

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Кубанский государственный медицинский университет»  
Министерства здравоохранения и социального развития Российской Федерации**

**Кафедра фундаментальной и клинической биохимии**

**Экзаменационные вопросы  
по дисциплине «Физическая и коллоидная химия»  
для студентов фармацевтического факультета**

1. Системы: изолированные, закрытые и открытые. Состояние системы. Функция состояния. Процессы: изобарные, изотермические, изохорные и адиабатические.
2. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота. Примеры систем и процессов различного типа, встречающихся в фармацевтической практике.
3. Первое начало термодинамики, его математическое выражение. Энтальпия. Изохорный и изобарный тепловой эффект реакции и соотношение между ними.
4. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Расчет стандартной теплоты химических реакций по стандартным энтальпиям образования и сгорания веществ.
5. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры, уравнение Кирхгофа в дифференциальной и интегральной формах.
6. Второе начало термодинамики, его математическое выражение. Изменение энтропии в изолированных системах. Расчет изменения энтропии при изотермических процессах (фазовые переходы) и изменении температуры.
7. Третье начало термодинамики. Абсолютное значение энтропии. Стандартное значение энтропии.
8. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца (изохорно-изотермический потенциал). Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах.
9. Уравнение изотермы химической реакции. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Примеры использования констант равновесия химических реакций в фармацевтической практике.
10. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Связь с принципом Ле-Шателье. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.
11. Гомогенная и гетерогенная системы. Фаза. Составляющие вещества. Компоненты. Число компонентов и число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.
12. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (вода). Уравнение Клапейрона, уравнение Клапейрона – Клаузиуса. Связь с принципом Ле-Шателье. Прогнозирование фазовых переходов при изменении условий.
13. Диаграмма плавления (с эвтектикой) двухкомпонентной систем. Термический анализ (кривые охлаждения).
14. Растворимость жидкостей в жидкостях. Влияние температуры на взаимную растворимость. Верхняя и нижняя критические температуры растворения.
15. Взаимонерастворимые жидкости. Теоретические основы перегонки с водяным паром.
16. Трехкомпонентные системы. Закон распределения веществ между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения. Принципы получения настоек, отваров. Экстракция.
17. Взаимосвязь между коллигативными свойствами: относительным понижением давления пара, понижением температуры кристаллизации растворителя, повышением температуры кипения растворителя и осмотическим давлением разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. Криоскопическая и эбуллиоскопическая константы и их связь с теплотой кипения и плавления растворителя.
18. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
19. Криометрический, эбулиометрический и осмометрический методы определения молярных масс, изотонического коэффициента.
20. Теория растворов сильных электролитов Дебая – Хюккеля. Ионная атмосфера. Активность ионов и ее связь с концентрацией. Ионная сила раствора. Коэффициент активности и зависимость его величины от ионной силы в растворе.
21. Буферные растворы; механизм их действия. Ацетатный, фосфатный, водородкарбонатный, гемоглибиновый буферы. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.
22. Удельная и молярная электропроводности, их зависимость от концентрации раствора. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Законы Кольрауша. Подвижность и гидратация (сольватация) ионов.

