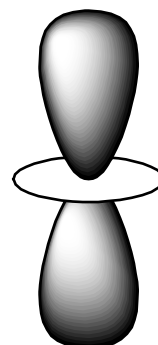
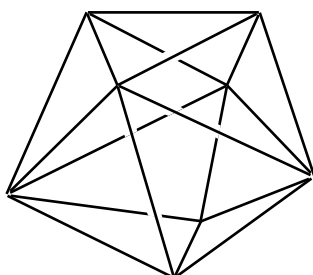


**Винницкий национальный медицинский университет
им. Н.И.Пирогова**

Кафедра биологической и общей химии



МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ

*практических занятий
по бионеорганической и физико-коллоидной химии
для иностранных студентов медицинского и стоматологического факультетов*



Винница 2004

Методические разработки утверждены ученым советом Винницкого национального медицинского университета им. Н.И. Пирогова (протокол № от 2004)

Авторы-составители: доц. О.В. Смирнова,
проф. А.А. Пентюк, доц. О.Я. Сливка,
ст. преп. Т.М. Зелинская,
ас. Л.Г. Глухова, ас. О.Г. Сулим

Рецензент – А.С. Азаров, к.х.н., доцент

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

Компьютерная верстка - С.А. Пунковская

СОДЕРЖАНИЕ

1.	Способы выражения концентрации растворов	4
2.	Основы титриметрического анализа. Метод нейтрализации	6
3.	Вода, физико-химические свойства, количественный анализ. Метод комплексонометрии	8
4.	Метод оксидиметрии. Перманганатометрия, йодометрия	9
5.	Элементы химической термодинамики и биоэнергетики	11
6.	Химическое равновесие, кинетика и катализ	13
7.	Коллигативные свойства растворов. Осмос	15
8.	Ионное произведение воды. Водородный показатель рН	17
9.	Буферные системы	20
10.	Буферная емкость	22
11.	Электропроводность растворов. Кондуктометрия	24
12.	Потенциометрический (электрохимический) метод анализа	26
13.	Окислительно–восстановительные (редокс) системы	27
14.	Контрольная работа № 3.	30
15.	Поверхностное натяжение	31
16.	Адсорбция на твердой поверхности. Хроматографический метод анализа	32
17.	Получение, очистка и свойства коллоидных систем	34
18.	Физико-химические свойства ВМС (I занятие)	37
19.	Физико-химические свойства ВМС (II занятие)	38
20.	s-, d – Элементы: химические свойства, биологическая роль	39
21.	p-Элементы: химические свойства, биологическая роль	41

Тема: Способы выражения концентрации растворов.

1. Значение темы: знание способов выражения концентрации растворов, умения приготовления растворов определенной концентрации необходимо студентам для изучения биохимии, гигиены, фармакологии, а врачам для правильной интерпретации данных лабораторного анализа, расчета дозировок лекарственных препаратов.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Массовая доля.
- 2.2. Молярная концентрация.
- 2.3. Фактор эквивалентности (кислот, оснований, солей, окислителей, восстановителей).
- 2.4. Молярная масса эквивалента.
- 2.5. Молярная концентрация эквивалента.
- 2.6. Взаимосвязь разных способов выражения концентрации растворов
- 2.7. Закон эквивалентности.

3. Литература:

- 3.1. Садовничая Л. П. и соавт. Биофизическая химия. 1986, с. 260-262.
- 3.2. Глинка Л.Н., Общая химия, 1983, С. 206-207.

4. Эталоны решения задач.

4.1. Расчет по массовой доле веществ в растворе.

Задача 1. Сколько грамм борной кислоты и воды нужно для приготовления 250 г раствора с массовой долей борной кислоты 3 %?

Решение: формула расчета массовой доли:

$$\omega = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100\%$$

Отсюда: $m_x = \frac{\omega \cdot m_p}{100}$; $m_{H_3BO_3} = \frac{3 \cdot 250}{100} = 7.5 \text{ г}$

Воды необходимо взять: $250 - 7,5 = 242,5 \text{ г}$

4.2. Расчет по молярной концентрации раствора.

Задача 1. Сколько грамм хлорида натрия необходимо для приготовления 1 л раствора с $C_x = 2$ моль/л?

Решение: формула расчета молярной концентрации

$$C_x = \frac{m_x}{M_x \cdot V_p}$$

отсюда: $m_x = C_x M_x V_p = 2 \cdot 58.5 \cdot 1 = 117 \text{ г.}$

4.3. Расчет по молярной концентрации эквивалента.

Задача 1. Сколько грамм KMnO_4 необходимо взять для приготовления 2 л раствора с $C_n=0,5$ моль/л, если анализ будет проводиться в кислой среде?

Решение:
$$C_m = \frac{m_x}{M_x \cdot f_{\text{экв.х}} \cdot V_p}$$

откуда $m_x = C_m M_x f_{\text{экв.х}} V_p = 0.5 \cdot 158 \cdot 1/5 \cdot 2 = 31.6$

4.4. Связь между разными способами выражения концентрации.

Задача 1. Найти молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты с массовой долей 10% (плотность 1,22; $f_{\text{экв.}} = 1/2$).

Решение: формула перехода от массовой доли к молярной концентрации эквивалента.

$$C_n = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M_x \cdot f_{\text{экв.х}}} = \frac{10 \cdot 1.22 \cdot 10}{98 \cdot 0.5} = 2.38 \text{ (моль /л)}$$

4.5. Расчет для приготовления растворов лекарственных препаратов.

Задача 1. Больному необходимо ввести 100 мг бемегрида. Сколько мл этого раствора с массовой долей 0,5% необходимо ввести больному?

Решение: $m_x = 100 \text{ мг} = 0,1 \text{ г};$

$$\omega = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100\%; \quad \rho = 1; \quad m_p = V_p \cdot \rho; \quad \omega = \frac{m_x}{V_p \cdot \rho} \cdot 100\%;$$

$$V_p = \frac{m_x}{\omega \cdot \rho} \cdot 100\% = \frac{0,1}{0,5 \cdot 1} \cdot 100\% = 20 \text{ мл.}$$

5. Задание для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради)

- 5.1. Вычислить массу натрия хлорида и воды, необходимых для приготовления 2 л изотонического раствора (массовая доля 0,9%, плотность 1,02).
- 5.2. Массовая доля серной кислоты в растворе 3,2%. Вычислить молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в растворе (плотность 1,04).
- 5.3. Больному массой 76 кг необходимо ввести раствор NaHCO_3 из расчета 0,66 ммоль/ кг. Сколько мл раствора с массовой долей 4,2% необходимо взять?

Тема: Основы титриметрического анализа. Метод нейтрализации.

1. Значение темы: Метод нейтрализации - это титриметрический метод количественного анализа кислот, оснований и солей. Метод широко используется в клинических, биологических и санитарно-гигиенических исследованиях, в количественном анализе лекарственных препаратов.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Метод нейтрализации, определение, основное уравнение.
- 2.2. Ацидиметрия и алкалометрия.
 - исходные вещества и рабочие титрованные растворы.
 - кривые титрования, скачок титрования, точка эквивалентности.
 - индикаторы метода, интервалы перехода индикаторов: метилоранж и фенолфталеин, принцип выбора индикаторов для титрования.
- 2.3. Применение метода алкалометрии и ацидиметрии.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, С. 367-377.
- 3.3. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, С. 173-183.
- 3.4. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972. С. 216-217, 238-240, 255-272, 294-299, 304-307.

4. Эталонные решения задач:

- 4.1. Рассчитать концентрацию (C_n) раствора щелочи, если на титрование 5мл титрованного раствора оксалата (щавелевой кислоты) с $C_n=0,10$ моль/л ушло 5,3 мл раствора щелочи.

Решение:

$$C_n(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = C_n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$C_n(\text{NaOH}) = \frac{C_n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,1 \cdot 0,05}{0,053} = 0,098 \text{ моль/л}$$

- 4.2. Определить навеску фосфатной кислоты для приготовления 2л раствора с C_n 0,1 моль/л?

Решение:

$$C_H = \frac{m_x}{M_x \cdot f_{\text{екв}} \cdot V}; \quad m_x = C_H \cdot M_x \cdot f_{\text{екв}} \cdot V = 0,1 \cdot 0,8 \cdot \frac{1}{3} \cdot 2 = 6,53 \text{ г}$$

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

- 5.1. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента раствора KOH, если на титрование 5 мл титрованного раствора сукцината (янтарной кислоты) израсходовано 5,2 мл раствора щелочи.
- 5.2. Рассчитать навеску для приготовления 1,5 л рабочего раствора NaOH с $C_H=0,2$ моль/л.

6. Лабораторная работа:

6.1. Установление точной концентрации (C_H) рабочего раствора NaOH.

5 мл раствора оксалата (щавелевой кислоты) с $C_H = 0,1$ моль/л переносят в колбу для титрования, добавляют 2-3 капли индикатора фенолфталеина, нагревают до 50-60 С° и горячий раствор титруют рабочим раствором NaOH.

№	V раствора H ₂ C ₂ O ₄ (л)	V раствора NaOH (л)	Средний объем NaOH (л)	C _H (моль/л)
1				
2				
3				

$$C_H(\text{NaOH}) = \frac{C_H(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{NaOH})}$$

6.2. Определение массовой доли соляной кислоты в фармакопейном препарате (Acidum hydrochloridum dilutum).

