МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
имени М.В. ЛОМОНОСОВА

ФАКУЛЬТЕТ ПОЧВОВЕДЕНИЯ

Утверждаю:
декан факультета почвоведения МГУ

_____С.А. Шоба
«21 » ___мая_____2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки: 06.03.02. «Почвоведение»

Автор-составитель:

Доц. Тюльков И.А., проф. Мешков Л.Л.

Рабочая программа дисциплины утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета почвоведения МГУ, протокол № _2__ от «_17__» ___мая__ 2018 г.

Председатель УМК _____ Рахлеева А.А.

Москва
2018 г.

1. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП ВО: базовая часть

2. Входные требования для освоения дисциплины (модуля), предварительные условия (если есть):

Изучение дисциплины «Общая химия» базируется на знании основной образовательной программы среднего общего образования по следующим предметам: химия, математика, физика.

3. Результаты обучения по дисциплине (модулю), соотнесенные с требуемыми компетенциями выпускников:

Компетенции выпускников, формируемые частично при реализации дисциплины (модуля):

Способность в контексте профессиональной деятельности использовать знания об основных понятиях, объектах изучения и методах естествознания (УК-5.Б)

Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю):

Студент должен знать основы теоретической химии, химии элементов и экологической химии, необходимые для успешного изучения смежных дисциплин, в том числе при рассмотрении химической сущности процессов, протекающих в почвах, а также развития базовых экспериментальных умений

4. Формат обучения: лекции, лабораторные занятия

5. Объем дисциплины (модуля) составляет 3 з.е., в том числе 90 академических часов, отведенных на контактную работу обучающихся с преподавателем, 18 академических часов на самостоятельную работу обучающихся.

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

№ п/п	Наименование разделов и тем	Трудоемкость (в академических часах) по формам занятий					Форма текущего контроля
		Контактная работа во взаимодействии с преподавателем (с разбивкой по формам и видам)				Самостоятельная работа	
		Лекции	Семинары	Лабораторная работа	Практические занятия		
	Раздел I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ	20					

1	Тема 1.1. Введение. Основные понятия и законы химии. Атомно-молекулярное учение	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №1. Контрольная работа №1. Коллоквиум №1.
2	Тема 1.2. Основы химической термодинамики.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №2. Контрольная работа №1. Коллоквиум №1.
3	Тема 1.3. Основы химической кинетики. Катализ.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №3. Контрольная работа №1. Коллоквиум №1.
4	Тема 1.4.Химические и фазовые равновесие	2		3		1	Контрольная работа №1. Коллоквиум №1.
5	Тема 1.5. Общие сведения о растворах. Коллигативные свойства растворов. Дисперсные системы.	2		3		1	Контрольная работа №2. Коллоквиум №2.

6	Тема 1.6. Растворы электролитов. Кислоты, основания и соли по Аррениусу. Кислоты, основания и амфолиты по Бренстеду. Протолитические равновесия. Автопротолиз. Понятие о ионной силе раствора и активности иона. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Равновесия в растворах растворимых электролитов. Буферные системы. Гидролиз катионов и анионов. Равновесие в системе «осадок электролита - раствор». Произведение растворимости.	4		6		2	Отчет о лабораторных работах №№ 4 и 5. Контрольная работа №2. Коллоквиум №2.
7	Тема 1.7. Окислительно-восстановительные процессы и основы электрохимии.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №6. Контрольная работа №2. Коллоквиум №2.
8	Тема 1.8. Строение атома. Периодический закон и периодическая система (ПС) элементов Д.И. Менделеева	2		3		1	Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
9	Тема 1.9. Химическая связь, межмолекулярные взаимодействия. Строение и свойства вещества	2		3		1	Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
	РАЗДЕЛ II. ОБЗОР ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ ВАЖНЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ	16					

10	Тема 2.1. Химия водорода и галогенов.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №7. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
11	Тема 2.2. Химия кислорода и серы.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №8. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
12	Тема 2.3. Химия азота и фосфора.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №8. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
13	Тема 2.4. Химия углерода и кремния.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №9. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
14	Тема 2.5. Химия бора и алюминия.	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №9. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
15	Тема 2.6. Обзор химии биогенных металлов 1 и 2 групп ПС.	2		3		1	Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
16	Тема 2.7. Комплексные (координационные) соединения	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №10. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.

