

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Ярославский государственный университет им. П.Г. Демидова
Факультет биологии и экологии

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по развитию образования

_____ Е.В. Сапир

" ____ " _____ 2012

**Рабочая программа дисциплины
послевузовского профессионального образования
(аспирантура)
Физическая химия**

по специальности научных работников

02.00.04 – Физическая химия

Ярославль 2012

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Физическая химия» в соответствии с общими целями основной профессиональной образовательной программы послевузовского профессионального образования (аспирантура) (далее - образовательная программа послевузовского профессионального образования) являются: изучение и объяснение основных закономерностей, определяющих направленность химических процессов, скорость их протекания, влияние на них среды, примесей, излучения и т.п., условия получения максимального выхода необходимых продуктов, а также связь между строением вещества и его реакционной способностью.

2. Место дисциплины в структуре ООП послевузовского профессионального образования (аспирантура)

Данная дисциплина относится к разделу обязательные дисциплины (подраздел специальные дисциплины отрасли науки и научной специальности) образовательной составляющей образовательной программы послевузовского профессионального образования по специальности научных работников 02.00.04 Физическая химия.

Для изучения данной дисциплины необходимы «входные» знания, умения, полученные в процессе обучения по программам специалитета или бакалавриата – магистратуры:

– знание основ физической химии (на уровне специалиста или магистра), органической химии, квантовой химии;

– владение современными физико-химическими методами исследования.

Дисциплина является предшествующей для дисциплин по выбору: «Физическая органическая химия», «Методы исследования механизма химических реакций», «Кинетика гомолитических жидкофазных реакций», «Ингибирование цепных реакций», «Квантово-химическое и компьютерное моделирование в химической кинетике», «Химия свободных радикалов».

3. Требования к результатам освоения содержания дисциплины

В результате освоения дисциплины «Физическая химия» обучающийся должен:

Знать:

- основы химической термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий;
- основы химической кинетики и катализа, основы механизма химических реакций, электрохимии.

Уметь:

- применять законы химической термодинамики для расчета термодинамических свойств индивидуальных веществ;
- осуществлять расчет химического равновесия;
- производить анализ фазовых диаграмм многокомпонентных систем;
- определять свойства сильных и слабых электролитов на основании кондуктометрических и потенциометрических измерений;
- применять законы химической кинетики для решения прямой и обратной кинетических задач.

Владеть:

- экспериментальными методами определения физико-химических свойств веществ;
- методами исследования кинетики химических процессов;
- методами кондуктометрического и потенциометрического определения термодинамических констант веществ.

4. Структура и содержание дисциплины «Физическая химия»

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единицы, 144 часа.

№ п/п	Раздел Дисциплины	Курс	Недел я	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу обучающихся, и трудоемкость (в часах) Форма обуч.: очная/заочная					Формы текущего контроля успеваемости (по неделям) Форма промежуточной аттестации
				Лекций	Лабораторных	Практических	Сам. работа	Контроль сам. работы	
1.	Химическая термодинамика. Фазовые равновесия.	1	1-5	2			47		Устный опрос
2.	Электрохимия.	1	6-8	2/1			30/31		Контрольная работа
3.	Статистическая термодинамика.	1	9-10	2			20		Устный опрос
4.	Химическая кинетика.	1	11-14	2/1			30/31		Контрольная работа
5.	Адсорбция.	1	15				9		Устный опрос
	Итого			10/8			134/136		Зачет

Содержание дисциплины**Тема 1. Химическая термодинамика**

Что такое химическая термодинамика? Феноменология. Дедуктивность. Место среди других теорий (квантовая механика, статистическая физика). Основные понятия: система, окружающая среда, фаза, гомогенная и гетерогенная системы, компонент, "независимый компонент". Виды изоляции системы. Система открытая, закрытая, изолированная, и т.д. Интенсивные и экстенсивные параметры. Температура, объем, давление, число молей. Плотности. Идея равновесия. Эмпирическая температура. Газовый термометр, абсолютная температура.

Термические и калорические уравнения состояния. Идеальный газ. Физический смысл модели. Графики давление - объем при постоянной температуре и объем - температура при постоянном давлении. Производные - термические коэффициенты. Отклонения от идеальности. Уравнение Ван-дер-Ваальса, его параметры. График давление-объем. Критическая точка в уравнении Ван-дер-Ваальса. Закон соответственных состояний. Уравнения состояния для жидкостей и газов.

