

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»
(ВлГУ)



А.А. Панфилов
12 сентября 2016 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Физическая химия

Направление подготовки – 18.03.01 – Химическая технология

Профиль подготовки Технология и переработка полимеров

Уровень высшего образования: бакалавриат

Форма обучения – очная

Семестр	Трудоём- кость зач. ед. (час.)	Лекций, час.	Практич. занятий, час.	Лаборат. работ, час.	СРС, час.	Форма промежуточного контроля (экс./зачёт)
3	5 (180)	36	-	36	72	Экзамен (36)
4	2 (72)	18	-	36	18	Зачёт с оц.
Итого	7 (252)	54	-	72	90	1 зач. с оц., 1 экс. (36)

Владимир, 2016

Handwritten signature

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью освоения дисциплины «Физическая химия» является ознакомление студентов с современным состоянием химической науки в её части, касающейся основ строения вещества, основ химической термодинамики, термохимии, учения о химическом равновесии, основных закономерностей химической кинетики.

Задачи курса. Знание основных понятий и законов химии, как одной из основополагающих естественнонаучных дисциплин, стало в настоящее время базисом для изучения многих практически важных высоких технологий, в том числе – нанотехнологий. Кроме овладения основами теории химической связи, представлениями о физико-химических системах и законами термодинамики, имеется необходимость более тесного знакомства с конкретными приложениями их в термохимии, расчётах химических равновесий, термодинамическом анализе химических систем. Отдельной важнейшей задачей является изучение основ химической кинетики и овладение методикой расчётов скоростей химических реакций. От студента требуется не только усвоение общих идей и принципов теории, но и их активное применение, приложение к актуальным задачам химии, химической технологии и многих высоких технологий, таких как нанотехнологии.

В программе на основе изложения основ химической термодинамики и кинетики и общих вопросов электрохимии рассмотрены вопросы их практического применения для термохимических и кинетических расчётов, а также расчётов химических равновесий.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Физическая химия» изучается в вариативной части учебного плана.

Перечень дисциплин, необходимых для успешного изучения дисциплины «Физическая химия».

1. Математика.
2. Физика.
3. Общая и неорганическая химия.
4. Органическая химия.

Освоение дисциплины «Физическая химия» необходимо как предшествующее для изучения следующих дисциплин:

1. Коллоидная химия.
2. Процессы и аппараты химической технологии.
3. Общая химическая технология
4. Моделирование химико-технологических процессов.
5. Химия и физика полимеров.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие компетенции:

готовность использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизмов химических процессов, протекающих в окружающем мире (ОПК-3).

В результате освоения данной дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

1) Знать:

- Основы современных представлений о строении молекул (ОПК-3).
- Основные законы химической термодинамики (ОПК-3).
- Учение о химическом равновесии (ОПК-3).
- Основные законы химической кинетики (ОПК-3).

2) Уметь:

- Пользоваться основными термохимическими уравнениями и проводить соответствующие вычисления (ОПК-3).
- Рассчитывать химические равновесия и определять направление обратимой химической реакции (ОПК-3).
- Рассчитывать скорость химической реакции в данных условиях (ОПК-3).

3) Владеть:

- Основными методами расчёта тепловых эффектов реакций (ОПК-3).
- Методами расчёта химических равновесий (ОПК-3).
- Основными кинетическими уравнениями (ОПК-3).

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 7 зачётных единиц, 252 часа.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Вид учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах).						Объем учебной работы с применением интерактивных методов (в часах.%)	Формы контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы.	Контрольные работы	СРС	КП/КР		
1	Основные понятия и терминология. Физико-химические системы. Температура. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Теплоёмкость. Термохимия.	3	1-6	12		6		24		8/44	Рейтинг-контроль № 1
2	Формула Больцмана. Второй закон термодинамики. Критерий самопроизвольности изотермических процессов. Изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы. Третий закон термодинамики.	3	7-8	4				8		2/50	
3	Главное уравнение термодинамики Химический потенциал. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Термодинамика фазовых переходов. Работа цикла Карно.	3	9-10	4		6		8		2/20	

