

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БАШКИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Кафедра общей химии

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
по самостоятельной внеаудиторной работе

Дисциплина Физическая химия

Специальность (код, название) 30.05.02 Медицинская биофизика

Курс 2

Семестр 3

Уфа
2023

Рецензенты:

1. Главный врач ГБУЗ Республиканский кардиологический центр, к.м.н., Николаева И.Е.
2. Зав. кафедрой общей физики Уфимского университета науки и технологий, д.ф.-м.н., профессор Балапанов М. Х.

Авторы: зав. кафедрой, д. фарм. н., профессор Мещерякова С.А.,
доцент, к.х.н. Гумерова В.К.

Утверждены на заседании №7 кафедры общей химии от 29 марта 2023 г.

Занятие № 1

Тема. Химическая термодинамика.

Определение теплового эффекта химической реакции.

Цель изучения темы: научиться производить расчеты тепловых эффектов для биологических систем.

Задачи: рассчитать тепловых эффектов биологических процессов.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): основные законы термохимии, их значение для биологических систем; виды теплот и методы расчета тепловых эффектов.
2. После изучения темы: термодинамические расчеты для биологических систем.

должен уметь: производить термодинамические расчеты .

должен владеть: - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные значения термохимических функций;

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий.

ОПК-1. Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности.

ПК-4. Выполнение фундаментальных научных исследований в области медицины и биологии.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

- 1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы.
 2. Внутренняя энергия, теплота и работа.
 3. Первый закон термодинамики.
 4. Стандартные теплоты образования, сгорания, гидратации, растворения, нейтрализации.
 5. Закон Гесса и следствия из него.
 6. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.
 7. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.
- 3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Тепловой эффект реакции не зависит от пути, а определяется конечным и начальным состояниями, Это закон...

- 1) Вант-Гоффа 2) Гесса 3) Аррениуса 4) Больцмана
2. Реакция гидролиза АТФ –
 1) экзотермическая 2) эндотермическая 3) адиабатическая
3. Человек совершает работу и отдает тепло в окружающую среду за счет убыли
 1) энтропии 2) энтальпии
 3) внутренней энергии 4) температуры 5) давления
4. Рассчитайте ΔH сгорания этанола, если известно, что при сгорании 4,6г выделяется 137 кДж теплоты.
 1) -1370 2) +1370 3) -2740 4) +2740 кДж/моль
5. Рассчитайте энтальпию гидратации сульфата железа (II), если энтальпия растворения безводной соли FeSO_4 равна -17,2 кДж/моль, а энтальпия растворения кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ равна +63,3 кДж/моль.
 1) -46,1 2) +46,1 3) -80,5 4) +80,5 кДж/моль
- 4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Определите ΔH° реакции гидролиза мочевины – продукта жизнедеятельности организма, по ΔH° образования веществ:



ΔH° обр. - 319 - 286 - 414 - 80 кДж/моль

2. Вычислите тепловой эффект реакции спиртового брожения глюкозы (ΔH° р-ции) при с.у. по теплотам сгорания веществ:



ΔH° сгор. - 2810 - 1371 0 кДж/моль

3. Определите калорийность пищевого продукта массой 350г, содержащего 50% воды, 30% белков, 15% жиров и 5% углеводов. Калорийность белков и углеводов составляет 17,1 кДж/г, калорийность жиров равна 38 кДж/г.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 2

Тема. Химическая термодинамика.

Определение теплового эффекта растворения соли.

Цель изучения темы: научиться производить термодинамические расчеты для биологических систем.

Задачи: рассчитать термодинамические свойства биологических систем.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): основные законы термохимии, их значение для биологических систем; виды теплот и методы расчета тепловых эффектов.

2. После изучения темы: термодинамические расчеты для биологических систем.

должен владеть: - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные значения термодинамических функций;

должен уметь: производить термодинамические расчеты .

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Второй закон термодинамики.

2. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах.

3. Третье начало термодинамики.

4. Объединенный первый и второй законы термодинамики.

5. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.

6. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Изолированная система:

1) $\Delta m = 0$, $\Delta E = 0$

2) $\Delta m \neq 0$, $\Delta E \neq 0$

3) $\Delta m \neq 0$, $\Delta E = 0$

4) $\Delta m = 0$, $\Delta E \neq 0$

2. Абсолютная величина энтропии идеального кристалла при абсолютном нуле (0 К) равна 1) 0 2) 1 3) 10 4) 100 5) 1000 Дж/(моль · К)

3. Процесс, протекающий при постоянной температуре:

1) изохорный 2) изотермический 3) изобарный

4) стационарный 5) равновесный

4. Критерий самопроизвольности биологических процессов

1) внутренняя энергия 2) энтальпия 3) энтропия

4) энергия Гиббса 5) теплота

5. Взаимосвязь энергии Гиббса с энтальпией и энтропией

1) $G = H - TS$ 2) $H = U + PV$ 3) $A = p \Delta V$ 4) $\Delta G = -zFE$ 5) $\Delta G^0 = -RT \ln K$

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Вычислите изменение энтропии для реакции образования глицилглицина при с.у. по энтропиям образования веществ:



S° обр. 159

231

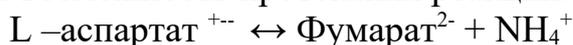
70 Дж/(моль·К)

2. Вычислите изменение энергии Гиббса для реакции гликолиза, возможна ли реакция в с.у.? $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ (молочная кислота)

ΔG° обр. - 917

- 539 кДж/моль

3. Определите возможность протекания реакции:



ΔG° обр. – 698 - 604 - 79 кДж/моль

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 3

Тема. Химическое равновесие. Проверка принципа Ле-Шателье.

Цель изучения темы: научиться применять законы химического равновесия для биологических систем.

Задачи: изучить возможность расчетов и прогнозирования равновесных биологических процессов.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): основные понятия химических равновесий;

2. После изучения темы: свойства и законы химических равновесий;

должен владеть: - навыками определения направления смещения равновесия согласно принципу Ле-Шателье;

должен уметь: самостоятельно работать с учебной и справочной

литературой по физической химии; рассчитывать константу равновесия;

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с

использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий.

Принцип Ле-Шателье.

2. Константа химического равновесия.

3. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой химического равновесия.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Обратимый процесс, происходящий в организме:

1) $C_3H_8 + O_2 = 3CO_2 + 4H_2O$ 2) $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$

3) $3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2$ 4) $CH_4 + 2O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$

2. Термодинамические условия равновесия:

1) $\Delta G^{\circ} > 0$ 2) $\Delta H^{\circ} = 0$ 3) $\Delta S = 0$ 4) $\Delta G^{\circ} = 0$

3. При увеличении температуры равновесие в реакции

$Hb + O_2 \leftrightarrow HbO_2 + Q$ сместится

1) влево 2) вправо 3) не сместится 4) не известно

4. При увеличении давления равновесие в реакции

$Hb + O_2 \leftrightarrow HbO_2 + Q$ сместится

1) влево 2) вправо 3) не сместится 4) не известно

5. В условиях равновесия скорости прямой (v_1) и обратной реакций (v_2)

- 1) $v_1 > v_2$ 2) $v_1 < v_2$ 3) $v_1 = v_2$ 4) любое соотношение
- 4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. В печени протекает ферментативный обратимый процесс:



При 37°C равновесные концентрации [Г-1-ф]= 0,001 моль/л, а [Г-6-ф]= 0,019 моль/л . Рассчитайте константу равновесия K_c .

2. Для реакции $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{аденозин} \leftrightarrow \text{АМФ} + \text{H}_2\text{O}$

энергия Гиббса $\Delta G^\circ = 14$ кДж/моль. В каком направлении реакция идет самопроизвольно при стандартных условиях? Каково значение константы равновесия?

3. Рассчитайте константу равновесия реакции гидролиза глицилглицина при 310 К, если $\Delta G^\circ = -15,08$ кДж/моль. Обратима ли практически эта реакция?

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 4

Тема. Фазовые равновесия. Экстракция.

Цель изучения темы: знакомство с методами выделения и очистки веществ в биологии и в медицине.

Задачи: научиться выбирать наиболее подходящий способ очистки конкретных веществ.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): основные понятия фазовых равновесий и превращений.

2. После изучения темы: основные законы фазовых равновесий и превращений;

должен владеть: - навыками построения и анализа диаграмм фазовых состояний;

должен уметь: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; экспериментально строить, читать, рассчитывать диаграммы фазовых состояний,

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиуса.

2. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.

3. Диаграммы: состав – давление пара и состав - температура кипения. Первый закон Коновалова. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Перегонка. Фракционная перегонка.

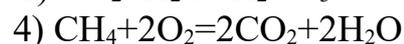
4. Растворимость жидкостей в жидкостях. Критическая температура растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.

5. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Обратимый процесс, происходящий в организме:



2. Метод исследования физико-химических процессов и химических превращений, происходящих в веществе в условиях изменения температуры. Все точки изломов и температурные остановки переносят с кривых охлаждения на диаграмму температура – состав и соединяют полученные точки. Это

1) экстракция 2) перегонка 3) ректификация 4) термический анализ

3. Непрерывное нагревание жидкости с отводом образующегося пара с его последующей конденсацией

1) простая перегонка

2) фракционная перегонка

3) перегонка с водяным паром

4) экстракция

4. Температура, выше которой наступает неограниченная взаимная растворимость компонентов и система гомогенная при любом соотношении компонентов.

1) эвтектическая

2) нижняя критическая температура растворения

3) температура кипения

4) верхняя критическая температура

растворения

5. Извлечение вещества, растворенного в одном растворителе, другим растворителем, который не смешивается с первым и лучше растворяет извлекаемое вещество. Это:

1) простая перегонка

2) фракционная перегонка

3) перегонка с водяным паром

4) экстракция

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Камфора (компонент А) и тимол (компонент В) неограниченно взаимно растворимы в жидком и нерастворимы в твердом состоянии. Постройте диаграмму плавкости системы камфора – тимол по следующим данным:

w (А), %	100	80	60	40	20	0
T _{пл.} , С	170	100	20	35	45	50

Каков состав и температура плавления эвтектики? Что представляет собой система, состоящая из 10% В и 90% А при 180°С. Что произойдет с системой, если ее охладить до 60 °С? Сколько степеней свободы у системы в этом состоянии.

2. Давление пара над системой из двух несмешивающихся жидкостей анилин-вода равно 99,99кПа при 371К. Давление пара воды при этой температуре равно 94,26 кПа. Сколько воды надо взять для перегонки 0,5 кг анилина при внешнем давлении 99,99кПа?

3. Вычислить растворимость йода в амиловом спирте, если растворимость йода в воде при 25⁰С $C_{\text{вод}} = 0,34$ г/л, К = 230.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 5

Тема. Зависимость скорости реакции от концентрации реагента.

Цель изучения темы: знакомство с кинетическими расчетами в медицине.

Задачи: научиться рассчитывать кинетические характеристики реакций.

Обучающийся должен знать:

1. до изучения темы (базисные знания): понятия скорости реакции, зависимость скорости реакции от концентрации, температуры.
2. после изучения темы: особенности кинетических расчетов в медицине, **должен владеть:** навыками решения типовых кинетических задач, интерпретировать рассчитанные величины.

должен уметь: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

- 1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).
 2. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.
 3. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент.
 4. Уравнение Аррениуса, энергия активации.
 5. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.
- 3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Размерность скорости реакции
 - 1) км/час
 - 2) моль/(л·с)
 - 3) моль/с
 - 4) с⁻¹
2. Константа скорости не зависит от:
 - 1) температуры
 - 2) концентрации
 - 3) природы вещества
 - 4) катализатора

3. При повышении температуры на 10° скорость реакции возрастает в 2...4 раза. Это правило

1) Вант-Гоффа 2) Аррениуса 3) Гунда 4) Больцмана

4. Реакции, состоящие из нескольких элементарных реакций, называются:

1) колебательными 2) простыми 3) сложными

5. Вещества, которые участвуют в процессе, изменяют его скорость, но к концу его остаются химически неизменными

1) ингибиторы 2) катализаторы 3) промоторы
4) хелаты 5) витамины

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. При хранении таблеток анальгина установлено, что константа скорости разложения при 20°C составляет $1,5 \cdot 10^{-9} \text{ c}^{-1}$. Определите срок хранения таблеток (время разложения 10% вещества) при 20°C .