17	Тема 2.8. Обзор химии биогенных переходные металлов	2		3		1	Отчет о лабораторной работе №10. Контрольная работа №3. Коллоквиум №3.
	Промежуточная аттестация						Экзамен
Итого:		36		54		18	108

Содержание дисциплины по разделам и темам:

Раздел I. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Тема 1.1. Введение. Основные понятия и законы химии. Атомно-молекулярное учение

Представление о дифференциации и интеграции естественных наук. Материя и движение. Химия — одна из фундаментальных наук о природе. Предмет и задачи химии. Химия и почвоведение. Роль химии как производительной силы общества. Химическое и сельскохозяйственное производства, проблема охраны биосферы и рационального природопользования.

Становление и развитие химии как науки. Основные понятия химии (атом, молекула, химический элемент, химическая символика, формула химического соединения, уравнение химической реакции, моль, молярная масса, число Авогадро, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса). Стехиометрические законы. Современное состояние атомно-молекулярной теории. Классификация веществ: простые, сложные; основные классы неорганических соединений. Нестехиометрические соединения. Дальтониды и бертоллиды. Фазовые состояния вещества. Понятие идеального газа. Газовые законы. Законы сохранения. Взаимосвязь массы и энергии. Классификаций химических реакций.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе №1 «Определение молярной массы неизвестного металла», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 1 и коллоквиуму № 1.

Тема 1.2. Основы химической термодинамики

Первый закон химической термодинамики. Типы термодинамических систем. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия. Энергетические эффекты химических реакций. Закон Гесса и его следствия. Стандартная энтальпия образования химических веществ. Стандартное состояние вещества. Термохимические уравнения. Второй закон термодинамики. Энтропия. Третий закон термодинамики. Энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов. Понятие о термодинамическая активность.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе №2 «Определение энтальпии нейтрализации», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 1 и коллоквиуму № 1.

Тема 1.3. Основы химической кинетики. Катализ

Скорость химической реакции. Классификация реакций в химической кинетике. Механизм химических реакций. Последовательные, параллельные, цепные, фотохимические реакции. Лимитирующая стадия. Кинетическое уравнение, порядок и молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Основной закон

химической кинетики (закон действия масс). Константа скорости химической реакции, ее физический смысл. Реакции первого порядка. Время полупревращения. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Представление о механизме катализа. Автокатализ. Ферментативный катализ. Ингибиторы химического процесса.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе №3 «Изучение кинетики разложения тиосерной кислоты», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 1 и коллоквиуму № 1.

Тема 1.4.Химические и фазовые равновесие

Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле Шателье, факторы, влияющие на смещение равновесия. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния. Правило фаз Гиббса.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 1 и коллоквиуму № 1.

Тема 1.5. Общие сведения о растворах. Коллигативные свойства растворов. Дисперсные системы

Дисперсные системы. Истинные и коллоидные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Основные понятия теории растворов. Общие свойства растворов. Идеальные и реальные растворы. Растворимость веществ. Энтальпия растворения. Способы выражения концентрации растворов. Понятия электролита и неэлектролита. Законы Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия. Диффузия в растворах. Явление осмоса. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Осмос в природе. Примеры очистки сточных вод от фенола вымораживанием, очистки сточных вод методом обратного осмоса.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 1 и коллоквиуму № 1.

Тема 1.6. Растворы электролитов.

Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Ионные равновесия в растворах электролитов. Активность и коэффициент активности иона. Ионная сила раствора. Термодинамическая константа равновесия.

Кислоты, основания и соли по Аррениусу. Кислоты, основания и амфолиты по Бренстеду и Лоури. Протолитические равновесия. Автопротолиз.

Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH). Методы определения pH. Кислотно-основные индикаторы.

