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

УТВЕРЖДЕНО
на 2021-2022 учебный год
Методическим советом Филиала
Протокол № 8 от «31» 08 2021 г.
Заместитель директора по учебной работе
Заведующий кафедрой

УТВЕРЖДАЮ
Директор
Филиала МГУ в г.Севастополе
_____ О.А. Шпырко
«10» июня 2020 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины :

ХИМИЯ

Уровень высшего образования:
бакалавриат

Направление подготовки:
05.03.02 «География»

Профиль ОПОП:
общий

Форма обучения:
очная

Рабочая программа рассмотрена
на заседании кафедры геоэкологии и природопользования
протокол № 7 от 25 мая 2020г.
Руководитель образовательной программы
05.03.02 «География»
_____ (Е.С.Каширина)
(подпись)

Рабочая программа одобрена
Методическим советом
Филиала МГУ в г.Севастополе
Протокол № 6 от 10 июня 2020г.
_____ (А.В. Мартынкин)
(подпись)

Севастополь, 2020

Рабочая программа дисциплины 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» в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.

Год приема на обучение -2020.

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 6
5. Объем дисциплины 6
6. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий 6
6.1. Содержание разделов дисциплины 8
8. Ресурсное обеспечение 17
9. Язык преподавания 18
10. Преподаватель 18
11. Автор программы 18

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:

- дать представление об основах строения атома, причинах образования молекул, существования веществ в различных состояниях
- познакомить студентов со строением и предсказательными возможностями Периодической таблицы Менделеева
- познакомить с природой химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов, кинетического и термодинамического подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации;
- изучить важнейшие свойства неорганических соединений и закономерностей их изменения в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе;
- познакомить студентов с диаграммами состояния веществ и термодинамическими функциями;
- научить определять термодинамическую возможность протекания различных химических процессов;
- применять современное программное обеспечение для обработки экспериментальных данных и проведения теоретических расчетов.

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:

– ***иметь*** представление: об основных принципах и законах химической термодинамики; о фазовых равновесиях в одно- и многокомпонентных системах; о свойствах растворов; о химической кинетике и катализе; об электрохимических процессах;

– ***знать:*** основные законы физической химии в их математической, графической и словесной формулировках, какими теоретическими и экспериментальными методами эти законы получены; основы химической термодинамики и кинетики в закрытых и открытых системах, теории фазовых равновесий и молекулярной спектроскопии; основные закономерности протекания химических и физико-химических процессов в системах различной компонентности, природу химических взаимодействий и реакционной способности соединений, основы физхимии гомогенных, гетерогенных систем;

– ***уметь:*** проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем и параметров физико-химических процессов;

– **анализировать процессы**: происходящие при фазовых превращениях в системах с различным числом компонентов; электрохимические равновесия; кинетические закономерности химических процессов;

– **проводить расчеты**: термодинамических характеристик веществ; констант равновесия и равновесного состава химических реакций; характеристик фазовых равновесий (включая построение и анализ фазовых диаграмм); молекулярных констант по электрическим, магнитным и оптическим свойствам веществ; констант и скоростей химических процессов; электрической проводимости растворов электролитов; ЭДС гальванических элементов;

– **овладеть навыками**: применения основных экспериментальных методов исследования физико-химических свойств веществ, а также теоретических законов физической химии к решению практических вопросов химической технологии.

Совокупность указанных представлений, знаний, умений и навыков отражает вышеприведенные требования государственных образовательных стандартов.

Для успешного освоения дисциплины студент должен

знать:

- важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие;

- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, Периодический закон;

- основные теории химии: химической связи, электролитической диссоциации;

- важнейшие вещества и материалы: основные металлы и сплавы; серная, соляная, азотная и уксусная кислоты; щелочи, аммиак, минеральные удобрения, метан.

уметь:

– выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования;

– называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре; определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель; характеризовать: элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;

– объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов:

– выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ;

– проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах; проводить критический анализ достоверности химической информации, поступающей из разных источников.

