

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

(ТГПУ)



Утверждаю

декан факультета/
директор института

« 5 » 09 2019 года

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

М.2.В.02 КИНЕТИКА СЛОЖНЫХ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Трудоёмкость (в зачетных единицах) – 5

Направление подготовки: 020100.68 Химия

Магистерская программа: Физическая химия

Квалификация (степень): магистр

1. Цель изучения дисциплины (модуля):

Целью дисциплины является дать более подробный, выходящий за рамки основного курса, обзор теоретических основ различных направлений химической кинетики.

2. Место учебной дисциплины (модуля) в структуре основной образовательной программы.

Дисциплина «Кинетика сложных химических реакций» относится к вариативной (профильной) части профессионального цикла Основной образовательной программы. Для освоения дисциплины студенты используют знания, умения и виды деятельности, сформированные в процессе изучения химических дисциплин на предыдущих уровнях образования.

3. Требования к уровню освоения дисциплины.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие специальных компетенций (СК), профессиональных компетенций (ПК-1, ПК-2-4, ПК-6-9, ПК-11), общекультурных компетенций (ОК-1, ОК-4-9, ОК-14, ОК-18). Освоивший дисциплину «Кинетика сложных химических реакций» должен

знать:

- основные понятия химической кинетики,
- формальную кинетику элементарных гомогенных односторонних реакций разных порядков,
- формальную кинетику сложных многостадийных реакций,
- кинетические особенности сопряженных, цепных, фотохимических, гетерогенных, каталитических и других процессов,
- теории элементарного акта химического взаимодействия,

уметь:

- доказательно обсуждать теоретические и практические проблемы в области химической кинетики,
- планировать и организовать эксперимент по получению кинетических данных,
- самостоятельно проводить исследования,
- использовать информационные технологии для решения научных и профессиональных задач,
- применять полученные знания и навыки при выполнении курсовых,
- магистерской работ, в педагогической и исследовательской деятельности;

владеть:

- основными понятиями и терминами химической кинетики,
- знаниями о современных методах получения кинетических данных,
- навыками выполнения экспериментальных операций,
- навыками математической обработки полученных результатов.
-

4. Общая трудоемкость дисциплины (модуля) 5 зачетных единиц и виды учебной работы.

Вид учебной работы	Трудоемкость: зачетные единицы, часы (в соответствии с учебным планом)	Распределение по семестрам, часы (в соответствии с учебным планом)
--------------------	---	--

	Всего:5 зачетных единиц – 180 часов	№ семестра	
Аудиторные занятия	68		
Лекции	17		
Практические занятия	-	-	
Семинары	-	-	
Лабораторные работы	51		
Другие виды аудиторных работ	-	-	
Другие виды работ	-	-	
Самостоятельная работа	85		
Курсовой проект (работа)	-	-	
Реферат	-	-	
Расчётно-графические работы	-	-	
Формы текущего контроля	-	Коллоквиумы, контрольные работы, тестирование	
Формы промежуточной аттестации в соответствии с учебным планом		Экзамен	

5. Содержание учебной дисциплины (модуля).

5.1. Разделы учебной дисциплины (модуля).

№ п/ п	Наименование раздела дисциплины (темы)	Виды учебной работы (час) (в соответствии с учебным планом)			
		лекции	практические (семинары)	лаборатор ные работы	самостоят ельные
1.	Основные понятия химической кинетики и основные типы частиц, участвующих в химическом процессе	2		17	8
2.	Формальная кинетика элементарных гомогенных односторонних реакций разных порядков в закрытых системах	4			12
3.	Кинетические закономерности сложных гомогенных реакций в закрытых системах	4			20
4.	Кинетические особенности реакций разного типа	5		34	33
5.	Теории химической кинетики	2			12
	Всего за семестр	17		51	85

5.2. Содержание разделов дисциплины(модуля):

5.2.1. Основные понятия химической кинетики и основные типы частиц, участвующих в химическом процессе. Общие понятия и определения. Основные типы частиц, участвующих в химическом процессе (атомы, молекулы, свободные радикалы, ионы, комплексы), природа химической связи. Механизм химической реакции. Молекулярность элементарной реакции. Порядок реакции по компоненту и общий порядок реакции. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакций. Закон действующих масс и принцип независимости протекания реакций. Константа скорости реакции, ее физический смысл. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации.