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 6

Тема. Изучение каталитической реакции.

Цель изучения темы: знакомство с ферментами в медицине.

Задачи: научиться рассчитывать характеристики ферментативных реакций.

Обучающийся должен знать:

1. до изучения темы (базисные знания): понятия скорости реакции, катализатора, ферментов; зависимость скорости реакции от концентрации, температуры.

2. после изучения темы: особенности ферментов, закономерности ферментативных реакций,

должен владеть: навыками решения типовых кинетических задач, интерпретировать рассчитанные величины.

должен уметь: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Катализ. Основные понятия.

2. Механизм действия катализаторов.

3. Кислотно-основной, гетерогенный.

4. Свойства ферментов, ферментативный катализ.

5. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Его анализ.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Вещества, которые участвуют в процессе, изменяют его скорость, но к концу его остаются химически неизменными

1) ингибиторы 2) катализаторы 3) промоторы 4) реагенты

2. Катализаторы белковой природы, которые ускоряют реакции, необходимые для жизнедеятельности организма

1) ингибиторы 2) ферменты 3) промоторы 4) витамины

3. Формула для расчета изменения скорости реакции в присутствии катализатора

$$1) V_{\text{кат.}} / V_{\text{без кат.}} = \exp[(E_{\text{без кат.}} - E_{\text{кат.}}) / (R \cdot T)] \quad 2) V = kC$$

$$3) k = A \cdot \exp(-E/RT) \quad 4) V_{\text{кат.}} / V_{\text{без кат.}} = \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

4. Простейшая схема ферментативного катализа



5. Уравнение Михаэлиса-Ментен

$$1) k = A \cdot \exp(-E/RT) \quad 2) V = d[P]/dt = V_{\text{max}} \cdot [S] / (K_M + [S])$$

$$3) V_{\text{кат.}} / V_{\text{без кат.}} = \exp[(E_{\text{без кат.}} - E_{\text{кат.}}) / (R \cdot T)] \quad 4) V = kC^2$$

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Во сколько раз возрастет скорость реакции разложения угольной кислоты при 310 К в присутствии фермента? Без катализатора $E_a = 86$ кДж/моль, в присутствии карбоангидразы $E_a = 49$ кДж/моль.

2. Для некоторой ферментативной реакции константа Михаэлиса равна 0,035 моль/л. Скорость реакции при концентрации субстрата 0,11 моль/л равна $1,15 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с). Найдите максимальную скорость этой реакции.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 7

Тема. Контрольная работа.

Цель изучения темы: обобщить материал занятий № 1-6, проверить его усвоение.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся по указанной теме:

1) Повторить теоретический материал занятий № 1-4 с использованием рекомендуемой учебной литературы, интернета.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы.

2. Внутренняя энергия, теплота и работа.

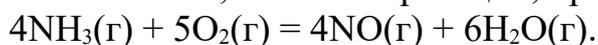
3. Первый закон термодинамики.

4. Стандартные теплоты образования, сгорания, гидратации, растворения, нейтрализации.

5. Закон Гесса и следствия из него.
6. Применение закона Гесса к расчету тепловых эффектов. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.
7. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.
8. Второй закон термодинамики.
9. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах.
10. Третье начало термодинамики.
11. Объединенный первый и второй законы термодинамики.
12. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.
13. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
14. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий. Принцип Ле-Шателье.
15. Константа химического равновесия. Связь между изменением свободной энергии Гиббса и константой химического равновесия.
16. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
17. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.
18. Диаграммы: состав – давление пара и состав - температура кипения. Первый закон Коновалова. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Перегонка. Фракционная перегонка.
19. Растворимость жидкостей в жидкостях. Критическая температура растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.
20. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция.
21. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).
22. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.
23. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент.
24. Уравнение Аррениуса, энергия активации.
25. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.
26. Катализ. Механизм действия катализаторов. Кислотно-основной, гетерогенный, ферментативный катализ.

3) Проверить свои знания с использованием образца билета:

1. Вычислите ΔH° , ΔS° и ΔG° реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

2. Определить равновесную концентрацию HI в системе $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$, если при некоторой температуре константа равновесия равна 4, а исходные

концентрации H_2 , I_2 и HI равны, соответственно, 1, 2 и 0 моль/л.

3. Вычислите энергию активации спиртового брожения глюкозы в растворе в интервале от 30 до 70°C, если $\gamma = 2$.

4. Коэффициент распределения, зависимость его от различных факторов.

5. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - контрольные вопросы и ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 8

Тема. Получение и свойства ацетатного буферного раствора.

Цель изучения темы: знакомство с кислотно-основными равновесиями в организме человека и их нарушениями.

Задачи: решать задачи, связанные с кислотно-основными равновесиями в организме человека и их нарушениями.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): что такое рН, значения рН биологических жидкостей в норме; что такое буферные растворы.

2. После изучения темы: причины нарушений кислотно-основных равновесий в организме человека; буферные системы организма;

должен владеть: интерпретировать рассчитанные величины.

должен уметь: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;

должен сформировать компетенции: ОК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения рН для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.

2. Буферные растворы: определение, классификация по составу и действию.

3. Расчет рН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гессельбаха.

4. Буферная емкость: определение и формула расчета. Зона буферного действия: определение, формула расчета.

5. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.

6. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Буферными системами являются смеси:

- 1) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и NH_4Cl 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ и $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
3) NH_4Cl и HCl 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ и HCl

2. pH буферной системы при разбавлении в 10 раз:

- 1) увеличится в 10 раз 2) увеличится на единицу
3) уменьшится на единицу 4) практически не изменится

3. При добавлении HCl к буферной системе $\text{CH}_3\text{COO}^- / \text{CH}_3\text{COOH}$:

- 1) концентрация (CH_3COOH) уменьшается, (CH_3COO^-) увеличивается
2) концентрация (CH_3COOH) увеличивается, (CH_3COO^-) уменьшается
3) концентрации (CH_3COOH) и (CH_3COO^-) не изменяются
4) концентрации (CH_3COOH) и (CH_3COO^-) уменьшаются

4. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для буферных систем основного типа

1) $\text{pH} = \text{pK} + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$ 2) $\text{pH} = 14 - \text{pK} - \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]}$
3) $\text{pH} = \text{pK} \pm 1$ 4) $\text{pH} = 14 - \text{pK} + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]}$

5. Гемоглобиновая буферная система действует:

- 1) в плазме крови 2) во внутренней среде эритроцитов
3) в плазме крови и во внутренней среде эритроцитов

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. К 200 мл крови для изменения pH на 0,36 надо добавить 36 мл 0,05M HCl . Какова буферная емкость крови по кислоте?

