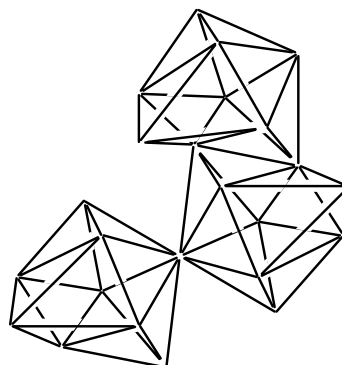
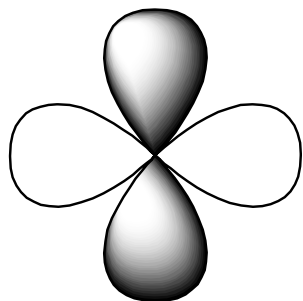


**Вінницький національний медичний університет
імені М.І.Пирогова**

Кафедра біологічної та загальної хімії

Курс загальної хімії



МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ
практичних занять із медичної хімії
для студентів медичного факультету

**Частина 1. Кислотно-основні рівноваги
та комплексоутворення в біологічних рідинах**



Вінниця 2016

Методичні розробки затверджені методкомом загально-теоретичних дисциплін 1 курсу ВНМУ імені М.І. Пирогова (протокол № 1 від 29.08.2016 р.)

Методичні розробки переробили із видання 2015 р.
доц. Смірнова О.В.,

Рецензент – Антонюк В.С., к.х.н.,
доцент кафедри хімії фармацевтичного
факультету ВНМУ імені М.І.Пирогова

Коректор – Сулім О.Г.

Редакційно-видавнича група ВНМУ:
Відповідальний редактор-Тарасюк С.В., професор.
Секретар – Корольова Н.Д., кандидат псих. наук

ЗМІСТ

1	Вступ. Техніка безпеки. Періодична система Д.І. Менделєєва. Електронна будова атомів елементів та їх іонів. Тестовий контроль для визначення початкового рівня знань	7
2	Біогенні s-елементи, хімічні властивості, біологічна роль, застосування в медицині	8
3	Біогенні p-елементи, хімічні властивості, біологічна роль, застосування в медицині	11
4	Біогенні d-елементи, хімічні властивості, біологічна роль, застосування в медицині	15
5	Комплексоутворення в біологічних системах.	19
6	Способи вираження концентрації розчинів. Приготування розчинів.	23
7	Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин.	26
8	Водневий показник біологічних рідин.	31
9	Метод нейтралізації. Алкаліметрія.	34
10	Ацидіметрія.	37
11	Буферні системи, класифікація та механізм дії.	40
12	Буферна ємкість. Роль буферних розчинів в біосистемах.	44
13	Колігативні властивості розчинів. Осмос	48

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ.

1. Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно підтримувати чистоту, тишу, порядок, в лабораторії не повинно бути зайвих речей, а також слід дотримуватись правил техніки безпеки.
2. В хімічній лабораторії студент повинен бути в халаті та шапочці (або волосся охайно забране назад).
3. Кожний студент повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту та аптечка.
4. Категорично забороняється в лабораторії курити, їсти, пити воду.
5. Не дозволяється приступати до роботи, доки студент не засвоє всієї техніки її виконання.
6. Досліди потрібно проводити лише в чистому посуді. Після закінчення експерименту посуд слід вимити одразу ж.
7. В процесі роботи необхідно бути акуратним, слідкувати, щоб речовини не потрапили на шкіру обличчя і рук, а також в очі.
8. Ніяких речовин в лабораторії не перевіряти на смак. Нюхати речовини треба обережно направляючи на себе пар чи газ легким рухом руки.
9. На посуді, в якому зберігаються реактиви, повинні обов'язково бути етикетки з назвою речовини.
10. Під час нагрівання твердих та рідких речовин в пробірках і колбах не можна направляти їх отвір на себе чи сусіда; категорично забороняється заглядати зверху в посуд.
11. Після закінчення роботи необхідно вимкнути газ, воду, електроенергію.
12. Забороняється виливати в раковину концентровані розчини кислот, лугів.
13. Під час роботи з отруйними речовинами, концентрованими кислотами та лугами, фенолом та ін. Необхідно користуватися захисними окулярами, протигазами чи респіраторами.
14. Досліди з речовинами, що легко займаються (етер, бензин, ацетон, бензен, спирт тощо), проводять подалі від вогню та ввімкнених електроприладів.
15. Якщо виникла пожежа, негайно відключити газ, вимкнути електроприлади в лабораторії. Швидко забрати всі горючі речовини подалі від вогню, а полум'я гасити вогнегасником, піском чи використати протипожежну ковдру. Не можна заливати вогонь водою.

16. Якщо на комусь спалахне одяг, необхідно його повалити на підлогу і швидко накрити вовняною ковдрою, бігати по лабораторії забороняється, так як полум'я підсилиться.
17. Термічні опіки негайно обробляють спиртовим розчином таніну, етанолу або розведеним розчином калій перманганату.
18. Опіки кислотами необхідно відразу ж витерти сухою ганчіркою, потім промити проточною водою, а потім 5%-ним розчином натрій гідрокарбонатом і знову водою.
19. Опіки лугами відразу ж промивають проточною водою, потім 3%-ним розчином борної або ацетатної кислоти.
20. Якщо кислота або луг потрапили в очі потрібно швидко промити їх невеликим струменем води з-під крану на протязі 3-5 хв, потім розчином борної кислоти (у випадку лугу) або розчином натрій гідрокарбонату (у випадку кислоти). Після цього слід звернутись до лікаря.
21. Шкіру, уражену органічними речовинами (фенолом тощо) необхідно швидко промити великою кількістю спирту чи іншого нейтрального розчинника. Студента, що постраждав, обов'язково треба відправити до медпункту.

Короткі методичні вказівки

до роботи студентів на практичному занятті:

Заняття починається з організаційних питань.

Проводиться корекція знань студентів по основних питаннях теми і пояснюються незрозумілі моменти.

За 15 хвилин до закінчення півпари студенти пишуть тестовий контроль.

На другій півпарі виконується лабораторна робота, оформляється протокол, оголошуються результати тестового контролю, викладач підписує протокол.

Технологічна карта проведення практичного заняття:

<i>n/n</i>	<i>Етапи</i>	<i>Час (хв.)</i>	<i>Навчальні посібники</i>	<i>Місце проведення</i>
1	Організаційні питання	5		Кафедра
2	Корекція знань студентів по теоретичним питанням та рішення задач	20	Таблиці, набір задач	
3	Тестовий контроль	15	Білет	
4	Виконання лабораторної роботи	40	Реактиви, хімічний посуд, прилади	
5	Аналіз та підведення підсумків заняття	10		

**Тема: ВСТУП. ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ.
ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА.
ЕЛЕКТРОННА БУДОВА АТОМІВ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ ІОНІВ.**

1. Актуальність теми: знання основ техніки безпеки дозволить уникнути небезпечних випадків під час роботи із хімічними речовинами на практичних заняттях. Студентам пропонується згадати будову хімічних елементів, щоб перейти до вивчення біонеорганічної хімії.

2. Ціль загальна :

- засвоїти правила техніки безпеки;
- уміти пояснити залежність основних властивостей хімічних елементів від місця знаходження в періодичній системі.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про електронну структуру атомів і енергетичний стан електронів;
- знати періодичний закон і періодичну систему Менделєєва;
- вміти робити загальний аналіз періодичної системи, пояснити залежність властивостей елемента від положення в періодичній системі;
- вміти писати рівняння реакцій різних типів.

4. Література:

Основна:

- 1.1. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія В., 2008, с. 775.
- 1.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с.335.
- 1.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 193.

Додаткова:

- 1.4. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до вузів, 1992.
- 1.5. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 1.6. Граф логічної структури.
- 1.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 1.8. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Організаційні питання.
- 5.2. Інструктаж з техніки безпеки.

- 5.3. Предмет медична хімія.
- 5.4. Періодичний закон Менделєєва – основа вивчення неорганічної хімії.
Періодична система
- 5.5. Зміни властивостей елементів зі зміною порядкового номера.
- 5.6. Електронна будова атомів та йонів.
- 5.7. Класи неорганічних сполук.
- 5.8. Електролітична дисоціація неорганічних сполук.
- 5.9. Окисно-відновні реакції.

6. **Тестовий контроль** для визначення початкового рівня знань студентів і перевірка його.

Тема: БІОГЕННІ s–ЕЛЕМЕНТИ, ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ БІОЛОГІЧНА РОЛЬ, ЗАСТОСУВАННЯ В МЕДИЦИНІ.

1. **Актуальність теми:** хімічні елементи та їх сполуки лежать в основі живої та неживої природи. Вони відіграють важливу роль в життєдіяльності організму, а також використовуються як лікарські засоби. Вивчення фізичних та хімічних властивостей s-елементів дозволить оцінити їх вплив на хімічні процеси, які відбуваються в живому організмі. Для майбутнього лікаря такі знання необхідні під час проведення діагностики різних станів здоров'я пацієнтів, як хворих так і здорових.
2. **Ціль загальна:** вивчити властивості сполук s-елементів та їх медико-біологічний вплив на організм людини.
3. **Конкретні цілі, уміти:**
 - мати уявлення про загальну характеристику s-елементів;
 - знати важливі сполуки s-елементів та їх властивості ;
 - вміти писати електронну конфігурацію атомів та йонів,
 - писати рівняння хімічних реакцій,
 - проводити якісні реакції.

4. Література:

Основна:

- 4.1. 4.1. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; 20 – 30; 211 – 225.
- 4.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с.278-304.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 37-47.

Додаткова:

- 4.4. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных 4.4.1.1. элементов, 1990, С. 36-68.
- 4.5. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 37-47.

- 4.6. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.7. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978г.
- 4.8. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975г.
- 4.9. Граф логічної структури.
- 4.10. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.12. Авцын А.П., Жаворонков А.А., и др. Микроэлементоды человека, 1991.
- 4.13. Швайкова М.Д. Токсикологическая химия, 1975.
- 4.14. Артамонова В.Г., Шаталова Н.Н. Профессиональные болезни, 1988.
- 4.15. Машковский М.Д. Лекарственные средства. 1993. Т I и т II.
- 4.16. Государственная фармакопея СССР. Одиннадцатое издание.
- 4.17. Державна фармакопея України.
- 4.18. Смірнова О.В. Хімічна та тривіальна номенклатура неорганічних сполук. Методичний посібник. 2014р.
- 4.19. Смірнова О.В., Сулім О.Г. Елементи якісного та кількісного аналізу.
- 4.20. Методичний посібник. 2014р.

5. Основні питання теми:

5.1. s-елементи:

- що таке s-елементи;
- загальна характеристика I-A та II-A груп;
- електронна конфігурація атомів та іонів;
- оксиди, гідроксиди;
- пероксиди, надпероксиди;
- біологічне значення натрію, калію, кальцію, магнію, стронцію, барію (їх знаходження та роль в організмі людини, лікарські засоби).

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Вчення В.І.Вернадського про біосферу. Біогеохімічні провінції.
- 6.2. Біогенні елементи, якісний та кількісний склад організму людини.
- 6.3. Макро- та мікроелементи, елементи-органогени.
- 6.4. Проблеми забруднення біосфери.

7. Еталони розв'язання завдань:

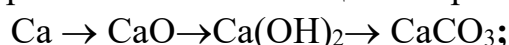
- 7.1. Напишіть електронну конфігурацію атома Натрію та його іону.

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

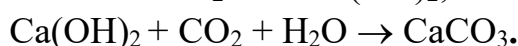
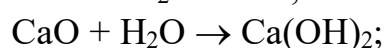
- 7.2. Напишіть електронну конфігурацію атома Кальцію та його іону.

