

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Кемеровский государственный университет»

Химический факультет

УТВЕРЖДАЮ

Декан
химического факультета
_____ Мороз /
« 25 » _____ марта 2013 г.



Рабочая программа дисциплины
Физическая химия. Химическая кинетика.

для специальности 020101.65-Химия (цикл ОПД.Ф.4)

факультет	химический		
курс	3		
семестр	6		
лекции	34 часов	экзамен	6 семестр
практические занятия	_____ часов	зачет	_____ семестр
лабораторные занятия	68 часов	курсовая работа	6 семестр
самостоятельные занятия	60 часов		

Всего часов: 162

Составитель: Е.П. Громыко, Н.В.Сорокина

Кемерово 2013

Рабочая программа дисциплины « Физическая химия. Химическая кинетика» федерального компонента цикла (ОПД.Ф.4) составлена в соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта второго поколения по специальности 020101.65 «Химия»

Рабочая программа дисциплины
обсуждена на заседании кафедры Физической химии

Протокол № 8 от « 18 » марта 2013 г.

Зав. кафедрой _____ А.Г. Кречетов

Одобрено методической комиссией химического факультета

Протокол № 7 от « 20 » марта 2013 г.

Председатель _____ О.Н. Булгакова

1. Пояснительная записка

Физическая химия является одной из фундаментальных химических дисциплин, входящих в цикл общепрофессиональных дисциплин (федеральный компонент) образовательной программы подготовки специалиста по специальности 020101.65– Химия.

Физическая химия может рассматриваться как приложение законов физики к химическим и биохимическим системам. Используя законы физики и химии, физическая химия обобщает их и способствует развитию всех химических дисциплин. Знание основ физической химии необходимо для изучения последующих химических и технологических дисциплин.

Цель курса химической кинетики – дать основные сведения о теоретических основах химической кинетики и катализа, механизма химических реакций.

Задачи изучения дисциплины:

- изложить теоретические основы химической кинетики на базе знаний по общей и неорганической химии, физики и математики, объём которых определяется образовательной программой;
- ознакомить с методами обработки кинетических результатов и расчёта основных кинетических характеристик: скорости реакции, константы скорости, порядка реакции, энергии активации, и методами анализа механизма реакций для установления его достоверности;
- ознакомить с возможностями теоретического расчёта кинетических характеристик на основе теории активных соударений и теории активированного комплекса, с особенностями протекания реакций в растворах и сложных реакций: фотохимических и цепных;
- изложить основы катализа и особенности каталитических реакций; факторы, определяющие каталитические свойства, природу катализа, особенности гомогенного и гетерогенного катализа;
- научить расчётам типовых задач и пользоваться справочными данными;
- привить навыки самостоятельной работы в химической лаборатории, получать и обрабатывать экспериментальные данные.

Основные разделы химической кинетики – это формальная кинетика, теории элементарных реакций, сложные реакции и катализ.

Формы организации учебного процесса по данному курсу: лекции ; практические (семинарские) занятия, лабораторный практикум и самостоятельная работа. Самостоятельная работа включает проработку теоретического материала, выполнение индивидуальных заданий, подготовку к защите лабораторных работ и сдаче коллоквиумов.

Студенты-химики изучают курс химической кинетики в объёме 198 часов на третьем курсе обучения в университете (6 семестр).

Студент, изучивший курс химической кинетики в рамках образовательно-

профессиональной программы по специальности химия должен:

- владеть основными законами физической химии и понимать основы физической химии как теоретического фундамента современной химии;
- знать основы химической кинетики и катализа, механизма химических реакций в объёме, указанном в разделе “программа курса”;
- владеть экспериментальными методами работы в объёме лабораторного практикума по данному курсу;
- уметь обрабатывать и интерпретировать экспериментальные результаты;
- уметь рассчитывать основные кинетические характеристики и анализировать механизмы химических реакций (программа семинарских занятий);
- уметь самостоятельно восполнить недостающие знания по физической химии с помощью учебной, научной и справочной литературы;

Виды контроля знаний студентов по курсу химической кинетики:

1. Сдача четырёх индивидуальных заданий, темы заданий и сроки сдачи указаны в п. 5.1; варианты индивидуальных заданий приведены в методических материалах 4.3.1.
2. Выполнение двух контрольных работ, темы заданий и сроки выполнения указаны в п. 5.2.
3. Защита и оформление отчёта трёх лабораторных работ; перечень лабораторных работ (п. 3.3), вопросы к защите (п. 5.3) и описание лабораторных работ приведены в методических материалах 4.3.2.
4. Сдача трёх коллоквиумов, темы и вопросы изложены в п. 5.4.

