

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
**РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ**
КАФЕДРА ВОДНЫХ БИОРЕСУРСОВ, АКВАКУЛЬТУРЫ И ГИДРОХИМИИ

Рабочая программа по дисциплине

ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ АТМОСФЕРЫ

Основная профессиональная образовательная программа
высшего образования программы бакалавриата по направлению подготовки

05.03.05 «ПРИКЛАДНАЯ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЯ»

Направленность (профиль):
ПОЛЯРНАЯ МЕТЕОРОЛОГИЯ И КЛИМАТОЛОГИЯ

Квалификация:

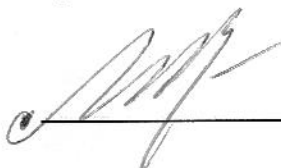
Бакалавр

Форма обучения

Очная

Согласовано

Руководитель ОПОП

 Лобанов В.А.

Утверждаю

Председатель УМС  И.И. Палкин

Рекомендована решением

Учебно-методического совета

11 06 2019 г., протокол № 7

Рассмотрена и утверждена на заседании кафедры
водных биоресурсов, аквакультуры и
гидрохимии

05.06.2019 2019 г., протокол № 11

Зав. кафедрой  Королькова С.В.

Автор-разработчик  Этрин Э.Р.

Санкт-Петербург

2019

1. Цель освоения дисциплины

Цель освоения дисциплины – формирование у студентов необходимого объема знаний и практических навыков в области химии для решения профессиональных задач в процессе их будущей профессиональной деятельности, формирование общего химического мировоззрения и понимания сущности химических реакций, характерных для природной среды.

Основные задачи дисциплины:

- изучение студентами основ химии и химических процессов;
- освоение студентами материала по строению и свойствам вещества,
- использование студентами знаний о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире, в т.ч. в атмосфере;
- формирование у студентов способности и готовности использовать знание основных законов химии в профессиональной деятельности,
- формирование навыков проведения экспериментальных работ в химической лаборатории, освоение основ лабораторной техники, применение навыков лабораторных исследований в профессиональной сфере.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП бакалавриата

Дисциплина Б1.В.19 «Введение в химию атмосферы» относится к дисциплинам вариативной части основной профессиональной образовательной программы подготовки бакалавров по направлению подготовки 05.03.05 – Прикладная гидрометеорология, профиль подготовки – Направленность (профиль): Полярная метеорология и климатология

Для освоения данной дисциплины обучающиеся должны освоить курс «Химия» в рамках среднего образования.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

Код компетенции	Компетенция
ОПК-1	Способность представить современную картину мира на основе знаний основных положений, законов и методов естественных наук, физики и математики
ПК-1	Способность понимать разномасштабные явления и процессы в атмосфере, океане и водах суши и способность выделять в них антропогенную составляющую

В результате освоения дисциплин студент должен

Знать:

- номенклатуру и химические свойства основных классов неорганических соединений;

- электронное строение атома, зависимость свойств элементов от строения их атомов, Периодическую систему химических элементов Д.И.Менделеева как графическое выражение Периодического закона;
- типы и способы образования химической связи;
- основы термохимии и химической кинетики;
- способы выражения концентраций растворов, свойства растворов электролитов и неэлектролитов;
- химический состав атмосферы Земли, особенности протекания химических процессов в атмосфере;
- основные природные и антропогенные источники появления и миграции примесных веществ в атмосфере.

Уметь:

- составлять уравнения химических реакций в соответствии с классом изучаемого химического соединения;
- составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций для изучаемых классов химических соединений;
- рассчитывать основные параметры изучаемых объектов и явлений.

Владеть:

- записью химических терминов, формул, символов, знаков и индексов, уравнений химических реакций;
- методами химических расчетов в рамках рабочей программы;
- навыками работы с химической учебной, научной и справочной литературой;
- методами работы с лабораторной техникой, оборудованием, химическими реактивами, навыками проведения несложных химических экспериментов, адекватных решениям профессиональных задач в области химии атмосферы.

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

Соответствие уровней освоения компетенции планируемым результатам обучения и критериям их оценивания

Этап (уровень) освоения компетенции	Основные признаки проявления компетенции (дескрипторное описание уровня)				
	1	2	3	4	5
Уровень 1 (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	Способен показать основную идею	Способен представить ключевую	Может соотнести основные идеи с

		идеи	в развитии	проблему в ее связи с другими процессами	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
Уровень 2 (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, аргументировано 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	Аргументировано 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
Уровень 3 (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	Может понять практическое	Выявляет основания	Свободно ориентируется в

		идеи, но не видит их в развитии	назначение основной идеи, но затрудняется выявить ее основания	заданной области анализа, понимает ее практическую ценность, однако испытывает затруднения в описании сложных объектов анализа	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 «Введение в химию атмосферы» для направления подготовки 05.03.05 «Прикладная гидрометеорология», профиль «Полярная метеорология и климатология», очная форма обучения, составляет 5 зачетных единиц, 180 часа. Из них: контактная работа с обучающимися – 70 часов, самостоятельная работа – 110 часа.

Объем дисциплины по видам учебных занятий в академических часах

<i>Объем дисциплины</i>	<i>Очная форма обучения - всего часов</i>
Общая трудоёмкость дисциплины	180
Контактная работа обучающихся с преподавателем (по видам аудиторных учебных занятий) – всего:	70
в том числе:	
лекции	28
практические занятия	14
Лабораторные работы	28
Самостоятельная работа (СРС)	110
контроль	-
Вид промежуточной аттестации (зачет/экзамен)	Зачет (1 сем.); Экзамен (2 сем.)

