

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации

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

Рабочая программа дисциплины
ХИМИЯ

Основная профессиональная образовательная программа
высшего образования программы бакалавриата по направлению
подготовки

03.03.02 «Физика»

Направленность (профиль):

Геофизика

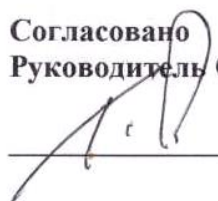
Квалификация:

Бакалавр

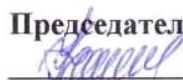
Форма обучения

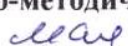
Очная

Согласовано
Руководитель ОПОП



Бобровский А.П.

Председатель УМС
 И.И. Палкин

Рекомендована решением
Учебно-методического совета РГГМУ
19  2021 г., протокол № 8

Рассмотрена и утверждена на заседании
кафедры

15 апреля 2021 г., протокол № 9

Зав. кафедрой  Королькова С.В.

Автор-разработчик:

 Эстрин Э.Р.

Санкт-Петербург 2021

Рассмотрено и рекомендовано к использованию в учебном процессе на 2021 / 2022 учебный год без изменений*

Протокол заседания кафедры от 15.04.2021 № 9

1. Цель и задачи освоения дисциплины

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

Задачи:

- освоение общих представлений о химических системах, химической термодинамике и кинетике, реакционной способности веществ и их идентификации;
- приобретение теоретической базы химических знаний для фундаментальных исследований и прикладного анализа климатических изменений, мониторинга атмосферы и развития новых подходов к составлению синоптических прогнозов;
- формирование химического мышления для разработки физико-математических моделей общей циркуляции атмосферы и климата, включая взаимодействие атмосферы и океана, в их сопоставлении с наблюдениями, анализе чувствительности к различным природным факторам;
- изучение физических и химических закономерностей для описания процессов, протекающих в атмосфере и при ее взаимодействии с земной поверхностью и биосферой;
- обучение теоретическим и практическим основам классической химии.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Дисциплина «Химия» относится к обязательным дисциплинам базовой части блока Б1. Для освоения данной дисциплины обучающиеся должны освоить в рамках базового среднего образования дисциплину «Химия». Дисциплина «Химия» является базовой для освоения дисциплин «Физическая химия», «Молекулярная физика», «Атомная физика. Физика атомного ядра и элементарных частиц», «Квантовая теория».

3. Перечень планируемых результатов обучения

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенции профессиональных компетенций ПК-2.

Таблица 1

Код и наименование профессиональной компетенции	Код и наименование индикатора достижения профессиональной компетенции	Результаты обучения
ОПК-1 Способен применять базовые знания в области математических и (или) естественных наук в сфере своей профессиональной деятельности	ОПК-1.1 Применяет основные законы математических и естественных наук для решения задач профессиональной деятельности. ОПК-1.2 Выявляет взаимосвязь основных законов естественных наук, общие подходы и концепции.	Знать: <ul style="list-style-type: none">– номенклатуру и химические свойства основных соединений;– электронное строение атома, зависимость свойств атомов, Периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, выражение Периодического закона;– типы и способы образования химической связи;– основы термодинамики и химической кинетики;– способы выражения концентраций растворов, ионных равновесий и неэлектролитов;– химический состав атмосферы Земли, особенности химических процессов в атмосфере;- основные природные и антропогенные источники загрязняющих веществ в атмосфере

Код и наименование профессиональной компетенции	Код и наименование индикатора достижения профессиональной компетенции	Результаты обучения
		<p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – составлять уравнения химических реакций в с го химического соединения; – составлять уравнения окислительно-восстано мых классов химических соединений; – рассчитывать основные параметры изучаемых <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> – записью химических терминов, формул, симво ний химических реакций; – методами химических расчетов в рамках работ – навыками работы с химической учебной, науч – методами работы с лабораторной техникой, с <p>активами, навыками проведения несложных химических</p> <p>шениям профессиональных задач в области химии атмос</p>

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единицы, 144 часа.

Очная форма обучения

Объём дисциплины	Всего часов
Общая трудоёмкость дисциплины	144
Контактная работа обучающихся с преподавателем (по видам аудиторных учебных занятий) – всего:	56
в том числе:	
лекции	28
практические занятия	14
лабораторные занятия	14
Самостоятельная работа (СРС) – всего:	88
в том числе:	-
курсовая работа	-
контрольная работа	-
Вид промежуточной аттестации (экзамен)	Экзамен

4.1. Содержание разделов дисциплины

Очная форма обучения

№ п/п	Раздел и тема дисциплины	Семестр	Виды учебной работы, в т.ч. самостоятельная работа студентов, час.				Формы текущего контроля успеваемости	Занятия в активной и интерактивной форме, час.	Формируемые компетенции
			Лекции	Лаборат.	Практич	Самост.			
1	Основные химические понятия и законы химии	1	4	4	2	16	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 1-2)	3	ОПК-1
2	Строение	1	4	2	2	18	– тест;	1	ОПК-1

	атома и Периодическая система химических элементов								
3	Окислительно-восстановительные реакции	1	4	4	4	16	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 3)	3	ОПК-1
4	Химическая связь и строение вещества	1	4	-	2	16	– тест;	1	ОПК-1
5	Свойства растворов	1	12	4	4	22	– тест; – письменный отчет по лабораторной работе и его защита; – контрольная работа (задания 4, 5)	7	ОПК-1
	ИТОГО		28	14	14	88		34	

4.2. Содержание разделов дисциплины

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.