2. Рассчитайте концентрацию ионов водорода в артериальной крови с pH = 7,42.

3. Рассчитайте pH желудочного сока, если массовая доля HCl в нем составляет в норме 0,05%. Плотность желудочного сока принять равной 1 г/мл.

4. В каком соотношении находятся исходные компоненты фосфатной и бикарбонатной буферных систем в плазме крови при pH = 7,36, если для плазмы $\text{pK} (\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,8$; $\text{pK} (\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,1$.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 9

Тема. Кондуктометрия. Определение константы диссоциации слабого электролита.

Цель изучения темы: знакомство с электропроводностью биологических систем.

Задачи: рассчитывать задачи, связанные с электропроводностью биологических систем.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): что такое электропроводность, ее зависимость от различных факторов.

2. После изучения темы: электропроводность биологических систем;

должен владеть: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные величины.

должен уметь: рассчитывать электропроводность ;

должен сформировать компетенции: ОК-1,ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Проводники электричества I и II рода.

2. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока (для биологических клеток).

3. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.

4. Закон Кольрауша.

5. Кондуктометрическое титрование.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Носители электрического тока в проводниках I рода

1) ионы 2) электроны 3) протоны 4) радикалы

2. Проводник электричества II рода

1)Cu 2)Al 3) раствор NaCl 4) SiO₂

3. Наибольшую электропроводность при одинаковой концентрации имеет раствор 1) HCl 2) CH₃COOH 3) NH₄OH 4) C₂H₅OH

4. Электрическая проводимость наименьшая у

1) костной ткани 2) кожи 3) желудочного сока 4) крови

5. Кондуктометрическим методом определяют

1) ЭДС 2) электропроводность 3) плотность 4) температуру

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Сопротивление раствора KCl при $C = 0,1M$ при 298K равно $R(0,1M KCl) = 32,55 \text{ Ом}$. Сопротивление сыворотки крови, измеренное при той же температуре в той же кондуктометрической ячейке, равно $R(\text{крови}) = 40,4 \text{ Ом}$. Вычислите удельную проводимость сыворотки крови. По справочнику: удельная проводимость $0,1M KCl = \kappa(0,1M KCl) = 1,288 \text{ См} \cdot \text{м}^{-1}$. Константа ячейки $k = \kappa \cdot R$.

2. Определить pH желудочного сока человека, если молярная электрическая проводимость HCl в нем при 37°C равна $370 \text{ См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$ ($370 \cdot 10^{-4} \text{ См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$), а удельное сопротивление $0,9 \text{ Ом} \cdot \text{м}$.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 10

Тема. Потенциометрическое титрование.

Цель изучения темы: знакомство с неравновесными электродными процессами, полярографией, амперометрией.

Задачи: решать задачи по данной теме.

Обучающийся должен знать:

до изучения темы (базисные знания): стандартные электродные потенциалы; электроды сравнения, индикаторные, редокс, ионселективные;

2. после изучения темы: неравновесные электродные процессы, полярография, амперометрия.

должен уметь: решать задачи по данной теме;

должен владеть: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные величины.

должен сформировать компетенции: ОК-1,ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Механизм возникновения потенциала.
2. Стандартные электродные потенциалы. Измерение. Уравнение Нернста.
3. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный).
4. Индикаторные электроды. Электроды 1 рода. Водородный электрод.
5. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Хингидронный электрод.
6. Ионселективные электроды.Стеклянный электрод.
7. Гальванические элементы. Электродвижущая сила.
8. Потенциометрическое титрование для определения рН.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Уравнение Нернста для стеклянного электрода:

$$1) \text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad 2) E = E_0 - 0,059 \cdot \text{pH} \quad 3) E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} \quad 4) E = E_0 + (0,059/2) \lg [\text{Cu}^{2+}]$$

2. Электрод сравнения для определения рН:

- 1) хлорсеребряный
- 2) стеклянный
- 3) хингидронный
- 4) водородный

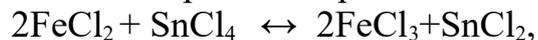
3. Термодинамическое условие работы гальванического элемента

$$1) \Delta G > 0 \quad 2) \Delta G < 0 \quad 3) E > 0 \quad 4) \Delta G = 0$$

4. Окислительно-восстановительный электрод

$$1) \text{Pt}, \text{H}_2/\text{H}^+ \quad 2) \text{Cu}/\text{Cu}^{2+} \quad 3) \text{Ag}, \text{AgCl}/\text{KCl} \quad 4) \text{Pt}/ \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$$

5. Определить направление реакции в стандартных условиях:



$$\text{если } E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77\text{В}; \quad E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+})=0,15\text{В}$$

- 1) влево 2) вправо 3) не известно 4) равновесие
 4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

Наиболее технологичным и эффективным способом выделения металлов из растворов является электролиз. Если годовой объем очищаемой воды равен $V \text{ м}^3$, а содержание в нем ионов Me^{z+} составляет $C \text{ мг/л}$, то время, необходимое для выделения всего металла электролизом при силе тока $I \text{ А}$ и выходе по току $\eta \%$ составит _____ суток. $F = 96500 \text{ Кл/моль}$.

№ п/п	Me^{z+}	$A_r, \text{г/моль}$	$V, \text{м}^3$	$C, \text{мг/л}$	$I, \text{А}$	$\eta \%$
1	Cr^{3+}	52	1000	12,4	19,97	100
2	Pt^{4+}	195	1000	1	22,9	80
3	Ir^{4+}	192	1000	4,5	8,7	100

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 11

Тема. Контрольная работа.

Цель изучения темы: обобщить материал занятий № 8-10, проверить его усвоение.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся по указанной теме:

- 1) Повторить теоретический материал занятий № 6-9 с использованием рекомендуемой учебной литературы, интернета.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Закон Рауля. Криометрия и эбулиометрия. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
 2. Электролитическая диссоциация. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разведения Освальда.
 3. Изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов.
 4. Теория сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила растворов.
 5. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения рН для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.
 6. Буферные растворы: определение, классификация по составу и действию.
 7. Расчет рН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гессельбаха.
 8. Буферная емкость: определение и формула расчета. Зона буферного действия: определение, формула расчета.
 9. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.

10. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.
11. Проводники электричества I и II рода.
12. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока (для биологических клеток).
13. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.
14. Закон Кольрауша.
15. Кондуктометрическое титрование.
16. Механизм возникновения потенциала.
17. Стандартные электродные потенциалы. Измерение. Уравнение Нернста.
18. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный).
19. Индикаторные электроды. Электроды I рода. Водородный электрод.
20. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Хингидронный электрод.
21. Ионселективные электроды. Стеклянный электрод.
22. Гальванические элементы. Электродвижущая сила.
23. Потенциометрическое титрование для определения рН.

3) Проверить свои знания с использованием образца билета:

1. Вычислите температуру кипения и температуру замерзания 10%-ного раствора глицерина в воде. $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$; $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$.
2. Вычислите рН фосфатного буфера, состоящего из 50 мл 0,3М NaH_2PO_4 и 100 мл 0,2М Na_2HPO_4 , $pK(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,21$.
3. Рассчитайте редокс-потенциал системы : пируват + 2H^+ + $2e^-$ = лактат, если концентрация пируват-иона в два раза больше концентрации лактат-иона, рН = 6,5; $T = 298 \text{ K}$.
4. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.
5. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной внеаудиторной работе по данной теме: контрольные вопросы и ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 12

Тема. Адсорбция поверхностно-активного вещества на поверхности воды.

Цель изучения темы: знакомство с поверхностными явлениями в биологии и медицине.

Задачи: рассчитывать задачи, связанные с адсорбцией в биологических системах.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): понятия поверхностного натяжения, адсорбции.
2. После изучения темы: метод сталагмометра, уравнение Гиббса, максимальную адсорбцию.

должен владеть: навыками определения и расчета поверхностного натяжения, адсорбции,

должен уметь: самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; рассчитывать поверхностное натяжение, адсорбцию и максимальную адсорбцию, интерпретировать рассчитанные величины;

должен сформировать компетенции: УК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.

2. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.

3. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло.

4. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Поверхностное натяжение жидкостей с ростом температуры

- 1) увеличивается;
- 2) уменьшается;
- 3) не изменяется;
- 4) изменяется неоднозначно.

2. Поверхностно – активные вещества

- 1) NaCl ;
- 2) C₁₇H₃₃COONa;
- 3) C₂H₅NH₃Cl;
- 4) H₂SO₄

3. Формула для расчета поверхностного натяжения водного раствора сталагмометрическим методом

$$1) \Gamma = - \frac{\Delta\sigma}{\Delta C} \cdot \frac{C}{RT} \quad 2) \Gamma = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V \quad 3) \sigma_{p-pa} = \sigma_0 \cdot \frac{n_0 \cdot \rho_{p-pa}}{n_{p-pa} \cdot \rho_0} \quad 4) \sigma = \sigma_0 - B \ln(1 + AC)$$

4. Уравнение Шишковского

$$1) \Gamma = - \frac{\Delta\sigma}{\Delta C} \cdot \frac{C}{RT} \quad 2) \Gamma = \frac{C_0 - C}{m} \cdot V \quad 3) \sigma_{p-pa} = \sigma_0 \cdot \frac{n_0 \cdot \rho_{p-pa}}{n_{p-pa} \cdot \rho_0} \quad 4) \sigma = \sigma_0 - B \ln(1 + AC)$$

5. Поверхностная активность бутанола по сравнению с этанолом

- 1) в 9 раз больше
- 2) в 6 раз больше
- 3) одинаковая
- 4) в 9 раз меньше

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. При уменьшении концентрации новокаина в растворе с 0,2 моль/л до 0,15 моль/л поверхностное натяжение возросло с $6,9 \cdot 10^{-2}$ Дж/м² до $7,1 \cdot 10^{-2}$ Дж/м², а у раствора кокаина с $6,5 \cdot 10^{-2}$ Дж/м² до $7,0 \cdot 10^{-2}$ Дж/м². Сравните величины адсорбции двух веществ в данном интервале концентраций при 293° К. Для какого вещества она больше?

2. Концентрация кетоновых тел, накапливаемых в крови больных сахарным диабетом в течении суток, достигает 0,2 моль/л. Какое количество кетоновых тел адсорбируется из крови при гемосорбции, если емкость адсорбента равна $\Gamma_{\infty} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/г, $\alpha = 6 \cdot 10^{-2}$ моль/л в уравнении Ленгмюра: $\Gamma = \Gamma_{\infty} C / (\alpha + C)$.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 13

Тема. Адсорбция вещества на твердой поверхности. Хроматография.

Цель изучения темы: знакомство с применением хроматографии в медицине.

Задачи: решать задачи по данной теме.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): ионообменная адсорбция; классификация хроматографических методов; качественные и количественные характеристики хроматографии;
2. После изучения темы: примеры применения хроматографии в медицине;
должен владеть: - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные величины;

должен уметь: решать задачи по данной теме;

должен сформировать компетенции: ОК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

- 1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты. Статическая и полная обменная емкости ионита.
 2. Классификация хроматографических методов. Адсорбент, адсорбат, элюент.
 3. Качественные характеристики хроматографии (подвижность, время удержания). Количественные характеристики (площадь пятна, пика).
- 3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Метод анализа, основанный на перераспределении вещества между подвижной и неподвижной фазами называется:
 - 1) спектрометрия
 - 2) потенциометрия
 - 3) хроматография
 - 4) кондуктометрия
2. Хроматографические методы анализа основаны на:
 - 1) различной способности индивидуальных веществ проходить через полупроницаемые мембраны;
 - 2) различной способности индивидуальных веществ проходить через диализационные мембраны;
 - 3) различной адсорбционной способности индивидуальных веществ;
 - 4) различной электропроводности растворов химических соединений.
3. Суть ионообменной адсорбции заключается в обмене:
 - 1) ионов адсорбента на ионы такого же знака из раствора
 - 2) катионов адсорбента на анионы из раствора
 - 3) катионов на молекулы из раствора
 - 4) анионов на молекулы из раствора
4. На поверхности костной ткани $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в первую очередь адсорбируются ионы
 - 1) Ca^{2+}
 - 2) Na^+
 - 3) HPO_4^{2-}
 - 4) Cl^-
 - 5) HCO_3^-
5. Как ориентируются молекулы ПАВ на границе вода – воздух
 - 1) полярной группой к воздуху
 - 2) полярной группой к воде
 - 3) по разному

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. В колонку с катионитом КУ-2 массой $m = 5$ г в H^+ - форме ввели 10 мл раствора CaCl_2 . Элюат оттитровали 0,1н. NaOH в присутствии фенолфталеина, ушло $V(\text{NaOH})=2,4$ мл. Рассчитайте концентрацию CaCl_2 в исходном растворе, емкость (А) катионита по Ca^{2+} и массу поглощенных ионов Ca^{2+} .

