

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова
Факультет биоинженерии и биоинформатики

УТВЕРЖДАЮ

Декан
факультета биоинженерии
и биоинформатики,
академик

_____/В.П. Скулачев /

« ____ » _____ 20__ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины:

Физическая химия

Уровень высшего образования:

специалитет

Направление подготовки (специальность):

06.05.01 Биоинженерия и биоинформатика

Форма обучения:

очная

Рабочая программа рассмотрена и одобрена

Ученым советом факультета

(протокол № _____, _____)

Москва 20__

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с самостоятельно установленным МГУ образовательным стандартом (ОС МГУ) для реализуемых основных профессиональных образовательных программ высшего образования по специальности 06.05.01 «Биоинженерия и биоинформатика» (программы специалитета) в редакции приказа МГУ от 30 декабря 2016 г.

Год (годы) приема на обучение – 2016, 2017, 2018, 2019.

© Факультет биоинженерии и биоинформатики МГУ имени М.В. Ломоносова

Программа не может быть использована другими подразделениями университета и другими вузами без разрешения факультета.

Цель и задачи дисциплины

Цель курса - изучение физической химии как теоретического фундамента современной химии.

Задачи курса - научить студентов грамотно применять законы физической химии для решения химических задач фундаментального и прикладного характера.

1. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО: вариативная часть, естественно – научный цикл, курс II – семестр 4, курс III – семестр 5.

2. Входные требования для освоения дисциплины, предварительные условия (если есть): Освоение дисциплин: «Общая и неорганическая химия», «Физика», «Математический анализ».

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине:

Знать:

основные физико-химические законы и закономерности, определяющие направление, скорость и результат протекания процессов в гомогенных и гетерогенных системах

Уметь

формулировать и решать конкретные задачи фундаментального и прикладного характера на основе законов и закономерностей, освоенных в курсе физической химии

Владеть:

простейшими методами обработки физико-химических данных и решения физико-химических задач

Иметь опыт

решения физико-химических задач в рамках различных разделов курса физической химии

4. Формат обучения – лекционные и семинарские занятия.

5. Объем дисциплины составляет 6 з.е., в том числе 136 академических часов, отведенных на контактную работу обучающихся с преподавателем, 80 академических часов на самостоятельную работу обучающихся.

6. Краткое содержание дисциплины (аннотация):

В курсе «Физическая химия» излагаются следующие темы:

- основы химической термодинамики (основные понятия, постулаты, первый закон термодинамики); растворы, фазовые равновесия; химические и адсорбционные равновесия; элементы статистической термодинамики (основные постулаты); формальная химическая кинетика; теории химической кинетики; катализ; цепные и фотохимические реакции.

На семинарских занятиях студенты знакомятся с решением задач.

| Наименование и краткое содержание разделов и тем дисциплины, Форма промежуточной аттестации по дисциплине | Всего (часы) | В том числе | |
|--|--------------|---|--|
| | | Контактная работа (работа во взаимодействии с преподавателем) Виды контактной работы, часы | Самостоятельная работа обучающегося, часы (виды самостоятельной работы – эссе, реферат, контрольная работа и пр. – указываются при необходимости) |
| | | | |

