

АННОТАЦИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

«Физическая химия»

Дисциплина «Физическая химия» является частью программы специалитета «Химическая технология полимерных композиций, порохов и твердых ракетных топлив (СУОС)» по направлению «18.05.01 Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий».

Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – ознакомление студентов с основами физической химии как современной фундаментальной науки, являющейся теоретической базой процессов производства энергонасыщенных материалов; формирование осознанной необходимости знаний законов и методов физической химии при решении проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности. В процессе изучения данной дисциплины студент осваивает следующие компетенции: – способность самостоятельно применять методы и средства познания, обучения и самоконтроля для приобретения новых знаний и умений, в том числе в новых областях, непосредственно не связанных со сферой деятельности, к развитию своих социальных и профессиональных компетенций; – способность на научной основе организовывать свой труд, самостоятельно оценивать результаты своей деятельности, владеть навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований; – способность планировать и проводить необходимый эксперимент, корректно обрабатывать его результаты и анализировать полученные результаты.

1.2 Задачи дисциплины: • изучение закономерностей протекания химических процессов с точки зрения направления, полноты, скорости и механизма; гетерогенных взаимодействий, некоторых физико-химических методов анализа (термический анализ); • формирование умения выполнять расчеты тепловых эффектов, полноты протекания процессов в различной области температур; • формирование умения анализировать фазовые равновесия на основе диаграмм состояния; • формирование умения описывать кинетику протекания химических процессов; • формирование навыков работы на современном оборудовании и приборах при решении практических задач..

Изучаемые объекты дисциплины

• основные методы физической химии; • законы термодинамики и кинетики; • химические процессы, гомогенные и гетерогенные взаимодействия; • химические и фазовые равновесия..

Объем и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	Распределение по семестрам в часах	
		Номер семестра	
		3	4
1. Проведение учебных занятий (включая проведение текущего контроля успеваемости) в форме:	144	72	72
1.1. Контактная аудиторная работа, из них:			
- лекции (Л)	52	34	18
- лабораторные работы (ЛР)	70	36	34
- практические занятия, семинары и (или) другие виды занятий семинарского типа (ПЗ)	18		18
- контроль самостоятельной работы (КСР)	4	2	2
- контрольная работа			
1.2. Самостоятельная работа студентов (СРС)	144	72	72
2. Промежуточная аттестация			
Экзамен	72	36	36
Дифференцированный зачет			
Зачет			
Курсовой проект (КП)			
Курсовая работа (КР)			
Общая трудоемкость дисциплины	360	180	180