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.

Основные классы неорганических веществ

Получение и свойства основных классов неорганических соединений.

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.

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.

Окислительно-восстановительные реакции

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

4.3. Практические, лабораторные занятия, их содержание

№ п/п	№ раздела дисциплины	Тематика практических занятий	Форма проведения	Формируемые компетенции
1	1	Основные классы неорганических соединений и их номенклатура. Методы получения и химические свойства оксидов, кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей	Практическое занятие	ОПК-1
2	1	Основные классы неорганических соединений	Лабораторная работа	ОПК-1
3	1	Основы атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические законы химии	Практическое занятие	ОПК-1
4	1	Основные химические понятия и законы химии	Практическое занятие. Компьютерное тести-	ОПК-1

			рование по разделу 1	
5	2	Строение атома и Периодическая система химических элементов. Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе химических элементов	Практическое занятие	ОПК-1
6	3	Окислительно-восстановительные реакции	Практическое занятие. Компьютерное тестирование по разделу 3	ОПК-1
7	3	Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа	ОПК-1
8	4	Химическая связь	Практическое занятие. Компьютерное тестирование по разделам 2 и 4	ОПК-1
9	5	Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Закон эквивалентов в объемном анализе	Практическое занятие	ОПК-1
10	5	Общие свойства растворов. Растворы электролитов	Лабораторная работа	ОПК-1
11	5	Растворы электролитов. Водородный показатель	Практическое занятие	ОПК-1
12	5	Гидролиз солей	Практическое занятие	ОПК-1
13	5	Гидролиз солей	Лабораторная работа	ОПК-1
14	1-5	Итоговая контрольная работа	Контрольная работа	ОПК-1

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

5.1. Текущий контроль

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

Образцы контрольных заданий текущего контроля

Контрольная работа

Вариант 11.

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

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

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

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

5.2. Методические указания по организации самостоятельной работы

В учебном процессе выделяют два вида самостоятельной работы: аудиторную и внеаудиторную. Аудиторная самостоятельная работа выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию. Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного

участия. По дисциплине «Химия» предусмотрены следующие виды внеаудиторной самостоятельной работы: чтение и конспектирование текста (учебника, дополнительной литературы), работа со справочниками, работа с конспектом лекций, составление таблиц для систематизации учебного материала, ответы на контрольные вопросы, тестирование, решение задач и упражнений по образцу, решение вариативных задач, подготовка отчетов по лабораторным работам. Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от уровня сложности и уровня умений студентов. Контроль результатов внеаудиторной самостоятельной работы студентов проходит в письменной, устной или тестовой форме.

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 1)

1. 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 (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. 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 (раздел 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 (раздел 4)

1. Изобразите механизм образования ковалентной полярной связи в молекулах HBr , H_2S 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 NH_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 (раздел 4)

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.

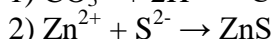
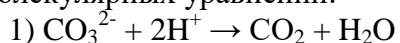
3. Определите мольную долю растворенного вещества, а также молярность, нормальность и моляльность 16%-ного (по массе) раствора ортофосфорной кислоты. Плотность раствора равна 1,088 г/мл.

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 (раздел 5)

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

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

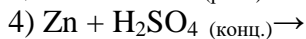
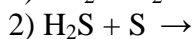
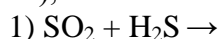


3. Запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной формах уравнения реакций между следующими веществами: а) гидроксид никеля(II) и серная кислота; б) нитрат кобальта(II) и гидроксид калия; в) силикат натрия и азотная кислота; г) оксид магния и серная кислота; д) сульфат железа(II) и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

Вопросы и задания для самопроверки (раздел 6)

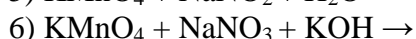
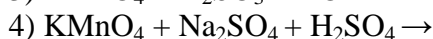
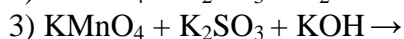
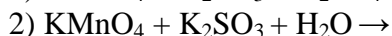
1. Если медные стружки опустить в концентрированную азотную кислоту, наблюдается выделение газа бурого цвета. Объясните причины и сущность этой химической реакции. Напишите уравнение реакции и рассмотрите его с позиций окисления-восстановления.

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:



5.3. Промежуточный контроль: экзамен

5.3.1. 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).

