Вопросы к экзамену по дисциплине «Физическая и коллоидная химия»

**Физическая химия**

1. Основные понятия термодинамики. Системы: изолированные, закрытые и открытые. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота. Состояние системы. Функция состояния. Процессы: изобарные, изохорные, изотермические, адиабатические.
2. Первое начало термодинамики. Математическое выражение первого начала. Энтальпия. Изохорные и изобарные теплоты процесса.
3. Термохимия и её задачи. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его применение. Стандартные теплоты образования и сгорания. Вычисление теплоты реакции по стандартным теплотам образования и сгорания. Теплоты нейтрализации, растворения и гидратации. Примеры расчетов.
4. Второе начало термодинамики. Статистический характер второго начала термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Самопроизвольные процессы.
5. Третье начало термодинамики. Абсолютная энтропия. Стандартная энтропия. Энтропия как критерий равновесия и самопроизвольного протекания процессов в изолированных системах и её расчет.
6. Энтропия - функция состояния системы. Изменение энтропии при изотермических процессах и изменении температуры. Связь энтропии с вероятностью состояния системы. Формула Больцмана. Изменение энтропии в изолированных системах.
7. Энергия Гельмгольца (изохорно-изотермический потенциал) и энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Химический потенциал.
8. Термодинамика фазовых равновесий. Гомогенные и гетерогенные системы. Фаза. Составляющие вещества и компоненты (примеры). Фазовые превращения и равновесия. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Связь с принципом Ле-Шателье-Брауна.
9. Фазовые равновесия. Число компонентов и число степеней свободы системы. Правило фаз Гиббса. Прогнозирование фазовых переходов при изменении условий. Диаграмма состояния однокомпонентных систем (вода, сера).
10. Буферные системы и растворы. Состав и механизм действия. Расчет рН буферных растворов. Ацетатный и фосфатный буферные растворы. Буферная ёмкость и факторы, определяющие её.
11. Состав и механизм действия карбонатной, аммиачного и фосфатного буферных растворов. Расчет рН буферных растворов. Буферная ёмкость. Значение буферных систем для химии и биологии.
12. Предмет химической кинетики. Реакции простые и сложные: параллельные, последовательные, конкурирующие, сопряженные и обратимые. Гомогенные и гетерогенные. Примеры.
13. Скорость гомогенных химических реакций и методы ее измерения. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действующих масс для скорости реакции (примеры).
14. Представление о теории переходного состояния. Теория активных соударений. Энергия активации. Определение энергии активации Связь между энергией активации и скоростью реакции. Уравнение Аррениуса. Ускоренные методы определения сроков годности лекарственных веществ.
15. Зависимость скорости реакции от температуры Температурный коэффициент скорости реакции. Уравнение Аррениуса. Энергия активации (график).
16. Молекулярность и порядок реакции (примеры). Причины несовпадения порядка и молекулярности (примеры). Методы определения порядка реакции. Скорость и константа скорости химической реакции. Уравнения кинетики и период полупревращения реакций нулевого, первого и второго порядков.
17. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Уравнение изотермы химической реакции. Термодинамический вывод закона действующих масс для химического равновесия. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.
18. Константа химического равновесия и принцип Ле-Шателье-Брауна. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений.
19. Окислительно-восстановительные потенциалы. Механизм возникновения. Окислительно-восстановительные электроды.
20. Электродные потенциалы. Механизм возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический потенциал. Стандартные электродные потенциалы.
21. Проводники второго рода. Удельная электропроводность, ее изменение с разведением растворов для слабых и сильных электролитов. Электропроводность неводных растворов.
22. Молярная (эквивалентная) электропроводность, ее изменение с разведением растворов. Скорость движения и подвижность ионов. Зависимость их от различных факторов. Подвижность и гидратация (сольватация) ионов. Закон Кольрауша.