Первый закон термодинамики в открытой и закрытой системах. Работа расширения. Потерянная работа. Другие виды работы. Электрическая работа. Теплота. Внутренняя энергия. Функции пути и функции состояния. Работа и теплота в различных процессах для идеального газа. Изохора, изобара, изотерма, адиабата. Расширение против внешнего давления, которое меньше внутреннего. Теплота при постоянном давлении и при постоянном объеме. Энтальпия. Теплоемкости. Связь между теплоемкостями при постоянном давлении и постоянном объеме. Внутренняя энергия и энтальпия, как

функции давления и температуры и температуры и объема. Закон Гесса. Теплоты химических реакций при постоянном давлении и постоянном объеме. Теплоты сгорания. Теплоты образования. Теплоты растворения. Стандартизация. Простые вещества. Калориметрия. Зависимость теплот химической реакции от температуры. Закон Киркгофа. Зависимость теплот реакции от давления. Пересчеты теплот реакций с помощью теплоемкостей. Теплоемкости, как функции температуры.

Второй закон термодинамики. Энтропия, как функция состояния. Связь с приведенной теплотой. Расчеты приведенной теплоты для различных процессов в идеальном газе. Равновесность и обратимость. Примеры обратимых и необратимых процессов. Принцип возрастания энтропии. Неравенство Клаузиуса. Производство энтропии. Второй закон термодинамики, различные его формулировки. Статистическая трактовка понятия энтропии. Связь энтропии с теплоемкостью. Объединенное уравнение 1-ого и 2-ого законов. Системы с постоянным и переменным числом молей. Однородные функции. Теорема Эйлера. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей. Химический потенциал. Термодинамические потенциалы, зачем они нужны? Преобразование Лежандра. Потенциалы, как результат преобразования Лежандра внутренней энергии. Условия равновесия, записанные через различные потенциалы. Четыре потенциала и уравнения Максвелла. Связь потенциалов друг с другом. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Максимальная работа и максимальная полезная работа. Энергия Гиббса в естественных и "неестественных" переменных. "Однородность" внутренней энергии и уравнение Гиббса-Дюгема. Энтропия, как функция давления и температуры.

Третий закон термодинамики. Что происходит с энтропией, теплоемкостями, производными вблизи абсолютного нуля? Формулировка третьего закона Нернстом и Планком. Условно нулевая энтропия.

Химическое равновесие. Химическая переменная. График зависимости энергии Гиббса и энергии Гельмгольца от химической переменной при постоянных температуре и давлении. Условие химического равновесия. Способы записи химического потенциала для идеального газа, смеси идеальных газов, реального газа, компонента в жидком и твердом растворе. Стандартные состояния "чистое вещество" и "бесконечно разбавленный раствор". Фугитивность, активность, коэффициенты активности и фугитивности. Подсчет изменения энергии Гиббса при переходе от реагентов к продуктам. Константа равновесия. Изотерма химической реакции. Константы равновесия K_c и K_x для газовых реакций. Связь констант друг с другом. Примеры химических равновесий. Равновесия в растворах. Изменение константы равновесия при переходе от растворителя к растворителю. Гетерогенные химические равновесия. Зависимость константы равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары химической реакции. Определение энтальпий и энтропий химической реакции методами второго и третьего законов. Расчет констант равновесия при помощи справочника. Приведенные потенциалы. Справочник Глушко. Практические расчеты.

Фазовые равновесия. Условия фазового равновесия (вывод для систем с постоянными "давлением и температурой" и "объемом и энтропией") Примеры фазовых равновесий. Растворимость твердого вещества, давление насыщенного пара, определение активности через давления паров. Уравнение Клаузиуса-Клайперона. Мембранные равновесия. Вывод условия мембранного равновесия. Осмос. Эбулиоскопия и криоскопия. Правило фаз. Степени свободы. Однокомпонентные системы. Диаграммы температура - давление для воды и серы. Фазовые переходы первого рода. Применение уравнения Клаузиуса - Клайперона. Тройная точка. Критические точки. Фазовые переходы 2-ого рода. Уравнение Эрнфеста. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Сечения при постоянном давлении. Простая эвтектика. Применение правила фаз в различных точках. Правило рычага. Растворы. Основные понятия (на примере двухкомпонентных систем). Способы выражения концентрации. Функции смешения. Интегральные и парциальные величины. Мольная энергия Гиббса раствора и ее зависимость от мольной