5.2.2. Формальная кинетика элементарных гомогенных односторонних реакций разных порядков в закрытых системах. Элементарная реакция первого порядка. Односторонние реакции второго порядка с равными и неравными начальными концентрациями реагентов. Элементарные реакции третьего порядка. Односторонние реакции n -го порядка.

5.2.3. Кинетические закономерности сложных гомогенных реакций в закрытых системах. Двусторонние реакции первого, второго порядка. Параллельные односторонние реакции. Односторонние последовательные реакции. Метод квазистационарных концентраций. Теорема Тихонова. Метод маршрутов.

5.2.4. Кинетические особенности реакций разного типа.

Сопряженные реакции. Химическая индукция, объяснение этого явления. Понятие индуктора, актора, акцептора. Схема протекания сопряженной реакции. Скорость реакции. Фактор индукции. Химическая индукция – способ осуществления процессов, сопровождающихся увеличением энергии Гиббса.

Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии: Гротгуса-Дрепера, Бугера-Ламберта-Бера, Бунзена и Роско, Вант-Гоффа, Эйнштейна-Штарка. Скорость фотохимической реакции. Полный квантовый выход, квантовый выход первичной фотохимической реакции. сенсibilизаторы. Важнейшие фотохимические процессы. Применение фотохимических реакций в анализе.

Цепные реакции. Понятие цепных реакций, стадии цепных реакций (зарождение, развитие, обрыв цепи). Инициаторы и ингибиторы. Длина цепи. Неразветвленные цепные реакции. Разветвленные цепные реакции (с сильно разветвленными, слабо разветвленными и вырожденными цепями). Цепной взрыв, верхний и нижний пределы воспламенения.

Кинетика гетерогенных процессов. Отличительные особенности гетерогенных процессов. Кинетическая и диффузионная области протекания гетерогенных процессов. Первое и второе уравнение Фика. Скорость процессов, лимитируемых стадией доставки вещества к реакционной границе фаз. Зависимость скорости реакции от температуры. Кинетика топохимических реакций.

Каталитические реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Теории активных центров в гетерогенном катализе: теория Тейлора, мультиплетная теория, теория активных ансамблей, электронные представления в гетерогенном катализе. Ферментативные реакции. Автокаталитические реакции.

Кинетика электрохимических процессов. Отличительные особенности электрохимических процессов. Поляризация. Электролиз. Коррозия.

Химические реакции в растворах. Кинетика бимолекулярных реакций, лимитируемых диффузией. Кинетика реакций, лимитируемых химическим превращением. Влияние среды на скорость химических реакций в растворах. Реакции переноса электрона.

5.2.5. Теории химической кинетики. Теории элементарного акта химического взаимодействия. Элементы кинетической теории газов. Теория активных столкновений. Теория переходного состояния.

5. 3. Лабораторный практикум.

№ п/п	№ раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	5.2.1	Определение константы скорости реакции первого порядка
2	5.2.1	Определение константы скорости реакции второго порядка
3	5.2.1	Определение энергии активации
4	5.2.1	Изучение влияния температуры на скорость реакции
5	5.2.4	Изучение кинетики сопряженного окисления иодоводорода и оксида железа (II) хромовой кислотой
6	5.2.4	Расчет квантового выхода фотохимической реакции с помощью актинометра
7	5.2.4	Применение метода Боденштейна для расчета скорости образования фосгена
8	5.2.4	Графическое определение лимитирующей стадии гетерогенного процесса
9	5.2.4	Определение чисел переноса методом движущихся границ. Определение напряжения разложения растворов электролитов
10	5.2.4	Изучение зависимости скорости инверсии сахарозы от начальной концентрации катализатора

6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

6.1. Основная литература по дисциплине:

1. Стромберг, А. Г. Физическая химия / А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко. - М. : Высшая школа, 2003. – 527 с.
2. Физическая химия. В 2 ч. Ч. 2. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ / К. С. Краснов [и др.]. - М. : Высшая школа, 2001. – 319 с.