Примерный 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. Химическая связь. Виды химической связи. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм ковалентной связи
19. Ионная связь
20. Металлическая связь
21. Водородная связь
22. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Кристаллические решетки, их типы
23. Чистые вещества и смеси. Растворы
24. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Коллоидные растворы

25. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Произведение растворимости
26. Способы выражения концентрации растворенного вещества
27. Электролиты. Теория электролитической диссоциации
28. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты
29. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотность водных растворов в живой и неживой природе
30. Реакции ионного обмена
31. Условия протекания реакций ионного обмена в растворах электролитов
32. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза
33. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей
34. Необратимый гидролиз солей
35. Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители
36. Окислительные свойства N^{+5}
37. Окислительные свойства S^{+6}
38. Окислительные свойства Mn^{+7}
39. Окислительные свойства Cr^{+6}
40. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие
41. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье
42. Скорость химической реакции. Влияние на скорость реакции различных факторов
43. Закон действующих масс. Применение закона действующих масс для гомогенных и гетерогенных систем
44. Правило Вант-Гоффа и область его применения. Уравнение Аррениуса
45. Катализаторы. Катализ, его виды. Ингибиторы
46. Ферменты, их роль в живых организмах
47. Электролиз. Электролиз расплавов электролитов
48. Электролиз водных растворов электролитов
49. Комплексные соединения, их строение и получение
50. Основные группы комплексных соединений

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

Учебная дисциплина – **Введение в химию атмосферы**

Уровень высшего образования – **Бакалавриат**

Направление подготовки – **05.03.05 «Прикладная гидрометеорология»**
Направленность (профиль) – **Прикладная метеорология для всех форм обучения**

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

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра водных биоресурсов, аквакультуры и гидрохимии

Учебная дисциплина – **Введение в химию атмосферы**

Уровень высшего образования – **Бакалавриат**

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

Направленность (профиль) – **Прикладная метеорология**

для всех форм обучения

ЭКЗАМЕНАЦИОННАЯ ЗАДАЧА № 1

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

Зав. кафедрой

Королькова С.В.

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. *Дурягина Е.Г., Гончаров А.В.* Химия: классы неорганических соединений: Учебно-методическое пособие. – СПб: РГГМУ, 2008. – 48с. (ЭБС ГидроМетеоОнлайн)
4. *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)
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. *Степанова Е.В.* Химия: Учебное пособие. – СПб.: РГГМУ, 2014. – 156с.
6. *Чудинова Ю.А.* Методические указания по дисциплине «Химия». – СПб.: РГГМУ, 2003. – 44с.

в) Интернет-ресурсы:

1. <http://experiment.edu.ru> – Российский общеобразовательный портал. Коллекция: естественнонаучные эксперименты.
2. <http://webelements.narod.ru> – WebElements: онлайн-справочник химических элементов.
3. <http://znanium.com/> – Электронная библиотечная система Znanium.com.
4. <http://elib.rshu.ru/> – Электронная библиотечная система ГидроМетеоОнлайн.

7. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Для успешного освоения учебной дисциплины рекомендуется выполнять следующее:

- посещать все виды аудиторных занятий;
- вести конспект в ходе лекционных занятий;
- качественно готовиться к практическим и лабораторным занятиям, активно работать на них;
- проявлять активность и самостоятельность в аудиторной и внеаудиторной работе;
- своевременно сдавать отчеты по лабораторным работам;
- в случае пропуска занятий необходимо получить консультацию у преподавателя по подготовке и оформлению отдельных видов заданий;
- активно использовать ресурсы учебных библиотек университета и ЭБС.

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

Раздел дисциплины	Образовательные и информационные технологии	Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем
Основные понятия и законы химии	– лекция; – практическое занятие (работа в группах); – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Классы неорганических веществ	– лекция; – практическое занятие (работа в группах) – лабораторные работы	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Периодический закон. Строение атома. Периодическая система элементов	– лекция; – практические занятия	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Химическая связь	– лекция; – практическое занятие	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Дисперсные системы. Растворы. Способы выражения концентраций растворов	– лекция; – практическое занятие – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС

Раздел дисциплины	Образовательные и информационные технологии	Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем
Электролиты. Константа и степень диссоциации	– лекция; - практическое занятие (работа в группах) – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Ионное произведение воды. Водородный показатель	– лекция; - практическое занятие; – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Обменные реакции в растворах электролитов	– лекция; - практическое занятие; – лабораторные работы	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Гидролиз солей	– лекция; - практическое занятие; – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Окислительно-восстановительные реакции	– лекция; - практическое занятие; – лабораторные работы	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Химическая кинетика. Химическое равновесие	– лекция; - практическое занятие; – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Основы электрохимии. Электролиз	– лекция; - практическое занятие	– программное обеспечение для доступа в ЭБС
Комплексные соединения	– лекция; - практическое занятие; – лабораторная работа	– программное обеспечение для доступа в ЭБС

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

- стандартно оборудованная химическая лаборатория, оснащенная вытяжными шкафами;
- химическая посуда и комплекты химических реактивов для проведения лабораторных работ;
- комплект учебно-наглядных пособий.

1.