23. Механизм возникновения электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы.
24. Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Хлорсеребряный электрод. Измерение электродных потенциалов. Концентрационные гальванические элементы. Химические источники тока.
25. Окислительно-восстановительные потенциалы. Механизм возникновения. Окислительно-восстановительные электроды. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал.
26. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод. Другие виды ионоселективных электродов. Применение в биологии, медицине, фармации.
27. Потенциометрический метод измерения рН. Потенциометрическое титрование. Значение этих методов в фармацевтической практике.
28. Скорость химической реакции, порядок реакции по веществу, общий порядок реакции, молекулярность реакции. Закон действующих масс для скорости реакции.
29. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Реакции простые (одностадийные) и сложные (многостадийные), гомогенные и гетерогенные. Скорость гомогенных химических реакций и методы ее измерения.
30. Уравнения кинетики реакций нулевого, первого, второго порядка. Период полупревращения.
31. Методы определения порядка реакции.
32. Энергия активации. Связь между скоростью реакции и энергией активации. Метод определения энергии активации. Ускоренные методы определения сроков годности лекарственных препаратов.
33. Сложные реакции: конкурирующие (параллельные), последовательные, сопряженные и обратимые. Превращения лекарственного вещества в организме как совокупность последовательных процессов; константа всасывания и константа элиминации.
34. Цепные реакции. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход реакции.
35. Каталитические процессы. Положительный и отрицательный катализ. Гомогенный катализ. Механизм действия катализатора. Энергия активации каталитических реакций. Кислотно-основной катализ. Металлокомплексный катализ, ферментативный катализ. Механизм действия ингибиторов.
36. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Краевой угол смачивания.
37. Зависимость поверхностного натяжения от температуры. Связь поверхностной энергии Гиббса и поверхностной энтальпии.
38. Адсорбция на границе раздела фаз. Поверхностно-активные, поверхностно-инактивные и поверхностно-неактивные вещества.
39. Изотерма поверхностного натяжения. Уравнение Шишковского. Поверхностная активность. Правило Дюкло – Траубе.
40. Ориентация молекул в поверхностном слое. Определение площади, занимаемой молекулой поверхностно-активного вещества в насыщенном адсорбционном слое, и максимальной длины молекулы ПАВ.
41. Избыточная адсорбция Гиббса. Уравнение изотермы адсорбции Гиббса. Факторы, влияющие на адсорбцию газов и растворенных веществ.
42. Мономолекулярная адсорбция, уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра, Фрейндлиха. Полимолекулярная адсорбция, уравнение БЭТ.
43. Избирательная адсорбция ионов. Правило Панета – Фаянса. Ионообменная адсорбция.
44. Иониты и их классификация. Обменная емкость. Применение ионитов в фармации.
45. Хроматография (М.С.Цвет). Классификация хроматографических методов по технике выполнения и по механизму процесса. Применение хроматографии для получения и анализа лекарственных веществ. Гель-фильтрация.
46. Структура дисперсных систем. Дисперсная фаза, дисперсионная среда. Степень дисперсности.
47. Классификация дисперсных систем: по агрегатному состоянию дисперсионной фазы и дисперсионной среды (аэрозоли, лиозоли, солидозоли), по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсной средой (необратимые и обратимые, лиофобные и лиофильные коллоиды), по подвижности дисперсной фазы (свободнодисперсные и связнодисперсные коллоидные системы).
48. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация.
49. Броуновское движение (уравнение Эйнштейна), диффузия (уравнение Фика), осмотическое давление.
50. Седиментация и седиментационная устойчивость.
51. Мицелла, строение мицеллы золя, агрегат, ядро, коллоидная частица (гранула). Заряд и электрокинетический потенциал коллоидной частицы.
52. Электрокинетические явления. Электрофорез. Связь электрофоретической скорости коллоидных частиц с их электрокинетическим потенциалом (уравнение Гельмгольца – Смолуховского). Электрофоретическая подвижность. Электрофоретические методы исследования в фармации.
53. Электроосмос. Электроосмотический метод измерения электрокинетического потенциала. Практическое применение электроосмоса в фармации.

