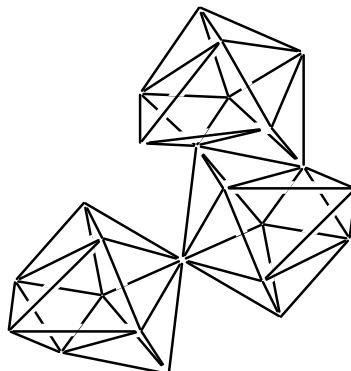
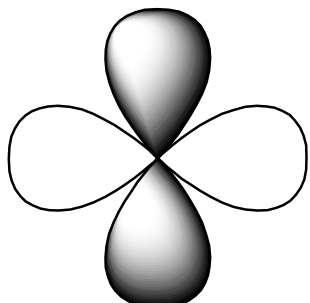


**Винницкий национальный медицинский университет
им. Н.И.Пирогова
Кафедра биологической и общей химии
Курс медицинской химии**



МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ
*практических занятий по медицинской химии
для иностранных студентов медицинского факультета*

*Часть 2. Равновесия в биологических системах на границе
раздела фаз*



Винница 2015

Методические разработки утверждены методическим советом
общетеоретических дисциплин ВНМУ имени Н.И.Пирогова
(протокол № 2 от 28.10.2015г.)

Методические разработки переработали по
изданию 2011 г. доц. Смирнова О.В.
доц. Ильченко А.В.

Рецензент – Антонюк В.С., к.х.н., доцент

Корректор – Сулим О.Г.

Компьютерная верстка – Нечипорук В.М.

Редакционно-издательская группа ВНМУ:
Ответственный редактор – Тарасюк С.В., профессор
Секретарь – Н.Д. Королева, кандидат псих. наук, доцент

СОДЕРЖАНИЕ

11	Тепловые эффекты химических реакций, направленность процессов.	5
12	Кинетика биохимических реакций. Химическое равновесие. Производство растворимости.	9
13	Потенциометрический метод анализа	16
14	Определение окислительно – восстановительного (редокс) потенциала.	20
15	Сорбция биологически активных веществ на границе раздела жидкость – газ.	25
16	Сорбция биологически активных веществ на границе раздела твердое тело – раствор. Ионный обмен. Хроматография.	28
17	Получение, очистка и свойства коллоидных растворов.	33
18	Коагуляция коллоидных растворов. Коллоидная защита.	36
19	Свойства растворов биополимеров. Изоэлектрическая точка белка.	40
20	Дифференцированный зачет	

Краткие методические указания к работе студентов на практическом занятии

Занятие начинается с организационных вопросов.

Проводится коррекция знаний студентов по основным вопросам темы и объясняются непонятные моменты.

За 15 минут до окончания первой полупары студенты пишут тестовый контроль.

На второй полупаре студенты выполняют лабораторную работу, оформляют протокол; преподаватель объявляет результаты тестового контроля и подписывает протокол.

Технологическая карта проведения практического занятия:

<i>n/n</i>	<i>Этапы</i>	<i>время (мин.)</i>	<i>Учебные Пособия</i>	<i>Место проведения</i>
1	Организационные вопросы	5		Кафедра
2	Коррекция знаний студентов по теоретическим вопросам и решение задач	20	Таблицы, набор задач	
3	Тестовый контроль	15	Билеты	
4	Выполнение лабораторной работы	40	Реактивы, химическая посуда, приборы	
5	Анализ и подведение итогов занятия	10		

Тема: ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. НАПРАВЛЕННОСТЬ ПРОЦЕССОВ.

1. Актуальность темы: знания основ химической термодинамики необходимы для понимания энергетики биохимических процессов. Расчет теплового эффекта используется в диетологии для определения калорийности пищевых продуктов.

2. Цель общая : уметь интерпретировать основные законы термодинамики для характеристики биологических процессов.

3. Конкретные цели, уметь:

- иметь представления об основных понятиях термодинамики,
- знать основные законы термодинамики,
- уметь производить термохимические расчеты и использовать их для определения калорийности пищевых продуктов.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с. 59-81.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 10-18.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.8 – 29, 35- 37.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 10 – 21.
- 4.6. Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Что изучает термодинамика, химическая термодинамика, биоэнергетика? Термодинамическая система, типы термодинамических систем (определение этих понятий, примеры), параметры состояния системы (экстенсивные, интенсивные; примеры).
- 5.2. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия системы, энтальпия.
- 5.3. Термохимические уравнения. Стандартные теплоты образования и сгорания.

5.4. Закон Гесса. Метод калориметрии.

5.5. Энергетическая характеристика биохимических процессов.

Термохимические расчеты для оценки калорийности продуктов питания и составления рациональных и лечебных диет.

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

6.1. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Критерии направления самовольных процессов.

6.2. Применение основных положений термодинамики к живым организмам.

6.3. Термодинамические процессы: обратимые и необратимые. Термодинамические условия равновесия. Необратимость процессов жизнедеятельности.

6.4. АТФ как источник энергии для биохимических процессов. Макроэргические соединения. Экзэргонические и эндэргонические процессы в организме человека.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Расчет теплового эффекта реакции.

Расчитать тепловой эффект реакции $\text{CO}_{\text{газ}} + \text{H}_{2\text{газ}} = \text{CH}_{4\text{газ}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{газ}}$, если теплоты образования $\text{CO} = -110,5$ кДж/моль, $\text{CH}_4 = -74,9$ кДж/моль, $\text{H}_2\text{O} = -241,8$ кДж/моль.

Решение:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{ПРОД.Р.}} - \sum \Delta H_{\text{ИСХ. В-В.}}$$
$$\Delta H = (\Delta H^0_{\text{ОБР.}}(\text{CH}_4) + \Delta H^0_{\text{ОБР.}}(\text{H}_2\text{O})) - \Delta H^0_{\text{ОБР.}}(\text{CO}) =$$
$$= -74,9 + (-241,8) - (-110,5) = -206,2 \text{ кДж/моль.}$$

7.2. Расчет калорийности пищевого продукта

В 100 г трески содержится 11,6 г белка. Калорийность 1 г белка – 4,1 ккал. Расчитать калорийность трески по содержанию белка.

Решение:

1 г белка – 4,1 ккал

11,6 г белка – X X = 11,6 · 4,1 = 47,56 ккал.

7.3. Определение самопроизвольности протекания процесса.

Возможна ли реакция $\text{SiO}_2(\text{кр.}) + 2\text{NaOH}(\text{р-р}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р-р})$, если энергия Гиббса $\text{SiO}_2(\text{кр.}) = -803,75$ кДж/моль,

$\text{NaOH}(\text{р-р}) = -419,5$ кДж/моль, $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) = -1427,8$ кДж/моль,

$\text{H}_2\text{O}(\text{р-р}) = -237,5$ кДж/моль?

Решение:

$$\Delta G = \sum \Delta G^0_{\text{ПРОД.}} - \sum \Delta G^0_{\text{ИСХ.}} = (-1427,8 - 237,5) - (-803,75 - 2 \cdot 419,5) =$$
$$= -22,5 \text{ кДж.}$$

Так как $\Delta G < 0$, то реакция возможна.

8. Задание для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

8.1. Определить тепловой эффект реакции эстерификации щавелевой кислоты (оксалата) метанолом, которая идет по уравнению:



если мольные теплоты образования $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = -60,10$ кДж/моль

$\text{CH}_3\text{OH} = -173,65$ кДж/моль;

$\text{H}_3\text{COOC} - \text{COOCH}_3 = -401,00$ кДж/моль, $\text{H}_2\text{O} = -237,3$ кДж/моль.

8.2. Теплота образования жира в организме человека составляет 9,3 ккал /г. Среднесуточная потребность в жирах 106 г для студентов мужчин. Какая суточная потребность в энергии по жирам?

8.3. Вычислить по изменению энергии Гиббса возможна ли реакция окисления глюкозы при комнатной температуре, если стандартная энергия Гиббса глюкозы, воды, оксида углерода (IV) соответственно равны: - 910 кДж/моль; -237 кДж/моль; - 394 кДж/моль.

8.4. Вычислить изменение энтропии ΔS при испарении 250г воды, если теплота испарения 1моль воды составляет 44,08кДж/моль.

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии).

9.1. Что изучает химическая термодинамика?

б) состояния, энергии, изобары;

в) состояния, энергии, тепловой эффект.

9.2. Что такое экзэргонические реакции?

9.3. Энтропия – это мера:

а) неупорядоченности системы; б) агрегации частиц системы;

в) работы системы.

9.4. Живой организм – это система:

а) закрытая;

б) открытая;

в) изолированная.

9.5. Вычислить тепловой эффект реакции:



$\text{C}_2\text{H}_2 = -54,2$ ккал/моль, $\text{CO}_2 = -94$ ккал/моль,

$\text{H}_2\text{O} = -68,3$ ккал/моль.

9.6. Теплота образования жира в организме человека составляет 9,3 ккал/г.

Среднесуточная потребность в жирах для студентов девушек

составляет 90 г. Вычислить суточную потребность в энергии по жирам.

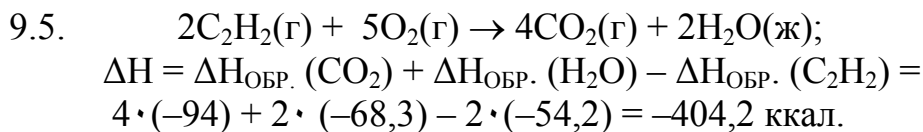
Ответы:

9.1. Химическая термодинамика изучает термодинамические свойства веществ в зависимости от их состояния, состава, структуры.