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

- 7.3. Напишіть рівняння такого ланцюга перетворень:



Відповідь: $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO};$



- 7.4. Назвіть найпоширеніші лікарські препарати натрію.

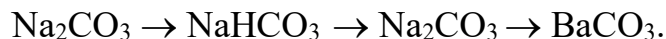
NaCl – 0,9%-ний розчин – це фізіологічний або ізотонічний розчин.

використовується як простіший кровозамінник;
NaHCO₃ – питна сода, антацидний засіб;
Na₂SO₄ – легка послаблююча дія.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

8.1. Чому водень проявляє відновлюючі та окиснювальні властивості?

8.2. За допомогою відповідних рівнянь реакцій здійсніть такі перетворення:



8.3. Назвіть біогеохімічні провінції в Україні.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

9.1. Напишіть електронну конфігурацію атома та іону Калію.

9.2. Напишіть електронну конфігурацію атома та іону Магнію.

9.3. Напишіть рівняння такого ланцюга перетворень:



9.4. Що таке біогенні елементи?

Відповіді:

9.1. K⁰ 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s¹; K⁺ 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s⁰

9.2. Mg⁰ 1s²2s²2p⁶3s²; Mg²⁺ 1s²2s²2p⁶3s⁰.

9.3. Na + O₂ → Na₂O;
Na₂O + H₂O → NaOH;
NaOH + H₂SO₄ → NaHSO₄.

9.4. Біогенними називаються елементи, які виявлені в живих організмах, і беруть участь в біохімічних процесах.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.2. Якісне визначення іонів калію.

10.1. Якісне визначення іонів кальцію.

10.3. Якісне визначення іонів магнію.

11. Методика проведення експерименту

11.1. Якісне визначення іонів калію у вигляді тартрату.

В пробірку внести 5 крапель розчину тартрату(винної кислоти), додати 2 краплі розчину КОН і потерти скляною паличкою по стінках пробірки до утворення осаду. Далі дати надлишок КОН. Написати рівняння реакції, описати зовнішній ефект, зробити висновки.

11.2. Якісне визначення іонів кальцію.

В пробірку внести 2 краплі розчину Na₂C₂O₄, додати 1 краплю розчину CaCl₂. Вказати зовнішній ефект реакції, написати рівняння реакції, зробити висновки.

11.3. Якісне визначення іонів магнію.

В пробірку внести 2 краплі розчину MgCl₂ і додати розчин аміаку до випадіння осаду, потім додати розчин NH₄Cl до повного розчинення осаду. До одержаного розчину додати по краплях розчин Na₂HPO₄ до

утворення осаду. Вказати зовнішній ефект реакцій. Написати рівняння реакцій. зробити висновки.

Схема оформлення протоколу лабораторної роботи
(на розгорнутому подвійному аркуші зошита)

№ досліду, назва досліду, хід досліду	Рівняння	реакцій	Біологічне значення елементу, типу реакції, роль в організмі
1 Якісна реакція на іони кальцію. 2кр. Na ₂ C ₂ O ₄ + 1 кр. CaCl ₂	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$	$\text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ білий	Кальцій міститься у кістковій та зубній тканинах; CaC ₂ O ₄ – продукт обміну речовин, виділяється із сечею

Тема: БІОГЕННІ р–ЕЛЕМЕНТИ, ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ, БІОЛОГІЧНА РОЛЬ, ЗАСТОСУВАННЯ В МЕДИЦИНІ.

1. Актуальність теми: р-елементи – входять до складу багатьох біологічно активних молекул і відіграють велику роль в процесі обміну речовин. Багато сполук р-елементів використовують як лікарські засоби. Деякі із них є забруднювачами навколишнього середовища.

2. Ціль загальна : вивчити властивості сполук р-елементів та їх вплив на організм людини.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про електронну будову р - елементів;
- знати важливіші сполуки р-елементів та їх властивості ;
- характеризувати кислотно – основні та окисно – відновні властивості.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; 20 – 30; 211 – 225.
- 4.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина»., К., 2013, с.278-304.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 37-47.

Додаткова:

- 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.

- 4.6. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978г.
- 4.7. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975г.
- 4.8. Граф логічної структури.
- 4.1. 4.9. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.10. Авцын А.П., Жаворонков А.А., и др. Микроэлементоды человека, 1991.
- 4.11. Швайкова М.Д. Токсикологическая химия, 1975.
- 4.12. Артамонова В.Г., Шаталова Н.Н. Профессиональные болезни, 1988.
- 4.13. Машковский М.Д. Лекарственные средства. 1993. Т I и т II.
- 4.14. Государственная фармакопея СССР. Одиннадцатое издание.
- 4.15. Державна фармакопея України.
- 4.16. Смірнова О.В. Хімічна та тривіальна номенклатура неорганічних сполук. Методичний посібник. 2014р.
- 4.17. Смірнова О.В., Сулім О.Г. Елементи якісного та кількісного аналізу. Методичний посібник. 2014р.

5. Основні питання теми:

5.1 р-Елементи III-A групи (на прикладі Алюмінію):

- загальна характеристика групи;
- електронна конфігурація алюмінію, ступінь окиснення;
- алюміній оксид та гідроксид, їх амфотерні властивості;
- біологічна роль алюмінію (лікарські засоби); використання для очищення води.

5.2. р-Елементи V-A групи (на прикладі Нітрогену):

- загальна характеристика групи;
- електронна конфігурація нітрогену, ступені окиснення;
- водневі та кисневі сполуки нітрогену, їх кислотно-основні властивості;
- окисно-відновні властивості;
- біологічна роль нітрогену (знаходження в організмі людини, лікарські засоби).

5.3. р-Елементи VI-A групи (на прикладі Оксигену та Сульфуру):

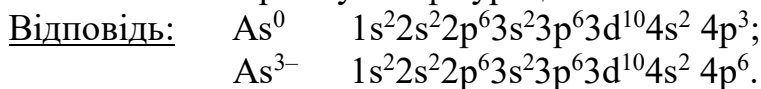
- електронна конфігурація, ступені окиснення;
- водневі та кисневі сполуки сульфуру;
- окисно-відновні властивості;
- біологічна роль кисню, сульфуру (знаходження в організмі людини, лікарські засоби).

6. Питання для самостійної позааудиторної роботи:

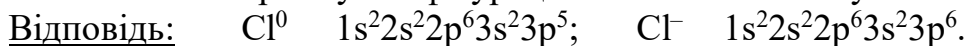
- 6.1. Біологічна роль бору, карбону, фосфору, арсену, селену, галогенів (знаходження в організмі, лікарські засоби).
- 6.2. Токсичність сполук карбону, фосфору, арсену (антидоти).

7. Еталони розв'язання завдань:

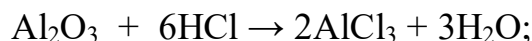
7.1. Напишіть електронну конфігурацію атома As⁰ та іону As³⁻.



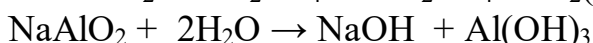
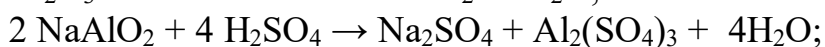
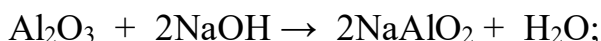
7.2. Напишіть електронну конфігурацію атома Cl⁰ та іону Cl⁻.



7.3. Покажіть рівняннями реакцій амфотерність Al₂O₃ та властивості алюмініатів:



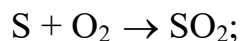
t



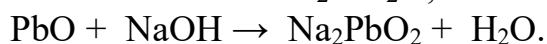
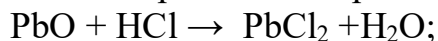
7.3. Напишіть рівняння такого ланцюга перетворень:



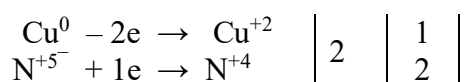
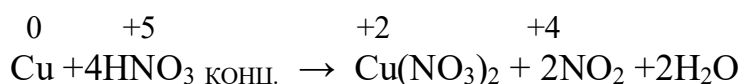
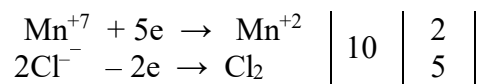
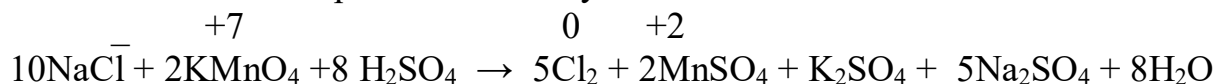
Відповідь:



7.4. Покажіть рівняннями реакцій амфотерність PbO:



7.5. Закінчить рівняння окисно-відновної реакції та підберіть коефіцієнти методом електронного балансу:



7.6. Назвіть найпоширеніші лікарські препарати галогенів.

Відповідь:

NaF, KF – для лікування карієсу;

NaCl – 0,9% розчин – простіший кровозамінник;

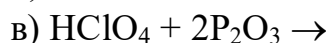
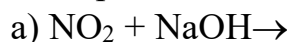
CaCl₂, Ca(OCl)₂ - хлорне вапно – дезинфікуючий засіб;

NaBr, KBr, NH₄Br – заспокійливі засоби;

I₂ спиртовий розчин – 5%, 10% - дезинфікуючий засіб;
 Розчин Люголю - водний розчин I₂ в KI - дезинфікуючий засіб під час ангіни.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

8.1. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій за допомогою електронного балансу:



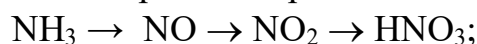
8.2. Покажіть рівняннями реакцій амфотерність Al(OH)₃.

8.3. Токсичні сполуки карбону. Які захворювання вони викликають?

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

9.1. Напишіть електронну конфігурацію атома В⁰ та іону В³⁺.

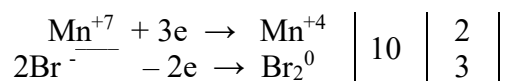
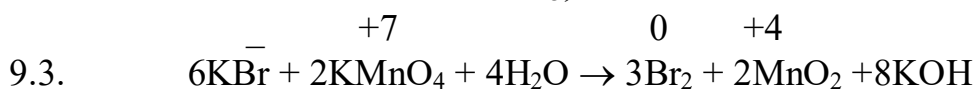
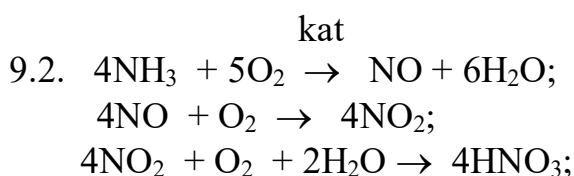
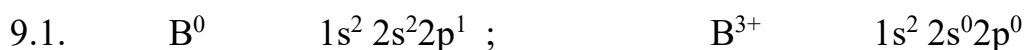
9.2. Напишіть рівняння реакцій таких перетворень:



9.3. Напишіть продукти окисно – відновної реакції та підберіть коефіцієнти методом електронного балансу:



Відповіді:



10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Якісна реакція на карбонат – аніон. .
- 10.2. Якісна реакція на сульфат – аніон.
- 10.3. Якісна реакція на нітрит – аніон
- 10.4. Якісна реакція на тіосульфат – аніон

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Якісна реакція на карбонат – аніон.

В пробірку внести 2 краплі розчину Na_2CO_3 і додати 2 краплі розчину BaCl_2 . До осаду додати розчин ацетатної кислоти. Описати зовнішній ефект реакцій. Написати рівняння реакцій. Зробити висновки.

11.2. Якісна реакція на сульфат – аніон.