владеть:

– навыками поиска (в том числе с использованием информационных систем и баз данных) и критического анализа информации по тематике проводимых исследований;

– навыками представления и продвижения результатов интеллектуальной деятельности;

– подходами к объяснению химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;

– методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

– способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;

– методами приготовления растворов заданной концентрации.

4. Формат обучения: контактный

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			
		Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем) Виды контактной работы, часы			Самостоятельная работа обучающегося, 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. Менделеева. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Стехиометрия.	12	2	2	**4**	2
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. Произведение 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	**Введение** **Тема 1. Атомно-молекулярное учение** Основные понятия химии. Атом, молекула, химический элемент. Простое и сложное вещество. Моль – мера количества вещества. Основные стехиометрические законы, их современная трактовка. Применимость стехиометрических законов к веществам с молекулярной и немолекулярной структурой. Понятие эквивалента в химии. Закон эквивалентов. **Тема 2. Строение атома** Развитие представлений о сложной структуре атома. Модели атома Резерфорда, Бора. Основы квантово-механической модели строения атома. Квантовый характер энергетических изменений электрона в атоме. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Вероятностный характер положения электрона в атоме. Принцип неопределенности Гейзенберг. Понятие волновой функции. Уравнение Шредингера. Электронное строение атома водорода. Понятие атомной орбитали. Способы представления электронной плотности в атоме водорода. Радиальное распределение электронной плотности около ядра атома водорода в основном и возбужденном состояниях. Характеристика состояния электрона в атоме набором квантовых чисел. Принципы построения электронных оболочек многоэлектронных атомов. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Энергетическая диаграмма уровней, подуровней, атомных орбиталей в многоэлектронных атомах.	4
3, 4	**Тема 3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева** Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура и форма периодической системы. Связь электронного строения атома элемента с его положением в периоде, группе, подгруппе, семействе. Электронные аналоги элементов. Периодичность в изменении свойств атомов элементов. Радиусы атомов и ионов, и их изменение по периодам и группам. Орбитальные и эффективные радиусы. Ковалентные и ван-дер-ваальсовые, металлические и ионные радиусы. Ионизационные потенциалы. Сродство к электрону. Факторы, определяющие их величину. Понятие электроотрицательности. Шкала Полинга. Изменение химических свойств простых и сложных веществ как результат периодичности электронных структур атомов. **Тема 4. Химическая связь** Модель возникновения и природа химической связи. Квантово-механические методы трактовки химической связи. Метод валентных связей (ВС). Насыщаемость ковалентной связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентных связей. Направленность ковалентных связей. Современное понятие валентности. Валентность с позиций теории ВС. Валентность *s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементов. Ковалентность, коорди-	2

	национное число, степень окисления атомов в соединениях. Характеристики химической связи: энергия, длина, валентные углы, кратность, полярность, дипольный момент. Гибридизация. Простейшие виды гибридизации: *sp*, *sp*2, *sp*3, *sp*3*d*,*sp*3*d*2. Гибридизация с участием не поделенных электронных пар. Метод молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие орбитали. Энергетические диаграммы. Принципы построения энергетических диаграмм двухатомных гомо- и гетеронуклеарных молекул, образованных элементами второго периода периодической системы. Ионная связь, свойства ионной связи. Образование ионной кристаллической решетки как результат ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи. Поляризация, поляризуемость, поляризующее действие ионов. Влияние поляризации на свойства вещества. Металлическая связь. Зонная теория. Проводники, полупроводники, диэлектрики. Межмолекулярное взаимодействие. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия, их относительный вклад в зависимости от свойств молекул. Водородная связь. Природа и особенности водородной связи. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Комплексные соединения. Основные понятия: комплексообразователь, лиганды, координационное число, внешняя и внутренняя сферы комплексного соединения. Номенклатура, классы, изомерия комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединения с позиций методов ВС и МО. Теория кристаллического поля. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона.	
5	**Тема 5. Энергетика химических процессов** Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Стандартное состояние вещества и стандартные условия. Стандартная энтальпия образования вещества. Изменение энтальпии в ходе химического превращения. Влияние температуры на величину изменения энтальпии реакции. Понятие энтропии как меры термодинамической вероятности состояния системы. Второй закон термодинамики. Стандартная энтропия образования вещества. Влияние температуры на величину энтропии. Изменение энтропии системы при фазовых превращениях и при протекании химических реакций. Энергия Гиббса – критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытой системе ($p = const$). Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Изменение энергии Гиббса и направление протекания химической реакции. Роль энтальпийного, энтропийного факторов и температуры в оценке возможности протекания химических реакций при различных температурах.	2
6	**Тема 6. Химическая кинетика** Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие средней и истинной скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость. Закон действующих масс. Понятие константы скорости химиче-	2

