

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное учреждение
высшего профессионального образования
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"
Химический институт им. А.М. Бутлерова



УТВЕРЖДАЮ

Проректор по образовательной деятельности КФУ

Проф. Талорский Д.А.



_____ 20__ г.

подписано электронно-цифровой подписью

Программа дисциплины
Физическая химия Б1.Б.13

Направление подготовки: 04.03.01 - Химия

Профиль подготовки: Органическая химия

Квалификация выпускника: бакалавр

Форма обучения: очное

Язык обучения: русский

Автор(ы):

Соломонов Б.Н.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А.

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий(ая) кафедрой: Соломонов Б. Н.

Протокол заседания кафедры No ____ от " ____ " _____ 201__ г

Учебно-методическая комиссия Химического института им. А.М. Бутлерова:

Протокол заседания УМК No ____ от " ____ " _____ 201__ г

Регистрационный No 730116

Казань
2016

Содержание

1. Цели освоения дисциплины
2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля
4. Структура и содержание дисциплины/ модуля
5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения
6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
7. Литература
8. Интернет-ресурсы
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Программу дисциплины разработал(а)(и) ведущий научный сотрудник, д.н. (профессор) Соломонов Б.Н. Отдел физической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова, Boris.Solomonov@kpfu.ru

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины "Физическая химия" являются раскрытие смысла основных законов физической химии, умение видеть области применения этих законов, четкое понимание их принципиальных возможностей при решении конкретных задач. Основные разделы физической химии - химическая и статистическая термодинамика, химическая кинетика, катализ, электрохимия.

2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Данная учебная дисциплина включена в раздел " Б1.Б.13 Дисциплины (модули)" основной образовательной программы 04.03.01 Химия и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 3 курсе, 5, 6 семестры.

Физическая химия относится к базовому блоку дисциплин учебного плана. Физическая химия представляет собой теоретический фундамент современной химии. Студенты, приступающие к освоению курса 'Физическая химия' должны владеть знаниями по следующим дисциплинам: математика, физика, неорганическая химия, аналитическая химия и органическая химия. Так как 'Физическая химия' является важнейшей составной частью естествознания, то физико-химические теории химических процессов используют для решения самого широкого круга современных научных и технических проблем.

Знания, полученные студентами в рамках освоения дисциплины 'Физическая химия', могут быть использованы при изучении следующих курсов: 'Элементы статистической термодинамики', 'Современные проблемы термодинамики растворов', 'Современные проблемы биотермодинамики', 'Современные проблемы органического электросинтеза', 'Гетерогенный катализ', 'Современные проблемы катализа', 'Физхимия наноматериалов', а также при выполнении курсовых и дипломных работ.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОК-6 (общекультурные компетенции)	способностью работать в коллективе, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия
ОК-7 (общекультурные компетенции)	способностью к самоорганизации и самообразованию
ОПК-1 (профессиональные компетенции)	способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач
ОПК-2 (профессиональные компетенции)	владением навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций
ОПК-3 (профессиональные компетенции)	способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности

Шифр компетенции	Расшифровка приобретаемой компетенции
ОПК-6 (профессиональные компетенции)	знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях
ПК-1 (профессиональные компетенции)	способностью выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам
ПК-2 (профессиональные компетенции)	владением базовыми навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований
ПК-3 (профессиональные компетенции)	владением системой фундаментальных химических понятий
ПК-4 (профессиональные компетенции)	способностью применять основные естественнонаучные законы и закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов
ПК-5 (профессиональные компетенции)	способностью получать и обрабатывать результаты научных экспериментов с помощью современных компьютерных технологий
ПК-6 (профессиональные компетенции)	владением навыками представления полученных результатов в виде кратких отчетов и презентаций
ПК-7 (профессиональные компетенции)	владением методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

основы современных теорий в области физической химии и способы их применения для решения теоретических и практических задач в любых областях химии.

2. должен уметь:

самостоятельно ставить задачу физико-химического исследования в химических системах, выбирать оптимальные пути и методы решения подобных задач как экспериментальных, так и теоретических; обсуждать результаты физико-химических исследований, ориентироваться в современной литературе по физической химии, вести научную дискуссию по вопросам физической химии.

3. должен владеть:

базовыми знаниями в области физической химии

проводить физико-химические расчеты с помощью известных формул и уравнений, в том числе с помощью компьютерных программ, проводить стандартные физико-химические измерения, пользоваться справочной литературой по физической химии.

4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 17 зачетных(ые) единиц(ы) 612 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины зачет и экзамен в 5 семестре; зачет и экзамен в 6 семестре.

Суммарно по дисциплине можно получить 100 баллов, из них текущая работа оценивается в 50 баллов, итоговая форма контроля - в 50 баллов. Минимальное количество для допуска к зачету 28 баллов.

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

55-70 баллов - "удовлетворительно" (удов.);

54 балла и менее - "неудовлетворительно" (неуд.).

4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

Тематический план дисциплины/модуля

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
1.	Тема 1. Тема: Основы химической термодинамики. Основные понятия.	5	1	3	0	0	
2.	Тема 2. Теплота и работа разного вида. Первый закон термодинамики.	5	2,3,4	9	4	15	
3.	Тема 3. Второй закон термодинамики. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов.	5	5	3	2	6	контрольная работа
4.	Тема 4. Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции.	5	6,7	6	4	10	
5.	Тема 5. Химический потенциал идеального и неидеального газов.	5	8	3	2	6	
6.	Тема 6. Тема: Растворы. Фазовые равновесия.	5	9,10	6	4	10	
7.	Тема 7. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа, его термодинамический вывод.	5	11	3	2	5	контрольная работа
8.	Тема 8. Гетерогенные системы. Правило фаз Гиббса и его вывод.	5	12	3	2	5	

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
9.	Тема 9. Тема: Закон действия масс. Химическое равновесие.	5	13	3	2	5	
10.	Тема 10. Тема: Влияние температуры на константу равновесия.	5	14	3	2	5	
11.	Тема 11. Тема: Элементы статистической термодинамики.	5	15	2	2	5	
12.	Тема 12. Тема: Электродвижущие силы.	5	16,17	0	0	10	контрольная работа
13.	Тема 13. Тема: Кинетика электродных процессов.	5	18,19	0	0	10	контрольная работа
14.	Тема 14. Тема: Химическая кинетика. Методы определения порядка реакции.	6	1	3	0	5	
15.	Тема 15. Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий.	6	2	3	0	5	
16.	Тема 16. Цепные реакции. Реакции в потоке.	6	3	3	2	5	
17.	Тема 17. Теория переходного состояния (статистический и термодинамический аспект).	6	4	3	2	5	
18.	Тема 18. Теория соударений в применении к бимолекулярным и мономолекулярным реакциям.	6	5	3	2	5	контрольная работа
19.	Тема 19. Фотохимические реакции.	6	6	3	2	5	
20.	Тема 20. Тема: Катализ. Гомогенный катализ.	6	7	3	2	5	
21.	Тема 21. Гетерогенный катализ.	6	8	3	2	5	