4	Химическое равновесие. Закон действия масс. Стандартный изобарный потенциал реакции. Константы равновесия K_p , K_c , K_x . Уравнения изотермы, изобары и изохоры Вант-Гоффа. Критерии химического равновесия.	3	11-12	4		6		8		2/20	Рейтинг-контроль № 2
5	Общие схемы расчётов химических равновесий. Метод Тёмкина-Шварцмана. Расчёт состава равновесной смеси по константе равновесия.	3	13-14	4		6		8		3/30	
6	Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Двухкомпонентные системы. Системы с образованием химического соединения и с образованием твёрдых растворов.	3	15-17	6		6		12		6/50	
7	Термодинамика растворов. Концентрации. Уравнение Гиббса-Дюгема. Законы Рауля и Генри. Законы Коновалова. Эбуллиоскопический и криоскопический эффект. Закон распределения.	3	18	2		6		4		1/13	Рейтинг-контроль № 3
8	Всего			36		36		72		24/33	Экзамен (36)
9	Химическая кинетика. Скорости химических реакций. Элементарные химические реакции; кинетическое	4	1-2	2		6		2		2/25	

	уравнение скорости. Реальные химические процессы. Порядок реакции. Описание химических реакций дифференциальными уравнениями.									
10	Необратимые реакции первого и второго, третьего и n-ного порядка.	4	3-4	2		6	2		2/25	
11	Методы определения порядка реакции.	4	5-6	2		6	2		2/25	
12	Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Аррениуса. Энергия активации. Энергетическая диаграмма химической реакции.	4	7-8	2		6	2		2/25	Рейтинг-контроль № 1
13	Механизм химических реакций. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса.	4	9-10	2			2		1/50	
14	Каталитические реакции и их механизм. Катализаторы, промоторы, ингибиторы. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Энергетическая диаграмма гетерогенного катализа.	4	11-14	4		6	4		3/30	Рейтинг-контроль № 2
15	Основные понятия электрохимии. Электрохимические реакции. Законы Фарадея. Теория Аррениуса. Удельная и эквивалентная электропроводность электролитов. Методы измерения электропроводности.	4	15-16	2		6	2		2/25	

16	Электрохимические элементы. Э.д.с. Правила построения электрохимических цепей. Измерение э.д.с. Нормальные элементы. Строение границы электрод-раствор. Двойной электрический слой.	4	17-18	1			1		1/100	
17	Уравнение Нернста. Электродные потенциалы. Электроды первого и второго рода. Виды электродов.	4	17-18	1			1			Рейтинг-контроль № 3
	Всего			18	36		18		15/28	Зачёт с оц.
	Итого			54	72		90		39/31	1 зач. с оц., 1 экз. (36)

КЛАССИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА**1. Введение**

Физико-химический подход к описанию природы. Термодинамика как наука. Физико-химические системы. Их классификация.

2. Термодинамическое описание химических систем. Первый закон термодинамики. Термохимия

Параметры состояния и функции состояния. Экстенсивные и интенсивные свойства. Уравнение состояния идеальных газов. Физико-химические процессы и их классификация. Равновесные и обратимые процессы. Равновесное и стационарное состояние. Функции перехода. Нулевой закон термодинамики. Температура. Внутренняя энергия. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Теплота изохорного и изобарного процессов. Энтальпия. Теплоёмкость. Стандартные мольные величины. Работа различных процессов. Термохимия. Закон Гесса. Тепловые эффекты химических реакций и фазовых переходов. Теплоты растворения. Закон Кирхгоффа. Калориметрия.

3. Энтропия. Второй закон термодинамики. Термодинамические потенциалы

Распределение энергии. Статистическое обоснование энтропии. Формула Больцмана. Второй закон термодинамики. Стандартные мольные энтропии. Температурная зависимость энтропии. Энтропия смешения; энтропия фазовых переходов. Самопроизвольность процессов. Критерий самопроизвольности изотермических процессов. Изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы. Максимальная и максимальная полезная работа. Абсолютные энтропии. Третий закон термодинамики. Главное уравнение термодинамики (объединённый закон) для закрытых и открытых систем. Химический потенциал. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Зависимость химического потенциала от давления и концентрации. Фугитивность и активность. Термодинамика фазовых переходов. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Фазовые переходы первого и второго рода. Зависимость давления насыщенного пара жидкости от температуры. Работа изотермического и адиабатического расширения (сжатия). Уравнение адиабаты. Цикл Карно.

