

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
филиал МГУ в г. Севастополе
факультет естественных наук
кафедра геоэкологии и природопользования

УТВЕРЖДАЮ

Директор
Филиала МГУ в г. Севастополе
О.А. Шпырко
«30» августа 2024 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины:

ХИМИЯ

Уровень высшего образования:
бакалавриат

Направление подготовки:
05.03.02 «География»

Профиль ОПОП:
геоэкология

Форма обучения:
очная

Рабочая программа рассмотрена
на заседании кафедры геоэкологии и
природопользования
протокол № 9 от 28 июня 2024г.
Руководитель образовательной программы
05.03.02 «География»

(подпись) (Е.С. Каширина)

Рабочая программа одобрена
Методическим советом
Филиала МГУ в г.Севастополе
Протокол №10 от 29 августа 2024г.

(подпись) (Л.И.Теплова)

Севастополь, 2024

Рабочая программа разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по направлению подготовки 05.03.02 «География», приказом МГУ от 30 декабря 2020 года № 1383, приказами об утверждении изменений в ОС МГУ от 21 декабря 2021 года № 1404, от 29 мая 2023 года №700, от 29 мая 2023 года № 702, от 29 мая 2023 года № 703.

Год приема на обучение – 2024 г.

курс – 1

семестры – 1

зачетных единиц 2 кредита

академических часов 54, в т.ч.:

лекций – 18 часов

практических занятий – 36 часов

самостоятельная работа – 18 часов

форма итоговой аттестации - экзамен в 1 семестре

Содержание

Введение.....	4
1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО	4
2. Входные требования для освоения дисциплины	4
4. Формат обучения. Очная форма обучения	5
5. Объем дисциплины	5
6. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий	5
6.1.Содержание разделов дисциплины	7
8. Ресурсное обеспечение	15
9. Язык преподавания	16
10. Преподаватель	16
11. Автор программы	16

Введение

Курс общей и неорганической химии рассчитан на один семестр. Программный материал дается на лекциях, семинарах, и прорабатывается в ходе самостоятельной работы. От того, насколько студент сумеет правильно подготовиться к лекциям, семинарам и другим занятиям, будет зависеть итоговый результат. Следует помнить, что знания химии будут полезны как в учебе, так и в будущей работе.

На семинарах студенты закрепляют и углубляют полученный на лекции материал, решая задачи и обсуждая наиболее трудно усваиваемые вопросы.

Теоретический курс заканчивается устным экзаменом.

1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина «Химия» входит в блок «Общие математические и естественнонаучные дисциплины» базовой части ОПОП ВО по направлению «География»

Целью освоения дисциплины является теоретическая и практическая подготовка студентов по общей и неорганической химии с учетом современных тенденций развития химической науки, ознакомить студентов с главными положениями химических исследований для получения оптимальной информации о состоянии окружающей среды и методов исследования в области химии.

Задачи изучения дисциплины:

- создать грамотное представление о предмете химии, современном состоянии и путях развития химической науки;
- сформировать понятие о химическом процессе на основе фундаментальных законов и закономерностей химической термодинамики и кинетики;
- на основе атомно-молекулярной теории, квантово-механической концепции строения атома и химической связи заложить представления о связях между составом, строением и реакционной способностью неорганических веществ;
- познакомить студентов с химическими свойствами соединений важнейших химических элементов, входящих в состав литосферы, атмосферы, гидросферы;
- продолжить формирование у студентов умений и навыков, необходимых для проведения химического эксперимента;
- познакомить студентов с требованиями по охране труда и технике безопасности при работе в химической лаборатории;
- способствовать развитию у студентов естественнонаучного мышления и целостных представлений о природных процессах, их закономерностях и взаимосвязях;
- основываясь на теоретических представлениях химии, создать необходимую научно-теоретическую базу для изучения последующих дисциплин направления «География».

2. Входные требования для освоения дисциплины

Дисциплина «Химия» входит в блок «Общие математические и естественнонаучные дисциплины» базовой части ООП по направлению подготовки 05.03.02 «География». Дисциплина основывается на знаниях, навыках и умениях, приобретенных в результате освоения химии, физики и математики в средней школе. Успешному освоению дисциплины сопутствует параллельное изучение физики и математики как базовых естественнонаучных дисциплин.

3. Результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с требуемыми компетенциями выпускников

Планируемые результаты обучения по дисциплине. В результате изучения данного курса студент будет:

знать:

- основные понятия, объекты изучения и методы естествознания, применяемые в профессиональной деятельности;
- основные свойства химических элементов и их соединений, закономерности химических равновесий и процессов в гомогенных и гетерогенных системах.

уметь:

- использовать для решения проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности в сфере геологии, теоретические знания о физико-химической природе процессов, происходящих в объектах изучения геоэкологии.
- решать расчетные задачи на основе усвоенных законов и закономерностей; получать экспериментальные данные, проводить их математическую обработку, обобщать полученные результаты.

владеть:

- техникой безопасности при выполнении экспериментов в химической лаборатории;
- основными приемами выполнения химического лабораторного эксперимента и обращения с химической посудой, реактивами и лабораторным оборудованием.

4. Формат обучения: контактный, дистанционный с использованием Портала дистанционной поддержки образовательного процесса Филиала (<https://distant.sev.msu.ru/>).

5. Объем дисциплины

Объем дисциплины составляет 2 з.е., в том числе 54 академических часа, отведенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (аудиторная нагрузка), 18 академических часа на самостоятельную работу обучающихся

6. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий

6.1. Структура дисциплины по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий

Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины, Форма промежуточной аттестации по дисциплине	Всего (часы)	В том числе			Самостоятельная работа обучающегося, часы
		Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем) Виды контактной работы, часы			
		Занятия лекционного типа*	Занятия практического типа*	Всего	
Введение	2	2		2	
Тема 1. Атомно-молекулярное учение	10	2	2	6	2
Тема 2. Строение атома			2		2
Тема 3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.	12	2	2	4	2

Менделеева. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Стехиометрия.					
Тема 4. Химическая связь		2	2	4	2
Тема 5. Энергетика химических процессов	10	2	6	8	2
Контрольная №1. Термодинамические функции, энтальпия, энтропия, константы равновесия. Скорость химической реакции.	4		2	2	2
Тема 6. Химическая кинетика	10	2	6	8	2
Тема 7. Химическое равновесие	10	2	6	8	2
Тема 8. Растворы	12	4	6	10	2
Контрольная №2. Фазовые диаграммы. Сильные и слабые электролиты. Буферные растворы. Коллигативные свойства растворов: криоскопия, эбуллиоскопия, осмос. Производство растворимости. Гидролиз.	2		2	2	
Промежуточная аттестация (устный экзамен)	экзамен				
Итого	72		54		18

6.2. Содержание разделов дисциплины

А. Планы лекций

Номер занятия	Наименование темы и содержание лекции	Кол - во часов
1, 2	<p>Введение</p> <p>Тема 1. Атомно-молекулярное учение Химия как часть естествознания. Предмет и задачи химии. Химия и геология. Роль химии в определении состава и строении минералов, изучения процессов их образования. Основные законы химии, их значение для науки о Земле. Химическая экология и проблемы охраны природы. Материя и движение. Взаимосвязь массы и энергии. Развитие материалистических представлений в химии.</p> <p>Тема 2. Строение атома Атом, молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Аллотропия. Химическая реакция. Химическая форма движения материи. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Молярная масса. Моль. Число Авогадро. Газообразное состояние: идеальный газ, газовые законы (Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля, Авогадро), уравнение Клапейрона-Менделеева. Реальные газы. Стехиометрические законы. Стехиометрические и нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды. Современное состояние атомно-молекулярного учения. Основные классы неорганических соединений. Классификация химических реакций.</p>	4
3, 4	<p>Тема 3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева Ядерная модель атома. Строение ядра. Элементарные частицы: протон, нейтрон, электрон. Изотопы. Стабильные и нестабильные изотопы. Квантово-механическая теория строения атома. Волновое уравнение Шредингера. Квантовые числа. Электронная плотность вероятности. Атомные орбитали. Форма и ориентация граничных поверхностей s-, p-, d- и f-орбиталей. Энергетические уровни электрона в атоме. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Электронные формулы и распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям. Размер атомов и ионов. Ковалентный, металлический и ионный радиус. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Положение элемента в периодической системе как его важнейшая характеристика. Физический смысл периодического закона. Периодические и непериодические свойства элементов. Особенности электронного строения атомов элементов главных и побочных подгрупп.</p> <p>Тема 4. Химическая связь Природа химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, валентные углы. Полярность и дипольный момент связи. Основные типы химической связи. Свойства соединений с ковалентной и ионной связью. Квантово-механические методы трактовки ковалентной связи. Метод валентных связей (ВС). Направленность и насыщенность связи с позиции метода ВС. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования связи. Орбитальные диаграммы.</p>	2

