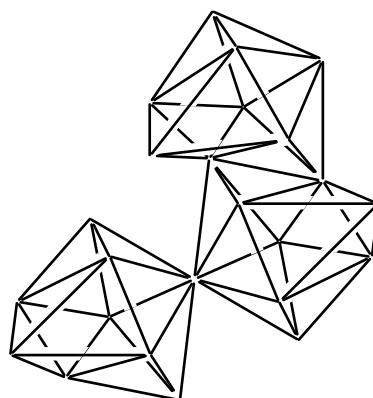
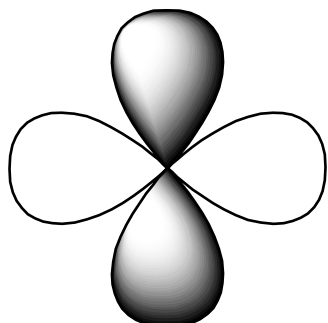


**Винницкий национальный медицинский университет
имени Н.И.Пирогова**

Кафедра биологической и общей химии

Курс медицинской химии



МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ

*практических занятий по медицинской химии
для иностранных студентов медицинского факультета
Часть I. Кисотно-основные равновесия и комплексообразование
в биологических жидкостях*



Винница 2016

Сборник утвержден на методическом совете общетеоретических дисциплин
ВНМУ имени Н.И. Пирогова

(протокол № 1 от 31.08.2016г.)

Методические разработки переработала
по изданию 2015 г. доц. Смирнова О.В.

Рецензент – Антонюк В.С., к.х.н., доцент
кафедры химии фармацевтического
факультета ВНМУ имени Н.И.Пирогова

Корректор: Сулим О.Г.

Редакционно-издательская группа ВНМУ:

Ответственный редактор – Тарасюк С.В., профессор

Секретарь – Королева Н.Д., канд. псих. наук, доцент

СОДЕРЖАНИЕ

1	Вступление. Техника безопасности. Периодическая система Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов элементов и их ионов.	8
2	Биогенные s-элементы, химические свойства, биологическая роль, применение в медицине.	9
3	Биогенные p-элементы, химические свойства, биологическая роль, применение в медицине.	12
4	Биогенные d-элементы, химические свойства, биологическая роль, применение в медицине.	15
5	Комплексообразование в биологических системах.	19
6	Способы выражения концентрации растворов. Приготовление растворов.	22
7	Кислотно-основное равновесие в организме.	25
8	Водородный показатель биологических жидкостей.	30
9	Метод нейтрализации. Алкалиметрия.	33
10	Ацидиметрия.	36
11	Буферные системы, классификация и механизм действия.	39
12	Буферная емкость. Роль буферных растворов в буферных системах	43
13	Коллигативные свойства растворов. Осмос.	47

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ВО ВРЕМЯ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

1. При работе в химической лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок, в лаборатории не должно быть лишних предметов, а также следует соблюдать правила техники безопасности.
2. В химической лаборатории студент должен быть в халате и шапочке (или волосы аккуратно забраны назад).
3. Каждый студент должен знать, где в лаборатории находятся средства противопожарной защиты и аптечка.
4. Категорически запрещается в лаборатории курить, принимать пищу, пить воду.
5. Нельзя приступать к работе до тех пор, пока студент не освоит всей техники ее выполнения.
6. Опыты следует проводить только в чистой посуде. После окончания эксперимента посуду необходимо вымыть сразу же.
7. В процессе работы необходимо быть аккуратным, следить, чтоб вещества не попали на кожу лица и рук, а также в глаза.
8. Нельзя проверять на вкус никакие вещества. Нюхать вещества нужно осторожно направляя на себя пар или газ легким движением руки.
9. На посуде, в которой сохраняются реактивы, обязательно должны быть этикетки с названием вещества.
10. Во время нагревания твердых и жидких веществ в пробирках и колбах нельзя направлять их отверстие на себя или на соседа; категорически запрещается заглядывать сверху в посуду.
11. После окончания работы необходимо выключить газ, воду, электроэнергию.
12. Запрещается выливать в раковину концентрированные растворы кислот, щелочей.
13. При работе с ядовитыми веществами, концентрированными кислотами и щелочами, фенолом и др. необходимо пользоваться защитными очками, противогазами или респираторами.
14. Опыты с легковоспламеняющимися веществами (эфир, бензин, ацетон, спирт) проводят дальше от огня и включенных электроприборов.
15. Если возник пожар, немедленно отключить газ, выключить электроприборы в лаборатории. Быстро забрать все горючие вещества подальше от огня, а пламя тушить огнетушителем, песком или использовать противопожарное одеяло. Нельзя заливать огонь водой.
16. Если на ком-либо воспламенится одежда, необходимо его повалить на пол и быстро накрыть шерстяным одеялом, бегать по лаборатории запрещается, так как пламя усилится.
17. Термические ожоги немедленно обрабатывают спиртовым раствором таннина, этанола или разбавленным раствором калия перманганата.

18. Ожоги кислотами необходимо сразу же вытереть сухой тканью, потом промыть проточной водой, а затем – 5%-ным раствором натрия гидрокарбоната и снова водой.
19. Ожоги щелочами сразу же промывают проточной водой, потом 3%-ным раствором борной кислоты или ацетатной кислоты.
20. Если кислота или щелочь попали в глаза, необходимо быстро промыть их небольшой струей воды из под крана на протяжении 3-5 мин, потом раствором борной кислоты (в случае попадания щелочи) или раствором натрия гидрокарбоната (в случае попадания кислоты). После этого необходимо обратиться к врачу.
21. Кожу, пораженную органическими веществами (например, фенолом) необходимо быстро промыть большим количеством спирта или другого нейтрального растворителя. Пострадавшего студента необходимо отправить в медпункт.

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: ВСТУПЛЕНИЕ. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ. КОНТРОЛЬНЫЙ ЗАМЕР ЗНАНИЙ.

1. Актуальность темы: знание основ техники безопасности позволит избежать несчастных случаев при работ с химическими реактивами на практических занятиях. Студентам предлагается вспомнить строение химических содинений, чтобы перейти к изучению неорганической химии.

2. Цель общая:

- усвоить правила техники безопасности;
- уметь объяснять зависимость химических свойств элементов от их расположения в периодической системе.

3. Конкретые цели, умения:

- иметь представление об электронном строении атомов;
- знать периодический закон и периодическую систему Д.И. Менделеева;
- уметь писать уравнения реакций разных типов.

4. Литература

Основная:

- 4.1. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы, 1992.
- 4.2. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.3. Граф логической структуры.

Дополнительная:

- 4.4. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.5. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Организационные вопросы.
- 5.2. Инструктаж по технике безопасности.
- 5.3. Периодический закон Д.И. Менделеева – основа неорганической химии.
- 5.4. Электронное строение атомов и ионов.
- 5.5. Классы неорганических соединений.

6. Тестовый контроль для определение исходного уровня знаний.

Тема: БИОГЕННЫЕ s - ЭЛЕМЕНТЫ

1. Актуальность темы: химические элементы и их соединения лежат в основе живой и неживой природы. Они играют важную роль в жизнедеятельности организма, а также используются как лекарственные вещества.

2. Цель занятия: изучить свойства соединений s - элементов и их влияние на организм человека.

3. Конкретные цели, умения:

- знать соединения элементов и их свойства;
- уметь писать электронную конфигурацию атомов и ионов;
- проводить качественные реакции.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Калибабчук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 342-359.
- 4.2. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 37-47.

Дополнительная:

- 4.3. Смирнова О.В., Сулим О.Г. Элементы качественного и количественного анализа. Методическое пособие. 2012г.
- 4.4. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов, 1990, с. 36-68, 120-169.
- 4.5. Глинка Н.Л. Общая химия, с. 342-349, 561-567, 612-618, 633-638, 398-430.
- 4.6. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978, с. 71-84, 151-154.
- 4.7. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975, с. 121-140, 187-198, 528-532.
- 4.8. Граф логической структуры.
- 4.9. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.11. Авцын А.П., Жаворонков А.А., и др. Микроэлементы человека, 1991.
- 4.12. Швайкова М.Д. Токсикологическая химия, 1975.
- 4.13. Артамонова В.Г., Шаталова Н.Н. Профессиональные болезни, 1988.
- 4.14. Машковский М.Д. Лекарственные средства. 1993, Т.1, Т.2.

5. Основные вопросы темы:

5.1. s-Элементы:

- что такое s-элементы;
- электронная конфигурация атомов и ионов элементов I-A и II-A групп;
- оксиды, гидроксиды, пероксиды, надпероксиды;
- биологическое значение натрия, калия, кальция, магния (нахождение в организме человека и их роль, лекарственные вещества).

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

- 6.1. Учение В.И.Вернадского о биосфере. Биогеохимические провинции.
- 6.2. Биогенные элементы, элементы - органогены.
- 6.3. Проблемы загрязнения окружающей среды.

7. Эталоны решения заданий:

7.1. Напишите электронную конфигурацию атома натрия и его иона.

Ответ: $\text{Na}^0 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; $\text{Na}^+ \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$.

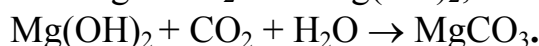
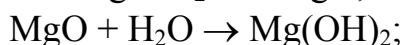
7.2. Напишите электронную конфигурацию атома кальция и его иона.

Ответ: $\text{Ca}^0 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; $\text{Ca}^{2+} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$.

7.5. Напишите уравнения такой цепи превращений:



Відповідь: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$;



7.6. Приведите примеры лекарственных препаратов натрия:

NaCl – 0,9%-ный раствор – это физиологический или изотонический раствор, используется как простейший кровезаменитель;

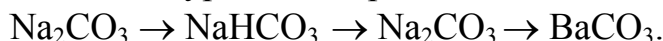
NaHCO_3 – питьевая сода, антацидное средство;

Na_2SO_4 – легкое слабительное.

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

8.1. Почему водород проявляет свойства окислителя и восстановителя?