9.2. Экзэргоническими называются реакции, которые идут в организме человека с выделением тепла.

9.3. – а.

9.4. – б.



9.6.

1г	–	9,3 ккал	
90г	–	x	$x = 90 \cdot 9,3 = 837 \text{ ккал.}$

10. Алгоритм лабораторной работы:

Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

11. Методика проведения эксперимента:

Тепловой эффект химической реакции определяют в калориметре или в сосуде Дьюара.

Взвешивают калориметрический стакан.

Наливают в него 50мл раствора NaOH с $C_{\text{H}}=1$ моль/л и измеряют его температуру.

В отдельный стакан наливают 50мл раствора HCl с $C_{\text{H}} = 1$ моль/л и измеряют его температуру.

Затем при постоянном перемешивании раствор кислоты наливают в калориметр к раствору щелочи. Определить самую высокую температуру после сливания растворов.

Данные эксперимента записывают по форме:

Масса калориметрического стакана, г, $m_1 = \underline{\hspace{2cm}}$;

Концентрация растворов, $C_{\text{H}}(\text{HCl}) = C_{\text{H}}(\text{NaOH}) = 1$ моль/л.;

Объем растворов, мл, $V_{(\text{HCl})} = V_{(\text{NaOH})} = 50$ мл = 0,5л;

Температура раствора NaOH, $t_{\text{щ}} = \underline{\hspace{2cm}}$;

Температура раствора HCl, $t_{\text{к}} = \underline{\hspace{2cm}}$

Начальная температура раствора $t_1 = 0,5(t_{\text{щ}} + t_{\text{к}}) = \underline{\hspace{2cm}}$

Температура после нейтрализации $t_2 = \underline{\hspace{2cm}}$;

Общая масса растворов $m_2 = 2 \cdot V \cdot \rho = \underline{\hspace{2cm}}$;

Вычислить теплоту нейтрализации по формуле:

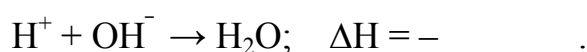
$$Q = \frac{\Delta t \cdot C}{V \cdot C_{\text{H}}} = \underline{\hspace{2cm}},$$

где $\Delta t = t_2 - t_1$; $C = m_1 c_1 + m_2 c_2$;

c_1 (удельная теплота стекла) = 0,753 Дж / г · град,

c_2 (удельная теплота раствора) = 4,184 Дж/г· град.

Записываем основное уравнение реакции нейтрализации и ее тепловой эффект:



Тема: КИНЕТИКА БИОХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ, ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.

1. Актуальность темы:

знание основных законов кинетики необходимы студентам-медикам для изучения механизма органических реакций, ферментативных процессов, образования метаболитов, всасывания и превращения лекарственных веществ;

знание принципов химического равновесия необходимы для изучения направления химических процессов в результате действия различных факторов в том числе в организме человека.

2. Цель общая:

интерпретировать основные законы и правила кинетики для характеристики биологических процессов;

интерпретировать основные положения химического равновесия для характеристики биохимических процессов.

3. Конкретные цели, уметь:

- иметь представление об основных понятиях химической кинетики,
- знать основные законы и правила кинетики,
- уметь выявлять и объяснять влияние различных факторов на скорость химических реакций, определять порядок и молекулярность реакций, в том числе биохимических;
- иметь представления об основных понятиях химического равновесия;
- знать принцип Ле – Шателье;
- уметь объяснять влияние различных факторов на химическое равновесие;
- объяснять роль гетерогенного равновесия при участии солей в общем гомеостазе организма.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибачук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с. 82-105.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 19-36.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.140 – 165.29-36.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 101 – 129, 17-19.
- 4.6. Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Что изучает химическая кинетика? Что такое скорость химической реакции? Зависимость скорости от факторов: закон действия масс (константа скорости), правило Вант-Гоффа.
- 5.2. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
- 5.3. Обратимые и необратимые химические реакции (определение, примеры). Химическое равновесие (определение). Константа химического равновесия. Принцип Ле – Шателье.
- 5.4. Реакции растворения и осаждения. Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения осадков. .

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

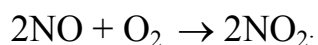
- 6.1. Порядок та молекулярность реакций (примеры, в том числе в организме человека).
- 6.2. Сложные реакции: параллельные, последовательные, сопряженные, обратимые, конкурирующие, цепные, фотохимические (примеры этих реакций в живом организме). Понятие об антиоксидантах.
- 6.5. Катализ и катализаторы. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно–основный катализ. Механизм действия катализаторов. Промоторы и каталитические яды. Ферменты как биологические катализаторы.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Влияние концентрации на скорость реакции.

Как изменится скорость химической реакции окисления азота (II)оксида до азота (IV) оксида, если давление в системе увеличить в 3 раза?

Решение.



$$V_1 = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

При увеличении давления в 3 раза, объем уменьшается в 3 раза, следовательно концентрация увеличивается в 3 раза.

Тогда, $V_2 = k [3\text{NO}]^2 \cdot [3 \text{O}_2] = 27 k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2];$

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{27 \cdot k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 27.$$

Скорость увеличивается в 27 раз.

7.2. Влияние температуры на скорость реакции.

Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить на 30°C ($\gamma = 3$)?

Решение:

- 1) Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}};$$

- 2) Подставляем данные из условия задачи:

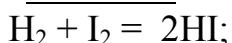
$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{30}{10}} = 3^3 = 81.$$

Скорость реакции увеличивается в 81 раз.

7.3. Определение порядка реакции

Определить порядок реакции взаимодействия водорода с йодом.

Решение.



$$V = k [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2];$$

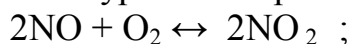
Скорость этой реакции зависит от концентрации двух веществ, а сумма показателей степени равна двум, поэтому это реакция второго порядка. 7.1.

Расчет константы равновесия.

В системе $\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO}_2$ равновесные концентрации веществ:
[NO] = 0,2 моль/л, [O₂] = 0,3 моль/л, [NO₂] = 0,4 моль/л. Вычислить константу равновесия.

Решение:

- 1) Напишем уравнение реакции:



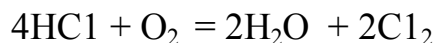
- 2) Выражение K_p для данной реакции можно записать следующим образом:

$$K_p = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0,4^2}{0,2^2 \cdot 0,3} = 13,3.$$

7.4. Смещение химического равновесия при изменении концентрации веществ.

Реакция идет по уравнению: $\text{HCl} + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$. В каком направлении сместится химическое равновесие, если концентрации всех веществ увеличить в 2 раза?

Решение:



- 1) По закону действия масс:

$$V_{\text{ПРЯМ.1}} = K_1 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]$$
$$V_{\text{ОБР.1}} = K_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2;$$

2) В результате увеличения концентрации всех веществ в 2 раза:

$$V_{\text{ПРЯМ.}} = K_1 \cdot [2\text{HCl}]^4 \cdot [2\text{O}_2] = 32 \cdot K_1 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2].$$

$$V_{\text{ОБР.}} = K_2 \cdot [2\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [2\text{Cl}_2]^2 = 16 \cdot K_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2;$$

3) Находим соотношение скоростей:

$$\frac{V_{\text{ПРЯМ.}}}{V_{\text{ЗВОР.}}} = \frac{32}{16} = 2$$

Химическое равновесие сместится в сторону прямой реакции.

II способ

1. Константа равновесия до изменения концентрации:

$$K_{p1} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}$$

2. Константа равновесия после изменения давления :

$$K_{p2} = \frac{[2\text{H}_2\text{O}]^2 [2\text{Cl}_2]^2}{[2\text{HCl}]^4 [2\text{O}_2]} = \frac{4 \cdot 4}{16 \cdot 2} = \frac{1}{2}$$

3.

$$\frac{K_{p1}}{K_{p2}} = 2$$

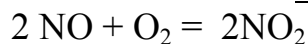
Химическое равновесие сместится в сторону прямой реакции.

7.5. Смещение химического равновесия при изменении давления.

Равновесие химической реакции $\text{NO} + \text{O}_2 = \text{NO}_2$ установилось при таких концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}] = 0,5$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,7$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 2,1$ моль/л. В какую сторону сместится химическое равновесие, если давление в системе уменьшить в 2 раза?

Решение :

1 способ



1)
$$K_{\text{РВН.}} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

2)
$$V_{\text{ПРЯМ.}} = K_1 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = K_1 \cdot (0,5)^2 \cdot 0,7 = K_1 \cdot 0,175$$

$$V_{\text{ОБРР.}} = K_2 \cdot [\text{NO}_2]^2 = K_2 \cdot (2,1)^2 = K_2 \cdot 4,41$$

3) В результате уменьшения давления в 2 раза:

$$V_{\text{ПРЯМ.}} = K_1 \cdot \left(\frac{0,5}{2}\right)^2 \cdot \frac{0,7}{2} = K_1 \cdot 0,0219$$

$$V_{\text{ЗВОР.}} = K_2 \cdot \left(\frac{2,1}{2}\right)^2 = K_2 \cdot 1,101$$

4)

$$\frac{V_{\text{ПРЯМ.1}}}{V_{\text{ПРЯМ.2}}} = \frac{K_1 \cdot 0,175}{K_1 \cdot 0,0219} = 8 \text{ раз; (уменьшается);}$$

$$\frac{V_{\text{ОБР.1}}}{V_{\text{ОБР.2}}} = \frac{K_2 \cdot 4,41}{K_2 \cdot 1,101} = 4 \text{ раза; (уменьшается).}$$

Химическое равновесие сместится в сторону обратной реакции.