5 мл раствора фармакопейной соляной кислоты ($\rho=1,04$ г/мл) переносят в мерную колбу на 100 мл, объем доводят дистиллированной водой до метки.

5 мл полученного раствора переносят в колбу для титрования, добавляют 1-2 капли индикатора метилоранжа и титруют раствором щелочи NaOH.

№	V раствора HCl (л)	V раствора NaOH (л)	Средний объем NaOH (л)	ω% HCl
1				
2				
3				

$$\omega\% = \frac{C_{(NaOH)} \cdot V_{(NaOH)} \cdot M_{HCl} \cdot f_{э\kappa\text{в}HCl} \cdot V_{(Колбы)}}{a \cdot V_{(пипетки)}} \cdot 100\%$$

a – навеска, $a = V(HCl) \cdot \rho$

Тема: Вода, физико-химические свойства, количественный анализ. Метод комплексонометрии.

1. Значение темы: Физико-химические свойства воды влияют на протекание большинства биохимических процессов. Метод комплексонометрии используют для определения жесткости воды, содержания катионов металлов в биологических жидкостях, концентрации некоторых лекарственных веществ. Комплексоны используют как антитоксиканты при отравлении тяжелыми металлами.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Физико-химические свойства воды, которые обуславливают ее биологическую роль. Экология и вода.
- 2.2. Жесткость воды.
- 2.3. Комплексонометрия как количественный метод анализа:
 - определение;
 - исходные вещества, рабочие титрованные растворы, индикаторы, механизм их действия;
 - эквивалентная точка, ее установление;
 - значение метода и комплексонов в медицине.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия. М., 1973. С. 325-329, 356-360, 436-444.
- 3.3. Алексеев В.Н. Аналитическая химия. 1972. С. 194-207, 336-340.
- 3.4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия. 1986. С. 37-10.

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

- 4.1. Вычислить навеску для приготовления 2л рабочего титрованного раствора трилона «Б» с $C_{\text{н}} = 0,15$ моль / л.
- 4.2. На титрование 10 мл раствора $MgCl_2$ с $C_{\text{н}} = 0,1$ моль / л израсходовано 10,2 мл рабочего раствора трилона «Б». Вычислить концентрацию трилона «Б».

5. Лабораторная работа.

5.1. Определение общей жесткости воды.

50 мл водопроводной воды помещают в колбу для титрования, приливают 4 мл аммиачного буферного раствора, 4 капли индикатора эриохрома черного и титруют раствором трилона Б.

№	V(H ₂ O) (л)	V раствора трилона Б (л)	Среднее значение V трилона Б трил-	Общая жесткость воды ммоль/л
1				
2				
3				

$$\text{Общая жесткость воды} = \frac{C_{H_{(Tp-na)}} V_{(Tp-na)}}{V_{H_2O}}.$$

Тема: Метод оксидиметрии. Перманганатометрия, йодометрия.

1. Значение темы: Метод оксидиметрии применяется для определения в биологических жидкостях мочевой кислоты, ионов кальция, ферментов каталазы и пероксидазы, моносахаридов; для количественного анализа лекарственных препаратов, для определения окислителей и восстановителей; в санитарно-гигиеническом анализе - при исследованиях питьевой и сточной вод.

2. Основные вопросы темы:

2.1. Методы перманганатометрии и йодометрии:

- определение;
- основные уравнения;
- исходные вещества;
- рабочие титрованные растворы, их приготовление;
- индикатор;
- условия проведения: среда, катализатор, температура;
- применение методов, в том числе и в медицине.

3. Литература:

3.1. Лекционный материал.

3.2. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М. 1972. С. 378-382; 386-387; 395-407.

3.3. Селезнев К.А. и соавт. Аналитическая химия. 1973. М. С. 199-214:220-221.

3.4. Шемякин Ф.М. Аналитическая химия. М. 1980. С. 560-570.

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

4.1. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента $KMnO_4$, если на титрование 5 мл раствора оксалатной (щавелевой) кислоты с $C_H = 0,1$ моль/л пошло 4,8 мл раствора $KMnO_4$.

4.2. Рассчитать навеску йода для приготовления 400 мл раствора с $C_H = 0,03$ моль/л.

4.3. На титрование 15 мл раствора йода ушло 16,62 мл раствора натрий тиосульфата с $C_H = 0,096$ моль/л. Рассчитать C_H раствора йода.

5. **Лабораторная работа:**

5.1. Определение молярной концентрации эквивалента рабочего раствора натрий тиосульфата.

5 мл раствора йода с $C_H = 0,1$ моль/л переносят в колбу для титрования и титруют раствором натрия тиосульфата до соломенно-желтого цвета, затем добавляют 5 капель раствора крахмала и продолжают титровать до обесцвечивания синего раствора.

Написать уравнение реакции.

№	V раствора йода (л)	V раствора $Na_2S_2O_3$ (л)	Средний объем раствора $Na_2S_2O_3$ тиосульфата (л)	$C_H(Na_2S_2O_3)$
1				
2				
3				

$$C_{H(Na_2S_2O_3)} = \frac{C_H(I_2) \cdot V(I_2)}{V(Na_2S_2O_3)}$$

5.2. Определение массовой доли пероксида водорода в фармакопейном препарате (Sol. hydrogenii peroxydi diluta).

10 мл препарата переносят в мерную колбу на 100 мл и доводят объем дистиллированной водой до метки.

5 мл полученного раствора переносят в колбу для титрования, добавляют 5 мл разведенной серной кислоты и титруют раствором калий перманганата до розового окрашивания. Написать уравнение реакции.

№ п/п	Навеска, (г) $\rho=1\text{г/мл}$ $a=V(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \rho$	Объем раствора H_2O_2 , (л)	Объем раствора KMnO_4 , (л)	Средний объем KMnO_4 , (л)	$\omega\% \text{H}_2\text{O}_2$
1					
2					
3					

$$\omega\% \text{H}_2\text{O}_2 = \frac{C_{\text{H}(\text{KMnO}_4)} V_{(\text{KMnO}_4)} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot f_{\text{эквH}_2\text{O}_2} \cdot V_{\text{КОЛБЫ}}}{a \cdot V_{\text{пипетки}}} \cdot 100\%$$

Тема: Элементы химической термодинамики и биоэнергетики.

1. Значение темы: знание основ химической термодинамики необходимо для понимания энергетики биохимических процессов. Расчет теплового эффекта используется в диетологии для определения калорийности пищевых продуктов.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Что изучает химическая термодинамика? Типы термодинамических систем.
- 2.2. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия.
- 2.3. Закон Гесса. Расчет тепловых эффектов химической реакции.
- 2.4. Обратимые и необратимые процессы. Второй закон термодинамики.
- 2.5. Энтропия. Энергия Гиббса, критерии направления самопроизвольных процессов.
- 2.6. Значение законов термодинамики для живых организмов.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Равич–Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. 1975. С. 10-21.
- 3.3. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия, 1986. С.8-29, 35-37.

4. Эталоны решения задач:

- 4.1. Рассчитать 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 теплота образования $\text{CO} = -110$ кДж/моль, $\text{CH}_4 = -74,9$ кДж/моль, $\text{H}_2\text{O} = -241,8$ кДж/моль.

Решение.

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{ПРОД.Р.}} - \sum \Delta H_{\text{ИСХОД.В.}}$$

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

4.2. Возможна ли реакция $\text{SiO}_2(\text{кр.}) + 2\text{NaOH}(\text{раств.}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{раств.})$, если энергия Гиббса $\text{SiO}_2(\text{кр.}) = -803,75 \text{ кДж/моль}$, $\text{NaOH}(\text{раств.}) = -419,5 \text{ кДж/моль}$, $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{кр.}) = -1427,8 \text{ кДж/моль}$, $\text{H}_2\text{O}(\text{раств.}) = -237,5 \text{ кДж/моль}$?

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.

5. Задание для закрепления материала:

5.1. Определить тепловой эффект реакции этерификации оксалата (щавелевой кислоты) метанолом, протекающей по уравнению:



если мольные теплоты образования оксалата (щавелевой кислоты), метанола и эфира соответственно равны: $-60,1$; $-173,65$; $-401,0 \text{ кДж/моль}$.

5.2. Определить по изменению энергии Гиббса, возможен ли процесс окисления глюкозы в стандартных условиях, если стандартная энергия Гиббса глюкозы, воды, диоксида карбона соответственно равны: -910 кДж/моль ; -237 кДж/моль ; -394 кДж/моль .

6. Лабораторная работа:

6.1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

Тепловой эффект химической реакции определяют в калориметре или в сосуде Дьюара. Взвешивают калориметрический стакан, наливают в него 150 мл раствора NaOH с $C_{\text{H}}=1$ моль/л и измеряют его температуру. В отдельный стакан наливают 150 мл раствора HCl с $C_{\text{H}}=1$ моль/л и измеряют его температуру. Затем при постоянном размешивании раствор кислоты вливают в калориметр к раствору щелочи. Определяют самую высокую температуру после сливания растворов.

Данные эксперимента записывают по форме:

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

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

Объем растворов, мл, $V_{(\text{HCl})} = V_{(\text{NaOH})} = 150 \text{ мл.}$;

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

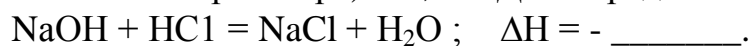
Вычисляют теплоту нейтрализации по формуле:

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

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.



