ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ
по дисциплине «Общая и биоорганическая химия»
«Фундаментальная педиатрия» 2026-27 учебный год

1. Коллигативные свойства растворов. Явление осмоса. Осмотическое давление (закон Вант-Гоффа). Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов.
2. Роль осмоса в биологических системах. Гипер-, гипо- и изотонические растворы. Понятие об изоосмии (электролитном гомеостазе). Плазмолиз. Цитолиз.
3. Основные понятия термодинамики. Понятие о функциях состояния. Внутренняя энергия. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Стандартные условия и биологические стандартные условия.
4. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания. Стандартная энтальпия реакции.
5. Второй закон термодинамики. Энтропия. Стандартные значения энтропии вещества. Характер изменения энтропии в процессах, связанных с изменением объема и температуры системы.
6. Энергия Гиббса. Стандартные и биологические стандартные значения энергии Гиббса. Расчет изменения энтропии и энергии Гиббса химической реакции. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированных и закрытых системах.
7. Энергия Гиббса как критерий принципиальной осуществимости химического процесса. Основы биоэнергетики. Экзэргонические и эндэргонические процессы. Макроэргические соединения, макроэргические связи. Принцип энергетического сопряжения биохимических реакций.
8. Химическое равновесие. Термодинамические и кинетические условия равновесия. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции.
9. Химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье. Влияние различных факторов: изменение давления, температуры, концентрации компонентов и катализатора на смещение равновесия.
10. Химическое равновесие. Константа химического равновесия, выраженная через равновесные концентрации. Определение преимущественного направления обратимых реакций на основе уравнения изотермы.
11. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции. Молекулярностъ и порядок реакции. Классификации реакций.
12. Порядок реакции. Период полупревращения. Кинетические уравнения реакций 0-го порядка. Графическая зависимость скорости реакции от концентрации и от температуры.
13. Порядок реакции. Примеры процессов, подчиняющихся кинетике 1-го порядка. Кинетические уравнения реакций 1-го порядка. Графическая зависимость скорости реакции от концентрации.
14. Зависимость скорости реакции температуры. Уравнение Вант-Гоффа. Теория активных столкновений Аррениуса, энергия активации, уравнение Аррениуса.
15. Равновесия в водных растворах электролитов. Степень и константа электролитической диссоциации. Ионное произведение воды. Уравнение

автопротолиза и константа автопротолиза воды. Водородный и гидроксидный показатели. Их взаимосвязь.

16. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Протолитические равновесия в водных растворах, роль воды в них.

17. Сильные электролиты. Водородный показатель (pH) в растворах сильных электролитов.

18. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда–Лоури. Основные понятия и определения: кислота, основание, амфолит, сопряженная протолитическая пара. Слабые электролиты. Степень диссоциации, константа диссоциации (pK_a, pK_{BH+}, pK_b).

19. Протолитические равновесия в растворах слабых кислот. Вычисление значений pH в растворах этих одноосновных и многоосновных кислот.

20. Протолитические равновесия в растворах слабых оснований. Вычисление значений pH в их растворах.

21. Протолитические равновесия в растворах средних солей, подвергающихся гидролизу (гидролиз соли, содержащей катион слабого основания и анион сильной кислоты и соли, содержащей катион сильного основания и анион слабой кислоты). Вычисление значений pH в растворах этих солей.

22. Протолитические равновесия в растворах солей, подвергающихся гидролизу (гидролиз соли, содержащей катион слабого основания и анион слабой кислоты) и в растворах кислых солей многоосновных кислот. Вычисление значений pH в растворах этих солей.

23. Буферные системы. Определение, классификация по составу, примеры. Уравнение Гендерсона–Гассельбаха для расчета pH буферных растворов. Понятие о буферной емкости, расчет буферной емкости по кислоте и по щелочи. Интервал буферного действия.

24. Буферные системы. Механизм буферного действия и уравнение Гендерсона-Гассельбаха для гидрокарбонатной буферной системы в условиях организма. Соотношение компонентов буферной системы в плазме крови и в эритроцитах.

25. Буферные системы. Характеристика буферного действия аминокислот на примере аминокислоты глицина (изоэлектрическая точка pI, диполярная, катионная и анионная формы аминокислоты). Уравнение Гендерсона–Гассельбаха.