II способ.

1) Константа равновесия до изменения давления:

$$K_{\text{РАВН.1}} = \frac{[2,1\text{NO}_2]^2}{[0,5\text{NO}]^2 \cdot [0,7\text{O}_2]} = \frac{4,41}{0,175} = 25,2;$$

2) Константа равновесия после изменения давления:.

$$K_{\text{РАВН.2}} = \frac{[2,1 \cdot 0,5\text{NO}_2]^2}{[0,5 \cdot 0,5\text{NO}]^2 \cdot [0,7 \cdot 0,5\text{O}_2]} = \frac{1,1025}{0,0219} = 50,4;$$

$$3) \quad \frac{K_2}{K_1} = \frac{50,4}{25,2} = 2.$$

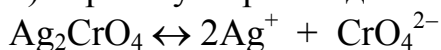
Химическое равновесие сместится в сторону обратной реакции.

7.6. Вычисление произведения растворимости (ПР) малорастворимых соединений.

Вычислить ПР аргентум хромата, если растворимость его $6,5 \cdot 10^{-5}$.

Решение.

1). Аргентум хромат диссоциирует:



2). Тогда концентрации:

$$[\text{Ag}^+] = 2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$3). \text{ ПР } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (1,3 \cdot 10^{-4})^2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} = 1,1 \cdot 10^{-12}$$

8. Задание для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

8.1. Как изменится скорость реакции синтеза аммиака, если объем водорода увеличить в 3 раза?

8.2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить на 40° ($\gamma = 3$)?

8.3. В системе $\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{NO}_2$ равновесные концентрации веществ:

$[\text{NO}] = 0,2$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,4$ моль/л. Вычислить константу равновесия.

- 8.5. В каком направлении сместится равновесие реакции
 $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$ в результате уменьшения давления в три раза?
- 8.6. Вычислить ПР кальций фосфата, если растворимость его $7,14 \cdot 10^{-7}$.

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии).

- 9.1. На скорость реакции влияет:
 а) объем системы, б) концентрация веществ, в) плотность раствора.
- 9.2. Необратимые реакции идут с:
 а) изменением окраски раствора; б) образованием газа;
 в) образованием растворимых веществ.
- 9.3. Организм человека это система:
 а) неравновесная; б) равновесная; в) обратимая.
- 9.4. Рассчитать константу равновесия реакции синтеза аммиака, если равновесие установилось при таких равновесных концентрациях:
 $[\text{N}_2] = 2,5$ моль/л, $[\text{H}_2] = 1,8$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 3,6$ моль/л.
- 9.5. Вычислить произведение растворимости кальций оксалата, если его растворимость $5,07 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Ответы:

9.1. – б; 9.2. – б; 9.3. – а;/

9.4. $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3;$

$$K_p = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{3,6^2}{2,5 \cdot 1,8^3} = 0,36.$$

9.5. $\text{CaC}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-};$

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 5,07 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{ПР} = 5,07 \cdot 10^{-5} \cdot 5,07 \cdot 10^{-5} = 25,4 \cdot 10^{-10}.$$

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
 10.2. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.
 10.3. Влияние температуры на смещение равновесия.

11. Методика проведения эксперимента:

- 11.1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
 Приготовить растворы натрий тиосульфата разной концентрации:

	<u>1 пробирка</u>	<u>2 пробирка</u>	<u>3 пробирка</u>
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	5 кап.	10 кап.	15 кап.
H_2O	10 кап.	5 кап.	-

Затем в 1 пробирку добавить 1 каплю раствора H_2SO_4 и определить время окончания реакции до появления помутнения раствора.

Аналогично выполнить опыт со второй и третьей пробирками.

Данные опыта занести в таблицу.

№ пробирки	Число капель $Na_2S_2O_3$	Число капель H_2O	Время протекания реакции, сек.	Относительная скорость, 1/сек.
1	5кап.	10кап.		
2	10кап.	5кап.		
3	15кап.	0		

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, откладывая на оси абсцисс концентрацию $Na_2S_2O_3$ (число капель), а на оси ординат – относительную скорость реакции. Написать уравнение реакции и сделать выводы.

11.2. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.

В колбу наливают 50 мл воды, добавляют 3 капли насыщенного раствора $FeCl_3$ и 3 капли раствора NH_4SCN . Раствор перемешивают и разливают поровну в четыре пробирки.

В первую пробирку добавляют 2 капли насыщенного раствора $FeCl_3$, во вторую – 2 капли насыщенного раствора NH_4SCN , в третью – кристаллы NH_4Cl (на кончике шпателя), четвертую пробирку оставляют для сравнения.

Результаты опыта внести в таблицу. Написать уравнение реакции, выражение константы химического равновесия, сделать выводы о влиянии концентрации на смещение равновесия.

№ пробирки	Добавленный реактив	Окраска	Выводы(в какую сторону смещается равновесие)
1	$FeCl_3$		
2	NH_4SCN		
3	NH_4Cl КРИСТ.		

11.3. Влияние температуры на смещение равновесия.

В две пробирки внести по 5 мл раствора крахмала и добавить по 1 капле раствора йода. Одну из пробирок нагреть до изменения цвета, а потом охладить. Вторую пробирку оставить для сравнения. Описать внешний эффект. Сделать выводы.

Тема: ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКИЙ (ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ) МЕТОД АНАЛИЗА

1. Актуальность темы: электрохимические явления наблюдаются в организме человека. Движения мышц, сокращение сердца, распространение нервных импульсов сопровождаются электрохимическими явлениями. Электрохимические методы анализа широко используются в медицине для определения рН биологических жидкостей, а также для определения концентрации растворов кислот и оснований, визуальное титрование которых невозможно.

2. Цель общая – уметь:

– определять активную и потенциальную кислотность биологических жидкостей потенциометрическим методом.

3. Конкретные цели, уметь:

- использовать знания о механизме возникновения электродных потенциалов для оценки характера биохимических процессов в зависимости от реакции среды;
- уметь измерять рН, общую кислотность биологических жидкостей с целью диагностики, прогнозирования и лечения.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с. 195-203.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, 109-120.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 105-127.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 59-71.

Дополнительная:

- 4.6. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.7. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.8. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Гальванический элемент (определение).
- 5.2. Возникновение электродного потенциала, схема полуэлемента.

- 5.3. Электродный потенциал (определение). Уравнение Нернста. Нормальный (стандартный) электродный потенциал.
- 5.4. Электроды для измерения рН: водородный, стеклянный, их строение, схема электрода, принцип работы, уравнение электродного процесса.
- 5.5. Электрод сравнения – водородный, хлорсеребряный, каломельный, строение, величина стандартного потенциала.
- 5.6. Гальванический элемент Якоби - Даниэля, его строение, схема, уравнение электродных процессов.
- 5.7. Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС).
- 5.8. Концентрационный элемент, принцип работы, схема, уравнение ЭДС.
- 5.9. Определение рН растворов с помощью водородно-водородного, водородно – хлорсеребряного, каломельно-водородного, стеклянно–хлорсеребряного и каломельно-стеклянного гальванических элементов (цепей); схема элемента, уравнение расчета рН.
- 5.10. Схема компенсационного метода измерения ЭДС.
- 5.11. Измерение рН с помощью рН-метра.

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

- 6.1. Потенциометрическое титрование .
- 6.2. Ионселективные электроды.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Вычисление рН раствора по величине ЭДС гальванического элемента.

Задача 1.

Элемент состоит из водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор и хлорсеребряного электрода. ЭДС этого элемента 0,336 В. Написать схему этой цепи и вычислить рН исследуемого раствора при 18°C.

Решение:

Схема цепи: $(-) \text{Pt}(\text{H}_2) | \text{H}^+ || \text{AgCl}, \text{KCl} | \text{Ag}(+);$

Находим рН:

$$pH = \frac{E_{\text{ДС}} - e_{\text{Cl-Ag}}}{0,058}; \quad pH = \frac{0,336 - 0,238}{0,058} = 1,69$$

Задача 2.

Элемент состоит из водородного электрода, погруженного в раствор с неизвестной концентрацией H^+ и каломельного электрода. ЭДС элемента 0,51 В. Написать схему этого элемента и вычислить рН при температуре 18°C.

Решение:

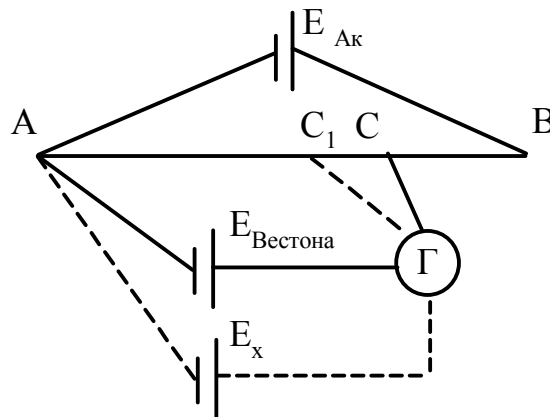
$(-) \text{Pt}(\text{H}_2) | \text{H}^+ || \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{KCl} | \text{Hg}(+)$

$$pH = \frac{E_{\text{PC}} - e_{\text{КАЛ}}}{0,058} = \frac{0,51 - 0,25}{0,058} = 4$$

7.2. Вычисление рН по данным компенсационного метода.

Задача 3.

Элемент состоит из стеклянного электрода, погруженного в раствор с неизвестной концентрацией H^+ и хлорсеребряного электрода. Элемент Вестона компенсируется на отрезке реохорда $AC = 500$ мм, а гальванический элемент – на отрезке реохорда $AC_1 = 250$ мм. Написать схему элемента. Вычислить рН и концентрацию ионов водорода.