После изучения данного курса студент должен получить зачёт и сдать экзамен.

Зачёт выставляется по результатам выполнения индивидуальных заданий, контрольных работ и защите лабораторных работ; по теоретическому курсу сдаётся экзамен (вопросы п. 5.4).

2. Тематический план

№	Название и содержание разделов, тем	Объем часов					Формы контроля
		Общий	Аудиторная работа			Самостоятельная работа	
			Лекции	Практические (семинарские)	Лабораторные		
1	2	3	4	5	6	7	8
Дневная форма обучения							
1	Основные понятия. Кинетика простых необратимых реакций. Методы определения порядка реакции.	34	5	10	12	7	Инд. задание № 1 Защита лаб. работы Контрольная работа №1 Коллоквиум № 1
2	Кинетика сложных реакций: обратимые, параллельные, последовательные.	22	4	8	3	7	Инд. задание № 2 Контрольная работа №1 Коллоквиум № 1
3	Принцип квазиравновесия и квазистационарности. Зависимость скорости реакции от температуры.	28	3	6	12	7	Инд. задание № 3 Защита лаб. работы Контрольная работа № 2 Коллоквиум № 1
4	Теория активных соударений. Мономолекулярные реакции в ТАС.	16	5	4		7	Инд. задание № 4 Коллоквиум № 2

1	2	3	4	5	6	7	8
5	Теория активированного комплекса. Полуэмпирический метод ППЭ Эйринга-Поляни	18	5	6		7	Инд. задание № 4 Коллоквиум № 2
6	Реакции в растворах	13	3		3	7	Защита лаб. работы Коллоквиум № 2
7	Сопряженные и фотохимические реакции	9	3			6	Коллоквиум № 3
8	Цепные реакции. Теория воспламенения Н.Н. Семёнова. Тепловой взрыв.	9	3			6	Коллоквиум № 3
9	Каталитические реакции. Гомогенный, гетерогенный катализ.	13	3		4	6	Защита лаб. работы Коллоквиум № 3
	Всего	162	34	34	34	60	

3. Содержание дисциплины

3.1. Программа лекционного курса

3.1.1. Введение и основные понятия. Химическая кинетика как раздел физической химии. Связь кинетики с термодинамикой.

Сложные и простые реакции. Понятие о механизме реакции и элементарной стадии. Скорость реакции. Основные кинетические закономерности элементарных реакций. Молекулярность реакции. Основной постулат химической кинетики. Принцип независимости.

Формальная кинетика. Кинетическое уравнение. Порядок реакции. Кинетические обратимые и необратимые реакции.

Необратимые реакции нулевого и первого порядка. Период полупревращения и среднее время жизни в реакциях первого порядка.

Необратимые реакции второго и третьего порядка. Примеры. Реакции n -ого порядка. Методы определения порядка и кажущихся констант скоростей из экспериментальных данных, его достоинства и недостатки. Модификации интегрального метода. Дифференциальный метод обработки экспериментальных данных. Две модификации дифференциального метода. Сравнение интегрального и дифференциального методов.

3.1.2. Обратимые реакции 1-го и 2-го порядка. Кинетика параллельных реакций 1-го, 2-го и смешанных порядков. Относительная реакционная способность соединений. Кинетическое исследование последовательных реакций 1-го порядка.

3.1.3. Кинетический анализ сложных реакций. Стационарный режим протекания реакции и принцип квазистационарности. Понятие о лимитирующей стадии процесса и принцип квазиравновесия.

Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса и его термодинамический вывод. Энергия активации и её определение из экспериментальных данных. Статистический смысл энергии активации.

3.1.4. Кинетика элементарных реакций. Теория активных соударений (ТАС). Сечение соударения. Фактор соударения. Гипотеза Аррениуса, её достоинства и недостатки. Подсчёт числа двойных соударений. Формула Траутца-Льюиса. Предэкспоненциальный множитель. Нормальные, быстрые и медленные бимолекулярные реакции. Формула Хиншельвуда. Стерический множитель.

Мономолекулярные реакции в ТАС. Теория Линдемана, давление перехода. Сравнение эксперимента с теорией. Формула Хиншельвуда. Основные недостатки теорий Линдемана и Хиншельвуда. Мономолекулярные реакции в ТАК.

Понятие о современных теориях мономолекулярных реакций. Понятие о теории РРКМ (самостоятельно). Тримолекулярные реакции в ТАС.

3.1.5. Основные представления теории активированного комплекса (ТАК). Поверхность потенциальной энергии в случае взаимодействия свободного

атома с двухатомной молекулой. Полуэмпирический метод построения поверхностей потенциальной энергии Эйринга-Поляни (ППЭ). Энергия активации и координата реакции.

Вывод основного уравнения ТАК. Термодинамическая форма основного уравнения ТАК, теплота и энтропия активации. Связь теплоты активации с экспериментальной энергией активации. Сравнение ТАК и ТАС.

3.1.6. Реакции в растворах. Применение теорий ТАС и ТАК к реакциям в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Фактор активности. Реакции между ионами в растворах. Энтропийное правило и его объяснение на основе эффекта электронаправленности. Солевые эффекты.

3.1.7. Сложные реакции. Общие замечания. Сопряжённые реакции. Примеры. Атор, акцептор, индуктор. Фактор индукции. Роль химической индукции в биологических системах.

Фотохимические реакции. Закон Гротгуса-Дрепера. Закон Вант-Гоффа, закон Ламберта-Бера, закон эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход реакции. Первичные фотохимические процессы. Механизм Штерна-Фольмера. Экспериментальное определение квантового выхода первичного процесса. Вторичные фотохимические процессы. Фотосенсбилизация.

3.1.8. Цепные реакции. Сложные цепные и нецепные реакции. Частота, вероятность реакции, длина цепи. Природа активных частиц. Принцип неуничтожимости свободной валентности. Примеры цепных реакций. Основные стадии цепной реакции: инициирование, продолжение и обрыв цепи. Простые (неразветвлённые) и разветвлённые цепные реакции. Стадия разветвления цепи. Формальная кинетика цепных реакций.

Реакция окисления водорода как пример разветвлённой цепной реакции. Механизм и кинетика реакции. Принцип квазистационарности Н.Н. Семёнова. Теория пределов воспламенения Н.Н. Семёнова. Тепловой взрыв.

3.1.9. Каталитические реакции. Определение понятий катализа и катализатора. Основные характерные особенности каталитических реакций. Классификация каталитических реакций. Природа действия катализаторов в системах с равновесным распределением энергии.

Факторы, определяющие каталитические свойства. Корреляционные соотношения Бренстеда-Поляни. Каталитическая активность и энергия промежуточного взаимодействия.

Гомогенный катализ в растворах. Кислотно-основной катализ. Классификация кислот и оснований по Бренстеду и Льюису. Соотношение общего и специфического кислотно-основного катализа.

Гетерогенный катализ. Промежуточное взаимодействие в гетерогенном катализе. Адсорбция как стадия гетерогенно-каталитической реакции. Теории гетерогенного катализа. Мультиплетная теория А.А. Баландина. Принцип энергетического и геометрического соответствия А.А. Баландина.

Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций. Температурная зависимость кинетических постоянных. Уравнение Михаэлиса-Ментэн (самостоятельно).

Катализ комплексными соединениями переходных металлов. Гомогенные реакции гидрирования, их кинетика и катализ (самостоятельно).