	<p>мы. Гибридизация орбиталей. Перекрывание атомных орбиталей как условие образования связи. Сигма- и пи-связи. Одинарные и кратные связи. Полярность и дипольный момент молекулы. Описание геометрического строения молекул в рамках метода отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи). Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие орбитали. Энергетические диаграммы. Порядок связи. Строение гомоядерных молекул элементов I и II периодов. Изoeлектронные молекулы. Магнитные свойства молекул. Металлическая связь. Понятие о зонной теории твердого тела. Проводники, полупроводники, диэлектрики. Водородная связь. Межмолекулярное взаимодействие: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Влияние водородной связи и межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ. Агрегатное состояние вещества: твердое, жидкое, газообразное, плазменное. Кристаллическое состояние. Атомные, ионные, молекулярные и металлические решетки. Сплавы. Дефекты кристаллической решетки (собственные и примесные; одномерные и двумерные). Анизотропия свойств кристаллов. Аморфное состояние вещества. Стекла. Квазикристаллы. Жидкие кристаллы.</p>	
5	<p>Тема 5. Энергетика химических процессов</p> <p>Понятие термодинамической системы. Системы: изолированная, закрытая и открытая. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа как формы обмена энергией системы с окружающей средой. Тепловой эффект химической реакции. Термохимическое уравнение. Закон Гесса. Стандартное состояние вещества. Теплота (энтальпия) образования вещества. Энтальпия химической реакции. Энтропия. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Энтропия химической реакции. Направление химической реакции. Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытой системе. Энергия Гиббса образования веществ. Термодинамическая активность.</p> <p>Химическое равновесие. Принципиальная обратимость химической реакции. Практически необратимые реакции. Истинное и кажущееся равновесие. Гомогенные и гетерогенные равновесия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Правило Ле-Шателье. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния. Физико-химический анализ природных систем (минералы, горные породы). Диаграммы «состав-свойство». Примеры диаграмм состояния систем: вода, сера. Лед и его структура</p>	2
6	<p>Тема 6. Химическая кинетика</p> <p>Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные процессы. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ (основной закон химической кинетики). Константа скорости. Порядок и молекулярность реакции. Экспериментальное определение порядка реакции. Простые и сложные реакции. Механизм реакции (на примере цепной реакции образования HCl). Зависимость скорости реакции от температуры. Правило ВантГоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса. Колебательные реакции. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме каталитических реакций. Автокатализ. Ферментативный катализ.</p>	2
7	<p>Тема 7. Химическое равновесие</p>	2

	<p>Необратимые и обратимые реакции. Истинное и кажущееся равновесия. Константа химического равновесия. Закон действующих масс и его применение к гомогенным и гетерогенным системам. Соотношение величин изменения энергии Гиббса и константы равновесия. Факторы, влияющие на положение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.</p>	
8, 9	<p>Тема 8. Растворы</p> <p>Растворы электролитов. Процесс электролитической диссоциации. Кислоты, основания, соли, амфолиты с позиций теории Аррениуса. Сольватация ионов. Сильные и слабые электролиты. Растворы слабых электролитов: степень и константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Растворы сильных электролитов: теория Дебая-Хюккеля, ионная сила раствора, активность и коэффициенты активности ионов. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Протолитические равновесия. Автопротолиз воды.</p> <p>Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Методы измерения рН. Индикаторы. Расчет рН растворов сильных и слабых кислот и оснований.</p> <p>Гидролиз солей как пример протолитического равновесия. Ионные уравнения реакций гидролиза. Константа и степень гидролиза. Многоступенчатый гидролиз. Обратимый и необратимый гидролиз. Расчет рН растворов солей. Практическое значение гидролиза. Буферные растворы: расчет рН растворов, буферная емкость. Природные буферные системы. Кислотность почв. Буферные свойства океана. Мало-растворимые электролиты. Равновесие в системе «раствор – осадок электролита». Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков. Влияние на растворимость малорастворимого электролита одноименного иона и других ионов. Образование коллоидных систем при выделении малорастворимых веществ</p>	4