Решение:



1) найдем цену деления:

$$\text{Ц.Д.} = \frac{E_{\text{ВЕСТОНА}}}{AC} \cdot AC_1 = \frac{1018}{500} \cdot 250 = 2,04 \text{ мВ / мм.}$$

2) найдем E_x составленного гальванического элемента:

$$E_x = \text{Ц.Д.} \cdot AC_1 = 2,04 \cdot 250 = 510 \text{ мВ} = 0,51 \text{ Вольт};$$

3) вычисляем рН раствора:

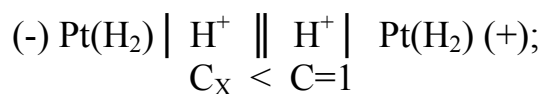
$$pH = \frac{\text{ЭДС} - e_{Cl-Ag}}{0,058}; \quad pH = \frac{0,51 - 0,238}{0,058} = 4,69.$$

7.3. Вычисление рН концентрационного элемента.

Задача 4.

Элемент состоит из водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор и нормального водородного электрода. ЭДС элемента 0,136 В. Написать схему этой цепи и вычислить рН исследуемого раствора при $18^{\circ}C$.

Решение:



$$pH_x = pH_{\text{изв.}} + \frac{\text{ЭДС}}{0,058}; \quad pH_{\text{изв.}} = -\lg 1 = 0.$$

$$pH_x = \frac{\text{ЭДС}}{0,058} = \frac{0,136}{0,058} = 2,34.$$

8. Задание для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

- 8.1. Элемент состоит из водородного электрода, погруженного в желудочный сок и хлорсеребряного электрода. Написать схему этого элемента, вычислить рН и Сн желудочного сока, если ЭДС элемента при 25°C равняется 0,33.
- 8.2. Элемент состоит из двух водородных электродов. Один электрод погружен в раствор с рН=4, а второй – в раствор с рН=1. Вычислить ЭДС элемента при 25 °С.

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии):

9.1. Какой заряд приобретает металлический электрод при погружении его в концентрированный раствор его соли и почему?

9.2. От каких факторов зависит ЭДС концентрационного элемента?

9.3. Напишите уравнение Нернста в общем виде.

9.4. Задача.

Элемент состоит из двух электродов. Один погружен в раствор с рН=4, второй – с рН=2. Вычислить ЭДС при 25 °С.

9.5. Задача.

Элемент состоит из водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор и хлорсеребряного электрода. ЭДС этого элемента 0,586 В. Написать схему этой цепи и вычислить рН исследуемого раствора при 18°C.

Ответы:

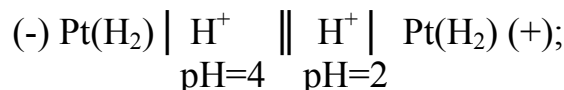
9.1. При погружении металлического электрода в концентрированный раствор его соли электрод заряжается положительно, так как идет процесс перехода катионов металла из раствора на электрод.

9.2. ЭДС концентрационного элемента зависит только от соотношения концентраций растворов в полуэлементах и не зависит от природы металла электродов.

9.3.

$$e = e_0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}}$$

9.4.



Если рН=4, то $[\text{H}^+]=10^{-4}$; если рН=2, то $[\text{H}^+]=10^{-2}$.

При 25°C: ЭДС = $\frac{0,059}{n} \lg \frac{C_1}{C_2}$.

$$\text{ЭДС} = \frac{0,059}{1} \lg \frac{10^{-2}}{10^{-4}} = 0,059 \lg 10^2 = 0,059 \cdot 2 = 0,118 \text{В}.$$

9.5.



Находим pH:

$$pH = \frac{\text{ЭДС} - e_{\text{Cl-Ag}}}{0,058};$$

10. Алгоритм лабораторной работы:

10.1. Определение pH с помощью стеклянного электрода и pH-метра.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Определение pH с помощью pH-метра.

Определить pH растворов №1, №2, №3 с помощью pH-метра. Написать схему каломельно-стекляной цепи, начертить схему компенсационного метода определения ЭДС, записать данные опыта.

Тема: ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНОГО (РЕДОКС) ПОТЕНЦИАЛА

1. Актуальность темы: биологическое окисление представляет собой цепь окислительно-восстановительных процессов. Каждое звено этой цепочки отвечает определенной редокс-системе и имеет соответствующий потенциал. Редокс-потенциалы являются мерой процессов окисления-восстановления. Измерение редокс-потенциалов имеет диагностическое значение. Знание этой темы необходимо для изучения биохимии, физиологии и других дисциплин.

2. Цель общая – уметь:

использовать представление об окислительно - восстановительных потенциалах для объяснения биологического окисления в живых организмах.

3. Конкретные цели, уметь:

- использовать физико-химические характеристики окислительно-восстановительных систем для оценки и прогнозирования биологического окисления в тканях
- интерпретировать биологическое окисление как основной источник энергии в организме
- использовать окислительно-восстановительные элементы для изучения окислительно-восстановительных процессов живых организмов с целью диагностики, прогнозирования и лечения.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибачук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с. 214-216.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, 120-129.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.127-135.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 69-74,
- 4.6 Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.10. Герасимов Я.И. Курс физической химии, 1963.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Окислительно-восстановительные или редокс-системы (определение, пример, схема).
- 5.2. Механизм возникновения редокс-потенциала.
- 5.3. Уравнение Петерса, факторы, от которых зависит величина редокс-потенциала, нормальный редокс-потенциал.
- 5.4. Биологическое значение редокс-систем (примеры).
- 5.5. Диффузный и мембранный потенциалы, механизм их возникновения, биологическое значение.

6. Вопрос для самостоятельного внеаудиторного изучения:

6.1. Объяснить возникновения редокс-потенциала при окислении молочной кислоты (лактата) в пировиноградную кислоту (пируват). Написать формулу электродного потенциала для этой системы.

7. Эталоны решения задач:

- 7.1. Вычисление соотношения компонентов в редокс-системе.

Задача 1.

Редокс-потенциал системы $\text{FeCl}_3 / \text{FeCl}_2$ составляет +0,888 В. Нормальный редокс-потенциал +0,77В. Рассчитать соотношения окисленной и восстановленной форм при 25 °С.

Решение:

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{окислителя}]}{[\text{восстановителя}]} ; \quad n=1;$$

$$0,888 = 0,77 + 0,059 \cdot \lg \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]};$$

$$\lg \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]} = \frac{0,888 - 0,77}{0,059} = 2;$$

$$\lg \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]} = \frac{0,888 - 0,77}{0,059} = 2; \quad \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]} = 100 .$$

7.2. Вычисление величины нормального редокс-потенциала.

Вычислить нормальный окислительно – восстановительный потенциал при 18°C, если $e_{\text{red}} = -0,15\text{В}$, а в системе 80% окисленной формы и 40% восстановленной формы. В окислительно-восстановительной реакции принимает участие два электрона.

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окислителя}]}{[\text{восстановителя}]} ;$$

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{окислителя}]}{[\text{восстановителя}]} ;$$

$$-0,15 = e^0_{\text{red}} + \frac{0,058}{2} \lg \frac{80}{40} ;$$

$$-0,15 = e^0_{\text{red}} + 0,029 \lg 2 ; \quad -0,15 = e^0_{\text{red}} + 0,029 \cdot 0,3;$$

$$e^0_{\text{red}} = -0,15 - 0,0087 = -0,1587\text{В}.$$

8. **Задания для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):**

- 8.1. Редокс-потенциал системы $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ составляет + 0,468 В.
Нормальный редокс-потенциал + 0,41В. Рассчитать соотношения окисленной и восстановленной форм при 18 °С.
- 8.2. Вычислить нормальный редокс-потенциал, если редокс-потенциал системы составляет -0,15В, массовая доля окисленной формы – 20%, восстановленной формы – 80%, а в окислительно - восстановительной реакции принимает участие один электрон.

9. **Тестовый контроль** (проводится на занятии).

- 9.1. В окислительно - восстановительных реакциях степень окисления окислителя:
- а) увеличивается б) уменьшается в) не изменяется.

- 9.2. При погружении инертного электрода в раствор с окислительно – восстановительной системой, где больше концентрация восстановителя, электрод заряжается:
 а) отрицательно; б) положительно; в) не изменяется.
- 9.3. Потенциал действия в организме человека это:
 а) мембранный потенциал; б) диффузный потенциал;
 в) электрокинетический потенциал.
- 9.4. Редокс-системой в организме человека является:
 а) α -аланин – β -аланин; б) цистеин-цистин;
 в) глюкоза – фруктоза.
- 9.5. Сколько электронов принимают участие в окислительно – восстановительной реакции, если редокс-потенциал составляет 0,169 В, нормальный редокс-потенциал составляет 0,110 В, а в системе окисленной формы в 10 раз больше, чем восстановленной.

Ответ:

9.1. – б; 9.2. – а; 9.3. – б; 9.4. - б.

9.5.

1)

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{окислителя}]}{[\text{восстановителя}]};$$

2) При 25°C :

$$e_{\text{red}} = e^0_{\text{red}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{окислителя}]}{[\text{восстановителя}]}$$

3)

$$0,169 = 0,110 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{10}{1};$$

$$0,169 - 0,110 = \frac{0,059}{n} \lg 10;$$

$$0,059 = \frac{0,059 \cdot 1}{n}; \quad n = 1.$$

10. Алгоритм лабораторной работы:

10.1. Определение редокс-потенциала и его зависимость от соотношения окисленной и восстановленной форм.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Определение редокс-потенциала и его зависимость от соотношения окисленной и восстановленной форм.

