

12. Периодический закон Менделеева как 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.

13. 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.

14. Ковалентная химическая связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Основные характеристики и свойства ковалентной связи. Сигма- и пи-связи.

15. Ионная химическая связь. Условия и механизм образования ионной связи. Основные характеристики и свойства ионной связи.

16. Гомолиз и гетеролиз химической связи. Свободные радикалы и ионы.

17. Предмет и основные понятия химической термодинамики. Термодинамические системы, их классификация. Термодинамические параметры и функции состояния системы.

18. Тепловой эффект химической реакции. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Экзо- и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования вещества. Закон Гесса и следствия из него.

19. Энтропия. Второе начало термодинамики. Третье начало термодинамики. Постулат Планка. Изменение энтропии при фазовых переходах и в химических реакциях.

20. Энтальпийный и энтропийный факторы химической реакции. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Термодинамические критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах.

21. Скорость химической реакции. Влияние концентрации реагентов на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность химической реакции. Константа скорости химической реакции и ее физический смысл. Применение закона действующих масс к гомогенным и гетерогенным системам.

22. Скорость химической реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о катализе.

23. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Условие химического равновесия. Константа равновесия и ее физический смысл. Принцип Ле Шателье-Брауна. Условия смещения химического равновесия. Химическое равновесие в гетерогенных системах.

24. Общая характеристика растворов. Идеальные и реальные растворы. Растворимость. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Сольватация (гидратация). Кристаллогидраты.

25. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая и молярная доли, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, молярная концентрация. Закон эквивалентов в объемном анализе.

26. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований.

27. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена в растворах электролитов, направление протекания ионообменных реакций.

28. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Понятие о кислотно-основных индикаторах.

29. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Необратимый гидролиз, условия его протекания.

30. Коллигативные свойства растворов. Диффузия. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

31. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля. Следствия из закона Рауля:

температуры кипения и замерзания растворов. Изотонический коэффициент.

32. Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия: степень окисления атома элемента, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель. Условия проявления восстановительной и окислительной активности веществ.

33. Важнейшие восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность.

34. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

35. Количественные характеристики окислительно-восстановительных реакций. Стандартные электродные потенциалы. Водородный электрод. Инертный электрод.

36. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов.

37. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

Образец экзаменационного билета

Экзаменационный билет №1.

Российский государственный гидрометеорологический университет

Кафедра метеорологии, климатологии и охраны атмосферы

Курс Химия

1. Основные стехиометрические понятия и законы химии. Закон сохранения массы. Количество вещества, моль, молярная масса, молярный объем. Закон Авогадро, следствие из закона Авогадро. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений.

2. Энтальпийный и энтропийный факторы химической реакции. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Термодинамические критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах.

3. Задача.

Заведующий кафедрой: _____ (Абанников В.Н.)

Образец экзаменационной задачи

Российский государственный гидрометеорологический университет

Кафедра метеорологии, климатологии и охраны атмосферы

Учебная дисциплина – Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННАЯ ЗАДАЧА № 1

При некоторой температуре давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. На сколько понизится давление пара при этой температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$?

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) Основная литература:

1. Степанова Е.В. Химия: Учебное пособие. – СПб.: РГГМУ, 2014. – 156 с. (ЭБС Гидрометеонлайн:

http://elibrshu.ru/files_books/pdf/rid_d5fb0ecd2a1b4118b443847a8b0db8c7.pdf)

2. Дурягина Е.Г., Гончаров А.В. Химия: классы неорганических соединений: Учебно-

методическое пособие. – СПб: РГТМУ, 2008. – 48 с. (ЭБС ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru/files_books/pdf/img-503134941.pdf).

б) Дополнительная литература:

1. Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г. Общая химия: учеб. пособие. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 639 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2014. – 240 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 728 с.
4. Елфимов В.И. Основы общей химии: Учебное пособие. – М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015. – 256 с.
5. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям. – 11-е изд., стер. – М.: Высшая школа, 2009. – 557 с.
6. Степанова Е.В. Введение в химию природной среды. – СПб.: РГТМУ, 2006. – 122 с.

в) Интернет-ресурсы:

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

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Вид учебных занятий	Рекомендации по организации 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 возникших проблем в усвоении материала следует сформулировать требующие дополнительных пояснений вопросы и задать их преподавателю на консультации или на практическом / лабораторном занятии.
Практическое занятие	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.