Б. Практические занятия

№ п/п	Номер и вид занятия	Наименование темы и содержание занятия	Кол-во часов
4 семестр			
1	1,2 Практическое занятие	Химическая связь. Виды химической связи. Валентные связи и орбитали.	2
2	3,4 Практическое занятие	Газы и газовые законы. Реакции в газовой фазе.	2
3	5,6 Практическое занятие	Химическая термодинамика, направление химической реакции. Химическое равновесие.	2
4	7,8 Практическое занятие	Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем.	2
5	9,10 Практическое занятие	Диссоциация воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.	2
6	11,12 Практическое занятие	Скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и температуры.	2
	13, 14 Практическое занятие	Комплексные соединения. Равновесия с участием комплексных ионов	2
	15, 16 Практическое занятие	Твердое состояние вещества. Основные понятия строения кристаллов.	2
	17, 18 Практическое занятие	Контрольная работа	2

7. Фонд оценочных средств для оценивания результатов обучения по дисциплине

Цель самостоятельной работы – закрепить полученные теоретические знания по учебной дисциплине и сформировать практические навыки по применению полученных знаний в практической деятельности. Формирование способностей к самостоятельному познанию и обучению, поиску литературы, обобщению, оформлению и представлению полученных результатов, их критическому анализу, поиску новых и неординарных решений, аргументированному отстаиванию своих предложений, умений подготовки выступлений.

Основными видами самостоятельной работы являются:

1. Работа с лекционным материалом;
2. Работа над учебными пособиями, монографиями научной периодикой;
3. Изучение и конспектирование нормативного материала;
4. Подготовка к семинарам;
5. Написание рефератов;
6. Подготовка к экзамену.

Самостоятельная работа начинается до прихода студента на лекцию. Целесообразно использование «системы опережающего чтения», т.е. предварительного прочтения лекционного материала, содержащегося в учебных пособиях, закладывающего базу для более глубокого восприятия лекции. Работа над лекционным материалом включает два особых этапа: конспектирование лекций и последующую работу над лекционным материалом. Методика работы при конспектировании устных выступлений значительно отличается от методики работы при конспектировании письменных источников. Конспектируя письменные источники, студент имеет возможность неоднократно прочитать нужный отрывок текста, поразмыслив над ним, выделить основные мысли автора, кратко сформулировать их, а затем записать.

Самостоятельная работа. Самостоятельная работа студентов должна составлять не менее 50% от общей трудоемкости дисциплины, является важнейшим компонентом образовательного процесса, формирующим личность студента, его мировоззрение и культуру безопасности, развивающим его способности к самообучению и повышению своего профессионального уровня.

Самостоятельная работа студентов включает рассмотрение дополнительной информации, изучение отдельных вопросов по темам дисциплины. Контроль знаний по курсу осуществляется во время экзамена и по контрольным работам.

7.1. Типовые контрольные задания (материалы) для проведения текущего контроля успеваемости

Основные вопросы для подготовки к контрольным работам

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 1

1. Расчет концентраций растворов. Приготовление растворов заданной концентрации (массовая и молярная доли, молярная и моляльная концентрации).
2. Термохимия. Расчеты по термохимическим уравнениям. Закон Гесса.
3. Расчет свободных энергий образования Гиббса. Определение направления химических реакций.
4. Расчет константы химического равновесия, исходных и равновесных концентраций.
5. Основное уравнение химической кинетики. Расчеты по уравнению Аррениуса и Вант-Гоффа.

КОЛЛОКВИУМ № 1

1. Законы сохранения в химии. Взаимосвязь массы и энергии. Стехиометрические законы.
2. Основные понятия химической термодинамики. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Тепловые эффекты химических реакций.