доли, соответствующая диаграмма. Связь с диаграммами состояния двухкомпонентной системы. Несмешиваемость, выпадение твердого компонента, эвтектика, механическая смесь компонентов. Способы выражения химического потенциала. Уравнение Дюгема-Маргулеса, его интегрирование. Диаграммы давление насыщенного пара - состав в двухкомпонентных системах. Законы Коновалова. Азеотропы. Перегонка. Модели растворов. Идеальный раствор. Энергия Гиббса, энтальпия, энтропия смешения. Активность. Стандартное состояние-чистый компонент. Несимметричный выбор стандартных состояний. Законы Рауля и Генри, график общее давление-состав. Уравнение Вант Гоффа, уравнение Шредера. Неидеальные растворы. Регулярный и атермальный растворы. Растворы полимеров. Модель идеальных ассоциированных растворов.

Тема 2. Электрохимия

Электропроводность растворов электролитов. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Химическое равновесие в растворах электролитов. Формы записи химического потенциала. Средняя активность, средние коэффициенты активности. Теория Дебая-Хюккеля. Основные этапы вывода. Ионная атмосфера. Связь коэффициентов активности с ионной силой раствора. Влияние ионной силы на константы равновесия. Удельная и эквивалентная электропроводности. Скорость движения ионов. Числа переноса. Закон Кольрауша. Закон разбавления Оствальда. Электрофорез, релаксационные эффекты, эффекты в сильных полях.

Электрохимический потенциал. Гальвани-потенциал. Условия химического и фазового равновесия для систем с участием заряженных частиц. Неосмотическое и осмотическое равновесия Доннана. Возникновение разности потенциалов на границе металл-раствор. Правильно разомкнутая цепь. Вывод уравнения Нернста. Связь максимальной работы химической реакции и ЭДС. Классификация электродов. Водородный электрод сравнения. Ряд стандартных электродных потенциалов. Химические цепи, концентрационные цепи с переносом и без переноса. Диффузионный потенциал. Температурная зависимость ЭДС. Обратимые и необратимые цепи. Метод ЭДС: определение коэффициентов активности, определение pH, потенциометрическое титрование.

Тема 3. Статистическая термодинамика

Энтропия и вероятность. Способы подсчета вероятности. Плотность вероятности. Средние величины. Термодинамическая вероятность. Формула Больцмана. Вывод распределения Больцмана частиц по энергиям методом ячеек. Молекулярная сумма по состояниям. Учет вырожденности. Распределения Ферми-Дирака и Бозе. Распределение частиц по скоростям. Наиболее вероятная и средняя скорости. Канонический ансамбль. Плотность вероятности для канонического ансамбля. Квазиклассическое приближение. Сумма по состояниям системы. Связь с молекулярной суммой по состояниям в случае идеального газа. Связь суммы по состояниям с внутренней энергией, теплоемкостью и другими термодинамическими функциями. Приближение гармонический осциллятор - жесткий ротатор. Подсчет сумм по состояниям для поступательного, вращательного, колебательного движений. Электронное возбуждение. Расчет термодинамических функции в приближении гармонический осциллятор - жесткий ротатор. Расчет констант равновесия. Расчет химического потенциала компонента в идеальном разбавленном растворе.

Тема 4. Химическая кинетика

Основные понятия химической кинетики. Скорость реакции и скорость реакции по компоненту. Условие постоянства объема. Закон действия масс, независимость протекания химических реакций. Порядок и молекулярность. Механизм реакции. Дифференциальные уравнения для односторонних реакций первого, второго, n-ного порядков. Интегрирование уравнения для реакций первого порядка. Кинетическая кривая. Среднее время жизни. Время полупревращения. Интегрирование уравнения второго порядка. Вид кинетической кривой при различных начальных концентрациях компонентов. Способы определения порядка реакции. Интегрирование уравнения для

обратимой реакции первого порядка. Сравнение с результатом, полученным из уравнений химической термодинамики. Параллельные и последовательные реакции. Анализ кинетических кривых для последовательных реакций первого порядка. Принцип Боденштейна. Уравнение Михаэлиса - Ментен. Экспериментальная зависимость константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Диффузия, как возможная лимитирующая стадия химического процесса. Представление о цепных реакциях. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Тепловой взрыв.