6.2. Дополнительная литература:

1. Байрамов, В. М. Основы химической кинетики и катализа / В. М. Байрамов. - М. : Академия, 2003. – 256 с.
2. Еремин, Е. Н. Основы химической кинетики / Е. Н. Еремин. - М. : Высшая школа, 1984. – 463 с.
3. Курс физической химии. В 2 т. Т. 2. / Под ред. Я. И. Герасимова. – М. : Химия, 1973. – 624 с.
4. Панченков, Г. М. Химическая кинетика и катализ / Г. М. Панченков, В. П. Лебедев. – М. : Химия, 1985. – 592 с.
5. Романовский, Б.В. Основы химической кинетики / Б. В. Романовский. – М. : Экзамен, 2006. – 415 с.
6. Эммануэль, Н. М. Курс химической кинетики / Н. М. Эммануэль, Д. Г. Кнорре. - М. : Высшая школа, 1984. – 463 с.
7. Байрамов, В.М. Химическая кинетика и катализ. Примеры и задачи с решениями / В. М. Байрамов. - М. : Академия, 2003. – 320 с.
- 8.

6.3. Средства обеспечения освоения дисциплины:

Контролирующая программа по кинетике сложных химических реакций (электронный вариант).

- <http://top.msu.ru> - каталог научно-образовательных программ МГУ. Программы курсов по химии. Лекции по химии,
- <http://www.chem.msu.su/> - портал химического образования России. Российский химический журнал,

- <http://www.chem.km.ru/> - мир химии,
- <http://rushim.ru/books/books.htm> - электронная библиотека по химии,
- <http://www.chemport.ru> - химический портал ChemPort. ru. Литература по химии,
- <http://www.rushim.ru> – электронные учебники,

6.4. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля).

Проведение лабораторных работ осуществляется в специализированной лаборатории «Большая химическая лаборатория».

№п/п	Наименование раздела (темы) учебной дисциплины (модуля)	Наименование материалов обучения, пакетов программного обеспечения	Наименование технических и аудиовизуальных средств, используемых с целью демонстрации материалов
1.	5.2.1	Реактивы	Аналитические весы, песчаная баня, секундомер, электроды, комплекс УЛК, химическая посуда
2.	5.2.4	Реактивы	Аналитические весы, спектрофотометр КФК-6, электроды, комплекс УЛК, химическая посуда

7. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины:

7.1. Методические рекомендации преподавателю:

Дисциплина «Кинетика сложных химических реакций» позволяет студентам углубить знания по одному из наиболее интересных и сложных разделов химии, имеющему важное практическое значение. Теоретические знания, полученные из лекционного курса, применяются на лабораторных занятиях, на которых студенты закрепляют практические умения обращения с химическим оборудованием и реактивами.

Промежуточные срезы знаний проводятся после изучения основным тем курса письменно (контрольные работы и (или) тестирование), а также устно (коллоквиумы). Тестирование проводится в компьютерном классе с использованием специальной программы. Задания для тестирования находятся на сайте ТГПУ. Тестирование студенты могут осуществлять в свободном доступе в качестве самостоятельной подготовки как по отдельным темам, так и по дисциплине в целом. В течение всего обучения студенты выполняют индивидуальные задания, разрабатываемые преподавателем по всем изучаемым темам курса, могут выполнять курсовую работу или рефераты. Изучение дисциплины заканчивается итоговым экзаменом.

7.2. Методические указания для студентов:

Курс «Кинетика сложных химических реакций» магистры изучают во 2 семестре. Перед началом семестра студент должен ознакомиться с разделами изучаемой дисциплины и их содержанием, получить перечень вопросов, выносимых на самостоятельную работу и на экзамен. Студент должен быть знаком с требованиями к уровню освоения дисциплины, формами текущего, промежуточного и итогового контроля. В курсе «Кинетика сложных химических реакций» после изучения каждого раздела дисциплины студент должен сдать коллоквиум, индивидуальное задание, пройти тестирование и сдать преподавателю лабораторную работу.

8. Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся.

8.1. Тематика рефератов (докладов, эссе):

1. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна.
2. Теория активных столкновений.
3. Теория активированного комплекса.
4. Мультиплетная теория катализа.
5. Теория активных ансамблей.
6. Электронная теория катализа.