В пробірку внести 2 краплі розчину H_2SO_4 і додати 2 краплі розчину BaCl_2 . До осаду додати розчин хлоридної кислоти. Описати зовнішній ефект реакції. Написати рівняння реакції. Зробити висновки (застосування BaSO_4 в медицині).

11.3. Якісна реакція на нітрит – аніон.

В пробірку внести 2 краплі розчину NaNO_2 додати 2 краплі розчину оцтової (ацетатної) кислоти і 2 краплі розчину KI . Описати зовнішній ефект реакції. Написати рівняння реакції. Зробити висновки.

11.4. Якісна реакція на тіосульфат – аніон.

В пробірку внести 3 краплі розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і додати 2 краплі розчину хлоридної кислоти. Описати зовнішній ефект реакції. Написати рівняння реакції. Зробити висновки.

Тема: БІОГЕННІ d-ЕЛЕМЕНТИ, ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ БІОЛОГІЧНА РОЛЬ, ЗАСТОСУВАННЯ В МЕДИЦИНІ.

1. Актуальність теми: d-елементи містяться в організмі значно в меншій кількості в порівнянні з s- та p- елементами. Однак роль цих мікроелементів в перебігу фізіологічних та патологічних процесів в організмі велика. Вони в значній мірі визначають структуру і властивості ферментів. Порушення обміну мікроелементів є причиною багатьох захворювань.

2. Ціль загальна : вивчити властивості сполук d- елементів та їх біологічне значення.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про електронну будову d - елементів;
- вміти пояснювати кислотно-основні властивості;
- пояснювати окисно – відновні властивості;
- знати деякі лікарські засоби цих елементів.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; 225 – 256.
- 4.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, 4.1.1.1. с. 304 – 312.
- 4.2. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 48-53.

Додаткова:

- 4.3. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов, 1990, с. 69-119.
- 4.4. Глинка Н.Л. Общая химия 1977, с. 570-575, 620-623, 625-629, 687-691.
- 4.5. Граф логічної структури.
- 4.6. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978, с. 329-339, 344-348.
- 4.7. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975, с. 95-99.
- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.
- 4.10. Авцын А.П., Жаворонков А.А., и др. Микроэлементозы человека, 1991.
- 4.11. Швайкова М.Д. Токсикологическая химия, 1975.
- 4.12. Артамонова В.Г., Шаталова Н.Н. Профессиональные болезни, 1988.
- 4.13. Машковский М.Д. Лекарственные средства. 1993. т. I и т. II.
- 4.14. Державна фармакопея України.
- 4.15. Смирнова О.В. Хімічна та тривіальна номенклатура неорганічних сполук. Методичний посібник. 2014р.
- 4.16. Смирнова О.В., Сулім О.Г. Елементи якісного та кількісного аналізу. Методичний посібник. 2014р.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Характеристика d-елементів (на прикладі феруму та хрому):
 - загальна характеристика;
 - електронна конфігурація, ступені окиснення;
 - кислотно-основні властивості ;
 - окисно-відновні властивості;
 - біологічне значення феруму та хрому(знаходження в організмі людини, лікарські засоби).

6. Питання для самостійної позааудиторної роботи:

Біологічна роль цинку, мангану, купруму, молібдену, меркурію (роль в організмі людини, лікарські засоби). Токсична дія меркурію, його знезараження.

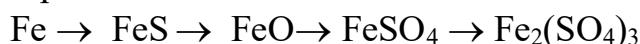
7. Еталони рішення звань:

7.1. Напишіть електронну конфігурацію атома Cu та іону Cu⁺².

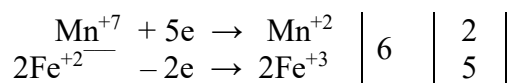
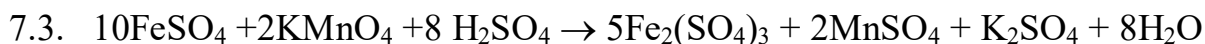
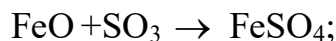
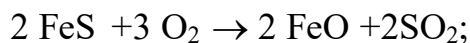
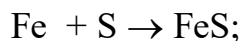
Відповідь:



7.2. За допомогою відповідних рівнянь реакцій здійсніть такі перетворення:



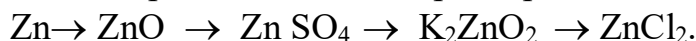
Відповідь:



8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

8.1. Напишіть електронну конфігурацію Cu⁰ та Cu⁺².

8.2. Напишіть рівняння таких перетворень:



8.3. Покажіть рівняннями реакцій амфотерність Fe(OH)₃:

8.4. Закінчити рівняння реакції:

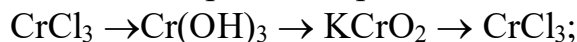


8.5. Схарактеризуйте кислотно-основні властивості хром оксидів за різних ступенях окиснення.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

9.1. Напишіть електронну конфігурацію атома Co⁰ та Co³⁺;

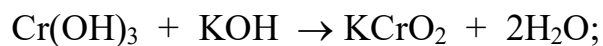
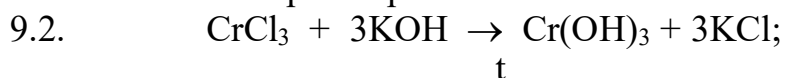
9.2. Напишіть відповідні рівняння реакцій таких перетворень:

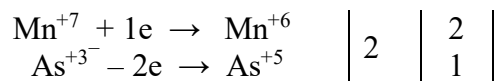


9.3. Напишіть продукти окисно – відновної реакції та підберіть коефіцієнти методом електронного балансу:



Відповіді:





10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Реакція якісного визначення манганат - іону
- 10.2. Реакція якісного визначення іонів феруму (II).
- 10.3. Реакції якісного визначення іонів феруму (III).
- 10.4. Реакція якісного визначення іонів купруму (II).

11. Методика проведення експерименту :

- 11.1. Реакція якісного визначення манганат – іону
В пробірку внести 2 краплі розчину KMnO_4 , 2 краплі розчину H_2SO_4 і по краплях розчин H_2O_2 . Описати спостереження. Написати рівняння реакції.
- 11.2. Реакції якісного визначення іонів феруму(II).
В пробірку внести 2 краплі розчину FeSO_4 і додати 2 краплі розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червона кров`яна сіль). Описати спостереження. Написати рівняння реакції.
- 11.3. Реакції якісного визначення іонів феруму(III).
 - а). В пробірку внести 2 краплі розчину FeCl_3 і додати 2 краплі розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовта кров`яна сіль). Описати спостереження. Написати рівняння реакції.
 - б). В пробірку внести 2 краплі розчину FeCl_3 і додати 1 краплю розчину KSCN . Описати зовнішній ефект. Написати рівняння реакції.
- 11.4. Реакції якісного визначення іонів купруму(II).
В пробірку внести 2 краплі розчину CuSO_4 і додати краплями розчин аміаку. Спостерігайте зміни в пробірці та напишіть відповідні рівняння реакцій.

Тема: КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ В БІОЛОГІЧНИХ СИСТЕМАХ

1. Актуальність теми:

комплексні сполуки мають значення в хімічному аналізі для встановлення та кількісного визначення деяких елементів, в хімічній

промисловості. В живих організмах різні класи комплексних сполук виконують специфічні функції в обміні речовин. Природні комплексні сполуки (гемоглобін, хлорофіл, вітамін В₁₂) беруть участь в процесах дихання, фотосинтезу, біологічного окиснення та у ферментативному каталізі.

2. Ціль загальна:

- пояснити металолігандний гомеостаз;
- пояснити застосування деяких комплексних сполук в медичній практиці як лікарських препаратів.

3. Конкретні цілі, уміти:

- визначати заряд комплексного іону та центрального атома в сполуках;
- писати формули комплексних сполук із заданим координаційним числом;
- писати рівняння $K_{\text{нест.}}$ та $K_{\text{ст.}}$ комплексного іону.

4. Література:

Основна:

- 4.1. 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с. 46 – 84.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с. 32-40.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 58-65.

Додаткова:

- 4.5. Хухрянский В.Г. Химия биогенных элементов, 1990, К., с. 182-192.
- 4.6. Алексеев А.Н. Качественный анализ, с. 272-393.
- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9. 4.9 . Григор'єва В.В. та ін. Загальна хімія. – К. Вища школа, 1991 р. – с. 154- 158.
- 4.10. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975
- 4.11. Левітін Є.Я. та ін. Загальна та неорганічна хімія. В,: Нова книга, 2003.

5. Теоретичні питання:

- 5.1. Визначення комплексних сполук.
- 5.2. Основні положення теорії Вернера (центральный атом, координаційне число, ліганди, дентатність лігандів, комплексний іон, внутрішня та зовнішня координаційна сфери).
- 5.3. Номенклатура комплексних сполук.
- 5.4. Класифікація комплексних сполук:
 - за зарядом комплексного іону;
 - за природою ліганда;

- внутрішньокмлексні сполуки – хелати, поліядерні комплекси, клатрати, фулерени.

5.5. Рівновага в розчинах комплексних сполук: дисоціація (первинна, вторинна), $K_{\text{нест.}}$ та $K_{\text{ст.}}$.

5.6. Біологічна роль комплексних сполук та їх використання в медицині:

- ферум-, кобальто- та цинковмісні біокмлексні сполуки;
- поняття про металолігандний гомеостаз, його порушення;
- кмлексони як антидоти (хелатотерапія);
- кмлексні сполуки як антиоксиданти для зберігання лікарських препаратів.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

6.1. Просторова будова кмлексних сполук.

6.2. Ізомерія кмлексних сполук.

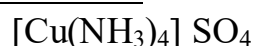
6.3. Природа хімічного зв'язку в кмлексних сполуках:

- метод валентних зв'язків (МВЗ);
- теорія кристалічного поля (ТКП);
- метод молекул орбіталей (МВО).

7. Еталони рішення завдань.

7.1. Написати формулу кмлексу купрум сульфату з амоніаком $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ та пояснити складові частини:

Рішення:

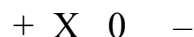


Іон Cu^{2+} – центральний атом.

Ліганд – молекули амоніаку NH_3 .

Координаційне число $n = 4$.

Зовнішня сфера – сульфат-іон SO_4^{2-} .



7.2. Визначити заряд кмлексоутворювача в сполуці $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$:

Рішення

$$(+1) + \text{X} + 0 + (-5) = 0; \quad \text{X} = 5 - 1; \quad \text{X} = 4.$$



7.3. Визначити заряд кмлексного іону в сполуці $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{+2} \text{Cl}_2$:

Рішення:

$$(+3) + (0 \cdot 5) + (-1) = +2.$$

7.4. Назвати кмлексну сполуку $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$:

Рішення: гексааквахром(III) хлорид.

7.5. Назвати кмлексну сполуку $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$:

Рішення: натрій гексафтороферат(III).

7.6. Напишіть формулу сполуки тетраамінцинк сульфат:



7.7. Напишіть формулу сполуки калій гексаціаноферат(III)



7.6. Написати рівняння первинної дисоціації кмлексної сполуки

- 9.4. До складу гемоглобіну входить Ферум;
до карбоангідрази входить Цинк.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Одержання комплексних сполук з комплексним аніоном.
- 10.2. Одержання комплексних сполук з комплексним катіоном.
- 10.3. Обмінні реакції в розчинах комплексних сполук.
- 10.4. Утворення калій трийодиду .

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Одержання сполук з комплексним аніоном.