3. Закон Гесса как закон сохранения энергии применительно к химическим процессам, его следствия. Энтальпия образования простого и сложного вещества.
4. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры (энтальпийная и энтропийная составляющие процесса). Энергия Гиббса и самопроизвольные процессы.
5. Химическое равновесие. Гомогенное и гетерогенное равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.
6. Компонент. Фаза. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды.
7. Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции. Условия, влияющие на скорость химической реакции (природа реагентов, концентрация реагентов, внешние условия проведения реакции и т.д.).
8. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Порядок и молекулярность реакции. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).
9. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса.
10. Понятие о каталитических процессах Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ.

КОЛЛОКВИУМ № 2

1. Общие сведения о растворах. Твердые, жидкие и газообразные растворы. Водные и неводные растворы. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
2. Дисперсные системы. Классификация. Истинные и коллоидные растворы. Золи. Строение мицеллы золя. Привести пример.
3. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия.
4. Осмос. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа.
5. Растворы электролитов. Теории кислот и оснований Аррениуса и Бренстеда-Лоури. Сильные и слабые электролиты (примеры).
6. Степень и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита.
7. Автопротолиз воды (рН, температурная зависимость). Ионное произведение воды, рН растворов кислот, оснований, солей.
8. Сильные электролиты (примеры). Ионная сила, активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.
9. Буферные растворы. Механизм действия буферных растворов (на примере ацетатного буферного раствора).
10. Гидролиз как пример протолитического равновесия, рН растворов солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой. Константа и степень гидролиза.
11. Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием; слабой кислотой и сильным основанием. Степень и константа гидролиза.
12. Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием. Степень и константа гидролиза. Необратимый гидролиз. Примеры.
13. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
14. Окислительно-восстановительные реакции. Роль кислотности среды. Методы подбора коэффициентов (на примере взаимодействия KMnO_4 с восстановителем в кислой среде, в нейтральной среде, в щелочной среде).

15. Равновесие на границе металл-раствор. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС гальванического элемента. Окислительно-восстановительный потенциал.
16. Электролиз. Прохождение электрического тока через растворы и расплавы электролитов.
17. Коррозия металлов и способы защиты от нее

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2

1. Равновесия в растворах электролитов и неэлектролитов
2. Дисперсные системы. Общие сведения о растворах. Растворы неэлектролитов
3. Растворы электролитов
4. Электрохимические процессы

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3

1. Окислительно-восстановительные процессы. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях электронно-ионным методом.
2. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (E°). Расчет ЭДС, K_p и ΔG° реакций.
3. E° как функция ΔG° реакции.
4. Электронная структура атома, формы атомных орбиталей.
5. Метод молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы молекул.
6. Номенклатура комплексных соединений.
7. Расчеты на равновесия в растворах комплексных соединений.

КОЛЛОКВИУМ № 3

1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с помощью электронных полуреакций (в газовой-твердых средах) и электронно-ионных схем для реакций протекающих в водных растворах. Зависимость продуктов окислительно-восстановительных реакций от pH раствора.
2. Электрохимические процессы Электродные потенциалы. ЭДС реакции. Уравнение Нернста. Связь электродного потенциала, свободной энергии Гиббса и константы равновесия.
3. Строение атома (квантово-механические представления). Принцип неопределенности. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Узловая структура электронных орбиталей.
4. Современная трактовка периодической системы элементов Д. И. Менделеева.
5. Химическая связь (ковалентная, ионная, металлическая). Строение молекул. Метод молекулярных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия (водородные, Ван-дер-Ваальса).
6. Координационные соединения. Номенклатура, строение и изомерия. Константа устойчивости и нестойкости. Расчет концентраций всех частиц в растворах комплексных солей. Способы разрушения комплексных ионов.
7. Химия галогенов, серы, азота и фосфора.
8. Химия биогенных элементов.

Самостоятельная (домашняя) контрольная работа

1. Коллигативные свойства растворов.
2. Понижение давления пара над раствором.
3. Осмос. Осмотическое давление.
4. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора.