Теория активных столкновений. Вывод основного уравнения для бимолекулярной реакции. Эффективный диаметр столкновений. Стерический множитель. Энергия активации, ее связь с энергией активации Аррениуса. Мономолекулярные реакции. Схема Линдемана. Зависимость эффективной константы скорости от давления в системе. Тримолекулярные реакции. Уменьшение скорости реакции с ростом температуры.

Теория активированного комплекса. Поверхности потенциальной энергии. Основные постулаты теории. Основное уравнение. Энергия активации, энтальпия и энтропия активации в уравнениях теории активированного комплекса. Связь с энергией активации Аррениуса и энергией активации из теории активных столкновений. Выражения для константы скорости простейшей бимолекулярной реакции в теории активных столкновений и активированного комплекса. Основное уравнение теории в случае мономолекулярных реакций.

Реакции с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Закон Эйнштейна. Квантовый выход. Вывод кинетического уравнения для простейшей фотохимической реакции. Представление о гомогенном и гетерогенном катализе.

Тема 5. Адсорбция

Адсорбционное равновесие. Изотермы адсорбции газов. Уравнение Ленгмюра для адсорбции одного или нескольких газов. Уравнение БЭТ. Адсорбция на неоднородных поверхностях.

5. Образовательные технологии

Чтение лекций с применением мультимедийного оборудования, самостоятельная работа с научной литературой с использованием доступа к электронным библиотекам и базам данных научных статей ведущих мировых издательств, самостоятельная работа на ПК с использованием оригинального программного обеспечения, лекции и мастер-классы ведущих ученых.

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

В качестве средств текущего контроля используется устный опрос, а также проведение контрольных работ. Промежуточная аттестация (зачет) дает возможность выявить уровень профессиональной подготовки аспиранта по данной дисциплине.

Примеры заданий к контрольным работам

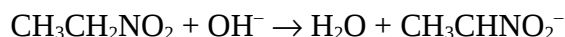
Контрольная работа №1.

1. Приведите к нормальным условиям газ, занимающий при 373 К и $P = 3,0 \cdot 10^2$ Па объем 27 л.
2. Определите изменение внутренней энергии, количество теплоты и работу, совершаемую при обратимом изотермическом расширении кислорода от 1 до 5 м³ (начальные условия: температура 25°C, давление 98 кПа).
3. Дибромэтилен и дибромпропилен при смешении образуют почти идеальные растворы. При 80°C давление пара дибромэтилена равно 22,9 кПа, а дибромпропилена 16,9 кПа.

Рассчитать состав раствора, находящегося в равновесии с паром, мольная доля дибромэтилена в котором равна 0,50.

Контрольная работа №2.

1. Рассчитать эквивалентную электропроводность при бесконечном разбавлении для монохлоруксусной кислоты при 298 К, если константа диссоциации равна $1,55 \cdot 10^{-3}$, а эквивалентная электропроводность при разбавлении 32 л/моль равна 77,2 См·см²/моль.
2. Реакция



имеет второй порядок и константу скорости 39,1 л/(моль·мин) при 0 °С. Был приготовлен раствор, содержащий 0,004 М нитроэтана и 0,005 М NaOH. Через какое время прореагирует 90% нитроэтана?

3. По значениям констант скоростей при двух температурах определить энергию активации, константу скорости при температуре T_3 и температурный коэффициент скорости реакции в уравнении Вант-Гоффа: $T_1 = 986 \text{ К}$; $k_1 = 6,72 \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{мин})$; $T_2 = 1165 \text{ К}$; $k_2 = 977,0 \text{ л}/(\text{моль} \cdot \text{мин})$; $T_3 = 1053 \text{ К}$.