8.2. Вопросы и задания для самостоятельной работы, в том числе групповой самостоятельной работы обучающихся:

1. Основные типы частиц, участвующих в химическом процессе (атомы, молекулы, свободные радикалы, ионы, комплексы).
2. Механизм химической реакции.
3. Молекулярность элементарной реакции.
4. Порядок реакции.
5. Скорость химической реакции.
6. Закон действующих масс.
7. Принцип независимости протекания реакций.
8. Методы определения порядка реакции.
9. Зависимость скорости реакции от температуры.
10. Энергия активации.
11. Теории элементарного акта химического взаимодействия.
12. Формальная кинетика элементарных гомогенных односторонних реакций в закрытых системах.
13. Сложные гомогенные реакции в закрытых системах.
14. Сопряженные реакции.
15. Фотохимические реакции.
16. Цепные реакции.
17. Гетерогенные реакции.
18. Электрохимические реакции.
19. Каталитические реакции.
20. Химические реакции в растворах.

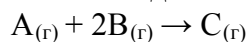
8.3. Вопросы для самопроверки, диалогов, обсуждений, дискуссий, экспертиз:

1. Термодинамика и кинетика химических процессов.
2. Типы реакционных систем.
3. Прямая и обратная кинетическая задача.
4. Константа скорости реакций, ее физический смысл.
5. Общий подход к рассмотрению химических реакций в статических системах.
6. Зависимость скорости реакции от температуры.
7. Основные пути активации молекул.
8. Обмен энергией при столкновениях.
9. Статистический и термодинамический аспекты теории активированного комплекса.

8.4. Примеры тестов:

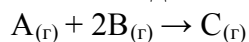
1. При увеличении концентрации вещества А в 1,6 раза скорость реакции возрастает в 2,9 раза. Порядок реакции по веществу А:
1) 2,00 2) 2,50 3) 2,26 4) 3,00
2. Соотношение констант скоростей двух реакций первого порядка k_1 и k_2 , если период полупревращения первой реакции в 5 раз больше, чем второй:
1) $k_1 = 5k_2$ 2) $5k_1 = k_2$ 3) $25k_1 = k_2$ 4) $k_1 = k_2$

3. При увеличении давления в системе в 4 раза скорость химической реакции:



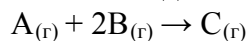
- 1) увеличится в 16 раз 3) не изменится
2) уменьшится в 64 раза 4) увеличится в 64 раза

4. При увеличении давления в системе в 2 раза скорость химической реакции:



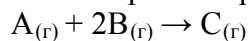
- 1) уменьшится в 8 раз 3) уменьшится в 4 раза
2) не изменится 4) увеличится в 8 раз

5. При уменьшении давления в системе в 3 раза скорость химической реакции:



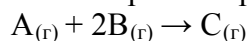
- 1) уменьшится в 9 раз 3) увеличится в 9 раз
2) уменьшится в 27 раз 4) увеличится в 27 раз

6. При уменьшении концентрации вещества А в 2 раза и увеличении концентрации вещества В в 3 раза скорость химической реакции:



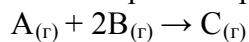
- 1) уменьшится в 4,5 раза 3) увеличится в 1,5 раза
2) не изменится 4) увеличится в 4,5 раза

7. При уменьшении концентрации вещества А в 3 раза и увеличении концентрации вещества В в 3 раза скорость химической реакции:



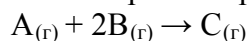
- 1) увеличится в 3 раза 3) не изменится
2) уменьшится в 3 раза 4) увеличится в 1,5 раза

8. При увеличении концентрации вещества А в 2 раза и уменьшении концентрации вещества В в 4 раза скорость химической реакции:



- 1) уменьшится в 4 раза 3) не изменится
2) уменьшится в 8 раз 4) увеличится в 8 раз

9. При увеличении концентрации вещества А в 4 раза и уменьшении концентрации вещества В в 2 раза скорость химической реакции:



- 1) увеличится в 2 раза 3) уменьшится в 2 раза
2) не изменится 4) увеличится в 4 раза

10. Факторы, свидетельствующие о цепном механизме реакции:

- 1) большая величина энергии активации
- 2) малая величина энергии активации
- 3) большой квантовый выход
- 4) малый квантовый выход
- 5) резкая зависимость скорости реакции от способа ее инициирования;
- 6) уменьшение скорости реакции с течением времени
- 7) увеличение скорости реакции с течением времени
- 8) малый температурный коэффициент скорости реакции
- 9) большой температурный коэффициент скорости реакции
- 10) экспериментальное обнаружение свободных атомов и радикалов в реакционной смеси
- 11) малая чувствительность к присутствию посторонних примесей