3.2. Тематика семинарских занятий

№	Название темы	Количество часов
1	Реакции низших порядков (нулевой, первый)	2
2	Реакции высших порядков (второй, третий)	2
3	Интегральный метод определения порядка и кажущейся константы скорости	3
4	Дифференциальный метод определения порядка и кажущейся константы скорости	3
5	Кинетика обратимых реакций	2
6	Кинетика параллельных реакций	2
7	Кинетика последовательных реакций 1-го порядка	2
8	Контрольная работа № 1	2
9	Принцип квазиравновесия	1
10	Принцип квазистационарности	1
11	Зависимость скорости реакции от температуры	2
12	Контрольная работа № 2	2
13	Теория активных соударений (ТАС). Бимолекулярные реакции	2
14	Мономолекулярные реакции в ТАС	2
15	Теория активированного комплекса (ТАК). Мономолекулярные реакции	2
16	Бимолекулярные реакции в ТАК	2
17	Расчёт теплоты и энтропии активации	2
	Всего	34

3.3. Перечень работ лабораторного практикума

№	Наименование занятия	Количество часов
1	Вводное занятие	2
2	Каталитическое разложение перекиси водорода: а) зависимость скорости реакции от температуры; б) зависимость скорости реакции от концентрации катализатора.	10
3	Каталитическое иодирование ацетона: а) зависимость скорости реакции от температуры; б) зависимость скорости реакции от концентрации катализатора; в) зависимость скорости реакции от концентрации реагентов.	10
4	Каталитический гидролиз тростникового сахара: а) зависимость скорости реакции от концентрации катализатора.	6
5	Коллоквиум № 1 “Формальная кинетика” (7 неделя)	2
6	Коллоквиум № 2 “Теория элементарных реакций” (14 неделя)	2
7	Коллоквиум № 3 “Сложные реакции” (17 неделя)	2
	Всего	34

4. Учебно-методические материалы **Список основной учебной литературы**

1. Горшков, Владимир Иванович, Кузнецов, Иван Алексеевич Основы физической химии : учебник для вузов / В. И. Горшков, И. А. Кузнецов .- 3-е изд. - М. : Бинوم. Лаборатория Знаний , 2006 .- 407 с.
2. Кудряшева, Надежда Степановна, Бондарева, Лидия Георгиевна Физическая химия : учебник для бакалавров / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева .- М. : Юрайт , 2012 .- 340 с. : рис., табл. .- Бакалавр
3. Афанасьев Б. Н., Акулова Ю. П. Физическая химия: учебник для ВУЗов/ - 1-е изд. – М.: Издательство «Лань», 2012.-41с.
<http://e.lanbook.com/view/book/4312>

Список дополнительной учебной литературы

1. Эмануэль Н.М., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики, 1984.
2. Топчиева К.В., Федорович Н.В. Физическая химия в вопросах и ответах, 1981.
3. Лейдлер, К. Кинетика органических реакций. М., 1966.
4. Бенсон, С. Основы химической кинетики. М.: Мир, 1964.
5. Эйринг, Г. Основы химической кинетики./ Г. Эйринг, С.Г. Лин, С.М.Лин .
6. Физическая химия / под ред. Б.Н. Никольского. М.: Химия, 1987.
7. Эткинс, П. Физическая химия. Т.2. М.: Мир, 1980.
8. Физическая химия / под ред. К.С. Краснова. М.: Высшая школа, 1982.
9. Киселева, Е.В. Сборник примеров и задач по физической химии. / Е.В. Киселева, Г.С. Каретников, И.В. Кудряшов М.: Высшая школа, 1991.
10. Фок, Н.В. Сборник задач по химической кинетике. / Н.В. Фок, М.Я. Мельников. М.: Высшая школа, 1982.
11. Краткий справочник физико-химических величин. / под. ред. А.А. Равделя, А.М. Пономарёвой. Л.: Химия, 1983

Методические материалы:

1. Учебно-методические пособие по физической химии. Часть 3. КГУ, 2004.
 2. Методические указания к лабораторным работам по химической кинетике. КГУ, 1996.
 3. Физическая химия. Формальная кинетика. Методические указания для самостоятельной работы. КГУ, 2001.
 4. Цепные реакции. Методические указания по курсу химической кинетики для студентов 3 курса химического факультета, КГУ, 2002.
- Каталитические реакции. Методические указания по курсу химической кинетики для студентов 3 курса химического факультета, КГУ, 2003

5. Формы текущего, промежуточного и рубежного контроля

5.1. Темы индивидуальных заданий

№ инд. задания	Темы индивидуальных заданий	Срок сдачи
1.	<p>Методы определения порядка реакции</p> <p><i>Задача 1.</i> Кинетика реакций нулевого и первого порядка.</p> <p><i>Задача 2.</i> Кинетика реакций второго и третьего порядка.</p> <p><i>Задача 3.</i> Определение константы скорости реакции по зависимости общего давления от времени.</p> <p><i>Задача 4.</i> Определение порядка реакции интегральным и дифференциальным методом.</p> <p><i>Задача 5.</i> Определение порядка реакции методом Оствальда-Нойеса.</p>	6 неделя
2.	<p>Кинетика сложных реакций</p> <p><i>Задача 1.</i> Обратимая реакция.</p> <p><i>Задача 2.</i> Параллельная реакция.</p> <p><i>Задача 3.</i> Последовательная реакция.</p> <p><i>Задача 4.</i> Комбинированная реакция.</p>	9 неделя
3.	<p>Влияние температуры на скорость реакции. Анализ кинетических схем.</p> <p><i>Задача 1.</i> Принцип квазиравновесия.</p> <p><i>Задача 2.</i> Принцип квазистационарности.</p> <p><i>Задача 3.</i> Расчёт энергии активации и предэкспоненциального множителя.</p> <p><i>Задача 4.</i> Расчёт констант скоростей, периода полупревращения при разных температурах.</p>	13 неделя
4.	<p>Теория элементарных реакций ТАС и ТАК.</p> <p><i>Задача 1.</i> ТАС. Расчёт фактора соударений, энергии активации.</p> <p><i>Задача 2.</i> ТАК. Расчёт энтальпии и энтропии активации.</p>	18 неделя

5.2. Задания контрольных работ.

№ контр. работы	Темы заданий	Срок сдачи
1.	Формальная кинетика простых и сложных реакций. Задача 1. Определение кинетических характеристик простых необратимых реакций интегральным или дифференциальным методом. Задача 2. Определение константы скорости сложной (обратимой или параллельной) реакции.	9 неделя
2.	Зависимость скорости реакции от температуры. Анализ кинетических схем. Задача 1. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя. Задача 2. Принцип квазиравновесия и квазистационарности, вывод кинетического уравнения для предложенной схемы химической реакции.	13 неделя

5.3. Контрольные вопросы к защите лабораторных работ.

5.3.1. Контрольные вопросы к работе “Каталитическое разложение перекиси водорода”.

1. Что понимают под термином “скорость реакции”?
2. Что такое кинетическое уравнение? Какой вид имеет кинетическое уравнение для элементарной реакции? Для сложной реакции?
3. Что такое порядок реакции по данному веществу? Что такое общий порядок?
4. Каков физический смысл константы скорости? Какова размерность константы скорости?
5. Напишите стехиометрическое уравнение и механизм реакции разложения H_2O_2 в присутствии $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
6. Сформулируйте принцип квазиравновесия и выведите кинетическое уравнение процесса в дифференциальной форме.
7. Как обрабатываются экспериментальные данные по разложению H_2O_2 дифференциальным методом?
8. Выведите кинетическое уравнение разложения H_2O_2 в интегральной форме. Как обрабатываются экспериментальные данные интегральным методом?
9. Напишите экспериментальную установку для разложения H_2O_2 . Почему эта установка называется установкой постоянного давления?
10. Как проверить герметичность установки?
11. Как рассчитать концентрацию перекиси водорода в реакторе, зная объём выделившегося кислорода?

12. Влияние температуры на скорость реакции. Вывод уравнения Аррениуса.

13. Энергия активации. Расчёт энергии активации.