4.1. Структура дисциплины.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Формируемые компетенции
			Лекции	Лабораторные и практические занятия	Самостоятельная работа		
1	Тема 1. Основные понятия и законы химии	1	2	4	9	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение	ОПК-1 ПК-1
2	Тема 2. Строение атома и структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, строение атомных ядер, радиоактивность	1	3	4	9	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
3	Тема 3. Основные классы неорганических веществ	1	4	6	10	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
4	Тема 4. Химическая связь	1	2	2	10	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
5	Тема 5. Основы химической термодинамики	1	2	2	10	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
6	Тема 6. Основы химической кинетики	1	1	2	10	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ;	ОПК-1 ПК-1

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Формируемые компетенции
			Лекции	Лабораторные и практические занятия	Самостоятельная работа		
						проверка домашнего задания	
7	Тема 7. Общие сведения о растворах, способы выражения концентраций растворов	1	1	4	6	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания; контрольная работа	ОПК-1 ПК-1
8	Тема 8. Свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Константа и степень диссоциации. Обменные реакции в растворах электролитов	2	3	2	10	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
9	Тема 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей	2	2	2	6	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
10	Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции	2	4	2	6	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
11	Тема 11. Основы электрохимии,	2	2	2	4	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение;	ОПК-1 ПК-1

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, час.			Формы текущего контроля успеваемости	Формируемые компетенции
			Лекции	Лабораторные и практические занятия	Самостоятельная работа		
	электролиз					проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	
12	Тема 12. Введение в химию комплексных соединений	2	2	2	6	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
13	Тема 13. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные системы.	2	2	2	6	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания	ОПК-1 ПК-1
14	Тема 14. Химический состав атмосферы, газы и вода в атмосфере, химические процессы в атмосфере	2	2	6	8	Проверка конспекта лекций; устный опрос, обсуждение; проверка тетради для лабораторных работ; проверка домашнего задания; контрольная работа	ОПК-1 ПК-1
ИТОГО			28	42	110		
180							

4.2. Содержание разделов дисциплины

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Химия как раздел естествознания, изучающий процессы превращения веществ и химическую форму движения материи.

Основные химические понятия: атом, молекула, моль, эквивалент, химическая реакция. Основные законы химии: закон Авогадро, закон сохранения массы, закон эквивалентов и др.

Тема 2. Строение атома и структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, строение атомных ядер, радиоактивность

Периодический закон как основа периодической классификации химических

элементов. Современные представления о строении атома. Квантовые числа, их физический смысл. Энергия электронов в атоме. Схема квантования энергии электронов по уровням и подуровням. Принцип Паули. Правила Хунда и Клечковского. Понятия о формах электронных облаков: s-, p-, d-, f-элементы, понятие об электронных аналогах. Связь между структурой ПСЭ и строением атома. Физический смысл номера группы, номера периода. Периодичность кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений. Положение в ПСЭ главных элементов гидросферы, атмосферы, биогенных и радиоактивных элементов. Периодичность измерения атомных и ионных радиусов, степени окисления атомов элементов. Энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность; их зависимость от положения элемента в ПСЭ.

Тема 3. Основные классы неорганических веществ

Простые вещества и химические соединения. Двухатомные газы. Оксиды. Кислоты. Основания, Соли. Свойства всех классов химических соединений. Реакции обмена. Номенклатура кислот, солей.

Тема 4. Химическая связь

Типы химической связи (ковалентная, ионная, водородная). Валентные электроны. Нормальное и возбужденное состояние электронов в атоме. Энергетические и геометрические параметры химической связи. Теория химической связи в методе валентных связей (МВС). Обменный и донорно-акцепторный способы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи (прочность, длина, направленность, кратность, насыщаемость). Понятие о ковалентности элемента. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент молекулы. Теория гибридизации электронных орбиталей и геометрия молекул. Сигма- и пи-связи. Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул (на примере O₂, CO, N₂, NO). Ионная связь как предельный случай полярной ковалентной связи. Свойства ионной связи. Водородная связь и аномальные свойства воды. Сравнительная устойчивость основных природных компонентов. Поляризация молекул и межмолекулярные связи взаимодействия (Силы Ван-дер-Ваальса). Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Типы кристаллических решеток (атомная, ионная, молекулярная). Жидкое состояние вещества.

Тема 5. Основы химической термодинамики

Основные понятия термодинамики: термодинамическая система, ее начальное и конечное состояние, параметры системы, состояние равновесия. Классификация термодинамических систем (изолированная, закрытая, открытая). Понятие о функции состояния. Внутренняя энергия, энтальпия, энтропия как функции состояния системы. Изохорные и изобарные процессы. Экзо- и эндотермические реакции. Стандартные условия. Энтальпии и энтропии образования химических веществ. Свободные энергии Гиббса и Гельмгольца. Закон Гесса. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов. Термодинамический расчет химической реакции.

Тема 6. Основы химической кинетики

Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости и ее физический смысл. Применение закона действующих масс для гомогенных и гетерогенных систем. Сложные реакции: параллельные, последовательные, сопряженные, цепные. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа и область его применения. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химического процесса. Активированный комплекс. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Обратимые и практически необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия и ее физический смысл. Смещение химического равновесия, принцип Ле Шателье. Равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Фазовая диаграмма воды.

Правило фаз Гиббса. Примеры гомогенных и гетерогенных равновесных процессов в природной среде.

Тема 7. Общие сведения о растворах, способы выражения концентраций растворов

Общие сведения о растворах. Жидкие и твердые растворы. Растворимость. Зависимость растворимости от природы растворителя, растворенного вещества, давления и температуры. Растворимость газов. Закон Генри-Дальтона.

Вода как растворитель. Строение молекулы воды. Структура жидкой воды и льда. Природные водные растворы.

Способы выражения концентраций растворов (молярная, моляльная, массовая доля, мольная доля, молярная концентрация эквивалента). Минерализация и соленость природных растворов.

Тема 8. Свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Константа и степень диссоциации. Обменные реакции в растворах электролитов

Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Деление электролитов на сильные и слабые по степени диссоциации. Константа диссоциации. Связь между константой диссоциации и степенью диссоциации – закон разбавления Оствальда. Особенности применения законов неэлектролитов к разбавленным растворам электролитов. Изотонический коэффициент. Уравнение связи между изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации. Ступенчатая диссоциация многоосновных кислот и многокислотных оснований. Диссоциация амфотерных электролитов. Состояние сильных электролитов в растворе. Понятие об активности ионов, коэффициенте активности, ионной силе растворов.