11.1.1. Составить гальванический элемент.

I полуэлемент – платиновый электрод, погруженный в раствор, который содержит 1мл 0,01М раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и 10мл 0,01М раствора $K_4[Fe(CN)_6]$;

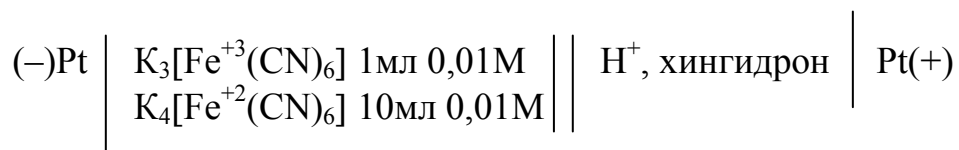
II полуэлемент – хингидронный электрод сравнения, потенциал которого +0,669 В.

Элемент Вестона компенсируется на отрезке 43см, а составленный гальванический элемент – на отрезке 12,7см.

Написать схему этого элемента и вычислить величину

редокс-потенциала – $e_{red 1}$.

Решение:



$$\begin{aligned} ЭДС &= e_{x-г} - e_{red}; & e_{red} &= e_{x-г} - ЭДС \\ ЭДС &= \frac{ЭДС_{ВЕСТОНА}}{43} \cdot 12,7 = \frac{1,018}{43} \cdot 12,7 = 0,283В \\ e_{red 1} &= 0,669 - 0,283 = 0,386 В. \end{aligned}$$

11.1.2. Составить гальванический элемент.

I полуэлемент – платиновый электрод, погруженный в раствор, который содержит 10мл 0,01М раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и 1мл 0,01М раствора $K_4[Fe(CN)_6]$;

II полуэлемент – хингидронный электрод сравнения, потенциал которого +0,669 В.

Элемент Вестона компенсируется на отрезке 43см, а составленный гальванический элемент – на отрезке 9см.

Написать схему этого элемента и вычислить величину

редокс-потенциала – $e_{red 2}$. (аналогично опыту 11.1.1.).

11.1.3. Составить гальванический элемент.

I полуэлемент - платиновый электрод, погруженный в раствор, который содержит 5мл 0,01М раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и 5мл 0,01М раствора $K_4[Fe(CN)_6]$;

II полуэлемент – хингидронный электрод сравнения, потенциал которого +0,669 В.

Элемент Вестона компенсируется на отрезке 43см, а составленный гальванический элемент – на отрезке 11см.

Написать схему этого элемента и вычислить величину нормального редокс-потенциала – e_{red}^0 (аналогично опыту 11.1.1.).

11.1.4. Вычисление редокс-потенциалов по уравнению Петерса.

Используя величину e_{red}^0 вычислить e_{red1} и e_{red2} по уравнению Петерса (температура 18°C) и сравнить с величинами редокс-потенциалов, которые получены в опытах 11.1.1. и 11.1.2.

Объяснить, как зависит величина редокс-потенциала от соотношения окисленной и восстановленной форм.

Тема: СОРБЦИЯ БИОЛОГИЧЕСКИ АКТИВНЫХ ВЕЩЕСТВ НА ГРАНИЦЕ РАЗДЕЛА ЖИДКОСТЬ – ГАЗ.

1. Значение темы: Изучение поверхностного натяжения на границе раздела фаз в биологических системах в норме и патологии или при действии лекарственных препаратов, токсических соединений находит широкое применение в медицинских и биологических исследованиях. Величина поверхностного натяжения может быть использована для измерения активности сурфактанта легких, для идентификации жидкостей.

2. Цель общая – уметь: сформировать представления об сорбционных процессах, которые происходят на границе раздела жидкость – газ.

3. Конкретные цели, уметь

- уметь измерять поверхностное натяжение жидкостей, в том числе и биологических
- уметь использовать основные принципы теории поверхностного натяжения для объяснения процессов в организме человека
- иметь представления о структуре биологических мембран.

4. Литература.

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибачук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с.217-223.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, 129-135.
- 4.4. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. 1986. С. 166-177.
- 4.5. Равич - Щербо И.И. Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. 1975. С. 153-158.

Дополнительная:

- 4.6. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.7. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия, 1988.
- 4.8. Рубина Х.М., Добринская М.А., Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основные вопросы темы

- 5.1. Поверхностные явления, поверхностная энергия.
- 5.2. Поверхностные явления на границе раздела жидкость – газ: строение поверхностного слоя, поверхностное натяжение.
- 5.3. Уравнение Гиббса; поверхностная активность.
- 5.4. Факторы, которые влияют на величину поверхностного натяжения, поверхностно – активные и поверхностно – инактивные вещества.
- 5.5. Правило Дюкло-Траубе.
- 5.6. Методы определения поверхностного натяжения (сталагмометрический, наибольшего давления газовых пузырьков, метод отрыва кольца).
- 5.7. Поверхностное натяжение в биологических системах (эмульгация жиров, фагоцитоз, сурфактант).

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Понятие о структуре биологических мембран.

7. Эталоны решения заданий:

- 7.1. Как изменится поверхностное натяжение воды, если к ней прилить масляную кислоту?

Решение:

Масляная кислота дифильная, поэтому она плохо растворяется в воде и концентрируется на ее поверхности, уменьшая поверхностное натяжение воды.

- 7.2. Как происходит эмульгирование жиров в организме человека?

Решение:

Желчные кислоты как поверхностно-активные вещества адсорбируются самопроизвольно на поверхности каплей жира, уменьшая поверхностное натяжение жира, и капли жира дробятся на меньшие частицы.

- 7.3. Объясните принцип сталагмометрического метода определения поверхностного натяжения.

Решение:

Сталагмометр это стеклянная трубка с капилляром на конце. В трубку набирают определенный объём жидкости и выливают по каплям. Чем больше поверхностное натяжение, тем больше капля и тем меньше их количество:

$$\sigma_0 \cdot n_0 = \sigma \cdot n,$$

де σ_0 – поверхностное натяжение стандарта (воды);

n_0 – число капель стандарта (воды);

σ – поверхностное натяжение исследуемой жидкости;

n – число капель исследуемой жидкости.

8. Задания для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради).

8.1. Почему поверхностное натяжение воды больше, чем поверхностное натяжение бензола?

8.2. Почему капля ртути имеет форму шара?

9. Тестовый контроль (проводится на занятии):

Например:

9.1. Как называется величина $\frac{\Delta\sigma}{\Delta c}$

- а) величина адсорбции; б) поверхностная активность;
в) поверхностное натяжение.

9.2. Какие из перечисленных веществ адсорбируются положительно:

- а) жиры; б) глюкоза; в) неорганические соли.

9.3. Поверхностно инактивными называются вещества, которые:

- а) отрицательно адсорбируются; б) положительно адсорбируются;
в) совсем не адсорбируются.

9.4. Назовите ПАВ в организме человека.

Ответы:

9.1. – б; 9.2. – а; 9.3. – а.

9.4. Белки, жиры, масляная кислота.

10. Алгоритм лабораторной работы:

10.1. Определение поверхностного натяжения жидкостей.

10.2. Определение поверхностного натяжения желчи.

11. Лабораторная работа.

11.1. Определение поверхностного натяжения веществ.

В сталагмометр набрать определенный объём воды и подсчитать количество капель. Аналогично сделать с пропанолом. Зная число капель воды и число капель исследуемой жидкости, определить поверхностное натяжение исследуемой жидкости.

$$\sigma = \sigma_0 \cdot \frac{n_0}{n_x} \rho$$

Значение поверхностного натяжения для воды $\sigma = 72.75 \cdot 10^{-3} \text{ Н/м}$

11.2. Влияние ПАВ на поверхностное натяжение воды.

Определить поверхностное натяжение раствора желчи сталагмометрическим способом. Сделать вывод.

Тема: СОРБЦИЯ БИОЛОГИЧЕСКИ АКТИВНЫХ ВЕЩЕСТВ НА ГРАНИЦЕ РАЗДЕЛА ТВЕРДОЕ ТЕЛО – РАСТВОР. ХРОМАТОГРАФИЯ.

1. Актуальность темы:

Поверхностные явления на границе раздела твердое вещество – жидкость и твердое вещество – газ широко распространены в природе. Благодаря адсорбции в организме человека идут процессы всасывания, взаимодействие субстрата с ферментом. В практике врачей на явлении адсорбции базируется адсорбционная терапия. Явление обменной адсорбции применяется для уменьшения жесткости воды, очистки лекарственных препаратов. Ионный обмен играет важную роль в переносе разных веществ через биологические мембраны. Явление сорбции лежит в основе хроматографического метода разделения, очистки, анализа веществ.

2. Цель общая: сформировать знания теоретических основ сорбции веществ на границе раздела твердое тело – раствор.

