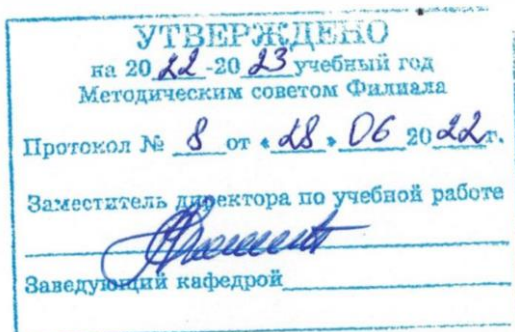


Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
филиал МГУ в г. Севастополе
факультет естественных наук
кафедра геоэкологии и природопользования



УТВЕРЖДАЮ

Директор
Филиала МГУ в г. Севастополе
О.А. Шпырко
2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ


Наименование дисциплины :
ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ


Уровень высшего образования:
бакалавриат

Направление подготовки:
03.03.02 «Физика»

Профиль ОПОП:
общий

Форма обучения:
очная

Рабочая программа рассмотрена
на заседании кафедры геоэкологии и
природопользования
протокол № 7 от 27 мая 2019г.
Заведующий кафедрой

(подпись) (Е.И.Игнатов)

Рабочая программа одобрена
Методическим советом
Филиала МГУ в г.Севастополе
Протокол № 6 от 28 июня 2019г.

(подпись) (А.В. Мартынкин)

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 **03.03.02 Физика** в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.

Год (годы) приема на обучение 2017

курс – **3**
семестр – **6**
зачетных единиц **3** кредита
академических часов **68**, в т.ч.:

лекций – **34** часов
семинарских занятий – **34** часов

Формы промежуточной аттестации
нет

Форма итоговой аттестации:
Зачет в 6 семестре.

Содержание

Введение	4
1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО	4
2. Входные требования для освоения дисциплины	4
3. Результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с требуемыми компетенциями выпускников	5
4. Формат 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. Структура дисциплины (модуля) по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и виды учебных занятий	6
6.2. Содержание разделов дисциплины	7
7. Фонд оценочных средств для оценивания результатов обучения по дисциплине	9
8. Ресурсное обеспечение	15
9. Соответствие результатов обучения по данному элементу ОПОП результатам освоения ОПОП указано в общей характеристике ОПОП	16
10. Язык преподавания	16
11. Преподаватель	16
12. Автор программы	16

Введение

Курс физической химии рассчитан на один семестр. Программный материал дается на лекциях, семинарах, и, самое главное, прорабатывается в ходе самостоятельной работы. От того, насколько студент сумеет правильно подготовиться к лекциям и семинарам, будет зависеть итоговый результат.

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

В ней излагаются фундаментальные основы учения о направленности и закономерностях протекания химических процессов и фазовых превращений, сведения об экспериментальных и теоретических методах исследования, базируясь на которых становится возможным дать количественное описание процессов, сопровождающихся изменением физического состояния и химического состава в системах различной сложности.

Физическая химия рассматривает общие закономерности химических превращений на основе физических процессов, происходящих с микрочастицами (атомами, молекулами, ионами, наночастицами) и сопровождающих их энергетических эффектов. При этом широко используются теоретические представления, экспериментальные методы, логический и математический аппарат физики. Отсюда вытекает возможность математического описания, расчета и предсказания протекания процессов (например, возможность количественно рассчитать энергетический эффект процесса, скорость реакции, предел протекания реакции до установления равновесия и пр.).

Лекции по курсу «Физическая химия» читаются студентам 3 курса физического факультета как дисциплина общей профессиональной подготовки. Теоретический курс заканчивается дифференцированным зачетом (с оценкой).

1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплина «Физическая химия» входит в модуль «Современное естествознание» блока общенаучной подготовки базовой части ОПОП ВО по направлению «Физика».

Основная цель курса – дать базовые сведения по физической химии, необходимые для изучения специальных дисциплин. Курс «Физическая химия» базируется на курсах квантовой механики, термодинамики.