4. Учение о химическом равновесии

Закон действия масс. Стандартный изобарный потенциал реакции. Константы равновесия K_p , K_c , K_x . Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Гетерогенные равновесия. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа. Влияние давления и катализатора на равновесие. Критерии химического равновесия. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Общие схемы расчётов химических равновесий. Метод Тёмкина-Шварцмана. Расчёт состава равновесной смеси по константе равновесия.

5. Фазовые равновесия

Понятие о компоненте, фазе, числе степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Двухкомпонентные системы. Термический анализ. Системы с образованием химического соединения, плавящиеся конгруэнтно и incongruently. Двухкомпонентные системы с неограниченной и ограниченной растворимостью компонентов. Твёрдые растворы.

6. Термодинамика растворов

Основные понятия. Концентрации. Парциальные мольные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема. Законы Рауля и Генри. Идеальные и предельно разбавленные растворы. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Законы Коновалова. Эбуллиоскопический и криоскопический эффект. Распределение растворённого вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Экстракция из растворов. Осмос. Осмотическое давление. Совершенные и регулярные растворы.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

7. Формальная кинетика

Скорости химических реакций. Элементарные химические реакции; кинетическое уравнение скорости. Молекулярность. Прямая и обратная задачи кинетики. Реальные химические процессы; кинетическое уравнение скорости этих реакций. Порядок реакции. Описание химических реакций дифференциальными уравнениями. Прямая и обратная задачи кинетики для реальных реакций. Необратимые реакции первого и второго, третьего и n-ного порядка. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Аррениуса. Энергия активации. Энергетическая диаграмма химической реакции.

8. Механизм химических реакций

Основы молекулярно-кинетической теории. Бимолекулярные реакции. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса. Сравнение двух теорий.

9. Катализ

Каталитические реакции и их механизм. Свойства катализаторов. Промоторы; ингибиторы. Энергия активации каталитических и некаталитических реакций. Гомогенный катализ. Механизм и теория гомогенного катализа. Гетерогенный катализ. Катализаторы для гетерогенного катализа. Механизм гетерогенно-каталитических реакций. Энергетическая диаграмма гетерогенного катализа. Кинетическая и диффузионная области гетерогенно-каталитического процесса.

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

10. Растворы электролитов

Основные понятия электрохимии. Проводники первого и второго рода. Электрохимические реакции. Законы Фарадея. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Коэффициент активности электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность электролитов. Методы измерения электропроводности. Закон разведения Оствальда. Термодинамическая константа диссоциации. Степень диссоциации.

11. Электродвижущие силы

Электрохимические элементы. Э.д.с. Скачки потенциалов. Правила построения электрохимических цепей. Измерение э.д.с. Нормальные элементы. Строение границы электрод-раствор. Двойной электрический слой. Уравнение Нернста. Электродные потенциалы. Электроды сравнения. Электроды первого и второго рода.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

1. Определение интегральной теплоты растворения солей.
2. Определение поверхностного натяжения жидкости.
3. Рефрактометрия.
4. Криоскопия и эбуллиоскопия.
5. Определение коэффициента распределения вещества между двумя несмешивающимися жидкостями.
6. Гальванические элементы. Измерение э.д.с. и электродных потенциалов.
7. Потенциометрические измерения (рН-метрия).
8. Измерение электропроводности растворов электролитов.
9. Определение порядка реакции по времени полураспада.
10. Кинетика разложения пероксида водорода.
11. Исследование кинетики реакции иодирования ацетона.
12. Кинетика реакции омыления сложного эфира щёлочью.

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

Изложение теоретического материала осуществляется с применением электронных средств обучения.

Некоторые разделы теоретического курса рассматриваются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задание на изучение нового материала до его изложения на лекции.

Используются активные и интерактивные формы обучения, компьютерные симуляции вычислительных алгоритмов, разбор конкретных примеров для рассматриваемых алгоритмов. При чтении лекций могут применяться экспромтные психологические этюды.