Тема 9. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах. Методы определения pH растворов. Направление реакций обмена в растворах электролитов. Составление молекулярных и ионно-молекулярных уравнений реакций обмена. Гидролиз солей. Степень гидролиза, константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Необратимый гидролиз. Гидролиз солей многовалентных ионов. Расчет pH в растворах солей, подвергающихся гидролизу. Значение гидролиза для характеристики кислотности природных вод и атмосферных осадков.

Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции

Определение степени окисленности элемента в соединении. Окислители, восстановители; вещества, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Тема 11. Основы электрохимии. Электролиз

Основы электрохимии. Теория гальванического элемента. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электродные реакции. Стандартный электродный потенциал как характеристика химической активности металлов. Коррозия металлов. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал.

Электролиз растворов и расплавов электролитов. Определение направления реакций окисления-восстановления.

Тема 12. Введение в химию комплексных соединений

Комплексные соединения. Структура комплексных соединений. Центральные катионы и лиганды. Координационное число. Изомерия комплексов. Классификация, номенклатура и свойства комплексных соединений. Диссоциация комплексных ионов.

Константа нестойкости. Разрушение комплексных ионов. Внутрикмплексные ионы и их значение в аналитической химии и гидрохимии.

Тема 13. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные системы

Дисперсное состояние вещества. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности и агрегатному состоянию. Золи и гели. Аэрозоли, способы их получения и свойства. Коллоидное состояние вещества. Методы получения коллоидов. Свойства и устойчивость коллоидов. Коагуляция и седиментация коллоидов. Примеры природных дисперсных систем и условия их образования (туман, смог, взвеси).

Поверхностные явления и сорбция. Характеристика сорбционных процессов. Понятие о межфазной энергии и поверхностно-активных веществах. Гидрофильные и гидрофобные сорбенты. Удельная адсорбция. Ионообменная адсорбция. Примеры адсорбционных процессов в природной среде.

Тема 14. Химический состав атмосферы, газы и вода в атмосфере, химические процессы в атмосфере

Происхождение и эволюция атмосферы. Современный состав атмосферы. Влияние антропогенных факторов на состав атмосферы. Азот, содержание азота в атмосфере. Круговорот азота в природе. Распределение с высотой. Условия диссоциации азота. Оксиды азота. Кислород в атмосфере, происхождение и содержание. Геохимическая роль кислорода. Инертные газы в атмосфере, происхождение и содержание. Соединения углерода в атмосфере. Углекислый газ и оксид углерода (II). Методы индикации соединений углерода (II) и (IV) в атмосфере. Углеводороды в атмосфере, источники поступления, химические свойств. Водород в атмосфере, источники поступления, стоки. Свойства водорода. Распределение водорода с высотой. Содержание гидридов в атмосфере (фосфина, арсина, борана, перекиси водорода, галогеноводородов). Роль Мирового океана в регулировании газового состава атмосферы. Вода в атмосфере. Источники минерализации атмосферных осадков. Химический состав осадков

4.3. Практические и лабораторные занятия, их содержание

Практические и лабораторные занятия

№ п/п	№ Темы дисциплины	Тематика занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
Практические занятия				
1	1	Основные законы химии	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1
2	2	Строение атома и структура Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, строение атомных ядер, радиоактивность	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1
3	3	Основные классы неорганических веществ	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1
4	4	Химическая связь	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1
5	5 - 6	Основы химической	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1

№ п/п	№ Темы дисциплины	Тематика занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
		термодинамики. Основы химической кинетики		
6	7	Общие сведения о растворах, способы выражения концентраций растворов.	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1
7	7	Контрольная работа	Практическое занятие	ОПК-1 ПК-1
Лабораторные занятия				
1	1	Техника безопасности при выполнении лабораторных работ. Химическая посуда и приборы	Лабораторная работа	ОПК-1 ПК-1
2	3	Свойства оксидов и гидроксидов	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
3	3	Свойства оксидов и гидроксидов	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
4	3	Свойства солей	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
5	3	Решение экспериментальных задач	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
6	6	Приготовление раствора заданной концентрации	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
7	7	Реакции ионного обмена	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
8	8	Определение рН растворов	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
9	9	Решение экспериментальных задач	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
10	9	Гидролиз солей	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
11	9	Гидролиз солей	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
12	10	Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
13	10	Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа	ОПК-1 ОПК-2
14	11	Комплексные соединения. Решение экспериментальных задач	Лабораторная работа	ОПК-1 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

Текущий контроль осуществляется в ходе изучения каждой темы дисциплины и по окончании каждого раздела в сроки, предусмотренные графиком учебного процесса на текущий год. Система, сроки и виды контроля доводятся до сведения каждого студента в начале занятий по дисциплине. В рамках текущего контроля оцениваются все виды работы студента, предусмотренные учебной программой по дисциплине.

Формами текущего контроля являются:

- проверка конспекта лекций;
- устный опрос, обсуждение;
- проверка тетради для лабораторных работ;
- проверка домашнего задания;
- контрольная работа.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 1)

1. Вычислите абсолютную массу молекулы серной кислоты в граммах.
2. Что такое эквивалент? Как можно вычислить эквивалентное количество вещества, эквивалентную массу и эквивалентный объем?
3. Вычислите эквивалентную массу хлора в следующих соединениях: $CuCl_2$, $NaClO$, $LiClO_2$, $Ca(ClO_3)_2$, $KClO_4$, Cl_2O_5 .
4. Вычислите эквивалентную массу гидроксида хрома(III) в реакции образования хлорида дигидроксохрома(III). Составьте уравнение соответствующей реакции.
5. На основании каких фундаментальных законов химии выполняются расчеты по уравнениям химических реакций? Приведите их формулировки.
6. Сколько граммов оксида алюминия образуется при окислении алюминия массой 0,54 г? Какой объем кислорода в пересчете на нормальные условия израсходуется в этой реакции?
7. Какой объем оксида азота(II) в пересчете на нормальные условия образуется в результате взаимодействия $36 \cdot 10^{23}$ молекул азота с кислородом?
8. В раствор, содержащий 22,4 г сульфата меди(II), внесли 7,8 г цинка. Рассчитайте массу меди, которая выделится при этом из раствора.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 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. У атомов какого химического элемента начинает заполняться подуровень $4d$? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?
3. У атомов какого химического элемента начинает заполняться подуровень $4f$? У какого элемента завершается заполнение этого подуровня?
4. К какому периоду, какой группе и подгруппе относится химический элемент селен? Назовите число валентных электронов в атоме серы. Представителем какого электронного семейства является данный элемент? Изобразите полную электронную конфигурацию иона S^{2-} в основном электронном состоянии.
5. Назовите главную причину периодичности свойств химических элементов и

образуемых ими соединений.