В пробірку внесіть 3 краплі розчину $\text{Vi}(\text{NO}_3)_3$, додайте по краплях розчин KI до утворення темно-бурого осаду. До одержаного осаду по краплях додайте розчин KI до повного розчинення. Вкажіть забарвлення одержаного розчину. Напишіть відповідні рівняння реакцій. Напишіть вираз загальної константи нестійкості комплексного іону. Назвати комплексну сполуку, що утворилася.

11.2. Одержання комплексних сполук з комплексним катіоном.

В пробірку внесіть 1 краплю розчину AlCl_3 і додайте 1 краплю розчину NaOH до утворення осаду. Потім додайте надлишок розчину NaOH . Вкажіть зовнішній ефект реакцій. Напишіть рівняння реакцій. Зробіть висновки. Назвіть комплексну сполуку, що утворилася.

11.3. Обмінні реакції в розчинах комплексних сполук (нестійкість комплексних іонів).

В пробірку внесіть 2 краплі розчину CoCl_2 та додайте 3 краплі концентрованого розчину NH_4SCN до утворення синього розчину. Потім додати воду до зміни кольору. Вкажіть зовнішній ефект реакцій. Напишіть рівняння реакцій. Зробіть висновки. Назвіть комплексну сполуку.

11.4. Утворення калій трийодиду (розчину Люголю).

Внесіть в пробірку 1-2 кристали йоду та 2 мл води. Потім додайте по краплях концентрований розчин KI до розчинення. Напишіть рівняння реакції. Назвіть комплексну сполуку.

**Тема: СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ.
ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ХІМІЧНИЙ ПОСУД.**

1. Актуальність теми: знання способів вираження концентрації розчинів, уміння приготування розчинів певної концентрації необхідні студентам для вивчення біохімії, гігієни, фармакології, а лікарям – для правильної інтерпретації даних лабораторного аналізу, розрахунку доз лікарських препаратів.

2. Ціль загальна: знати різні способи вираження концентрації розчинів, взаємозв'язок між ними.

3. Конкретні цілі, вміти:

- користуватись формулами для розрахунку наважки;
- вміти користуватися хімічним посудом для приготування розчинів

4. Література:

Основна:

- 4.1. 4.1. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; с. 95 – 100.
- 4.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, 4.2.1.1. с. 83-92.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 66-73.

Додаткова:

- 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, 1973, с. 166-170.
- 4.7. Граф логічної структури.
- 4.8. Шемякин Ф.М. Аналитическая химия, 1973.
- 4.9. Алексеев В.Н. Количественный анализ, 1972.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Масова частка.
- 5.2. Молярна концентрація.
- 5.3. Фактор еквівалентності (кислот, основ, солей, окисників, відновників).
- 5.4. Молярна маса еквівалента.
- 5.5. Молярна концентрація еквівалента.
- 5.6. Взаємозв'язок різних способів вираження концентрації.
- 5.7. Закон еквівалентності.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Молярна концентрація.

6.2. Титр розчинів.

6.3. Хімічний посуд для приготування розчинів: мірна колба, піпетка, бюретка.

6.3. Розчинність газів та твердих речовин. Залежність розчинності від тиску (закон Генрі-Дальтона), природи речовини та розчинника, температури.

6.4. Роль розчинів в процесі життєдіяльності.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Розрахунок за масовою часткою речовини в розчині.

Задача 1. Скільки грамів борної кислоти та води потрібно для приготування 250 г розчину з масовою часткою борної кислоти 3%?

Рішення: :

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

$$\text{Звідки: } m_x = \frac{\omega \cdot m_p}{100}; \quad m_{H_3BO_3} = \frac{3 \cdot 250}{100} = 7,5 \text{ г}$$

Води необхідно взяти: $250 - 7,5 = 242,5$ г

7.2. Розрахунок за молярною концентрацією розчину.

Задача 2. Скільки грамів натрій хлориду потрібно для приготування 1 л розчину з $C_x = 2$ моль/л?

Рішення: :

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

$$\text{Звідки: } m_x = C_x \cdot M_x \cdot V_p = 2 \cdot 58,5 \cdot 1 = 117 \text{ г}$$

7.3. Розрахунок за молярною концентрацією еквіваленту.

Задача 3. Скільки грамів $KMnO_4$ необхідно для приготування 2 л розчину із $C_n = 0,5$ моль/л, якщо аналіз проводився в кислому середовищі?

Рішення: :

$$C_m = \frac{m_x}{M_x \cdot f_{екв.х} \cdot V_p}$$

$$\text{Звідки: } m_x = C_m \cdot M_x \cdot f_{екв} \cdot V_p = 0,5 \cdot 158 \cdot 1/5 \cdot 2 = 31,6$$

7.4. Зв'язок різних способів вираження концентрацій.

Задача 4. Знайти молярну концентрацію еквіваленту розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 10% (густина 1,22; $f_{\text{екв.}} = 1/2$).

Рішення:

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

(Для позначення молярної концентрації еквівалента C_H використовують також $C_{\text{фекв.}}$, $C_{\text{екв.}}$, $C(\frac{1}{Z})$).

7.5. Розрахунок лікарських засобів.

Задача 5. Хворому треба ввести 100 мг бемегриду. Скільки мл його розчину з масовою часткою 0,5 % необхідно взяти?

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

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

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

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Обчислити масу води, яку необхідно додати до 50 г 2 %-ного розчину натрій хлориду для приготування фізіологічного розчину його (масова частка 0,9 %).
- 8.2. Масова частка хлоридної кислоти в розчині лікарського препарату 8,2 %. Обчислити молярну концентрацію еквівалента хлоридної кислоти в цьому розчині (густина 1,1).
- 8.3. Для введення хворого в наркоз використовують натрій оксибутират (ГОМК), який випускається по 10 мл розчину в ампулі з масовою часткою речовини 20 %. Маса хворого 60 кг. Препарат вводять з розрахунку 70 мг на 1 кг маси тіла. Скільки мл розчину необхідно ввести хворому? ($\rho = 1,1$).
- 8.4. Скільки мл 30% - го розчину гідрогенпероксиду ($\rho = 1,4$) необхідно взяти для приготування 100 мл 5% - го розчину ($\rho = 1,1$).

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

- 9.1. Що таке масова частка?
- 9.2. Як обчислити фактор еквівалентності солі (навести приклад)?

9.3. Розрахувати наважку для приготування 2 л розчину калій гідроксиду із масовою часткою 2%.

9.4. Для чого використовується бюретка в хімічному аналізі?

Відповідь:

9.1. Відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

9.2. Для солей – фактор еквівалентності це одиниця поділена на сумарну валентність металу (добуток валентності металу на його кількість).

$$9.3. \quad \varpi = \frac{m_X}{m_{P-HV}} 100\% ; \quad m_{P-HV} = V \rho = 2000 \cdot 1 = 2000 \text{ г};$$

$$m_X = \frac{\varpi \cdot m_{P-HV}}{100\%} = \frac{2 \cdot 2000}{100} = 40 \text{ г}$$

9.4. Бюретка використовується для титрування, тобто титрований розчин приливають із бюретки до досліджуваного розчину.

10. Робота з хімічним посудом.

Тема: КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА В ОРГАНІЗМІ.

1. Актуальність теми: дія біологічних каталізаторів, а також специфічність біохімічних процесів пов'язані з певною концентрацією іонів гідрогену.

Знання закономірностей, які визначають концентрацію іонів гідрогену, дають можливість прогнозувати процеси в живому організмі і сприяють засвоєнню фізіології, біохімії, а також є важливою умовою успішної діяльності лікаря.

2. Ціль загальна – уміти оцінювати і прогнозувати процеси, протікання яких залежить від зміни реакції середовища.

3. Конкретні цілі, вміти:

- використовувати знання про концентрацію іонів гідрогену для оцінки властивостей розчинів, напрямків протікання хімічних реакцій
- розраховувати рН розчинів сильних і слабких електролітів
- визначати рН розчинів за допомогою індикаторів.

4. Література:

Основна:

- 4.1. 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; ст. 129 – 151.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, 4.3.1.1. с. 104-120.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 82-89.

Додаткова:

- 4.5. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 65-66, 68-71, 75-77.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 77- 79; 46.
- 4.7. Алексеев А.Н. Качественный анализ, с. 228-234.
- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Протолітична теорія кислот та основ Бренстеда та Лоурі.
- 5.2. Константа дисоціації та іонний добуток води.
- 5.3. Загальна, активна, потенціальна кислотність та лужність, їх обчислення для сильних та слабких електролітів.
- 5.4. Закон розведення Оствальда.
- 5.5. рН розчинів, його обчислення для сильних та слабких електролітів.
- 5.6. Біологічне значення рН (величина рН крові, шлункового соку, сечі, кишкового соку; ацидоз та алкалоз, вплив рН на мікроорганізми, на роботу ферментів).
- 5.7. Індикатори (формулювання): метилоранж, фенолфталеїн, їх інтервали переходу, забарвлення в кислому та лужному середовищах.

6. Питання для самостійної позааудиторної роботи:

- 6.1. Теорія індикаторів, механізм їх дії, інтервал переходу забарвлення індикаторів. Універсальний індикатор.
- 6.2. Визначення рН за допомогою індикаторів.
- 6.3. Гідроліз солей.

7. Еталони рішення задач:

Для знаходження \lg та $\text{ant } \lg$ необхідні таблиці Брадїса (див. сайт кафедри).

7.1. Визначення рН розчинів за відомою концентрацією H^+ - іонів.

Задача 1. Обчислити рН розчину з концентрацією іонів гідрогену $4,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Рішення: $[\text{H}^+] = 4,2 \cdot 10^{-5}$.

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

7.2. Обчислення рН розчинів сильних та слабких електролітів.

Задача 2. Обчислити рН розчину HCl з $C_{\text{H}}=0,15$ моль/л та розчину NaOH з $C_{\text{H}}= 0,2$ моль /л, $\alpha=1$.

Рішення:

розчин HCl

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

розчин NaOH

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

Задача 3. Обчислити pH розчину CH_3COOH з $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л ($K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) та розчину NH_4OH з $C_{\text{H}} = 0,2$ моль/л ($K_{\text{д}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$).

Рішення:

розчин CH_3COOH

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

розчин NH_4OH

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ \text{pOH} &= -\lg[\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_{\text{д}} \cdot [\text{основи}]} = \\ &= \sqrt{1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,92 \cdot 10^{-3} \\ \text{pOH} &= -\lg 1,92 \cdot 10^{-3} = \\ &= -\lg 1,92 - \lg 10^{-3} = \\ &= 3 - 0,28 = 2,72 \\ \text{pH} &= 14 - 2,72 = 11,28. \end{aligned}$$

7.3. Визначення pH розчинів після розведення їх водою.

Задача 4. Як зміниться pH води, якщо до 80 мл її додати 20 мл розчину NaOH з $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л, $\alpha = 1$.

Рішення: $\text{pH}(\text{H}_2\text{O}) = 7$.

Після додавання до води розчину NaOH утворюється розчин основи, концентрацію якого розраховуємо за законом еквівалентності:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2, \quad \text{де } V_2 = 80 \text{ мл} + 20 \text{ мл} = 100 \text{ мл}.$$

$$C_2 = \frac{V_1 \cdot C_1}{V_2} = \frac{20 \cdot 0,1}{100} = 0,02 = 2 \cdot 10^{-2}$$

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

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

$$\text{pH} = 14 - 1,7 = 12,3; \quad \Delta \text{pH} = \text{pH}_{\text{осн}} - \text{pH}_{\text{H}_2\text{O}}.$$

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

7.4. Визначення pH після змішування розчинів.

Задача 5. Визначити pH розчину, який отримали після змішування

однакових об'ємів розчинів HCl з $C_H = 0,2$ моль/л ($\alpha = 1$) та NaOH з $C_H = 0,1$ моль/л ($\alpha = 1$).