| | | Занятия лекционного типа | Занятия семинарского типа | Всего | |
|---|--------|--------------------------------|---------------------------------|--------------|--|
| Тема 1. Основы химической термодинамики | 30 | 10 | 10 Контр. раб. | 20 | 10 |
| Тема 2. Растворы, фазовые равновесия | 26 | 8 | 8 Контр. раб. | 16 | 10 |
| Тема 3. Химические и адсорбционные равновесия | 20 | 6 | 6 Контр. раб. | 12 | 8 |
| Тема 4. Элементы статистической термодинамики | 30 | 10 | 10 Контр. раб. | 20 | 10 |
| Тема 5. Формальная химическая кинетика | 30 | 10 | 10 Контр. раб. | 20 | 10 |
| Тема 6. Теории химической кинетики | 24 | 8 | 8 Контр. раб. | 16 | 8 |
| Тема 7. Катализ | 12 | 4 | 4 Контр. раб. | 8 | 4 |
| Тема 8. Цепные и фотохимические реакции | 12 | 4 | 4 Контр. раб. | 8 | 4 |
| Тема 9. Электрохимия | 26 | 8 | 8 Контр. раб. | 16 | 10 |
| Промежуточная аттестация (<i>указывается форма проведения</i>) 4 семестр - зачет; 5 семестр - экзамен | 2 4 | | | | 2 4 (количество часов, отведенных на промежуточную аттестацию) |
| Итого | 216 | 68 | 68 | | 80 |

7. Фонд оценочных средств (ФОС) для оценивания результатов обучения по дисциплине
7.1. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения текущего контроля успеваемости.

Типовые варианты контрольных работ по темам

Тема «Основы химической термодинамики»

1. Рассчитайте максимально возможную температуру сгорания CH_4 со стехиометрическим количеством воздуха (20 объёмных % O_2 и 80 объёмных % N_2). Температура зажигания равна 25°C , $\Delta_f H^\circ_{298}(\text{CH}_4) = -74.600 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$, $\Delta_f H^\circ_{298}(\text{CO}_2) = -393.510 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$, $\Delta_f H^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) = -241.820 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$. Теплоёмкости описываются уравнениями $C_p = a + bT \times 10^{-3} \text{ (Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$:

| | <i>A</i> | <i>b</i> |
|--------------------------------|----------|----------|
| $\text{N}_2(\text{г})$ | 29.28 | 3.03 |
| $\text{CO}_2(\text{г})$ | 44.40 | 7.23 |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ | 32.17 | 9.13 |

2. Стандартная энтальпия сгорания кристаллической бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ до CO_2 и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ при 25°C равна $-3228.90 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$, $\Delta_f H^\circ_{298}(\text{CO}_2)$ и $\Delta_f H^\circ_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж}))$ равны $-393.51 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ и $-285.84 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$ соответственно. а) Найдите $\Delta_f H^\circ$ и $\Delta_f U^\circ$ бензойной кислоты при 25°C . б) Найдите $\Delta_f H^\circ$ бензойной кислоты при 100°C . Теплоёмкости веществ в этом интервале температур считайте постоянными.

| Вещество | $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ H | C | H_2 | O_2 |
|--|---|------|--------------|--------------|
| $C_p, \text{ Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ | 146.90 | 8.64 | 28.84 | 29.36 |

3. Рассчитайте изменение энтропии при добавлении 2 кг льда с температурой 0°C к 10 кг воды с температурой 100°C в изолированном сосуде. Энтальпия плавления льда равна $6.00 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1}$. Удельная теплоёмкость воды равна: $C_p(\text{H}_2\text{O}) = 4.184 \text{ Дж}\cdot\text{г}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Тема «Растворы, фазовые равновесия»

1. Общий объём раствора этанола, содержащего 1000 г воды, при 25°C описывается выражением

$$V(\text{мл}) = 1002.93 + 54.6664 m - 0.36394 m^2 + 0.028256 m^3,$$

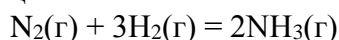
где m – моляльность раствора. Рассчитайте парциальные молярные объёмы воды и этанола в растворе, состоящем из 1000 г воды и 150 г этанола.

2. Раствор 20 г гемоглобина в 1 л воды имеет осмотическое давление $7.52 \times 10^{-3} \text{ атм}$ при 25°C . Определите молярную массу гемоглобина.

3. Давление пара над твёрдым UF_6 равно 2956 Па при 2°C и 10280 Па при 19°C , а давление пара над жидким UF_6 равно 47817 Па при 30°C и 74030 Па при 42°C . Определите температуру, давление и $\Delta_{\text{пл}}H$ UF_6 в тройной точке.