N	Раздел Дисциплины/ Модуля	Семестр	Неделя семестра	Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах)			Текущие формы контроля
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	
22.	Тема 22. Ферментативный катализ.	6	9	3	2	5	
23.	Тема 23. Тема: Растворы электролитов и электропроводность.	6	10,11	6	4	9	контрольная работа
24.	Тема 24. Тема: ЭДС и термодинамика электрохимических цепей.	6	12,13	6	4	10	
25.	Тема 25. Тема: Кинетика электродных процессов. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Ток обмена и перенапряжение.	6	14,15	5	4	9	контрольная работа
26.	Тема 26. Тема: Термохимия.	6	16,17	0	0	10	
27.	Тема 27. Тема: Кинетика гомогенных химических реакций.	6	18,19	0	0	9	
	Тема . Итоговая форма контроля	5		0	0	0	экзамен зачет
	Тема . Итоговая форма контроля	6		0	0	0	экзамен зачет
	Итого			88	52	184	

4.2 Содержание дисциплины

Тема 1. Тема: Основы химической термодинамики. Основные понятия.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях. Вириальные уравнения состояния.

Тема 2. Теплота и работа разного вида. Первый закон термодинамики.

лекционное занятие (9 часа(ов)):

Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Основные понятия термодинамики. Первый закон термодинамики. Работа расширения идеального газа в различных условиях. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Связь Q_P и Q_V . Следствия из закона Гесса. Теплоты образования и сгорания. Теплота растворения, гидратации, сольватации. Термохимические уравнения. Приемы расчета тепловых эффектов химических реакций. Основные понятия термодинамики. Решение задач на вычисление тепловых эффектов химических реакций при постоянной температуре.

лабораторная работа (15 часа(ов)):

Измерение ЭДС гальванических элементов и сравнение полученных значений с вычисленными теоретически по формуле Нернста.

Тема 3. Второй закон термодинамики. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Некомпенсированная теплота Клаузиуса и работа, потерянная в необратимом процессе. Обоснование второго начала термодинамики. Теорема Карно - Клаузиуса. Различные шкалы температур. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса

практическое занятие (2 часа(ов)):

Закон Кирхгоффа. Теплоемкость, виды теплоемкостей, связь C_P и C_V . Зависимость теплоемкости от температуры. Расчет ΔH_0 реакций при различных температурах, с различной степенью приближения. Решение задач.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Измерение ЭДС и вычисление потенциалов отдельных электродов

Тема 4. Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции.

лекционное занятие (6 часа(ов)):

Математический аппарат термодинамики. Фундаментальное уравнение Гиббса. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей. Уравнение Гиббса-Дюгема. Термодинамические потенциалы. Соотношения Максвелла и их использование для вывода различных термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса ? Гельмгольца. Свойства термодинамических потенциалов. Различные формы записи условий термодинамического равновесия. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Связь между калорическими и термодинамическими переменными. Методы вычисления энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Второй закон термодинамики. Основные понятия. Процессы самопроизвольные и не самопроизвольные, обратимые и необратимые, равновесные и неравновесные. Различные формулировки второго закона; энтропия; физический смысл энтропии. Второе начало термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Изменение энтропии в различных процессах. Энтропия идеального газа. Решение задач на весь пройденный материал.

лабораторная работа (10 часа(ов)):

Измерение ЭДС и вычисление константы равновесия окислительно - восстановительного электрода

Тема 5. Химический потенциал идеального и неидеального газов.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Метод летучести. Различные методы вычисления летучести из опытных данных

практическое занятие (2 часа(ов)):

Термодинамические потенциалы. Общие соотношения, критерии направления процесса. Понятие о химическом потенциале. Уравнение Гиббса-Гельмгольца Устный опрос, решение задач.

лабораторная работа (6 часа(ов)):

Определение водородного показателя.

Тема 6. Тема: Растворы. Фазовые равновесия.

лекционное занятие (6 часа(ов)):

Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы. Химический потенциал компонента в растворе. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент. Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонент в жидких и твердых растворах. Симметричная и несимметричная системы отсчета. Термодинамическая классификация растворов. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, растворы и их свойства. Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Обобщенное уравнение Гиббса - Дюгема.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Химическое равновесие. Константа химического равновесия, различные способы выражения константы равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Расчет выхода продуктов химических реакций. Устный опрос, решение задач

лабораторная работа (10 часа(ов)):

Измерение ЭДС при различных температурах и вычисление изменения термодинамических функций реакции, протекающей в гальваническом элементе

Тема 7. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа, его термодинамический вывод.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Осмоз как пример мембранного равновесия. Уравнения Вант-Гоффа, его термодинамический вывод и область применимости

практическое занятие (2 часа(ов)):

Влияние внешних условий на химическое равновесие. Уравнение изохоры и изобары химической реакции. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Измерение электропроводности растворов электролитов и определение константы электролитической диссоциации слабого электролита

Тема 8. Гетерогенные системы. Правило фаз Гиббса и его вывод.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Вывод условия фазового равновесия. Вывод условия мембранного равновесия. Правило фаз Гиббса и его вывод. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям. Диаграммы состояния воды, серы, фосфора и углерода. Фазовые переходы первого рода. Фазовые переходы второго рода. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод. Уравнение Шредера. Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды фазовых диаграмм: p - x ($T=\text{const}$), T - x ($p=\text{const}$). Термодинамический вывод законов Гиббса - Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства. Диаграммы состояния (плавкости) двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Расслаивание в двухкомпонентных системах. Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Термодинамика растворов Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Определение растворимости малорастворимых электролитов кондуктометрическим методом.