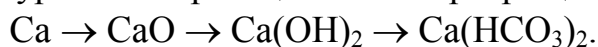
8.2. Напишите уравнения реакций такой цепи превращений:



9. Пример тестового контроля:

9.1. Напишите электронную конфигурацию атома и иона калия:

9.2. Напишите уравнения реакций таких превращений:

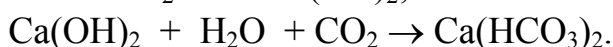
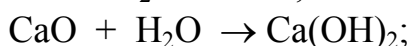


9.3. Что такое биогенные элементы?

Ответы:

9.1. $\text{K}^0 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; $\text{K}^+ \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$

9.2. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$;



9.3. Биогенными называются элементы, которые обнаружены в живых организмах, и принимают участие в биохимических процессах.

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Качественная реакция на ион калия.
- 10.2. Качественная реакция на ион кальция.
- 10.3. Качественная реакция на ион магния.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Качественная реакция на ион калия.

В пробирку внести 5 капель тартрата (винной кислоты), добавить 2 капли раствора КОН и потереть стеклянной палочкой стенки пробирки до образования осадка. Указать внешний эффект реакции, написать уравнение реакции, сделать вывод.

11.2. Качественная реакция на ион кальция.

В пробирку внести 2 капли раствора $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (натрий оксалат), добавить 1 каплю раствора CaCl_2 . Указать внешний эффект реакции, написать уравнение реакции, сделать вывод.

11.3. Качественная реакция на ион магния.

В пробирку внести 2 капли раствора MgCl_2 и добавить раствор аммиака (NH_4OH) до выпадения осадка. Затем добавить раствор NH_4Cl до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций и сделать выводы.

Схема оформления протокола лабораторной работы (на развернутом двойном листе тетради)

№ опыта, название опыта	Уравнения реакций	Биологическое значение элемента, типа реакции, роль в организме
1 Качественная реакция на ионы ка 2 кап. $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ +1 кап. CaCl_2	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ белый	Кальций содержится в костях и зубах; CaC_2O_4 – продукт обмена веществ, выделяется с мочой.

Тема: БИОГЕННЫЕ p- ЭЛЕМЕНТЫ

1. Актуальность темы: химические элементы и их соединения лежат в основе живой и неживой природы. Они играют важную роль в жизнедеятельности организма, а также используются как лекарственные вещества.

2. Цель занятия: изучить свойства соединений p- элементов и их влияние на организм человека.

3. Конкретные цели, умения:

- знать соединения элементов и их свойства;
- уметь писать электронную конфигурацию атомов и ионов;
- проводить качественные реакции.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Калибабчук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 342-359.
- 4.2. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 37-47.

Дополнительная:

- 4.3. Смирнова О.В., Сулим О.Г. Элементы качественного и количественного анализа. Методическое пособие. 2012г.
- 4.4. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов, 1990, с. 36-68, 120-169.
- 4.5. Глинка Н.Л. Общая химия, с. 342-349, 561-567, 612-618, 633-638, 398-430.
- 4.6. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978, с. 71-84, 151-154.
- 4.7. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975, с. 121-140, 187-198, 528-532.
- 4.8. Граф логической структуры.
- 4.9. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.11. Авцын А.П., Жаворонков А.А., и др. Микроэлементы человека, 1991.
- 4.12. Швайкова М.Д. Токсикологическая химия, 1975.
- 4.13. Артамонова В.Г., Шаталова Н.Н. Профессиональные болезни, 1988.
- 4.14. Машковский М.Д. Лекарственные средства. 1993, Т.1, Т.2.

5. Основные вопросы темы:

5.1. p-Элементы III-A группы (на примере алюминия):

- что такое p-элементы;
- электронная конфигурация алюминия, степень окисления;

- алюминий оксид и гидроксид, их амфотерные свойства;
- биологическая роль алюминия (лекарственные вещества), использование для очистки воды.

5.2. p-Элементы V-A группы (на примере азота):

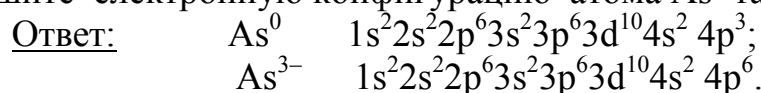
- электронная конфигурация азота, степени окисления;
- водородные и кислородные соединения азота, их кислотно-основные свойства;
- окислительно-восстановительные свойства;
- биологическая роль азота (нахождение в организме человека, лекарственные вещества).

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

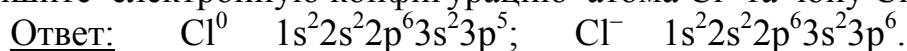
- 6.5 Биологическая роль карбона, кислорода, серы, галогенов.
Токсическое действие карбон(II) оксида, соединений свинца, серы(IV) оксида, мышьяка(III) оксида.

7. Эталоны решения заданий:

7.1. Напишите электронную конфигурацию атома As⁰ та иона As³⁻.



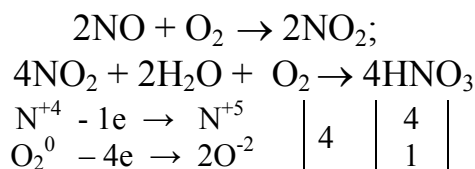
7.2. Напишите электронную конфигурацию атома Cl⁰ та иону Cl⁻.



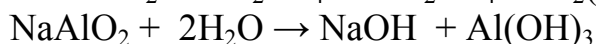
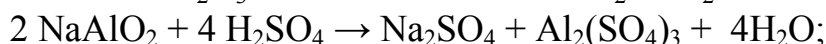
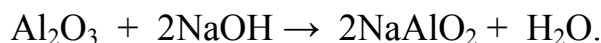
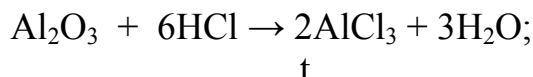
7.3. Напишите уравнения такой цепи превращений:



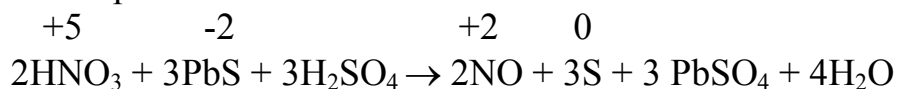
Ответ :

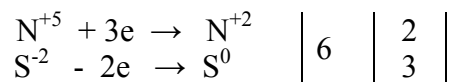


7.4. Покажите уравнениями реакций амфотерность Al₂O₃ и свойства алюминатов:



7.4. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции с помощью электронного баланса:

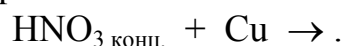




8. Задания для закрепления материала (выполнить в протокольной тетради):

8.1. Покажите уравнениями реакций амфотерность $\text{Al}(\text{OH})_3$.

8.2. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции с помощью электронного баланса:



9. Пример тестового контроля:

9.1. Напишите электронную конфигурацию атома P^0 и иона P^{+3} .

9.2. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции с помощью электронного баланса:

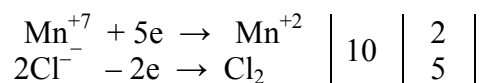
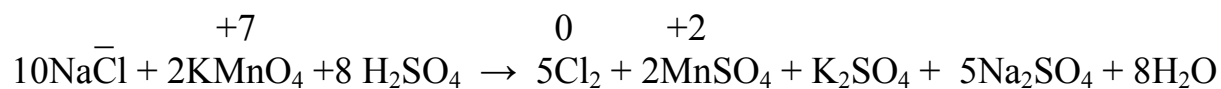


9.3. Покажите уравнениями реакций амфотерность PbO :

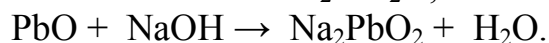
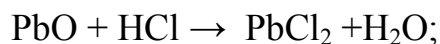
ОТВЕТЫ:



9.2.



9.3.



10. Алгоритм лабораторной работы:

10.1. Качественная реакция на карбонат – анион.

10.2. Качественная реакция на сульфат – анион.

10.3. Качественная реакция на нитрит – анион.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Качественная реакция на карбонат-анион

В пробирку внести 2 капли раствора Na_2CO_3 и добавить 2 капли раствора BaCl_2 . К осадку добавить раствор уксусной (ацетатной) кислоты CH_3COOH . Указать внешний эффект реакций. Написать уравнения реакций. Сделать выводы.

11.2. Качественная реакция на сульфат – анион.

В пробирку внести 2 капли раствора H_2SO_4 и добавить 2 капли раствора BaCl_2 . К осадку добавить 5 капель раствора HCl . Указать внешний эффект реакций. Написать уравнения реакций. Сделать выводы.

11.3. Качественная реакция на нитрит – анион.

В пробирку внести 2 капли раствора NaNO_2 и добавить 2 капли раствора уксусной (ацетатной) кислоты и 2 капли раствора KI . Указать внешний эффект реакции. Написать уравнение реакции. Сделать выводы.

Тема: БИОГЕННЫЕ d - ЭЛЕМЕНТЫ

- 1. Актуальность темы:** d-элементы содержатся в организме в малом количестве. Однако роль этих микроэлементов в протекании физиологических и патологических процессов в организме велика. Микроэлементы в значительной мере определяют структуру и свойства ферментов. Нарушение обмена микроэлементов является причиной многих заболеваний.
- 2. Цель занятия:** изучить свойства соединений d-элементов и их биологическое значение.
- 3. Конкретные цели, умения:**
 - иметь представление об электронном строении;
 - уметь объяснять кислотно-основные свойства;
 - иметь представление о комплексообразовании;
 - знать основные лекарственные препараты этих элементов.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Калибабчук В.А., Гождзинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 378-388.
- 4.2. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 48-53.

Дополнительная:

- 4.3. Смирнова О.В., Сулим О.Г. Элементы качественного и количественного анализа. Методическое пособие. 2012г.
- 4.4. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов, 1990, С. 36-68.
- 4.5. Глинка Н.Л. Общая химия, 1977, с. 570-575, 620-623, 625-629, 687-691.
- 4.6. Граф логической структуры.
- 4.7. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978, с. 329-339, 344-348.
- 4.8. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975, с. 95-99.
- 4.9. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.10. 4.7. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.11. Авцын А.П., Жаворонков А.А., и др. Микроэлементы человека, 1991.
- 4.12. Швайкова М.Д. Токсикологическая химия, 1975.
- 4.13. Артамонова В.Г., Шаталова Н.Н. Профессиональные болезни, 1988.
- 4.14. Машовский М.Д. Лекарственные средства. 1993, Т.1, Т.2.