2. Концентрация холестерина в плазме крови после проведения гемосорбции снизилась с 4,8 до 4,0 мкмоль/мл. Чему равна емкость данного адсорбента по холестерину (Γ_∞ в мкмоль/г), если объем плазмы 1 л, а масса сорбента = 10г?

3. К 75 мл 0,05н. раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ прибавили 5 г катионита в H^+ – форме. После установления равновесия концентрация раствора уменьшилась до 0,008 н. Какова масса поглощенных ионов никеля этим катионитом ?

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Тема. Получение и свойства дисперсных систем.

Цель изучения темы: знакомство с практическим применением электроосмоса и электрофореза.

Задачи: решать задачи по данной теме.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): классификация, методы получения и очистки дисперсных систем; молекулярно-кинетические, оптические свойства дисперсных систем, электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос;

2. После изучения темы: практическое применение электроосмоса и электрофореза;

должен владеть: - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные величины;

должен уметь: решать задачи по данной теме;

должен сформировать компетенции: ОК-1,ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз.

2. Методы получения и очистки дисперсных систем.

3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.

4. Оптические свойства дисперсных систем.

5. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Размер коллоидных частиц:

1) менее 10^{-9} м 2) $10^{-9} - 10^{-7}$ м 3) более 10^{-7} м 4) $10^{-5} - 10^{-7}$ м

2. Дисперсионная среда, состоящая из жидкой дисперсионной среды и твердой дисперсионной фазы

1) аэрозоль 2) суспензия 3) эмульсия 4) пена

3. Что обуславливает электрокинетические явления в дисперсных системах?

1) заряд гранул 2) размер 3) диффузия 4) коагуляция

4. Конденсационный метод получения дисперсных систем относится

1) действие ультразвуком 2) электрофорез

3) замена растворителя 4) пептизация

5. Золь гидроксида меди получен при сливании растворов NaOH и избытка $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Знак заряда коллоидных частиц

1) положительный 2) отрицательный 3) нулевой.

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Частицы аэросила SiO_2 в водной среде при $\text{pH}=6,2$ имеют электрокинетический потенциал, равный $34,7 \cdot 10^{-3}$ В. На какое расстояние и к какому электроду сместятся частицы за 30 мин, если напряжение в приборе для электрофореза 110 В, расстояние между электродами 25 см, относительная диэлектрическая проницаемость среды 80,1, вязкость $1 \cdot 10^{-3}$ Па · с.

2. Рассчитайте электрокинетический потенциал частиц корунда в водном растворе по следующим данным: скорость электроосмоса через мембрану 0,02 мл/с, удельная электропроводность раствора $1,2 \cdot 10^{-2}$ См · м⁻¹, поверхностная проводимость $2 \cdot 10^{-2}$ См · м⁻¹, вязкость раствора $1 \cdot 10^{-3}$ Па · с, сила тока при электроосмосе $1,5 \cdot 10^{-2}$ А, относительная диэлектрическая проницаемость среды 80,1.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 15

Тема. Устойчивость коллоидных растворов.

Определение порога коагуляции электролитов.

Цель изучения темы: знакомство с коагуляцией смесями электролитов.

Задачи: решать задачи по данной теме.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): устойчивость дисперсных систем, факторы, влияющие на устойчивость дисперсных систем; коагуляция, порог коагуляции, правило Шульце-Гарди, взаимная коагуляция.
2. После изучения темы: коагуляцию смесями электролитов.

должен владеть: - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные величины;

должен уметь: решать задачи по данной теме;

должен сформировать компетенции: ОК-1,ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

- 1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Устойчивость дисперсных систем. Агрегативная и седиментационная устойчивости.
 2. Факторы, влияющие на устойчивость дисперсных систем.
 3. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Взаимная коагуляция.
- 3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Способность сохранять равномерное распределение частиц дисперсной фазы по всему объему дисперсионной среды это устойчивость
 - 1) электростатическая
 - 2) сольватная
 - 3) седиментационная
 - 4) агрегативная
 2. Процесс агрегации и последующее оседание коллоидного раствора это ...
 - 1) седиментация
 - 2) коагуляция
 - 3) пептизация
 - 4) синергизм
 3. Минимальная концентрация электролита, вызываемая явную коагуляцию
 - 1) порог быстрой коагуляции;
 - 2) порог явной коагуляции;
 - 3) порог коагуляции;
 - 4) пороговая коагуляция.
 4. Переход нерастворимых в воде органических веществ в водную фазу в присутствии коллоидных ПАВ называется ...
 - 1) коагуляция
 - 2) адсорбция
 - 3) солубилизация
 - 4) синергизм
 5. Золь хлорида серебра получен смешиванием равных объёмов 0,05M AgNO_3 и 0,075M NaCl . Наибольший порог коагуляции имеет электролит.
 - 1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 - 2) KCl
 - 3) AlCl_3
 - 4) CuSO_4
- 4) Выполнить письменное задание в виде ответов на вопросы.
1. Что такое аддитивность в коагуляции смесями электролитов?
 2. Что такое антагонизм в коагуляции смесями электролитов?
 3. Что такое синергизм в коагуляции смесями электролитов?
 4. Что такое взаимная коагуляция коллоидов?

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 16

Тема. Набухание полимеров. Изоэлектрическая точка белка.

Цель изучения темы: Цель изучения темы: знакомство с применением полимеров в медицине.

Задачи: решать задачи по данной теме.