Тема 9. Тема: Закон действия масс. Химическое равновесие.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Вывод условия химического равновесия. Химическая переменная. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Химическое сродство. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Химическое равновесие в разбавленном растворе. Влияние инертного растворителя.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Термодинамика растворов(продолжение). Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Кондуктометрическое титрование

Тема 10. Тема: Влияние температуры на константу равновесия.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термодинамический вывод. Использование различных приближений для теплоемкостей реагентов при расчетах химических равновесий при различных температурах. Приведенные термодинамические потенциалы. Современные методы расчета равновесных составов. Третий закон термодинамики. Постулат Нернста. Постулат Планка. Расчеты абсолютной энтропии химических соединений. Явления адсорбции. Адсорбент. Адсорбат. Структура поверхности и пористость адсорбента. Виды адсорбции. Локализованная и делокализованная адсорбция. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Определение адсорбции по Гиббсу. Адсорбция из растворов и газовой фазы. Изотермы и изобары адсорбции. Уравнение Ленгмюра, его термодинамический вывод и условия применимости. Уравнение Генри. Константа адсорбционного равновесия. Полимолекулярная адсорбция, ее приближенное описание методом Брунауэра - Эмета - Теллера (БЭТ). Вывод уравнения БЭТ. Использование уравнения БЭТ для определения поверхности адсорбентов.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Правило фаз Гиббса. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Определение температурного коэффициента электропроводности раствора электролита

Тема 11. Тема: Элементы статистической термодинамики.

лекционное занятие (2 часа(ов)):

Механическое описание молекулярной системы. Фазовые G - и μ -пространства. Функция распределения Максвелла - Больцмана. Ее использование для вычисления средних скоростей и энергий молекул в идеальных газах. Статистические средние значения макроскопических величин. Метод ячеек Больцмана. Ансамбли Гиббса. Основные постулаты статистической термодинамики. Плотность вероятности (функция распределения) и ее свойства. Микроканонический ансамбль. Канонический ансамбль. Функция распределения в каноническом ансамбле. Сумма по состояниям как статистическая характеристическая функция. Статистические выражения для основных термодинамических функций - внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца, энергии Гиббса, теплоемкости и химического потенциала. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы. Поступательная сумма по состояниям. Составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным движением. Формула Закура - Тетроде. Вращательная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Составляющие для внутренней энергии, теплоемкости, энтропии, обусловленные вращательным движением. Орто- и параводород и их термодинамические свойства. Внутреннее вращение и заторможенное вращение. Колебательная сумма по состояниям для гармонического осциллятора. Составляющие внутренней энергии, теплоемкости и энтропии, обусловленные колебательным движением. Электронные суммы по состояниям. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Решение задач на весь пройденный материал. Контрольная работа

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Определение константы диссоциации слабой кислоты потенциометрическим методом.

Тема 12. Тема: Электродвижущие силы.

лабораторная работа (10 часа(ов)):

Потенциометрическое титрование

Тема 13. Тема: Кинетика электродных процессов.

лабораторная работа (10 часа(ов)):

Определение выхода металла по току и толщины гальванических покрытий.

Тема 14. Тема: Химическая кинетика. Методы определения порядка реакции.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетические кривые. Кинетические уравнения. Определение константы скорости реакции. Порядок реакции. Необратимые реакции первого, второго и третьего порядков. Определение константы скорости из опытных данных. Методы определения порядка реакции

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Определение напряжения разложения растворов электролитов

Тема 15. Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка. Кинетические кривые накопления отдельных продуктов и определение констант скорости из опытных данных. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип стационарности Боденштейна. Принцип его применимости.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение кинетики разложения йодоводородной кислоты кондуктометрическим методом.

Тема 16. Цепные реакции. Реакции в потоке.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Цепные реакции. Элементарные процессы возникновения, продолжения, разветвления и обрыва цепи. Длина цепи. Реакции в потоке. Реакторы идеального вытеснения и идеального смешения. Определение кинетических постоянных для реакции в потоке.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Основные понятия химической кинетики. Скорость реакции, молекулярность, порядок реакции, константа скорости. Вывод интегральных выражений для константы скорости необратимых реакций 0, 1, 2 и 3 порядков. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение скорости реакции разложения мочевины в водных растворах методом электропроводности.

Тема 17. Теория переходного состояния (статистический и термодинамический аспект).

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Метод переходного состояния (активированного комплекса). Свойства активированного комплекса. Статистический расчет константы скорости. Основные допущения теории активированного комплекса и область ее применимости. Трансмиссионный коэффициент и его вычисление. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Различные формы записи основного уравнения при использовании различных единиц концентрации. Соотношения между "опытной" и "истинной" энергии активации. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение "повышенных" и "заниженных" значений предэкспонентного множителя. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа

практическое занятие (2 часа(ов)):

Методы определения порядка химических реакций. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение скорости реакции разложения триоксалата марганца колориметрическим методом.

Тема 18. Теория соударений в применении к бимолекулярным и мономолекулярным реакциям.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Теория соударений в применении к бимолекулярным реакциям, ее строгая и приближенная формулировка. Преимущества и недостатки теории соударений. Сопоставление результатов теории соударений и теории активированного комплекса. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее значение. Сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Сложные реакции: обратимые и параллельные реакции. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение скорости реакции омыления эфира щелочью методом химического анализа.

Тема 19. Фотохимические реакции.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Фотохимические реакции. Элементарные фотохимические реакции. Квантовый выход. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна и его роль в кинетике фотохимических реакций. Закон Ламберта-Бера.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Сложные реакции: последовательные. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение скорости реакции омыления эфира щелочью потенциометрическим методом.

Тема 20. Тема: Катализ. Гомогенный катализ.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Катализ. Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических реакций. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Метод стационарных концентраций Боденштейна. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение скорости реакции разложения перекиси водорода газометрическим методом.

Тема 21. Гетерогенный катализ.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная активность. Явления отравления катализаторов. Активность и селективность катализаторов. Активные центры гетерогенных катализаторов. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принципы геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов. Теория активных ансамблей Кобозева

практическое занятие (2 часа(ов)):

Влияние температуры на скорость химических реакций. Решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Изучение скорости инверсии тростникового сахара.

Тема 22. Ферментативный катализ.

лекционное занятие (3 часа(ов)):

Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры ферментов. Механизмы ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса-Ментен.

практическое занятие (2 часа(ов)):

Теория активных столкновений. Семинар и решение задач.

лабораторная работа (5 часа(ов)):

Определение эффективных значений максимальной скорости реакции и константы Михаэлиса по иодиду калия.

Тема 23. Тема: Растворы электролитов и электропроводность.

лекционное занятие (6 часа(ов)):

Теория Аррениуса, ее экспериментальное обоснование и недостатки. Причины устойчивости ионных систем. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации. Удельная и эквивалентная электропроводность электролитов. Вывод формулы Кольрауша. Подвижность ионов; их зависимость от концентрации и температуры. Числа переноса и методы их определения. Уравнение Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Аномальная электропроводность: ионы H_3O^+ и OH^- . Неводные растворы; образование двойников и тройников

практическое занятие (4 часа(ов)):

Теория переходного состояния (статистический аспект). Решение задач.

лабораторная работа (9 часа(ов)):

Термический анализ (построение диаграммы плавкости для систем с низкой температурой плавления).

