

АННОТАЦИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

«Физическая химия»

Дисциплина «Физическая химия» является частью программы бакалавриата «Биотехнология (общий профиль, СУОС)» по направлению «19.03.01 Биотехнология».

Цели и задачи дисциплины

Цель дисциплины – ознакомление студентов с основами физической химии как современной фундаментальной науки, являющейся теоретической базой биотехнологических процессов; формирование осознанной необходимости применения знаний законов, методов физической химии при решении проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности. 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

Предметом освоения дисциплины являются следующие объекты: • 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	90	54
1.1. Контактная аудиторная работа, из них:			
- лекции (Л)	54	36	18
- лабораторные работы (ЛР)	68	34	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)	108	54	54
2. Промежуточная аттестация			
Экзамен	72	36	36
Дифференцированный зачет			
Зачет			
Курсовой проект (КП)			
Курсовая работа (КР)			
Общая трудоемкость дисциплины	324	180	144

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				
Введение.	1	0	0	0
Сведения о предмете и его основных задачах. Определение физической химии как науки, связь с другими разделами химии. Эволюция взглядов ученых о целях и задачах физической химии как науки. Периодизация истории и краткая характеристика основных разделов физической химии и методов исследования.				

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. Применение законов термодинамики к химическим процессам.	11	8	6	18
Тема 4. Химическое равновесие, термодинамическая теория химического сродства. Закон действующих масс. Константа равновесия гомогенной химической реакции. Выражение констант равновесия через парциальные давления, концентрации, мольные доли. Влияние давления и добавок индифферентных газов на равновесный состав смеси. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Тема 5. Равновесие в гетерогенных системах. Константа равновесия гетерогенной реакции. Особенности выражения константы равновесия для гетерогенной реакции. Расчет равновесного состава реакционной смеси в идеальных и в реальных гетерогенных реакциях. Тема 6. Влияние внешних факторов на химическое равновесие. 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.				
Раздел 4. Гетерогенные равновесия.	9	10	4	12
Тема 8. Гетерогенные равновесия. Основные понятия и определения: фаза, составная часть смеси, число компонентов, термодинам				

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>ическая степень свободы. Правило фаз Гиббса. Общие представления о диаграммах состояния. Применение правила фаз для анализа однокомпонентных систем. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Диаграммы состояния воды и серы. Условия термодинамического равновесия между фазами. Связь между температурой и давлением при фазовом переходе. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Зависимость давления насыщенного пара жидкости и твердого тела от температуры. Фазовые переходы второго рода. Тема 9. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах. 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. Равновесие твердое-жидкость в бинарных системах. Физико-химический анализ. Диаграммы плавкости с эвтектикой, химическими соединениями и твердыми растворами. Равновесия жидкость-жидкость. Ограниченная растворимость двух жидкостей. Распределение компонента в системе несмешивающихся жидкостей. Экстракция.</p>				
Модуль 2. Термодинамика растворов. Фазовы	3	4	2	4

Наименование разделов дисциплины с кратким содержанием	Объем аудиторных занятий по видам в часах			Объем внеаудиторных занятий по видам в часах
	Л	ЛР	ПЗ	СРС
е равновесия. Раздел 3. Термодинамические свойства растворов.				
Тема 7. 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.				
Модуль 1. Основы химической термодинамики Раздел 1. Основы химической термодинамики, начала термодинамики.	12	12	6	20
Тема 1. Основы химической термодинамики, начала термодинамики. Первый закон термодинамики. Основные понятия и определения химической термодинамики. Теплота и работа - формы передачи энергии. Внутренняя энергия системы. Формулировки уравнения первого закона термодинамики. Термодинамические функции. Теплота процесса при постоянном объеме и постоянном давлении. Энтальпия. Закон Гесса. Тепловой эффект процесса. Способы вычисления тепловых эффектов химических реакций: по				