Для оценки освоения теоретического материала студентами используются письменные контрольные работы и устный опрос.

6. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ.

Контрольные вопросы для проведения рейтинг-контроля. 3-й семестр

Рейтинг-контроль №1

1. Термодинамические системы и их классификация.
2. Равновесное, неравновесное и стационарное состояние.
3. Интенсивные и экстенсивные свойства термодинамических систем.
4. Параметры состояния и функции состояния. Математическая обработка функций состояния.
5. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.
6. Равновесные, неравновесные и обратимые процессы.
7. Функции состояния и функции перехода. Математическая обработка функций состояния функций перехода.
8. Внутренняя энергия, теплота и работа.
9. Первый закон термодинамики.
10. Теплота процесса при постоянном объёме. Теплоёмкость.
11. Теплота процесса при постоянном давлении. Энтальпия. Теплоёмкость.
12. Теплоёмкость. Зависимость теплоёмкости от температуры.
13. Нормальные и стандартные условия. Стандартное состояние. Стандартные мольные энтальпии.
14. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него.
15. Теплота образования, сгорания, растворения, теплота фазовых переходов.
16. Законы Кирхгоффа. Теплоёмкость.

Рейтинг-контроль №2

1. Распределение энергии. Энтропия. Формула Больцмана.
2. Энтропия. Второй закон термодинамики.
3. Зависимость энтропии от температуры. Энтропия фазовых переходов.
4. Критерий самопроизвольности процессов. Изохорно-изотермический процесс. Максимальная работа.
5. Критерий самопроизвольности процессов. Изобарно-изотермический процесс. Полезная работа.
6. Абсолютная энтропия. Третий закон термодинамики.
7. Объединение первого и второго законов. Понятие о химическом потенциале.
8. Зависимость G от температуры и от давления. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
9. Термодинамика фазовых переходов. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

Рейтинг-контроль №3

1. Закон действия масс. Константа равновесия k_p . Стандартный изобарный потенциал реакции.
2. Константы равновесия k_c и k_x . Связь между тремя константами.
3. Уравнение изобары Вант-Гоффа и изохоры Вант-Гоффа.
4. Смещение равновесий. Принцип Ле-Шателье -- Брауна.
5. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы.
6. Двухкомпонентные системы. Термический анализ. Диаграммы состояния.
7. Диаграммы состояния систем с образованием химического соединения.
8. Диаграммы состояния систем с образованием твёрдых растворов.

Контрольные вопросы для проведения рейтинг-контроля. 4-й семестр

Рейтинг-контроль №1

1. Скорость химической реакции.
2. Дифференциальное уравнение скорости.
3. Элементарная химическая реакция и реальные химические процессы.
4. Кинетическое уравнение скорости элементарной стадии. Молекулярность.
5. Кинетическое уравнение скорости реальной реакции. Порядок реакции.
6. Необратимая реакция первого порядка. Время полураспада.
7. Необратимая реакция второго порядка. Время полураспада.
8. Необратимая реакция n -ого порядка. Время полураспада.
9. Обратимые реакции.
10. Методы определения порядка реакции.

Рейтинг-контроль №2

1. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Аррениуса.
2. Энергетическая диаграмма химической реакции. Энергия активации.
3. Механизм химических реакций. Бимолекулярные реакции.
4. Теория активных соударений.
5. Теория активированного комплекса.
6. Каталитические реакции и их механизм.
7. Катализаторы, промоторы, ингибиторы.
8. Энергия активации каталитических и некаталитических реакций.
9. Гомогенный катализ.
10. Гетерогенный катализ.
11. Энергетическая диаграмма гетерогенного катализа.

Рейтинг-контроль №3

1. Основные понятия электрохимии. Проводники первого и второго рода.
2. Электрохимические реакции. Законы Фарадея. Теория Аррениуса.