Тема 24. Тема: ЭДС и термодинамика электрохимических цепей.

лекционное занятие (6 часа(ов)):

Равновесные свойства межфазных заряженных частиц. Электрохимическое равновесие и электрохимический потенциал. Механизм возникновения двойных электрических слоев на границе раздела фаз. Формула Нернста. Вольта-потенциал и проблема абсолютного скачка потенциала. ЭДС и электродные потенциалы. Электроды 1-го и 2-го рода; классификация гальванических цепей. Термодинамика гальванических элементов: применение уравнения Гиббса-Гельмгольца для электрохимических цепей. Ионный двойной электрический слой; доказательство его существования и методы изучения. Поляризуемый и неполяризуемый электроды.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Теория переходного состояния (термодинамический аспект). Решение задач.

лабораторная работа (10 часа(ов)):

Термический анализ (построение диаграммы плавкости для систем с высокой температурой плавления).

Тема 25. Тема: Кинетика электродных процессов. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Ток обмена и перенапряжение.

лекционное занятие (5 часа(ов)):

Кинетика электродных процессов. Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Вывод уравнения для тока в теории замедленного разряда. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Ток обмена и перенапряжение. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду. Полярография; уравнение Ильковича и уравнение полярографической волны.

практическое занятие (4 часа(ов)):

Решение задач на весь пройденный материал. Контрольная работа

лабораторная работа (9 часа(ов)):

Перегонка бинарных смесей.

Тема 26. Тема: Термохимия.

лабораторная работа (10 часа(ов)):

Калориметрия. Определение постоянной калориметра. Определение теплоты растворения соли.

Тема 27. Тема: Кинетика гомогенных химических реакций.

лабораторная работа (9 часа(ов)):

Калориметрия. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием, слабой кислоты сильным основанием. Определение теплоты гидратации соли.

4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
3.	Тема 3. Второй закон термодинамики. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов.	5	5	Подготовка к контрольной работе: изучение лекционного материала по теме "Химическая термодинамика"	24	контрольная работа
				Решение задач на вычисление изменения энтропии при различных условиях.	6	Разбор типовых ошибок при решении задач

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
7.	Тема 7. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа, его термодинамический вывод.	5	11	Подготовка к контрольной работе.	24	контрольная работа
				Решение задач на вычисление изменения функции Гиббса и Гельмгольца.	6	Проверка решенных задач
12.	Тема 12. Тема: Электродвижущие силы.	5	16,17	Подготовка к контрольной работе: изучение лекционного материала по теме "Характеристические функции.	24	контрольная работа
				Решение задач на вычисление ЭДС гальванических элементов.	6	Проверка решенных задач
13.	Тема 13. Тема: Кинетика электродных процессов.	5	18,19	подготовка к контрольной работе	18	контрольная работа
18.	Тема 18. Теория соударений в применении к бимолекулярным и мономолекулярным реакциям.	6	5	Подготовка к контрольной работе: изучение лекционного материала по теме "Теории химической кинетики"	24	контрольная работа
				Решение задач на вычисление общего числа столкновений реагентов.	6	Проверка решенных задач.
23.	Тема 23. Тема: Растворы электролитов и электропроводность.	6	10,11	подготовка к контрольной работе.	24	контрольная работа
				Решение задач на вычисление констант диссоциации по зависимости электропроводности раствора от конце	6	Проверка решенных задач.

N	Раздел Дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды самостоятельной работы студентов	Трудоемкость (в часах)	Формы контроля самостоятельной работы
25.	Тема 25. Тема: Кинетика электродных процессов. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Ток обмена и перенапряжение.	6	14,15	Подготовка к контрольной работе	18	контрольная работа
				Решение задач на вычисление энергии активации химической реакции по зависимости константы скорости p	6	Проверка решенных задач.
27.	Тема 27. Тема: Кинетика гомогенных химических реакций.	6	18,19	Подготовка к контрольной точке: изучение лекционного материала по разделу "Электрохимия"	20	контрольная точка
				Решение задач на вычисление кинетических параметров параллельных и последовательных химических реакц	4	Проверка решенных задач.
Итого					216	

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

- компьютерные презентации лекций;
- интерактивный опрос по разделам на лабораторном практикуме и семинарах по физической химии;
- решение задач после интерактивного опроса по той или иной теме;
- разбор конкретных задач на практикуме.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Тема 1. Тема: Основы химической термодинамики. Основные понятия.

Тема 2. Теплота и работа разного вида. Первый закон термодинамики.

Тема 3. Второй закон термодинамики. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов.

контрольная работа , примерные вопросы:

1. I закон термодинамики для изобарных условий (энтальпия). 2. Закон Гесса (тепловой эффект химической реакции). 3. Следствие закона Гесса (что называется теплотой образования химического соединения?). 4. Мольная теплоемкость, зависимость от T. 5. Закон Кирхгоффа в дифференциальной форме. 6. Закон Кирхгоффа в интегральной форме (разные степени приближения при интегрировании). 7. II закон термодинамики, энтропия. 8. Объединенная запись I и II закона термодинамики.

Разбор типовых ошибок при решении задач , примерные вопросы:

Обсуждение вопросов по термохимии. Разбор решения задачи на вычисление теплового эффекта реакции, комбинируя тепловые эффекты реакций, которые известны.

Тема 4. Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции.

Тема 5. Химический потенциал идеального и неидеального газов.

Тема 6. Тема: Растворы. Фазовые равновесия.

Тема 7. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа, его термодинамический вывод.

контрольная работа , примерные вопросы:

Термодинамика. Контрольная работа ♦ 1 (примеры билетов). БИЛЕТ 1 1. Найти теплоту образования ZnSO₄ используя: 1) ZnS(т) = Zn(т) + S(ромб) - 183.92 кДж 2) 2 ZnS + 3 O₂ = 2 ZnO + 2 SO₂ + 927.46 кДж 3) 2 SO₂ + O₂ = 2 SO₃ + 195.96 кДж 4) ZnSO₄ = ZnO + SO₃ - 230.32 кДж 2. Найти изменение энтальпии и внутренней энергии при 298 К для реакции H₂S(г) + O₂(г) = H₂O(г) + SO₂(г) Найти изменение энтальпии и внутренней энергии при 1000 К.