5. Основные вопросы темы:

5.1. d – Элементы 1V периода на примере ферума и хрома:

- электронная конфигурация, степени окисления;
- кислотно-основные свойства (амфотерность) оксидов и гидроксидов ;
- окислительные свойства Cr^{+6} ;
- биологическое значение феруму и хрома (нахождение и роль в организме человека, лекарственные вещества, химизм токсического действия Cr^{+6}).

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

6.1. Биологическая роль и медицинские препараты соединений цинка, марганца, аргентума, ртути. Токсическое действие ртути и его обезвреживание.

7. Эталоны решения заданий:

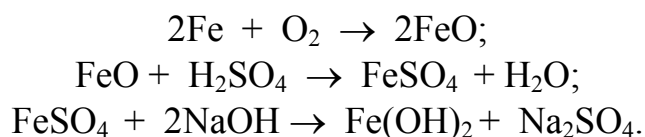
7.1. Напишите электронную конфигурацию атома Cu^0 и иона Cu^{+2} .

Ответ:
 Cu^0 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$; Cu^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0$.

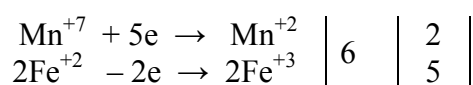
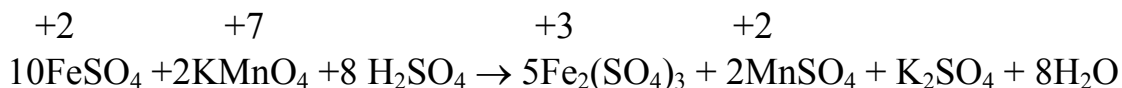
7.2. Напишите уравнения такой цепи превращений:



Ответ:



7.3. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции и подобрать коэффициенты методом электронного баланса:



7.4. Укажите биологическую роль железа.

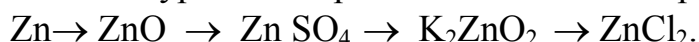
Ответ:

железо входит в состав гемоглобина в степени окисления +2. В составе ферментов – цитохромы, каталаза, пероксидаза – железо имеет переменную степень окисления Fe^{+2} и Fe^{+3} . Лекарственные препараты железа применяют для лечения железодефицитной анемии.

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

8.1. Почему ферум имеет переменную степень окисления?

8.2. Напишите уравнения реакций такой цепи превращений:



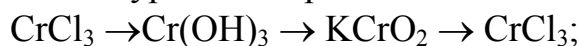
8.3. Закончить уравнение реакции с помощью электронного баланса:



9. Пример тестового контроля:

9.1. Напишите электронную конфигурацию ферума (II):

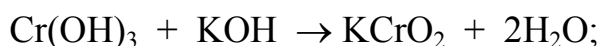
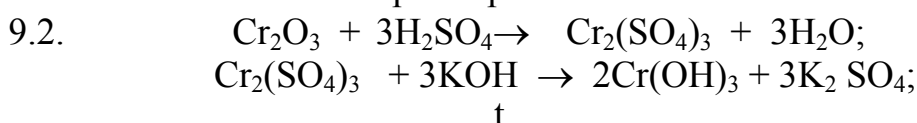
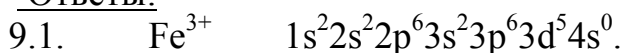
9.2. Напишите уравнения реакций:

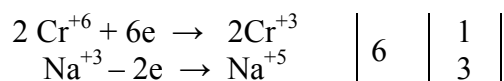
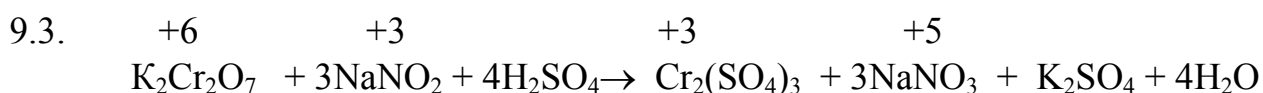


9.3. Напишите продукты реакции и подберите коэффициенты с помощью электронного баланса:



Ответы:





10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Реакция качественного определения манганат-аниона.
- 10.2. Реакция качественного определения ионов ферума (II).
- 10.3. Реакции качественного определения ионов ферума (III).
- 10.4. Реакция качественного определения ионов купрума (II)

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Реакция качественного определения манганат-аниона

В пробирку внести 2 капли раствора KMnO_4 , добавить 2 капли раствора H_2SO_4 и по каплям раствор H_2O_2 . Указать внешний эффект реакции. Написать уравнения реакции. Сделать выводы (использование в стоматологии).

11.2. Реакция качественного определения ионов ферум (II)

В пробирку внести 2 капли раствора FeSO_4 и добавить 2 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль). Указать внешний эффект реакции. Написать уравнение реакции. Сделать выводы.

11.3. Реакция качественного определения ионов ферум (III).

- а) В пробирку внести 2 капли раствора FeCl_3 и добавить 2 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтая кровяная соль). Указать внешний эффект реакции. Написать уравнение реакции. Сделать выводы.
- б) В пробирку внести 2 капли раствора FeCl_3 и добавить 2 капли раствора KSCN . Указать внешний эффект реакции. Написать уравнение реакции. Сделать выводы.

11.4. Реакция качественного определения ионов купрум (II).

В пробирку внести 2 капли раствора CuSO_4 и добавить по каплям раствор аммиака NH_4OH . Отметить изменения в пробирке. Написать уравнения реакции.

Тема: КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ В БИОЛОГИЧЕСКИХ СИСТЕМАХ

1. Актуальность темы:

Комплексные соединения используются в качественном и количественном химическом анализе. В живых организмах они принимают участие в процессах дыхания, фотосинтеза, биологического окисления и в ферментативном катализе.

2. Цель общая:

– уметь объяснять принцип действия комплексных соединений в организме человека, а также использования их в качестве лекарственных препаратов.

3. Конкретные цели, уметь:

– знать строение и номенклатуру комплексных соединений.
– писать формулы констант нестойкости комплексных ионов.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 43-58.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 58-65.

Дополнительная:

- 4.4. Смирнова О.В., Сулим О.Г. Элементы качественного и количественного анализа. Методическое пособие. 2012г.
- 4.5. Хухрянский В.Г. Химия биогенных элементов, 1990, К., с. 182-192.
- 4.6. Алексеев А.Н. Качественный анализ, с. 272-393.
- 4.1. 4.4. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.2. 4.5. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.7. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Комплексные соединения (определение).
- 5.2. Основные положения теории Вернера (центральный атом, лиганды, координационное число, внешняя сфера).
- 5.3. Номенклатура комплексных соединений.
- 5.4. Классификация комплексных соединений:
 - по заряду комплексного иона

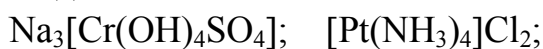
$$K_{\text{нест.}} = \frac{[Co^{2+}] \cdot [NH_3]^5 \cdot [Br^-]}{[Co(NH_3)_5Br]^{2+}}$$

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

8.1. Назвать комплексные соединения:



8.2. Определить заряд комплексного иона и центрального атома в соединениях:



8.3. Написать уравнение $K_{\text{нест.}}$ комплексного иона $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

8.4. Написать формулы таких комплексных соединений:

тетраамминкупрум(II) сульфат; натрий гексагидроксохромат (III).

9. Пример тестового контроля.

9.1. Определить заряд комплексного иона и центрального атома и назвать комплексные соединения: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ и $K_3[Fe(CN)_6]$.

9.2. Написать формулы таких комплексных соединений:

калий гексагидроксоалюминат; триаквакобальт(III) хлорид.

9.3. Написать уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексного соединения $K_4[Fe(CN)_6]$.

9.4. Какой элемент комплексообразователь входит в состав гемоглобина и в какой степени окисления?

Ответы:

9.1. Тетраамминкупрум (II) сульфат. Калий гексацианоферрат(III).



9.2. $K_3[Al(OH)_6]$; $[Co(H_2O)_3]Cl_3$.

9.3. Первичная диссоциация: $K_4[Fe(CN)_6] \leftrightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$;

вторичная диссоциация: $[Fe(CN)_6]^{4-} \leftrightarrow Fe^{+2} + 6CN$.

9.4. В состав гемоглобина входит Fe^{+2} .

10. Алгоритм лабораторной работы:

10.1. Образование комплексного алюмината натрия.

10.2. Нестойкость комплексных ионов.

10.3. Образование калий трийодида.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1. Образование комплексного алюмината натрия (комплексный катион).

В пробирку внести 1 каплю раствора $AlCl_3$ и добавить 1 каплю раствора $NaOH$ до образования осадка. Затем добавить избыток раствора $NaOH$ до растворения осадка. Укажите внешний эффект реакций. Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

11.2. Нестойкость комплексных ионов (обменные реакции в комплексных соединениях).

В пробирку внести 2 капли раствора $CoCl_2$ и добавить несколько капель концентрированного раствора NH_4SCN до образования синего раствора. Затем добавить воду до изменения цвета раствора. Укажите внешний эффект реакции. Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

11.3. Образование калий трийодида

В пробирку внести 1–2 кристалла йода и добавить 1 мл воды. Затем добавьте по каплям концентрированный раствор KI до растворения. Укажите внешний эффект реакции. Напишите уравнения реакции. Сделайте выводы.

Тема: СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ.

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

2. Цель общая:

– знать разные способы выражения концентрации растворов и взаимосвязь между ними.

3. Конкретные цели, уметь:

- уметь рассчитывать навеску для приготовления растворов
- уметь пользоваться химической посудой для приготовления растворов.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Калибачук В.А., Гождзинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 107-118, 190-192.
- 4.2. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 66.73.