Константа диссоциации и степень диссоциации слабого электролита. Кажущаяся степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Буферные системы (ацетатная, аммонийная, фосфатная). Буферная емкость. Расчет pH буферных систем. Карбонатный буфер Мирового океана. Буферные системы в почвах.

Гидролиз солей. Ионные уравнения реакций гидролиза по катиону и по аниону. Константа и степень гидролиза. Расчет pH растворов солей. Необратимый гидролиз.

Малорастворимые электролиты. Равновесие в системе «осадок—раствор». Произведение растворимости. Растворимость. Условия выпадения и растворения осадков. Влияние одноименного иона на растворимость.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе №4 «Свойства растворов электролитов. Химическое равновесие в растворах кислот и оснований. pH. Буферные растворы» и №5 «Свойства растворов электролитов. Гидролиз солей. Произведение растворимости», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 2 и коллоквиуму № 2.

Тема 1.7. Окислительно-восстановительные процессы и основы электрохимии.

Окислительное-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Методы подбора коэффициентов. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Влияние pH среды на величину стандартного электродного потенциала. Направление окислительно-восстановительных реакций. Электродвижущая сила, ее связь с энергией Гиббса.

Равновесие на границе металл-раствор. Электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений) металлов. ЭДС гальванического элемента. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Инертные и активные электроды. Потенциал разложения. Явление перенапряжения. Электрохимическая коррозия металлов, защита от коррозии. Химические источники электрического тока.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе №6 «Окислительно-восстановительные процессы», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 2 и коллоквиуму № 2.

Тема 1.8. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Строение атома. Характеристика элементарных частиц, составляющих атом. Состав атомного ядра. Радиоактивность. Изотопы. Стабильные и нестабильные изотопы. Виды радиоактивного излучения. Радиоактивный распад: α-распад, β-распад, примеры распада радона-222, иода-131, стронция-90. Уравнение Планка. Постулаты Бора. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение де Бройля. Уравнение Шредингера. Волновая функция. Квантовые числа. Атомные орбитали. Узловые поверхности. Форма граничных поверхностей *s-, p-, d-, f*-орбиталей. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского. Характеристики взаимодействующих атомов: орбитальный и эффективный радиусы, ионизационный потенциал, сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодический закон Д.И.Менделеева и периодическая система Д.М.Менедлеева. Графические формы периодической системы. Изменение свойств элементов в группах и периодах периодической системы Д.И.Менделеева.

Задание для самостоятельной работы: Выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 1.9. Химическая связь, межмолекулярные взаимодействия. Строение и свойства вещества

Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная) связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Типы перекрывания атомных орбиталей. Дипольный момент связи. Основные характеристики химической связи (длина, энергия, кратность, валентный угол). Метод электронных пар. Гибридизация атомных орбиталей и пространственная структура молекул. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Энергетические диаграммы. Магнитные свойства молекул, порядок связи. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Свойства веществ с

различным типом связи. Межмолекулярные взаимодействия. Агрегатные состояния вещества: твердое, жидкое, газообразное. Кристаллическое состояние. Атомные, ионные, молекулярные, металлические решетки. Аморфное состояние вещества.

Задание для самостоятельной работы: Выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

РАЗДЕЛ II. ОБЗОР ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ ВАЖНЕЙШИХ СОЕДИНЕНИЙ

Характеристика элементов включает: распространенность элементов и их соединений в природе, электронные конфигурации атома; возможные валентные состояния и степени окисления элемента в соединениях; формы простых веществ и основные типы соединений, их физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения; практическое значение и области применения соединений. При описании химических свойств соединений особое внимание уделяется кислотно-основным и окислительно-восстановительным свойствам соединений.

Тема 2.1. Химия водорода и галогенов

Водород – первый элемент таблицы Д.И.Менделеева. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. Получение H_2. Ион гидроксония. Применение водорода. Вода: строение молекулы; физические и химические свойства. Аномалия свойств воды. Роль воды в процессах, протекающих в почвах. Глобальный круговорот воды.