Необходимые данные взять из справочника. 3. Найти изменение энтропии при P = 1 атм. При нагревании 25 г CH₃OH от T₁ = 160 К до T₂ = 400 К, если энтальпия плавления = 3.16кДж , энтальпия испарения = 35.24кДж , Ср_{тв} = 1.84 , Ср_ж = 3.19 , Ср_{газ} = 1.55 , T_{пл} = 175 К, T_{кип} = 338 К. БИЛЕТ 2 1. Найти тепловой эффект реакции: CH₄ + Cl₂ = CH₃Cl + HCl Используя: 1) CH₄ + 2 O₂ = CO₂ + 2 H₂O ? 889.42 кДж 2) CH₃Cl + O₂ = CO₂ + H₂O + HCl ? 685.52 кДж 3) H₂ + O₂ = H₂O ? 285.57 кДж 4) H₂ + Cl₂ = HCl ? 92.21 кДж 2. Для реакции 2 H₂ + CO = CH₃OH(г) вычислить изменение энтальпии при 250С. Найти вид зависимости изменения энтальпии = f(T) и используя её вычислить изменение энтальпии при 350 К. 3. Найти изменение энтропии при P = 1 атм. При нагревании 20 г C₂H₅OH от T₁ = 150 К до T₂ = 390 К, если энтальпия плавления = 21кДж , энтальпия испарения = 32,4кДж , Ср_{тв} = 3.56 , Ср_ж = 2.43 , Ср_{газ} = 1.63 , T_{пл} = 159 К, T_{кип} = 351 К.

Проверка решенных задач , примерные вопросы:

Обсуждение результатов контрольной работы и разбор типовых ошибок. Разбор решения задачи. Определите работы изобарного обратимого расширения 3 моль идеального газа при его нагревании от 298 до 400 К. Решение. Работу изобарного расширения определяем по уравнению $W = nR(T_2 - T_1) = 3 \cdot 8,314(400 - 298) = 2,54 \text{ кДж}$ и другие подобного типа.

Тема 8. Гетерогенные системы. Правило фаз Гиббса и его вывод.

Тема 9. Тема: Закон действия масс. Химическое равновесие.

Тема 10. Тема: Влияние температуры на константу равновесия.

Тема 11. Тема: Элементы статистической термодинамики.

Тема 12. Тема: Электродвижущие силы.

контрольная работа , примерные вопросы:

1. Функция Гиббса, связь с A полезн.. 2. Функция Гельмгольца, связь с A полезн.. 3. Правило фаз Гиббса (степень свободы, фаза, компонент). 4. Диаграмма состояния воды. 5. Чему равно число степеней свободы в фигуративной точке a?

Проверка решенных задач , примерные вопросы:

Повторное решение задач контрольной работы и разбор типовых ошибок: не учитываются стехиометрические коэффициенты реагентов, их агрегатные состояния, знаки тепловых эффектов химических соединений.

Тема 13. Тема: Кинетика электродных процессов.

контрольная работа , примерные вопросы:

Термодинамика. Контрольная работа ♦ 2 (примеры билетов). БИЛЕТ 1 1. Определить изменение энтропии, внутренней энергии, энтальпии, функции Гельмгольца и Гиббса при смешении $4 \cdot 10^{-4}$ м³ F₂ с $5 \cdot 10^{-4}$ м³ Cl₂ при T = 298 К. Начальное давление газов было 1 атм. Конечный объем смеси $9 \cdot 10^{-4}$ м³. 2. Для реакции N₂ + 3H₂ = 2NH₃ определить: 1) нормальное сродство N₂ к H₂ при T = 600 К; 2) выход NH₃ при общем давлении 1 атм и T = 600 К, если N₂ и H₂ введены в реакционный сосуд в стехиометрических количествах; 3) будет ли образовываться NH₃, если исходные давления газов в реакционной смеси равны P_{N2} = 1 атм, P_{H2} = 1.5 атм, P_{NH3} = 1 атм, T = 600 К. БИЛЕТ 2 1. Определить изменение энтропии, внутренней энергии, энтальпии, функции Гельмгольца и Гиббса при смешении $2 \cdot 10^{-4}$ м³ CH₄ и $3 \cdot 10^{-4}$ м³ He при T = 298 К. Начальное давление газов было 1 атм. Конечный объем смеси $5 \cdot 10^{-4}$ м³. 2. Определить для реакции H₂ + Cl₂ = 2HCl: 1) нормальное сродство H₂ к Cl₂ при 900 К; 2) выход HCl при общем давлении 1 атм и 900 К, если H₂ и Cl₂ введены в реакционный сосуд в стехиометрических количествах; 3) будет ли протекать реакция образования HCl, если исходные давления газов в реакционной смеси равны были P_{H2} = 0.4 атм, P_{Cl2} = 0.3 атм, P_{HCl} = 0.14 атм, T = 900 К. БИЛЕТ 3 1. Определить изменение энтропии, внутренней энергии, функции Гиббса и Гельмгольца при смешении $7 \cdot 10^{-4}$ м³ N₂ и $9 \cdot 10^{-4}$ м³ Cl₂ при T = 298 К. Начальное давление газов было 1 атм. Конечный объем смеси $16 \cdot 10^{-4}$ м³. 2. Определить для реакции PCl₃ + Cl₂ = PCl₅: 1) нормальное сродство PCl₃ к Cl₂ при 500 К; 2) выход PCl₅ при общем давлении 1 атм и 500 К, если PCl₃ и Cl₂ введены в реакционный сосуд в стехиометрических количествах; 3) будет ли разлагаться PCl₅, если исходные давления газов в реакционной смеси равны были P_{PCl3} = 0.3 атм, P_{Cl2} = 0.6 атм, P_{PCl5} = 0.2 атм, и T = 500 К. БИЛЕТ 4 1. Определить изменение энтропии, внутренней энергии, энтальпии, функции Гельмгольца и Гиббса при смешении $2 \cdot 10^{-4}$ м³ CO₂ и $4 \cdot 10^{-4}$ м³ CH₄ при T = 298 К. Начальное давление газов было 1 атм. Конечный объем смеси $6 \cdot 10^{-4}$ м³. 2. Для реакции C₂H₄ + H₂ = C₂H₆ определить: 1) нормальное сродство C₂H₄ к H₂ при 800 К;

Тема 14. Тема: Химическая кинетика. Методы определения порядка реакции.

Тема 15. Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий.

Тема 16. Цепные реакции. Реакции в потоке.

Тема 17. Теория переходного состояния (статистический и термодинамический аспект).

Тема 18. Теория соударений в применении к бимолекулярным и мономолекулярным реакциям.