3. Конкретные цели, уметь:

- иметь представление о процессах, которые идут на границе раздела твердое тело – раствор и факторах, влияющих на эти процессы
- уметь характеризовать адсорбционные процессы с помощью изотерм Лэнгмюра, Фрейндлиха, БЭТ;
- объяснять процессы живого организма на основе сорбционных явлений;
- иметь представление об ионном обмене и применении этого явления в медицинской практике;
- иметь представление об ионообменной адсорбции.
- научиться разделять и идентифицировать смеси веществ методом хроматографии.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с. 224-251.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.135-145.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 173-183, 211-212.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с 168-175, 216-220.
- 4.6 Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

- 4.8. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия, 1988.
- 4.9. Рубина Х.М., Добринская М.А., Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Определение понятий: сорбция, адсорбция, абсорбция, физическая и химическая сорбция (примеры), адсорбенты (примеры) и адсорбтивы. Адсорбционные поверхности в организме человека.
- 5.2. Уравнения и изотермы Лэнгмюра, Фрейндлиха, БЭТ. Величина адсорбции: практическое определение; влияние факторов (концентрации, природы адсорбента и адсорбтива, растворителя).
- 5.3. Адсорбция электролитов: специфическая (избирательная и ионнообменная). Правило Панета-Фаянса. Ионнообменная адсорбция: катиониты, аниониты.
- 5.4. Значение адсорбции для живых организмов.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1 Физико – химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия).
- 6.1. Хроматография. Принцип метода.
- 6.2. Классификация хроматографических методов анализа:
- а) по агрегативному состоянию фаз
 - б) по технике выполнения
 - в) по механизму распределения.
- 6.3. Хроматография адсорбционная, ионообменная, распределительная на бумаге и в тонком слое (R_f), цель-фильтрация, аффинная хроматография.
- 6.5. Применение хроматографии в биологии и медицине.

7. Эталоны решения заданий:

- 7.1. Чем отличаются адсорбция и абсорбция?

Ответ: Адсорбция происходит на поверхности сорбента (например на поверхности активированного угля), а абсорбция – во всем объеме сорбента (например, абсорбция водорода платиной).

- 7.2. Приведите примеры адсорбентов в организме человека.

Ответ:

Стенки сосудов, кишечника, поверхность ферментов.

- 7.3. Что такое лимфосорбция?

Ответ: Лимфосорбция это очистка лимфы от токсических веществ с помощью адсорбентов.

7.4. В чём состоит значение явления избирательной адсорбции ионов для строения коллоидной частицы?

Ответ:

Ядро коллоидной частицы избирательно адсорбирует тот ион, который может достраивать его кристаллическую решетку. Именно этим объясняется формирование потенциалоопределяющего слоя ионов.

7.5. Расчет R_f компонентов смеси.

Рассчитать R_f моносахаридов, если „фронт” растворителя – 21 см, глюкозы – 13 см, фруктозы – 17 см.

Решение.

$$R_{\text{глю}} = \frac{13}{21} = 0,62; \quad R_{\text{фру}} = \frac{17}{21} = 0,81.$$

8. Задания для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

- 8.1. Приведите примеры адсорбентов.
- 8.2. Приведите примеры применения адсорбционной терапии.
- 8.3. На хроматографической бумаге „фронт” растворителя 17 см, а одной из аминокислот – 13 см. Какая это аминокислота, если R_f для трех аминокислот такие: лейцина – 0,84; аланина – 0,76; глицина – 0,91.

9. Тестовый контроль (проводится на занятии):

Например:

- 9.1. Объясните влияние температуры на физическую и химическую адсорбцию.
- 9.2. Что такое величина адсорбции?
- 9.3. Что такое ионообменная адсорбция?
- 9.4. На хроматографической бумаге обнаружено пятно с $R_f = 0,65$ см. Какому лекарственному веществу соответствует пятно, если фронт растворителя 16 см, а фронт веществ следующий:
 - а) стрептоцид = 7,4 см,
 - б) этазол = 10,4 см;
 - в) норсульфазол = 6,7 см;
 - г) альбуцид = 9,1 см.

Ответы:

- 9.1. Повышение температуры уменьшает физическую адсорбцию и, как правило увеличивает химическую адсорбцию.
- 9.2. Величина адсорбции – это количество граммов вещества, которое адсорбируется единицей массы адсорбента.
- 9.3. Ионообменная адсорбция – это вид адсорбции, при котором идет обмен ионами между адсорбентом и раствором.
- 9.4. $R_f = \text{фронт вещества} / \text{фронт растворителя}$;

Фронт вещества = $R_f \cdot$ фронт растворителя = $0,65 \cdot 16 = 10,4$ см.
 Этот препарат - этазол.

10. Алгоритм лабораторной работы.

- 10.1. Адсорбция ацетата (уксусной кислоты) активированным углем.
- 10.2. Адсорбция окрашенных веществ из растворов активированным углем.
- 10.3. Зависимость адсорбции от природы адсорбента.
- 10.4. Круговая хроматография на бумаге.
- 10.5. Хроматография аминокислот на бумаге.

11. Лабораторная работа.

- 11.1. Адсорбция уксусной кислоты (ацетата) активированным углем.
 Приготовить растворы согласно таблицы.

№ колбы	m угля	Раствор CH_3COOH
1	0,25г	10мл 0,03н
2	0,25г	10мл 0,07н
3	0,25г	10мл 0,12н

Колбы оставляют на 20 мин., периодически встряхивая.

В это время титруют по 5 мл кислоты каждой концентрации 0,1 н раствором NaOH в присутствии фенолфталеина и рассчитывают объем щелочи, который пошел бы на титрование 10 мл кислоты $-V_0$. Данные внести в таблицу (графы 3,4).

№ п/п	C_0 CH_3COOH	мл 0,1н NaOH на 5мл кислоты	мл 0,1н NaOH на 10мл кислоты, V_0	мл 0,1н NaOH на 5мл фильтрата	мл 0,1н NaOH на 10мл фильтрата, V_1	Относительная величина адсорбции $\Delta V = V_0 - V_1$
1	2	3	4	5	6	7
1	0,03 н					
2	0,07 н					
3	0,12 н					

Через 20 мин. фильтруют растворы от угля в отдельные колбочки. От каждого фильтрата отбирают по 5 мл, переносят в колбу для титрования и титруют 0,1н раствором NaOH в присутствии фенолфталеина и рассчитывают объем щелочи, который пошел бы на титрование 10 мл фильтрата – V_1 . Данные внести в таблицу (графы 5,6).

Вычислить относительную величину адсорбции : $\Delta V = V_0 - V_1$ (графа 7).

Строят график зависимости ΔV от C_0 и делают выводы.

11.2. Адсорбция окрашенных веществ из растворов активированным углем.

В пробирку вносят 1 мл смеси водных растворов фуксина и флуоресцеина, добавляют 0,2 г активированного угля и встряхивают в течение 3 мин. Потом фильтруют. Описать внешний эффект и сделать выводы.

11.3. Зависимость адсорбции от природы адсорбента.

Приготовить три пробирки

1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
5мл $Pb(NO_3)_2$	5 мл $Pb(NO_3)_2$	5 мл $Pb(NO_3)_2$
0,2 г Al_2O_3	0,2 г угля	–

Пробирки встряхивают 2 мин. и фильтруют в другие пробирки. Затем в каждый фильтрат и в пробирку №3 дают по 2 капли раствора KI. Описать внешний эффект и сделать выводы.

11.4. Круговая хроматография на бумаге.

Взять лист хроматографической бумаги округлой формы с вырезанным фитилем. В основе фитиль загнуть и на место перегиба нанести каплю раствора смеси солей: $CuSO_4$, $FeCl_3$, $Co(NO_3)_2$. Бумагу поместить в чашку Петри с водой так, чтобы погрузить только конец фитиля, и накрыть второй чашкой.

Через 10-15 минут бумагу вынуть и обработать раствором $K_4[Fe(CN)_6]$. Написать уравнения реакций. Расположить катионы металлов в ряд по увеличению адсорбции.

11.5. Хроматография аминокислот на бумаге.

На линию старта полоски хроматографической бумаги нанести капилляром каплю раствора смеси аминокислот. Рядом нанести каплю раствора „свидетелей” (известных аминокислот). Полоску высушить, потом погрузить в подвижную фазу – растворитель (этанол : вода = 7:3) и хроматографируют 4-5 часов.

Потом хроматограмму высушивают, проявляют спиртовым раствором нингидрина, снова высушивают.

Рассчитать R_f аминокислот и сделать выводы.

Тема: ПОЛУЧЕНИЕ, ОЧИСТКА И СВОЙСТВА КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

1. Актуальность темы: учение о дисперсных системах составляет основу теории о биологических структурах, о возникновении и развитии жизни. Поэтому изучение свойств, получение и очистка коллоидных систем имеет большое значение для правильного понимания многих технологических и жизненных процессов, а также для усвоения других дисциплин (биохимии, фармакологии и др.) и практической деятельности врача.

2. Цель общая – уметь интерпретировать образование коллоидных растворов в медицинской практике.

3. Конкретные цели, уметь:

- использовать физико-химические характеристики коллоидного раствора для оценки свойств биологических жидкостей, медицинских препаратов;
- интерпретировать свойства биологических коллоидных жидкостей;
- уметь записывать строение мицеллы.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, 254-273, 304-316.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 146-157.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.187-219.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 132-135, 175-178.
- 4.6. Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Какие растворы называются коллоидными (примеры).
- 5.2. Методы получения коллоидных растворов (дисперсионные, конденсационные).
- 5.3. Строение мицеллы. Правило Панета-Фаянса.
- 5.4. Двойной электрический слой. Электрокинетический потенциал (дзета-потенциал) коллоидной частицы, его величина.

5.5. Двойной электрический слой. Электрокинетический потенциал (дзета-потенциал) коллоидной частицы, его величина.

5.6. Методы очистки коллоидных растворов. Искусственная почка.

5.7. Коллоидные растворы в организме человека, лекарственные вещества, использование их для очистки питьевой воды.

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

6.1. Классификация дисперсных систем по размеру частичек, агрегатному состоянию и межфазному взаимодействию.

6.2. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем (броуновское движение, диффузия в золях, осмотическое давление).