3. Удельная и эквивалентная электропроводность электролитов.
4. Числа переноса ионов.
5. Методы измерения электропроводности.
6. Закон разведения Оствальда.
7. Электрохимические элементы. Э.д.с.
8. Правила построения электрохимических цепей.
9. Измерение э.д.с. Нормальные элементы.
10. Строение границы электрод-раствор. Двойной электрический слой.
11. Уравнение Нернста. Электродные потенциалы.
12. Электроды первого и второго рода. Виды электродов.
13. Классификация электрохимических элементов.
14. Измерение э.д.с.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы, 3-й семестр:

1. Понятие о термодинамических системах. Классификации термодинамических систем. Состояния систем – равновесные, неравновесные, стационарные.
2. Свойства термодинамических систем, интенсивные и экстенсивные свойства. Параметры состояния и функции состояния. Математическая обработка функций состояния.
3. Процессы в термодинамических системах. Самопроизвольные и несамопроизвольные. Круговые и некруговые. Равновесные и неравновесные. Классификация процессов по особым условиям. Обратимые процессы.
4. Функции состояния и функции перехода. Математическая обработка функций состояния функций перехода.
5. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первый закон термодинамики.
6. Зависимость внутренней энергии от объёма и температуры. Теплота процесса при постоянном объёме. Теплоёмкость.
7. Зависимость внутренней энергии от давления и температуры. Теплота процесса при постоянном давлении. Энтальпия. Теплоёмкость.
8. Теплоёмкость. Зависимость теплоёмкости от температуры. Соотношение между c_p и c_v для идеального газа.
9. Нормальные и стандартные условия. Стандартное состояние. Стандартные мольные энтальпии.
10. Работа. Работа равновесного процесса. Работа других процессов.
11. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него. Теплота образования, сгорания, растворения, теплота фазовых переходов.
12. Зависимость теплоты процесса от температуры. Законы Кирхгофа. Теплоёмкость.

13. Распределение энергии. Энтропия. Формула Больцмана.
14. Энтропия. Второй закон термодинамики. Зависимость энтропии от температуры. Энтропия фазовых переходов.
15. Критерий самопроизвольности процессов. Изохорно-изотермический процесс. Максимальная работа. Свободная и связанная энергия.
16. Критерий самопроизвольности процессов. Изобарно-изотермический процесс. Полезная работа. Свободная и связанная энергия.
17. Абсолютная энтропия. Третий закон термодинамики. Объединение первого и второго законов. Понятие о химическом потенциале.
18. Зависимость G от температуры и от давления. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
19. Термодинамика фазовых переходов. Две формы уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Давление насыщенного пара жидкости.

Контрольные вопросы для самостоятельной работы, 4-й семестр:

1. Закон действия масс. Константа равновесия k_p . Стандартный изобарный потенциал реакции. Константы равновесия k_c и k_x . Связь между тремя константами.
2. Константы равновесия k_p , k_c и k_x . Уравнение изобары Вант-Гоффа и изохоры Вант-Гоффа.
3. Смещение равновесий. Принцип Ле-Шателье – Брауна. Влияние катализатора на химическое равновесие.
4. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы.
5. Двухкомпонентные системы. Термический анализ. Диаграммы состояния. Определение соотношения фаз и состава фаз.
6. Диаграммы состояния систем с образованием химического соединения, плавящегося конгруэнтно и инконгруэнтно. Принцип соответствия.
7. Диаграммы состояния систем с образованием твердых растворов для всех составов и с ограниченной растворимостью. Принцип соответствия.
8. Скорость химической реакции. Дифференциальное уравнение скорости. Элементарная химическая реакция и реальные химические процессы. Молекулярность. Кинетическое уравнение скорости элементарной стадии и реальной реакции. Порядок реакции.
9. Время полураспада. Необратимая реакция первого порядка. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма реакции.

Вопросы к зачёту с оценкой:

1. Свойства термодинамических систем, интенсивные и экстенсивные свойства. Параметры состояния и функции состояния.
2. Процессы в термодинамических системах. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Равновесные и неравновесные. Классификация процессов по особым условиям. Обратимые процессы.
3. Функции состояния и функции перехода.
4. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первый закон термодинамики.
5. Зависимость внутренней энергии от объёма и температуры. Теплота процесса при постоянном объёме. Теплоёмкость.
6. Зависимость внутренней энергии от давления и температуры. Теплота процесса при постоянном давлении. Энтальпия. Теплоёмкость.
7. Теплоёмкость. Зависимость теплоёмкости от температуры. Соотношение между c_p и c_v для идеального газа.
8. Нормальные и стандартные условия. Стандартное состояние. Стандартные молярные энтальпии.
9. Работа. Работа равновесного процесса.
10. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него. Теплота образования, сгорания, растворения, теплота фазовых переходов.
11. Зависимость теплоты процесса от температуры. Теплоёмкость.