контрольная работа, примерные вопросы:

1. Размерность и примерные численные значения Z (общее число столкновений). 2. Какую молекулярную модель используют при выводе общего числа столкновений? 3. Поясните термины "эффективный диаметр" и "эффективное сечение" столкновений?. 4. Зависит ли эффективный диаметр от температуры? 5. Поясните термин активная молекула?. 6. Какие гипотезы лежат в основе теории активных столкновений? 7. Что такое стерический фактор P (физический смысл в ТАС)? 8. Как связаны между собой величины экспериментальной энергии активации и энергии, входящей в уравнение ТАС (E_{эксп} и E_a)? 9. Каковы основные достоинства и недостатки ТАС? 10. Знание каких свойств молекул необходимо для расчета числа столкновений (Z)? 11. Проблемы мономолекулярных реакций (ТАС). 12. Основные положения теории Линдемана. 13. Основное отличие теорий Хиншельвуда, Касселя и Слейтера от теории Линдемана. 14. Какое предположение легло в основу ТПС? 15. Какие хим. реакции получили название адиабатических? 16. На каких постулатах основывается ТПС? 17. Почему при выводе уравнения для константы скорости реакции рассматривается не точка, отвечающая вершине потенциального барьера, а некоторый отрезок δ? 18. Размерность и физический смысл множителя kT/h в ТПС? Каков численный порядок этой величины? 19. Что означает "трансмиссионный коэффициент" Возможные причины его появления? 20. Почему при рассмотрении ТПС возникает вопрос термодинамического аспекта этой теории? 21. Термодинамический аспект ТПС, связь E_{эксп} и ΔH‡. 22. Использование ТПС для оценки стерического множителя ТАС.

Проверка решенных задач, примерные вопросы:

Обсуждение результатов контрольной работы. Пример типовой задачи. Разложение HJ является бимолекулярной реакцией, энергия активации которой равна 184800 Дж/моль. Реакция протекает при 566 К, диаметр молекулы, вычисленный по вязкости равен 0,35 нм, концентрация 1 моль/л. Определите константу скорости при 566 К.

Тема 19. Фотохимические реакции.

Тема 20. Тема: Катализ. Гомогенный катализ.

Тема 21. Гетерогенный катализ.

Тема 22. Ферментативный катализ.

Тема 23. Тема: Растворы электролитов и электропроводность.

контрольная работа , примерные вопросы:

Кинетика. Контрольная работа (примеры билетов). Билет ♦ 1 1. Раствор уксусноэтилового эфира при $C_1=0,01N$ и 293 K омыляется 0,002н раствором (C_2) едкого натра на 10% в течение 23 минут. Как изменится это время, если уменьшить концентрации реагирующих веществ в 10 раз (порядок реакции=2)? 2. Константа скорости для реакции: $2N_2O_5(g) = 2N_2O_4(g) + O_2(g)$ имеет значение 0,69с⁻¹. Чему равно $t_{1/2}$? $P_0= 500$ мм рт.ст. Какое будет $P_{общ}$ в реакционной смеси через 400 с после начала реакции? 3. Выведите формулу, связывающую $t_{1/2}$ с C_0 для реакции нулевого порядка. Билет ♦ 2. 1. Хлорирование бензола, проводимое в ледяной уксусной кислоте: $C_6H_6 + Cl_2 = C_6H_5Cl + HCl$ является реакцией второго порядка, $k=1,5 \cdot 10^{-6}$ м³/кмоль*с. Исходные концентрации: бензола 0,5 кмоль/м³ и хлора - 0,05 кмоль/м³. Определите, за какое время образуется половина возможного при этих условиях количества хлорбензола? 2. Выведите формулу для $t_{1/2}$ реакции первого порядка. 3. Определите порядок для реакции конверсии пара-водорода в орто-водород при 923 K, пользуясь зависимостью между $t_{1/2}$ и давлением. Значения давления P_0 и $t_{1/2}$ следующие: $P_0 \cdot 10^{-5}$, Па 0.067 0.133 0.267 0.533 $t_{1/2}$, с 648 450 318 222

Проверка решенных задач. , примерные вопросы:

Обсуждение результатов контрольной работы и разбор типовых ошибок. Примеры типовых задач: 1. Вычислите средние ионные коэффициенты активности для 0.01 и 0,0001 М растворов хлорида натрия. Сравните полученные величины с данными, приведенными в справочниках. 2. Вычислите степень диссоциации воды при 298 K, используя удельную электрическую проводимость воды, плотность и подвижности ионов.

Тема 24. Тема: ЭДС и термодинамика электрохимических цепей.

Тема 25. Тема: Кинетика электродных процессов. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда. Ток обмена и перенапряжение.

контрольная работа , примерные вопросы:

Билет ♦ 1 1. Перекись водорода в присутствии платины разлагается с выделением кислорода. В опыте получены следующие результаты: t , мин. 10 20 30 40 ∞ $V_{кисл}$, см³ 3.3 6.0 8.1 9.6 15.6 Определить порядок реакции и найти время, в течение которого разложится 1/3 начального количества H_2O_2 . 2. Для необратимой реакции первого порядка вычислить: во сколько раз потребуется больше времени, чтобы прореагировало 99.9% исходного вещества по сравнению с тем временем, которое необходимо на первую половину реакции. 3. Нарисуйте график зависимости константы скорости реакции от концентрации исходных веществ. Билет ♦ 2 1. Скорость реакции $(C_2H_5)N + CH_3I = [(C_2H_5)N+CH_3]I$ в нитробензоле определялась при 25С. Найдено, что t , с 1200 1800 2400 3600 4500 5400 $x \cdot 10^{-3}$ моль/л 8.76 10.76 12.08 13.92 14.76 15.38 x - количество триэтиламина или йодистого метила, прореагировавшее за время t . C_0 амина и йодистого метила равны 0.0198 моль/л. Определить порядок реакции и k . 2. При изучении реакции между нитробензолом и SO_3 была получена следующая зависимость W_0 от начальной концентрации триоксида серы: $[SO_3]$ моль/л 0.89 0.61 0.56 0.52 0.48 0.32 W_0 , услов. ед. 0.59 0.35 0.31 0.29 0.24 0.16 Определите порядок реакции по $[SO_3]$. 3. Нарисуйте график зависимости периода полураспада от концентрации для реакции нулевого порядка.

Проверка решенных задач. , примерные вопросы:

Примеры типовых задач: 1. Через раствор сульфата меди проходит ток силой 1.5 А. Определите теоретический выход меди в течение одного часа. 2. Определите расход электроэнергии на получение 1 т меди при выходе по току 96%.

Тема 26. Тема: Термохимия.

Тема 27. Тема: Кинетика гомогенных химических реакций.