11. Факторы, вызывающие изменение константы скорости химической реакции:
- 1) изменение давления
 - 2) изменение температуры
 - 3) изменение объема реакционного сосуда
 - 4) введение в систему катализатора
 - 5) изменение концентрации реагирующих веществ
12. Элементарная реакция протекает по уравнению: $2A + B \rightarrow C$. Молекулярность реакции равна:
- 1) 2
 - 2) 3
 - 3) 1
13. Скорость реакции: $2NO + O_2 = 2NO_2$ при увеличении давления в системе два раза:
- 1) уменьшится в 8 раз
 - 2) увеличится в 4 раза
 - 3) не изменится
 - 4) увеличится в 8 раз
14. Скорость реакции: $2N_2O = 2N_2 + O_2$ при увеличении давления в системе в 2 раза (реакция подчиняется ЗДМ):
- 1) уменьшится в 2 раза
 - 2) увеличится в 4 раза
 - 3) увеличится в 16 раз
 - 4) не изменится
15. Скорость реакции: $2NO + O_2 = 2NO_2$. при увеличении объеме системы в два раза (реакция подчиняется ЗДМ):
- 1) уменьшится в 8 раз
 - 2) увеличится в 4 раза
 - 3) не изменится
 - 4) увеличится в 8 раз
16. Константа скорости реакции: $2A + B = C$ равна 0,4. Начальные концентрации А - 2,5 моль/л; В – 1,5 моль/л. В результате реакции концентрация вещества В оказалась 1 моль/л. Скорость реакции в этот момент времени стала:
- 1) 0,1
 - 2) 0,5
 - 3) 0,9
17. Реакция идет по уравнению: $2NO + O_2 = 2NO_2$.Чтобы при уменьшении концентрации O_2 в 9 раз скорость реакции не изменилась, необходимо концентрацию NO(реакция подчиняется ЗДМ):
- 1) уменьшить в 3 раза
 - 2) увеличить в 3 раза
 - 3) уменьшить в 9 раз
 - 4) увеличить в 9 раз
18. Реакция идет по уравнению: $2NO + O_2 = 2NO_2$. При увеличении концентрации NO вдвое и уменьшении концентрации O_2 вдвое (реакция подчиняется ЗДМ) скорость реакции:
- 1) уменьшится в 2 раза
 - 2) увеличится в 2 раза
 - 3) увеличится в 4 раза
 - 4) не изменится
19. Реакция идет по уравнению: $2NO + O_2 = 2NO_2$. При увеличении парциального давления NO вдвое и сохранении постоянного парциального давления O_2 скорость реакции (реакция подчиняется ЗДМ):
- 1) увеличится в 2 раза
 - 2) увеличится в 4 раза
 - 3) увеличится в 8 раз
 - 4) не изменится
20. Скорость реакции:
- $$4H_2 + 2NO_2 = 4H_2O_{(пар)} + N_2, \quad v = kc(H_2)c^2(NO_2)$$