54. Кинетическая и термодинамическая устойчивость коллоидных систем. Агрегация и седиментация частиц дисперсной фазы. Факторы устойчивости.
55. Коагуляция и факторы, ее вызывающие. Медленная и быстрая коагуляция. Порог коагуляции, его определение. Правило Шульце – Гарди.
56. Теория устойчивости и коагуляции лиофобных коллоидных систем (теория Дерягина – Ландау – Фервея – Овербека (ДЛФО)).
57. 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 суспензий и эмульсий в фармации.
58. Коллоидные системы, образованные поверхностно-активными веществами: растворы мыл, детергентов, таннидов, красителей. Мицеллярные коллоидные системы. Мицеллообразование в растворах ПАВ.
59. Критическая концентрация мицеллообразования, методы ее определения. Солубилизация и ее значение в фармации. Мицеллярные коллоидные системы в фармации.
60. Высокомолекулярные соединения (ВМС) и их растворы. Методы получения ВМС.
61. Классификация ВМС. Внутреннее вращение звеньев в макромолекулах ВМС. Кристаллическое и аморфное состояние ВМС. Применение в фармации.
62. Полимерные неэлектролиты и полиэлектролиты. Полиамфолиты. Изоэлектрическая точка полиамфолитов и методы ее определения.
63. Набухание и растворение ВМС. Механизм набухания. Термодинамика набухания и растворения ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания. Лиотропные ряды ионов.
64. Методы измерения вязкости растворов ВМС. Удельная, приведенная и характеристическая вязкости. Уравнение Штаудингера. Определение молярной массы полимера вискозиметрическим методом.
65. Осмотические свойства растворов ВМС. Осмотическое давление растворов полимерных неэлектролитов. Отклонение от закона Вант-Гоффа. Определение молярной массы полимерных неэлектролитов.
66. Полиэлектролиты. Осмотическое давление растворов полиэлектролитов. Мембранное равновесие Доннана.
67. Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание. Лиотропные ряды ионов. Зависимость порогов высаливания полиамфолитов от рН среды. Коацервация, микрокоацервация, биологическое значение. Микрокапсулирование.
68. Застудневание. Влияние различных факторов на скорость застудневания. Тиксотропия студней и гелей. Синерезис студней. Студни в фармации.
69. Сколько теплоты необходимо затратить для повышения температуры 0,5 моль газообразного циклопентана от 310 К до 370 К, когда он находится при постоянном давлении? Учесть температурную зависимость теплоемкостей веществ.
70. Рассчитать работу, совершаемую при расширении 5 моль кислорода от объема 0,003 м<sup>3</sup> до объема 0,015 м<sup>3</sup> при постоянном давлении 202,6 кПа.
71. Рассчитать тепловой эффект химической реакции  $2\text{NH}_3 + \frac{3}{2}\text{O}_2 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ , пользуясь таблицей термодинамических величин, при  $p = 1 \text{ атм.}$ ,  $T = 298 \text{ К}$ . Все реагенты и продукты – газы.
72. Рассчитать, пользуясь таблицами термодинамических величин, тепловой эффект реакции образования диэтилового эфира из этанола (все вещества газообразные)  $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$  при температуре 100°C. Учесть температурную зависимость теплоемкостей веществ.
73. Рассчитайте, пользуясь таблицами термодинамических величин, изменение энтропии при нагревании 5 моль газообразного метанола от 110°C до 170°C. Учесть температурную зависимость теплоемкостей веществ.
74. Рассчитать изменение функции Гельмгольца и Гиббса при изотермическом сжатии в 5 раз 3 моль идеального газа при температуре 25°C.
75. Определите направление самопроизвольного протекания реакции  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{НСНО}(\text{г}) + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{г})$  при стандартных условиях, пользуясь таблицами термодинамических данных.
76. Рассчитать константу равновесия реакции образования метанола  $\text{СО}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$  при стандартных условиях, пользуясь таблицами термодинамических величин.
77. Для реакции  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{г}) + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}(\text{г})$  зависимость константы равновесия от температуры выражается уравнением  $\lg K_p = \frac{9590}{T} - 9,9194 \lg T + 0,002285 T + 8,565$ . Выведите уравнение зависимости  $\Delta H_r^0$  этой реакции от температуры и рассчитайте  $\Delta H_{r,298}^0$ .
78. Для реакции  $\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$  константа равновесия  $K_p$  при 900 К равна  $0,043 \cdot 10^{-2}$ , а при 950 К –  $1,062 \cdot 10^{-2}$ . Определите  $K_p$  при 930 К. Примите, что тепловой эффект в температурном диапазоне 900 – 950 К постоянен.
79. Рассчитать, пользуясь таблицей термодинамических величин, стандартное изменение энтальпии  $\Delta H_{298}^0$  и внутренней энергии  $\Delta U_{298}^0$  в химической реакции  $2\text{CO}(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$

80. Укажите, какие фазы находятся в системе "парафин – метилстеарат", если ее состояние изображается точками А, В, С, D, E, F, G, H и I. Рассчитайте в точках число степеней свободы системы. Укажите составы сосуществующих фаз в точках. Постройте кривую охлаждения системы из точки, имеющей координаты: 15% метилстеарата; 55°C и объясните, какие процессы происходят при этом в системе.