**Коллоидная химия**

1. Коллоидная химия. Основные понятия: дисперсные системы, дисперсная фаза, дисперсионная среда. Степень дисперсности. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды и по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной среды.
2. Поверхностные явления. Термодинамика и особенности поверхностного слоя. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Зависимость поверхностного натяжения от температуры.
3. Адсорбция. Виды адсорбции, адсорбент и адсорбтив. Адсорбция газов твердыми телами. Факторы, влияющие на величину адсорбции газов. Уравнение изотермы адсорбции Фрейндлиха.
4. Адсорбция на границе раздела жидкость - газ, жидкость - жидкость. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое. Уравнение изотермы адсорбции Гиббса, его анализ.
5. Адсорбция растворенных веществ твердыми телами. Зависимость величины адсорбции от различных факторов. Положительная и отрицательная адсорбция. Уравнение Фрейндлиха и Ленгмюра.
6. Адсорбция на границе раздела раствор - твердое тело. Измерение адсорбции на неподвижных границах раздела. Полимолекулярная адсорбция.
7. Поверхностно-активные вещества (примеры), особенность их строения. Поверхностная активность, зависимость поверхностной активности от концентрации ПАВ (уравнение Шишковского) и длины гомологического ряда (правило Дюкло-Траубе).
8. Поверхностно-активные, поверхностно неактивные и поверхностно-инактивные вещества (определение и примеры). Изотерма поверхностного натяжения.
9. Хроматография, сущность метода. Классификация хроматографических методов по технике выполнения и по механизму процесса. Применение хроматографии в фармации.
10. Методы очистки коллоидных растворов (фильтрация, диализ, электродиализ, ультрафильтрация).
11. Методы получения лиофобных коллоидов. Условия, необходимые для получения лиофобных коллоидов.
12. Теории коагуляции: адсорбционная (Фрейндлиха), Ландау-Дерягина-Фервея-Овербека (ДЛФО). Правило Шульце-Гарди. Порог коагуляции, его определение.
13. Факторы устойчивости лиофобных коллоидов. Кинетическая и агрегативная устойчивость, факторы, их определяющие. Коагуляция и факторы, ее вызывающие.
14. Коагуляция золей смесями электролитов (аддитивность, антагонизм и синергизм ионов). Коллоидная защита. Пептизация.
15. Коагуляция золей электролитами. Правило Шульце-Гарди. Кинетика коагуляция. Зависимость скорости коагуляции от концентрации электролитов (скрытая, медленная и быстрая коагуляция). Порог коагуляции, его определение.
16. Оптические свойства дисперсных систем. Рассеяние и поглощение света. Конус Фарадея-Тиндаля. Уравнение Рэлея. Ультрамикроскопия и электронная микроскопия коллоидных систем.
17. Электрокинетические свойства коллоидных систем: электрофорез и электроосмос, потенциал оседания и протекания. Уравнение Гельмгольца-Смолуховского. Электрофоретическая подвижность. Электрофоретические методы исследования в фармации. Практическое применение электроосмоса.
18. Механизм возникновения электрического заряда коллоидных частиц. Строение двойного электрического слоя. Строение мицеллы. Электротермодинамический и электрокинетический потенциалы.
19. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем: броуновское движение (уравнение Эйнштейна), диффузия, осмотическое давление, седиментационная устойчивость и седиментационное равновесие.
20. Заряд и электрокинетический потенциал коллоидной частицы. Влияние электролитов на электрокинетический (дзета) потенциал. Явление перезарядки коллоидных частиц и чередование зон коагуляции.
21. Застудневание, влияние различных факторов на скорость застудневания. Примеры. Периодические реакции в студнях. Тиксотропия студней. Синерезис.
22. Коллоидные ПАВ. Мицеллобразование в растворах ПАВ. Критическая концентрация мицеллобразования (ККМ) и ее определение. Солюбилизация, ее значение в фармации. Мицелярные коллоидные системы в фармации.
23. ВМС. Классификация ВМС. Гибкость цепи полимеров. Связь между строением и механическими свойствами полимеров.
24. Вязкость растворов ВМС. Отклонение свойств растворов ВМС от законов Ньютона и Пуазейля. Причины аномальной вязкости растворов полимеров. Удельная, приведенная и характеристическая вязкость. Уравнение Штаудингера. Определение молярной массы полимера.
25. Полимерные неэлектролиты и полиэлектролиты. Полиамфолиты. Изоэлектрическая точка полиамфолитов (ИЭТ). Методы определения ИЭТ.
26. Особенности растворения ВМС. Механизм набухания. Термодинамика набухания и растворения ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания. Лиотропные ряды. Примеры.
27. Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание. Зависимость высаливания полиамфолитов от рН среды и электролитов, (лиотропные ряды ионов). Коацервация. Биологическое значение. Микрокапсулирование лекарств.
28. Осмотические свойства растворов ВМС. Отклонение от закона Вант-Гоффа. Уравнение Галлера. Осмотическое давление растворов полиэлектролитов. Полиамфолиты. Изоэлектрическая точка полиамфолитов и её определение.
29. Аэрозоли и их свойства. Получение, молекулярно-кинетические свойства. Агрегативная устойчивость и факторы её определяющие. Разрушение. Применение в фармации.
30. Порошки и их свойства. Получение, гранулирование и распыляемость порошков. Применение в фармации.
31. Эмульсии и их свойства. Получение. Типы эмульсий. Эмульгаторы и механизмы их действия. Устойчивость эмульсий. Факторы устойчивости эмульсий. Применение в фармации.
32. Пены как дисперсные системы. Получение и свойства. Применение в фармации.
33. Суспензии. Пасты. Получение и свойства. Применение в фармации.