7.2. Типовые контрольные задания для проведения промежуточной аттестации

ШКАЛА И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ результатов обучения (РО) по дисциплине				
Оценка РО и соответствующие виды оценочных средств	2	3	4	5
Знания (виды оценочных средств: устные и письменные опросы и контрольные работы, тесты, и т.п.)	Отсутствие знаний	Фрагментарные знания	Общие, но не структурированные знания	Сформированные систематические знания
Умения (виды оценочных средств: практические контрольные задания, написание и защита рефератов на заданную тему и т.п.)	Отсутствие умений	В целом успешное, но не систематическое умение	В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение (допускает неточности непринципиального характера)	Успешное и систематическое умение
Навыки (владения, опыт деятельности) (виды оценочных средств: выполнение и защита курсовой работы, отчет по практике, отчет по НИР и т.п.)	Отсутствие навыков (владений, опыта)	Наличие отдельных навыков (наличие фрагментарного опыта)	В целом, сформированные навыки (владения), но используемые не в активной форме	Сформированные навыки (владения), применяемые при решении задач

Система итогового контроля

В ходе изучения данного курса студенты посещают лекции, участвуют в семинарах, где рассматриваются способы решения типовых задач и закрепляют свои знания и умения на контрольных работах и коллоквиумах.

Итоговая аттестация в семестре: экзамен в 1 семестре.

Вопросы к экзамену по общей химии

1. Законы сохранения в химии. Взаимосвязь массы и энергии. Стехиометрические законы.
2. Основные понятия химической термодинамики. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Закон Гесса и его следствия.
3. Закон Гесса как закон сохранения энергии применительно к химическим процессам, его следствия. Энтальпия образования простого и сложного вещества.
4. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры (энтальпийная и энтропийная составляющие процесса). Энергия Гиббса и самопроизвольные процессы.
5. Химическое равновесие. Гомогенное и гетерогенное равновесие. Принцип ЛеШателье. Константа равновесия.
6. Компонент. Фаза. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния воды и серы.
7. Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции. Условия, влияющие на скорость химической реакции (природа реагентов, концентрация реагентов, внешние условия проведения реакции и т.д.).
8. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).
9. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса.

10. Понятие о каталитических процессах Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ.
11. Общие сведения о растворах. Твердые, жидкие и газообразные растворы. Водные и неводные растворы. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы.
12. Дисперсные системы. Классификация. Золи. Строение мицеллы золя. Привести пример.
13. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия.
14. Осмос. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа.
15. Растворы электролитов. Теории кислот и оснований Аррениуса и Бренстеда-Лоури. Сильные и слабые электролиты (примеры). Степень и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита.
16. Автопротолиз воды (pH , температурная зависимость). Ионное произведение воды, pH растворов кислот, оснований, солей.
17. Сильные электролиты (примеры). Ионная сила, активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.
18. Гидролиз как пример протолитического равновесия, pH растворов солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой.
19. Буферные растворы. Механизм действия буферных растворов (на примере ацетатного буферного раствора).
20. Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием; слабой кислотой и сильным основанием. Степень и константа гидролиза.
21. Необратимый гидролиз. Примеры.
22. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
23. Окислительно-восстановительные реакции. Роль кислотности среды. Методы подбора коэффициентов (на примере взаимодействия $KMnO_4$ с восстановителем в кислой среде, в нейтральной среде, в щелочной среде).
24. Равновесие на границе металл-раствор. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. ЭДС гальванического элемента. Окислительно-восстановительный потенциал.
25. Электролиз. Прохождение электрического тока через растворы и расплавы.
26. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Современное содержание периодического закона. Строение периодической системы элементов.
27. Понятие об элементарных частицах, образующих атом. Атомное ядро. Состав ядра. Изотопы. Электронное строение атома, квантовые числа. Форма граничной поверхности для s -, p - и d -состояний.
28. Характеристика состояния электрона в атоме, атомные орбитали, квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней элементов 2 периода. Примеры.
29. Свойства атомов: радиус атома, эффективный заряд, ионизационный потенциал, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Закономерности изменения этих свойств в периодах и группах периодической системы Д.И. Менделеева.
30. Химическая связь. Ковалентная и ионная связь. Метод валентных связей для описания химической связи. Гибридизация орбиталей.
31. Химическая связь. Метод МО-ЛКАО. Общие принципы описания химической связи по методу МО (ЛКАО). Энергетическая диаграмма молекулы. (Строение молекулы B_2 по методу молекулярных орбиталей.)