	ской реакции. Кинетическое уравнение. Многостадийные реакции. Понятие элементарной стадии сложной реакции. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Уравнение Аррениуса. Теории активных соударений и активированного комплекса. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Каталитические яды. Ингибиторы.	
7	**Тема 7. Химическое равновесие** 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.	2
8, 9	**Тема 8. Растворы** Классификация растворов. Истинные и коллоидные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Теории растворов. Сольваты и гидраты. Кристаллосольваты и кристаллогидраты. Растворимость веществ и факторы, влияющие на нее. Способы выражения концентрации растворов. Понятие об идеальном растворе. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос, осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа. Законы Рауля, Генри. Криоскопия и эбулиоскопия. Растворы электролитов. Отклонение растворов электролитов от законов Рауля, Генри и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации. Механизм электролитической диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Степень диссоциации и факторы, влияющие на нее. Сильные и слабые электролиты. Применение закона действующих масс к равновесиям в растворах электролитов. Константа диссоциации и факторы, влияющие на ее величину. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Электролитическая диссоциация воды. Влияние температуры надиссоциацию воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель(pH) растворов. Труднорастворимые электролиты. Равновесие труднорастворимый электролит–насыщенный раствор. Произведение растворимости. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Перевод труднорастворимых осадков в растворимое состояние. Влияние pH раствора на образование труднорастворимого вещества. Гидролиз солей. Механизм гидролиза. Гидролиз солей по катиону и аниону. Влияние природы, заряда и радиуса ионов на их гидролизуемость. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Степень и константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры и pH среды на степень гидролиза. Окислительно-восстановительные процессы в растворах. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных	4

	реакций. Ионно-молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительный потенциал. Ряд напряжений металлов. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста.	

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 лекционном 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 опережающегося чтения», т.е. предварительного прочтения лекционного материала, содержащегося в учебных пособиях, закладывающего базу для более глубокого восприятия лекции. Работа над лекционным материалом включаем дна особых этапа: конспектирование лекций и последующую работу над лекционным материалом. Методика работы при конспектировании устных выступлений значительно отличается от методики работы при конспектировании письменных источником. 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 мольная 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. Способы выражения концентрации растворов (массовая и мольная доли, молярная и моляльные концентрации.)
2. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.
3. Энергетические эффекты химических реакций. Виды энергетических эффектов химических реакций. Факторы, влияющие на энергетический эффект химической реакции (природа и количество веществ - участников реакции). Термохимические уравнения. Теплота и энтальпия: химической реакции, образования вещества, химической связи, сгорания, фазового перехода. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса и следствия из него.
4. Понятие энтропии. Энтропия вещества, как функция термодинамической вероятности. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов. Факторы, влияющие на изменение энтропии в ходе химической реакции.
5. Изобарный потенциал реакции (свободная энергия Гиббса). Критерий самопроизвольности реакций.
6. Скорость химической реакции (средняя и истинная). Методы наблюдения и измерения скорости. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность. Экспериментальное определение порядка реакции по одному из веществ и общего. Факторы, влияющие на скорость химической реакции (природа веществ, концентрация, температура). Энергия активации. Экспериментальное определение энергии активации. Катализ (гомогенный, гетерогенный). Автокатализ.
7. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье. Кинетическое обоснование принципа Ле Шателье.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2

1. Растворы электролитов. Расчет ионной силы и коэффициента активности. Расчет pH сильных кислот и оснований.
2. Расчет констант, степеней диссоциации и pH слабых кислот и оснований.