Тема: Химическое равновесие, кинетика и катализ.

1. Значение темы: знание основных законов химической кинетики и равновесия необходимы студентам-медикам для изучения механизма органических реакций, ферментативных процессов, образования метаболитов, всасывания и превращения лекарственных веществ.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Скорость гомогенных и гетерогенных процессов, ее зависимость от концентрации (закон действующих масс), температуры.
- 2.2. Теория активных соударений Аррениуса. Энергия активации.
- 2.3. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ.
- 2.4. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие.
- 2.5. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Садовнича Л.П. др. Биофизическая химия, 1986. С.140-166.
- 3.3. Равич-Щербо М.И. и др. Физическая и коллоидная химия, 1979. С.101-129.

4. Эталоны решения задач:

- 4.1. Реакция идет по уравнению $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. В каком направлении сместится химическое равновесие, если концентрации всех реагирующих веществ увеличить в два раза?

Решение.

По закону действующих масс:

$$V_{\text{ПРЯМ.}} = k_1 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]; \quad V_{\text{ОБР.}} = k_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2;$$

При увеличении концентрации всех реагирующих веществ в 2 раза:

$$V_{\text{ПРЯМ.}} = k_1 \cdot [2\text{HCl}]^4 \cdot [2\text{O}_2] = 2^5 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2] = 32 \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2];$$

$$V_{\text{ОБР.}} = k_2 \cdot [2\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [2\text{Cl}_2]^2 = 2^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2 = 16 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2;$$

Скорость прямой реакции увеличилась в 32 раза, а скорость обратной - в 16 раз, значит химическое равновесие сместится в сторону прямой реакции.

5. Задание для закрепления материала:

5.1. В каком направлении сместится химическое равновесие синтеза аммиака, если объемы всех газов уменьшить в три раза.

6. Лабораторная работа.

6.1. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.

В колбу налить 50 мл воды, добавить 1 каплю насыщенного раствора FeCl_3 и 1 каплю насыщенного раствора NH_4SCN . Раствор перемешать и разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить 2 капли насыщенного раствора FeCl_3 , в другую – 2 капли насыщенного раствора NH_4SCN , в третью – кристаллы аммоний хлорида (на кончике шпателя), четвертую пробирку оставляем для сравнения. Результаты опыта занести в таблицу. Написать уравнения реакций и константы химического равновесия. Сделать вывод.

№	Прибавленный реактив	Изменение цвета	Выводы
1			
2			
3			

6.2. Влияние температуры на смещение равновесия.

В две пробирки наливают по 5мл раствора крахмала и добавляют по 1 капле раствора йода. Одну из пробирок нагревают, отмечают окраску раствора, а затем охлаждают. Вторую пробирку оставляют для сравнения. Отметить результаты опыта и сделать выводы.

Тема: Коллигативные свойства растворов. Осмос.

1. Значение темы: Осмос и осмотическое давление играют важную роль в процессах регуляции биологических процессов. Расчет осмотического давления используют при изготовлении растворов медицинских препаратов для интравенозного введения, глазных капель. Изучение темы необходимо для понимания многих биологических процессов.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Коллигативные свойства растворов (определение).
- 2.2. Осмос (определение).
- 2.3. Полупроницаемые мембраны (определение, примеры).
- 2.4. Осмотическое давление (определение).
- 2.5. Закон Вант-Гоффа (формулировка), уравнение для неэлектролитов и электролитов. Осмотическая концентрация.
- 2.6. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа, его связь со степенью диссоциации.
- 2.7. Растворы: гипотонический, изотонический, гипертонический, их значение для медицины.
- 2.8. Биологическое значение осмоса: изоосмия, гемолиз, плазмолиз, тургор, онкотическое и осмотическое давление крови.
- 2.9. Мембранное равновесие Доннана.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. 1985. С. 49-56.
- 3.3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, С.37-44, 224-226.

4. Эталоны решения задач:

4.1. Задача №1. Рассчитать осмотическое давление раствора мочевины с $C_x=0,2$ моль/л при 0°C .

Решение: Так как мочевины неэлектролит, то
 $P_{\text{осм}} = CRT = 0,2 \cdot 0,082 \cdot 273 = 4,48$ атм.

4.2. Задача №2. Рассчитать $P_{\text{осм}}$ раствора глюкозы с массовой долей 5%, $t=27^\circ\text{C}$, $\rho=1$ г/мл.

Решение:

а). Переведем массовую долю в молярную концентрацию:

$$C_x = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M} = \frac{5 \cdot 1 \cdot 10}{180} = 0,28 \text{ моль/л}$$

б). Так как глюкоза неэлектролит, то

$$P_{\text{осм.}} = CRT = 0,28 \cdot 0,082 \cdot (273+27) = 6,8 \text{ атм.}$$

4.3. Задача №3.

Рассчитать $P_{\text{осм.}}$ раствора натрия хлорида с массовой долей 5,85% при 0°C. Степень диссоциации натрия хлорида 0,96, а $\rho = 1,04$ г/мл.

Решение:

а). Переведем массовую долю в молярную концентрацию:

$$C_x = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M} = \frac{5,85 \cdot 1,04 \cdot 10}{58,5} = 1 \text{ моль / л}$$

б). Изотонический коэффициент:

$$i = 1 + \alpha (n-1) = 1 + 0,96 (2-1) = 1,96$$

в). Так как натрия хлорид это электролит, то:

$$P_{\text{осм.}} = iCRT = 1,96 \cdot 1 \cdot 0,082 \cdot 273 = 4,36 \text{ атм.}$$

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

- 5.1. Изотоничны ли растворы мочевины и уксусной кислоты с массовой долей 0,6%, если степень диссоциации уксусной кислоты равна 0,01, $\rho = 1$ г/мл?
- 5.2. Определить молярную концентрацию раствора сахарозы, который изотоничен крови.

6. **Лабораторная работа:**

6.1. Наблюдение осмоса.

Осмометр заполняют раствором сахарозы, подкрашенным фуксином, и погружают в сосуд с водой. Отмечают начальный уровень раствора в осмометре, а затем уровень раствора через 0,5 часа. Объяснить явление.

6.2. Получение неорганической полупроницаемой мембраны.

В пробирку наливают 2 мл раствора меди сульфата, прибавляют кристаллы желтой кровяной соли (не перемешивать). Через 20 минут отметить результаты. Написать уравнение реакции и объяснить, какое вещество является полупроницаемой мембраной и почему «растет клетка».

6.3. Древовидные образования.

В пробирку наливают 5 мл раствора натрия силиката и вносят кристаллы $MnCl_2$, $CoSO_4$, $NiCl_2$ (растворы не перемешивать!). Написать уравнения реакций и указать полупроницаемые мембраны.

6.4. Гемолиз и плазмолиз эритроцитов.

В три пробирки наливают:

I пробирка	II пробирка	III пробирка
3 мл 0,2% р-ра NaCl	3 мл 0,9% р-ра NaCl	3 мл 4% р-ра NaCl
3 капли крови	3 капли крови	3 капли крови

Пробирки оставляют в штативе на 15 минут (не перемешивать!). Отметить результаты опыта; объяснить явления, которые наблюдаются.

Тема : Ионное произведение воды. Водородный показатель pH .

1. Значение темы: Действие биологических катализаторов, а также специфичность биохимических процессов связаны с определенной концентрацией ионов водорода. Знания о закономерностях, которые определяют концентрацию ионов водорода, дают возможность прогнозировать процессы, протекающие в организме и способствуют усвоению физиологии, биохимии, а также являются важным условием успешной деятельности врача.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури.
- 2.2. Константа диссоциации и ионное произведение воды.
- 2.3. Общая, активная и потенциальная кислотность и щелочность, их вычисление.
- 2.4. Закон разведения Оствальда.
- 2.5. pH растворов, его расчет для сильных и слабых электролитов.
- 2.6. Биологическое значение pH (величина pH крови, желудочного сока, мочи, кишечного сока; ацидоз и алкалоз; влияние pH на работу ферментов).
- 2.7. Теория индикаторов, интервал и точка перехода индикаторов; метилоранж, фенолфталеин, универсальный индикатор.
- 2.8. Принцип колориметрического метода, закон Бугера – Ламберта – Бера.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Равич – Щербо М.И. и др. Физическая и коллоидная химия. 1978. С.77 - 79,46.
- 3.3. Садовнича Я.П. и др. Биофизическая химия.1986. С. 65 – 66,68 – 71,75 – 77.

4. Эталоны решения задач:

- 4.1. Определение pH растворов по известной концентрации H^+ - ионов.

Задача 1. Вычислить pH раствора с концентрацией H^+ -ионов $4,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Решение: $[H^+] = 4,2 \cdot 10^{-5}$.

$$pH = - \lg [H^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-5} = -\lg 4,2 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,62 = 4,38.$$

- 4.2. Определение pH растворов сильных и слабых электролитов по известной их концентрации.

Задача 2.

Вычислить pH раствора HCl с $C_n = 0,15$ моль/л и раствора NaOH с $C_n = 0,2$ моль /л.]