Тема «Химическое равновесие»

1. Константа равновесия для реакции



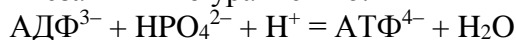
при 400°C равна $K_p = 1.60 \cdot 10^{-4}$. Рассчитайте общее давление, необходимое для получения равновесной смеси, содержащей 10 % NH_3 по объёму при 400°C , если H_2 и N_2 взяты в соотношении 3 : 1. Газы считайте идеальными.

2. Зависимость константы равновесия реакции $2\text{C}_3\text{H}_6(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{C}_4\text{H}_8(\text{г})$ от температуры между 300 К и 600 К описывается уравнением

$$\ln K = -1.04 - 1088 / T + 1.51 \times 10^5 / T^2.$$

Рассчитайте $\Delta_r G^\circ$, $\Delta_r H^\circ$ и $\Delta_r S^\circ$ реакции при 400 К.

3. Константа равновесия синтеза АТФ по уравнению:



при 25 °С равна 41. Рассчитайте ΔG реакции гидролиза АТФ при стандартных условиях и при концентрациях ионов, близких к нормальным физиологическим значениям: $[\text{АДФ}^{3-}] = [\text{НРО}_4^{2-}] = [\text{АТФ}^{4-}] = 10^{-4}$ моль/л, $\text{pH} = 7$. В нейтральной среде изменение энергии Гиббса при молочнокислом брожении равно -218 кДж/моль, а при полном окислении глюкозы – 2880 кДж/моль. Сколько молекул АТФ может быть синтезировано за счет энергии, запасенной в одной молекуле глюкозы, в аэробных и анаэробных клетках?

Тема «Элементы статистической термодинамики»

1. В равновесной смеси α - и β -глюкозы содержание β -аномера равно 64 % при температуре 25 °С. Оцените разность энергий между этими изомерами. Чему равно содержание β -аномера при 40 °С?

2. Рассчитайте мольные энтропию, внутреннюю энергию, энтальпию, энергии Гиббса и Гельмгольца газообразного азота при $T = 298$ К и давлении 1 атм.

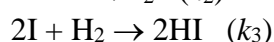
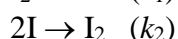
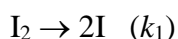
3. Рассчитайте константу равновесия K_p для реакции диссоциации иода: $\text{I}_2 = 2\text{I}$ при 500 К. Молекулярные постоянные I_2 : $\omega = 214.5$ см¹, $B = 0.037$ см⁻¹, $g_0 = 1$. Основное электронное состояние атома иода четырехкратно вырождено. Энергия диссоциации $D_0 = 148.8$ кДж·моль⁻¹. Возбужденными электронными состояниями пренебречь.

Тема «Формальная химическая кинетика»

1. Реакция второго порядка $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ проводится в растворе с начальными концентрациями $[\text{A}]_0 = 0.060$ моль·л⁻¹ и $[\text{B}]_0 = 0.080$ моль·л⁻¹. Через 60 мин концентрация вещества А уменьшилась до 0.025 моль·л⁻¹. Рассчитайте константу скорости и периоды полупревращения (образования или распада) веществ А, В, С и D.

2. Реакция первого порядка при температуре 70 °С завершается на 40% за 60 мин. При какой температуре реакция завершится на 80% за 120 мин, если энергия активации равна 60 кДж·моль⁻¹?

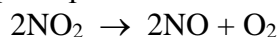
3. Для реакции синтеза иодоводорода из простых веществ $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ предложен следующий механизм:



Используя квазиравновесное приближение, выведите уравнение для скорости образования HI и покажите, что данная реакция имеет второй порядок.