Задачи изучения дисциплины:

1. Дать представление об основах строения атома, причинах образования молекул, существования веществ в различных состояниях.
2. Познакомить студентов со строением и предсказательными возможностями Периодической таблицы Менделеева
3. Познакомить студентов с диаграммами состояния веществ и термодинамическими функциями. Научить определять термодинамическую возможность протекания различных химических процессов.
4. Показать влияние химической кинетики, механизмов химических реакций, присутствия катализаторов на скорости взаимодействия веществ.
5. Дать представление базовые сведения по основам квантовой химии, химической термодинамики, химической кинетики.
6. Показать практическую важность изучения реакций в водной фазе, влияния концентрации ионов водорода на равновесные процессы.

2. Входные требования для освоения дисциплины

Физическая химия принадлежит к числу общенаучных учебных дисциплин и является одной из основополагающих дисциплин в цикле естественнонаучной подготовки физиков.

Дисциплина изучается в 6 семестре. Курс физической химии использует фундаментальные законы физики и химии, в нем широко применяется математический аппарат. По этой причине курс физической химии требует **предварительной подготовки студентов** по таким дисциплинам как физика (агрегатные состояния вещества, молекулярно-кинетическая

теория газов, начала термодинамики, электростатика, основы квантовой и волновой механики, основы спектроскопии и др.) и математика (дифференциальное и интегральное исчисления, дифференциальные уравнения, ряды, элементы теории вероятности и др.).

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

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

согласно ОС МГУ

УК-4.Б:

Способность осуществлять письменную и устную коммуникацию на государственном языке Российской Федерации в процессе академического и профессионального взаимодействия с учетом культурного контекста общения на основе современных коммуникативных технологий (УК-4.Б)

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.

4. Формат обучения

Дисциплина реализуется из аудиторного объяснения лекционного материала, семинаров и практических занятий в Лабораторном корпусе

5. Объем дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины:

зачетных единиц – 2

академических часов – 68 ч.

лекций – 34 ч.

семинарских занятий – 34 ч.

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

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

Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины (модуля), Форма промежуточной аттестации по дисциплине (модулю)	Всего (часы)	В том числе			
		Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем) Виды контактной работы, часы			Самостоятельная работа обучающегося, часы <i>(виды самостоятельной работы – эссе, реферат, контрольная работа и пр. – указываются при необходимости)</i>
		Занятия лекционного типа*	Занятия семинарского типа*	Всего	
Введение в Физическую химию					
Введение в дисциплину	4	2		2	2
Тема 1. Химическая термодинамика	10	6		6	4
Тема 2. Химическое равновесие	14	4	6	10	4
Тема 3. Основы учения о строении вещества, свойства идеальных газов	11	4	2	6	5
Тема 4. Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов	16	4	6	10	6
Тема 5. Химическая кинетика и катализ	16	4	6	10	6

Тема 6. Электрохимические системы	16	4	6	10	6
Заключение	13		6	6	7
Промежуточная аттестация (указывается форма проведения)	зачет				4 (количество часов, отведенных на промежуточную аттестацию)
Итого	108			64	

6.2. Содержание разделов дисциплины

А. План лекций

№ п/п	Номер занятия	Наименование темы и содержание лекции	Кол - во часов
1	1	Введение в дисциплину 1. Предмет и содержание физической химии. Ее основные разделы. 2. Методы физической химии: термодинамический, статистический и квантово-механический. 3. Философские основы физической химии. 4. Роль российских ученых в развитии физической химии.	2
2	2, 3, 4	Тема 1. Химическая термодинамика Первый закон термодинамики. Предмет химической термодинамики, основные понятия и определения. Приложение 1 закона т/д к простейшей системе (идеальный газ). Анализ обратимых процессов (изотермический, изохорический, изобарический и адиабатический) Расчет работы и теплоты в различных процессах и циклах. Термохимия. Применение 1 закона т/д к системам, в которых протекают химические реакции. Правило Гесса как следствие 1 закона т/д. Основные законы термохимии. Тепловой эффект реакции. Уравнения Кирхгофа Второй закон термодинамики. Вводные концепции и предпосылки принципа рассеивания энергии. Самопроизвольный и не самопроизвольный процесс. Постулаты второго начала термодинамики. Цикл Карно. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Приведенная теплота, некомпенсированная теплота. Изменение энтропии систем, в которых протекают необратимые процессы. Свойства энтропии как функции состояния. Основные соотношения термодинамики в дифференциальной форме для $S = f(T, V, \xi)$ и $S = f(T, P, \xi)$. Статистический характер энтропии. Соотношение Л. Больцмана. Энтропия смешения. Тепловая теорема Нернста и ее следствия. Постулат Планка. Способы расчета абсолютных значений энтропии вещества. Изменение энтро-	6