Решение:

раствор HCl

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg[\text{H}^+] \\ [\text{H}^+] &= \alpha \cdot [\text{кислоты}] = 1 \cdot 0,15 = \\ &= 0,15 \text{ моль/л}; \\ \text{pH} &= -\lg 0,15 = -\lg 1,5 \cdot 10^{-1} = \\ &= -\lg 1,5 - \lg 10^{-1} = \\ &= 1 - 0,18 = 0,82. \end{aligned}$$

раствор NaOH

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14; \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH}; \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] &= \alpha \cdot [\text{основания}] = 1 \cdot 0,2 = \\ &= 0,2 \text{ моль/л} \\ \text{pOH} &= -\lg 0,2 = -\lg 2 \cdot 10^{-1} = \\ &= -\lg 2 - \lg 10^{-1} = 1 - 0,3 = 0,7 \\ \text{pH} &= 14 - 0,7 = 13,3. \end{aligned}$$

Задача 3.

Вычислить pH раствора HCOOH с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л ($K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и раствора NH_4OH с $C_{\text{H}} = 0,2$ моль/л ($K_{\text{д}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$).

Решение:

раствор HCOOH

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg[\text{H}^+] \\ [\text{H}^+] &= \sqrt{K_{\text{д}} \cdot [\text{кислоты}]} = \\ &= \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 4,24 \cdot 10^{-3} \\ \text{pH} &= -\lg 4,24 \cdot 10^{-3} = \\ &= -\lg 4,24 - \lg 10^{-3} = \\ &= 3 - 0,63 = 2,37. \end{aligned}$$

раствор NH_4OH

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ \text{pOH} &= -\lg[\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_{\text{д}} \cdot [\text{основания}]} = \\ &= \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,92 \cdot 10^{-3}. \\ \text{pOH} &= -\lg 1,92 \cdot 10^{-3} = \\ &= -\lg 1,92 - \lg 10^{-3} = \\ &= 3 - 0,28 = 2,72 \\ \text{pH} &= 14 - 2,72 = 11,28. \end{aligned}$$

4.3. Определение pH растворов после разбавления их водой.

Задача 4.

Как изменится pH воды, если к 80 мл ее добавить 20 мл раствора NaOH с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л, ($\alpha = 1$).

Решение: pH $\text{H}_2\text{O} = 7$.

После добавления к воде раствора NaOH получается раствор основания, концентрацию которого находим по закону эквивалентов:

$$\begin{aligned} V_1 \cdot C_1 &= V_2 \cdot C_2; \\ V_2 &= 80 \text{ мл} + 20 \text{ мл} = 100 \text{ мл}. \\ C_2 &= \frac{V_1 \cdot C_1}{V_2} = \frac{20 \cdot 0,1}{100} = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2} - \text{концентрация NaOH в растворе.} \\ [\text{OH}^-] &= \alpha \cdot C_{\text{осн}} = 1 \cdot 2 \cdot 10^{-2}. \\ \text{pOH} &= -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 2 \cdot 10^{-2} = -\lg 2 - \lg 10^{-2} = 2 - 0,3 = 1,7. \\ \text{pH} &= 14 - 1,7 = 12,3 \\ \Delta \text{pH} &= 12,3 - 7 = 5,3. \end{aligned}$$

4.4. Определение pH после сливания растворов.

Задача 5. Определить pH раствора, полученного после смешивания рав-

ных объемов растворов HCl с $C_H = 0,2$ моль/л ($\alpha = 1$) и NaOH с $C_H = 0,1$ моль/л ($\alpha = 1$).

Решение. $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$. Кислота и щелочь взаимодействуют в отношении 1:1. В результате реакции в растворе осталось кислоты: $0,2 - 0,1 = 0,1$ моль. Так как объем смеси увеличился в 2 раза, то концентрация кислоты в растворе: $0,1 / 2 = 0,05$ моль/л.

$$[H^+] = \alpha \cdot [\text{кислоты}] = 1 \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-2}.$$

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg 5 \cdot 10^{-2} = 2 - 0,7 = 1,3.$$

4.5. Вычисление $[H^+]$ по заданной величине pH.

Задача 6. Вычислить $[H^+]$ в крови, если $pH = 7,36$.

Решение. $pH = 7,36 = 8 - 0,64$; .

$$[H^+] = \text{ant lg}[8 - 0,64] = 4,36 \cdot 10^{-8} \text{ моль / л.}$$

5.Задания для закрепления материала.

- 5.1. Вычислить pH раствора HCl с массовой долей 1% .
- 5.2. Вычислить pH раствора NH_4OH с $C_H = 0,5$ моль / л.
- 5.3. Как изменится pH раствора HNO_3 с $C_H = 0,2$ моль/л ,если к 10мл раствора ее долить 90мл воды.
- 5.4. Как изменится pH раствора, полученного после смешивания равных объемов растворов H_2SO_4 с $C_H = 0,2$ моль/л и NaOH с $C_H = 0,5$ моль/л.

6.Лабораторная работа.

6.1. Определение pH с помощью универсальной индикаторной бумаги.

В одну пробирку налить 2 мл раствора HCl, в другую - 2 мл раствора NaOH. В каждую пробирку погрузить полоску универсальной индикаторной бумаги, затем сравнить с цветной шкалой и определить pH.

6.2. Определение pH с помощью раствора универсального индикатора.

В одну пробирку налить 3 мл раствора №1, в другую - № 2, в третью - №3. В каждую пробирку прибавляют по 2 капли универсального индикатора. Окраску сравнивают со шкалой и определяют pH.

№	Раствор	Окраска	pH
1			
2			
3			

6.3. Фотометрическое определение pH исследуемого раствора.

10 мл стандартного раствора перенести в пробирку и прибавить 0,1 мл раствора индикатора р – нитрофенола. Во вторую пробирку перенести

10 мл исследуемого раствора, 0,1 мл р – нитрофенола и измерить экстинцию обоих растворов. Определить концентрацию исследуемого раствора по формуле :

$$C_x = \frac{E_x \cdot C_{cm}}{E_{cm}}, \text{ по найденной концентрации вычислить рН.}$$

Тема: Буферные системы

1. Значение темы: Биохимические процессы происходят в среде с определенным рН, который поддерживается буферными системами. Они также используются для создания биологической среды. Руководствуясь правилом буферных систем, готовят растворы с таким значением рН, которое соответствовало бы биологическим жидкостям. Знание этой темы поможет изучению биохимии, микробиологии, физиологии, фармакологии и других предметов.

2. Основные вопросы темы.

- 2.1. Буферные систем (определение)
- 2.2. Основные типы буферных систем, их состав.
- 2.3. Механизм действия буферных систем.
- 2.4. Основное уравнение буферных систем. Уравнение Гендерсона-Хассельбаха.
- 2.5. Буферные системы организма и механизм их действия.

3. Литература.

- 3.1. Садовничая Л. П. и соавт. Биофизическая химия. 1986. С. 77-90.
- 3.2. Равич-Щербо М.И., Новиков Б.Б., Физическая и коллоидная химия. 1975. С.90-97.

4. Эталон решения задач.

4.1. Вычисление рН буферных систем.

Вычислить рН буферной системы, которая состоит из 100 мл раствора ацетатной кислоты с $C_H = 0,1$ моль/л и 200 мл раствора ацетата натрия с $C_H = 0,2$ моль/л. $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение:

$$pH = pK + \lg \frac{[соли]}{[кислоты]} = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{100 \cdot 0,1}{200 \cdot 0,2} = 5 - 0,24 - 0,25 = 4,51$$

$$pH = -\lg K - \lg \frac{[кислоты]}{[соли]} = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{100 \cdot 0,1}{200 \cdot 0,2} = 5 - 0,24 - 0,25 = 4,51$$

$$\begin{aligned}
 -\lg \frac{C_C \cdot V_C}{C_K \cdot V_K} &= -\lg \frac{0,1 \cdot V_C}{0,1 \cdot V_K} = -\lg \frac{V_C}{V_K} = -\lg \frac{C_C \cdot V_C}{C_K \cdot V_K} \\
 &= 5,24 - 4,76 = 0,48 \qquad \qquad \qquad = -\lg \frac{0,1 \cdot V_C}{0,1 \cdot V_K} = -\lg \frac{V_C}{V_K} = 5,24 - 4,76 = 0,48;
 \end{aligned}$$

4.2. Вычисление соотношения объемов компонентов буферной системы с определенным рН.

Вычислить объем раствора натрий ацетата с $C_H = 0,1$ моль/л и объем ацетатной кислоты с $C_H = 0,1$ моль/л, которые необходимы для приготовления 3 л ацетатного буфера с $pH = 5,24$. ($K_d = 1,758 \cdot 10^{-5}$).

Решение:

$$\begin{aligned}
 pH &= pK - \lg \frac{[соли]}{[кислоты]}; \\
 \lg \frac{C_C \cdot V_C}{C_K \cdot V_K} &= \lg \frac{0,1 \cdot V_C}{0,1 \cdot V_K} = \lg \frac{V_C}{V_K} = 5,24 - 4,76 = 0,48 \\
 \frac{V_C}{V_K} &= \text{ant} \lg 0,48 = 3; \frac{V_C}{V_K} = \frac{3}{1}; \frac{V_C}{V_K} = \text{ant} \lg 0,48 = 3; \frac{V_C}{V_K} = \frac{3}{1};
 \end{aligned}$$

Значит, необходимо 3 части раствора соли и одну часть раствора кислоты для приготовления буферной системы с $pH = 5,24$. Объем соли равняется $\frac{3000}{4} \cdot 3 = 2250_{мл}$, а кислоты $\frac{3000}{4} \cdot 1 = 750_{мл}$

5. Задание для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради).