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

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

8. 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 и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 3)

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

2. Составьте формулы кислот, ангидридами которых являются: оксид мышьяка(V), оксид хрома(VI), оксид азота(III), оксид марганца(VII), оксид хлора(I). Назовите эти кислоты.

3. Дайте общую характеристику химических свойств амфотерных гидроксидов.

4. Что такое реакции нейтрализации? К какому типу химических взаимодействий они относятся? Что такое реакции неполной нейтрализации?

5. 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.

6. 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).

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

8. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить превращения по схеме: оксид алюминия → сульфат алюминия → сульфат гидроксоалюминия → сульфат дигидроксоалюминия → гидроксид алюминия → тетрагидроксоалюминат натрия.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 4)

1. Изобразите механизм образования ковалентной полярной связи в молекулах HBr, H₂S с помощью электронно-графических, электронных и структурных формул. Рядом со схемами укажите: а) число неспаренных электронов каждого атома; б) число электронов на внешнем уровне каждого атома; в) в сторону какого атома смещаются общие электронные пары. Ответ поясните.

2. Покажите образование ионной связи между атомами Na и S. Объясните механизм образования связи. Ответьте на вопросы:

а) сколько атомов натрия необходимо взять для образования ионной связи между ним и серой? Почему?

б) конфигурацию какого благородного газа принимает ион натрия?

в) конфигурацию какого благородного газа принимает ион серы?

3. Покажите образование ионной связи между атомами Na и N. Объясните механизм образования связи. После выполнения данного задания ответьте на вопросы:

а) сколько атомов натрия необходимо взять для образования ионной связи между ним и азотом? Почему?

б) конфигурацию какого благородного газа принимает ион натрия?

в) конфигурацию какого благородного газа принимает ион азота?

4. Изобразите схемы строения следующих ионов: Mg^{+2} ; O^{-2} ; Ca^{+2} ; F^{-} . Запишите для них сокращенные электронные формулы и укажите, конфигурациям каких благородных газов соответствуют конфигурации данных ионов. Составьте формулы всех возможных соединений, которые могут быть образованы данными ионами.

5. С позиций метода валентных связей (ВС) покажите образование молекулы VH_3 . Какие орбитали соединяющихся атомов участвуют в образовании σ -связей? Какие и сколько связей содержит молекула? Какова пространственная структура молекулы? Каков тип гибридизации центрального атома в указанном соединении (если есть)? Отметьте полярность связей и полярность молекулы в целом.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 5)

1. Какую функцию состояния называют энтальпией? Какова мера ее изменения?

2. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.

3. Какие процессы могут сопровождаться тепловыми эффектами? Какие химические реакции называются экзо-, эндотермическими? Приведите примеры.

4. Какие факторы влияют на величину теплового эффекта?

5. Рассчитайте ΔH°_{298} химической реакции $Na_2O(т) + H_2O(ж) \rightarrow 2NaOH(т)$ по значениям стандартных теплот образования веществ. Укажите тип реакции (экзо- или эндотермическая).

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 6)

1. В сосуде объемом 2 л смешали газ А количеством 4,5 моль и газ В количеством 3 моль. Газы А и В реагируют в соответствии с уравнением $A+B=C$. Через 20 сек в системе образовался газ С количеством 2 моль. Определите среднюю скорость реакции. Какие количества непрореагировавших газов А и В остались в системе?

2. Две реакции протекали с такой скоростью, что за единицу времени в первой образовался сероводород массой 3г, во второй – йодоводород массой 10 г. Какая из реакций протекала с большей средней скоростью?

3. Реакция при температуре $50^{\circ}C$ протекает за 2 мин 15сек. За сколько времени закончится эта реакция при температуре $70^{\circ}C$, если в данном температурном интервале температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

4. На сколько градусов нужно увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

5. Скорость реакции при $0^{\circ}C$ равна 1 моль/л х сек. Вычислите скорость этой реакции при $30^{\circ}C$, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 7)

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. Определите массу осадка, который образуется при добавлении к 100мл 0,1н. раствора $Ba(NO_3)_2$ 200мл 0,1М раствора K_2SO_4 .

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 8)

1. Перечислите известные вам химические вещества – электролиты и неэлектролиты.
2. Какие величины являются количественной мерой электролитической диссоциации? Приведите их определения.
3. Что такое константа диссоциации и каков ее физический смысл? Приведите примеры слабых электролитов.
4. Сформулируйте закон разбавления Оствальда.
5. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты при 25 °С будет равна 0,2?
6. Дайте определение понятию «водородный показатель». Охарактеризуйте с помощью величин *pH* нейтральные, кислые и щелочные водные растворы.
7. Вычислите *pH* 0,1М раствора гидроксида аммония при 25 °С.
8. Что такое кислотно-основные индикаторы, в каких целях они используются? Перечислите известные вам кислотно-основные индикаторы и охарактеризуйте их окраску в нейтральных, кислых и щелочных растворах.
9. В каких случаях и в каком направлении реакции обмена в растворах электролитов могут протекать практически необратимо?
10. Напишите по два разных молекулярных уравнения к каждому из сокращенных ионно-молекулярных уравнений:
 - 1) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}$
 - 3) $\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$
 - 4) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
11. 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.