6.3. Оптические свойства коллоидных систем. Эффект Тиндаля.

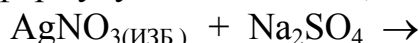
6.4. Электрокинетические явления в коллоидных системах. Электрофорез.

6.5. Применение электрофореза в исследовательской и клинико-лабораторной практике.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Строение мицеллы.

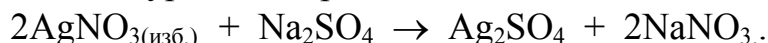
Написать формулу мицеллы золя, полученного в реакции:



Укажите все частицы мицеллы.

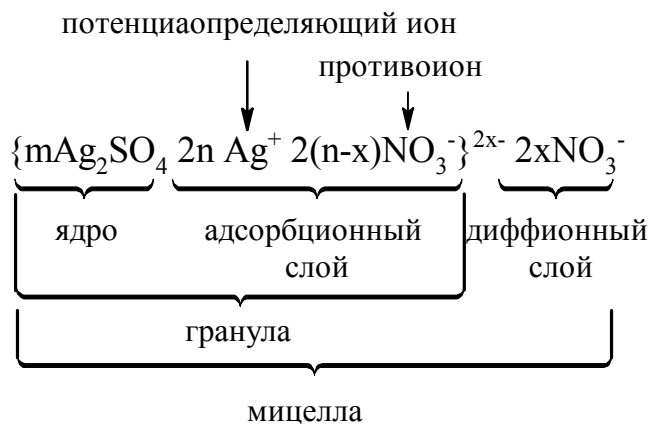
Решение.

Записываем уравнение реакции:

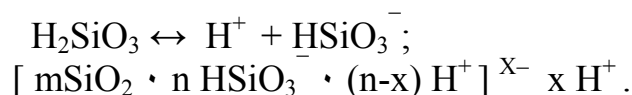


По реакции образуется золь Ag_2SO_4 , потому что он нерастворимый в воде.

Ядро мицеллы состоит из молекул Ag_2SO_4 . Так как раствор AgNO_3 взят в избытке, то потенциалоопределяющими ионами по правилу Панета-Фаянса будут ионы Ag^+ . Противоионы - это ионы NO_3^- . Гранула имеет положительный заряд.



7.2. Образование мицеллы в результате диссоциации поверхностных групп:



8. Задача для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

8.1. Написать строение мицеллы золя плюмбум йодида, которая получается при смешивании растворов KI и Pb(NO₃)₂ в случаях, если:

- а) KI находится в избытке;
- б) Pb(NO₃)₂ находится в избытке;

Написать строение мицеллы. К какому электроду будут двигаться коллоидные частички при электрофорезе?

8.2. Написать строение мицеллы золя Fe(OH)₃, который получают реакцией гидролиза.

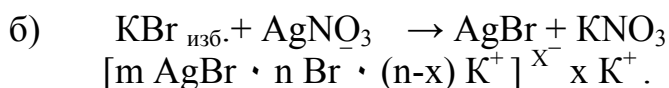
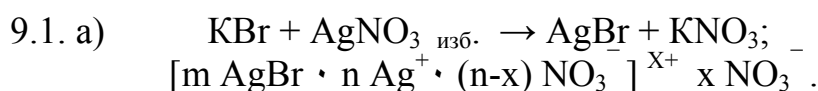
9. Тестовый контроль (проводится на занятии):

9.1. Написать строение мицеллы золя, который образовался в результате смешивания растворов аргентум нитрата и калий бромида, если:

- а) в избытке AgNO₃;
- б) в избытке KBr.

9.2. Классификация дисперсных систем по межфазному взаимодействию. Приведите примеры.

Решение:



9.2. Лиофильные – растворы ВМС; лиофобные – коллоидные растворы.

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Получение золя Fe(OH)₃ реакцией гидролиза.
- 10.2. Получение золя Fe(OH)₃ методом пептизации.
- 10.3. Получение золя серы методом замены растворителя.
- 10.4. Получение золя сера с помощью химической реакции.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Получение золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в результате гидролиза.

В химический стакан налить 20 мл воды и закипятить. Потом прилить 1мл разбавленного раствора FeCl_3 . Отметить цвет раствора, написать строение мицеллы.

11.2. Получение золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ методом пептизации.

В пробирку внести 1 каплю насыщенного раствора FeCl_3 , прибавить 1 каплю раствора NH_4OH и 2 мл воды. Отметить внешний эффект.

Содержимое пробирки разлить поровну в три пробирки. В первую прибавить раствор HCl до растворения, в другую – насыщенный раствор FeCl_3 до растворения, третью оставляем для сравнения.

Объяснить явления, которые наблюдаются. Написать уравнения реакций. Сделать выводы.

11.3. Получение золя серы методом замены растворителя.

В пробирку внести 5 мл дистиллированной воды и добавить по каплям спиртовой раствор серы, постоянно встряхивая пробирку. Описать внешний эффект и объяснить образование коллоидного раствора.

11.4. Получение золя сера с помощью химической реакции.

В пробирку внести 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и добавить 1 каплю раствора H_3PO_4 . Опишите внешний эффект, напишите уравнение реакции и сделайте выводы.

Тема: КООГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ.

1. Актуальность темы: в биологических жидкостях живых организмов – кровь, плазма, лимфа – белки, холестерин, гликоген находятся в коллоидном состоянии, нарушение которого приводит к заболеваниям. Много лечебных препаратов изготавливают в виде тонких суспензий.

2. Цель общая: сформировать знание теоретических основ коагуляции и защиты коллоидно-дисперсных систем.

3. Конкретные цели, уметь:

- иметь представление об устойчивости дисперсных систем
- знать факторы, которые влияют на устойчивость и коагуляцию дисперсных систем
- усвоить методы получения и свойства аэрозолей, грубодисперсных систем, эмульсий
- овладеть умением определять порог коагуляции.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибачук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, 285-303..
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.158-161, 162-167.
- 4.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.222-230, 234-236.
- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 179-194.
- 4.6. Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.8. Рубин Х.М. Добринская М.А. Романчук Л.А. Практикум по физической и коллоидной химии, 1972.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Кинетическая и агрегативная устойчивость золей, фактор устойчивости.
- 5.2. Коагуляция (определение). Факторы, которые влияют на коагуляцию.
- 5.3. Механизм коагуляции, правило Шульце-Гарди.
- 5.4. Коагуляция электролитами и их смесями. Взаимная коагуляция.
- 5.5. Порог коагуляции (определение) и методы его определения.
- 5.6. Коагуляция в процессе очистки питьевой воды и сточных вод.

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

- 6.1. Аэрозоли: методы получения, свойства, применение в медицине. Токсическое действие аэрозолей; патогенные и лечебные аэрозоли.
- 6.2. Суспензии: методы получения, свойства.
- 6.4. Эмульсии: методы получения, свойства. Типы эмульсий.
- 6.5. Эмульгаторы. Применение эмульсий в клинической практике. Биологическая роль эмульгирования.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Коагуляция золя электролитами.

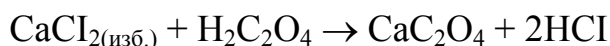
В почках при всасывании щавелевой кислоты из желудочно-кишечного тракта может образоваться золь:



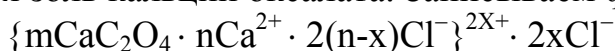
а) Какой заряд золя?

б) Какой из следующих ионов проявляет коагулирующее действие для частиц этого золя: K^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , PO_4^{3-} , Al^{3+} ?

Решение.



Образуется золь кальций оксалата. Записываем формулу мицеллы:



Гранула имеет положительный заряд, поэтому согласно правилу Шульце-Гарди коагулирующими ионами для частиц золя будут ионы NO_3^- , PO_4^{3-} .

7.2. Получили золь BaSO_4 в результате реакции:



Написать строение мицеллы.

Затем из смеси ионов SO_4^{2-} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , Sr^{2+} , Cl^- , Cs^+ , Mg^{2+} выбрать коагулирующие ионы для данной мицеллы и разместить их в лиотропные ряды в зависимости от заряда иона, от величины порога коагуляции.

Ответ: $\{m\text{BaSO}_4 \cdot n\text{Ba}^{2+} \cdot 2(n-x)\text{Cl}^-\}^{2x+} \cdot 2x\text{Cl}^-$

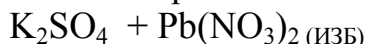
Коагулирующие ионы: SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^- ;

Коагулирующее действие: $\text{PO}_4^{3-} > \text{SO}_4^{2-} > \text{Cl}^-$;

Порог коагуляции: $\text{Cl}^- > \text{SO}_4^{2-} > \text{PO}_4^{3-}$.

8. Задание для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

8.1. Напишите уравнение образования золя PbSO_4 по уравнению



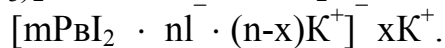
Из смеси ионов: Na^+ , Li^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , Cr^{3+} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- , OH^- , Sr^{2+} , Cs^+ , Br^- , Mg^{2+} выбрать коагулирующие ионы для вашего золя и разместить их в лиотропные ряды:

- в зависимости от заряда коагулирующего иона;
- в зависимости от величины порога коагуляции.

9. Тестовый контроль (проводится на занятии):

- Напишите уравнение образования золя PbI_2 , если в избытке KI .
- Из смеси ионов: Na^+ , Li^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , Cr^{3+} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , CH_3COO^- , OH^- , Sr^{2+} , Cs^+ , Br^- , Mg^{2+} выпишите коагулирующие ионы по отношению к этому золю.
- Для этих ионов напишите:
 - лиотропный ряд зависимости коагулирующего действия от заряда коагулирующего иона;
 - напишите лиотропный ряд зависимости величины порога коагуляции от заряда коагулирующего иона.