**Задачи**

1. Вычислите количество теплоты, которое выделится при окислении глюкозы массой 90 г при с. у.
2. Определить стандартный тепловой эффект реакции, протекающей по уравнению СН4 + СО2 = 2СО + 2Н2, если стандартные теплоты образования метана, диоксида углерода и оксида углерода при 298 К соответственно равны: -74,85; -393,51 и –110,5 кДж/моль.
3. Определите тепловой эффект реакции, протекающей по уравнению СН3СООН (ж) + С2Н5ОН (ж) = СН3СООС2Н5 (ж) + Н2О (ж), если теплоты сгорания уксусной кислоты, этанола, этилового эфира уксусной кислоты и воды при 298 К соответственно равны -873,79; -1366,91; -2254,21; 0 кДж/моль.
4. Рассчитайте теплоту образования N2O5 (г) при 298 К на основании следующих данных:

2 NO (г) + O2 (г) = 2 NO2 (г), ∆*rН1° = -*114,2 кДж;

4 NO2 (г) + O2 (г) = 2 N2O5 (г), ∆*rН2° = -*110,2 кДж;

N2 (г) + O2 (г) = 2 NO (г), ∆*rН3° = -*182,6 кДж.

1. Вычислите энергию Гиббса, являющуюся критерием са­мопроизвольного протекания процессов, для реакции гликолиза при с. у.: С6Н12О6 (р-р) →2 С3Н6О3 (р-р)
2. Вычислите энергию Гиббса тепловой денатурации трипсина при 50°С, если при 25°С ΔНр° = 283 кДж/моль, а ΔS°р = 288 Дж/(моль · К). Считать, что изменение энталь­пии и энтропии не зависят от температуры в данном диапазоне. Оцените вклад энтальпийного и энтропийного факторов.
3. Для реакции 2 NO2 (г) → N2O4 (г), рассчитайте:

а) ΔGр° при 298К

б) температуру, при которой оба направления процесса равноверо­ятны [ΔН°р = -57 кДж/моль; ΔS°р = -176Дж/(моль ·К)].