Рішення: $HCl + NaOH = NaCl + H_2O$.

Кислота та луг реагують у співвідношенні 1:1. В результаті реакції в розчині залишилося кислоти: $0,2 - 0,1 = 0,1$ моль. Так як об'єм суміші збільшився в 2 рази, то концентрація кислоти в розчині зменшиться в 2 рази і становить :

$0,1 / 2 = 0,05$ моль/л.

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

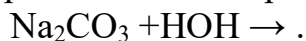
$pH = -\lg [H^+] = -\lg 5 \cdot 10^{-2} = 2 - 0,7 = 1,3$.

7.5. Визначення реакції середовища солей в результаті гідролізу.

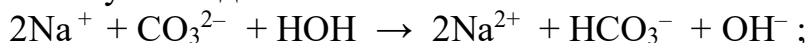
Яка реакція середовища в розчині в результаті гідролізу солі Na_2CO_3 .

Відповідь:

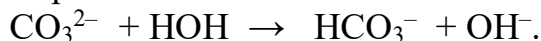
Гідроліз солі іде за рівнянням:



Напишемо в йонному вигляді:



скорочене йонне рівняння:



В розчині накопичуються іони OH^- , що зумовлюють лужне середовище.

8. *Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):*

8.1. Обчислити pH 1 %-ного розчину хлоридної кислоти.

8.2. Обчислити pH 0,5 М розчину амоній гідроксиду ($K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$).

8.3. Як зміниться pH розчину нітратної кислоти з $C_H = 0,1$ моль/л ($\alpha = 0,86$), якщо до 10 мл цього розчину долити 50 мл води.

8.4. Обчислити pH розчину, який одержали після змішування однакових об'ємів розчину сульфатної кислоти з $C_H = 0,2$ моль/л та розчину натрій гідроксиду з $C_H = 0,5$ моль/л.

8.5. Яка реакція середовища розчину в результаті гідролізу солі $CuCl_2$?

9. *Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):*

9.1. Яка сіль гідролізується і чому KCl чи K_3PO_4 ?

9.2. Що таке активна кислотність?

9.3. Що таке алкалоз?

9.4. Обчислити pH сантимольярного розчину NaOH ($\alpha = 1$).

9.5. Обчислити $[H^+]$, якщо $pH = 5,3$.

Відповіді:

9.1. Гідролізується сіль K_3PO_4 . тому що вона утворена слабкою кислотою та сильною основою.

9.2. Активна кислотність - це концентрація протонів в розчині.

9.3. Алкалоз – це зміщення рН крові в лужну сторону.

9.4. $pH + pOH = 14$;

$pH = 14 - pOH$; $pOH = - \lg [OH^-]$;

$[OH^-] = \alpha \cdot [основи] = 1 \cdot 0,01 = 10^{-2}$ моль/л;

$pOH = -\lg 10^{-2} = 2$;

$pH = 14 - 2 = 12$.

9.5. $pH = 5,3 = 6 - 0,7 = - \lg 10^{-6} - \lg 5,01$;

$[H^+] = 5,01 \cdot 10^{-6}$;

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Забарвлення індикаторів в кислому і лужному середовищах

10.2. Визначення рН за допомогою універсального індикаторного паперу

10.3. Визначення рН за допомогою розчину універсального індикатору.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Забарвлення індикаторів в кислому і лужному середовищах.

Дослід провести за таблицею:

Пробірка	Розчин + індикатор	Забарвлення
1	1мл HCl + 2кр. метилоранжу	
2	1мл HCl + 2кр. фенолфталеїну	
3	1мл NaOH + 2кр. метилоранжу	
4	1мл NaOH + 2кр. фенолфталеїну	

11.2. Визначення рН за допомогою універсального індикаторного паперу.

Дослід провести за таблицею:

Пробірка	Розчин	Індикатор	Забарвлення	рН
<u>1</u>	1мл HCl	занурити смужку універсального індикаторного паперу		
<u>2</u>	1мл NaOH			

рН визначати за кольоровою індикаторною таблицею.

11.3. Визначення рН розчинів за допомогою розчину універсального індикатору.

Дослід провести за таблицею:

	I пробірка	II пробірка	III пробірка
	розчин № 1 + 2кр. універсального Ind	розчин № 2 + 2кр. універсального Ind	розчин № 3 + 2кр. універсального Ind
забарвлення			
рН			

pH визначати за кольоровою індикаторною таблицею.

ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК БІОЛОГІЧНИХ РІДИН

1. **Актуальність теми:** дія біологічних каталізаторів, а також специфічність біохімічних процесів пов'язані з певною концентрацією іонів гідрогену. Знання закономірностей, які визначають концентрацію іонів гідрогену, дають можливість прогнозувати процеси в живому організмі і сприяють засвоєнню фізіології, біохімії, а також є важливою умовою успішної діяльності лікаря.
2. **Ціль загальна – уміти** оцінювати і прогнозувати процеси, протікання яких залежить від зміни реакції середовища.
3. **Конкретні цілі, вміти:**
 - використовувати знання про концентрацію іонів гідрогену для оцінки властивостей розчинів, напрямків протікання хімічних реакцій
 - розраховувати pH розчинів сильних і слабких електролітів
 - визначати pH розчинів за допомогою індикаторів.

4. Література:

Основна:

- 4.1. 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Мороз А.С. та ін. Медична хімія, 2008; ст. 129 – 151.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина»., К., 2013, 4.3.1.1. с. 104-120.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 82-89.

Додаткова:

- 4.5. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 65-66, 68-71, 75-77.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 77- 79; 46.
- 4.7. Алексеев А.Н. Качественный анализ, с. 228-234.
- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.9. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Загальна, активна, потенціальна кислотність та лужність, їх обчислення для сильних та слабких електролітів.
- 5.2. рН розчинів, його обчислення для сильних та слабких електролітів.
- 5.3. Біологічне значення рН (величина рН крові, шлункового соку, сечі, кишкового соку; ацидоз та алкалоз, вплив рН на мікроорганізми, на роботу ферментів).
- 5.4. Визначення рН методом абсорбційної фотометрії.

6. Питання для самостійної позааудиторної роботи:

- 6.1. Гідроліз солей. Роль гідролізу в біохімічних процесах.
- 6.2. Способи вираження концентрації розчинів.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Визначення рН розчинів за відомою концентрацією OH^- - іонів.

Задача 1. Обчислити рН розчину з концентрацією гідроксид-іонів $4,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

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

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

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

7.2. Визначення рН розчинів слабких кислот: CH_3COOH .

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

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot [\text{кислоти}]} =$$

$$= \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 4,24 \cdot 10^{-3}$$

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

7.4. Обчислення $[\text{H}^+]$ за заданої величини рН та рОН.

а) Обчислити $[\text{H}^+]$ в крові, якщо рН = 7,36 .

$$\text{pH} = 7,36; \quad \left[\begin{array}{l} [\text{H}^+] = \text{ant lg pH} = \text{ant lg } 7,36 = \text{ant lg } 8 - \text{ant lg } 0,64 = \\ = 4,36 \cdot 10^{-8} \text{ моль / л} \end{array} \right.$$

$$[\text{H}^+] = ?$$

Відповідь: $4,36 \cdot 10^{-8}$ моль / л

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

$$\text{pOH} = 4,29; \quad \left[\begin{array}{l} 1) \text{ Знаходимо рН:} \\ \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,29 = 9,71; \end{array} \right.$$

$$[\text{H}^+] = \text{ant lgpH} = \text{ant lg } 9,71 = \text{ant lg } 10 - \text{ant lg } 0,29 =$$

$$= 1,95 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $1,95 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Обчислити рН 1 %-ного розчину нітратної кислоти.
- 8.2. Обчислити рН 0,7 М розчину амоній гідроксиду($K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$).
- 8.3. Як зміниться рН розчину хлоридної кислоти з $C_H=0,1$ моль/л ($\alpha=0,96$), якщо до 10 мл цього розчину долити 50 мл води.
- 8.4. Обчислити рН розчину, який одержали після змішування однакових об'ємів розчину сульфатної кислоти з $C_H=0,1$ моль/л та розчину натрій гідроксиду з $C_H=0,4$ моль/л.
- 8.5. Яка реакція середовища розчину в результаті гідролізу солі $FeCl_3$?

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

- 9.1. Яка сіль гідролізується і чому $NaCl$ чи Na_3PO_4 ?
- 9.2. Що таке активна лужність?
- 9.3. Що таке ацидоз?
- 9.4. Обчислити рН децимолярного розчину $NaOH$ ($\alpha=1$).
- 9.5. Обчислити $[H^+]$, якщо $pH = 5,3$.

Відповіді.

- 9.1. Гідролізується сіль Na_3PO_4 . тому що вона утворена слабкою кислотою та сильною основою.
- 9.2. Активна лужність - це концентрація гідроксид-іонів в розчині.
- 9.3. Ацидоз – це зміщення рН крові в кислу 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 лабораторної роботи:

10. Фотометричне визначення рН досліджуваного розчину.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Фотометричне визначення рН досліджуваного розчину.

Дослід провести за таблицею:

Пробірка	Розчин	Індикатор
1	10мл стандартного	0,1мл р-нітрофенолу
2	10мл досліджуваного	0,1мл р-нітрофенолу

Виміряти екстинцію E кожного розчину за допомогою ФЕК. Обчислити концентрацію досліджуваного розчину за формулою:

$$\frac{C_x}{C_{cc}} = \frac{E_x}{E_{cc}} \qquad C_x = \frac{E_x \cdot C_{cc}}{E_{cm}}$$

За знайденою концентрацією розрахувати рН.

Тема : МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ. АЛКАЛІМЕТРІЯ

1. Актуальність теми: метод нейтралізації – це титриметричний метод кількісного аналізу кислот, основ та солей. Метод використовується в клінічних, біохімічних та санітарно-гігієнічних дослідженнях, для кількісного аналізу лікарських препаратів.

2. Ціль загальна – уміти інтерпретувати дані аналізу в медичній практиці.

3. Конкретні цілі, уміти: приготувати робочий розчин, встановити молярну концентрацію еквівалента робочого розчину в алкаліметрії.

4. Література:

- 4.1. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с. 120-129.
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., с. 315-326.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 74-78.

Додаткова:

- 4.4. Смірнова О.В. Титриметричний аналіз. Методичний посібник. 2013р., 4.1.1. с. 35.
- 4.5. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, с. 325-381.
- 4.6. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, с 164-198.
- 4.7. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972. с. 193-311.
- 4.8. Крешков А.П. Курс аналитической химии, т. II, М. 1968.
- 4.9. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия, т.І, т.ІІ, М., 1990.
- 4.10. Смірнова О.В., Сулім О.Г. Елементи якісного та кількісного аналізу. Методичний посібник. 2014р.

5. Основні питання теми:

- 5.1 Метод кислотно-основного титрування (метод нейтралізації), визначення методу. Основне рівняння методу.
- 5.2. Метод алкаліметрії (визначення):
 - робочі титровані розчини та їх приготування;
 - вихідні речовини методу;
 - криві титрування, стрибок титрування, точка еквівалентності (їх встановлення);

- індикатор: фенолфталеїн, інтервал переходу індикатора, забарвлення в кислому, лужному та нейтральному середовищах, принцип підбору індикатора для титрування.

5.3. Використання методу алкаліметрії в клінічному аналізі та санітарно-гігієнічних дослідженнях.

6. Питання для самостійної позааудиторного вивчення:

- 6.1. Теорія індикаторів, фенолфталеїн, метилоранж (інтервал переходу, забарвлення).
- 6.2. Вимоги до вихідних речовин.
- 6.3. Способи приготування титрованих розчинів (три способи).