5.3.2. Контрольные вопросы к работе “Каталитическое иодирование ацетона”.

1. Дайте определение скорости реакции по данному компоненту.
2. Что такое кинетическое уравнение?
3. Каков физический смысл константы скорости реакции?
4. Что такое частный порядок реакции по данному компоненту? Что такое общий порядок?
5. Почему реакция иодирования ацетона является реакцией второго порядка? каков механизм реакции в кислой среде?
6. Какова размерность константы скорости реакции второго порядка?
7. В чём заключается принцип квазиравновесия и как он используется при выводе кинетического уравнения реакции йодирования ацетона?
8. Запишите кинетическое уравнение иодирования ацетона в дифференциальной форме.
9. Зависит ли скорость иодирования ацетона от концентрации йода в реакционной смеси?
10. Выведите интегральную форму кинетического уравнения иодирования.
11. Как графически определить константу скорости иодирования?
12. Как рассчитать начальную концентрацию ацетона, катализатора, йода?
13. Для чего при титровании йода тиосульфатом натрия в колбочку для титрования вносится раствор NaHCO_3 ?
14. Какой метод контроля за скоростью реакции иодирования используется в настоящей работе?
15. Какой метод контроля за скоростью реакции иодирования может быть предложен ещё?
16. Как определяется энергия активации из экспериментальных данных?
17. В каких единицах измеряется энергия активации?
18. Каков физический смысл энергии активации?
19. Почему иодирование ацетона является автокаталитической реакцией и где при выводе кинетического уравнения это используется?
20. Почему, титруя йод тиосульфатом, можно делать вывод о количестве вступившего в реакцию ацетона?

5.3.3. Контрольные вопросы к работе “Гидролиз тростникового сахара в кислой среде”.

1. Дайте определение понятий “скорость реакции”, “кинетическое уравнение”.
2. Что такое порядок реакции? Какие значения может принимать порядок реакции? Какие методы определения порядка реакции вы знаете?
3. Что такое кажущаяся константа скорости? Какова размерность констант скоростей реакций разных порядков?
4. Каков механизм гидролиза сахарозы?

5. Сформулируйте принцип квазиравновесия и выведите кинетическое уравнение реакции гидролиза сахарозы.
6. Каким образом контролируется изменение концентрации сахарозы во времени?
7. Расскажите об основных принципах работы поляриметра.
8. Почему реакция гидролиза сахарозы называется реакцией инверсии тростникового сахара?
9. Что означает термин псевдопервый порядок?
10. Почему реакция гидролиза сахарозы является реакцией псевдопервого порядка? Как доказать псевдопервый порядок?
11. Как рассчитать константу гидролиза сахарозы аналитически и определить графически?
12. Сформулируйте требования к физическим методам, используемым в кинетических экспериментах для измерения изменений концентраций реагирующих веществ во времени.
13. Запишите кинетическое уравнение гидролиза сахарозы в линейной форме.
14. Выведите кинетическое уравнение гидролиза сахарозы через углы вращения плоскости поляризованного света.

5.4. Вопросы к экзамену и коллоквиумам.

5.4.1. Вопросы коллоквиума №1 и первого вопроса экзаменационного билета

1. Основные понятия химической кинетики. Простые элементарные и сложные реакции. Механизм реакции. Скорость реакции. Закон действия масс – основной постулат химической кинетики. Молекулярность реакции.
2. Формальная кинетика. Порядок реакции. Кинетика необратимых реакций нулевого и первого порядка (прямая и обратная задача).
3. Кинетика необратимых реакций второго и третьего порядка (прямая и обратная задача).
4. Интегральный метод определения порядка реакции и его модификации. Сравнение с дифференциальным методом.
5. Дифференциальный метод определения порядка реакции, его модификации. Сравнение с интегральным методом.
6. Кинетика обратимых реакций первого порядка (прямая и обратная задача).
7. Обратимые реакции второго порядка (прямая и обратная задача).
8. Кинетика параллельных реакций первого порядка. Относительная реакционная способность.
9. Кинетика последовательных реакций первого порядка. Исследование кинетических уравнений последовательных реакций.
10. Период полупревращения и определение порядка реакции с его помощью.
11. Принцип квазиравновесия. Понятие лимитирующей стадии и его

использование для вывода кинетического уравнения.