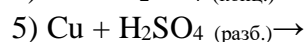
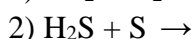
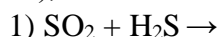
Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 9)

1. Перечислите факторы, влияющие на степень гидролиза.
2. 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.
3. Какая из двух солей в водном растворе при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: а) *NaCN* или *NaClO*; б) *MgCl₂* или *ZnCl₂*? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
4. Рассчитайте *pH* 0,1н. раствора сульфита натрия при 25°С, учитывая только первую ступень гидролиза. Запишите уравнение гидролиза данной соли в ионно-молекулярной и молекулярной формах.
5. Рассчитайте *pH* 0,1М раствора сульфата аммония при 25°С. Запишите уравнение гидролиза данной соли в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 10)

1. Если медные стружки опустить в концентрированную азотную кислоту, наблюдается выделение газа бурого цвета. Объясните причины и сущность этой химической реакции. Напишите уравнение реакции и рассмотрите его с позиций окисления-восстановления.
2. Закончите уравнения возможных реакций (с составлением уравнений электронного

баланса), объясните их причины и сущность:



3. Известно, что марганец в степени окисления +7 обладает сильными окислительными свойствами, при этом его степень восстановления зависит от того, в какой среде протекает реакция – кислой, нейтральной или щелочной.

Закончите уравнения возможных реакций (с составлением уравнений электронного баланса), объясните их причины и сущность:



Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 11)

1. Какие продукты, и какой массы выделяются на угольных электродах при полном электролизе 59,4 г бромида бария находящегося в водном растворе.

2. При электролизе 260 г водного раствора сульфата меди –II с массовой долей 40% на катоде выделилось медь массой 16г. Определить массовую долю сульфата меди II в растворе после электролиза.

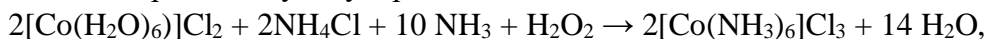
3. 18,4 г смеси Fe и Mg полностью прореагировали с газом, выделившимся при электролизе 161,4 г. 50%-ного раствора хлорида меди – II. Определить состав смеси.

4. При электролизе 200г 20% р-ра гидроксида натрия на катоде выделилось 5,6л (н.у) газа. Найти массовую долю в-ва в электролизере и объем газа (н.у.) выделившегося на аноде.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 12)

1. Из сочетаний частиц Hg^{2+} , NH_3 , I^- и K^+ можно составить 5 координационных формул комплексных соединений ртути. Укажите формулы данных соединений, если координационное число ртути равно четырем. Назовите эти соединения и запишите уравнения их диссоциации на ионы.

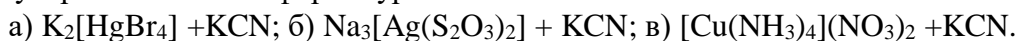
2. Рассмотрите следующую реакцию:



катализатором которой является древесный уголь. Какую степень окисления имеет атом кобальта в комплексных соединениях $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$? Какую роль играет пероксид водорода и какую — аммиак?

3. Составьте уравнения диссоциации на ионы комплексных солей: $\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_3$; $\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_3$; $\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)_3$; $\text{KCo}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4$, заключив формулы комплексных ионов в квадратные скобки и имея в виду, что координационное число как хрома, так и кобальта равно шести.

4. Пользуясь таблицей констант нестойкости, определите, в каких случаях произойдет взаимодействие между растворами электролитов. Укажите для этих случаев молекулярные и ионные формы уравнений:



5. Приведите схемы диссоциации и выражения констант нестойкости следующих комплексных ионов:

а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})]^+$; в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Определите степень окисления указанных комплексообразователей.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 13)

1. Произвести классификацию дисперсных систем по степени дисперсности и агрегатному состоянию.

2. Что такое коллоидное состояние вещества, золи и гели?

3. Каковы методы получения коллоидов, способы получения аэрозолей?

4. Определить свойства и устойчивость коллоидов, привести примеры природных дисперсных систем и условия их образования (туман, смог, взвеси).

5. Что такое коагуляция и седиментация коллоидов?

6. Дать определения поверхностным явлениям и поверхностно-активным веществам, привести примеры.

7. Что такое сорбция, перечислить виды сорбции, дать характеристики сорбционных процессов, что такое удельная адсорбция?

8. Гидрофильные и гидрофобные сорбенты – в чем отличие сорбционного действия, привести примеры?

9. Привести примеры адсорбционных процессов в природной среде.

Вопросы и задания для самопроверки и опроса/обсуждения на практическом занятии (Тема 14)

1. Объяснить происхождение и эволюцию атмосферы.

2. Каков современный состав атмосферы, какие газы входят в состав атмосферы? Показать влияние антропогенных факторов на состав атмосферы.

3. Оценить содержание азота в атмосфере. Описать круговорот азота в природе, привести химические формулы оксидов азота.

4. Оценить содержание кислорода в атмосфере, происхождение и содержание. Показать геохимическая роль кислорода.

5. Какие инертные газы обнаруживаются в атмосфере, их происхождение и содержание в атмосфере?

6. Какие соединения углерода обнаруживаются в атмосфере?

7. Какие газообразные химические соединения, кроме вышеописанных, обнаруживаются в атмосфере? Их свойства, источники поступления, распределение в атмосфере.

8. Какова роль Мирового океана в регулировании газового состава атмосферы?

9. Каковы источники минерализации атмосферных осадков и химический состав осадков?

Образец заданий контрольной работы № 1

1. В реакции $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ израсходовалось 0,2 эквивалента серы. Сколько литров и граммов кислорода вступило в реакцию?

2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими веществами:

а) **нитрат алюминия** + гидроксид стронция =

б) **сульфит натрия** + хлороводород =

Для выделенных соединений рассчитайте эквивалент.

3. Назовите элементы, имеющие следующие окончания электронных формул: а) $\dots 3s^2 3s^5$;

б) $\dots 3s^2 3p^6 4s^1$. Напишите формулы высших оксидов этих элементов и определите характер

их кислотно-основных свойств.

4. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов и молярную, моляльную концентрации раствора, в котором массовая доля CuSO_4 равна 10%. Плотность раствора 1,107 г/мл.

5. В 0,0001 М растворе слабой кислоты НА концентрация ионов H^+ составляет 10^{-6} моль/л. Определите $K_{\text{дис}}$ (НА), степень диссоциации НА и pH этого раствора

5.2. Промежуточный контроль: зачет (1 семестр), экзамен (2 семестр)

5.2.1. Проведение зачета

При проведении зачета учитываются итоги текущей успеваемости студента и устный ответ на вопросы зачета.