32. Комплексные соединения. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Привести пример.
33. Химическая связь в комплексных соединениях, описание по методу валентных связей. Образование высокоспиновых и низкоспиновых комплексов

8. Ресурсное обеспечение

Перечень основной и дополнительной литературы

Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб. пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; Ред. А.И. Ерамков. - 28-е изд., перераб. и доп. - М.: Интегралл - Пресс, 2000. - 727 с.
2. Гузей Л.С. Общая химия: Учеб. для вузов/ Л.С. Гузей, В.Н. Кузнецов, А.С. Гузей; Ред. С.Ф. Дунаев. - М.: МГУ, 1999. - 332 с
3. Витинг Л.М. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов/ Л.М. Витинг, Л.А. Резницкий. - 2-е изд., перераб. и доп.. - М.: МГУ, 1995. - 219 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; Ред. В.А. Рабинович, Х.М. Рубина. - Изд. испр.. - М.: Интегралл - Пресс, 2004. - 240 с.
5. Практикум по общей химии: Учеб. пособие/ Ред. С.Ф. Дунаев; Московский государственный университет им. М.В. Ломоносова. - 4-е изд., испр. и доп.. - М: Изд-во МГУ, 2005. - 336 с.

Дополнительная литература

1. Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия». М., Высшая школа, 2009, 743 с.
2. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. М.: Мир, 2009, 673 с.
3. Ю. А. Барбалат, М. К. Беклемишев, А. Г. Борзенко, С. Г. Дмитриенко, А.И. Каменев, С.В. Мугинова, Е.А. Осипова, К.В. Осколок, А. Д. Смоленков, Е. Н. Шаповалова. Прикладной химический анализ: Практическое руководство. Под ред. Т.Н. Шеховцовой, О. А. Шпигуна, М. В. Попика.- М.: Изд-во МГУ, 2010. - 456 с.
4. Практикум по физической химии. Термодинамика учеб. пособие для студ. учреждений высш. проф. Образования (под ред. Е.П.Агеева, В.В.Лунина) - М. : Издательский центр "Академия", 2010. - 224 с.

Описание материально-технического обеспечения

Лекции по дисциплине проводятся в аудитории, оснащенной мультимедийным проектором, в аудитории имеются необходимые учебно-наглядные пособия – Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Лабораторные занятия проводятся в Лабораторном корпусе Филиала МГУ, оснащенных всем необходимым учебным лабораторным оборудованием и реактивами, в том числе:

- комплект учебного лабораторного оборудования, включающий в себя необходимое приборное и химическое обеспечение учебного процесса по общей и неорганической химии;
- лабораторная мебель: столы химические, шкафы вытяжные, тумбы подкатные, мойки и др.;
- прочее лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения учебного эксперимента: рН-метры, центрифуги, титровальные установки, стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы и др.;
- учебно-наглядные пособия: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

9. Соответствие результатов обучения по данному элементу ОПОП результатам освоения ОПОП указано в общей характеристике ОПОП.

10. Язык преподавания

Дисциплина читается на русском языке

11. Преподаватель

Доцент кафедры Географии океана Филиала МГУ в городе Севастополе, к.г.н. Елена Владимировна Ясенева.

12. Автор программы

Рабочая программа является авторской – Доцент кафедры Географии океана Филиала МГУ в городе Севастополе, к.г.н. Елена Владимировна Ясенева.

**ОФОРМЛЕНИЕ ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА
ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ И ИТОГОВОЙ АТТЕСТАЦИИ,
ПРОВОДИМОЙ В ФОРМЕ УСТНОГО ЭКЗАМЕНА**

Формат (в зависимости от количества вопросов, наличия или отсутствия задач и т.п.) А-5 или А-6

ФИЛИАЛ МОСКОВСКОГО ГОСУДАРСТВЕННОГО
УНИВЕРСИТЕТА имени М.В. ЛОМОНОСОВА в г. СЕВАСТОПОЛЕ

Направление **05.03.02 «ГЕОГРАФИЯ»**

Учебная дисциплина «Химия»

Семестр 1

**Экзаменационный билет
№ 1**

1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
2. Условия образования и растворения осадков. Необратимый гидролиз.
3. Диаграмма состояния воды. Кривая нагревания льда.

Утверждено на заседании кафедры,
протокол № ____ от «____» _____ 20__ г.

Зав. кафедрой _____

Преподаватель _____