7. Еталони рішення задач:

7.1. Задача .

Розрахувати точну концентрацію (C_H) приготовленого розчину лугу, якщо на титрування 5 мл титрованого розчину оксалату (щавелевої кислоти) з $C_H=0,10$ моль/л витрачено 5,3 мл розчину лугу.

Рішення:

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

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

7.2. Задача .

Розрахувати наважку натрій гідроксиду для приготування 2 л розчину, якщо титр цього розчину встановлюватимуть за розчином янтарної кислоти з $C_H=0,2$ моль/л.

Рішення: Так як титр натрій гідроксиду встановлюється за вихідною речовиною янтарною кислотою з $C_H=0,2$ моль/л, то наважку для приготування розчину NaOH розраховуємо виходячи з такої ж концентрації.

$$C_H = \frac{m_x}{M_x \cdot f_{\text{екв}} \cdot V};$$

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

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Розрахувати молярну концентрацію еквівалента розчину KOH, якщо на титрування 5 мл титрованого розчину сукцинату (янтарної кислоти) з $C_H = 0,1$ моль/л. витратили 5,2 мл розчину лугу.

8.2. Розрахувати наважку для приготування 0,5л робочого розчину NaOH, якщо титр його встановлюватимуть за децимолярним розчином оксалату?

9. Тестовий контроль (виконується на занятті).

- 9.1. Що таке метод алкаліметрії?
- 9.2. Вкажіть стрибок титрування під час титрування сильної кислоти сильною основою.
- 9.3. Яке забарвлення має фенолфталеїн в кислоту та лужному середовищах?
- 9.4. Обчислити масову частку борної кислоти в розчині, якщо в 0,5 л його розчинено 10 г H_3BO_3 (густина 1.1 г / мл).

Відповіді:

- 9.1. Метод алкаліметрії – це метод визначення кислот та солей, які гідролізуються, за допомогою титрованих розчинів лугів.
- 9.2. Стрибок титрування рН = 4,1 – 10.
- 9.3. Фенолфталеїн в кислотному середовищі безбарвний, в лужному – малиновий.
- 9.4. $w = \frac{m_x}{m_{p-ny}} \cdot 100\%$ $m_{p-ny} = V \cdot \rho = 500 \cdot 1,1 = 550g$ $w = \frac{10}{550} \cdot 100\% = 1,8\%$

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення масової частки хлоридної кислоти в фармакопейному препараті (Acidum hydrochloridum dilutum)

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення масової частки хлоридної кислоти у фармакопейному препараті (Acidum hydrochloridum dilutum)

5мл фармакопейної хлоридної кислоти (густина 1,04) перенести в мірну колбу на 100мл, об`єм довести дистильованою водою до мітки.

5 мл одержаного розчину переносять в колбу для титрування, додають 1-2 краплі індикатора фенолфталеїну і титрують розчином лугу NaOH ($C_N = 0,1$ моль/л).

№	V розчину HCl (л)	V розчину NaOH (л)	Середній об`єм NaOH (л)	ω% HCl
1	0,005			
2	0,005			

3	0,005			
---	-------	--	--	--

$$\omega\% = \frac{C_{(NaOH)} \cdot V_{(NaOH)} \cdot M_{HCl} \cdot f_{эквHCl} \cdot V_{(Колбы)}}{a \cdot V_{(титетки)}} \cdot 100\% \quad \text{де: } a - \text{наважка,}$$

$$a = V_{(HCl_{фарм})} \cdot \rho.$$

Тема : АЦИДИМЕТРИЯ

1. Актуальність теми: метод нейтралізації – це титриметричний метод кількісного аналізу кислот, основ та солей. Метод використовується в клінічних, біохімічних та санітарно-гігієнічних дослідженнях, для кількісного аналізу лікарських препаратів.

2. Ціль загальна – уміти інтерпретувати дані аналізу в медичній практиці.

3. Конкретні цілі, уміти: приготувати робочий розчин, встановити молярну концентрацію еквівалента робочого розчину в ацидиметрії.

4. Література:

Основна:

- 4.1. 4.1. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с. 120-129.
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., с. 315-326.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 74-81.

Додаткова:

- 4.4. Смирнова О.В. Титриметричний аналіз. Методичний посібник. 2013р., с. 35.
- 4.5. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, с. 325-381.
- 4.6. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, с 164-198.
- 4.7. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972. с. 193-311.
- 4.8. Крешков А.П. Курс аналитической химии, т. II, М. 1968.
- 4.9. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия, т.І, т.ІІ, М., 1990.
- 4.10. Смирнова О.В., Сулім О.Г. Елементи якісного та кількісного аналізу. 4.1.1.1. Методичний посібник. 2014р.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Метод ацидиметрії (визначення):
 - робочі титровані розчини методу та їх приготування;
 - вихідні речовини методу;

- криві титрування, стрибок титрування, точка еквівалентності;
- індикатор: метилоранж, інтервал переходу індикатора, забарвлення в кислому та нейтральному середовищах, принцип підбору індикатора для титрування.

5.2. Використання методу ацидиметрії в клінічному аналізі та санітарно-гігієнічних дослідженнях.

6. Питання для самостійної позааудиторного вивчення:

- 6.1. Теорія індикаторів.
- 6.2. Вимоги до вихідних речовин.
- 6.3. Способи приготування титрованих розчинів (три способи).
- 6.4. Способи вираження концентрації розчинів.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Задача

Розрахувати наважку натрій карбонату для приготування 400 мл розчину з $C_H = 0.05$ моль/л.

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

7.2. Задача.

Обчислити масу сульфатної кислоти, необхідної для приготування 2 л розчину, якщо титр її встановлюватимуть за розчином бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ із $C_H = 0,2$ моль/л.

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

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Розрахувати наважку для приготування 1 л робочого розчину хлоридної кислоти, якщо титр його встановлюватимуть за децимолярним розчином соди.
- 8.2. Обчислити масу фосфатної кислоти, необхідної для приготування 2л розчину, якщо титр його встановлюватимуть за 0,1Н розчином бури.

9. Тестовий контроль (виконується на занятті).

- 9.1. Що таке індикатори?
- 9.2. Що таке стрибок титрування?
- 9.3. Який об'єм 30%-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,18$) необхідно для приготування 2л робочого розчину із $C_H = 0,1$ моль/л, якщо кислота

реагує повністю?

9.4. Розрахувати наважку для приготування 0,5 л робочого розчину фосфатної кислоти, якщо титр його встановлюватимуть за децимолярним розчином бури.

Відповіді:

9.1. Індикатори – це слабкі органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення залежно від рН розчину.

9.2. Стрибок титрування – це різка зміна рН поблизу еквівалентної точки при додавання однієї зайвої краплі титрованого розчину.

9.3.

$$C_H = \frac{m_X}{M_X \cdot f_{\text{ЕКВ}} \cdot V}; \text{ звідси } m_{X2} = C_H \cdot M_X \cdot f_{\text{ЕКВ}} \cdot V =$$

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

$$m_{X1} = m_{X2}$$

$$\omega = \frac{m_X}{m_{\text{Д-іо}}} 100\%;; \quad \text{звідси } m_{\text{Д-іо}} = \frac{m_X}{\omega} 100\% = \frac{9,8}{30} 100\% = 32,7\text{г}$$

$$V = \frac{m_{\text{Д-іо}}}{\rho} = \frac{32,7}{1,18} = 27,68\text{мл}$$

Відповідь: необхідно взяти 27,68мл 30%-го розчину H₂SO₄ і долити водою до 2л.

9.4.

$$C_H = \frac{m}{M \cdot f_{\text{ЕКВ}} \cdot V};$$

$$m = C_H \cdot M \cdot f_{\text{ЕКВ}} \cdot V = 0,1 \cdot 98 \cdot 1/3 \cdot 0,5 = 6,5 \text{ г.}$$

11. Методика проведення експерименту.

11.1. Визначення масової частки натрій гідрокарбонату у фармакопейному препараті (Natrii Hydrocarbonas).

Наважку *a* г фармакопейного препарату NaHCO₃ перенести в мірну колбу на 100 мл, розчинити і об'єм довести дистильованою водою до мітки.

5 мл одержаного розчину переносять в колбу для титрування, додають 1-2 краплі індикатора метилоранжу і титрують розчином H₂SO₄ (C_H = 0,1 моль/л) до зміни забарвлення.

№	V розчину NaHCO ₃ (л)	V розчину H ₂ SO ₄ (л)	Середній об'єм H ₂ SO ₄ (л)	ω% NaHCO ₃

1	0,005		
2	0,005		
3	0,005		

$$\omega\% = \frac{C(H_2SO_4) \cdot V(H_2SO_4) \cdot M(NaHCO_3) \cdot f_{EKB.}(NaHCO_3) \cdot V_{(КОЛБИ)}}{a \cdot V_{(ПШЕТКИ)}} \cdot 100\%,$$

де: a – наважка $NaHCO_3$ фарм.

Тема: БУФЕРНІ СИСТЕМИ, КЛАСИФІКАЦІЯ ТА МЕХАНІЗМ ДІЇ

1. Актуальність теми: біохімічні процеси відбуваються в середовищі із певним рН, який підтримується буферними системами. Вони також використовуються для створення біологічного середовища. Відповідно до правила буферних систем, готують розчини із таким значенням рН, яке буде відповідати біологічним рідинам. Знання цієї теми допоможе вивченню біохімії, мікробіології, фізіології, фармакології та інших предметів.

2. Ціль загальна – уміти:

- оцінювати дію буферних систем в підтриманні певного значення рН;
- визначати рН буферних систем;
- готувати буферні системи із заданим рН.

3. Конкретні цілі, вміти:

- вміти приготувати буферні системи із заданим рН.

4. Література:

Основна:

- 4.2. 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.3. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с. 120-129.
- 4.4. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., с. 315-326.
- 4.5. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с.

Додаткова:

- 4.6. Садовничая Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 77-90.
- 4.7. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 90-97.
- 4.8. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.

- 4.9. Глинка Н.Л. Общая химия.
 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
 4.11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Буферні системи (визначення).
 5.2. Типи буферних систем, їх склад, приклади.
 5.3. Механізм дії буферних систем.
 5.4. Основне рівняння буферних систем. Формула Гендерсона-Хассельбаха. Факторм, від яких залежить рН буферних систем.
 5.5. Буферні системи організму людини, механізм їх дії, співвідношення компонентів у гідрокарбонатній та фосфатній буферних системах.
 5.6. Значення буферних систем для живих організмів.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Показати рівняннями реакцій механізм дії фосфатно –боратного буферу $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{KH}_2\text{PO}_4$.
 6.2. Пояснити значення гемоглобіну та оксигемоглобіну в регуляції рН крові.
 6.3. Чи може бути склад гідрокарбонатного буфера $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3$ (замість $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3$), а склад гемоглобінового буфера $\text{NaNb} + \text{HNb}$ (замість $\text{KNb} + \text{HNb}$) (пояснити)?
 6.4. Активна, потенційна та загальна кислотність, їх обчислення.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Обчислення рН буферних систем.

Задача 1. Обчислити рН буферної системи, яка складається із 100 мл розчину оцтової (ацетатної) кислоти із $C_n=0,1$ моль/л та 200 мл розчину натрій ацетату із $C_n=0,2$ моль/л, $K_d=1,75 \cdot 10^{-5}$.

Рішення:

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

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

Задача 2. Обчислити рН аміачного буферу, що складається із 60мл 0,1Н розчину NH_4Cl та 30 мл 0,2 Н розчину NH_4OH ($K_d(\text{NH}_4\text{OH})= 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Рішення:

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

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

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

7.2. Обчислення співвідношення компонентів буферної системи із заданим рН.