Краткое содержание дисциплины

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
3-й семестр				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
Раздел 2. Раздел 2. Химическое равновесие	6	8	0	20
Тема 3. Равновесие в гомогенных и гетерогенных системах Термодинамическое условие равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия гомогенной химической реакции. Выражение констант равновесия через равновесные парциальные давления, концентрации, мольные доли. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции. Расчет равновесного состава при протекании одной или нескольких химических реакций в идеально-газовой системе. Равновесие в реальных системах. Особенности химического равновесия в растворах. Летучесть, активность, коэффициент активности. Методы расчета летучести. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Константа равновесия гетерогенной реакции. Особенности выражения константы равновесия для гетерогенной реакции.				
Модуль 1. Химическая термодинамика и химическое равновесие Раздел 1. Химическая термодинамика	12	12	0	20
Тема 1. Первый закон термодинамики. Термохимические расчеты Основные понятия и определения химической термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота, работа. Формулировки и уравнения первого закона термодинамики. Закон Гесса, следствия из закона Гесса. Термохимия. Теплоемкость. Расчеты тепловых эффектов химических реакций, теплоты агрегатных превращений при различных температурах. Зависимость тепловых эффектов процессов от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа. Тема 2. Второй и третий законы термодинамики. Определение направления процессов Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Термодинамическое равновесие. Формулировки второго закона				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия. Применение энтропии как критерия равновесия и направления процессов в изолированной системе. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Физический смысл этих величин. Применение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в качестве критериев направленности процессов и равновесия в неизолированных системах. Фугитивность. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Тепловая теорема Нернста. Абсолютная энтропия вещества. Вычисление абсолютных стандартных величин энтропии веществ из термодинамических данных. Термодинамика многокомпонентных систем. Химический потенциал компонента в смеси. Общее условие равновесия в многокомпонентной системе.				
Модуль 2. Термодинамика растворов. Фазовые равновесия Раздел 3. Термодинамические свойства растворов	6	4	0	12
Тема 4. Термодинамические свойства растворов Парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема. Расчет парциальных мольных величин. Тепловые эффекты при растворении. Идеальные, предельно разбавленные и неидеальные растворы. Зависимость равновесных свойств растворов (давление пара компонента над раствором, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения, растворимость твердых веществ) от химического потенциала и других парциальных мольных величин. Положительные и отрицательные отклонения от законов идеальных растворов. Методы определения активности компонентов раствора.				
Введение	1	0	0	0
Основные понятия, термины и определения. Предмет и задачи дисциплины.				
Раздел 4. Фазовые равновесия	9	12	0	20
Тема 5. Фазовое равновесие в однокомпонентных системах				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
<p>Основные понятия: фаза, число независимых компонентов, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Условие равновесия компонента в двух фазах гетерогенной системы. Однокомпонентные гетерогенные системы. Общие представления о диаграммах состояния однокомпонентных систем на примерах диаграмм состояния воды и серы. Связь между температурой и давлением при фазовом переходе. Вывод и анализ уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем.</p> <p>Тема 6. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах</p> <p>Растворы летучих жидкостей. Соотношение между составом раствора и составом пара, равновесного с раствором. Законы Коновалова. Азеотропы. Диаграммы состояния раствор ? пар в координатах: общее давление, состав, температура кипения, состав, состав раствора, состав пара. Правило рычага.</p> <p>Равновесие твердое – жидкость в бинарных системах. Физико-химический анализ. Термический анализ. Диаграммы плавкости с эвтектикой, химическими соединениями и твердыми растворами.</p> <p>Равновесия жидкость – жидкость. Ограниченная растворимость двух жидкостей. Распределение компонента в системе несмешивающихся жидкостей, закон распределения. Экстракция.</p>				
ИТОГО по 3-му семестру	34	36	0	72
4-й семестр				
Раздел 8. Термодинамика электрохимических процессов	2	4	2	19
<p>Тема 13. Гальванические элементы</p> <p>Термодинамика электрохимического элемента. Равновесный и стандартный электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Типы электродов: обратимые относительно катионов и анионов, газовые, окислительно-восстановительные. Химические цепи. Концентрационные цепи с переносом и без переноса. Электродвижущая сила электрохимического элемента. Методы измерения ЭДС. Зависимость ЭДС от температуры.</p>				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
Модуль 3. Кинетика химических реакций. Катализ Раздел 5. Кинетика гомогенных реакций	8	16	8	30
Тема 7. Формальная кинетика Скорость химической реакции. Понятия и определения. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости реакции. Молекулярность и порядок реакции. Кинетические уравнения необратимых реакций нулевого, первого, второго и третьего порядков. Период полупревращения. Способы определения порядка реакции. Кинетические уравнения обратимых, параллельных и последовательных реакций. Метод стационарных концентраций. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Тема 8. Теории химической кинетики Теория активных столкновений. Применение теории активных столкновений к мономолекулярным реакциям. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Теория абсолютных скоростей реакций. Энтальпия и энтропия активации. Тема 9. Кинетика цепных и фотохимических реакций Основные понятия кинетики цепных реакций. Особенности и классификация цепных реакций. Основы теории цепных реакций. Горение и взрыв. Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии. Квантовый выход. Типы фотохимических реакций. Радиационно-химические реакции.				
Модуль 4. Основы электрохимии. Раздел 7. Равновесия в растворах электролитов	4	6	4	10
Тема 12. Теории растворов электролитов. Электропроводность Основные положения электростатической теории сильных электролитов. Активность электролитов. Средний коэффициент активности сильного электролита. Транспортные свойства растворов электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности, зависимость электропроводности от концентрации раствора для сильных и слабых электролитов. Уравнение Кольрауша. Закон разведения Оствальда. Подвижность и числа переноса				

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
ионов. Методы измерения электропроводности. Кондуктометрия.				
Раздел 6. Кинетика гетерогенных реакций. Катализ	4	8	4	13
Тема 10. Кинетика гетерогенных реакций Характерные особенности протекания гетерогенных реакций. Диффузионная, кинетическая и переходная области протекания. Диффузионная кинетика: законы Фика, кинетика диффузии при стационарном и нестационарном состоянии диффузионного потока. Коэффициент диффузии. Кинетическая область протекания гетерогенных реакций: кинетика разложения минералов. Топохимические реакции, особенности протекания, уравнение Ерофеева-Колмогорова. Смешанная кинетика: реакции, протекающие на границе твердое тело-жидкость и газ-жидкость. Тема 11. Каталитические процессы Катализ: определение и классификация, общие характерные особенности. Гомогенный катализ. Кинетические уравнения гомогенно-каталитических реакций. Активация гомогенно-каталитических реакций. Гетерогенный катализ. Свойства гетерогенных катализаторов. Активация гетерогенно-каталитических реакций. Оценка активности катализаторов. Теории гетерогенного катализа: промежуточных соединений, мультиплетная, активных ансамблей. Ферментативный катализ.				
ИТОГО по 4-му семестру	18	34	18	72
ИТОГО по дисциплине	52	70	18	144