Критерии оценки. Зачет оценивается по двухбалльной шкале: «Зачтено (зачет)»/«Не зачтено (незачет)»

Перечень вопросов к зачету:

1. Химия как естественная наука. Основные химические понятия
2. Химические реакции. Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ и продуктов реакции
3. Химический элемент. Относительная атомная масса химического элемента. Изотопы
4. Количество вещества. Молярная масса
5. Закон постоянства состава вещества. Закон сохранения массы веществ
6. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро. Относительная плотность газа
7. Оксиды, их классификация. Химические свойства и получение оксидов
8. Гидроксиды, их классификация. Кислотные гидроксиды (кислородсодержащие кислоты). Химические свойства и получение кислот
9. Основные гидроксиды (основания). Химические свойства и получение оснований
10. Амфотерные гидроксиды. Химические свойства и получение амфотерных гидроксидов
11. Соли, их классификация. Химические свойства и получение оксидов
12. Квантово-механическая модель строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм электрона
13. Атомные орбитали
14. Электронная конфигурация атома. Энергетический уровень. Энергетический подуровень. Принцип Паули. Правило Хунда
15. s-, p-, d-, f-элементы, их общая характеристика
16. Периодический закон
17. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
18. Строение атомных ядер. Изотопы, изобары, изотоны.
19. Понятие радиоактивности. Период полураспада радиоактивных изотопов.
20. Виды радиоактивных распадов.
21. Химическая связь. Виды химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм ковалентной связи
22. Ионная связь
23. Металлическая связь
24. Водородная связь
25. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Кристаллические решетки, их типы
26. Чистые вещества и смеси. Растворы

27. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Коллоидные растворы
28. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Произведение растворимости
29. Способы выражения концентрации растворенного вещества
30. Электролиты. Теория электролитической диссоциации
31. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
32. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотность водных растворов в живой и неживой природе

5.2.2. Проведение экзамена

К экзамену допускаются студенты, успешно выполнившие все задания текущего контроля. Процедура проведения экзамена включает устный ответ на вопросы и выполнение практического задания (решение расчетной задачи, составление уравнений химических реакций).

Критерии оценки. Экзамен оценивается по четырехбалльной шкале: «отлично»/ «хорошо»/ «удовлетворительно»/ «неудовлетворительно»

Перечень вопросов к экзамену:

1. Химия как естественная наука. Основные химические понятия
2. Химические реакции. Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ и продуктов реакции
3. Химический элемент. Относительная атомная масса химического элемента. Изотопы
4. Количество вещества. Молярная масса
5. Закон постоянства состава вещества. Закон сохранения массы веществ
6. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро. Относительная плотность газа
7. Оксиды, их классификация. Химические свойства и получение оксидов
8. Гидроксиды, их классификация. Кислотные гидроксиды (кислородсодержащие кислоты). Химические свойства и получение кислот
9. Основные гидроксиды (основания). Химические свойства и получение оснований
10. Амфотерные гидроксиды. Химические свойства и получение амфотерных гидроксидов
11. Соли, их классификация. Химические свойства и получение оксидов
12. Квантово-механическая модель строения атома. Корпускулярно-волновой дуализм электрона
13. Атомные орбитали
14. Электронная конфигурация атома. Энергетический уровень. Энергетический подуровень. Принцип Паули. Правило Хунда
15. s-, p-, d-, f-элементы, их общая характеристика
16. Периодический закон
17. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева
18. Строение атомных ядер. Изотопы, изобары, изотоны.
19. Понятие радиоактивности. Период полураспада радиоактивных изотопов.
20. Виды радиоактивных распадов
21. Химическая связь. Виды химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм ковалентной связи
22. Ионная связь
23. Металлическая связь
24. Водородная связь
25. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Кристаллические решетки, их типы

26. Чистые вещества и смеси. Растворы
27. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Коллоидные растворы
28. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Произведение растворимости
29. Способы выражения концентрации растворенного вещества
30. Электролиты. Теория электролитической диссоциации
31. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты
32. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотность водных растворов в живой и неживой природе
33. Реакции ионного обмена
34. Условия протекания реакций ионного обмена в растворах электролитов
35. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза
36. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей
37. Необратимый гидролиз солей
38. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители
39. Окислительные свойства N^{+5}
40. Окислительные свойства S^{+6}
41. Окислительные свойства Mn^{+7}
42. Окислительные свойства Cr^{+6}
43. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие
44. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье
45. Скорость химической реакции. Влияние на скорость реакции различных факторов
46. Закон действующих масс. Применение закона действующих масс для гомогенных и гетерогенных систем
47. Правило Вант-Гоффа и область его применения. Уравнение Аррениуса
48. Катализаторы. Катализ, его виды. Ингибиторы
49. Ферменты, их роль в живых организмах
50. Электролиз. Электролиз расплавов электролитов
51. Электролиз водных растворов электролитов
52. Комплексные соединения, их строение и получение
53. Основные группы комплексных соединений
54. Общая характеристика и газовый состав атмосферы.
55. Роль различных процессов в формировании химического состава атмосферы и температурного режима Земли.
56. Углеродные соединения в атмосфере, их источники и стоки, влияние на климат.
57. Кислород в атмосфере – источники, формы существования, влияние на климат.
58. Водородные соединения в атмосфере – источники, влияние на климат.
59. Азотные соединения в атмосфере – их источники, влияние на климат. Роль соединений азота в различных химических процессах в атмосфере.
60. Тропосферный озон, его источники, вертикальное и географическое распределение. Влияние на климат.
61. Фотохимический смог – основные механизмы и условия его формирования, основные химические процессы в фотохимическом смоге.
62. Связь химического состава атмосферы Земли и вертикального строения атмосферы (распределение вещества, изменение температуры воздуха с высотой, ускользание газов и др.).
63. Массовые и другие загрязнители атмосферного воздуха (аэрозоли, диоксид серы, окислы азота, угарный газ и летучие углеводороды, включая бенз(а)пирен и другие канцерогенные, мутагенные и тератогенные соединения.