		пии химических реакций. Применение второго закона к изотермическим системам.	
3	5, 6	<p>Тема 2. Химическое равновесие</p> <p>Условие химического равновесия. Закон действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции. Расчет равновесия гомогенных и гетерогенных химических реакций. Диссоциация твердых солей. Комбинирование равновесий. Экспериментальные методы определения константы равновесия. Изохора и изобара реакции. Расчет константы равновесия.</p> <p>Гетерогенное равновесие</p> <p>Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Кривые давления пара. Условия фазового равновесия. Правило фаз. Однокомпонентные системы и их диаграммы состояния.</p>	4
4	7, 8	<p>Тема 3. Основы учения о строении вещества, свойства идеальных газов</p> <p>Идеальные растворы. Типы растворов. Способы выражения концентрации. Парциальные мольные величины. Термодинамические соотношения для парциальных мольных величин. Способы расчета. Идеальные растворы. Газовые растворы. Свободная энергия и энтропия при образовании газовых растворов. Летучесть. Выражение для химического потенциала компонентов газового раствора. Равновесие: жидкий раствор-насыщенный пар, законы Рауля</p>	4
5	9, 10	<p>Тема 4. Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов</p> <p>Отклонения от закона Рауля и их причины. Активность компонентов раствора, способы расчета и определения. Равновесие раствор - насыщенный пар. Равновесие жидкость - жидкость. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Критическая температура. Давление и состав пара над расслаивающимися растворами. Перегонка с водяным паром.</p>	4
6	11, 12	<p>Тема 5. Химическая кинетика и катализ</p> <p>Скорость реакции. Закон действующих масс и кинетические уравнения реакций. Молекулярность и порядок реакции. Константы скорости реакций нулевого, первого, второго, n-го порядков, кинетические уравнения для них. Период полупревращения. Способы определения порядка реакции. Сложные реакции: двухсторонние (обратимые), параллельные, последовательные, сопряженные (работы Н.А.Шилова). Стадийное протекание реакций. Метод квазистационарных концентраций. Механизм мономолекулярных реакций, протекание их по 1-му и 2-му порядкам.</p> <p>Зависимость скорости реакции от температуры, уравнение Аррениуса. Энергия активации.</p>	4
7	13, 14	<p>Тема 6. Электрохимические системы</p> <p>Равновесия в растворах электролитов (лекции 2 ч,</p>	4

		<p>практические занятия 2 ч)</p> <p>Общая характеристика растворов электролитов. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический и осмотический коэффициенты. Влияние растворителей на диссоциацию. Сольватация. Строение растворов сильных электролитов. Основы электростатической теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Вычисление коэффициентов активности. Ионные и средние ионные коэффициенты активности.</p> <p>Равновесия в растворах электролитов. Термодинамические и практические константы равновесия (константы диссоциации, гидролиза, ионное произведение воды, произведение растворимости); влияние ионной силы.</p>	
8	15, 16	Заключение	4

Б. План практических занятий

№ п/п	Номер и вид занятия	Наименование темы и содержание занятия	Количество часов
1.	Занятие 1	Введение. Техника безопасности. Стехиометрия. Определение молярной массы металла	6
2.	Занятие 2	Растворы. Титрование. Приготовление растворов заданной концентрации	6
3.	Занятие 3	Определение концентраций растворов методом кислотно-основного титрования	6
4.	Занятие 4	Кинетика химических реакций. - . Определение энергии активации реакции окисления иодида калия пероксидом водорода в кислой среде. Исследование кинетики реакции окисления иодида калия пероксидом водорода в кислой среде	6
5.	Занятие 5	Гидролиз солей	6
6.	Занятие 6	Свойства малорастворимых соединений. Растворимость фосфатов	4

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

Перечень контрольных вопросов и заданий для самостоятельной работы **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. Способы выражения концентрации растворов (массовая и молярная 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 ЛеШателье. Кинетическое обоснование принципа ЛеШателье.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 2