26. Буферные системы плазмы крови, pH крови. Ацидоз и алкалоз. Сравнение буферной емкости буферных систем организма по кислоте и щелочи.

27. Гетерогенные равновесия осадок – раствор. Произведение растворимости. Растворимость малорастворимого электролита в насыщенном водном растворе и растворе, содержащем избыток одного из его ионов.

28. Гетерогенные равновесия осадок – раствор. Константа произведения растворимости. Условия растворения и образования осадка. Влияние добавления сильных электролитов на растворимость.

29. Комплексные (координационные) соединения. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константы устойчивости и константы нестойкости комплексных соединений. Влияние различных факторов на процессы комплексообразования в растворах.

30. Комплексные (координационные соединения), их состав, строение и характер связей. Классификация комплексных соединений. Моно- и полидентантные лиганды. Понятие о хелатообразующих лигандах и внутрикомплексных соединениях.

31. Окислительно-восстановительные (редокс) процессы, окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные (ОВ) системы. Стандартные восстановительные (редокс) потенциалы. Уравнение Нернста—Петерса.
32. Окислительно-восстановительные (редокс) процессы, окислители и восстановители. Влияние различных факторов на величину редокс-потенциала. Стандартный биологический восстановительный потенциал. Прогнозирование самопроизвольного протекания ОВ процесса по величинам редокс-потенциалов.
33. ЭДС химической реакции. Взаимосвязь между энергией Гиббса и ЭДС реакции. Определение направления протекания ОВ реакций. Влияние pH среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.
34. Поверхностные явления, причина их возникновения. Поверхностное натяжение: физический смысл, силовое и энергетическое определение. Влияние различных факторов на величину поверхностного натяжения.
35. Адсорбция на подвижной границе фаз. Фундаментальное уравнение изотермы адсорбции Гиббса: анализ, определение поверхностной активности, графическое определение поверхностной активности. Факторы, влияющие на адсорбцию газов и растворенных веществ.
36. Адсорбция на неподвижной границе раздела фаз. Мономолекулярная теория адсорбции Ленгмюра. Физическая и химическая адсорбция, сравнительная характеристика, примеры.
37. Адсорбция электролитов: виды, примеры. Избирательная адсорбция ионов. Правило Панета–Фаянса. Ионообменная адсорбция. Иониты и их классификация.
38. Дисперсные системы: дисперсная фаза, дисперсионная среда. Степень дисперсности. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности.
39. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсионной фазы и дисперсионной среды, по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсной средой, по подвижности дисперсной фазы.
40. Лиозоли: состав, степень дисперсности. Строение мицеллы лиофобных золей: агрегат, ядро, коллоидная частица (гранула). Заряд и электрокинетический потенциал коллоидной частицы.
41. Кинетическая и термодинамическая устойчивость коллоидных систем. Агрегация и седиментация частиц дисперсной фазы. Факторы устойчивости.
42. Коагуляция лиофобных золей и факторы, ее вызывающие. Медленная и быстрая коагуляция. Порог коагуляции, его определение. Правило Шульце – Гарди. Механизм электролитной коагуляции: скрытая и явная коагуляция.
43. Эмульсии и их свойства. Получение. Типы эмульсий. Эмульгаторы и механизм их действия. Обращение фаз эмульсий. Устойчивость эмульсий и ее нарушение. Коалесценция. Факторы устойчивости эмульсий. Применение эмульсий в медицине.
44. Коллоидные ПАВ: строение, классификация по способности к диссоциации полярных групп, примеры использования в медико-биологических целях. Мицеллообразование в растворах ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования, методы ее определения. Солюбилизация и ее значение в медицине.
45. Кислотно-основные свойства полиэлектролитов. Полиамфолиты. Изоэлектрическая точка полиамфолитов и методы ее определения.

46. Набухание и растворение ВМС. Механизм набухания. Термодинамика набухания и растворения ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания. Лиотропные ряды ионов.
47. Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание. Лиотропные ряды ионов. Зависимость порогов высаливания полиамфолитов от pH среды. Коацервация, микрокоацервация, биологическое значение.
48. Застудневание. Влияние различных факторов на скорость застудневания. Тиксотропия студней и гелей. Синерезис студней.