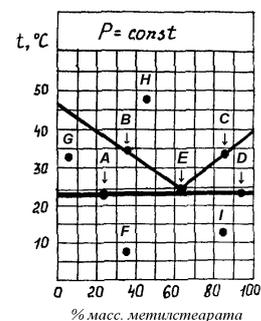


Рис. Диаграмма плавкости системы парафин – метилстеарат

81. Сколько иода остается в 1 л водного раствора, который был насыщен при 291 К, после взбалтывания его с 0,1 л сероуглерода? Растворимость иода в воде при 291 К составляет 1 г на 3,616 л. Коэффициент распределения иода между сероуглеродом и водой равен 590. Молекулярная масса иода в обоих растворителях одинакова.

82. Укажите, какие фазы находятся в системе "никотин - вода", если ее состояние изображается точками 1, 2, 3, 4, 5. Рассчитайте в точках число степеней свободы системы. Укажите составы сосуществующих фаз в указанных точках. Объясните, какие процессы происходят при нагревании от 70°C до 210°C раствора, содержащего 80% никотина.

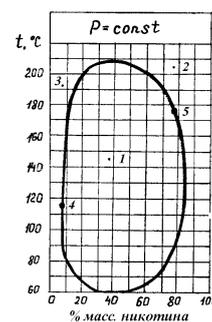


Рис. Диаграмма состояния системы «никотин – вода» в координатах «температура – состав»

83. Какую массу этанола надо растворить в 200 мл воды, чтобы осмотическое давление этого раствора при 17°C было равно  $2,026 \cdot 10^5$  Па?

84. Рассчитать молярную концентрацию сахарозы в растворе, если он закипает при 100,5°C. Эбулиоскопическая константа воды равна 0,516.

85. Реакция разложения пероксида водорода в присутствии катализатора в водном растворе протекает как реакция первого порядка. Период полупревращения  $H_2O_2$  в данных условиях 15,86 мин. Определить время разложения 99%  $H_2O_2$ .

86. Константа скорости омыления этилацетата едким натром при 9,4°C равна 2,370 л/(моль·с), а при 14,4°C – 3,204 л/(моль·с). Рассчитать энергию активации в указанном интервале температур.

87. Для некоторой реакции определили константы скорости при двух температурах  $k_1 = 0,00670 \text{ с}^{-1}$  ( $t^\circ = 443^\circ\text{C}$ ) и  $k_2 = 0,06857 \text{ с}^{-1}$  ( $t^\circ = 497^\circ\text{C}$ ). Найти  $k_3$  при 508°C.

88. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению  $A + 2B = C$ . Концентрация А равна 1,5 моль/л, а В – 3 моль/л. Константа скорости реакции 0,4 л<sup>2</sup>/(моль<sup>2</sup>·с). Найти скорость этой реакции в начальный момент времени и в момент, когда прореагирует 75% вещества А.

89. Рассчитать молекулярную массу камфары, если понижение температуры замерзания раствора, содержащего 0,4484 г камфары в 30,55 г бензола, составляет 0,4975°C. Криоскопическая константа бензола равна 5,16.

90. Константа равновесия реакции  $C_2H_4 + H_2 \rightleftharpoons C_2H_6$  при некоторой температуре равна 10 кПа<sup>-1</sup>. В каком направлении в изобарных условиях будет протекать эта реакция при начальных парциальных давлениях веществ: этилен – 1 кПа, водород – 2 кПа, этан – 3 кПа?

91. Определить изменение энтропии 2 моль газообразного формальдегида при изотермическом уменьшении его объема в 10 раз.

92. При измерении вязкости растворов 1,4-цис-полиизопрена в толуоле с помощью капиллярного вискозиметра получены следующие данные:

с, г/л	0	1,41	1,94	2,59	3,24	3,89
Время истечения раствора τ, с	17,5	216,1	234,0	257,3	282,6	308,1

Рассчитать  $\eta_{\text{отн}}$ ,  $\eta_{\text{уд}}$ ,  $\eta_{\text{пр}}$  и по графику  $\eta_{\text{уд}}/c = f(c)$  определить  $[\eta]$  и константу Хаггинса  $K'$ .

93. Найти изменение энтропии при испарении 30 г жидкого бензола  $C_6H_6$  (температура кипения равна 353,36 К при давлении 1 атм.), если энтальпия испарения равна 30759 Дж/моль.