Дополнительная:

- 4.3. Смирнова О.В., Сулим О.Г. Элементы качественного и количественного анализа. Методическое пособие. 2012г.

- 4.4. Садовничая Л. П. и соавт. Биофизическая химия. 1986, с. 260-262.
- 4.5. Глинка Л.Н., Общая химия, 1983, С. 206-207.
- 4.6. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, С. 173-183.
- 4.7. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972.
- 4.8. Крешков А.П. Курс аналитической химии, Т.2, 1968.
- 4.9. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия, Т.2, 1990.
- 4.10. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, С. 367-377.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Массовая доля.
- 5.2. Молярная концентрация.
- 5.3. Фактор эквивалентности (кислот, оснований, солей, окислителей, восстановителей).
- 5.4. Молярная масса эквивалента.
- 5.5. Молярная концентрация эквивалента.
- 5.6. Взаимосвязь разных способов выражения концентрации растворов.
- 5.7. Закон эквивалентности.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Молярная концентрация.
- 6.2. Титр растворов.
- 6.3. Химическая посуда для приготовления растворов (мерная колба, пипетка, бюретка).

7. Эталоны решения задач.

7.1. Расчет по массовой доле веществ в растворе.

Задача 1. Сколько грамм борной кислоты H_3BO_3 и воды нужно для приготовления 250 г раствора с массовой долей борной кислоты 3 %?

Решение: формула расчета массовой доли:

$$w_{\text{щ}} = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100\%$$

Отсюда: $m_x = \frac{w \cdot m_p}{100}$; $m(H_3BO_3) = \frac{3 \cdot 250}{100} = 7,5 \text{ г.}$

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

7.2. Расчет по молярной концентрации раствора.

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

Решение: формула расчета молярной концентрации

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

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

7.3. Расчет по молярной концентрации эквивалента.

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

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

откуда $m_x = C_H M_x f_{\text{экв.}x} V_p = 0,5 \cdot 158 \cdot 1/5 \cdot 2 = 31.6 \text{ г.}$

(Для обозначения молярной концентрации эквивалента кроме C_H используют также $C_{\text{фэкв.}}$, $C_{\text{экв.}}$, $C \langle \frac{1}{Z} \rangle$).

7.4. 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.

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

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

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

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

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

- 8.1. Вычислить массу натрий хлорида и воды, необходимых для приготовления 2 л изотонического раствора (массовая доля 0,9%, плотность 1,02).
- 8.2. Массовая доля соляной кислоты в растворе фармакопейного препарата 8,2%. Вычислить молярную концентрацию эквивалента кислоты в растворе (плотность 1,04).

- 8.3. Больному массой 76 кг необходимо ввести раствор NaHCO_3 из расчета 0,66 ммоль/кг массы тела. Сколько мл раствора с массовой долей 4,2% необходимо взять?

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии).

- 9.1. Что такое массовая доля вещества в растворе?
9.2. Как вычислить фактор эквивалентности кислоты?
9.3. Рассчитать навеску для приготовления 2 кг раствора КОН с массовой долей 2%.
9.4. Рассчитать навеску для приготовления 4 л раствора H_3PO_4 с $C_H = 0,2$ моль/л.

Ответы:

- 9.1. Отношение массы растворенного вещества к массе раствора.
9.2. Фактор эквивалентности кислоты равен единице разделенной на количество ионов H^+ , которые замещаются на металл.

9.3. $\omega = \frac{m_x}{m_p} \cdot 100\%$; $m_x = \frac{\omega \cdot m_p}{100}$ $m_p = 2000\text{г}$;

$$m_x = \frac{2 \cdot 2000}{100} = 40\text{г}.$$

9.4. $C_H = \frac{m_x}{M_x \cdot f_{\text{эkv.}x} \cdot V_p}$;

$$m_x = C_H M_x f_{\text{эkv.}x} V_p = 0,2 \cdot 98 \cdot 1/3 \cdot 4 = 26,13\text{г}.$$

10. Работа с химической посудой.

Тема: КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОЕ РАВНОВЕСИЕ В ОРГАНИЗМЕ.

1. Актуальность 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 в норме и патологии и способствуют усвоению физиологии, биохимии, а также являются важным условием успешной деятельности врача.

2. Цель занятия: оценивать и прогнозировать процессы, протекание которых зависит от изменения реакции среды.

3. Конкретные цели, умения:

- использовать знания о концентрации ионов водорода для оценки свойств; растворов, направления протекания химических реакций;
- рассчитывать рН растворов сильных и слабых электролитов;
- определять рН растворов с помощью индикаторов.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибачук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 141-165, 190-194.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 82-89.

Дополнительная:

- 4.4. Равич – Щербо М.И. и др. Физическая и коллоидная химия. 1978. с. 77–79, 46.
- 4.5. Садовничая Я.П. и др. Биофизическая химия. 1986. с. 65–66, 68–71, С. 75– 77.
- 4.6. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.7. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.8. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури.
- 5.2. Константа диссоциации и ионное произведение воды.
- 5.3. Общая, активная и потенциальная кислотность и щелочность, их вычисление для сильных и слабых кислот и оснований.
- 5.4. Закон разведения Оствальда, степень диссоциации.
- 5.5. рН растворов, его расчет для сильных и слабых электролитов.
- 5.6. Биологическое значение рН (величина рН крови, желудочного сока, мочи, кишечного сока; ацидоз и алкалоз; влияние рН на микроорганизмы, на работу ферментов).
- 5.7. Индикаторы (определение), интервал перехода окраски индикаторов; метилоранж, фенолфталеин (их окраска в кислой и щелочной средах и интервал перехода); универсальный индикатор.

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

- 6.1. Теория индикаторов, механизм их действия.
- 6.2. Определение рН с помощью индикаторов.
- 6.3. Гидролиз солей.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Определение рН растворов по известной концентрации H^+ - ионов.

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

Решение: $[H^+] = 4,2 \cdot 10^{-5}$.

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

7.2. Определение рН растворов сильных и слабых электролитов по известной их концентрации.

Задача 2.

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

Решение:

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

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

Задача 3.

Вычислить pH раствора HCOOH с $C_H = 0,1$ моль/л ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$) и раствора NH_4OH с $C_H = 0,2$ моль/л ($K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$).

Решение:

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

$$\begin{aligned} & \text{раствор NH}_4\text{OH} \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ \text{pOH} &= -\lg[\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_d \cdot [\text{основания}]} = \\ &= \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,92 \cdot 10^{-3}. \\ \text{pOH} &= -\lg 1,92 \cdot 10^{-3} = \\ &= -\lg 1,92 - \lg 10^{-3} = \\ &= 3 - 0,28 = 2,72 \\ \text{pH} &= 14 - 2,72 = 11,28 \end{aligned}$$

7.3. Определение pH растворов после разбавления их водой.

Задача 4.

Как изменится pH воды, если к 80 мл ее добавить 20 мл раствора NaOH с $C_H = 0,1$ 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:

$$\begin{aligned} V_1 \cdot C_1 &= V_2 \cdot C_2; \\ V_2 &= 80 \text{ мл} + 20 \text{ мл} = 100 \text{ мл}. \\ C_2 &= \frac{V_1 \cdot C_1}{V_2} = \frac{20 \cdot 0,1}{100} = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2} - \text{концентрация NaOH в растворе.} \end{aligned}$$

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C_{\text{осн}} = 1 \cdot 2 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 2 \cdot 10^{-2} = -\lg 2 - \lg 10^{-2} = 2 - 0,3 = 1,7$$

$$\text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3$$

$$\Delta \text{pH} = 12,3 - 7 = 5,3$$

7.4. Определение pH после смешивания растворов.

Задача 5. Определить pH раствора, полученного после смешивания равных объемов растворов HCl с $C_{\text{H}} = 0,2$ моль/л и NaOH с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л.

Решение. $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

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:

$$0,1 / 2 = 0,05 \text{ моль/л.}$$

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

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

7.5. Вычисление $[\text{H}^+]$ по заданной величине pH.

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

Решение. $\text{pH} = 7,36 = 8 - 0,64$; .

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

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

8.1. Вычислить pH раствора HCl с массовой долей 1% .

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

8.3. Как изменится pH раствора HNO_3 с $C_{\text{H}} = 0,2$ моль/л ,если к 10мл раствора ее долить 90 мл воды?

8.4. Как изменится pH раствора, полученного после смешивания равных объемов растворов H_2SO_4 с $C_{\text{H}} = 0,2$ моль/л и NaOH с $C_{\text{H}} = 0,5$ моль/л?

9. Пример тестового контроля.

9.1. Что такое активная кислотность?

9.2. Что такое интервал перехода индикатора?

9.3. При каких заболеваниях наблюдается ацидоз?

9.4. Вычислить pH раствора NH_4OH с $C_{\text{H}} = 0,01$ моль/л, если $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответы:

9.1. Это концентрация протонов.

- 9.2. Это границы рН, в которых индикатор меняет свою окраску.
- 9.3. Ацидоз наблюдается при сахарном диабете, заболеваниях легких, сердца.
- 9.4. $pH = 14 - pOH$; $pOH = -\lg[OH^-]$
 $[OH^-] = \sqrt{K_d \cdot [основания]} = \sqrt{1,80 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = \sqrt{1,80 \cdot 10^{-8}} = 4,24 \cdot 10^{-4}$.
 $pOH = -\lg 4,24 \cdot 10^{-4} = -\lg 4,24 - \lg 10^{-4} = 4 - 0,63 = 3,37$;
 $pH = 14 - 3,37 = 10,63$.

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Окраска индикаторов в кислой и щелочной средах.
- 10.2. Определение рН с помощью универсальной индикаторной бумаги.
- 10.3. Определение рН с помощью раствора универсального индикатора.

11. Методика проведения эксперимента:

11.1 Окраска индикаторов в кислой и щелочной средах.