Образец экзаменационного билета

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования

«РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра водных биоресурсов, аквакультуры и гидрохимии

Направление подготовки – **05.03.05 «Прикладная гидрометеорология»**

Направленность (профиль) – **Полярная метеорология и климатология**

Уровень высшего образования – **Бакалавриат**

Учебная дисциплина – **Введение в химию атмосферы**

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Основные понятия и законы химии: атом, молекула, атомная и молекулярная масса, простое и сложное вещество, закон Авогадро.
2. Гидролиз. Расчет константы гидролиза солей, образованных слабым основанием.
3. Задача.

Зав. кафедрой

Королькова С.В.

Образец экзаменационной задачи.

Напишите уравнения гидролиза солей нитрата свинца (II) и гидрокарбоната калия. Укажите цвет лакмуса в растворах и рН

5.3. Методические указания по организации самостоятельной работы

Самостоятельная работа студентов является составной частью учебной работы и имеет целью закрепление и углубления полученных знаний и навыков, поиск и приобретение новых знаний, а также выполнение учебных заданий, подготовку к предстоящим занятиям. Самостоятельная работа предусматривает, как правило, подготовку к практическим и лабораторным занятиям.

Работа с литературой предусматривает самостоятельное изучение теоретического материала. При самостоятельной работе над разделами дисциплины, при выполнении практических работ, при подготовке к промежуточному контролю студент должен изучить соответствующие разделы основной и вспомогательной литературы по дисциплине, а также использовать указанные в перечне интернет-ресурсы.

В процессе самостоятельной учебной деятельности формируются умения: анализировать свои познавательные возможности и планировать свою познавательную деятельность; работать с источниками информации: текстами, таблицами, схемами; анализировать полученную учебную информацию, делать выводы; анализировать и

контролировать свои учебные действия; самостоятельно контролировать полученные знания.

Процесс подбора необходимой литературы способствует повышению уровня теоретической подготовки, более полному усвоению изучаемого материала и применению полученных знаний на практике.

Самостоятельная работа студентов реализуется в виде:

- работы над вопросами и заданиями для самопроверки и для устного опроса/обсуждения на практическом занятии;
- ведения лекционной тетради, изучения материалов лекций;
- подготовки к выполнению лабораторных работ;
- составления отчетов по лабораторным работам;
- подготовки к защите отчетов по лабораторным работам;
- подготовки к контрольной работе.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) Основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2013. – 728с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2014. – 240с.
3. Барковский Е.В., Ткачев С.В., Петрушенко Л.Г. Общая химия: учеб. пособие. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 639с. (ЭБС Znanium.com)

б) Дополнительная литература:

1. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Астрель, 2013. – 383с.
2. Елфимов В.И. Основы общей химии: Учебное пособие. – М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015. – 256с. ЭБС Znanium.com <http://znanium.com/catalog/product/469079>
3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям. – 11-е изд., стер. – М.: Высшая школа, 2009. – 557с.
4. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия. – СПб., Химиздат, 2000. – 655с.
5. Чудинова Ю.А. Методические указания по дисциплине «Химия». – СПб.: РГГМУ, 2003. – 44с.
6. Дурагина Е.Г., Гончаров А.В. Химия: классы неорганических соединений: Учебно-методическое пособие. – СПб: РГГМУ, 2008. – 48с.

8.3. Перечень программного обеспечения.

Операционная система Microsoft® Windows и пакет прикладных программ Microsoft® Office.

8.4. Перечень информационных справочных систем.

Справочная система **Российское образование – Федеральный портал – сборник электронных ресурсов на этом портале по естественнонаучной тематике-<http://www.edu.ru>.**

8.5. Перечень профессиональных баз данных, информационно-справочных и поисковых системы, электронно-библиотечные системы (ЭБС):

1. «Электронная библиотека ГидроМетеоОнлайн», свидетельство о государственной регистрации базы данных № 2012620609 (Зарегистрировано в Реестре баз данных 22

июня 2012 г.) <http://elib.rshu.ru/>

2. Электронно-библиотечная система «Znanium», <https://znanium.com/>

3. Электронно-библиотечная система «Перспект Науки», . <http://zoomet.ru>

4. Электронно-библиотечная система ЮРАЙТ, . <https://biblio-online.ru/>

5. «Национальная электронная библиотека», - <https://rusneb.ru/>

6. База данных издательства SpringerNature, <http://link.springer.com/>

7. Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU, - <http://elibrary.ru/defaultx.asp>

8. Электронно-библиотечная система Архив БВИ: Систематика -

<http://bvi.rusf.ru/sista.htm>

9. БЕСПЛАТНАЯ ЭЛЕКТРОННАЯ БИОЛОГИЧЕСКАЯ БИБЛИОТЕКА -

<http://zoomet.ru>

10. Фундаментальная электронная библиотека - <http://herba.msu.ru>

11. Электронно-библиотечная система "КнигаФонд" - <http://www.knigafund.ru>

12. База по таксономии и идентификации биологических видов www.eti.uva.nl

13. Российское образование – Федеральный портал – сборник электронных ресурсов на этом портале по естественнонаучной тематике- <http://www.edu.ru>

7. Методические указания по освоению дисциплины для обучающихся

Вид учебных Занятий	Организация деятельности студента
Лекции	Цель лекций – дать основы систематизированный научных знаний. В ходе лекционных занятий конспектировать учебный материал. В ходе лекций излагаются и разъясняются основные, наиболее сложные понятия темы, а также связанные с ними теоретические и практические проблемы. Следует обращать внимание на формулировку понятий, на химические процессы и явления, происходящие в атмосфере. На лекциях также даются рекомендации для практических занятий и самостоятельной работы.
Практические Занятия	Практические занятия завершают и дополняют темы учебной дисциплины. Они служат для закрепления изученного материала, развития умения и навыков в приобретении опыта выступлений, ведения дискуссии. Занятие, проводится под руководством преподавателя в учебной аудитории и начинается с вступительного слова преподавателя, объявляющего тему занятия и ее основную проблематику. Затем заслушиваются сообщения студентов, поощряется выдвижение и обсуждение альтернативных мнений. В целях контроля подготовки студентов к занятиям и развития навыка краткого письменного изложения знаний, на практических занятиях может проводиться текущий контроль в виде тестовых заданий. Перед практическим занятием следует изучить конспект лекции и рекомендованную литературу, можно пользоваться консультациями преподавателя и выбирать по согласованию интересующие темы для докладов. Для ведения записей на практических занятиях