- 5.1. Вычислите рН буферного раствора, который содержит 3,6 мл раствора NH_4Cl с $C_H = 0,2$ моль/л и 2,6 мл раствора NH_4OH с $C_H = 0,1$ моль/л. ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
- 5.2. Вычислить объем ацетатной кислоты с $C_H = 0,1$ моль/л и ацетата натрия с $C_H = 0,1$ моль/л, которые необходимо смешать, чтобы получить 150 мл раствора с $pH = 4,94$. ($K_d (CH_3 COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

6. Лабораторная работа.

6.1. Приготовление буферных систем и вычисление их рН.

Приготовить буферные системы в соответствии с таблицей.

№ пробирки	Состав буферных систем (мл)		Окраска	Ориентировочное значение рН	Расчетное значение рН.
	CH_3COOH (0,1 моль/л)	CH_3COONa (0,1 моль/л)			
1	9.0	1.0			
2	1.0	9.0			

К раствору №1 и №2 добавить по 2 капли универсального индикатора. Определить ориентировочное значение рН по цветовой таблице и вычислить рН по формуле. Сделайте выводы о влиянии соотношения компонентов буферной системы на рН.

6.2. Влияние кислоты и щелочи на рН буферного раствора.

В пробирку внести 5 мл раствора CH_3COOH с $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л и 5 мл раствора CH_3COONa с $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л. Полученную буферную систему разлить поровну в 3 пробирки. В первую пробирку добавьте 3 капли раствора HCl с $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л, в другую - 3 капли раствора NaOH с $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л. В каждую пробирку внести по две капли индикатора метилового красного. Сравните окраску растворов, напишите уравнения реакций, сделайте выводы.

6.3. Влияние разведения на рН буферного раствора.

Приготовить 10 мл буферной системы (см. Опыт 6.2) и разделить ее в две пробирки. В первую пробирку влейте 1 мл воды. В каждую пробирку внесите по 2 капли индикатора метилового красного. Сравните окраску растворов, объясните постоянство рН.

6.4. Приготовление буферных систем по заданному рН.

Приготовить 10 мл ацетатного буфера ($C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л) с $\text{pH} = 5$.

Тема: Буферная емкость

1. Значение темы:

Способность буферных растворов противодействовать изменению рН при добавлении к ним кислот или щелочей является ограниченной. Количественной мерой буферного действия является буферная ёмкость. В случае выхода за пределы ёмкости буферных систем организма происходит денатурация белковых молекул и потеря их биологических свойств. Поэтому определение буферной ёмкости имеет диагностическое значение. Знания этой темы помогут изучению биохимии, физиологии и других предметов.

2. Основные вопросы темы.

- 2.1. Определение буферной ёмкости.
- 2.2. Факторы, от которых зависит буферная ёмкость.
- 2.3. Определение буферной ёмкости по кислоте и щелочи.
- 2.4. Почему буферная ёмкость сыворотки крови больше по кислоте, чем по щелочи?
- 2.5. Щелочной резерв крови; кислотно-щелочное равновесие.

3. Литература.

- 3.1. Лекционный материал.
 3.2. Садовнича Л.Н., Хухрянский В.Г, Биофизическая химия. 1985. С. 82-90.
 3.3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В., Физическая и коллоидная химия. 1972. С. 18-19, 24-25.

4. Эталонные решения задач.

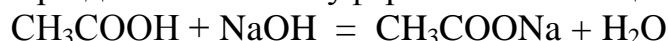
4.1. Вычисление изменения рН при добавлении к буферной системе щелочи или кислоты.

Ацетатная буферная система состоит из 100 мл ацетатной кислоты с $C_H = 0,1$ моль/л и 200 мл ацетата натрия с $C_H = 0,2$ моль/л. Как изменится рН этой системы, если к ней добавить 30 мл раствора гидроксида натрия с $C_H = 0,2$ моль/л.

Решение: Находим рН буферной системы до добавления щелочи.

$$pH_1 = pK - \lg \frac{[кислоты]}{[соли]} = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{100 \cdot 0,1}{200 \cdot 0,2} = 5,3$$

При добавлении к буферной системе щелочи идет реакция:



Таким образом, уменьшается количество кислоты и, соответственно, увеличивается количество соли на эквивалентное количество щелочи, то есть:

$$pH_2 = -\lg 1,75 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{100 \cdot 0,1 - 30 \cdot 0,2}{200 \cdot 0,2 + 30 \cdot 0,2} = 5,82$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 5,82 - 5,3 = 0,49$$

4.2. Вычисление буферной емкости.

Вычислить буферную емкость раствора, который содержит 7 мл раствора ацетата (уксусной кислоты) с $C_H=0,1$ моль/л и 3 мл раствора ацетата натрия с $C_H=0,1$ моль/л ($K_d=1,8 \cdot 10^{-5}$), если на титрование этого раствора ушло 4 мл раствора NaOH с $C_H=0,1$ моль/л.

Решение:

$$V_{щ} = \frac{C}{pH_1 - pH_0}$$

$$pH_0 = pK - \lg \frac{[кислоты]}{[соли]} = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{7 \cdot 0,1}{3 \cdot 0,1} = 4,38$$

$$pH_1 = 8,2$$

Вычисляем С:

На 10 мл буферного раствора - 4 мл NaOH

На 1000 мл - 4000 мл

В 1000 мл NaOH - 0,1 моль/л

В 400 мл - х

$$x=0,04 \text{ моль экв. NaOH}$$

$$V = \frac{0,04}{8,2 - 4,38} = 0,01 \text{ мольэкв / ед. рН}$$

5. Задания для закрепления материала.

- 5.1. Как изменится рН фосфатного буфера, который содержит 100 мл раствора дигидрофосфата калия с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л и 100 мл раствора гидрофосфата калия с $C_{\text{H}} = 0,3$ моль/л при добавлении 10 мл раствора гидроксида натрия с $C_{\text{H}} = 0,2$ моль / л ($K_{\text{д}}(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-7}$).
- 5.2. Вычислить буферную емкость аммиачного буфера, составленного из 60 мл 0,1 н. NH_4OH и 40 мл 0,2 н. NH_4Cl , если на титрование 10 мл буфера израсходовано 5,5 мл 0,1 н. HCl ($K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

6. Лабораторная работа.

6.1 Определение буферной ёмкости сыворотки крови по кислоте и щелочи.

В колбу для титрования переносят 5 мл сыворотки крови ($\text{pH} = 7,36$), добавляют две капли метилоранжа и титруют раствором соляной кислоты с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л.

В другую колбу для титрования переносят 5 мл сыворотки крови, добавляют две капли фенолфталеина и титруют щелочью с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л.

Рассчитать буферную ёмкость сыворотки крови по кислоте и щелочи.

Тема. Электропроводность растворов. Кондуктометрия.

1. Значение темы: электропроводность жидкостей является важной характеристикой их физического состояния и химических свойств. Кондуктометрия - электрохимический метод анализа, основанный на измерении электропроводности жидкостей. На основе электропроводности биологических жидкостей строят заключения об их состоянии в норме и патологии, в физиотерапии широко используют ионофорез - метод введения лечебных средств.

2. Основные вопросы темы.

2.1. Проводники I и II рода.

2.2. Удельная электропроводность и влияние разных факторов на ее величину.

- 2.3. Эквивалентная электропроводность.
- 2.4. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении.
- 2.5. Скорость движения ионов, подвижность ионов.
- 2.6. Закон Кольрауша и независимость движения ионов.
- 2.7. Взаимосвязь электропроводности со степенью и константой диссоциации.
- 2.8. Вычисление активной кислотности и рН растворов с помощью электропроводности.
- 2.11. Использование электропроводности в медицине и биологии.

3. Литература.

- 3.1. Равич - Щербо М.И., Новиков В.В., Физическая и коллоидная химия. 1975. С.57-59.
- 3.2. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. 1986. С. 93-103.
- 3.3. Глинка Л.Н. Общая химия, 1983, стр. 309-311.
- 3.4. Лекционный материал.

4. Эталоны решения задач.

4.1. Вычисление степени диссоциации, константы диссоциации и рН растворов.

Удельная электропроводность раствора NH_4OH , концентрация которого 0,01 моль/л, равняется $9,6 \cdot 10^{-5} \text{См} \cdot \text{м}^{-1}$. Вычислить степень диссоциации, константу диссоциации и рН раствора.

Решение:

1) Вычисление эквивалентной электропроводности:

$$\lambda_v = \frac{\kappa \cdot 1000}{C} = \frac{9,6 \cdot 10^{-5} \cdot 1000}{0,1} = 9,6 \cdot 10^{-1} \text{См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{Кмоль}^{-1}$$

2) Вычисление электропроводности при бесконечном разведении:

$$\lambda_\infty = \lambda_k + \lambda_a = 6,4 + 17,4 = 23,8 \text{См} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{Кмоль}^{-1};$$

3). Вычисление степени диссоциации:

$$\alpha = \frac{\lambda_v}{\lambda_\infty} = \frac{9,6 \cdot 10^{-1}}{23,8} = 0,04$$

4). Вычисление концентрации ионов гидроксила:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot [\text{основания}] = 0,04 \cdot 0,01 = 0,0004 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

5). Вычисление рОН и рН: рОН = $-\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4 \cdot 10^{-4} = 3,38$.

$$\text{рН} = 14 - 3,38 = 10,62$$

5. Задание для закрепления материала.