Тема «Теории химической кинетики»

1. Константа скорости бимолекулярной реакции



при 627 °С равна $1.81 \cdot 10^3 \text{ см}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите истинную энергию активации и долю активных молекул, если радиус молекулы NO_2 можно принять равным 3.55 \AA , а стерический множитель для этой реакции равен 0.019.

2. Используя теорию активированного комплекса, определите температурную зависимость константы скорости тримолекулярной реакции $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ при температурах, близких к комнатной. Найдите связь между опытной и истинной энергиями активации.

3. Для реакции $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr}$ параметры уравнения Аррениуса равны: $A = 7.2 \cdot 10^{12} \text{ с}^{-1}$, $E = 218.0 \text{ кДж} \cdot \text{моль}^{-1}$. Рассчитайте энтропию, энтальпию и энергию Гиббса активации этой реакции при 200 °С.

Тема «Электрохимия»

1. Константа диссоциации одноосновной кислоты при 25 °С равна $1.47 \cdot 10^{-3}$. Рассчитайте степень диссоциации кислоты в 0.01 М водном растворе при 25 °С. Для определения коэффициента активности используйте предельный закон Дебая–Хюккеля.

2. Через слой $1.0 \cdot 10^{-3} \text{ М}$ водного раствора NaBr толщиной 2 см, заключенный между электродами площадью 1 см^2 , пропускают ток силой 10 мА при 25 °С. Сколько времени понадобится каждому иону, чтобы пройти расстояние от одного электрода до другого? Подвижности ионов Na^+ и Br^- при этих условиях равны 50.10 и $78.14 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{г} \cdot \text{экв}^{-1}$ соответственно.

3. Рассчитайте стандартную ЭДС и её температурный коэффициент для топливного гальванического элемента, вырабатывающего энергию за счет реакции сгорания бутана в кислороде при 25 °С. Необходимые термодинамические данные приведены в таблице.

| | $\Delta_f H^\circ,$ кДж·моль ⁻¹ | $S^\circ,$ Дж·К ⁻¹ ·моль ⁻¹ |
|--------------------------------------|---|--|
| $\text{C}_4\text{H}_{10}, \text{ г}$ | -126.15 | 310.23 |
| $\text{CO}_2, \text{ г}$ | -393.51 | 213.74 |
| $\text{H}_2\text{O}, \text{ ж}$ | -285.83 | 69.91 |
| $\text{O}_2, \text{ г}$ | 0 | 205.138 |

7.2. Типовые контрольные задания или иные материалы для проведения промежуточной аттестации.

Вопросы для проведения промежуточной аттестации по темам

Тема 1. Основы химической термодинамики

Основные понятия. Постулаты термодинамики. Уравнения состояния. Теорема о соответственных состояниях. Теплота, работа, внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Тепловая теорема Нернста, постулат Планка. Химическая переменная, сродство. Соотношения Максвелла. Изменение энтропии в

различных процессах. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Фундаментальные уравнения Гиббса. Уравнение Гиббса–Гельмгольца. Химический потенциал.

Тема 2. Растворы, фазовые равновесия.

Термодинамическая классификация растворов. Законы Рауля и Генри. Законы Гиббса–Коновалова. Химический потенциал компонента раствора. Летучесть и активность. Парциальные мольные величины, методы их определения. Уравнение Гиббса–Дюгема. Термодинамические свойства растворов. Симметричная и асимметричная системы сравнения. Функции смешения, конфигурационная энтропия, избыточная энергия Гиббса. Коллигативные свойства растворов. Осмос.

Гетерогенные системы. Правило фаз Гиббса и его вывод. Общие принципы расчета равновесий в гомогенных и гетерогенных системах. Фазовые диаграммы. Уравнения Клаузиуса и Клаузиуса–Клапейрона. Фазовые переходы 1-го и 2-го рода. Уравнения Эренфеста.

Тема 3. Химические и адсорбционные равновесия.