- при увеличении концентрации каждого из реагирующих веществ в 3 раза:
- 1) увеличится в 9 раз
 - 2) увеличится в 27 раз
 - 3) увеличится в 9 раз
 - 4) не изменится
21. Элементарная реакция протекает по уравнению: $2A + B = C$. Концентрацию компонента А увеличили от 0,03 до 0,06 моль/л, а компонента В – от 0,02 до 0,06 моль/л. Скорость реакции:
- 1) увеличилась в 6 раз
 - 2) увеличилась в 12 раз
 - 3) увеличилась в 18 раз
 - 4) увеличилась в 24 раза
22. Реакция идет по уравнению: $CO + Cl_2 = COCl_2$. Если объем системы уменьшить в 3 раза, то скорость реакции:
- 1) уменьшится в 9 раз
 - 2) увеличится в 9 раз
 - 3) не изменится
 - 4) увеличится в 3 раза
23. Чтобы скорость реакции: $2CO = CO_2 + C$ увеличилась в 16 раз, нужно увеличить концентрацию монооксида углерода:
- 1) в 2 раза
 - 2) в 4 раза
 - 3) в 8 раз
 - 4) в 16 раз
24. При увеличении концентрации кислорода в 3 раза скорость реакции:
- $$C + O_2 = CO_2$$
- 1) увеличится в 3 раза
 - 2) увеличится в 9 раз
 - 3) увеличится в 27 р
 - 4) не увеличится
25. При увеличении массы карбоната кальция в 2 раза скорость реакции:
- $$CaCO_3(к) = CaO(к) + CO_2(г)$$
- 1) увеличится в 2 раза
 - 2) уменьшится в 2 раза
 - 3) не изменится
 - 4) увеличится, но не пропорционально массе
26. Константа скорости реакции $2A + B = C$ равна 0,8. Начальные концентрации А – 2 моль/л; В – 1 моль/л. Скорость реакции в момент, когда прореагировало 45% вещества В стала:
- 1) 0,48
 - 2) 0,53
 - 3) 0,91
27. Константа скорости реакции: $2A + B = C$ равна 0,4. Начальные концентрации А - 2,5 моль/л; В – 1,5 моль/л. В результате реакции концентрация вещества В оказалась 1 моль/л. Скорость реакции в этот момент времени стала:
- 1) 0,1;
 - 2) 0,5;
 - 3) 0,9
28. Реакция идет по уравнению: $2A + B = C$. Начальные концентрации А - 2,5 моль/л; В – 1,5 моль/л. Скорость прямой реакции, когда концентрация вещества В станет равной 0,5 моль/л:
- 1) увеличится в 37,5 раз
 - 2) уменьшится в 15 раз
 - 3) уменьшится в 75 раз
 - 4) увеличится в 15 раз
29. Элементарная реакция протекает по уравнению: $2A + B = C$. Начальные концентрации А - 0,5 моль/л; В – 0,3 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,8. Когда концентрация вещества В уменьшится на 0,1 моль/л скорость реакции будет равна:
- 1) $1,44 \cdot 10^{-2}$
 - 2) $4,80 \cdot 10^{-2}$
 - 3) $4,00 \cdot 10^{-2}$
 - 4) $8,00 \cdot 10^{-2}$

30. Элементарная реакция протекает по уравнению: $A + 2B = C$. При концентрации A 0,2 моль/л и B 0,4 моль/л скорость реакции равна 0,08 моль/(л · мин). Константа скорости реакции равна (л²/(моль² · мин)):
- 1) 0,4 2) 0,8 3) 2,5 4) 4,0
31. Если реакция имеет нулевой порядок, то изменение концентрации продукта реакции со временем:
- 1) возрастает по линейному закону
 2) убывает по линейному закону
 3) возрастает по экспоненциальному закону
 4) убывает по экспоненциальному закону
 5) не меняется
32. Порядок реакции, в которой при изменении начальной концентрации от 1 до 3 моль/л период полупревращения уменьшается с 3 ч до 20 мин., равен:
- 1) первый 2) второй 3) третий
33. Период полураспада инсектицида составляет 6 месяцев. Некоторое его количество попало в водоем, где установилась концентрация 10^{-6} моль/л. За какое время концентрация инсектицида понизится до уровня $2,5 \cdot 10^{-7}$ моль/л:
- 1) 3 месяца 2) 6 месяцев 3) 12 месяцев 4) 18 месяцев
34. Время полупревращения веществ в реакции первого порядка при 323 К составляет 100 мин, а при 353 К – 15 мин. Температурный коэффициент скорости реакции равен:
- 1) 2,00 2) 1,88 3) 2,55 4) 3,20
35. Период полураспада радиоактивного ^{14}C равен 5600 лет. В живом организме поддерживается постоянное количество ^{14}C . В останках мамонта содержание ^{14}C составило 1/32 от исходного. Сколько лет назад жил мамонт:
- 1) 28 000 2) 56000 3) 44800 4) 89600
36. В реакции $A + 2B = C$ повышение концентрации вещества B в 2 раза вызвало повышение скорости реакции в 2,25 раза. Общий порядок реакции равен:
- 1) 1,17 2) 2,17 3) 5,00
37. Энергия активации реакции (1) больше энергии активации реакции (2). При температуре T_1 константы скорости этих реакций равны. Соотношение между константами скоростей этих реакций при $T_2 > T_1$:
- 1) $k_1 > k_2$ 2) $k_1 < k_2$ 3) $k_1 = k_2$
- $k_1 \quad k_2 \quad k_3$
38. Для последовательной реакции $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$ были определены значения констант скорости: $k_1 = 0,02 \text{ с}^{-1}$; $k_2 = 2,00 \text{ с}^{-1}$; $k_3 = 200,00 \text{ с}^{-1}$. Стадия, определяющая скорость химической реакции:
- 1) первая 2) вторая 3) третья
- $k_1 \quad k_2 \quad k_3$
39. Для последовательной реакции $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$ были определены значения констант скорости: $k_1 = 0,02 \text{ с}^{-1}$; $k_2 = 2,00 \text{ с}^{-1}$; $k_3 = 200,00 \text{ с}^{-1}$. Стадия, определяющая скорость химической реакции:
- 1) первая 2) вторая 3) третья