- 5.2. Удельная электропроводность раствора ацетатной кислоты с $C_{\text{H}} = 0,01$ моль/л при 298К равняется $1,43 \cdot 10^{-5} \text{См} \cdot \text{м}^{-1}$. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении равняется $35 \text{См} \cdot \text{м}^2 \text{К моль}^{-1}$. Вычислить рН раствора.
Ответ: рН=3,38.

Тема: Потенциометрический (электрохимический) метод анализа

1. Значение темы:

Электрохимические явления имеют место в организме человека. Движение мышц, сокращения сердца, распространение нервных импульсов сопровождаются электрическими явлениями. В настоящее время электрохимические методы анализа нашли широкое распространение в медицине. Электрохимический (потенциометрический) метод анализа используется для измерения рН биологических жидкостей, а также для определения концентрации растворов кислот и оснований, визуальное титрование которых невозможно.

2. Основные вопросы темы.

- 2.1. Гальванический элемент.
- 2.2. Возникновение электродного потенциала, схема полуэлемента Уравнение Нернста.
- 2.3. Нормальный электродный потенциал (стандартный).
- 2.4. Водородный электрод. Нормальный водородный электрод.
- 2.6. Каломельный электрод.
- 2.5. Стеклянный электрод.
- 2.7. Гальванический элемент Якоби, его схема.
- 2.8. Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС).
- 2.9. Концентрационный элемент, его электродвижущая сила.
- 2.10. Вычисление рН растворов с помощью водородно-водородного, каломельно-водородного и каломельно-стеклянного гальванических элементов.
- 2.11. Измерение рН с помощью рН-метра

3. Литература.

- 3.1. Лекционный материал.

- 3.2. Равич - Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. 1976. С.59-71.
- 3.3. Садовнича А.П. и соавт.. Биофизическая химия.1986. С. 105-127.

4. Эталонные решения задач

4.1. Вычисление рН растворов по величине э.д.с. каломельно-водородного элемента.

Элемент состоит из водородного электрода, погруженного в раствор с неизвестной концентрацией ионов водорода и каломельного электрода. ЭДС элемента 0,51 Вольт. Написать схему этого элемента и вычислить рН. При температуре 18° С.

Решение:



$$\text{pH} = \frac{\text{ЭДС} - e_x}{0,058} = \frac{0,51 - 0,25}{0,058} = 4.$$

5.Задание для закрепления материала:

- 5.1. Гальванический элемент состоит из водородного электрода, опущенного в желудочный сок, и каломельного электрода. Вычислить рН желудочного сока при 18° С, если ЭДС равна 0,33 В .
- 5.2. Гальванический элемент состоит из стеклянного электрода, погруженного в кровь, и каломельного электрода. ЭДС этого элемента равна 0,677 В при 18°С. Вычислить рН крови.

6. Лабораторная работа.

С помощью рН – метра определить рН трёх исследуемых растворов.

В протокольной тетради записать схему каломельно – стеклянного гальванического элемента, формулу вычисления рН для этого элемента и величины рН исследуемых растворов.

Тема: Окислительно–восстановительные (редокс) системы.

1. Значение темы: Биологическое окисление представляет собой цепь окислительно–восстановительных процессов. Каждое звено этой цепи 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. Основные вопросы темы:

- 2.1. Окислительно-восстановительные или редокс-системы (определение, пример, схема).
- 2.2. Механизм возникновения редокс-потенциала.
- 2.3. Уравнение Петерса. Нормальный редокс-потенциал.
- 2.4. Биологическое значение редокс - систем.
- 2.5. Диффузный и мембранный потенциалы, механизм их возникновения, биологическое значение.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Равич – Щербо М.И. , Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия . 1975 . С.69-74..
- 3.3. Садовничая А.П. и соавт. Биофизическая химия .1986. С .127-135.

4. Эталоны решения задач:

Вычисление соотношения компонентов в редокс - системе.

Редокс-потенциал системы $FeCl_3 / FeCl_2$ равен +0,888 В. Нормальный редокс-потенциал - +0,77 В. Рассчитать соотношение окисленной и восстановленной форм при 25 °С.

Решение:

$$e_{red} = e_{red}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{[окислитель]}{[восстановитель]}; \quad n=1;$$

$$0,888 = 0,77 + 0,059 \cdot \lg \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]}; \quad \frac{[Fe^{+3}]}{[Fe^{+2}]} = 100; \quad n=1;$$

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

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

5. Задание для закрепления материала

Редокс-потенциал системы Cr^{+3} / Cr^{+2} +0,468 В. Нормальный редокс - потенциал +0,41 В. Рассчитать соотношение окисленной и восстановленной

форм при 18 °С. (Ответ: 10).

6. Лабораторная работа

6.1. Определение редокс – потенциала и зависимость его от соотношения окисленной и восстановленной форм.

6.1.1. Составить гальванический элемент:

I полуэлемент – платиновый электрод погружен в раствор, содержащий 1 мл 0,01 М раствора калий гексацианоферрат (III) и 10 мл 0,01 М раствора калий гексацианоферрат (II) ;

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

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

Вычислить значение редокс – потенциала - $e_{red 1}$.

Решение:

$$\begin{aligned} \mathcal{E} &= e_{x-z} - e_{red}; & e_{red} &= \mathcal{E} - e_{x-z}; \\ \mathcal{E} &= \frac{\mathcal{E}_{\text{ВЕСТОНА}}}{43} \cdot 12,7 = \frac{1,018}{43} \cdot 12,7 = 0,283 \text{ В}; \end{aligned}$$

$$e_{red 1} = 0,669 - 0,283 = 0,386 \text{ В}.$$

6.1.2. Составить гальванический элемент :

I полуэлемент - платиновый электрод погружен в раствор, содержащий 10 мл 0,01М раствора калий гексацианоферрат (III) и 1 мл 0,01М раствора калий гексацианоферрат (II) ;

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

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

Вычислить значение редокс-потенциала – $e_{red 2}$. (аналогично оп.1)

6.1.3. Составить гальванический элемент:

I полуэлемент – платиновый электрод погружен в раствор, содержащий 5мл 0,01М раствора калий гексацианоферрат (III) и 5мл 0,01 М раствора калий гексацианоферрат (II);

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

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

Вычислить значение нормального редокс-потенциала – $e_{red 0}$.

6.1.4. Вычисление редокс-потенциалов по уравнению Петерса.

Используя величину $e_{\text{red } 0}$ вычислить $e_{\text{red } 1}$ и $e_{\text{red } 2}$ по уравнению Петерса и сравнить с величинами, полученными в опытах 1 и 2.

Тема: Контрольная работа № 3

Перечень вопросов:

1. Методы титриметрического анализа: нейтрализации (алкалиметрия, ацидиметрия), комплексонометрия, перманганатометрия, йодометрия. Характеристика метода: определение, основное уравнение, рабочие и титрованные растворы, исходные вещества, индикаторы (интервал перехода, окраска), кривые титрования для метода нейтрализации, применение в медицине. Ход определения соляной кислоты, общей жесткости воды, пероксида водорода, хлора в хлорамине.
2. Коллигативные свойства растворов. Осмос, полупроницаемые мембраны, осмотическая концентрация, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа, уравнение закона для неэлектролитов и электролитов, изотонический коэффициент. Растворы изотонические, гипотонические, гипертонические, их применение в медицине. Изоосмия, гемолиз, плазмолиз, тургор, их биологическое значение.
3. Ионное произведение воды. Активная, потенциальная и общая кислотность и щелочность, их вычисление. pH растворов, его вычисление для растворов сильных и слабых электролитов. Биологическое значение pH.
4. Буферные системы (определение), типы, состав, основное уравнение, уравнение Гендерсона-Гассельбаха, влияние различных факторов на pH буферных систем, механизм действия буферных систем. Буферная емкость, ее вычисление по кислоте и щелочи, практическое определение, величина буферной емкости крови по кислоте. Буферные системы организма человека, состав, механизм действия. Кислотно-щелочное равновесие. Щелочной резерв крови.
5. Потенциометрический метод анализа. Электродный потенциал, механизм его возникновения, уравнение Нернста. Водородный, стеклянный, каломельный электроды. Гальванический элемент, схема, уравнение ЭДС. Концентрационный элемент, схема, уравнение ЭДС. Гальванические цепи для определения pH растворов: каломельно-водородная, каломельно-стеклянная. Применение потенциометрии в медицине.

Типы задач

1. Приготовление растворов разной концентрации (массовая доля, молярная

- концентрация, молярная концентрация эквивалентов).
2. Вычисление осмотического давления растворов неэлектролитов и электролитов.
 3. Вычисление рН растворов сильных и слабых кислот и оснований.
 4. Вычисление рН буферных систем.
 5. Вычисление буферной емкости.
 6. Вычисление рН по данным потенциометрии.

Литература:

1. Селезнев К.А. Аналитическая химия. 1973.
2. Шемякин М.М. и др. Аналитическая химия. 1973.
3. Хухрянский В.В. и др. Химия биогенных элементов. 1984.
4. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. 1986.
5. Равич-Щербо М.И. и др. Физическая и коллоидная химия. 1975.

Тема: Поверхностное натяжение.

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. Основные вопросы темы.