контрольная точка , примерные вопросы:

1. Найдите потенциал водородного электрода при $pH=7$, температуре $36.6^\circ C$ и давлении водорода 1 атм.? 2. Объясните, в чём причина различий в электропроводности водных растворов хлорида натрия и гидроксида натрия с концентрацией электролита 0.01 моль·л⁻¹, если температуры растворов одинаковы. 3. Как, имея экспериментальные данные по измерению удельной электропроводности раствора слабой кислоты при разных разведениях, вычислить константу диссоциации кислоты? 4. Рассчитайте ЭДС цепи, составленной из цинкового и стандартного водородного электродов, при активности ионов цинка, равной 1 (стандартный потенциал цинка равен $-0,763$ В). 5. Изобразите зависимость удельной электропроводности раствора соляной кислоты от объёма добавленного раствора гидроксида натрия. 6. Нарисуйте графики концентрационной зависимости удельной и мольной электропроводностей, степени и константы диссоциации муравьиной кислоты. Какая из перечисленных величин не зависит от концентрации кислоты? 7. Объясните резкое падение электропроводности раствора сильной кислоты при нейтрализации щелочью. 8. Как рассчитать величину ЭДС гальванического элемента. 9. За счет каких реакций происходит образование потенциала стеклянного электрода. 10. Каким раствором наполнен электролитический ключ, служащий для элиминирования диффузионного потенциала. 11. Чем обусловлен максимум на кривой зависимости α от концентрации для сильных электролитов. 12. Чем обусловлен максимум на кривой зависимости α от концентрации для слабых электролитов. 13. Размерность удельной и мольной электропроводности. 14. Приведите примеры реакций общего кислотного и основного катализа, специфического кислотного и основного катализа. 15. Физический смысл максимальной скорости ферментативной реакции. 16. Физический смысл константы Михаэлиса. 17. Что такое субстратная константа диссоциации комплекса в ферментативной реакции. 18. Чем отличается физическая адсорбция от хемосорбции. 19. Адсорбционный закон Генри. Его ограничения.

Проверка решенных задач, примерные вопросы:

Обсуждение результатов контрольной работы и разбор типовых ошибок. Использование теорий химической кинетики для оценки кинетических параметров химических реакций по экспериментальным данным.

Тема . Итоговая форма контроля

Тема . Итоговая форма контроля

Примерные вопросы к зачету и экзамену:

Самостоятельная работа студентов (СРС) включает следующие виды:

- изучение теоретического лекционного материала;
- проработка теоретического материала (конспекты лекций, основная и дополнительная литература),
- оформление результатов лабораторного практикума,
- решение задач.

ПРИМЕРЫ ВОПРОСОВ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ:

1. Размерность и примерные численные значения Z (общее число столкновений).
2. Какую молекулярную модель используют при выводе общего числа столкновений?
3. Поясните термины "эффективный диаметр" и "эффективное сечение столкновений".
4. Зависит ли эффективный диаметр от температуры?
5. Поясните термин " активная молекула".
6. Какие гипотезы лежат в основе теории активных столкновений?
7. Что такое стерический фактор P (физический смысл в ТАС)?
8. Как связаны между собой величины экспериментальной энергии активации и энергии, входящей в уравнение ТАС ($E_{\text{эксп}}$ и E_a)?
9. Каковы основные достоинства и недостатки ТАС?
10. Знание каких свойств молекул необходимо для расчета числа столкновений (Z) ?
11. Проблемы мономолекулярных реакций (ТАС).

12. Основные положения теории Линдемана.
13. Основное отличие теорий Хиншельвуда, Касселя и Слейтера от теории Линдемана.
14. Какое предположение легло в основу "ТПС"?
15. Какие хим. реакции получили название "адиабатических"?

ПРИМЕРЫ ВОПРОСОВ ДЛЯ ЗАЧЕТА (5 семестр):

1. Основные понятия: термодинамические параметры (интенсивные, экстенсивные, функция состояния).
2. I закон термодинамики: формулировки, математическая запись (внутренняя энергия, теплота, работа).
3. I закон термодинамики для изолированной системы.
4. I закон термодинамики для изохорных условий.
5. I закон термодинамики для изобарных условий (энтальпия).
6. Закон Гесса (тепловой эффект химической реакции).
7. Следствие закона Гесса (что называется теплотой образования химического соединения?).
8. Мольная теплоемкость, зависимость от T.
9. Закон Кирхгоффа в дифференциальной форме.
10. Закон Кирхгоффа в интегральной форме (разные степени приближения при интегрировании).
11. II закон термодинамики, энтропия.
12. Объединенная запись I и II закона термодинамики.
13. ΔG , связь с Аполезн..
14. ΔF , связь с Аполезн..
15. Правило фаз Гиббса (степень свободы, фаза, компонент).
16. Диаграмма состояния воды.

ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ К ЭКЗАМЕНУ (5 семестр):

Билет ♦ 1.

1. Основные понятия термодинамики: система, состояние, параметры, функция состояния, теплота, работа.
2. III закон термодинамики, постулат Планка, вычисление абсолютной энтропии.
3. Полиморфные превращения: моно- и энантиотропные превращения. Диаграммы состояния воды и серы.

Билет ♦ 2.

1. Теплота и работа, принцип эквивалентности теплоты и работы.
2. Характеристические функции: энергия Гельмгольца.
3. Гетерогенные равновесия (фаза, компонент, степень свободы). Правило фаз Гиббса.

Билет ♦ 3.

1. Нулевой закон термодинамики, температура.
2. Характеристические функции: свободная энергия Гиббса.
3. Полиморфные превращения: моно- и энантиотропные превращения. Диаграммы состояния воды и серы.

ПРИМЕРЫ ВОПРОСОВ ДЛЯ ЗАЧЕТА (6 семестр):

1. Кислотно-основной катализ: специфический и общий.
2. Механизмы ингибирования ферментативных реакций (конкурентное ингибирование).
3. Механизмы ингибирования ферментативных реакций (бесконкурентное ингибирование).
4. Механизмы ингибирования ферментативных реакций (неконкурентное ингибирование).
5. Гетерогенный катализ. Уравнение для поверхностной концентрации: изотермы адсорбции

6. Ленгмюра, типа Ленгмюра и БЭТ.
7. Кислотно-основной катализ: специфический и общий. Прототропный и протолитический
8. механизмы.
9. Электропроводность электролитов. Удельная и мольная электропроводности. Предельная
10. ионная подвижность. Уравнение Кольрауша.
11. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.
12. Аномальная подвижность ионов H_3O^+ и OH^- .
13. Зависимость мольной электропроводности сильных электролитов от концентрации.
14. Релаксационное и электрофоретическое торможение.
15. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
16. Водородный электрод. Стандартный водородный электрод.
17. Классификация электродов.
18. Электроды II рода (электроды сравнения, хлорсеребряный электрод).
19. Окислительно-восстановительные электроды (хингидронный электрод).
20. Стекланный электрод.

ПРИМЕРЫ БИЛЕТОВ К ЭКЗАМЕНУ (6 семестр):

Билет ♦ 1.