Изменение энергии Гиббса при химической реакции. Изотерма Вант-Гоффа. Различные виды константы равновесия. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары химической реакции. Особенности расчета химических равновесий в гомогенных и гетерогенных системах. Современные методы расчета составов равновесных смесей.

Явления адсорбции. Адсорбент, адсорбат. Метод избытков Гиббса и метод полного содержания. Уравнения изотермы и изобары адсорбции. Уравнение Ленгмюра и Генри. Константа адсорбционного равновесия. Изменение термодинамических функций при адсорбции. Полимолекулярная адсорбция, ее приближенное описание методом БЭТ.

Тема 4. Элементы статистической термодинамики.

Основные понятия статистической термодинамики: фазовое пространство, статистический ансамбль, функция распределения. Основные постулаты статистической термодинамики. Плотность вероятности и ее свойства. Канонический ансамбль: сумма по состояниям и статистический интеграл. Распределения Больцмана и Максвелла. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями. Энтропия и информация. Статистическое и вероятностное определение энтропии. Формула Больцмана. Постулат Планка и абсолютная энтропия. Статистическая термодинамика идеального газа. Поступательная, вращательная, колебательная, электронная суммы по состояниям, соответствующие вклады в термодинамические свойства. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики. Статистическая термодинамика неидеальных систем. Конфигурационный интеграл. Теорема о соответственных состояниях реальных газов.

Описание неравновесных процессов в термодинамике. Производство энтропии. Линейные законы. Связь между средством и скоростью химической реакции. Перекрестные явления. Принцип Кюри, соотношения взаимности Онсагера. Стационарные состояния системы и теорема Гленсдорфа–Пригожина.

Тема 5. Формальная химическая кинетика.

Содержание темы: Основные понятия, постулаты и принципы химической кинетики. Скорость и механизм и реакции. Прямая и обратная задачи. Дифференциальная и интегральная форма кинетических уравнений. Методы определения параметров кинетических уравнений. Зависимость константы скорости от температуры. Энергия активации.

Сложные реакции: параллельные, обратимые и последовательные. Кинетические кривые, их аналитическое описание и экспериментальное определение констант скоростей. Энергия активации сложных реакций. Квазистационарное и квазиравновесное приближения и области их применения. Колебательные реакции.

Тема 6. Теории химической кинетики.

Теория активных соударений в химической кинетике (ТАС), формула Траутца–Льюиса. Температурная зависимость предэкспоненциального множителя. Стерический множитель. Энергия активации в ТАС. Мономолекулярные реакции. Схема Линдемана. Поправка Хиншельвуда. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Вывод уравнения ТАК. Температурная зависимость предэкспоненциального множителя. Оценка стерического фактора. Трансмиссионный коэффициент. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия и энтальпия активации. Соотношения между опытной и энергией активации ТАК. Связь энтропии активации со стерическим фактором.

Тема 7. Катализ.

Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Кислотно-основный катализ (специфический и общий). Гетерогенный катализ. Основные стадии характеристики процесса. Кинетика реакции на однородной поверхности катализатора. Схема Лэнгмюра–Хиншельвуда. Ферментативные реакции. Уравнение Михаэлиса–Ментен. Определение кинетических параметров из опытных данных. Ингибирование ферментативных реакций.

Тема 8. Цепные и фотохимические реакции.

Цепные реакции, их основные стадии. Неразветвленные цепные реакции. Уравнение Боденштейна–Линда. Разветвленные цепные реакции. Стационарный и нестационарный режимы протекания. Пределы воспламенения для реакции водорода с кислородом. Радикальная полимеризация.

Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии. Электронное возбуждение. Принцип Франка–Кондона. Фотофизические и фотохимические процессы в молекулах. Квантовый выход. Схема Штерна–Фольмера.

Тема 9. Электрохимия

Электролиты. Теория Аррениуса. Энергия и тепловой эффект образования кристаллической решетки. Цикл Борна–Габер. Энергия и тепловой эффект сольватации. Термодинамика растворов электролитов. Активность, коэффициенты активности. Правило ионной силы. Теория Дебая–Хюккеля. Современные представления о теории растворов сильных электролитов.