94. Термическое разложение этиленоксида является реакцией 1-го порядка. При 378,5°C период полупревращения этиленоксида 363 мин. Определить константу скорости реакции при 450°C. Энергия активации данной реакции равна 217 кДж/моль.

95. Зависимость давления ( $p$ , мм рт. ст.) пара никотина  $C_{10}H_{14}N_2$  от температуры ( $t$ , °C) имеет вид (1 атм = 760 мм рт. ст.)

$t$ , °C	170	185	190	200	209	221	228
$p$ , мм рт. ст.	100	160	180	240	300	400	500

96. По графику зависимости  $\ln p$  от  $1/T$  рассчитайте энтальпию испарения в указанном интервале температур.

97. Для реакции  $H_3PO_4 + \text{аденозин} \rightleftharpoons \text{АМФ} + H_2O$   $\Delta G_{r,310}^0 = 14$  кДж/моль. В каком направлении реакция идет самопроизвольно при стандартных условиях? Рассчитайте константу равновесия.

98. Для реакции  $SO_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightleftharpoons SO_3$  константа равновесия  $K_p$  при 900 К равна  $0,043 \cdot 10^{-2}$ , а при 950 К –  $1,062 \cdot 10^{-2}$ . Определите  $K_p$  при 930 К. Примите, что тепловой эффект в температурном диапазоне 900 – 950 К постоянен.

99. Зависимость ЭДС от температуры для элемента, в котором протекает реакция  $Zn + Hg_2SO_4 = ZnSO_4 + 2Hg$ , выражается уравнением  $E = 1,4328 - 0,00119(T - 288) - 0,057 \cdot 10^{-4}(T - 288)^2$ . Рассчитайте для этой реакции  $\Delta G$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta H$  при 303 К.

100. Какой объем 0,01М  $K_2Cr_2O_7$  надо добавить к 1 л золя  $Al(OH)_3$ , чтобы вызвать его коагуляцию? Порог коагуляции 0,63 ммоль/л.

101. По данным для адсорбции уксусной кислоты на древесном угле из водных растворов объемом 1000 мл вычислить а) величину адсорбции по экспериментальным данным; б) величину адсорбции по уравнению изотермы адсорбции Фрейндлиха, определив константы этого уравнения графически:

$m_{\text{угля}}$ , г	Концентрация кислоты, ммоль/л	
	до адсорбции, $c_0$	Равновесная, $c_{\text{равн}}$
4,00	126,0	89,90
4,12	62,8	34,70
4,04	31,4	11,30
4,00	15,7	3,33

102. Термическое разложение этиленоксида является реакцией 1-го порядка. При 378,5°C период полупревращения этиленоксида 363 мин. Определить константу скорости реакции при 450°C. Энергия активации данной реакции равна 217 кДж/моль.

103. При измерении вязкости растворов полистирола в толуоле с помощью капиллярного вискозиметра получены следующие данные:

$c$ , г/л	0	1,70	2,12	2,52	2,95	3,40
Время истечения раствора $\tau$ , с	97,6	115,1	120,2	124,5	129,9	134,9

Рассчитать  $\eta_{\text{отн}}$ ,  $\eta_{\text{уд}}$ ,  $\eta_{\text{пр}}$ , и по графику  $\eta_{\text{уд}}/c = f(c)$  определить константу Хаггинса  $K'$ .

104. Осмотическое давление раствора, содержащего 1,55 г анилина в 500 мл раствора при 21°C равно  $8,104 \cdot 10^4$  Па. Рассчитать молекулярную массу анилина.

105. Вычислить адсорбцию *n*-валериановой кислоты на поверхности раздела "водный раствор – воздух" при температуре 293 К и концентрации кислоты 0,0206 М, по зависимости поверхностного натяжения раствора  $\sigma$  от концентрации кислоты  $c$ :

$c$ , ммоль/л	0,00	10,3	20,6	68,3	204,9
$\sigma$ , мПа·с	72,53	65,45	59,78	49,31	35,20

Экзаменационные вопросы утверждены на заседании кафедры  
протокол № \_\_\_ от \_\_\_\_\_ г.

Зав. кафедрой кафедры фундаментальной и  
клинической биохимии, профессор, д.м.н.

И.М. Быков