Общая характеристика элементов 17 группы. Нахождение в природе. Валентности и степени окисления. Фтор: получение и особенности химии фтора. Хлор, бром, йод: получение в лаборатории и промышленности, закономерности окислительно-восстановительных свойств, диспропорционирование в нейтральных и щелочных растворах. Галогеноводороды: получение и применение, закономерности изменения кислотных и восстановительных свойств. Галогениды металлов и неметаллов. Оксокислоты галогенов: получение и применение, закономерности изменения кислотных и окислительно-восстановительных свойств, строение анионов. Диспропорционирование солей.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе «Химия галогенов», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.2. Химия кислорода и серы

Общая характеристика элементов 16 группы. Нахождение в природе. Валентности и степени окисления. Кислород. Строение атома. Аллотропия. Получение кислорода и озона в лаборатории и промышленности. Роль озона в биосфере. Химические и физические свойства кислорода и озона. Оксиды, их классификация. Закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов в периодах и группах Периодической системы Д.И.Менделеева. Пероксиды, суперсоксиды, озониды. Пероксид водорода: строение молекулы, получение и применение, кислотные свойства. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода и пероксидов щелочных металлов. Пероксосоединения.

Сера. Сероводород, сульфаны. Строение молекул. Устойчивость водородных соединений. Сульфиды, полисульфиды: восстановительные и кислотные свойства. Оксиды и гидроксиды серы в степенях окисления (+4) и (+6): получение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Серная кислота. Полисерные кислоты. Олеум. Окислительная активность серной кислоты. Представление о тиосерных и политионовых кислотах и их солях. Тиосульфат натрия: получение и применение,

восстановительные свойства. Роль соединений серы в биосфере. Круговорот серы и факторы, влияющие на него.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.3. Химия азота и фосфора

Азот. Энергетическая диаграмма молекулы азота N_2. Химические свойства азота. Получение азота. Аммиак: получение, растворимость в воде, основные и восстановительные свойства. Свойства солей аммония. Аммиакаты. Аминокислоты. Анализ свойств производных азота со степенью окисления азота (-2) и (-1). Гидразин. Гидроксиламин. Соединения азота со степенью окисления (+3). Галогениды азота. Оксид азота (III): получение и свойства. Азотистая кислота и нитриты. Соединения азота со степенью окисления (+5). Азотная кислота: окислительные и кислотные свойства. Взаимодействие азотной кислоты с различными веществами в зависимости от ее концентрации, температуры и активности восстановителя. Нитраты: окислительные свойства и термическая устойчивость. Получение и свойства оксидов азота со степенью окисления (+1), (+2), (+4). Азотные удобрения.

Фосфор. Аллотропия фосфора. Степени окисления. Получение и свойства фосфора. Характеристика соединений фосфора в степени окисления (–3). Фосфиды, фосфин, соли фосфония. Фосфорноватистая кислота, гипофосфиты: получение, восстановительные свойства. Соединения фосфора со степенью окисления (+3). Галогениды и оксид фосфора (+3): получение, их взаимодействие с водой. Кислотные свойства фосфористой кислоты H_3PO_3. Восстановительная активность фосфористой кислоты и фосфитов. Соединения со степенью окисления (+5). Галогениды фосфора (V). Структура и свойства оксокислот фосфора (V). Ортофосфорная кислота H_3PO_4. Полифосфорные кислоты. Фосфаты. Гидрофосфаты. Дигидрофосфаты. Фосфорные удобрения.

Круговороты азота и фосфора в природе и факторы, влияющие на них.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе «Химия элементов 16 и 15 группы», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.4. Химия углерода и кремния.

Углерод. Аллотропия углерода. Способность углерода образовывать длинные цепи и циклы. Соединения с отрицательной степенью окисления. Метан. Карбиды. Соединения углерода (+4). Глобальный круговорот углекислого газа. Свойства диоксида углерода. Угольная кислота и ее соли. Соединения углерода с азотом и с серой. Получение и свойства оксида углерода (+2).

Кремний. Распространенность в природе и роль соединений кремния. Получение и свойства силанов. Оксид кремния (IV) и кремниевые кислоты. Свойства кремниевых кислот. Силикаты.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.5. Химия бора и алюминия.