Вид учебных занятий	Рекомендации по организации деятельности студента
Лабораторная работа	Перед выполнением лабораторной работы необходимо ознакомиться с техникой безопасности и правилами поведения в химической лаборатории или в компьютерном классе, в случае выполнения виртуальных лабораторных работ. Внимательно изучить методики выполнения опытов, составить уравнения соответствующих реакций. 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.
Экспресс-опрос	Экспресс-опрос проводится на каждой лекции, за исключением первой лекции в семестре. Он включает вопросы по материалам предыдущей лекции. Вопросы составлены таким образом, что предполагают краткий, лаконичный ответ. Для подготовки к экспресс-опросу необходимо тщательно проработать материал предыдущей лекции по конспекту лекции, обращаясь при необходимости дополнительно к рекомендованным учебным пособиям.
Индивидуальное задание	Индивидуальное задание выполняется по разделу «Строение атома и Периодическая система химических элементов». При подготовке к проверочной работе необходимо работать с конспектом лекций и записями практического занятия, посвященных строению атома. Особое внимание следует уделить проработке следующих понятий, представлений, правил и принципов: принципа минимума энергии, принципа Паули, правила Хунда, правил Клечковского, понятия «квантовые числа», представлений о валентных возможностях атома на основании его электронного строения. При себе необходимо иметь Периодическую систему химических элементов.
Контрольная работа	При подготовке к контрольной работе необходимо работать с конспектами лекций, записями практических занятий, протоколами лабораторных работ, рекомендуемой литературой и ориентироваться на вопросы и задания для самопроверки. Особое внимание при подготовке к контрольной работе №1 следует уделить проработке следующих вопросов: генетическая взаимосвязь основных классов неорганических соединений, основные стехиометрические понятия и законы химии, основы химической термодинамики, расчет химического равновесия. При подготовке к контрольной работе №2 особое внимание следует уделить следующим вопросам: способы количественного выражения содержания растворенного вещества в растворе, коллигативные свойства растворов, реакции ионного обмена в растворах электролитов, гидролиз солей, окислительно-восстановительные реакции, направление протекания окислительно-восстановительных реакций. При себе необходимо иметь калькулятор, Периодическую систему химических элементов и таблицу растворимости. Другие необходимые справочные материалы предоставляются преподавателем.
Зачет	При подготовке к зачету необходимо работать с конспектами лекций, записями практических занятий, протоколами лабораторных работ, рекомендуемой литературой и ориентироваться на вопросы для подготовки к зачету. При необходимости Периодическая система химических элементов, таблица растворимости и другие справочные материалы предоставляются преподавателем.

Вид учебных занятий	Рекомендации по организации деятельности студента
Экзамен	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. При необходимости Периодическая система химических элементов, таблица растворимости и другие справочные материалы предоставляются преподавателем.

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 информационных справочных систем
Основные химические понятия и законы химии	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – электронный онлайн-журнал; – взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты – интерактивное взаимодействие преподаватель-студент и студент-студент	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в сеть Internet; – программное обеспечение Articulate для проведения компьютерного тестирования – электронно-библиотечная система ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru – сервер дистанционного обучения РГГМУ MOODL: http://moodle.rshu.ru
Строение атома и Периодическая система химических элементов	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – электронный онлайн-журнал; – взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты – интерактивное взаимодействие преподаватель-студент и студент-студент	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в сеть Internet; – программное обеспечение Articulate для проведения компьютерного тестирования – электронно-библиотечная система ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru – сервер дистанционного обучения РГГМУ MOODL: http://moodle.rshu.ru
Химическая связь	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – электронный онлайн-журнал; – взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты – интерактивное взаимодействие преподаватель-студент и студент-студент	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в сеть Internet; – электронно-библиотечная система ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru; – сервер дистанционного обучения РГГМУ MOODL: http://moodle.rshu.ru

Раздел дисциплины	Образовательные и информационные технологии	Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем
Основные закономерности протекания химических процессов	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – электронный онлайн-журнал; – взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты – интерактивное взаимодействие преподаватель-студент и студент-студент	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в сеть Internet; – электронно-библиотечная система ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru; – сервер дистанционного обучения РГГМУ MOODL: http://moodle.rshu.ru
Свойства растворов	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – электронный онлайн-журнал; – взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты – интерактивное взаимодействие преподаватель-студент и студент-студент	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в сеть Internet; – электронно-библиотечная система ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru; – сервер дистанционного обучения РГГМУ MOODL: http://moodle.rshu.ru
Окислительно-восстановительные реакции	– лекция-визуализация (все лекции проводятся с использованием слайд-презентаций); – электронный онлайн-журнал; – взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты – интерактивное взаимодействие преподаватель-студент и студент-студент	– программное обеспечение для демонстрации слайд-презентаций; – программное обеспечение для доступа в сеть Internet; – электронно-библиотечная система ГидроМетеоОнлайн: http://elib.rshu.ru; – сервер дистанционного обучения РГГМУ MOODL: http://moodle.rshu.ru

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

1. Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа – укомплектована специализированной (учебной) мебелью, набором демонстрационного оборудования и учебно-наглядными пособиями, обеспечивающими тематические иллюстрации, соответствующие рабочим учебным программам дисциплин (модулей).

2. Учебная аудитории для проведения занятий семинарского типа – укомплектована специализированной (учебной) мебелью, техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации, оснащена компьютерной техникой с возможностью подключения к сети Internet и обеспечена доступом в электронную информационно-образовательную среду организации.

3. Учебная аудитория для групповых и индивидуальных консультаций – укомплектована специализированной (учебной) мебелью, техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации.

4. Учебная аудитория для текущего контроля и промежуточной аттестации – укомплектована специализированной (учебной) мебелью, техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации.

5. Помещение для самостоятельной работы – укомплектовано специализированной (учебной) мебелью, оснащено компьютерной техникой с возможностью подключения к сети Internet и обеспечено доступом в электронную информационно-образовательную среду организации.

6. Учебная лаборатория химии – оснащена специализированной лабораторной мебелью, оборудована вытяжными шкафами, оборудована системой холодного и горячего водоснабжения.