Вопросы к зачету

1. Законы идеальных газов. Уравнение состояния идеального газа.
2. Теоретический расчет параметров состояния реальных газов. Уравнение Ван-дер-Ваальса.
3. Теоретический расчет параметров состояния реальных газов. Расчеты с помощью коэффициента сжимаемости.
4. Критическое состояние, приведенные параметры.
5. Понятие об изолированной, неизолированной и открытой системах. Типы термодинамических процессов.
6. Теплота, работа, внутренняя энергия. Работа расширения идеального газа. Первое начало термодинамики, его математическое выражение для круговых и некруговых процессов. Внутренняя энергия и энтальпия.
7. Термохимия. Закон Гесса и следствие из него. Расчеты тепловых эффектов по теплотам образования и сгорания.
8. Влияние температуры на тепловой эффект. Закон Кирхгоффа. Методы расчета теплоемкости.
9. Второе начало термодинамики. Термодинамическая вероятность. Статистическая природа второго начала.
10. Характеристические функции. Изолированные системы. Энтропия. Связь энтропии с термодинамической вероятностью. Неизолированные системы.
11. Свободная энергия Гельмгольца и свободная энергия Гиббса. Максимально полезная работа.
12. Химический потенциал. Выражение условий равновесия систем через химический потенциал. Понятие о парциальных мольных величинах.
13. Соотношение между свободной энергией Гиббса и химическим потенциалом. Зависимость свободной энергии Гиббса и свободной энергии Гельмгольца от внешних параметров. Уравнение Гиббса-Гельмгольца в дифференциальной и интегральной формах.
14. Метод Темкина-Швармана. Уравнение изотермы Вант-Гоффа для гомогенных и гетерогенных систем.
15. Разные способы выражения константы равновесия. Уравнение изобары. Принцип Ле-Шателье.

16. Третье начало термодинамики. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка.
17. Расчет равновесия в неидеальной газовой системе. Летучесть и активность.
18. Уравнение степени полноты химической реакции.
19. Фазовые равновесия и растворы. Условия равновесия фаз. Правило фаз Гиббса и его применение к двух- и трехкомпонентным системам.
20. Термодинамическая теория разбавленных растворов неэлектролитов (теория Вант-Гоффа).
21. Свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия. Закон Рауля.
22. Идеальные и неидеальные концентрированные растворы. Равновесие жидкость-пар и перегонка бинарных систем. Азеотропы. Влияние температуры на взаимную растворимость.
23. Экстракция. Закон распределения.
24. Равновесие в разбавленных растворах слабых электролитов. Теория Аррениуса.
25. Равновесие в растворах электролитов. Ион-дипольное взаимодействие. Расчеты теплоты сольватации электролита и отдельных ионов.
26. Сильные электролиты. Закон постоянства теплот нейтрализации кислот и оснований. Термодинамическая теория разбавленных растворов сильных электролитов.
27. Электропроводность. Абсолютная скорость движения ионов, подвижность число переноса. Удельная и молярная электропроводность. Закон Кольрауша. Теория Дебая-Онзагера. Кондуктометрия.
28. Электрохимия гетерогенных систем. Гальванический элемент, его устройство на примере элемента Якоби-Даниэля. Обратимые и необратимые элементы.
29. Типы скачков потенциалов на границах фаз. Диффузионный потенциал. Возникновение двойного электрического слоя.
30. Классификация электродов. Расчет потенциала отдельного электрода по уравнению Нернста. Расчет ЭДС по уравнению Нернста.
31. Потенциометрия. Измерение рН. Расчет произведения растворимости. Максимальная работа процесса, константа равновесия. Расчет коэффициента активности. Потенциометрическое титрование.
32. Энтропия и вероятность. Способы подсчета вероятности. Плотность вероятности. Средние величины. Термодинамическая вероятность. Формула Больцмана. Вывод распределения Больцмана частиц по энергиям методом ячеек.
33. Молекулярная сумма по состояниям. Учет вырожденности. Распределения Ферми-Дирака и Бозе. Распределение частиц по скоростям. Наиболее вероятная и средняя скорости. Канонический ансамбль. Плотность вероятности для канонического ансамбля.
34. Квазиклассическое приближение. Сумма по состояниям системы. Связь с молекулярной суммой по состояниям в случае идеального газа. Связь суммы по состояниям с внутренней энергией, теплоемкостью и другими термодинамическими функциями.
35. Приближение гармонический осциллятор - жесткий ротатор. Подсчет сумм по состояниям для поступательного, вращательного, колебательного движений.
36. Электронное возбуждение. Расчет термодинамических функции в приближении гармонический осциллятор - жесткий ротатор.
37. Расчет констант равновесия. Расчет химического потенциала компонента в идеальном разбавленном растворе.
38. Основные понятия и задачи химической кинетики. Кинетическая классификация химических реакций.
39. Скорость химической реакции. Закон действия масс. Константа скорости, порядок, молекулярность.
40. Простые реакции. Кинетические уравнения реакций первого-третьего порядка. Периоды полупревращения.