Бор как диагональный аналог кремния. Физические и химические свойства бора. Характеристика производных бора. Оксид бора. Борная кислота. Бороводороды. Бориды. Бура.

Алюминий: получение и свойства. Оксид и гидроксид алюминия: получение, кислотно-основные свойства. Влияние кислотных дождей на геохимическую подвижность алюминия в почвах и водоемах.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе «Химия элементов 14 и 13 группы», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.6. Обзор химии биогенных металлов 1 и 2 групп ПС.

Щелочные металлы: получение и свойства оксидов, гидроксидов, пероксидов и озонидов натрия и калия. Термическая устойчивость и растворимость солей натрия и калия. Особенности химии солей лития.

Магний. Получение. Восстановительная активность магния. Оксид, гидроксид и соли магния. Кальций. Гашеная и негашеная известь. Пероксиды щелочноземельных металлов. Характеристика солей кальция. Временная и постоянная жесткость воды, способы ее устранения.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.7. Комплексные (координационные) соединения

Комплексные соединения. Комплексная частица, комплексообразователь, лиганд, координационное число. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Применение метода электронных пар к описанию химической связи в комплексных соединениях. Изомерия комплексных соединений. Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений. Равновесия в растворах комплексных соединений. Образование и разрушение комплексных частиц в растворах.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

Тема 2.8. Обзор химии биогенных переходные металлов

Краткая характеристика, химические свойства хрома, марганца, железа, кобальта, никеля, меди, цинка. Разнообразие степеней окисления. Физические и химические свойства важнейших соединений *d*-элементов. Оксиды и гидроксиды металлов с различными степенями окисления: получение, кислотно-основные и окислительные свойства. Переходные элементы как комплексообразователи. Природные соединения. Проблемы загрязнения природных объектов тяжелыми металлами. Миграция тяжелых металлов.

Задание для самостоятельной работы: Подготовка к лабораторному занятию по материалам лекций и учебной литературы, подготовка к лабораторной работе «Химия комплексных соединений и переходных металлов», выполнение домашних задач и упражнений, подготовка к аудиторной контрольной работе № 3 и коллоквиуму № 3.

7. Фонд оценочных средств (ФОС) для оценивания результатов обучения по дисциплине (модулю)

7.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля.

Текущий контроль освоения рабочей программы дисциплины «Общая химия» осуществляется посредством проверки домашних заданий, и отчётов по лабораторным

работам, а также трех контрольных работ и трех коллоквиумов, проводимых после завершения изучения нескольких тем программы.

Демонстрационный вариант контрольной работы №1

1. Вычислите ω(H_2SO_4) в её 2М растворе с плотностью 1,12 г/мл.
2. Вычислите молярную массу эквивалента трехвалентного металла, если его оксид содержит 47,06% кислорода. Запишите формулу оксида.
3. Сколько теплоты поглотится при взаимодействии водяного пара с 3 г графита по реакции: $H_2O_{(г)} + C_{(гр)} = CO_{(г)} + H_{2(г)}$?
4. При 5^0C реакция заканчивается за 1 мин 15 с, а при 85^0C – за 3 с. Вычислите E_a.
5. В реакции $2NO_2 \rightleftarrows 2NO + O_2$ равновесные концентрации [NO] = 0,8; [NO_2] =1,2 и [O_2] = 0,4 моль/л. Вычислите исходную C_{NO2} и константу равновесия.
6. Возможен ли при стандартных условиях процесс:
$NH_4Cl_{(к)} + NaOH_{(к)} = NH_{3(г)} + NaCl_{(к)} + H_2O_{(ж)}$?

