

**Вопросы к экзамену по физической химии
для студентов II курса биологического факультета МГУ**

I. Химическая термодинамика

1. Основные понятия термодинамики. Классификация термодинамических систем, параметров, состояний, функций, процессов. Функции состояния и функции перехода.
2. Уравнения состояния для идеальных и реальных газов. Уравнение состояния в вириальной форме.
3. Первый закон термодинамики, его формулировки и аналитические выражения. Взаимные превращения теплоты и работы для различных процессов.
4. Энтальпия как функция состояния. Связь энтальпии с внутренней энергией.
5. Теплоемкость. Взаимосвязь C_p и C_v . Зависимость теплоемкости от температуры.
6. Тепловые эффекты химических реакций при постоянном давлении и объеме.
7. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния. Энтальпия и теплота образования.
8. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа в интегральной и дифференциальной форме.
9. Энтропия как функция состояния и критерий самопроизвольности процесса. Статистическая интерпретация энтропии.
10. Второй закон термодинамики, его формулировки и аналитические выражения.
11. Зависимость энтропии от температуры, объема и давления. Расчет изменения энтропии для различных процессов.
12. Третий закон термодинамики. Определение абсолютного значения энтропии. Изменение энтропии в химических реакциях.
13. Фундаментальное уравнение Гиббса (объединенное уравнение первого и второго начала).
14. Характеристические функции и их свойства на примере изохорного (F) и изобарного потенциалов (G).
15. Энергия Гиббса и ее зависимость от температуры и давления. Изменение энергии Гиббса в химических реакциях. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
16. Соотношения Максвелла и их использование для различных термодинамических расчетов.

II. Приложения химической термодинамики

17. Фазовые равновесия. Определение фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса.
18. Однокомпонентные системы. Фазовые переходы первого и второго рода. Фазовые диаграммы H_2O и CO_2 .
19. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и его применение к процессам плавления, испарения и сублимации.
20. Химический потенциал, его зависимость от температуры и давления. Химический потенциал компонента раствора. Химический потенциал идеального газа.
21. Идеальные растворы. Закон Рауля. Идеально-разбавленные растворы. Закон Генри.
22. Отличие термодинамических свойств смесей от свойств индивидуальных веществ. Парциальные мольные величины (на примере парциальных мольных объемов в системе $C_2H_5OH - H_2O$).
23. Реальные растворы. Метод активностей. Определение активности по давлению пара.
24. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Зависимость химического потенциала растворителя от температуры и мольной доли.

25. Понижение температуры плавления (замерзания) и повышение температуры кипения растворов.
26. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа.
27. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
28. Условие химического равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс.
29. Изотерма химической реакции Вант-Гоффа.
30. Различные константы равновесия и связь между ними. Химическое равновесие в идеальных и реальных системах.
31. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары (изохоры) Вант-Гоффа в дифференциальной и интегральной форме. Принцип Ле Шателье.

III. Электрохимия

32. Движение ионов в растворе. Удельная и эквивалентная электропроводность, их зависимость от концентрации.
33. Закон Кольрауша для растворов сильных электролитов. Подвижность ионов. Числа переноса.
34. Теория Аррениуса для слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.
35. Активность иона. Теория Дебая-Хюккеля.
36. Электродный потенциал. Электродвижущая сила (ЭДС). Уравнение Нернста.

IV. Химическая кинетика

37. Скорость химической реакции. Основной постулат химической кинетики (закон действующих масс).
38. Порядок и молекулярность реакции. Методы определения порядка и константы скорости реакции.
39. Возможность использования кинетических уравнений формальной кинетики для исследования биологических процессов на примере фармакокинетики. Константа элиминации и время полувыведения в фармакокинетике.
40. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, определение ее из экспериментальных данных.
41. Простые и сложные химические реакции. Кинетические уравнения простых реакций нулевого, первого и второго порядков.
42. Сложные реакции и их классификация. Анализ кинетических кривых последовательных реакций первого порядка.
43. Обратимые реакции как частный случай последовательных реакций. Кинетическое уравнение обратимой реакции первого порядка.
44. Параллельные (конкурирующие) реакции первого порядка. Анализ кинетических кривых для двух параллельных реакций первого порядка.
45. Приближенные методы химической кинетики: квазиравновесное и квазистационарное приближение.
46. Гомогенный и гетерогенный катализ (основные понятия). Катализаторы. Особенности ферментативного катализа.
47. Ферментативная кинетика. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Константа Михаэлиса и способы ее определения.
48. Механизмы фотохимических реакций. Различные типы фотохимических реакций.

Лектор, профессор

Кузьменко Н.Е.