Явления переноса в растворах электролитов. Диффузионный потенциал. Коэффициенты диффузии ионов и эффективный коэффициент диффузии. Электропроводность растворов электролитов. Скорость движения ионов, числа переноса, подвижности. Закон Кольрауша. Правило Вальдена–Писаржевского. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Эффекты Вина и Дебая–Фалькенгагена.

Электрохимический потенциал и условие электрохимического равновесия на границе раздела фаз. Поверхностный, внешний и внутренний потенциалы, потенциалы Гальвани и Вольта. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация электродов и электрохимических цепей. Химические источники тока. Классификация, предъявляемые к ним требования. Примеры гальванических элементов, аккумуляторов, электрохимических генераторов.

Вопросы для подготовки к экзамену

- 1) Дискретные и непрерывные распределения. Средние значения. Понятие ансамбля. Среднее по времени и среднее по ансамблю. Функция распределения для канонического ансамбля.
- 2) Фазовое пространство. Макро- и микросостояния. Принцип равной априорной вероятности. Термодинамическая вероятность. Основной постулат: равновесное состояние соответствует максимальной термодинамической вероятности.
- 3) Формула Больцмана (с выводом). Пример ее применения: остаточная энтропия CO.

- 4) Распределение Больцмана по энергии (с выводом). Анализ функции распределения при высоких и низких температурах. Распределение Максвелла по скоростям – в одном и в трех измерениях.
- 5) Классическая и квантовая суммы по состояниям – определение. Свойства сумм по состояниям. Иерархия уровней энергии в молекуле: ядерная, электронная, колебательная, вращательная. Спектроскопические единицы (см^{-1}) и характерные длины волн переходов.
- 6) Связь суммы по состояниям с внутренней энергией и энергией Гельмгольца (с выводом). Вывод уравнения состояния.
- 7) Молекулярная сумма по состояниям. Случаи различимых и неразличимых частиц. Разделение поступательной и внутренних степеней свободы.
- 8) Расчет констант равновесия газовых реакций (без вывода). Иллюстрация на примере реакций $A \rightarrow B$ и $A_2 \rightarrow 2A$.
- 9) Вращательная сумма по состояниям. Модель жесткого ротатора. Понятие эффективной вращательной температуры.
- 10) Колебательная сумма по состояниям. Модель гармонического осциллятора. Понятие эффективной колебательной температуры.
- 11) Приближение Майера для парных взаимодействий. Решеточный газ без взаимодействия – модель реального газа. Вывод уравнения состояния.
- 12) Конфигурационный интеграл. Расчет конфигурационного интеграла для разреженного реального газа. Связь второго вириального коэффициента с межмолекулярным потенциалом.
- 13) Теорема о равнораспределении. Теплоемкость идеального кристалла.
- 14) Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции. Основной постулат химической кинетики (закон действующих масс). Константа скорости. Порядок и молекулярность реакций. Механизм реакции. Кинетическое уравнение, кинетическая кривая.
- 15) Кинетические уравнения для односторонних реакций 0-го, 1-го, n -го порядков. Периоды полупревращения.
- 16) Кинетические уравнения для односторонних реакций 2-го порядка с одинаковыми и разными начальными концентрациями реагентов. Периоды полупревращения.
- 17) Методы определения порядка и константы скорости химической реакции.
- 18) Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Определение из экспериментальных данных.
- 19) Классификация и кинетика сложных реакций. Принцип независимости, принцип детального равновесия. Обратимые реакции, анализ кинетических кривых и определение кинетических параметров.
- 20) Параллельные реакции, анализ кинетических кривых и определение кинетических параметров.
- 21) Последовательные реакции. Кинетические уравнения, анализ кинетических кривых. Определение кинетических параметров.
- 22) Квазистационарное и квазиравновесное приближения в химической кинетике.
- 23) Реакции с нетермической активацией. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход. Схема Штерна–Фольмера.
- 24) Элементы кинетической теории газов. Представление о теориях химической кинетики.
- 25) Теория активных столкновений (ТАС). Вывод основного уравнения для бимолекулярной реакции. Энергия активации. Сравнение с уравнением Аррениуса. Стерический множитель.