Демонстрационный вариант контрольной работы №2

1. Рассчитайте осмотическое давление раствора при 23°С в 2 л которого содержится 0,2 моль неэлектролита.
2. Вычислите концентрацию ионов Н+ в водном растворе, если рОН = 10,3.
3. Напишите уравнения гидролиза а) нитрата алюминия, б) сульфида натрия. Укажите среду растворов указанных солей, выведите формулу и вычислите константу гидролиза сульфид-ионов по первой ступени.
4. Рассчитайте, выпадет ли осадок при сливании 300 мл 0,001 М нитрата серебра и 200 мл 0,005 М карбоната натрия.
5. Методом ионно-электронного баланса составьте ионно-молекулярные уравнения следующих процессов, протекающих в водной среде:

А) $MnO_4^- + SO_3^{2-} + H_2O = MnO_2 +$

В) $Cr_2O_7^{2-} + H_2S + H^+ = S +$

6. Вычислите разности стандартных электродных потенциалов и константу равновесия реакции В) из предыдущего задания. Запишите выражение для константы равновесия реакции.
7. Вычислите разность потенциалов гальванического элемента,

(–) Mg | $MgSO_4$(р.) || $Pb(NO_3)_2$(р.) | Pb (+)

если электроды погружены в 0,1 М растворы соответствующих солей. Напишите уравнения электродных реакций. Запишите уравнение протекающей в нем реакции. Какой металл будет растворяться в каждом случае?

Демонстрационный вариант контрольной работы №3

1. Составьте электронные конфигурации атомов с номерами 29 и 33.
2. Постройте энергетические диаграммы МО и определите порядок связи в молекулах и ионах N_2, NO^+, BN.
3. Какой тип изомерии иллюстрирует следующая пара комплексных соединений:

$[Pt(NH_3)_4Cl_2]Br_2$ и $[Pt(NH_3)_4Br_2]Cl_2$?

4. Рассчитайте концентрацию всех частиц в 0,02 М растворе $K_2[Zn(CN)_4]$, содержащем 0,01 моль/л KCN.
5. Используя метод электронных пар, предскажите геометрическое строение следующих комплексных ионов: $[CoCl_4]^{2-}$, $[Ni(CN)_4]^{2-}$; $[CuCl_2]^-$. Укажите заряд комплексной частицы, комплексообразователь, его степень окисления, координационное число и лиганды. Назовите эти частицы.

6. Напишите уравнения реакций, образующих цепочку превращений, и укажите условия протекания каждой из реакций

а) $Ba(ClO_4)_2 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow Ba(ClO_3)_2 \rightarrow HClO_3$;

б) $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow NaNO_2 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow O_2$;

Примерные вопросы для коллоквиума №1

1. Сформулируйте закон сохранения массы.
2. Переведите 725 мм рт.ст. в кПа и в атм.
3. Закон Гесса. Какими следствиями из закона Гесса пользуются для вычисления энтальпий реакций. Проиллюстрируйте примерами.
4. От каких факторов и почему зависит скорость химической реакции (примеры).
5. Сформулируйте принципе Ле Шпателе. Что означает смещение химического равновесия?

Примерные вопросы для коллоквиума №2

1. Дайте определение идеального раствора.
2. От каких факторов и как зависит константа диссоциации, константа гидролиза, произведение растворимости, ионное произведение воды.
3. Изменится ли значение pH чистой воды при нагревании с 22 до 50ºС? Если изменится, то как. Ответ обоснуйте.
4. Предложите состав буферной смеси, поддерживающей pH около 4,5.
5. Дайте определение насыщенного раствора.
6. Сформулируйте условие выпадение осадка.
7. От каких факторов и каким образом зависит электродный потенциал процесса?

Примерные вопросы для коллоквиума №3

1. Дайте определение атомной орбитали.
2. Что такое граничная поверхность орбитали?
3. Какое перекрывание орбителей называется неэффективным?
4. Установите тип гибридизации центрального атома в молекуле PCl_3.
5. Типы изомерии комплексных соединений.
6. Перечислите лиганды сильного поля.
7. Дайте общую характеристику элементов и их соединений указанной группы или периода (обязательны примеры из практикума)

7.2. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения промежуточной аттестации:

Демонстрационный вариант экзаменационного билета

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ М.В.ЛОМОНОСОВА

Химический факультет Кафедра общей химии

Направление 06.03.02 Почвоведение 20__/20__ учебный год

Дисциплина Общая химия Семестр 1

Факультет почвоведения Курс 1

Экзаменационный билет № 1

1.