40. Время полупревращения веществ в реакции первого порядка при 323 К составляет 100 мин, а при 353 К – 15 мин. Температурный коэффициент скорости реакции равен:
 1) 2,00 2) 1,88 3) 2,55 4) 3,20
41. Отношение констант скоростей двух реакций первого порядка k_1 и k_2 , если период полупревращения первой реакции в 5 раз больше, чем второй:
 1) $k_1 = 5k_2$ 2) $5k_1 = k_2$ 3) $25k_1 = k_2$ 4) $k_1 = k_2$
42. Если температурный коэффициент реакции равен 3, то при повышении температуры на 30°C константа скорости химической реакции увеличится:
 1) в 3 раза 2) в 9 раз 3) в 27 раз 4) не увеличится
43. Чтобы скорость протекающей в системе реакции возросла в 32 раза, необходимо повысить температуру системы (температурный коэффициент равен 2) на:
 1) на 30° 2) на 40° 3) на 50° 4) на 70°
44. При повышении температуры на 40° скорость реакции возросла в 39 раз. Температурный коэффициент реакции равен:
 1) 2,0 2) 2,5 3) 3,0 4) 3,2
45. Константа скорости реакции при 150°C составляет $9,9 \cdot 10^{-3}$, а при 170°C она равна $6,7 \cdot 10^{-2}$. Температурный коэффициент реакции равен:
 1) 2,0 2) 2,6 3) 3,2 4) 3,8
46. При 130°C реакция заканчивается за 4 мин. Температурный коэффициент реакции равен 3,2. Время, необходимое для проведения реакции при 100°C :
 1) 36 мин 2) 78 мин 3) 131 мин 4) 205 мин
47. На проведение реакции при 130°C требуется 159 мин, а при 160°C – 2 мин. Температурный коэффициент реакции равен:
 1) 3,8 2) 4,0 3) 4,3 4) 4,5
48. Скорость реакции при охлаждении реакционной смеси с 40 до -10°C (температурный коэффициент реакции равен 3) уменьшится:
 1) в 27 раз 2) в 81 раз 3) в 243 раза 4) в 729 раз
49. Энергия активации некоторой реакции равна 10 кДж/моль. При повышении температуры от 27 до 37°C скорость реакции изменится в
 1) 1,14 раза 2) 2,28 раз 3) 3,00 раза 4) 4,27 раз
50. Энергия активации реакции (1) больше энергии активации реакции (2). При температуре T_1 константы скорости этих реакций равны. Каково соотношение между константами скоростей этих реакций при $T_2 > T_1$:
 1) $k_1 > k_2$ 2) $k_1 < k_2$ 3) $k_1 = k_2$

8.5. Перечень вопросов для промежуточной аттестации (к экзамену, зачету):

1. Механизм химической реакции.
2. Молекулярность элементарной реакции.
3. Порядок реакции по компоненту и общий порядок реакции.