12. Принцип квазистационарности концентрации промежуточного продукта и его использование для вывода кинетического уравнения.
13. Кинетика необратимых реакций n -ого порядка (случай, когда все реагенты взяты в одинаковых концентрациях).
14. Зависимость скорости реакции от температуры. Термодинамический вывод уравнения Аррениуса. Энергия активации элементарной химической реакции и её статистический смысл.
15. Уравнение Аррениуса в дифференциальной и интегральной форме. Эмпирическое определение энергии активации.

5.4.2. Вопросы коллоквиума №2 и второго вопроса экзаменационного билета

1. Теория активных соударений. Сечение соударений. Фактор соударения. Гипотеза Аррениуса.
2. Энергетическая схема двойного соударения. Вероятность активного соударения. Формула Траутца-Льюиса.
3. Нормальные, быстрые и медленные реакции в теории активных соударений.
4. Медленные реакции в теории ТАС, стерический фактор.
5. Быстрые реакции теории активных соударений. Учёт нескольких степеней свободы при соударениях. Формула Хиншельвуда.
6. Мономолекулярные реакции в ТАС. Теория Линдемана, давление перехода, сравнение эксперимента с теорией. Теория Линдемана-Хиншельвуда.
7. Тримолекулярные реакции в ТАС.
8. Основные представления теории активированного комплекса. Вывод основного уравнения ТАК (каноническая форма).
9. Понятие энергии активации в ТАК. Полуэмпирический метод построения поверхности потенциальной энергии Эйринга-Поляни в случае системы трёх атомов. Координаты реакции.
10. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтальпия и энтропия активации. Бимолекулярные реакции в ТАК, сравнение с теорией активных соударений.
11. Мономолекулярные реакции в теории активных соударений.
12. Реакции в растворах. Влияние растворителя. Уравнение Бренстеда-Бьеррума.
13. Реакции между ионами в растворах. Зависимость константы скорости от диэлектрической постоянной растворителя. Уравнение Скэтчарда.
14. Энтропийное правило и его интерпретация на основе эффекта электронаправленности.
15. Реакции в растворах, влияние ионной силы на константу скорости реакции. Первичный и вторичный солевой эффект.

5.4.3. Вопросы коллоквиума №3 и третьего вопроса экзаменационного билета

1. Химическая индукция. Сопряжённые реакции. Фактор индукции. Примеры сопряжённых реакций.
2. Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии. Квантовый выход фотохимической реакции.
3. Первичные фотохимические процессы. Механизм Штерна-Фольмера, определение первичного квантового выхода.
4. Вторичные фотохимические процессы, квантовый выход вторичных процессов. Фотосенсибилизация.
5. Цепная реакция. Основные стадии цепной реакции. Разветвлённые и неразветвлённые цепные реакции.
6. Формальная кинетика неразветвлённой цепной реакции. Стационарный режим неразветвлённой цепной реакции.
7. Кинетика разветвлённой цепной реакции. Теория пределов воспламенения Семёнова.
8. Реакция окисления водорода. Принцип квазистационарности Боденштейна-Семёнова. Пределы воспламенения. Полуостров воспламенения.
9. Тепловой взрыв. Третий предел воспламенения.
10. Катализ. Классификация каталитических реакций.
11. Природа каталитического действия в системах с равновесным распределением энергии. Слитный и стадийный катализ.
12. Факторы, определяющие каталитические свойства. Соотношение Бренстеда-Поляни. Каталитическая активность и энергия промежуточного взаимодействия.
13. Гетерогенный катализ. Мультиплетная теория А.А. Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия.
14. Гомогенный катализ. Катализ кислотами и основаниями. Характер промежуточного взаимодействия катализатора с реагентами.
15. Общий и специфический кислотно-основной катализ. Классификация кислот и оснований по Бренстеду и Льюису.