- 26) Кинетические особенности мономолекулярных реакций. Применение теории активных столкновений к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Поправка Хиншелвуда.
- 27) Теория активированного комплекса (ТАК). Поверхность потенциальной энергии. Основные положения теории. Основное уравнение ТАК.
- 28) Статистический расчет констант скоростей бимолекулярных реакций в ТАК. Взаимосвязь E_A и $E_{ТАК}$.
- 29) Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтальпия и энтропия активации.
- 30) Сравнение теории активных столкновений и теории активированного комплекса для бимолекулярных реакций.
- 31) Катализ и катализаторы. Общие свойства и классификация катализаторов.
- 32) Особенности ферментативного катализа. Ферментативная кинетика. Уравнение Михаэлиса–Ментен. Определение кинетических параметров.
- 33) Ингибирование ферментативных реакций. Типы ингибирования. Определение кинетических параметров.

Шкала и критерии оценивания результатов обучения по дисциплине.

| Результаты обучения | «Неудовлетворительно» | «Удовлетворительно» | «Хорошо» | «Отлично» |
|---|-----------------------------|--|---|--|
| Знания: основные физико-химические законы и закономерности, определяющие направление, скорость и результат протекания процессов в гомогенных и гетерогенных системах | Знания отсутствуют | Фрагментарные знания | Общие, но не структурированные знания | Систематические знания |
| Умения: формулировать и решать конкретные задачи фундаментального и прикладного характера на основе законов и закономерностей, освоенных в курсе физической химии | Умения отсутствуют | В целом успешное, но не систематическое умение, допускает неточности непринципиального характера | В целом успешное, но содержащее отдельные пробелы умение формулировать и решать конкретные задачи | Успешное умение формулировать и решать конкретные задачи |
| Владения: простейшими методами обработки физико-химических данных и решения физико- | Навыки владения отсутствуют | Фрагментарное владение методами, наличие отдельных навыков. | В целом, сформированны навыки владения простейшими методами обработки | Владение методами обработки физико-химических данных и решения |

| | | | | |
|------------------|--|--|--|-------------------------|
| химических задач | | | физико-химических данных и решения физико-химических задач | физико-химических задач |
|------------------|--|--|--|-------------------------|

8. Ресурсное обеспечение:

- Перечень основной и дополнительной литературы

Основная литература:

 1. Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Основы физической химии. - т. 1, 2, Москва: БИНОМ, 2016.
 2. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Основы физической химии. - Москва: БИНОМ, 2006.

Дополнительная литература:

 1. Эткинс П. Физическая химия. - Москва: Мир, 2007.
 2. Даниэльс Ф., Олберти Р. Физическая химия. - Москва: Мир, 1978.
 3. Тиноко И., Зауэр К., Вэнг Дж., Паглиси Дж. Физическая химия. Принципы и применение в биологических науках. - Москва: Техносфера, 2005.
 4. Уильямс В., Уильямс Х. Физическая химия для биологов. - Москва: Мир, 1976.
 5. Чанг Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам. - Москва: Мир, 1980.
- Перечень лицензионного программного обеспечения (при необходимости)

Программа для численного моделирования кинетики сложных химических реакций KINET.
Доступна на сайте Химического факультета МГУ:
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/KINET2012/>
- Перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем
- Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (при необходимости)

Учебные материалы по физической химии на сайте Химического факультета МГУ:
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/phys.html>
- Описание материально-технического обеспечения.