Вопросы к экзамену:

1. Понятие о термодинамических системах. Классификации термодинамических систем. Состояния систем – равновесные, неравновесные, стационарные.
2. Свойства термодинамических систем, интенсивные и экстенсивные свойства. Параметры состояния и функции состояния. Математическая обработка функций состояния.
3. Процессы в термодинамических системах. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Круговые и некруговые. Равновесные и неравновесные. Классификация процессов по особым условиям. Обратимые процессы.
4. Функции состояния и функции перехода. Математическая обработка функций состояния функций перехода.
5. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первый закон термодинамики.
6. Зависимость внутренней энергии от объёма и температуры. Теплота процесса при постоянном объёме. Теплоёмкость.

7. Зависимость внутренней энергии от давления и температуры. Теплота процесса при постоянном давлении. Энтальпия. Теплоёмкость.
8. Теплоёмкость. Зависимость теплоёмкости от температуры. Соотношение между c_p и c_v для идеального газа.
9. Нормальные и стандартные условия. Стандартное состояние. Стандартные мольные энтальпии.
10. Работа. Работа равновесного процесса. Работа других процессов.
11. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него. Теплота образования, сгорания, растворения, теплота фазовых переходов.
12. Зависимость теплоты процесса от температуры. Законы Кирхгоффа. Теплоёмкость.
13. Распределение энергии. Энтропия. Формула Больцмана.
14. Энтропия. Второй закон термодинамики. Зависимость энтропии от температуры. Энтропия фазовых переходов.
15. Критерий самопроизвольности процессов. Изохорно-изотермический процесс. Максимальная работа. Свободная и связанная энергия.
16. Критерий самопроизвольности процессов. Изобарно-изотермический процесс. Полезная работа. Свободная и связанная энергия.
17. Абсолютная энтропия. Третий закон термодинамики. Объединение первого и второго законов. Понятие о химическом потенциале.
18. Зависимость G от температуры и от давления. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
19. Термодинамика фазовых переходов. Две формы уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Давление насыщенного пара жидкости.
20. Закон действия масс. Константа равновесия k_p . Стандартный изобарный потенциал реакции. Константы равновесия k_c и k_x . Связь между тремя константами.
21. Константы равновесия k_p , k_c и k_x . Уравнение изобары Вант-Гоффа и изохоры Вант-Гоффа.
22. Смещение равновесий. Принцип Ле-Шателье – Брауна. Влияние катализатора на химическое равновесие.
23. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы.
24. Скорость химической реакции. Дифференциальное уравнение скорости.
25. Элементарная химическая реакция и реальные химические процессы. Молекулярность.
26. Кинетическое уравнение скорости элементарной стадии и реальной реакции. Порядок реакции.
27. Необратимая реакция первого порядка. Время полураспада.
28. Необратимая реакция второго порядка. Время полураспада.
29. Необратимая реакция n -ого порядка. Время полураспада.
30. Обратимые реакции.
31. Методы определения порядка реакции.

32. Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Аррениуса.
33. Энергетическая диаграмма химической реакции. Энергия активации.
34. Теория активных соударений.
35. Теория активированного комплекса.
36. Каталитические реакции и их механизм. Катализаторы, промоторы, ингибиторы.
37. Энергия активации каталитических и некаталитических реакций.
38. Гомогенный катализ.
39. Гетерогенный катализ.
40. Энергетическая диаграмма гетерогенного катализа.
41. Основные понятия электрохимии. Проводники первого и второго рода.
42. Электрохимические реакции. Законы Фарадея. Теория Аррениуса.
43. Удельная и эквивалентная электропроводность электролитов. Числа переноса ионов.
44. Методы измерения электропроводности. Закон разведения Оствальда.
45. Электрохимические элементы. Э.д.с. Правила построения электрохимических цепей.
46. Измерение э.д.с. Нормальные элементы.
47. Строение границы электрод-раствор. Двойной электрический слой.
48. Уравнение Нернста. Электродные потенциалы.
49. Электроды первого и второго рода. Виды электродов.
50. Классификация электрохимических элементов. Измерение э.д.с.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Основная литература:

1. В.И. Грызунов, И.Р. Кузеев, Е.В. Пояркова и др. Физическая химия - 2-е изд., стер. - М. : ФЛИНТА, 2014. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785976519633.html>.
2. Г.В. Булидорова, Ю.Г. Галяметдинов, Х.М. Ярошевская и др. Физическая химия. Казань: Изд-во КНИТУ, 2012. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788213675.html>.
3. В. В. Еремин Основы физической химии: в 2 ч. Ч. 1 : Теория -3-е изд. М. БИНОМ. 2013. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996321063.html>
4. В. В. Еремин Основы физической химии: в 2 ч. Ч. 1 : 3-й язык -3-е изд. М. БИНОМ. 2013. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996321070.html>.
5. Г.В. Булидорова, Ю.Г. Галяметдинов, Х.М. Ярошевская. Формальная кинетика. Казань: Изд-во КНИТУ, 2014. <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788216997.html>.

Дополнительная литература:

1. Афанасьев Б.Н., Акулова Ю.П. Физическая химия. Изд. Лань. 1-е изд. 2012. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4312.
2. Г.В. Булидорова, Ю.Г. Галяметдинов, Х.М. Ярошевская. Основы химической термодинамики (к курсу физической химии): учебное пособие. Казань: Изд-во Казан. гос. технол. ун-та/ 2011. <http://www.studentlibrary.ru/cgi-bin/mb4>.
3. Афанасьев Б.Н., Акулова Ю.П. Физическая химия. Издательство: Лань, 2014.

Программное обеспечение и Интернет-ресурсы.

1. <http://www.scirus.com/>
2. <http://www.ihtik.lib.ru/>
3. <http://www.y10k.ru/books/>
4. <http://www.abc.chemistry.bsu.by/current/fulltext.htm>
5. <http://www.sciencedirect.com>
6. <http://chemteq.ru/lib/book>
7. <http://www.chem.msu.su/rus>
8. <http://djvu-inf.narod.ru/nclib.htm>
9. <http://www.elsevier.com/>
10. <http://www.uspkhim.ru/>

8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

При чтении лекционного курса используются мультимедийные средства обучения в виде набора слайдов с демонстрацией через проектор.

На лабораторных занятиях используется следующее лабораторное оборудование:

- установка Ребиндера
- волнометрическая установка со встряхивателем
- калориметр с термометром Бекмана
- рефрактометр лабораторный
- бюретки титровальные
- мост переменного тока для измерения электропроводности
- кондуктометр лабораторный
- весы электронные
- рН-метр 340
- иономер ЭВ-74
- ультратермостат УТ-2
- доска
- мел

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению
18.03.01 – «Химическая технология» и профилю подготовки
«Технология и переработка полимеров»

Рабочую программу составил доцент Лобко В.Н. *Л*

Рецензент

Александр Иванович *Иванов* *И.А.* *Иванов* *И.А.*
Иванов И.А.
Иванов И.А.

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 2 от 5.09. 2016 г.

Заведующий кафедрой *Косарев*

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической комиссии
направления 18.03.01 – «Химическая технология»

Протокол № 1 от 5.09 2016 г.

Председатель комиссии *Иванов И.А.*

Программа переутверждена:

на 2018/19 учебный год. Протокол заседания кафедры № 1 от 4.09.18 года
Зав. кафедрой *Иванов И.А.*

на 2018/19 учебный год. Протокол заседания кафедры № 1 от 3.09.18 года
Зав. кафедрой *Иванов И.А.*

на _____ учебный год. Протокол заседания кафедры № ___ от _____ года
Зав. кафедрой _____

на _____ учебный год. Протокол заседания кафедры № ___ от _____ года
Зав. кафедрой _____

на _____ учебный год. Протокол заседания кафедры № ___ от _____ года
Зав. кафедрой _____