3. Расчет pH буферных растворов.
4. Расчет произведения растворимости через растворимость и наоборот. Расчет возможности образования и растворения осадка.
5. Запись уравнения гидролиза в сокращенном ионном и молекулярном виде по всем возможным ступеням. Расчет константы, степени гидролиза и pH раствора соли.

КОЛЛОКВИУМ № 2

1. Растворы. Определение раствора. Механизмы растворения. Растворимость и факторы на нее влияющие: природа растворителя и растворяемого вещества (агрегатное состояние, полярность), температура, давление, состав раствора (наличие одноименного иона).
2. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля (понижение давления пара над раствором). Эбуллиоскопия, криоскопия, осмотическое давление.
3. Растворы сильных и слабых электролитов. Протолитические равновесия. Кислоты, основания амфолиты по Бренстеду. Степень диссоциации и факторы на нее влияющие (природа электролита, концентрация, состав раствора). Ионная сила раствора. Активность, коэффициент активности.
4. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа и степень диссоциации слабых электролитов, pH. Буферные растворы. Буферная емкость. Гидролиз солей, константа и степень гидролиза. Равновесие осадок-раствор, ПР. Константа устойчивости и нестойкости комплексного иона.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3

1. Окислительно-восстановительные процессы. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях электронно-ионным методом.
2. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (E^o). Расчет ЭДС, K_p и АО° реакций.
3. E^o как функция АО° 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 газово-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 давление 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. Изменение энтальпии и энтропии в химической реакции. Закон Гесса.
2. Последовательные и параллельные реакции. Лимитирующая стадия.
3. Водород и его соединения.
4. Предсказание возможности прохождения химической реакции /термодинамический и кинетический аспекты/.
5. Гидролиз. Среда растворов солей.
6. Экологически чистые окислители.
7. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
8. Амфотерные электролиты.
9. Сера и ее соединения.
10. Диаграмма состояния воды.
11. Основные положения электронного строения атома. ...
12. Железо и его соединения.
13. Скорость химической реакции. Средняя и истинная скорости реакции.
14. Состав ядра атома. Распространенность ядер в природе.
15. Важнейшие окислители.
16. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
17. Энтальпия, энтропия и изобарный потенциал реакции.
18. Важнейшие восстановители.

19. Порядок и молекулярность химической реакции.
20. Природа и виды химической связи.
21. Галогены.
22. Реакции первого порядка. Период полупаспада.
23. Периодический закон Д.И. Менделеева. Предсказательная функция периодической системы.
24. Вода. Аномальные свойства воды и их причина.
25. Зависимость скорости реакции от температуры.
26. Водородная связь.
27. Кремний и ег
28. Энергия и энтропия активации. Основное уравнение химической кинетики.
29. Методы определения атомних масс элементов
30. Алюминий и его соединения.
31. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.
32. Кислотные дожди. Причины и последствия.
33. Константы нестойкости, расчет концентрации ионов в растворе комплексной соли.
34. Последовательные и параллельные реакции. Лимитирующая стадия. Энергии активации стадий и их влияние на количества образующихся веществ.
35. Расчет термодинамических характеристик реакций по константам равновесия при различных температурах.
36. Сероводород.
37. Гетерогенные реакции. Равновесие, скорость.
38. Принципы построения диаграмм распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням.
39. Комплексные соединения. Координационные числа, лиганды, номенклатура.
40. Окислительно-восстановительные реакции. Эдс, изобарный потенциал и константа равновесия.
41. Расчет энергии активации реакции по значениям константы скорости при различных температурах.
42. Комплексные соединения. Теория кристаллического поля.
43. Электродные реакции и электродные потенциалы. Стандартные гальваническом элемента.
44. Реакции первого порядка. Период полупревращения.
45. Графит и алмаз. Аллотропия.,
46. Концентрационный гальванический элемент.
47. Химический аспект разложения загрязнений природных вод /термодинамика и кинетика/.
48. Магнитные свойства комплексного иона в зависимости от силы поля лигандов.
49. Электродный потенциал и эдс окислительно-восстановительной реакции при нестандартных условиях. Формула Нернста.
50. Периодический закон Д.И. Менделеева. Предсказательная функция периодической системы.
51. Кислород и его соединения. Озон. Аллотропия.
52. Эдс, изобарный потенциал и константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
53. Периоды, группы и подгруппы периодической системы. Их связь с электронным строением атома. Общий характер изменения свойств элементов по группам и периодам.
54. Фосфор и его соединения. Среда растворов фосфатов натрия.
55. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Методы изучения растворов /давление пара, эбуллиоскопия, криоскопия, осмотическое давление/.
56. Основные положения электронного строения атома.
57. Обзор химии элементров четвертой группы.