Задача 3. Обчислити об'єм розчину CH_3COONa із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л та об'єм розчину CH_3COOH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л, які необхідні для приготування 3 л ацетатного буферу із рН 5,24 ($K_{\text{д}}=1,75 \cdot 10^{-5}$).

Рішення:

$$pH = pK + \lg \frac{[\text{соли}]}{[\text{кислоти}]}; \quad 5,24 = 4,76 + \lg \frac{[\text{соли}]}{[\text{кислоти}]};$$

$$\lg \frac{[\text{соли}]}{[\text{кислоти}]} = \lg \frac{V_{\text{соли}} \cdot 0,1}{V_{\text{кислоти}} \cdot 0,1} = 5,24 - 4,76 = 0,48;$$

$$\lg \frac{V_{\text{соли}}}{V_{\text{кислоти}}} = 0,48; \quad \frac{V_{\text{соли}}}{V_{\text{кислоти}}} = \text{ant} 0,48; \quad \frac{V_{\text{соли}}}{V_{\text{кислоти}}} = \frac{3}{1}$$

Тобто, необхідно взяти 3 частини розчину солі і 1 частину розчину кислоти.

$$\frac{3000}{4} \cdot 3 = 2250 \text{ мл(соли)}; \quad \frac{3000}{4} \cdot 1 = 750 \text{ мл(кислоти)}.$$

Задача 4. Обчислити співвідношення компонентів аміачного буферу із рН = 8,6, якщо концентрації компонентів 0,1 моль/л ($K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

$$pOH = pK_{\text{д}} - \lg \frac{[\text{основи}]}{[\text{соли}]}$$

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

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

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

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

$$\text{Відповідь: } \frac{V(\text{NH}_4\text{Cl})}{V(\text{NH}_4\text{OH})} = 4,5.$$

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

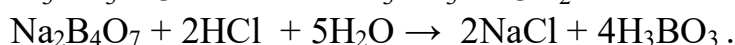
- 8.1. Показати рівняннями реакцій механізм дії білкової молекули як буферу.
- 8.2. Обчислити рН буферного розчину, який містить 3,6 мл розчину NH_4Cl із $C_{\text{H}}=0,2$ моль/л та 2,6 мл розчину NH_4OH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л ($K_{\text{д}}=1,8 \cdot 10^{-5}$).
- 8.3. Обчислити об'єм ацетатної кислоти із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л та натрій ацетату із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л, які необхідні для приготування 150 мл буферного розчину із рН=4,94 ($K_{\text{д}}=1,8 \cdot 10^{-5}$).

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті).

- 9.1. Напишіть формули обчислення $[\text{OH}^-]$ розчинів:
 а) сильної основи; б) буферної системи основного типу.
- 9.2. Покажіть рівняннями реакції механізм дії боратного буферу:
 $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.
- 9.3. Обчислити рН ацетатного буферу, що складається із 50мл 0,1Н розчину CH_3COONa та 80мл 0,1Н розчину CH_3COOH ($K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
- 9.4. Обчислити співвідношення компонентів фосфатного буферу із рН = 6,3, якщо концентрації компонентів 0,1 моль/л ($K_{\text{д}} = 1,6 \cdot 10^{-7}$).

Відповіді:

9.1. а) $[\text{OH}^-] = [\text{основи}]$; б) $[\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \frac{[\text{основи}]}{[\text{солі}]}$.



9.3. $[\text{H}^+]_{\text{і}} = K_{\text{д}} \frac{[\text{кислоти}]}{[\text{солі}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{80 \cdot 0,1}{50 \cdot 0,1} = 2,8 \cdot 10^{-5}$;

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

9.4. $\text{pH} = \text{p}K_{\text{д}} - \lg \frac{[\text{кислоти}]}{[\text{солі}]} =$

$= -\lg K_{\text{д}} - \lg \frac{C_{\text{р}}(\text{NaH}_2\text{PO}_4) \cdot V(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}{C_{\text{р}}(\text{Na}_2\text{HPO}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{HPO}_4)}$;

$\text{p}K_{\text{д}}(\text{KH}_2\text{PO}_4) = -\lg 1,6 \cdot 10^{-7} = -\lg 1,6 - \lg 10^{-7} = 7 - 0,2 = 6,8$;

$6,3 = 6,8 - \lg \frac{V(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{HPO}_4)}$; $\lg \frac{V(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{HPO}_4)} = 6,8 - 6,3 = 0,5$;

$\frac{V(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{HPO}_4)} = \text{ant} \lg 0,5 = 3$.

Відповідь: $\frac{V(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{HPO}_4)} = 3$.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1 . Приготування буферних систем та обчислення їх рН.
 10.2. Вплив кислот та лугів на рН буферних систем
 10.3. Вплив розведення на рН буферних систем

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Приготування буферних систем та обчислення їх рН.

Приготувати буферні системи згідно із таблицею:

№ про-бір-ки	Склад буферних систем (мл)		Забарвлення	Орієнтовна величина рН	Розрахункова величина рН.
	CH_3COOH (0,1 моль/л)	CH_3COONa (0,1 моль/л)			

1	9.0	1.0			
2	1.0	9.0			

До одержаних розчинів додати по 2 кр. універсального індикатора. Визначити орієнтовну величину рН за кольоровою таблицею універсального індикатора та обчислити рН за формулою. Зробити висновки про вплив співвідношення компонентів буферної системи на величину рН.

11.2. Вплив кислоти та лугу на рН буферного розчину.

В пробірку внести 5 мл розчину CH_3COOH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л та 5 мл розчину CH_3COONa із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л. Одержану буферну систему розлити порівну в 3 пробірки. В першу пробірку додати 3 краплі розчину HCl із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л, в другу - 3 краплі розчину NaOH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л. В кожну пробірку внести по 2 кр. індикатора метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки.

11.3. Вплив розведення на рН буферного розчину.

В пробірку внести 5 мл розчину CH_3COOH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л та 5 мл розчину CH_3COONa із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л.

Одержану буферну систему розлити порівну в 3 пробірки. В першу пробірку додати 1мл води. В кожну пробірку внести по 2кр. індикатора метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, зробіть висновки.

Тема: БУФЕРНА ЕМКІСТЬ. РОЛЬ БУФЕРНИХ СИСТЕМ В БІОСИСТЕМАХ.

1. Актуальність теми: властивість буферних розчинів протидіяти різній зміні рН в результаті доливання до них кислот або лугів є обмеженою. Кількісною мірою буферної дії є буферна ємкість. У випадку виходу за межу буферної ємкості відбуваються різкі зміни і незворотні процеси в біологічних системах. Тому визначення буферної ємкості біологічних рідин має велике прогностичне та діагностичне значення. Знання цієї теми допоможуть вивченню біохімії, фізіології та інших предметів.

2. Ціль загальна – уміти:

– уміти визначати межі, в яких проявляють дію буферні системи

3. Конкретні цілі, вміти:

- використовувати знання про механізм дії буферних систем для прогнозування біохімічних процесів в біологічних рідинах під час зміни реакції середовища;
- вміти визначати межу дії буферної системи за допомогою кислоти та лугу.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с. 120-129.
- 4.3. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., с. 315-326.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 93-98.

Додаткова:

- 4.5. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 82-90
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 18-19, 24-25.
- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.1. 4.9. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.
- 4.9. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Буферна ємкість (визначення).
- 5.2. Фактори, від яких залежить буферна ємкість.
- 5.3. Практичне визначення буферної ємкості за кислотою та лугом.
- 5.4. Величина буферної ємкості сироватки крові за кислотою.
- 5.5. Лужний резерв крові; кислотно-лужна рівновага.

6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Які органи та системи і як, підтримують кислотно-лужну рівновагу в організмі людини.
- 6.2. Значення кислотно-лужної рівноваги для встановлення діагнозу та прогнозування захворювання.
- 6.3. Механізм дії гідрогенкарбонатного, фосфатного, гемоглобінового, білкового буферних систем та білкової молекули як буфера.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Обчислення буферної ємкості.

Визначити буферну ємкість ацетатного буферу, який містить 7мл оцтової (ацетатної кислоти з $C_H=0,1$ моль/л та 3мл розчину натрій

ацетату з $C_H=0,1$ моль/л. ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$). На титрування цієї буферної системи витрачено 2мл розчину NaOH з $C_H=0,5$ моль/л.

Рішення:

$$\left. \begin{array}{l} 1) \text{ на } 10 \text{ мл буферної системи} - 2 \text{ мл розчину луку} \\ \text{на } 1000 \text{ мл буферної системи} - x \end{array} \right\} x = \frac{1000 \cdot 2}{10} = 200 \text{ мл};$$

$$\begin{array}{lll} 2) \text{ В } 1000 \text{ мл } 0,5 \text{ М розчину NaOH} & - 0,5 \text{ моль NaOH} & \\ \text{В } 200 \text{ мл} & - x \text{ моль} & x = 0,1 \text{ моль/л;} \end{array}$$

3) pH_0 – початкове значення рН буферної системи знаходимо за формулою:

$$pH_0 = pK - \lg \frac{[\text{кислоти}]}{[\text{соли}]} = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} - \lg \frac{7 \cdot 0,1}{3 \cdot 0,1} = 4,75 - 0,36 = 4,39;$$

4) pH_1 – кінцеве значення рН, що є нижньою межею інтервалу переходу фенолфталеїну = 8,2;

$$5) \quad V_{л} = \frac{C}{pH_1 - pH_0} = \frac{0,1}{8,2 - 4,39} = 0,026 \frac{\text{мольекв.}}{\text{од.рН}}.$$

7.2. Обчислення зміни рН буферної системи.

Як зміниться рН аміачного буферу, що складається з 30мл 0,15Н розчину NH_4OH ($K_d(NH_4OH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$) та 40мл 0,1Н розчину NH_4NO_3 після додавання до нього 5мл 0,1Н розчину HNO_3 ?

Рішення:

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

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

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

2) Кислота, яка додається до буферної системи, реагує із основою за рівнянням: $HNO_3 + NH_4OH \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$.

Таким чином, концентрація основи зменшується, а концентрація солі збільшується на кількість доданої кислоти, тобто на $5 \cdot 0,1$.

4) Тоді :

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

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

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

5) Знаходимо ΔpH :

$$\Delta pH = 9,3 - 9,2 = 0,1.$$

Відповідь: $\Delta pH = 0,1$.

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Як зміниться рН фосфатного буферу, який містить 100 мл 0,1М KH_2PO_4 та 100 мл 0,3М Na_2HPO_4 , якщо прилити до нього 10 мл 0,2М NaOH ($K_d(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-7}$).
- 8.2. На титрування 100 мл сироватки крові пішло 36 мл 0,5М HCl . Обчислити буферну ємкість крові, якщо рН зміниться до 7,0.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

- 9.1. Формула для обчислення буферної ємкості крові за лугом:
- 9.2. Як зміниться рН ацетатного буферу, що складається з 50мл 0,1Н розчину CH_3COONa та 80мл 0,1Н розчину CH_3COOH ($K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$), після додавання до нього 10мл 0,1Н розчину NaOH .
- 9.3. Обчислити буферну ємкість гідрокарбонатного буферу, який складається з 70мл 0,1Н розчину H_2CO_3 ($K_d = 3,3 \cdot 10^{-7}$) та 50мл 0,1Н розчину NaHCO_3 , якщо на титрування 5мл цього буферу пішло 4,8мл 0,1Н розчину NaOH .