Обучающийся должен знать:

1. До изучения темы (базисные знания): классификацию ВМС, свойства ВМС и их растворов, защитное действие ВМС; свойства растворов полиэлектролитов, изоэлектрическую точку; мембранное равновесие Доннана, онкотическое давление;
 2. После изучения темы: применением полимеров в медицине
- должен владеть:** - самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии; интерпретировать рассчитанные величины;

должен уметь: решать задачи по данной теме;

должен сформировать компетенции: ОК-1, ОПК-1, ПК-4.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся:

1) Ознакомиться с теоретическим материалом по теме занятия с использованием конспектов лекций, рекомендуемой учебной литературой.

2) Ответить на вопросы для самоконтроля:

1. Классификация ВМС.
2. Свойства ВМС и их растворов. Набухание, осмотическое давление.
3. Защитное действие ВМС.
4. Застуднение, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.
5. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.
6. Вязкость растворов. Относительная, удельная, приведенная, характеристическая вязкости.
7. Зависимость вязкости от концентрации, молекулярной массы растворенного вещества. Уравнение Марка-Куна-Хаувинка.
8. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление.

3) Проверить свои знания с использованием тестового контроля.

Тестовые задания:

1. Синтетический полимер

- 1) целлюлоза 2) крахмал 3) ДНК 4) полиметилметакрилат

2. При денатурации белков разрываются связи

- 1) ковалентные 2) водородные 3) ионные 4) пептидные

3. При набухании масса полимера

- 1) не изменяется 2) увеличивается
3) уменьшается 4) зависит от полимера

4. Часть осмотического давления крови, создаваемая белками (альбумином, глобулинами)

- 1) артериальное 2) систолическое 3) онкотическое 4) капиллярное

5. К какому электроду будут передвигаться частицы белка при электрофорезе, если его изоэлектрическая точка $pI = 4$, а pH раствора равен 5?

- 1) к аноду 2) к катоду 3) к обоим 4) не будут передвигаться

4) Выполнить письменное задание в виде ситуационных задач.

1. Определите молекулярную массу этилцеллюлозы, растворенной в анилине, используя экспериментальные данные осмометрического метода ($T=289,5K$):

Концентрация C , кг/м ³	2	4	6	10
Осмотическое давление, Па	92,4	187	287	496

2. Определите молекулярный вес полиметилакрилата по следующим данным вискозиметрического метода (раствор полимера в бензоле).

Концентрация C , кг/м ³	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	2,0
Приведенная вязкость $\eta_{уд}/C$	0,408	0,416	0,430	0,434	0,442	0,452

Константы: $K=4,7 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 0,77$.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной работе по данной теме - тестовые задания, ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 17

Тема. Контрольная работа

Цель изучения темы: обобщить материал занятий № 12-16, проверить его усвоение.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся по указанной теме:

- 1) Повторить теоретический материал занятий № 12-16 с использованием рекомендуемой учебной литературы, интернета.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз.
 2. Методы получения и очистки дисперсных систем.
 3. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.
 4. Оптические свойства дисперсных систем.
 5. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.
 6. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
 7. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.
 8. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.
 9. Особенности абсорбции на твердой поверхности. Уравнение Ленгмюра.
 10. Особенности адсорбции электролитов. Лиотропные ряды. Правило Панета-Фаянса.
 11. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты. Статическая и полная обменная емкости ионита.
 12. Классификация хроматографических методов. Адсорбент, адсорбат, элюент.
 13. Качественные характеристики хроматографии (подвижность, время удержания). Количественные характеристики (площадь пятна, пика).
 14. Устойчивость дисперсных систем. Агрегативная и седиментационная устойчивости. Факторы, влияющие на устойчивость дисперсных систем.
 15. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Взаимная коагуляция.
 16. Коллоидная защита. Золотое, железное, рубиновое числа.

17. Классификация ПАВ. Коллоидные (мицеллообразующие) ПАВ.
18. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ). Методы определения. Солюбилизация.
19. Эмульсии. Типы эмульсий. Факторы устойчивости. Определение типа эмульсий.
20. Эмульгаторы, механизм действия. Деэмульгаторы. Методы получения и разрушения эмульсий. Обращение фаз.
21. Порошки, суспензии, аэрозоли. Общие свойства. Применение.
22. Классификация ВМС.
23. Свойства ВМС и их растворов. Набухание, осмотическое давление.
24. Защитное действие ВМС.
25. Застудневание, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.
26. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.
27. Вязкость растворов. Относительная, удельная, приведенная, характеристическая вязкости. Уравнение Марка-Куна-Хаувинка.
28. Мембранное равновесие Доннана. Осмотическое давление.

3) Проверить свои знания с использованием образца билета:

1. Адсорбция на границе твердый адсорбент-газ. Физическая и химическая адсорбция. Уравнение и изотерма адсорбции Ленгмюра, физический смысл K в уравнении Ленгмюра. Роль адсорбционных процессов в организме человека.
2. Строение коллоидных частиц. Методы получения и очистки дисперсных систем.
3. Рассчитайте адсорбцию по уравнению Гиббса для 0,1 М раствора валериановой кислоты, если поверхностная активность имеет значение $g = 0,89$. $T = 298\text{K}$.
4. Порог коагуляции золя $\text{Al}(\text{OH})_3$, составляет 0,63 ммоль/л. Какой объем 0,01 М раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ надо добавить к 100 мл золя, чтобы вызвать его коагуляцию?
5. Рассчитайте молекулярный вес нитроцеллюлозы по данным вискозиметрического метода: характеристическая вязкость раствора нитроцеллюлозы в ацетоне $[\eta] = 0,204$, константы в уравнении Штаудингера $K = 0,89 \cdot 10^{-9}$, $\alpha = 0,9$.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной внеаудиторной работе по данной теме: контрольные вопросы и ситуационные задачи.

Рекомендуемая литература: [1 - 5].

Занятие № 18

Тема. Зачетное занятие.

Цель изучения темы: подготовка к промежуточной аттестации, обобщить материал занятий № 1-17, проверить его усвоение.

Задания для самостоятельной внеаудиторной работы обучающихся по указанной теме:

- 1) Повторить теоретический материал занятий № 1-17 с использованием рекомендуемой учебной литературы, интернета.
- 2) Ответить на вопросы для самоконтроля:
 1. Основные понятия термодинамики: система, состояния системы, термодинамические процессы. Внутренняя энергия, теплота и работа.
 2. Первый закон термодинамики.