Ответ: 1). $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI}(\text{изб.}) \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$.



2). Na^+ , Li^+ , Cr^{3+} , Pb^{2+} , Sr^{2+} , Cs^+ , Mg^{2+} .

3). а) $\text{Cr}^{3+} > \text{Sr}^{2+} > \text{Na}^+$;

б) $\text{Na}^+ > \text{Sr}^{2+} > \text{Cr}^{3+}$.

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Подтверждение правила Шульце-Гарди.
- 10.2. Определение зависимости порога коагуляции от заряда коагулирующего иона.
- 10.3. Получение эмульсии.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Подтверждение правила Шульце-Гарди.

В три пробирки наливают:

1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
5мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$	5мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$	5мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$
1мл раствора KCl	1мл раствора K_2SO_4	1мл раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
внешний эффект		

Растворы перемешивают и наблюдают последовательность коагуляции.

Написать строение мицеллы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$; расположить коагулирующие ионы в лиотропный ряд.

11.2. Определение зависимости порога коагуляции от заряда коагулирующего иона.

А) В первую пробирку наливают 10мл 1М раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в другие шесть пробирок по 9мл воды. Потом из первой пробирки переносят 1мл раствора во вторую и перемешивают. Из второй переносят 1мл раствора в третью, перемешивают и дальше переносят последовательно до последней пробирки.

Потом во все пробирки добавляют по 2 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Наблюдают наличие коагуляции и вносят результаты в таблицу знаками „+” или „-”.

Б) В первую пробирку наливают 10мл 1М раствора NH_4Cl , в другие шесть пробирок по 9мл воды. Потом из первой пробирки переносят 1мл раствора во вторую и перемешивают. Из второй переносят 1мл раствора в третью, перемешивают и дальше переносят последовательно до последней пробирки.

Потом во все пробирки добавляют по 2 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Наблюдают наличие коагуляции и вносят результаты в таблицу знаками „+” или „-”.

Электролиты	Коагулирующий ион	Концентрация электролита в пробирках, моль/л						Порог коагуляции	
		1	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵		10 ⁻⁶
(NH ₄) ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻								
NH ₄ Cl	Cl ⁻								

11.3. Получение эмульсий.

В 2 пробирки наливают по 5мл воды, вносят по 5капель растительного масла и сильно встряхивают. Наблюдают, что происходит. Затем в одну пробирку добавляют 5 капель раствора NaOH и снова встряхивают. Отметить наблюдения и сделать выводы.

Тема: СВОЙСТВА РАСТВОРОВ БИОПОЛИМЕРОВ. ИЗОЭЛЕКТРИЧЕСКАЯ ТОЧКА БЕЛКА. КОЛЛОИДНАЯ ЗАЩИТА.

1. Актуальность темы:

Высокомолекулярные соединения (белки, полисахариды, нуклеиновые кислоты) входят в состав клеток, а также выполняют функцию запаса питательных веществ и энергии. Нуклеиновые кислоты вместе с белками являются источником наследственной информации, гликопротеины обуславливают группу крови.

2. Цель общая – уметь: оценивать свойства полимеров на основе химической природы и характеристики макромолекул.

3. Конкретные цели, уметь:

- классифицировать ВМС по типу мономерных звеньев, пространственного строения;
- прогнозировать на основе законов термодинамики набухание и растворение ВМС.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А. и др. Медицинская химия, 2008, с. 318-341.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 168-182.
- 4.4. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с 238-258.

- 4.5. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 196-199, 208-212, 214-217.
- 4.6. Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.7. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию, 1989.
- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Что такое ВМС? Примеры природных, искусственных и синтетических ВМС. Примеры ВМС в организме человека.
- 5.2. Изоэлектрическое состояние, изоэлектрическая точка белков.
- 5.3. Защитное действие белков (коллоидная защита), механизм его, защитные числа, биологическое значение.
- 5.4. Набухание ВМС (определение), механизм набухания, влияние факторов, давление набухания, биологическое значение. Связанная вода, ее свойства и биологическое значение.
- 5.5. Устойчивость растворов ВМС, факторы, которые ее обуславливают.
- 5.6. Желатинирование (застудневание) растворов ВМС, механизм его, влияние факторов, биологическое значение.
- 5.7. Студни, диффузия и реакции в студнях, особенности этих реакций. Примеры студней в организме человека. Биологическое значение реакций в студнях.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Классификация ВМС (по природе, конфигурации молекул).
- 6.2. Высаливание растворов ВМС, механизм его, биологическое значение.
- 6.3. Тиксотропия, синерезис, коацервация, денатурация их биологическое значение.

7. Эталоны решения заданий:

- 7.1. Как влияет рН на желатинирование?

Ответ:

Наибольшее желатинирование происходит в изоэлектрической точке, так как белок в ИЭТ не имеет заряда и его устойчивость наименьшая.

- 7.2. Назовите факторы устойчивости растворов ВМС.

Ответ:

Одноименный заряд молекул белка и гидратная оболочка.

- 7.3. Объясните механизм высаливания.

Ответ:

При добавлении к раствору ВМС раствора соли высокой концентрации уменьшается растворимость белка в таком растворе и снимается гидратная оболочка.

8. Задания для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради).

- 8.1. Биологическое значение связанной воды.
- 8.2. Что такое тиксотропия? Биологическое значение этого явления.

9. Тестовый контроль (выполняется на занятии) :

- 9.1. Что такое изоэлектрическое состояние белка?
- 9.2. Как влияет рН на набухание?
- 9.3. Примеры коллоидной защиты в организме человека.

Ответы:

- 9.1. Изоэлектрическим называется состояние белка, при котором общий заряд молекулы белка равен нулю.
- 9.2. Наименьшее набухание в изоэлектрической точке, так как отсутствует заряд молекулы белка. Наибольшее набухание при рН, которое отличается от изоэлектрической точки в кислую или в щелочную сторону.
- 9.3. В организме человека холестерин защищен белками, поэтому в норме он не оседает на стенках сосудов.

10. Алгоритм лабораторной работы.

- 10.1. Определение ИЭТ желатина
- 10.2. Определение порога коагуляции защищенного золя.
- 10.3. Набухание (демонстрационный опыт).
- 10.4. Влияние рН на набухание.
- 10.5. Влияние электролитов на набухание

11. Методика проведения эксперимента.

11.1. Определение изоэлектрической точки желатина.

В 4 пробирки внести по 2 мл ацетатного буфера с рН согласно таблице. Далее в каждую пробирку прибавить по 1 мл 0,5% раствора желатина, перемешать раствор и осторожно прибавить по 2 мл этанола. Через 5 минут оценить степень помутнения в каждой пробирке и установить изоэлектрическую точку желатина.

<i>№ Пробирки</i>	<i>pH системы</i>	<i>0,5% раствор желатина, мл</i>	<i>Этиловый спирт, мл</i>	<i>Степень помутнения</i>
1	3,8	1	2	
2	4,4	1	2	
3	4,7	1	2	
4	5,1	1	2	

11.2. Порог коагуляции защищенного золя гидроксида железа (III).

А) Приготовить растворы сульфата аммония разной концентрации: в первую пробирку наливают 10 мл 1М раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, в другие шесть пробирок по 9 мл воды. Потом из первой пробирки переносят 1мл раствора во вторую и перемешивают. Из второй переносят 1мл раствора в третью, перемешивают и дальше переносят последовательно до последней пробирки.

Затем во все пробирки наливают по 1 мл раствора желатина, перемешивают, затем по 2 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и перемешивают.

Наблюдают наличие коагуляции и вносят результаты в таблицу знаками „+” или „-”. Определить порог коагуляции защищенного золя и сравнить с величиной порога из опыта 11.2. предыдущей темы «Коагуляция». Сделать выводы.

Б) Приготовить растворы хлорида аммония разной концентрации:

в первую пробирку наливают 10 мл 1М раствора NH_4Cl , в другие шесть пробирок по 9 мл воды. Потом из первой пробирки переносят 1мл раствора во вторую и перемешивают. Из второй переносят 1мл раствора в третью, перемешивают и дальше переносят последовательно до последней пробирки.

Затем во все пробирки наливают по 1 мл раствора желатина, перемешивают, затем по 2 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и перемешивают.

Наблюдают наличие коагуляции и вносят результаты в таблицу знаками „+” или „-”. Определить порог коагуляции защищенного золя и сравнить с величиной порога из опыта 11.2. предыдущей темы «Коагуляция». Сделать выводы.

<i>Электролиты</i>	<i>Коагулирующий ион</i>	<i>Концентрация электролита в пробирках, моль/л</i>							<i>Порог коагуляции</i>
		1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	SO_4^{2-}								
NH_4Cl	Cl^-								

11.3. Набухание (демонстрационно).

Один кусочек резины погрузить в пробирку с бензолом, второй - в пробирку с водой. Через 15 минут отметить внешний эффект и сделать вывод.

11.4. Влияние pH на набухание.

В три пробирки наливают:

1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
сухой желатин	сухой желатин	сухой желатин
5мл HCl	5мл ацетатного буфера с pH = 4,7	5мл NaOH

Через 15 мин. отметить результаты опыта и сделать выводы.

11.5. Влияние электролитов на набухание.

В три пробирки наливают:

1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
сухой желатин	сухой желатин	сухой желатин
5мл K ₂ SO ₄	5мл KCl	5мл KSCN

Через 15 мин. отметить результаты и сделать выводы.