41. Кинетические уравнения «n-го» порядка. Кинетика реакций нулевого порядка. Методы определения порядка реакции.
42. Кинетика сложных реакций. Параллельные, обратимые и последовательные реакции. Кинетика сопряженных реакций.
43. Расчет кинетики сложных реакций по методу квазистационарных концентраций Боденштейна-Семенова.
44. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса в дифференциальной и интегральной формах. Понятие об энергии активации.
45. Теория активных соударений. Модель элементарного акта взаимодействия. Стерический фактор. Источники активации. Кинетика мономолекулярных реакций. Схема Линдемана.
46. Теория переходного состояния. Поверхность потенциальной энергии. Расчет константы скорости по теории переходного состояния. Физический смысл предэкспоненциального множителя.
47. Цепные реакции. Общая характеристика и кинетические особенности неразветвленных и разветвленных цепных реакций. Тепловой взрыв.
48. Кинетика гетерогенных процессов. Кинетическая и диффузионная области. Законы Фика. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных процессов.
49. Основные типы гомогенного и гетерогенного катализа.
50. Адсорбционное равновесие. Изотермы адсорбции газов.
51. Уравнение Ленгмюра для адсорбции одного или нескольких газов.
52. Уравнение БЭТ. Адсорбция на неоднородных поверхностях.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература:

1. Байрамов, В. М. Основы химической кинетики и катализа : учеб. пособие для вузов / В. М. Байрамов; под ред. В. В. Лунина. - М.: Академия, 2003.-252с.
2. Карякин, Н.В. Основы химической термодинамики : учеб. пособие для вузов / Н.В. Карякин. - М.: Академия, 2003.-462с.

б) дополнительная литература:

1. Ипполитов Е.Г., Артемов А.В., Батраков В.В. Физическая химия: учебник для вузов. - М.: Академия, 2005.-448с.
2. Решение задач по физической химии : метод. указания / сост. А. М. Гробов, Е. М. Плисс, А. В. Сирик, И. В. Тихонов ; Яросл. гос. ун-т. - Ярославль.: ЯрГУ, 2010.-45с.
3. Физическая химия : метод. указания к лабораторному практикуму / сост. А. М. Гробов, В. Н. Казин, Е. М. Плисс, А. В. Сирик, И. В. Тихонов ; Яросл. гос. ун-т. - Ярославль.: ЯрГУ, 2010.-103с.
4. Формальная кинетика : метод. указания / сост. Е. М. Плисс, А. М. Гробов, А. В. Сирик, И. В. Тихонов, А. И. Русаков ; Яросл. гос ун-т. - Ярославль.: ЯрГУ, 2009.-54с.
5. Физическая химия / Под ред. К.С.Краснова. М.: Высш. шк., 1995. Т. 1 - 512 С., Т. 2 – 319 С.
6. Физическая химия / Под ред. Б.Н. Никольского. Л.: Химия, 1987. 472 с.
7. Денисов Е.Т., Саркисов С.М., Лихтенштейн Г.И. Химическая кинетика. М.: Химия, 2000 г., 568 с.
8. Н.М. Эмануэль, Л.Г. Кнорре. Курс химической кинетики. М.: Высшая школа, 1974.
9. Эткинс П. Физическая химия. М.: Мир, 1980. Т. 1. 582 с. Т.2. 584 с.
10. Даниэльс Ф., Ольберти Р. Физическая химия. М.: Мир, 1978.
11. Денисов Е.Т. Кинетика гомогенных химических реакций. М.: Высшая школа, 1998 г., 391 С.

12. Байрамов, В. М. Основы электрохимии : учеб. пособие для вузов / В. М. Байрамов ; под ред. В. В. Лунина. - М.: Академия, 2005.-237с.
13. Белик В.В., Киенская К.И. Физическая и коллоидная химия: учебник - 2-е изд., стереотип. - М.: Академия, 2006.-288с.

в) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

1. NIST Chemistry WebBook. – <http://webbook.nist.gov/chemistry/>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Мультимедийный проектор, набор электронных презентаций.

Программа составлена в соответствии с федеральными государственными требованиями к структуре основной профессиональной образовательной программы послевузовского профессионального образования (аспирантура) (приказ Минобрнауки от 16.03.2011 г. № 1365) с учетом рекомендаций, изложенных в письме Минобрнауки от 22.06.2011 г. № ИБ – 733/12.

Программа одобрена на заседании кафедры общей и физической химии

19.10.2012 (протокол № 2)

Заведующий кафедрой

Плисс Е.М., доктор хим. наук, профессор

Автор

Плисс Е.М., доктор хим. наук, профессор