1. Растворы электролитов. Расчет ионной силы и коэффициента активности. Расчет рН сильных кислот и оснований.
2. Расчет констант, степеней диссоциации и рН слабых кислот и оснований.
3. Расчет рН 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 рН 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, рН. 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°). Расчет ЭДС, $K_{\text{р}}$ АО° реакций.
3. E° 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 газовой-твердых средах) и электронно-ионных схем для реакций протекающих в водных растворах. Зависимость продуктов окислительно-восстановительных реакций от рН 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 (модулю)				
Оценка	2	3	4	5
РО и соответствующие виды оценочных средств				
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

Критерии оценки контрольной работы:

Зачтено ставится при:

- достаточно полном раскрытии содержания вопроса (приводится современное состояние изученности вопроса, как в современной литературе, так и в зарубежных источниках),
- всестороннем анализе различных литературных источников на поставленный вопрос,
- наличии аргументированных выводов в конце каждой темы,
- изложении материала в логической последовательности.

Но в ответе могут иметься

- негрубые ошибки или неточности,
- затруднения в использовании практического материала.

Не зачтено ставится при

- изложении ответов на вопросы «поверхностно»,
- отсутствии списка использованной литературы,
- отсутствии ответов на все представленные вопросы,

- полном скачивании ответов из сети Internet.

Оценочные средства для промежуточной аттестации

В ходе изучения данного курса студенты посещают лекции, участвуют в семинарах, где рассматриваются способы решения типовых задач.

Вопросы к зачету по физической 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 ЛеШателье.
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 полураспада.
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 его соединения.
28. Энергия и энтропия активации. Основное уравнение химической кинетики.
29. Методы определения атомных 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 гальванические элементы.
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 эдсокислительно-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 элементов четвертой группы.
58. Состав ядра атома. Изотопы. Распространенность ядер атомов в природе.
59. Принцип ЛеШателье. 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

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.: Интеграл - 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.: Интеграл - 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.: Высш. Шк., 2003, 743 с.
2. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неограниченной химии. М.: Мир, 1979, 673 с.
3. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. Л.: Химия, 1989, 784 с.

4. Полинг Л., Полинг П. Химия. М.: Мир, 1978, 682 с.
5. Угай Я.А. Общая химия. М. ВШ. 1984. 440 с.
6. Полторак О.М. Термодинамика в физической химии. М. ВШ. 1991. 319 с.
7. Эвери Г. Основы кинетики и механизмы химических реакций. М.: Мир, 1978. 214 с.
8. Эммануэль Н.М., Кнорре Д.Г. Курс физической кинетики. М. ВШ. 1984. 463 с.
9. Люпис К. Химическая термодинамика материалов. Пер. с англ. М.: Metallurgia, 1989. 503 с.
10. Крестовников А.Н., Вигдорович В.Н. Химическая термодинамика. Metallurgia, 1973. 256 с.
11. Яцимирский К.Б., Яцимирский В.К. Химическая связь. Киев. В.Ш. 1975, 404 с.
12. Ландау Л.Д., Лифшиц Е.М. Квантовая механика.
13. Ландау Л.Д., Лифшиц Е.М. Статистическая физика.
14. Ландау Л.Д., Лифшиц Е.М. Физическая кинетика.
15. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия, 1983, 704 с.
16. Физическая химия, п/ред. Б.П. Никольского. Л.: Химия, 1987, 880 с.

Описание материально-технического обеспечения

В процессе освоения дисциплины используются следующие образовательные технологии, способы и методы формирования компетенций: традиционные и интерактивные лекции, семинары и коллоквиумы, выполнение расчетных работ, составление карт, схем, таблиц, написание рефератов, подготовка докладов-презентаций, подготовка аналитических докладов, интерактивные практические занятия с использованием технических средств обучения, интерактивная работа в малых группах, письменная контрольная работа, состоящая из расчетов математических моделей. Поощряется сопровождение самостоятельной исследовательской работы презентацией материалов с использованием компьютерной техники.

Материально-техническое обеспечение – лекционная аудитория, оборудованная доской, калькуляторы, лабораторный корпус.

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