- 2.1. Поверхностные явления, поверхностная энергия.
- 2.2. Поверхностные явления на границе раздела жидкость – газ: строение поверхностного слоя, поверхностное натяжение.
- 2.3. Уравнение Гиббса; поверхностная активность.
- 2.4. Факторы, которые влияют на величину поверхностного натяжения, поверхностно – активные и поверхностно – инактивные вещества.
- 2.5. Правило Дюкло-Траубе.
- 2.6. Методы определения поверхностного натяжения.
- 2.7. Поверхностное натяжение в биологических системах.

3. Литература.

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. 1986. С. 166-177.

3.3. Равич - Щербо И.И. Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. 1975. С. 153-158.

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

- 4.1. Почему поверхностное натяжение воды больше, чем поверхностное натяжение бензола?
- 4.2. Почему капля вещества имеет форму шара?

5. Лабораторная работа.

5.1. Определение поверхностного натяжения веществ.

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

$$\delta = \delta_0 \cdot \frac{n_0}{n_x} \rho$$

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

6.2. Влияние ПАВ на поверхностное натяжение воды.

Определить поверхностное натяжение раствора желчи сталагмометрическим способом. Сделать вывод.

Тема: Адсорбция на твердой поверхности. Хроматографический метод анализа.

1. Значение 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. Адсорбционная терапия используется с лечебной целью.

Хроматографический метод нашел широкое применение для разделения, очистки смесей веществ, а также для анализа биологических жидкостей.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Общая характеристика адсорбции. Определение понятий: сорбция, ад-

сорбция, абсорбция, физическая и химическая сорбция, адсорбенты и адсорбтив.

- 2.2. Адсорбция на поверхности твердого тела. Уравнения и изотермы Лэнгмюра, Фрейндлиха, БЭТ.
- 2.3. Адсорбция электролитов (избирательная и ионообменная). Правило Панета-Фаянса.
- 2.4. Значение адсорбции. Адсорбционная терапия.
- 2.5. Хроматография как физико-химический метод разделения веществ.
- 2.6. Классификация хроматографии по механизму:
 - адсорбционная,
 - разделительная,
 - ионообменная,по технике разделения:
 - колоночная,
 - на бумаге,
 - в тонком слое.
- 2.7. Гель-фильтрация, жидкостная и газо-жидкостная хроматография, аффинная.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Садовничая Л.Н. и др. Биофизическая химия. 1986. С. 183-187, 211-212.
- 3.3. Равич-Щербо И.И. и др. Физическая и коллоидная химия. 1975. С. 168-175, 216-220.

4. Пример тестового контроля:

- 4.1. Какие механизмы сорбции?
- 4.2. Что такое величина адсорбции?
- 4.3. Что такое гемосорбция, энтеросорбция?
- 4.4. Какие адсорбенты используются в медицине?
- 4.5. Опишите ход разделения меди и кобальта методом колоночной хроматографии.

Водный раствор смеси катионов меди и кобальта пропускаем через колонку с адсорбентом. Катионы накапливаются в верхнем слое адсорбента. Затем через колонку пропускаем воду. Катион, который адсорбируется слабее, быстрее движется по колонке, образуя отдельную зону и через некоторое время вымывается из колонки в виде отдельной фракции. Второй катион вымывается после него, также в виде отдельной фракции.

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

- 5.1. Классификация метода хроматографии:
- а) в зависимости от агрегатного состояния подвижной фазы;
 - б) от механизма разделения;
 - в) от техники проведения разделения;
- 5.2. На хроматографии есть три пятна. Расстояние от центра одного из них до стартовой линии 13 см, а расстояние от стартовой линии до "фронта" растворителя 17 см. Какой аминокислоте отвечает пятно, если Rf:
- а) гликокола - 0,91;
 - б) аланина-0,75;
 - в) лейцина-0,84;
 - г) аргинина - 0,89.

6. Лабораторная работа.

6.1. Хроматография аминокислот на бумаге.

На линию старта полоски хроматографической бумаги наносят капилляром раствор смеси аминокислот (диаметр пятна 4 мм). Рядом наносят капли растворов "свидетелей". После высушивания полоску опускают в подвижную фазу (этанол : вода = 7:3) и хроматографируют 4-5 часов, высушивают, проявляют спиртовым раствором нингидрина, снова высушивают при t 60°C на протяжении 15-20 мин. Объяснить результаты опыта и рассчитать Rf.

6.2. Круговая хроматография.

Возьмите листок хроматографической бумаги в форме круга с вырезанным фитилем шириной 0,5 см, длиной 5 см. В основе фитиль загнийте и на место перегиба с помощью капилляра нанесите каплю раствора смеси солей меди сульфата, железа (III) хлорида и кобальта нитрата. Бумагу поместите в чашку Петри с водой таким образом, чтобы только конец фитиля был опущен в воду, а сама бумага накрывала край чашки. Накройте чашку крышкой. Через 10 минут, когда мокрое пятно на бумаге достигнет 1,5 см, вынуть его и просушить. После этого обработайте бумагу раствором желтой кровяной соли. Напишите соответствующие уравнения реакций. Расположите катионы металлов в ряд по увеличению адсорбции.

Тема. Получение, очистка и свойства коллоидных систем.

1. Значение темы: Учение о дисперсных системах составляет основу теории о биологических структурах, о возникновении и развитии жизни. Поэтому изучение свойств, получения и очистки коллоидных систем имеет большое значение для правильного понимания многих технологических и жизненных процессов, а также для усвоения других дисциплин (биохимии, фармакологии и т.

д.) и практической деятельности врача.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Дисперсные системы, дисперсная фаза, дисперсионная среда.
- 2.2. Коллоидные системы (золи), определение, примеры.
- 2.3. Методы получения коллоидных систем: дисперсионные и конденсационные.
- 2.4. Методы очистки коллоидных систем.
- 2.5. Строение мицеллы, условия образования коллоидной частицы. Электрокинетический потенциал.
- 2.6. Кинетическая и агрегативная устойчивость зольей, факторы устойчивости.
- 2.7. Коагуляция. Факторы, которые вызывают коагуляцию. Механизм коагуляции. Правило Шульце - Гарди.
- 2.9. Порог коагуляции и методы его определения.
- 2.10. Биологическое значение коллоидных систем.

3. Литература:

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Равич - Щербо М.И., Новиков В.В., Физическая и коллоидная химия, 1975, стр. 132-152, 176-187.
- 3.3. Садовничая Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я., Биофизическая химия, 1986, стр. 187-219.

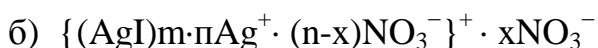
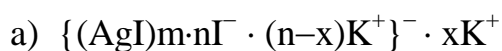
4. Задания для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

- 4.1. Написать строение мицеллы йодида свинца, который образовался при смешивании растворов KI и Pb(NO₃)₂ в случаях, когда:
 - а) KI находится в избытке;
 - б) Pb(NO₃)₂ находится в избытке;
- 4.2. Написать строение мицеллы гидроксида железа (III), который образуется:
 - а) в результате реакции гидролиза хлорида железа (III);
 - б) методом пептизации гидроксида железа (III).

5. Примеры тестового контроля:

- 5.1. Написать строение мицеллы йодида серебра, который образуется вследствие смешивания растворов KI и AgNO₃ в случаях, когда:
 - а) KI находится в избытке;
 - б) AgNO₃ находится в избытке;

Ответы:



6. Лабораторная работа.

6.1. Получение золя $Fe(OH)_3$ в результате гидролиза.

В химический стакан налить 20 мл дистиллированной воды, довести до кипения и прилить 1мл разбавленного раствора $FeCl_3$. Отметить цвет раствора. Написать уравнение гидролиза $FeCl_3$ и строение мицеллы полученного золя.

6.2. Получение золя $Fe(OH)_3$ методом пептизации.

В пробирку внести 1 каплю насыщенного раствора $FeCl_3$, добавить 1каплю раствора NH_4OH и 2мл воды. Содержимое пробирки разлить поровну в 3 пробирки. В первую добавить HCl до растворения осадка, во вторую - насыщенный раствор $FeCl_3$ до растворения осадка, а третью оставить для сравнения. Дать объяснения явлениям, которые наблюдаются. Написать соответствующие уравнения реакций.

6.3. Подтверждение правила Шульце - Гарди.

В три пробирки наливают по 5 мл золя гидроксида железа (III). Затем в первую пробирку добавляют 1 мл раствора KCl , во вторую - 1 мл раствора K_2SO_4 , в третью - 1 мл раствора $K_3[Fe(CN)_6]$, перемешивают и наблюдают последовательность коагуляции. Напишите строение мицеллы золя гидроксида железа (III). Объясните коагулирующую способность этих электролитов.

6.4. Определение порога коагуляции и его зависимости от заряда коагулирующего иона.

В одну пробирку наливают 10 мл раствора сульфата аммония ($C_n=1$ моль/л), в другие шесть пробирок - по 9 мл воды. Затем из первой пробирки переносят 1мл раствора сульфата аммония в другую пробирку и перемешивают. Из второй пробирки переносят 1 мл раствора в третью пробирку, перемешивают и т.д. Таким образом, получают ряд растворов разной концентрации. Аналогично готовят растворы хлорида аммония. Затем во все пробирки добавляют по 2 мл золя $Fe(OH)_3$. Результаты коагуляции (в виде помутнения раствора) отмечают в таблице знаками "+" "-" и делают выводы.