3. Закон Гесса и следствия из него. Методы расчета тепловых эффектов по стандартным теплотам сгорания и образования веществ.
4. Второй закон термодинамики.
5. Энтропия, ее смысл и изменения энтропии в различных процессах. Третье начало термодинамики.
6. Объединенный первый и второй законы термодинамики. Энергия Гиббса-критерий самопроизвольности изобарно-изотермических процессов.
7. Обратимые процессы. Свойства химических равновесий. Принцип Ле-Шателье. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы химической реакции.
8. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
9. Термический анализ. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Правило рычага.
10. Диаграммы: состав – давление пара и состав - температура кипения. Первый закон Коновалова. Азеотропные смеси. Второй закон Коновалова. Перегонка. Фракционная перегонка.
11. Растворимость жидкостей в жидкостях. Критическая температура растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.
12. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция.
13. Основные понятия химической кинетики (скорость реакции, константа скорости, элементарная, сложная реакции, кинетическое уравнение, кинетическая кривая, молекулярность, порядок реакции, время полупревращения, катализ, ферменты).
14. Основной закон химической кинетики. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядков.
15. Правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент. Уравнение Аррениуса, энергия активации.
16. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные, цепные реакции, фотохимические реакции.
17. Катализ. Механизм действия катализаторов. Кислотно-основной, гетерогенный, ферментативный катализ.
18. Закон Рауля. Криометрия и эбулиометрия. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
19. Электролитическая диссоциация. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разведения Освальда.
20. Изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов. Теория сильных электролитов. Активность, коэффициент активности, ионная сила растворов.
21. Водородный показатель как мера кислотности растворов. Интервалы значения рН для различных жидкостей человеческого тела в норме и патологии.
22. Буферные растворы, классификация. Расчет рН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гессельбаха. Буферная емкость. Зона буферного действия.
23. Механизм действия ацетатного, аммонийного, карбонатного буферов.

24. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая, их состав, механизм действия, буферная емкость. Кислотно-щелочной резерв крови.
25. Проводники электричества I и II рода. Удельная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры, частоты тока.
26. Молярная электропроводность, зависимость от концентрации, температуры. Закон Кольрауша. Кондуктометрия.
27. Механизм возникновения потенциала. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
28. Электроды сравнения (хлорсеребряный, каломельный). Индикаторные электроды (электроды I рода, водородный электрод).
20. Редокс электроды. Уравнение Петерса. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
21. Гальванические элементы. Электродвижущая сила. Потенциометрическое титрование для определения pH.
22. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, агрегатному состоянию фаз. Методы получения и очистки дисперсных систем.
23. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, седиментация, осмос.
24. Оптические свойства дисперсных систем. Электрокинетические явления: электрофорез и электроосмос.
25. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Факторы, влияющие на поверхностное натяжение.
26. Адсорбция на границе г-ж. Уравнение Гиббса.
27. Поверхностно-активные вещества. Правило Траубе - Дюкло. Уравнение Шишковского. Уравнение Фрейндлиха.
28. Особенности адсорбции на твердой поверхности. Уравнение Ленгмюра.
29. Особенности адсорбции электролитов. Лиотропные ряды. Правило Панета-Фаянса. Ионообменная адсорбция. Катиониты и аниониты.
30. Хроматография. Классификация хроматографических методов. Качественные и количественные характеристики хроматографии.
31. Устойчивость дисперсных систем. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Коллоидная защита.
32. Классификация ПАВ. Коллоидные ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ). Методы определения. Солюбилизация.
33. Эмульсии. Типы эмульсий. Эмульгаторы, механизм действия. Деэмульгаторы. Методы получения и разрушения эмульсий. Обращение фаз.
34. Порошки, суспензии, аэрозоли. Общие свойства. Применение.
35. Классификация ВМС. Набухание, осмотическое давление ВМС.
36. Защитное действие ВМС. Застудневание, высаливание, коацервация, синерезис, тиксотропия.
37. Свойства растворов полиэлектролитов. Изоэлектрическая точка.

38. Вязкость растворов. Относительная, удельная, приведенная, характеристическая вязкости. Уравнение Марка-Куна-Хаувинка.
39. Мембранное равновесие Доннана. Онкотическое давление.
- 3) Проверить свои знания с использованием образца билета:
1. Идеальные растворы. Закон Рауля. Криометрия и эбулиометрия.
 2. Зависимость скорости реакции от температуры, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.
 3. Классификация дисперсных систем по размерам частиц, по агрегатному состоянию фаз.

Формы контроля освоения заданий по самостоятельной внеаудиторной работе по данной теме: контрольные вопросы.

Рекомендуемая литература:

Основная литература

<p>1.Беляев, А. П. Физическая и коллоидная химия. Практикум обработки экспериментальных результатов [Электронный ресурс]: учебник / А. П. Беляев; ред. А. П. Беляев. - Электрон. текстовые дан. - М.: ГЭОТАР-МЕДИА, 2015. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970434864.html</p>	<p>Неограниченный доступ</p>
<p>2.Физическая и коллоидная химия : учебник / А. П. Беляев [и др.]; под ред. А. П. Беляева. - М.: Гэотар Медиа, 2010. - 700 с.</p>	<p>179</p>
<p>3.Ершов, Ю. А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем [Электронный ресурс]: учебник / Ю. А. Ершов. - Электрон. текстовые дан. - М.: Гэотар Медиа, 2012. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970421048.html</p>	<p>Неограниченный доступ</p>
<p>Дополнительная литература</p>	
<p>4.Харитонов, Ю. Я. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебник / Ю. Я. Харитонов. - Электрон. текстовые дан. - М.: ГЭОТАР-МЕДИА, 2009. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970409589.html</p>	<p>Неограниченный доступ</p>
<p>5.Физическая и коллоидная химия: руководство к практ. занятиям [Электронный ресурс]: учеб. пособие / [А. П. Беляев и др.]; под ред. А. П. Беляева. - Электрон. текстовые дан. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2012. - on-line. - Режим доступа: ЭБС «Консультант студента» http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970422076.html</p>	<p>Неограниченный доступ</p>