Опыт провести по таблице:

Пробирка	Раствор + индикатор	Окраска
1	1мл HCl + 2кап. метилоранжа	
2	1мл HCl + 2кап. фенолфталеина	
3	1мл NaOH + 2кап. метилоранжа	
4	1мл NaOH + 2кап. фенолфталеина	

11.2. Определение рН с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Опыт провести по таблице:

Пробирка	Раствор	Универсальный индикатор	Окраска	рН
<u>1</u>	1мл HCl	опустить полоску индикатора в раствор		
<u>2</u>	1мл NaOH			

рН определить по цветной индикаторной таблице.

11.3. Определение рН с помощью раствора универсального индикатора.

Опыт провести по таблице:

	I пробирка	II пробирка	III пробирка
	раствор № 1 + 2кап.универсального Ind	раствор № 2 + 2кап.универсального Ind	раствор № 3 + 2кап.универсального Ind
окраска			
рН			

рН определить по цветной индикаторной таблице.

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ рН.

1. Актуальность 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 в норме и патологии и способствуют усвоению физиологии, биохимии, а также являются важным условием успешной деятельности врача.

2. Цель занятия: оценивать и прогнозировать процессы, протекание которых зависит от изменения реакции среды.

3. Конкретные цели, умения:

- использовать знания о концентрации ионов водорода для оценки свойств; растворов, направления протекания химических реакций;
- рассчитывать рН растворов сильных и слабых электролитов;
- определять рН растворов с помощью индикаторов.

4. Литература:

Основная:

4.1. Лекционный материал.

4.2. Калибабчук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 141-165, 190-194.

4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 82-89.

Дополнительная:

4.4. Равич – Щербо М.И. и др. Физическая и коллоидная химия. 1978. с. 77–79,46.

4.5. Садовнича Я.П. и др. Биофизическая химия.1986. с. 65–66, 68–71, С. 75– 77.

4.6. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.

4.7. Глинка Н.Л. Общая химия.

4.8. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основные вопросы темы:

5.1. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури.

5.2. Ионное произведение воды.

5.3. Общая, активная и потенциальная кислотность и щелочность, их вычисление для сильных и слабых кислот и оснований.

5.4 рН растворов, его расчет для сильных и слабых электролитов.

5.5. Биологическое значение рН (величина рН крови, желудочного сока, мочи, кишечного сока; ацидоз и алкалоз; влияние рН на микроорганизмы, на работу ферментов).

5.6. Определение рН растворов методом абсорбционной фотометрии.

6. Вопросы для самостоятельного внеаудиторного изучения:

- 6.1. Индикаторы (определение), интервал перехода окраски индикаторов; метилоранж, фенолфталеин (их окраска в кислой и щелочной средах и интервал перехода); универсальный индикатор.
- 6.2. Определение рН с помощью индикаторов.
- 6.3. Гидролиз солей.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Вычисление рН растворов по известной концентрации OH^- ионов.

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

Решение: $[\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-5}$.

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-5} = -\lg 4,2 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,62 = 4,38.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,38 = 9,62.$$

7.2. Вычисление рН растворов слабых кислот: CH_3COOH .

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+];$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d[\text{кислоты}]} = \sqrt{1,8 \cdot 0,1} = 4,24 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\lg 4,24 \cdot 10^{-3} = -\lg 4,24 - \lg 10^{-3} = 3 - 0,63 = 2,37.$$

7.4. Вычисление $[\text{H}^+]$ по заданной величине рН и рОН.

а) Вычислить $[\text{H}^+]$ крови, если $\text{pH} = 7,36$.

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \text{ant lg pH} = \text{ant lg } 7,36 = \text{ant lg } 8 - \text{ant lg } 0,64 = \\ &= 4,36 \cdot 10^{-8} \text{ моль / л} \end{aligned}$$

Ответ: $4,36 \cdot 10^{-8}$ моль / л

б) Вычислить $[\text{H}^+]$ раствора, если $\text{pOH} = 4,29$.

Обчислити $[\text{H}^+]$ розчину, якщо $\text{pOH} = 4,29$.

1) Находим рН:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,29 = 9,71;$$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \text{ant lgpH} = \text{ant lg } 9,71 = \text{ant lg } 10 - \text{ant lg } 0,29 = \\ &= 1,95 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Ответ: $1,95 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

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

- 8.1. Вычислить рН 1 %-ного раствора нитратной кислоты.
- 8.2. Вычислить рН 0,7 М раствора аммоний гидроксида ($K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
- 8.3. Как изменится рН раствора хлоридной кислоты с $C_n = 0,1$ моль/л ($\alpha = 0,96$), если к 10 мл этого раствора долить 50 мл воды.

- 8.4. Вычислить рН раствора, который получили после смешивания одинаковых объемов раствора сульфатной кислоты с $C_H=0,1$ моль/л и раствора натрия гидроксида с $C_H=0,4$ моль/л.
- 8.5. Какая реакция среды раствора установится в результате гидролиза соли $FeCl_3$?

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии):

- 9.1. Какая соль гидролизуеться и почему $NaCl$ или Na_3PO_4 ?
- 9.2. Что такое активная щелочность?
- 9.3. Что такое ацидоз?
- 9.4. Вычислить рН децимолярного раствора $NaOH$ ($\alpha=1$).
- 9.5. Вычислить $[H^+]$, если $pH = 5,3$.

Відповіді.

- 9.1. Гидролизуеться соль Na_3PO_4 , так как она образована слабой кислотой и сильным основанием.
- 9.2. Активная щелочность - это концентрация гидроксид-ионов в растворе.
- 9.3. Ацидоз – это смещение рН крови в кислую сторону.
- 9.4. $pH + pOH = 14$;
 $pH = 14 - pOH$; $pOH = - \lg [OH^-]$;
 $[OH^-] = \alpha \cdot [основи] = 1 \cdot 0,1 = 10^{-1}$ моль/л;
 $pOH = -\lg 10^{-1} = 1$;
 $pH = 14 - 1 = 13$.
- 9.5. $pH = 5,3 = 6 - 0,7 = - \lg 10^{-6} - \lg 5,01$;
 $[H^+] = 5,01 \cdot 10^{-6}$;

10. Алгоритм лабораторной работы:

10.1. Фотометрическое определение рН исследуемого раствора.

11. Методика проведения эксперимента:

11.4. Определение рН растворов методом абсорбционной фотометрии.

Опыт провести по таблице:

Пробирка	Раствор $NaOH$	Индикатор
1	10мл стандартного	0,1мл р-нитрофенола
2	10мл исследуемого	0,1мл р-нитрофенола

Измерить экстинцию E каждого раствора с помощью ФЭК.

Вычислить концентрацию исследуемого раствора по формуле:

$$\frac{C_x}{C_{ст}} = \frac{E_x}{E_{ст}}; \quad \text{тогда} \quad C_x = \frac{E_x \cdot C_{ст}}{E_{ст}}$$

По найденной концентрации вычислить рН.

**Тема: МЕТОД НЕЙТРАЛИЗАЦИИ.
АЛКАЛИМЕТРИЯ.**

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. Цель общая – уметь: интерпретировать данные анализа в медицинской практике.

3. Конкретные цели, умения:

- уметь готовить рабочие растворы;
- уметь устанавливать молярную концентрацию эквивалента рабочего раствора;
- проводить количественный анализ кислот.

4. Литература:

Основная:

- 4.1 Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 74-81.
- 4.2 Смирнова О.В. Элементы качественного и количественного анализа. Пособие. 2010, с. 35-41.

Дополнительная:

- 4.3. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, С. 367-377.
- 4.4. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, С. 173-183.
- 4.5. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972. С. 216-217,238-240,255-272, 294-299, 304-307.
- 4.6. Крешков А.П. Курс аналитической химии, Т.2,1968.
- 4.7. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия,Т.2, 1990.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Метод кислотно-основного титрования (метод нейтрализации), определение, основное уравнение.
- 5.2. Метод алкалиметрии (определение):
 - рабочие титрованные растворы метода, их приготовление;
 - исходные вещества метода;
 - кривые титрования, скачок титрования, точка эквивалентности;
 - индикатор метода, интервал перехода индикатора: фенолфталеин, окраска в кислой и щелочной средах, принцип выбора индикатора для титрования.
- 5.3. Применение метода алкалиметрии в клиническом анализе и санитарно – гигиенических исследованиях.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Теория индикаторов(определение).
- 6.2. Требования к исходным веществам.
- 6.3. Способы приготовления титрованных растворов.

7. Эталоны решения задач:

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

Решение:

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

- 7.2. Определить навеску фосфатной кислоты для приготовления 2л раствора с $C_H = 0,1$ моль/л?

Решение:

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

- 7.3. Рассчитать навеску натрий гидроксида для приготовления 2 л раствора, если титр этого раствора будут устанавливать по раствору янтарной кислоты с $C_H = 0,2$ моль/л.

Решение:

Так как титр натрий гидроксида будут устанавливать по исходному веществу янтарной кислоте с $C_H = 0,2$ моль/л, то навеску для приготовления раствора NaOH рассчитываем исходя из такой же концентрации.

$$C_H = \frac{m_x}{M_x f_{\text{екв}} V}; \quad m = C_H \cdot M_x \cdot f_{\text{екв}} \cdot V = 0,2 \cdot 40 \cdot 1 \cdot 2 = 16 \text{ г.}$$

7.4. Задача.

Вычислить навеску сульфатной кислоты, необходимую для приготовления 2л ее раствора, если титр будут устанавливать по раствору буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ с $C_H = 0,2$ моль/л.

$$C_H = \frac{m}{M \cdot f_{\text{EKB.}} \cdot V}; \quad m = C_H \cdot M \cdot f_{\text{EKB.}} \cdot V = 0,2 \cdot 98 \cdot 1/2 \cdot 2 = 19,6 \text{ г.}$$

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

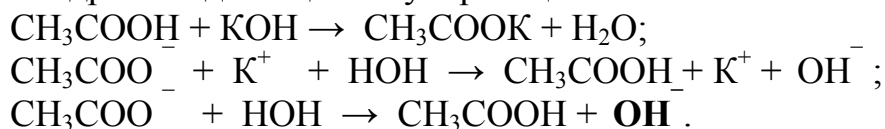
- 8.1. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента раствора KOH, если на титрование 5 мл титрованного раствора сукцината (янтарной кислоты) с $C = 0,1$ моль/л. израсходовано 5,2 мл раствора щелочи.
- 8.2. Рассчитать навеску для приготовления 1,5 л рабочего раствора NaOH, если титр его будут устанавливать по децинормальному раствору щавелевой (оксалата) кислоты.
- 8.3. Рассчитать навеску для приготовления 0,5 л рабочего раствора HCl, если титр его будут устанавливать по децинормальному раствору, буры.