58. Состав ядра атома. Изотопы. Распространенность ядер атомов в природе.
59. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия.
60. Обзор химии элементов пятой группы.
61. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Закон Гесса.
62. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Влияние ионной силы на растворимость.
63. Обзор химии элементов шестой группы.
64. Диссоциация воды. Водородный показатель.
65. Общие представления о природе и образовании химической связи.
66. Обзор химии элементов пятой группы.
67. Предсказание возможности прохождения химического процесса /термодинамический и кинетический аспекты/.
68. Водородный показатель раствора. Среда растворов сильных кислот и оснований. Влияние ионной силы раствора.
69. Обзор химии элементов первой группы.
70. Теория сильных электролитов.
71. Донорно-акцепторная связь.
72. Обзор химии элементов второй группы.
73. Ионная сила раствора и активность иона.
74. Расчет энергии активации реакции по значениям константы скорости /или времени прохождения/ реакции при различных температурах.
75. Обзор химии элементов третьей группы.
76. Буферные растворы.
77. Электронное строение атома и валентность.
78. Обзор химии элементов второго периода.
79. Определение возможности прохождения окислительно-восстановительной реакции /термодинамический и кинетический аспекты/.
80. Природа и виды химической связи.
81. Обзор химии элементов шестой группы.
82. Условия образования и растворения осадков. Необратимый гидролиз.
83. Основное уравнение химической кинетики. Катализ.
84. Обзор химии переходных элементов.
85. Расчет термодинамических характеристик процесса растворения по значениям растворимости /или произведения растворимости/ при различных температурах.
86. Последовательные и параллельные реакции. Лимитирующая стадия, ее энергия активации и ее влияние на количество образующегося вещества.
87. Обзор химии элементов шестой группы.
88. Предсказание возможности прохождения химического процесса /термодинамический и кинетический аспекты/.
89. Расчет pH растворов слабых кислот и оснований.
90. Обзор химии элементов седьмой группы.
91. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химической реакции. Закон Гесса.
92. Условия образования и растворения осадков.
93. Обзор химии элементов четвертой группы.
94. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Порядок и молекулярность реакции.
95. Понятие об энтропии веществ. Изменение энтропии в химической реакции. Энтропия вещества в различном фазовом состоянии.
96. Сернистый газ и сероводород.
97. Диаграмма состояния воды. Кривая нагревания льда.
98. Основное уравнение химической кинетики. Катализ.
99. Экологически чистые окислители.

100.Правило фаз Гиббса и его применение на примере диаграммы состояния воды.
101.Последовательные и параллельные реакции.
102.Графит и углерод. Химическая связь и кристаллическая структура.

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. Общая химия: Учеб. для вузов/ Ред. Е.М. Соколовская, Ред. Л.С. Гузей. - 2-е изд., перераб. и доп.. - М.: МГУ, 1989. - 640 с.
5. 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.
6. 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 неогранической 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: pH-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.

Приложение 1

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 Е.И. Игнатов

Преподаватель Е.В. Ясенева