Відповіді:

9.1.
$$B_\epsilon = \frac{\tilde{N}}{\delta I_1 - \delta I_2}.$$

9.2.
$$[H^+]_1 = K_d \frac{[\text{кислоти}]}{[\text{солі}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{80 \cdot 0,1}{50 \cdot 0,1} = 2,8 \cdot 10^{-5};$$
$$\text{pH}_1 = -\lg [H^+]_1 = -\lg 2,8 \cdot 10^{-5} = -\lg 2,8 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,45 = 4,55.$$

Луг, який додається до буферної системи, реагує із кислотою за рівнянням: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$.

Таким чином, концентрація кислоти зменшується, а концентрація солі збільшується на кількість доданого лугу, тобто на $10 \cdot 0,1$.

Тоді :

$$[H^+]_2 = K_d \frac{[\text{кислоти}] - [\text{лугу}]}{[\text{солі}] + [\text{лугу}]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{80 \cdot 0,1 - 10 \cdot 0,1}{50 \cdot 0,1 + 10 \cdot 0,1} = 2,1 \cdot 10^{-5};$$

$$\text{pH}_2 = -\lg [H^+]_2 = -\lg 2,1 \cdot 10^{-5} = -\lg 2,1 - \lg 10^{-5} = 5 - 0,32 = 4,68.$$

Знаходимо ΔpH :

$$\Delta \text{pH} = 4,68 - 4,55 = 0,13.$$

Відповідь: $\Delta \text{pH} = 0,13$.

9.3. 1)
$$B_\Delta = \frac{C}{\text{pH}_1 - \text{pH}_0}.$$

2)
$$\text{pH}_0 = -\lg [H^+]_0;$$

$$[H^+]_0 = K_d \frac{[\text{кислоти}]}{[\text{солі}]} = 3,3 \cdot 10^{-7} \frac{70 \cdot 0,1}{50 \cdot 0,1} = 4,62 \cdot 10^{-7};$$

$$\text{pH}_0 = -\lg [H^+]_0 = -\lg 4,62 \cdot 10^{-7} = -\lg 4,62 - \lg 10^{-7} = 7 - 0,66 = 6,34;$$

3) $pH_1 = 8,2$, оскільки титрування лугом закінчують, коли з'являється малинове забарвлення;

4) на 5мл буферної системи – 4,8мл NaOH
на 1000мл « – xмл } $x = 960\text{мл}$;

5) у 1000мл NaOH – 0,1моль NaOH
у 960мл NaOH – x } $x = 0,096$ моль екв.

6)
$$V_{л} = \frac{0,096}{8,2 - 6,34} = 0,05 \frac{\text{моль екв.}}{\text{од. pH}} .$$

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1 . Визначення буферної ємкості ацетатного буферу.

10.2. Визначення буферної ємкості сироватки крові за кислотою та лугом.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення буферної ємкості ацетатного буферу.

Приготувати буферний розчин, який містить 7 мл розчину оцтової (ацетатної) кислоти з $C_H=0,1$ моль/л та 3 мл розчину натрій ацетату з $C_H=0,1$ моль/л. До одержаного розчину додати 2 краплі фенолфталеїну і титрувати лугом з $C_H=0,1$ моль/л до появи забарвлення. Обчислити буферну ємкість за лугом.

10.2. Визначення буферної ємкості сироватки крові за кислотою та лугом.

В колбу для титрування внести 5мл сироватки крові, 2 краплі метилоранжу і титрувати розчином хлоридної кислоти з $C_H=0,1$ моль/л.

В другу колбу внести 5 мл сироватки крові, 2 краплі фенолфталеїну і титрувати лугом з $C_H=0,1$ моль/л.

Розрахувати буферну ємкість за лугом та кислотою, порівняти, зробити висновок.

Тема: КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ. ОСМОС.

1. **Актуальність теми:** осмос та осмотичний тиск відіграють важливу роль в процесах регуляції біологічних процесів. Розрахунок осмотичного тиску

використовують для виготовлення розчинів медичних препаратів. Вивчення теми необхідно для розуміння багатьох біологічних процесів.

2. **Ціль загальна – уміт:и:** застосовувати дані осмотичного тиску в медичній практиці.
3. **Конкретні цілі, уміти:** оволодіти навичками розрахунків осмотичного тиску, осмотичної концентрації, ізотонічного коефіцієнта.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. Медична хімія. За ред. проф. В.О.Калібабчук. «Медицина», К., 2013, с. 120-129.
- 4.3. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., с. 315-326.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015, с. 99-108.

Додаткова:

- 4.5. Садовничая Л.П. , Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с.49 - 59.
- 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 37 – 44, 224-226.
- 4.7. Граф логічної структури.
- 4.8. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию, 1989.
- 4.9. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.10. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, 1983.

5. Основні питання теми:

- 5.1 Колігативні властивості розчинів (визначення).
- 5.2. Осмос (визначення).
- 5.3. Напівпроникні мембрани (визначення, приклади).
- 5.4. Осмотичний закон Вант-Гоффа (формулювання), рівняння для неелектролітів та електролітів. Осмотична концентрація.
- 5.5. Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа, його зв'язок зі ступенем дисоціації.
- 5.6. Розчини гіпотонічні, ізотонічні, гіпертонічні, їх значення для медицини.
- 5.7. Біологічне значення осмосу: ізоосмія, гемоліз, плазмоліз, тургор, осмотичний та онкотичний тиск крові, осмотична концентрація крові.
- 5.8. Онкотичний тиск.

6. Питання для самостійної позааудиторного вивчення:

- 6.1. Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів у порівнянні з розчинниками.
- 6.2. Закон Рауля.
- 6.3. Кріометрія, ебуліометрія. Їх застосування в медико-біологічних дослідженнях.

7. Еталони рішення задач:

- 7.1. Задача №1. Розрахувати осмотичний тиск розчину сечовини із $C_x = 0,2$ моль/л за температури 0°C .

Рішення: Так як сечовина неелектроліт, то
 $P_{\text{осм.}} = CRT = 0,2 \cdot 0,082 \cdot 273 = 4,48$ атм.

- 7.2. Задача №2. Розрахувати $P_{\text{осм.}}$ розчину глюкози з масовою часткою 5%, $t=37^\circ\text{C}$, $\rho=1$ г/мл.

Рішення:

- а). Переведемо масову частку в молярну концентрацію:

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

- б). Так як глюкоза неелектроліт, то

$$P_{\text{осм.}} = CRT = 0,28 \cdot 0,082 \cdot (273+37) = 6,8 \text{ атм.}$$

- 7.3. Задача №3. Розрахувати $P_{\text{осм.}}$ розчину натрію хлориду із масовою часткою 5,85% при 0°C . Ступінь диссоціації натрію хлориду 0,96, а $\rho=1,04$ г/мл.

Рішення:

- а). Переведемо масову частку в молярну концентрацію:

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

- б). Изотонічний коефіцієнт:

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

- в). Так як натрій хлорид це електроліт, то:

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

- 7.4. Обчислити депресію крові за 37°C , якщо осмотичний тиск крові 7,65 атм.

Рішення:

- а) В задачі дається два параметри крові – депресія та осмотичний тиск, тому запишемо дві формули:

$$\Delta t = E_{\text{кр.}} \cdot C \quad \text{та} \quad P_{\text{осм.}} = CRT.$$

- б) В цих формулах є загальний параметр C ;

виводимо його з кожного рівняння:

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

звідси $\frac{\Delta t}{E_{\text{кр.}}} = \frac{P_{\text{осм.}}}{RT}$; звідси $\Delta t = \frac{P_{\text{осм.}} \cdot E_{\text{кр.}}}{RT}$

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

8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

- 8.1. Чи є ізотонічними 0,6% розчини сечовини та оцтової кислоти, якщо ступінь дисоціації оцтової кислоти 0,01, а густина розчинів – 1 г/мл.
- 8.2. Визначити молярну концентрацію розчину сахарози, який ізотонічний із кров'ю.
- 8.3. Які осмотичні явища спостерігаються, коли річкова риба потрапляє в морську воду?
- 8.4. За якої температури замерзає 3%-ний розчин етанолу у воді?

9. Приклад тестового контролю (виконується на занятті).

- 9.1. Які властивості розчинів називаються колігативними?
- 9.2. Що таке криоскопічна константа?
- 9.3. Які осмотичні явища відбуваються, коли людина з'їсть багато солоного?
- 9.4. Розрахувати осмотичний тиск 40%-го розчину глюкози для інтравенозного введення ($\rho = 1,6$; $t = 37^{\circ}$; $M_r = 180$).
- 9.5. Обчислити температуру замерзання 2М розчину NaCl.

Відповіді:

- 9.1. Колігативними називаються властивості, які обумовлені загальною кількістю кінетичних частинок і не залежать від їх природи.
- 9.2. Криоскопічна константа показує зниження температури замерзання молярного розчину неелектроліту.
- 9.3. Збільшується концентрація солей в шлунково-кишковому тракті, і через стінки кишківника як через напівпроникну мембрану в нього поступає вода із сусідніх тканин. Вони зневоджуються, і людина відчуває спрагу.

9.4. 1)
$$C_x = \frac{\omega\% \cdot \rho \cdot 10}{M} = \frac{40 \cdot 1,6 \cdot 10}{180} = 3,55 \text{ моль / л}$$

2)
$$P_{\text{осм.}} = CRT = 3,55 \cdot 0,082 \cdot (273 + 37) = 87,33 \text{ атм.}$$

9.5. 1) $\Delta t = 0^{\circ} - t_{\text{зам.}}$,
де 0° це температура замерзання води.

Звідси: $t_{\text{зам.}} = 0^{\circ} - \Delta t$;

2) $\Delta t_{\text{NaCl}} = i \cdot E_{\text{кр.}} \cdot C$;
 $i = 1 + \alpha(v - 1) = 1 + 1(2 - 1) = 2$;
 $\Delta t_{\text{NaCl}} = 2 \cdot 1,86 \cdot 2 = 7,44$.

3) $t_{\text{зам.}} = 0^{\circ} - \Delta t = 0^{\circ} - 7,44 = -7,440$.

Відповідь: – 7,440.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Спостереження осмосу.
- 10.2. Одержання неорганічної напівпроникної мембрани.
- 10.3. Деревоподібні утворення.

10.4. Гемоліз та плазмоліз еритроцитів.

11. Методика проведення експерименту.

11.1. Спостереження осмосу.

Осмометр заповнити розчином цукру, який забарвлений фуксином. Відмічають початковий рівень розчину в осмометрі. Потім осмометр занурюють в посудину з водою. Через 0,5 год відмічають рівень розчину в осмометрі. Пояснити явище, яке ви спостерігаєте.

11.2. Одержання неорганічної напівпроникної мембрани.

В пробірку внести 2 мл розчину CuSO_4 , додати кристали $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (не змішувати !). Через 20 хв описати зовнішній ефект. Написати рівняння реакції. Вказати, яка сполука є напівпроникною мембраною і пояснити як «росте клітина».

11.3. Деревоподібні утворення.

В пробірку налити 3 мл розчину Na_2SiO_3 і внести кристали MnCl_2 , CoSO_4 , NiCl_2 (не змішувати !). Написати рівняння реакцій. Вказати, які сполуки є напівпроникними мембранами, описати зовнішній ефект, зробити висновки.

11.4. Гемоліз та плазмоліз еритроцитів.

В три пробірки налити:

I пробірка 3 мл 0,2 % р-ну NaCl 3 краплі крові	II пробірка 3 мл 0,9 % р-ну NaCl 3 краплі крові	III пробірка 3 мл 4 % р-ну NaCl 3 краплі крові
------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------	------------------------------------------------------

Пробірки залишити у штативі (не змішувати !). Через 15хв описати зовнішній ефект, зробити висновки.