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии)

- 9.1. Что такое титрованный раствор?
- 9.2. Какая окраска метилоранжа при pH=12?
- 9.3. В какой среде лежит скачок титрования слабой кислоты сильным основанием и почему?
4. Вычислить молярную концентрацию эквивалента калий гидроксида, если на титрование 3 мл его раствора израсходовано 3,2 мл 0,1 н. раствора щавелевой кислоты (оксалата).

Ответы:

- 9.1. Это раствор с точно известной концентрацией.
- 9.2. Желтая.
- 9.3. В щелочной среде, так как при их взаимодействии образуется соль, которая при гидролизе дает щелочную реакцию:



9.4. $C_{\text{H}}(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH}) = C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$;

$$C_{\text{H}}(\text{KOH}) = \frac{C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{KOH})} = \frac{3,2 \cdot 0,1}{3} = 0,106 \text{ моль / л .}$$

10. Алгоритм лабораторной работы.

- 10.1. Определение массовой доли натрия гидрокарбоната NaHCO_3 в фармакопейном препарате (Natrii Hydrocarbonas).
- 10.2. Определение массовой доли соляной кислоты в фармакопейном препарате (Acidum hydrochloridum dilutum).

11. Методика проведения эксперимента.

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

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

5мл 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	0,005			
2	0,005			
3	0,005			

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

a – навеска, $a = V(HCl) \cdot \rho$

АЦИДИМЕТРИЯ.

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. Цель общая – уметь: интерпретировать данные анализа в медицинской практике.

3. Конкретные цели, умения:

- уметь готовить рабочие растворы;
- уметь устанавливать молярную концентрацию эквивалента рабочего раствора;
- проводить количественный анализ кислот.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 74-81.
- 4.2. Смирнова О.В. Элементы качественного и количественного анализа. Пособие. 2010, с. 35-41.

Дополнительная:

- 4.3. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, С. 367-377.
- 4.4. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, С. 173-183.
- 4.5. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972. С. 216-217,238-240,255-272, 294-299, 304-307.
- 4.6. Крешков А.П. Курс аналитической химии, Т.2,1968.
- 4.7. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия,Т.2, 1990.

5. Основные вопросы темы:

Метод ацидиметрии (определение):

- рабочие титрованные растворы методов, их приготовление;
- исходные вещества методов;
- кривые титрования, скачок титрования, точка эквивалентности;
- индикаторы методов, интервалы перехода индикаторов: метилоранж и фенолфталеин, окраска их в кислой и щелочной средах, принцип выбора индикаторов для титрования.

5.3. Применение метода ацидиметрии в клиническом анализе и санитарно – гигиенических исследованиях.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Требования к исходным веществам.
- 6.2. Способы приготовления титрованных растворов (три способа).
- 6.3. Способы выражения концентрации растворов.

7. Эталоны решения задач:

7.1. Задача

Рассчитать навеску Na_2CO_3 для приготовления 400 мл раствора с $C_H = 0.05$ моль/л.

$$C_H = \frac{m}{M \cdot f_{\text{ЕКВ.}} \cdot V}; \quad m = C_H \cdot M \cdot f_{\text{ЕКВ.}} \cdot V = 0,05 \cdot 106 \cdot 1/2 \cdot 0,4 = 4,96\text{г.}$$

7.2. Задача.

Вычислить массу сульфатной кислоты, необходимой для приготовления 2 л раствора, если титр его будут устанавливать по раствору буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ с $C_H = 0,2$ моль/л.

$$C_H = \frac{m}{M \cdot f_{\text{ЕКВ.}} \cdot V}; \quad m = C_H \cdot M \cdot f_{\text{ЕКВ.}} \cdot V = 0,2 \cdot 98 \cdot 1/2 \cdot 2 = 19,6 \text{ г.}$$

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

- 8.1. Рассчитать навеску для приготовления 1 л рабочего раствора хлоридной кислоты, если титр его будут устанавливать по децимолярному раствору соды.
- 8.2. Рассчитать массу фосфатной кислоты, необходимой для приготовления 2л раствора, если титр его будут устанавливать по 0,1N раствору буры.

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии).

- 9.1. Что такое индикаторы?
- 9.2. Что такое скачок титрования?

9.3. Рассчитать навеску сульфатной кислоты, необходимой для приготовления 2 л децимолярного раствора ее, если кислота реагирует полностью.

9.4. Рассчитать навеску нитратной кислоты, необходимой для приготовления 0,5 л рабочего раствора ее якщо титр його, если титр его будут устанавливать по 0,1Н раствору буры.

Ответы:

9.1. Индикаторы – это слабые органические кислоты или основания, которые изменяют свою окраску в зависимости от рН раствора.

9.2. Скачок титрования – это резкая смена окраски индикатора вблизи эквивалентной точки (при добавлении одной лишней капли титрованного раствора).

9.3.

$$C_H = \frac{m_X}{M_X \cdot f_{EKB} \cdot V}; \text{ звідси } m_X = C_H \cdot M_X \cdot f_{EKB} \cdot V =$$

= 0,1 · 98 · 1/2 · 2 = 9,8г. (оскільки сульфатна кислота реагує повністю, тобто обидва атоми гідрогену заміщаються металом, то фактор еквівалентності дорівнює 1/2).

Відповідь: 9,8 г.

9.4.
$$C_H = \frac{m}{M \cdot f_{EKB} \cdot V};$$

$$m = C_H \cdot M \cdot f_{EKB} \cdot V = 0,1 \cdot 63 \cdot 1 \cdot 0,5 = 3,1 \text{ г.}$$

10. Алгоритм лабораторной работы.

10.1. Определение массовой доли натрия гидрокарбоната NaHCO_3 в фармакопейном препарате (Natrii Hydrocarbonas).

11. Методика проведения эксперимента.

11.1. Определение массовой доли натрия гидрокарбоната NaHCO_3 в фармакопейном препарате (Natrii Hydrocarbonas).

Навеску a г фармакопейного препарата NaHCO_3 перенести в мерную колбу на 100 мл, растворить и объем довести дистиллированной водой до метки.

5 мл полученного раствора перенести в колбу для титрования, добавить 2 капли индикатора метилоранжа и титровать раствором H_2SO_4 ($C_H = 0,1$ моль/л) до изменения окраски.

№	V раствора NaHCO_3 (л)	V раствора H_2SO_4 (л)	Средний объем H_2SO_4 (л)	$\omega\%$ NaHCO_3
1	0,005			
2	0,005			
3	0,005			

$$\omega\% = \frac{C(H_2SO_4) \cdot V(H_2SO_4) \cdot M(NaHCO_3) \cdot f_{\text{ЭКВ.}} \cdot V_{\text{КОЛБЫ}}}{a \cdot V_{\text{ПИПЕТКИ}}} \cdot 100\%;$$

где: a – навеска $NaHCO_3$ фарм.

Тема: БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ. КЛАССИФИКАЦИЯ И МЕХАНИЗМ ДЕЙСТВИЯ

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. Цель общая – уметь:

- ✓ объяснять действие буферных систем в поддержании определенной величины рН
- ✓ вычислять рН буферных систем.

3. Конкретные цели, уметь:

- ✓ уметь готовить буферные системы с заданным рН.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А., Гождзинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 165-178, 190-194.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 90-95.

Дополнительная:

- 4.4. Садовничая Л. П. и соавт. Биофизическая химия, 1986. С. 77-90.
- 4.5. Равич-Щербо М.И., Новиков Б.Б., Физическая и коллоидная химия, 1975. С.90-97.
- 4.6. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.7. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.8. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основные вопросы темы.

- 5.1. Буферные систем (определение)
- 5.2. Типы буферных систем, их состав, примеры.
- 5.3. Механизм действия буферных систем двух типов.
- 5.4. Основное уравнение буферных систем. Уравнение Гендерсона-Хассельбаха. Факторы, от которых зависит рН буферных систем.
- 5.5. Буферные системы организма (гидрокарбонатный, фосфатный, белковый, белковая молекула, гемоглобиновый, оксигемоглобиновый), состав, механизм их действия, соотношение компонентов в гидрокарбонатной и фосфатной буферных системах.
- 5.6. Значение буферных систем для живых организмов.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Покажите уравнениями реакций механизм действия буферных систем:
 $C_5H_7O_5COOH + Na_2HPO_4$ и $KHC_2O_4 + H_2C_2O_4$.
- 6.2. Объясните значение гемоглобина в поддержании рН крови.
- 6.3. Активная, потенциальная и общая кислотность.

7. Эталоны решения задач.

А. Вычисление рН буферных систем кислотного типа.

7.1. Вычислить рН буферной системы, которая состоит из 100 мл раствора ацетатной кислоты CH_3COOH с $C_H = 0,1$ моль/л и 200 мл раствора натрий ацетата CH_3COONa с $C_H = 0,2$ моль/л. $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: $[H^+] = K_d \frac{[кислоты]}{[соли]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{100 \cdot 0,1}{200 \cdot 0,2} = 4,5 \cdot 10^{-6}$.

$$pH = -\lg 4,5 \cdot 10^{-6} = -\lg 4,5 - \lg 10^{-6} = 6 - 0,65 = 5,35.$$

В. Вычисление рН буферных систем основного типа.