	можно использовать отдельную тетрадь.
Лабораторные работы	<p>Лабораторные работы являются одной из форм учебных занятий и одним из практических методов обучения, в котором учебные цели достигаются при постановке и проведении учащимися экспериментов, опытов, исследований с использованием специального оборудования, приборов, измерительных инструментов и других технических средств. На лабораторных занятиях учащиеся воспринимают, наблюдают, исследуют явления природы, технические и другие процессы, изучают объекты техники, устройство и принцип действия измерительной аппаратуры, методику измерений. Выполнение лабораторных работ необходимо для достижения образовательных целей на уровне направления и профиля, а также дидактических и развивающих целей учебных дисциплин и их составляющих. Лабораторные работы обеспечивают связь теории с практикой, развивают самостоятельность и способность к постановке и проведению экспериментов, пониманию и интерпретации фактов, к анализу явлений и синтезу, к оценке полученной информации, применению знаний на практике.</p> <p>При подготовке к занятию преподаватель формирует перечень практических задач и заданий, проектирует методику актуализации опорных знаний, способов деятельности, и организацию проведения лабораторной работы. На этапе проведения занятия актуализируются опорные знания и способы действий, организуется выполнение учащимися лабораторных заданий. На этапе контроля и оценки учащиеся проводят обработку экспериментальных данных и результатов выполнения лабораторных задач, формулируют выводы, а также оценивают степень достижения целей работы. Заключительный этап включает оформление отчета и сдачу работы преподавателю. Для ведения лабораторных работ студенты используют отдельную тетрадь.</p>
Внеаудиторная Работа	<p>Занятия, при которых каждый студент организует и планирует самостоятельно свою работу. Самостоятельная работа студентов включает:</p> <ul style="list-style-type: none"> – самостоятельное изучение разделов дисциплины; – подготовка к выполнению выступлений на занятиях и контрольным работам на знание разделов дисциплины «Введение в химию атмосферы»; – выполнение дополнительных индивидуальных заданий, направленных на изучение основных химических терминов, химических процессов, уравнений химических реакций, состава и состояния атмосферы, основных видов антропогенного загрязнения атмосферы и основных загрязняющих атмосферы веществах антропогенного происхождения; – подготовку устных сообщений.
Подготовка к зачёту	Целью зачета является проверка и оценка уровня теоретических знаний, умения применять их на практике, а также степень

	<p>овладения практическими умениями и навыками в объеме требований учебных программ.</p> <p>Подготовка к зачёту предполагает изучение конспектов лекций, рекомендуемой литературы и других источников, повторение материалов практических занятий</p> <p>К зачёту допускаются студенты, выполнившие все требования учебной программы и сдавшие все практические работы по данной дисциплине, предусмотренные в текущем семестре.</p>
Подготовка к экзамену	<p>Целью экзамена является проверка и оценка уровня теоретических знаний, умения применять их на практике, а также степень овладения практическими умениями и навыками в объеме требований учебных программ.</p> <p>Подготовка к экзамену предполагает изучение конспектов лекций, рекомендуемой литературы и других источников, повторение материалов практических занятий</p> <p>К экзамену допускаются студенты, выполнившие все требования учебной программы и сдавшие все практические работы по данной дисциплине, предусмотренные в текущем семестре.</p>

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

В учебном процессе применяются компьютерные (информационные) технологии. Программное обеспечение – Microsoft® MS Windows, Microsoft Office®.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

<p>Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа ауд.305, посадочных мест 70, Учебный корпус № 2, Санкт-Петербург, пр. Металлистов, д.3</p>	<p>Помещение оснащено: специализированной (учебной) мебелью, доска меловая, наглядное пособие - Периодическая система элементов Д.И.Менделеева</p>	
<p>Учебная лаборатория химии природной среды для занятий лабораторного типа. Помещения 307, 308. Посадочных мест суммарно 30. Учебный корпус № 2, Санкт-Петербург, пр. Металлистов, д.3</p>	<p>Укомплектованная учебная лаборатория для проведения лабораторных работ с использованием специализированной лабораторной мебели, лабораторных приборов, плакатов и др. демонстрационных материалов и технических средств обучения. Помещение содержит: набор химической посуды и реактивов для проведения разных видов лабораторных работ по химии. технические лабораторные весы, установку для получения дистиллированной воды,</p>	

<p>Учебная аудитория для проведения практических занятий ауд.310, посадочных мест 30, Учебный корпус № 2, Санкт-Петербург, пр. Металлистов, д.3</p>	<p>вытяжные шкафы, подвод водопроводной воды.</p> <p>Помещение оснащено: специализированной (учебной) мебелью, доска меловая.</p>	
<p>Учебная аудитория для групповых и индивидуальных консультаций ауд.310, посадочных мест 30, Учебный корпус № 2, Санкт-Петербург, пр. Металлистов, д.3.</p>	<p>Помещение оснащено: специализированной (учебной) мебелью, доска меловая</p>	
<p>Учебная аудитория для текущего контроля и промежуточной аттестации ауд.310, посадочных мест 30, Учебный корпус № 2, Санкт-Петербург, пр. Металлистов, д.3</p>	<p>Помещение оснащено: специализированной (учебной) мебелью, доска меловая</p>	
<p>Помещение для самостоятельной работы Читальный зал. Помещение для самостоятельной работы студентов. Посадочных мест – 31. Учебный корпус №4, г. Санкт-Петербург, Рижский проспект, д. 11, лит. А</p>	<p>Укомплектовано специализированной (учебной) мебелью, оснащено компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет" и обеспечено доступом в электронную информационно-образовательную среду организации.</p> <p>Помещение оснащено: 11 компьютеров.</p>	<p>ОС Microsoft® MS Windows 7 лицензия 61031016 Microsoft® Office 2007 лицензия 42048251</p>
<p>Помещение для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования. Помещение 309, Учебный корпус № 2, Санкт-Петербург, пр. Металлистов д.3</p>	<p>Укомплектовано специализированной мебелью для хранения оборудования и техническими средствами для его обслуживания.</p>	

10. 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.