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>теплотам образования и сгорания, метод комбинирования реакций.</p> <p>Стандартные состояния веществ. Таблицы теплот образования из простых веществ и сгорания соединений в стандартных условиях.</p> <p>Теплоемкость истинная и средняя. Зависимость теплоемкости от температуры. Расчет средней теплоемкости по данным для истинной. Связь между C_P и C_V. Зависимость теплового эффекта от температуры. Уравнение Кирхгоффа.</p> <p>Тема 2. Второй закон термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Термодинамическое равновесие. Превращение теплоты в работу. Принцип адиабатической недостижимости. Энтропия. Формулировки и уравнения второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Изменение энтропии в различных процессах. Изменение энтропии в изолированной системе как критерий направления процесса.</p> <p>Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца - критерии направления процесса и равновесия в неизолированных системах. Характеристические функции. Зависимость энергии Гиббса от температуры. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Термодинамические характеристики химической реакции. Методы расчета изменения стандартной свободной энергии Гиббса.</p> <p>Тема 3. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Тепловая теорема Нернста. Абсолютная энтропия вещества. Вычисление абсолютных стандартных величин энтропии веществ</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
из термодинамических данных. Термодинамика многокомпонентных систем. Химический потенциал компонента в смеси. Общее условие равновесия в многокомпонентной системе.				
ИТОГО по 3-му семестру	36	34	18	54
4-й семестр				
Раздел 8. Гальванические элементы. Термодинамическая теория ЭДС.	2	8	0	14
Тема 18. Гальванические элементы. Гальванические элементы. Скачки потенциалов на границах фаз. Уравнение Нернста. Термодинамическая теория ЭДС. Электродвижущая сила гальванического элемента. Методы измерения ЭДС. Зависимость ЭДС от температуры. Типы электродов: обратимые относительно катионов и анионов, газовые, окислительно-восстановительные. Тема 19. Элементы кинетики электрохимических реакций. Элементы кинетики электрохимических реакций. Области протекания электродных процессов. Перенапряжение. Предельный диффузионный ток. Уравнение Тафеля.				
Модуль 3. Кинетика химических реакций. Катализ. Раздел 5. Гомогенная кинетика.	6	4	0	13
Тема 10. 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 полуреакции. Способы определения порядка реакции. Кинетические уравнения обратимых, параллельных и				

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>последовательных реакций. Метод стационарных концентраций. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.</p> <p>Тема 11. Теории химической кинетики. Теория активных соударений. Выражение для константы скорости. Применение теории к мономолекулярным реакциям. Теория переходного состояния. Теория активированного комплекса, расчет скорости. Энтальпия и энтропия активации.</p> <p>Тема 12. Кинетика сложных гомогенных реакций фотохимических и цепных реакций. Реакции в растворах, фотохимические и цепные реакции. Роль растворителя. Применение теории переходного состояния к реакциям в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Влияние ионной силы на скорость реакций в растворах. Сопряженные реакции. Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии. Квантовый выход. Типы фотохимических реакций. Цепные реакции. Особенности и классификация. Критические явления. "Полуостров воспламенения".</p>				
<p>Модуль 4. Основы электрохимии. Раздел 7. Равновесия в растворах электролитов.</p>	4	8	0	11
<p>Тема 16. Электропроводность. Транспортные свойства растворов. Электропроводность растворов. Методы измерения электропроводности. Удельная и эквивалентная электропроводность, зависимость электропроводности от концентрации раствора. Закон разведения Оствальда.</p> <p>Тема 17. Равновесия в растворах электролитов.</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
<p>Основные положения теории сильных электролитов.</p> <p>Электропроводность растворов сильных электролитов, эффекты релаксационного и электрофоретического торможения движения ионов.</p> <p>Закон независимости ионного движения. Числа переноса ионов. Уравнение Кольрауша.</p> <p>Равновесия в растворах электролитов.</p>				
Раздел 6. Кинетика гетерогенных процессов.	6	14	0	16
<p>Тема 13. Диффузионная кинетика.</p> <p>Характерные особенности протекания гетерогенных процессов. Диффузионная, кинетическая и переходная области протекания. Диффузионная кинетика: законы Фика, кинетика диффузии при стационарном и нестационарном состоянии диффузионного потока. Коэффициент диффузии.</p> <p>Тема 14. Смешанная кинетика.</p> <p>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.</p> <p>Тема 15. Каталитические процессы.</p> <p>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 катализ</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
а: промежуточных соединений, мультиплетная, активных ансамблей. Ферментативный катализ.				
ИТОГО по 4-му семестру	18	34	0	54
ИТОГО по дисциплине	54	68	18	108