7.2. Вычислить рН аммиачного буфера, который состоит из 60мл 0,1Н раствора NH_4Cl и 30мл 0,2Н раствора NH_4OH ($K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Решение:

$$[OH^-] = K_d \frac{[основания]}{[соли]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{30 \cdot 0,2}{60 \cdot 0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5};$$

$$pOH = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = -\lg 1,8 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,25 = 4,75;$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,75 = 9,25.$$

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

7.3. Вычислить объем раствора натрий ацетата с $C_H = 0,1$ моль/л и объем уксусной (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:

$$pH = pK + \lg \frac{[соли]}{[кислоты]};$$

$$\lg \frac{C_C \cdot V_C}{C_K \cdot V_K} = \lg \frac{0,1 \cdot V_C}{0,1 \cdot V_K} = \lg \frac{V_C}{V_K} = 5,24 - 4,76 = 0,48$$

$$\frac{V_C}{V_K} = \text{ant} \lg 0,48 = 3; \quad \frac{V_C}{V_K} = \frac{3}{1}.$$

Значит, необходимо 3 части раствора соли и одну часть раствора кислоты для приготовления буферной системы с $pH = 5,24$.

Объем соли равняется:

$$\frac{3000}{4} \cdot 3 = 2250 \text{ мл}; \quad \text{а кислоты} \quad \frac{3000}{4} \cdot 1 = 750 \text{ мл}.$$

7.4. Вычислить соотношение компонентов аммиачного буфера с $pH = 8,6$, если концентрации компонентов 0,1 моль/л ($K_D(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Решение:

$$pOH = pK_D - \lg \frac{[основания]}{[соли]}$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 8,6 = 5,4;$$

$$pK_D(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = -\lg 1,8 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,25 = 4,75;$$

$$5,4 = 4,75 - \lg \frac{V(\text{NH}_4\text{OH})}{V(\text{NH}_4\text{Cl})}; \quad \lg \frac{V(\text{NH}_4\text{OH})}{V(\text{NH}_4\text{Cl})} = 4,75 - 5,4 = -0,65;$$

$$\lg \frac{V(\text{NH}_4\text{Cl})}{V(\text{NH}_4\text{OH})} = 0,65; \quad \frac{V(\text{NH}_4\text{Cl})}{V(\text{NH}_4\text{OH})} = \text{ant} \lg 0,65 = 4,5.$$

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

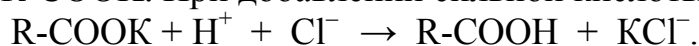
- 8.1. Вычислите pH буферного раствора, который содержит 3,6 мл раствора NH_4Cl с $C_H = 0,2$ моль/л и 2,6 мл раствора NH_4OH с $C_H = 0,1$ моль/л. ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
- 8.2. Вычислить объем уксусной (ацетатной) кислоты с $C_H = 0,1$ моль/л и ацетата натрия с $C_H = 0,1$ моль/л, которые необходимо смешать, чтобы получить 150 мл раствора с $pH = 4,94$. ($K_D(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
- 8.3. Показать уравнениями реакций механизм действия белковой молекулы как буферной системы.

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии).

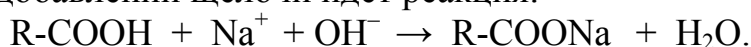
- 9.1. Показать уравнениями реакций механизм действия белковой буферной системы.
- 9.3. Вычислить рН ацетатного буфера, который состоит из 50мл 0,1Н раствора CH_3COONa и 80мл 0,1Н раствора CH_3COOH ($K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Ответы:

9.1. Белковая буферная система состоит из белка кислоты R-COOH и белка соли R-COOK. При добавлении сильной кислоты идет реакция:



При добавлении щелочи идет реакция:



$$9.2. \quad [\text{H}^+]_1 = K_d \frac{[\text{кислота}]}{[\text{соли}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{80 \cdot 0,1}{50 \cdot 0,1} = 2,8 \cdot 10^{-5} ;$$

$$\text{pH}_1 = -\lg [\text{H}^+]_1 = -\lg 2,8 \cdot 10^{-5} = -\lg 2,8 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,45 = 4,55.$$

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Приготовление буферных систем и вычисление их рН.
- 10.2. Влияние кислот и щелочей на рН буферных систем.
- 10.3. Влияние разведения на рН буферных систем.

11. Лабораторная работа.

11.1. Приготовление буферных систем и вычисление их рН.

Приготовить буферные системы в соответствии с таблицей.

№ про-бир-Ки	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. Сравните результаты и сделайте выводы о влиянии соотношения компонентов буферной системы на рН.

11.2. 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 2 капли раствора HCl с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л, в другую – 2 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.

11.3. Влияние разведения 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 разделить на 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.

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. Цель общая – уметь:

– уметь определять границы, в которых проявляют действие буферные системы.

3. Конкретные цели, уметь:

– уметь определять буферную ёмкость ацетатного буфера и сыворотки крови по кислоте и щелочи.

4. Литература.

Основная:

4.1. Лекционный материал.

4.2. Калибачук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 171-178, 190-194.

4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 93-98.

Дополнительная:

- 4.4. Садовнича Л.Н., Хухрянский В.Г, Биофизическая химия. 1985. с. 82-90.
- 4.5. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В., Физическая и коллоидная химия. 1972. с. 18-19, 24-25.
- 4.6. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.7. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.8. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основные вопросы темы.

- 5.1. Буферная емкость (определение). Вычисление буферной емкости по кислоте и щелочи.
- 5.2. Факторы, от которых зависит буферная ёмкость.
- 5.3. Практическое определение буферной ёмкости по кислоте и щелочи.
- 5.4. Величина буферной ёмкости сыворотки крови по кислоте и по щелочи (сравнить).
- 5.5. Щелочной резерв крови; кислотно-щелочное равновесие.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Какие органы и системы и как поддерживают кислотно – щелочное равновесие в организме человека?
- 6.2. Механизм действия гидрокарбонатной, фосфатной, гемоглобиновой, белковой буферных систем та белковой молекулы как буфера.

7.1. Эталонные решения задач.

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

Ацетатная буферная система состоит из 100 мл уксусной (ацетатной) кислоты с $C_n = 0,1$ моль/л и 200 мл натрий ацетата с $C_n = 0,2$ моль/л. Как изменится рН этой системы, если к ней добавить 30 мл раствора NaOH с $C_n = 0,2$ моль/л.

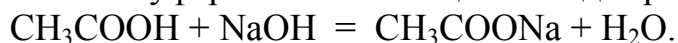
Решение:

Находим рН буферной системы до добавления щелочи.

$$[H^+]_1 = K_d \frac{[кислоты]}{[соли]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{100 \cdot 0,1}{200 \cdot 0,2} = 4,5 \cdot 10^{-6} .$$

$$pH_1 = -\lg [H^+]_1 = -\lg 4,5 \cdot 10^{-6} = -\lg 4,5 - \lg 10^{-6} = 6 - 0,65 = 5,35.$$

При добавлении к буферной системе щелочи идет реакция:



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

$$[H^+]_2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{100 \cdot 0,1 - 30 \cdot 0,2}{200 \cdot 0,2 + 30 \cdot 0,2} = 1,6 \cdot 10^{-6}$$

$$pH_2 = -\lg [H^+]_2 = -\lg 1,6 \cdot 10^{-6} = -\lg 1,6 - \lg 10^{-6} = 6 - 0,25 = 5,75.$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 5,75 - 5,35 = 0,4.$$

7.2. Как изменится pH аммиачного буфера, состоящего из 30мл 0,15Н раствора NH_4OH ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и 40мл 0,1Н раствора NH_4NO_3 , при добавлении к нему 5 мл 0,1Н раствора HNO_3 ?

Решение:

Находим pH_1 до добавления кислоты:

$$[OH^-]_1 = K_d \frac{[основания]}{[соли]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{30 \cdot 0,15}{40 \cdot 0,1} = 2,02 \cdot 10^{-5};$$

$$pOH_1 = -\lg [OH^-]_1 = -\lg 2,02 \cdot 10^{-5} = -\lg 2,02 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,3 = 4,7$$

$$pH_1 = 14 - pOH = 14 - 4,7 = 9,3.$$

Кислота, которая добавляется к буферной системе, реагирует с основанием по уравнению: $HNO_3 + NH_4OH = NH_4NO_3 + H_2O$.

Таким образом, концентрация основания уменьшается, а концентрация соли увеличивается на количество добавленной кислоты, т.е. на $5 \cdot 0,1$.

Находим $[OH^-]_2$, а затем pH_2 :

$$[OH^-]_2 = K_d \frac{[основания] - [кислоты]}{[соли] + [кислоты]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{30 \cdot 0,15 - 5 \cdot 0,1}{40 \cdot 0,1 + 5 \cdot 0,1} = 1,6 \cdot 10^{-5};$$

$$pOH_2 = -\lg [OH^-]_2 = -\lg 1,6 \cdot 10^{-5} = -\lg 1,6 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,2 = 4,8;$$

$$pH_2 = 14 - 4,8 = 9,2;$$

$$\text{Находим } \Delta pH: \quad \Delta pH = 9,3 - 9,2 = 0,1.$$

7.3. Вычисление буферной емкости.

Вычислить буферную емкость раствора, который содержит 7 мл раствора уксусной кислоты (ацетата) с $C_H = 0,1$ моль/л и 3 мл раствора натрия ацетата 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:

$$B_{ц} = \frac{C}{pH_1 - pH_0}$$

$$[H]_0 = pK \frac{[кислоты]}{[соли]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{7 \cdot 0,1}{3 \cdot 0,1} = 4,2 \cdot 10^{-5}.$$

$$pH_0 = -\lg [H^+]_0 = -\lg 4,2 \cdot 10^{-5} = -\lg 4,2 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,62 = 4,38.$$

Титруем щелочью в присутствии фенолфталеина, поэтому $pH_1 = 8,2$, это нижняя граница pH, при котором появляется окраска фенолфталеина.

Вычисляем C :

На 10 мл буферного раствора - 4 мл $NaOH$

На 1000 мл - x x = 400мл

В 1000 мл NaOH - 0,1 моль/л

В 400 мл - x

x=0,04 моль экв. NaOH

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

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

8.1. Как изменится pH фосфатного буфера, который содержит 100 мл раствора дигидрофосфата калия KH_2PO_4 с $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л и 100 мл раствора гидрофосфата калия K_2HPO_4 с $C_{\text{H}} = 0,3$ моль/л при добавлении 10 мл раствора NaOH с $C_{\text{H}} = 0,2$ моль / л ($K_{\text{д}}(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 1 \cdot 10^{-7}$).