Константа скорости химической реакции (ее физический смысл). Реакции первого порядка. Время полупревращения.

2.

Оксид и гидроксид алюминия: получение, кислотно-основные свойства. Влияние кислотных дождей на геохимическую подвижность алюминия в почвах и водоемах.

3.

Вычислите $K_г$, h и pH 0.15 М сульфита натрия, если $K_дI(H_2SO_3) = 1{,}4\cdot10^{-2}$, $K_дII(H_2SO_3) = 6{,}3\cdot10^{-8}$.

Лектор _____ (Тюльков И.А.) Заведующий кафедрой _____ (Дунаев С.Ф.)

---

8. Ресурсное обеспечение:

А. Основная литература – с выделением подразделов.

1. Общая химия. Под редакцией профессора С.Ф.Дунаева. Издание 2-е исправленное / Г. Жмурко, Е. Казакова, В. Кузнецов и др. — Издательский центр Академия Москва, 2012. — С. 505
2. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии / С. Ф. Дунаев, Г. П. Жмурко, Е. Г. Кабанова и др. — Книжный дом "Университет" Москва, 2016. — С. 374
3. Практикум по общей химии: Учеб. пособие для студентов вузов / Под ред. С.Ф. Дунаева. – Учебник. – 4-е изд., перераб. и доп. – (Классический университетский учебник) — Изд – во МГУ Москва, 2005. — С. 336.
4. Витинг Л., Резницкий Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие. – 3-е изд. — Изд – во Моск. ун – та М, 1995. — С. 221
5. Батаева Е.В. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. учреждений высш. проф. образования / Е.В. Батаева, А.А. Буданова; под ред. С.Ф. Дунаева. – М.: Издательский центр «Академия», 2010. – 160 с.
6. Вводная работа к практическим занятиям по общей химии: учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. – М., 2015. – 14 с.

Б. Дополнительная литература – с выделением подразделов.

1. Зайцев О. С. Химия. Учебник. — Юрайт Москва, 2015. — С. 469
2. Зайцев О. С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач. Учебное пособие для академического бакалавриата. — Юрайт Москва, 2015. — С. 202.
3. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2001. – 743 с.

В. Программное обеспечение и Интернет-ресурсы.

Учебно-методические материалы по дисциплине «Химия» представлены на сайте

Химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова (http://www.chem.msu.ru) в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей».

Дополнительная информация по теме «Координационные соединения» представлена в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей» под заголовком «Биологический факультет», подраздел «Комплексные соединения в процессах дыхания живых существ».

Видеоматериалы демонстрационного эксперимента представлены в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей» под заголовком «Факультет биоинженерии и биоинформатики», подраздел «Учебные видеоматериалы».

Система тестирования в системе дистанционного обучения по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для самоконтроля знаний студентов представлена на сайте Химического факультета МГУ имени М.В.Ломоносова (http://www.chem.msu.ru) в разделе «Кафедра общей химии», подраздел «Учебные материалы для нехимических специальностей» под заголовком «Факультет биоинженерии и биоинформатики», подраздел «Учебные видеоматериалы», подраздел «Программа сетевых контрольных мероприятий».

Лекции проводятся в аудиториях химического факультета МГУ, лабораторные занятия – в лабораториях практикума общей химии.
Лекционная аудитория химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова оснащена таблицей «Периодическая система элементов Д.И. Менделеева», мультимедийным проектором, ноутбуком, экраном, оборудованием для проведения демонстрационного эксперимента; лаборатории практикума кафедры общей химии химического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова оборудованы лабораторной мебелью, измерительными приборами, персональными компьютерами и укомплектованы химической посудой и реактивами.
Иные материалы. Самостоятельная работа студентов обеспечивается доступом к учебной литературе, сети «Интернет» и компьютерным базам данных.

9. Язык преподавания: русский

Рабочая программа дисциплины (модуля) разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по направлению подготовки «Почвоведение» программы бакалавриата, магистратуры, реализуемых последовательно по схеме интегрированной подготовки в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.