1. Кинетические уравнения для обратимых реакций 1 порядка.
2. Изотерма Ленгмюра. Диссоциация сорбата на две части. Уравнение Ленгмюра. При каких условиях степень заполнения будет максимальной при условии диссоциации.
3. Водородный электрод. Стандартный водородный электрод.

Билет ♦ 2.

1. Кинетическое уравнение необратимой реакции 1 порядка.
2. Уравнение Аррениуса.
3. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.

Билет ♦ 3.

1. Кинетическое уравнение необратимой реакции 2 порядка (вывод и анализ).
2. ТАС (предположения и вывод уравнения для константы скорости).
3. Электропроводность электролитов. Удельная и мольная электропроводности. Предельная ионная подвижность. Уравнение Кольрауша.

7.1. Основная литература:

1. Соломонов, Б.Н. Методические разработки к практикуму по физической химии: для студентов химического факультета: [учебно-методическое пособие / Б. Н. Соломонов, В. Б. Новиков, М. А. Варфоломеев]; Казан. (Приволж.) федер. ун-т, Каф. физ. химии. ?Казань: [Казанский университет], 2012. ?; 21.Ч. 2: Химическая кинетика. ?2012. - 36 с.
2. Лисицын, Ю.А. (канд. хим. наук ; 1961-) . Методические разработки к общему практикуму по электрохимии : для студентов Химического института : [учебно-методическое пособие / Ю. А. Лисицын] ; Казан. федер. ун-т .? Казань : [Казанский (Приволжский) федеральный университет], 2012 .? 74 с.
3. Методические разработки к практикуму по физической химии [Текст: электронный ресурс]: для студентов химического факультета / Казан. гос. ун-т им. В.И. Ульянова-Ленина; [науч. ред. д.х.н., доц. Б.Н. Соломонов]. ?Б.м.: Б.и., Б.г.
4. 2: Химическая кинетика [Текст: электронный ресурс] / [сост.: Л. З. Манапова, В. Б. Новиков]. ?Электронные данные (1 файл: 0,56 Мб). ?Загл. с экрана. ?Режим доступа: открытый .Химическая кинетика / [сост.: Л. З. Манапова, В. Б. Новиков]. ?Б.м., 2006 .
<http://libweb.ksu.ru/ebooks/publicat/0-756998.pdf>

4. Еремин В.В. Основы общей и физической химии / В. В. Еремин, А. Я. Борщевский. Долгопрудный: Интеллект, 2012. - 847 с.
5. Бокштейн Б.С., Менделев М.И. Физическая химия: термодинамика и кинетика. - М.:МИСИС, 2012.- 258 с. http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=47443
6. Афанасьев Б.Н. Акулова Ю.П. Физическая химия. [Электронный ресурс] - Санкт-Петербург.: Лань, 2012. - 416 с.
Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&pl1_id=4312
7. Белюстин А.А. Потенциометрия: физико-химические основы и применения [Электронный ресурс] : учебное пособие. ? Электрон. дан. ? СПб. : Лань, 2015. ? 334 с. ? Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=60646
8. Еремин, В.В. Основы физической химии. Теория: в 2 частях [Электронный ресурс] : учебное пособие / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская. ? Электрон. дан. ? М. : 'Лаборатория знаний' (ранее 'БИНОМ. Лаборатория знаний'), 2013. ? 590 с. ? Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=66369

7.2. Дополнительная литература:

1. Байрамов В.М. Основы химической кинетики и катализа. М.: Академия. 2003.
2. Горшков И. Основы физической химии.- Бином.Лаборатория знаний, 2011. - 408 с.
3. Физическая химия : Учеб. для вузов: В 2кн. Кн.1. Строение вещества. Термодинамика / ; Краснов К.С., Воробьев Н.К., Годнев И.Н.; Под ред. К.С.Краснова .? 3-е изд., испр. ? М. : Высшая школа, 2001 .? 512 с.
4. Физическая химия : Учеб. для вузов: В 2кн. Кн.2. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ / ; Краснов К.С., Воробьев Н.К., Годнев И.Н. и др.; Под ред. К.С.Краснова .? 3-е изд., испр. ? М. : Высшая школа, 2001 .? 319с.
5. Попова, А.А. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / А.А. Попова, Т.Б. Попова. ? Электрон. дан. ? СПб. : Лань, 2015. ? 495 с.
Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=63591

7.3. Интернет-ресурсы:

- А. Березовчук Физическая химия: конспект лекций - http://www.ph4s.ru/book_him_phys.html
Пособия по физической химии - http://www.fptl.ru/Y4eba_Fizhimija.html
Форум химиков - <http://forum.xumuk.ru/index.php?showtopic=49605>
Химический факультет МГУ - <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/phys.html>
Электронные ресурсы Химического института КФУ -
http://repository.kpfu.ru/?r_id=7&p_type=21&P_CHECK_EMP_EOR=1&P_CHECK_STUD_EOR=1

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

Освоение дисциплины "Физическая химия" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:

Мультимедийная аудитория, вместимостью более 60 человек. Мультимедийная аудитория состоит из интегрированных инженерных систем с единой системой управления, оснащенная современными средствами воспроизведения и визуализации любой видео и аудио информации, получения и передачи электронных документов. Типовая комплектация мультимедийной аудитории состоит из: мультимедийного проектора, автоматизированного проекционного экрана, акустической системы, а также интерактивной трибуны преподавателя, включающей тач-скрин монитор с диагональю не менее 22 дюймов, персональный компьютер (с техническими характеристиками не ниже Intel Core i3-2100, DDR3 4096Mb, 500Gb), конференц-микрофон, беспроводной микрофон, блок управления оборудованием, интерфейсы подключения: USB, audio, HDMI. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, вебинары, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов. Мультимедийная аудитория также оснащена широкополосным доступом в сеть интернет. Компьютерное оборудование имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Перечень основного учебного оборудования: вытяжные шкафы, сушильные шкафы SNOL, ABBE REFRACTOMETER, термостаты, колбонагреватели, поляриметр POLAX-2L, спектрофотометр ПЭ-5400ви, весы (MASSA-K и OHAUS), источники питания постоянного тока GPD-73303S, магнитные мешалки RH basjk 2IKAMAG, кондуктометры (АНИОН А-7000 и ЕС 212 Conductivity Meter), титраторы TitrLine, генератор напряжения 3-36 А, Р 300 З, рН-метры (673 М и 150 МИ), мультимедийный проектор SAMSUNG, вольтампероомметры GDM-8145, мультиметры Keitley 200/E, УЛК "Химия", компьютеры.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 04.03.01 "Химия" и профилю подготовки Органическая химия .

Автор(ы):

Соломонов Б.Н. _____

"__" _____ 201__ г.

Рецензент(ы):

Улахович Н.А. _____

"__" _____ 201__ г.