8.2. Вычислить буферную емкость аммиачного буфера, составленного из 60мл 0,1н. NH_4OH и 40мл 0,2н. NH_4Cl , если на титрование 10 мл буфера израсходовано 5,5 мл 0,1 н. HCl ($K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

9. Пример тестового контроля (проводится на занятии).

9.1. Как изменится pH цитратного буфера, который состоит из 50 мл 0,1Н раствора лимонной кислоты ($K_{\text{д}}(\text{кислоты}) = 1,2 \cdot 10^{-3}$) и 60мл 0,1Н раствора калий цитрата, при добавлении 15 мл 0,1Н раствора HCl.

9.2. Вычислить буферную емкость сыворотки крови по кислоте, если на титрование 20 мл ее ушло 3,6 мл 0,1Н раствора HCl; pH сыворотки при этом изменился до 7,0.

Ответы:

$$9.1. [H^+]_1 = K_{\text{д}} \frac{[\text{кислоты}]}{[\text{соли}]} = 1,2 \cdot 10^{-3} \frac{50 \cdot 0,1}{60 \cdot 0,1} = 1 \cdot 10^{-3} ;$$

$$\text{pH}_1 = -\lg [H^+]_1 = -\lg 1 \cdot 10^{-3} = -\lg 1 - \lg 10^{-3} = 3 .$$

После добавления кислоты HCl:

$$\left[H^+ \right]_2 = K_{\text{д}} \frac{[\text{кислоты}] + [\text{HCl}]}{[\text{соли}] - [\text{HCl}]} = 1,2 \cdot 10^{-3} \frac{50 \cdot 0,1 + 15 \cdot 0,1}{60 \cdot 0,1 - 15 \cdot 0,1} = 2 \cdot 10^{-3} .$$

$$\text{pH}_2 = -\lg [H^+]_2 = -\lg 2 \cdot 10^{-3} = -\lg 2 - \lg 10^{-3} = 3 - 0,30 = 2,7 .$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_1 - \text{pH}_2 = 3 - 2,7 = 0,4 .$$

$$9.2. \quad B_{\text{к}} = \frac{C}{\text{pH}_0 - \text{pH}_1} .$$

$\text{pH}_0 = 7,36$ – это pH крови.

$pH_1 = 7,0$ – это pH в конце титрования.

Вычисляем С:

На 20мл сыворотки - 3,6мл HCl

На 1000 мл - x мл $x = 180\text{мл HCl};$

В 1000мл HCl - 0,1 моль/л

В 180мл - x $x=0,018$ моль экв. HCl

$$B = \frac{0,018}{7,36 - 7,0} = 0,05 \text{ моль экв / ед. pH}$$

10. Алгоритм лабораторной работы.

10.1. Определение буферной емкости сыворотки крови по кислоте и по щелочи.

11. Лабораторная работа.

11.1 Определение буферной ёмкости сыворотки крови по кислоте и щелочи.

В колбу для титрования переносят 5 мл сыворотки крови ($pH=7,36$), добавляют две капли метилоранжа и титруют раствором HCl с $C_H = 0,1$ моль/л до изменения окраски.

В другую колбу для титрования переносят 5 мл сыворотки крови, добавляют две капли фенолфталеина и титруют раствором NaOH с $C_H=0,1$ моль/л до изменения окраски. Рассчитать буферную ёмкость сыворотки крови по кислоте и по щелочи 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. Цель общая – уметь:

– применять теоретические положения осмотических явлений для объяснения процессов в организме человека.

3. Конкретные цели, уметь:

– научиться делать расчет осмотического давления, осмотической концентрации, изотонического коэффициента.

4. Литература:

Основная:

- 4.1. Лекционный материал.
- 4.2. Калибабчук В.А., Гождинский С.М. и др. Медицинская химия, 2008, с. 126-140, 190-194.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 99-108.

Дополнительная:

- 4.4. Садовнича Л.П. и др. Биофизическая химия, 1985. С. 49-56.
- 4.5. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, С.37-44, 224-226.
- 4.6. Граф логической структуры.
- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основные вопросы темы:

- 5.1. Коллигативные свойства растворов (определение).
- 5.2. Осмос (определение).
- 5.3. Полупроницаемые мембраны (определение, примеры).
- 5.4. Осмотическое давление (определение).
- 5.5. Закон Вант-Гоффа (формулировка), уравнение для неэлектролитов и электролитов. Осмотическая концентрация.
- 5.6. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа, его связь со степенью диссоциации.
- 5.7. Растворы: гипотонический, изотонический, гипертонический, их значение для медицины.
- 5.8. Биологическое значение осмоса: изоосмия, гемолиз, плазмолиз, тургор, онкотическое и осмотическое давление крови.

6. Вопросы для самостоятельной внеаудиторной работы:

- 6.1. Понижение температуры замерзания растворов.
- 6.2. Закон Рауля.
- 6.3. Криометрия, ее применение в медицине.

7. Эталоны решения задач:

- 7.1. Рассчитать осмотическое давление раствора мочевины с $C_x=0,2$ моль/л при 0°C .

Решение: Так как мочевины неэлектролит, то

$$P_{\text{осм.}} = CRT = 0,2 \cdot 0,082 \cdot 273 = 4,48 \text{ атм.}$$

- 7.2. Рассчитать $P_{\text{осм.}}$ раствора глюкозы с массовой долей 5%, $t=27^\circ\text{C}$, $\rho=1$.

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

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

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 NaCl это электролит, то:

$$P_{\text{ОСМ.}} = iCRT = 1,96 \cdot 1 \cdot 0,082 \cdot 273 = 43,6 \text{ атм.}$$

7.4. Вычислить депрессию крови при 37°C, если осмотическое давление крови 7,65 атм.

Решение:

- а) В задаче задано два параметра крови – депрессия и осмотическое давление, поэтому запишем две формулы:

$$\Delta t = E_{\text{КР.}} \cdot C \text{ и } P_{\text{ОСМ.}} = CRT.$$

- б) В этих формулах есть общий параметр C;
выводим его из каждого уравнения:

$$C = \frac{\Delta t}{E_{\text{КР.}}} \quad \text{та} \quad C = \frac{P_{\text{ОСМ.}}}{RT},$$

тогда $\frac{\Delta t}{E_{\text{КР.}}} = \frac{P_{\text{ОСМ.}}}{RT}$; отсюда $\Delta t = \frac{P_{\text{ОСМ.}} \cdot E_{\text{КР.}}}{RT}$

$$\Delta t = \frac{7,65 \cdot 1,86}{0,082 \cdot (273 + 37)} = 0,56.$$

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

- 8.1. Изотоничны ли растворы мочевины и уксусной кислоты с массовой долей 0,6%, если степень диссоциации уксусной кислоты равна 0,01, $\rho=1$.
- 8.2. Определить молярную концентрацию раствора сахарозы, который изотоничен крови.
- 8.3. Какие осмотические явления наблюдаются, если человек съест много соленого?
- 8.4. При какой температуре замерзает 3%-ный раствор этанола в воде?

9. Пример тестового контроля (выполняется на занятии)

- 9.1. Что такое полупроницаемые мембраны?
- 9.2. Что происходит с клеткой в гипертоническом растворе?

- 9.3. Вычислить осмотическое давление раствора KCl с массовой долей его 6,5% при температуре 20 °C ($\alpha = 0,92$; $\rho = 1$)
- 9.4. Вычислить температуру замерзания 1,5 М раствора NaCl.

Ответы:

- 9.1. Полупроницаемыми называют мембраны, которые пропускают только молекулы растворителя.
- 9.2. Плазмолиз.
- 9.3. $C_x = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M} = \frac{6,5 \cdot 1 \cdot 10}{74,5} = 0,87 \text{ моль / л.}$
 $i = 1 + \alpha(v - 1) = 1 + 0,92(2 - 1) = 1,92$;
 $P_{\text{ОСМ.}} = iCRT = 1,92 \cdot 0,87 \cdot 0,082 \cdot 293 = 40,13 \text{ атм.}$
- 9.4. $\Delta t = 0^0 - t_{\text{ЗАМ.}}$, отсюда: $t_{\text{ЗАМ.}} = 0^0 - \Delta t$;
 $\Delta t_{\text{ЭЛ.}} = i \cdot E_{\text{КР.}} \cdot C$;
 $i = 1 + \alpha(v - 1) = 1 + 1(2 - 1) = 2$;
 $\Delta t_{\text{ЭЛ.}} = 2 \cdot 1,86 \cdot 1,5 = 5,58$.
 $t_{\text{ЗАМ.}} = 0^0 - \Delta t = 0^0 - 5,58 = - 5,58^0$.

10. Алгоритм лабораторной работы:

- 10.1. Наблюдение осмоса.
 10.2. Получение неорганической полупроницаемой мембраны.
 10.3. Древовидные образования.
 10.4 Гемолиз и плазмолиз эритроцитов.

11. Лабораторная работа:

11.1. 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.

11.2. Получение неорганической полупроницаемой мембраны.

В пробирку наливают 2 мл раствора CuSO₄ прибавляют кристаллы желтой кровяной соли K₄[Fe(CN)₆] (не перемешивать!). Через 20 минут отметить результаты. Написать уравнение реакции и объяснить, какое вещество является полупроницаемой мембраной и почему «растет клетка».

11.3. Древовидные образования.

В пробирку наливают 5 мл раствора натрия силиката Na₂SiO₃ и вносят кристаллы MnCl₂, CoSO₄, NiCl₂ (растворы не перемешивать!). Написать уравнения реакций и указать полупроницаемые мембраны.

11.4. Гемолиз и плазмолиз эритроцитов.

Опыт провести по таблице:

I пробирка	II пробирка	III пробирка
2мл 0,2% раствор NaCl	2мл 0,9% раствор NaCl	2мл 4% раствор NaCl
3 капли крови	3 капли крови	3 капли крови

Пробирки оставляют в штативе на 15 минут (не перемешивать!). Отметить результаты опыта и сделать выводы.