Электролит	Коагулирующий ион	Концентрация электролита в пробирках, моль/л							Порог коагуляции
		1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	
$(NH_4)_2SO_4$	SO_4^{2-}								
$(NH_4)Cl$	Cl^-								

Тема: Физико-химические свойства ВМС (I занятие)

1. Значение 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 и связь с иммунологическими свойствами крови.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. Определение ВМС. Классификация ВМС по происхождению, конфигурации молекулы, растворимости в воде, структуре.
- 2.2. Изоэлектрическое состояние и изоэлектрическая точка белков.
- 2.3. Защитное действие белков, механизм. Защитные числа. Биологическое значение.
- 2.4. Коацервация. Биологическое значение.
- 2.5. Вязкость растворов ВМС. Биологическое значение.
- 2.6. Денатурация белков. Биологическое значение.

3. Литература.

- 3.1. Лекционный материал
- 3.2. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. К., 1986, С. 234-236, 243-244, 249-254.
- 3.3. . Равич- Щербо ММ, Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. М., 1975, С. 196-199, 208-212, 214-217.

4. Лабораторная работа:

4.1. 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% раствору желатина, перемешать раствор и осторожно прибавить по 3 мл этанола. Через 5 минут оценить степень помутнения в каждой пробирке и установить изоэлектрическую точку желатина.

№	рН системы	0,5% раствор желатина, мл	Этиловый спирт, мл	Степень помутнения
1	3,8	1	3	

2	4,4	1	3	
3	4,7	1	3	
4	5,1	1	3	

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

Приготовить растворы сульфата аммония разной концентрации: (см. Опыт 6.4 из предыдущего занятия). Потом во все пробирки налить по 2 мл золя гидроксида железа (III). Установить порог коагуляции. Потом снова приготовить таким же способом раствор сульфата аммония разной концентрации и в каждую пробирку сначала налить по 1 мл желатина, а потом по 2 мл золя гидроксида железа (III). Определить порог коагуляции в обоих случаях и сравнить их значение. Сделать выводы.

Тема: Физико-химические свойства ВМС (II занятие).

1. Значение 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. Основные вопросы темы.

- 2.1. Набухание ВМС: определение, механизм, факторы, давление набухания. Биологическое значение набухания.
- 2.2. Связанная вода, её свойства и биологическое значение.
- 2.3. Устойчивость растворов ВМС, факторы, которые обуславливают ее.
- 2.4. Желатинирование растворов ВМС: определение, механизм, факторы. Диффузия в студнях. Биологическое значение желатинирование и диффузии в студнях.
- 2.5. Высаливание растворов ВМС: определение, механизм, факторы. Биологическое значение.

3. Литература.

- 3.1. Лекционный материал.
- 3.2. Равич - Щербо М.И., Новиков В.В., Физическая и коллоидная химия. 1975. С. 229-244, 212-213.
- 3.3. Садовничая Л.П. и др. Биофизическая химия. К., 1986. С. 244-249.

4. Лабораторная работа.

4.1. Набухание (демонстрационно).

Один кусочек резины погрузить в пробирку с бензолом, второй - в пробирку с водой. Объяснить, что происходит.

4.2. Влияние рН на набухание.

В три пробирки наливают:

1 пробирка
сухой желатин
5мл HCl

II пробирка
сухой желатин
5мл ацетатного буфера
с рН = 4,7

III пробирка
сухой желатин
5мл NaOH

Через 15 мин. отметить результаты опыта и сделать выводы.

4.3. Влияние электролитов на набухание.

В три пробирки наливают:

1 пробирка
сухой желатин
5мл K₂SO₄

II пробирка
сухой желатин
5мл KCl

III пробирка
сухой желатин
5мл KSCN

Через 15 мин. отметить результаты и сделать выводы.

Тема: s-, d – Элементы: химические свойства, биологическая роль.

1. Значение темы: Химические элементы и их соединения лежат в основе живой и неживой природы. Они играют важную роль в жизнедеятельности организма. Большое количество неорганических соединений используются как лекарственные вещества.

2. Основные вопросы темы:

2.1. Биогенные элементы, качественный и количественный состав организма человека.

2.2. Учение В.И.Вернадского о биосфере. Биогеохимические провинции.

2.3. s-Элементы:

- электронное строение,
- оксиды, гидроксиды,
- пероксиды, надпероксиды,
- биологическое значение натрия, калия, кальция, магния, стронция.

2.4. d-Элементы:

- электронное строение, валентность, степень окисления,
- кислотно-основные свойства на примере соединений железа и хрома,
- комплексообразование, теория Вернера,
- окислительно-восстановительные свойства на примере соединений железа и хрома,
- биологическое значение железа, хрома, цинка, марганца, молибдена.

3. Литература:

3.1. Лекционный материал.

3.2. Хухрянский В.Г. соавт. Химия биогенных элементов, 1990, гл. 11, 111, 1У.

3.3. Глинка Н.Л. Общая химия.

4. Пример тестового контроля:

4.1. Электронная конфигурация натрия в невозбужденном состоянии:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$ в) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$

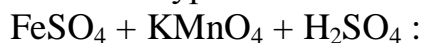
4.2. Выбрать правильную цепочку преобразований и написать уравнения реакций:

- а) $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}$;
б) $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHCO}_3$
в) $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$,

4.3. Назовите комплексное соединение $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и определите заряд комплексного иона:

- а) сульфаттетрааммиак меди; г) 2+
б) сульфаттетранитро меди (11); д) 2-
в) сульфаттетраммин меди (11); ж) 4+.

4.4. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции



- а) $\text{Fe}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Ответы: 1 – а; 2 – в; 3 – в, г; 4 – в.

5. Задания для закрепления материала:

5.1. Почему водород проявляет свойства и окислителя и восстановителя?

5.2. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$.

5.3. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции:



6. Лабораторная работа:

6.1. Реакции качественного обнаружения ионов железа (II).

- В пробирку внести 2 капли раствора FeSO_4 и добавить 2 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить окраску. Написать уравнение реакции.
- 6.2. Реакции качественного обнаружения ионов железа (III).
- а) В пробирку внести 2 капли раствора FeCl_3 и добавить 2 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить окраску. Написать уравнение реакции.
- б) В пробирку внести 2 капли раствора FeCl_3 и добавить 2 капли раствора KSCN . Отметить окраску. Написать уравнение реакции.
- 6.3. Реакции качественного обнаружения ионов меди (II).
- В пробирку внести 2 капли раствора CuSO_4 и добавить по каплям раствор NH_4OH . Отметить изменения в пробирке. Написать уравнение реакции.

Тема: р-Элементы: химические свойства, биологическая роль

1. Значение темы: р – элементы и их соединения играют важную роль в процессе жизнедеятельности. Некоторые соединения этих элементов используются как лекарственные вещества, другие - загрязняют окружающую среду и токсичны для человека.

2. Основные вопросы темы:

- 2.1. р-Элементы V, VI, VII– групп периодической системы:
электронное строение, валентности, степени окисления;
кислотно-основные свойства;
окислительно-восстановительные свойства;
биологическая роль азота, фосфора, мышьяка, кислорода, серы, галогенов.

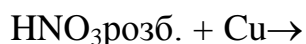
3. Литература:

- 3.1. Конспект лекций.
3.2. Хухрянский В.Г. и соавт. Химия биогенных элементов, 1990, с.137-170.
3.3. Глинка Н.Л. Общая химия.

4. Пример тестового контроля:

- 4.1. Электронная конфигурация атома азота в степени окисления +2:
а) $2s^2 2p^3$ б) $2s^2 2p^2$ в) $2s^2 2p^1$
- 4.2. Выбрать правильную цепочку преобразований и написать уравнения реакций:
- а) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$;
б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$;
в) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3$.

4.3. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции



- а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Ответы: 1 – в; 2 – а; 3 – б.

5. Задание для закрепления материала:

- 5.1. Напишите электронную конфигурацию иона серы в степени окисления +4.
- 5.2. Напишите уравнения реакций такой цепочки преобразований:
 $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$.
- 5.3. Закончить уравнение реакции: $\text{NaI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

6. Лабораторная работа:

6.1. Качественная реакция на фосфат-анион.

В пробирку внесите 1-2 капли раствора натрий фосфата Na_3PO_4 , добавьте 2-3 капли молибденового реактива и нагрейте. Опишите наблюдения.

6.2. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода.

6.2.1. В пробирку внесите 2 капли раствора калий йодида KI и две капли раствора серной кислоты H_2SO_4 и по каплям внесите раствор перекиси водорода H_2O_2 . Опишите наблюдения. Напишите уравнение реакции.

6.2.2. В пробирку внесите 2 капли раствора калия перманганата KMnO_4 , 2 капли раствора серной кислоты H_2SO_4 и по каплям раствор H_2O_2 . Опишите наблюдения. Напишите уравнение реакции.

6.3. Окислительные свойства кислородсодержащих соединений галогенов.

В пробирку внесите 1 каплю бромной воды и добавьте раствор FeSO_4 до обесцвечивания (5 капель). Затем добавьте 1 каплю раствора KSCN . Опишите наблюдения. Напишите уравнения реакций.

Подписано к печати 2004 г.

Заказ № _____ Ус. печат. лист. 1,5

Формат 60x84/16. Печать офсетная.

Тираж _____ экземпляров.

Винница. Издательство ВНМУ, ул Пирогова, 56