4. Основные типы частиц, участвующих в химическом процессе (атомы, молекулы, свободные радикалы, ионы, комплексы).
5. Скорость химической реакции.
6. Факторы, влияющие на скорость реакций: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы.
7. Закон действующих масс.
8. Принцип независимости протекания реакций.
9. Константа скорости реакций, ее физический смысл.
10. Методы определения порядка реакции.
11. Зависимость скорости реакции от температуры.
12. Энергия активации.
13. Элементарная реакция первого порядка.
14. Односторонние реакции второго порядка с равными начальными концентрациями реагентов.
15. Односторонние реакции второго порядка с неравными начальными концентрациями реагентов.
16. Элементарные реакции третьего порядка.
17. Односторонние реакции n-го порядка.
18. Реакции нулевого порядка.
19. Методы определения порядка реакции.
20. Двусторонние реакции первого порядка.
21. Двусторонняя реакция первого и второго порядка.
22. Двусторонняя реакция второго порядка.
23. Параллельные односторонние реакции.
24. Односторонние последовательные реакции. Метод квазистационарных концентраций.
25. Сопряженные реакции.
26. Химическая индукция, объяснение этого явления.
27. Понятие индуктора, актора, акцептора.
28. Схема протекания сопряженной реакции.
29. Фактор индукции.
30. Химическая индукция – способ осуществления процессов, сопровождающихся увеличением энергии Гиббса.
31. Фотохимические реакции.
32. Основные законы фотохимии: Гротгуса-Дрепера, Бугера-Ламберта-Бера, Бунзена и Роско, Вант-Гоффа, Эйнштейна-Штарка.
33. Скорость фотохимической реакции.
34. Полный квантовый выход, квантовый выход первичной фотохимической реакции. сенсibilизаторы.
35. Важнейшие фотохимические процессы.
36. Применение фотохимических реакций в анализе.
37. Цепные реакции. Понятие цепных реакций, стадии цепных реакций (зарождение, развитие, обрыв цепи).
38. Инициаторы и ингибиторы.
39. Длина цепи.
40. Неразветвленные цепные реакции.
41. Разветвленные цепные реакции (с сильно разветвленными, слабо разветвленными и вырожденными цепями).
42. Цепной взрыв, верхний и нижний пределы воспламенения.
43. Кинетика гетерогенных процессов. Отличительные особенности гетерогенных процессов.
44. Кинетическая и диффузионная области протекания гетерогенных процессов.
45. Первое и второе уравнение Фика.

46. Скорость процессов, лимитируемых стадией доставки вещества к реакционной границе фаз.
47. Зависимость скорости гетерогенной реакции от температуры.
48. Кинетика топохимических реакций.
49. Каталитические реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции.
50. Теории активных центров в гетерогенном катализе: теория Тейлора, мультиплетная теория, теория активных ансамблей, электронные представления в гетерогенном катализе.
51. Ферментативные реакции.
52. Автокаталитические реакции.
53. Термодинамика электрохимических реакций.
54. Кинетика электрохимических реакций.
55. Основные стадии электрохимических реакций.
56. Виды поляризации.
57. Электролиз.
58. Коррозия.
59. Особенности химических реакций в растворах.
60. Кинетика бимолекулярных реакций, лимитируемых диффузией.
61. Кинетика реакций, лимитируемых химическим превращением.
62. Влияние среды на скорость химических реакций в растворах.
63. Реакции переноса электрона.
64. Теории элементарного акта химического взаимодействия.
65. Элементы кинетической теории газов.
66. Теория активных столкновений.
67. Теория переходного состояния.

8.6. Темы для написания курсовой работы (представляются на выбор обучающегося, если предусмотрено рабочим планом):

1. Применение меченых атомов в химической кинетике.
2. Кинетика ферментативного катализа.
3. Химические реакции в открытых системах.
4. Корреляционные методы в химической кинетике.

8.7. Формы контроля самостоятельной работы: Формами контроля самостоятельной работы студентов являются коллоквиумы, индивидуальные задания, промежуточное тестирование, подготовка и выступление с докладами.

Рабочая программа учебной дисциплины составлена в соответствии с учебным планом, федеральным государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования по направлению подготовки 020100.68 Химия. Магистерская программа: Физическая химия
(указывается код и наименование направления подготовки)

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) составлена:
к.х.н., доцент кафедры неорганической химии Е.П. Князева Князева Е.П.

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) утверждена на заседании кафедры неорганической химии
протокол № 1 от 30.08 2011 года.

Зав. кафедрой С.В. Ковалева Ковалева С.В..
(подпись)

Рабочая программа учебной дисциплины (модуля) одобрена методической комиссией биолого-химического факультета
протокол № 7 от 2.09 2011 года.

Председатель методической комиссии Е.П. Князева Князева Е.П.
(подпись)