1. При растворении 10 г хлорида аммония в 243 г воды температура понизилась на 2,8°С. Определите тепловой эффект растворения соли, если удельная теплоемкость раствора составляет 4,18Дж/(г·град).
2. При определении альбумина по реакции с бромкрезоловым зеленым применяют ацетатный буфер. Уксусную кислоту объемом 50 мл смешивают с 13,2 мл раствора гидроксида натрия (концентрация каждого раствора равна 1 моль/л) и объем доводят дистиллированной водой до 1 л. Вычислите рН используемого раствора.
3. Смешали два раствора НС1: 50 мл с концентрацией 0,2 моль/л и 300 мл с концентрацией 0,02 моль/л. Вычислите рН полученного раствора.
4. Рассчитайте константу химического равновесия реакции гидролиза глицил-глицина при 310 К, если ΔGр° = - 15,08 кДж/моль. Обратима ли практически данная реакция?
5. Периоды полупревращения денатурации некоторого вируса равны: при 30°С 5 ч, при 37°С - 1,76·10-2 ч. Денатурация описывается кинетическим уравнением первого порядка. Вычислите энергию активации процесса.
6. Вычислите константу равновесия реакции образования метилового спирта: СО(Г) + 2Н2(Г) → СН3ОН(ж), при с.у. Сделайте заключение о практической обратимости реакции при с. у.
7. Константы равновесия реакции Fe3О4(т) + 4СО(г) = 3Fe(т) + 4СО2(г) при 1091 К и 1312 К равны 2,49 и 4,50 соответственно. Рассчитайте: а) стандартную энтальпию реакции; б) константу равновесия реакции при 1200 К.
8. Константа скорости реакции Н2(г) + I2(г) → 2НI(г) при 714 К равна 0,111 л/(моль·с). В сосуд объемом 2 л ввели по 2 моль водорода и йода. Чему будет равна скорость реакции в тот момент, когда в реакционной смеси образуется 0,2 моль йодоводорода?
9. Определите направление протекания реакции Н2 (г) + I2 (г) → 2 НI(г) при 298 К и с(Н2) = с(I2) = 0,01 моль/л; с(НI) = 1,0 моль/л; Кравн =2.
10. Разложение спазмолитина в растворе является реакцией первого порядка с энергией активации 75 кДж/моль. Период полупревращения при 20°С равен 103 ч. Рассчитайте время, за которое разложится 25% спазмолитина при 37°С.
11. Стандартная ЭДС (298 К) гальванического элемента, анодом которого является цинк, опущенный в раствор сульфата цинка, равна 0,47 В. Вычислите стандартный электродный потенциал другого электрода. Как изменяется масса цинковой пластинки в ходе работы гальванического элемента?
12. Водный раствор хлорида магния с концентрацией 0,1 моль/л имеет при 298 К осмотическое давление 691 кПа. Вычислите изотонический коэффициент хлорида магния в этом растворе.
13. Протаргол содержит 0,08% коллоидного серебра. Осмотическое давление этого коллоидного раствора равно 0,08 Па при температуре 37оС. Рассчитайте средний диаметр сферических коллоидных частиц золя. Плотность серебра 10,5´103 кг/м3.
14. Определите длину молекулы масляной кислоты на поверхности раздела «раствор – воздух», если площадь, занимаемая одной молекулой в поверхностном слое, равна 30·10–20 м2, а плотность масляной кислоты ρ = 978 кг/м3.
15. Найти поверхностное натяжение анилина, если сталагмометрическим методом при 20o С получены следующие данные: число капель анилина n = 42, воды nо=18. Плотность анилина ρ =1,4·103 кг/м3; поверхностное натяжение воды σо=72,75 ·10–3 Н/м.
16. Определите поверхностный избыток (в кмоль/м2) при 10оС для водного раствора, содержащего 50 мг/л пеларгоновой кислоты С8Н17СООН. Поверхностные натяжения исследуемого раствора и воды соответственно равны 57·10–3 Н/м и 74,22·10–3 Н/м.
17. При изучении адсорбции стеариновой кислоты С17Н35СООН на поверхности водного раствора найдено, что максимальная величина адсорбции Г∞ = 7,465·10-10 моль·см-2. Плотность кислоты 850 кг·м-3. Найти площадь поперечного сечения молекулы S и длину молекулы l.
18. При изучении адсорбции паров этанола на активированном угле были получены следующие данные:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| р×10–2, Па |  5,33 |  9,87 | 17,33 | 23,06 | 45,53 |
| А ×103, м3/кг | 14,9 | 19,1 | 24,2 | 27,3 | 36,8 |

(р - равновесное давление пара, А - величина адсорбции). Графически определите константы уравнений Фрейндлиха. Рассчитайте величину адсорбции при р = 3000 Па.

1. Напишите формулу мицеллы коллоидного раствора сульфата бария, полученного методом химической конденсации при взаимодействии BaCl2и Na2SО4в водной среде.
2. В раствор NaI медленно вводят раствор AgNO3, в результате образуется гидрозоль AgI. Напишите формулу мицеллы, укажите знак заряда коллоидной частицы. Какой из указанных электролитов-коагуляторов: NaF, Ca(NO3)2, K2SO4 обладает наименьшим порогом коагуляции для гидрозоля AgI?
3. Определите, к какому электроду должны перемещаться частицы золя, получаемого по реакции при небольшом избытке H2S:

2H3AsO3+3H2S=As2S3+6H2O

1. Рассчитайте порог коагуляции и коагулирующую способность раствора сульфата натрия по отношению к гидрозолю иодида серебра, если коагуляцию 250 мл золя вызывает сульфат натрия концентрации 0,15 моль/л объемом 50 мл.
2. Для коагуляции 100 мл золя гидроксида железа понадобилось добавить 10,5 мл 1н раствора KCl. Определить порог коагуляции золя хлоридом калия.
3. Константы уравнения Штаудингера для синтетического каучука в хлороформе такие: α= 0,56; К = 1,85·10-5 моль/ м³. Определить, чему равна характеристическая вязкость образца, молекулярная масса которого 300000.
4. Определить молекулярную массу (М) синтетического каучука, если известно, что характеристическая вязкость его раствора в хлороформе [η] = 0,0215 м3/кг, константы уравнения Марка-Хаувинка К = 1,85⋅10-5 и α = 1,56.
5. Белок помещен в буферную смесь с концентрацией гидроксильных ионов a(ОН-) =5 · 10–10 моль/л. Определить направление движения частиц белка при электрофорезе, если изоэлектрическая точка данного белка находится при рН = 8,0.