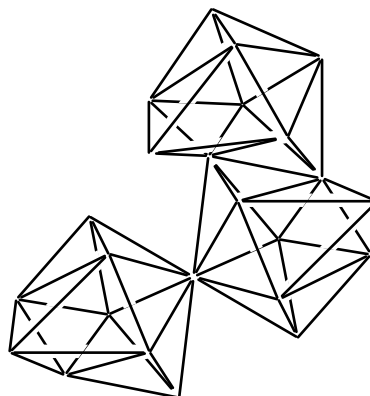
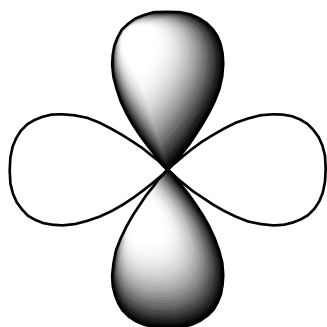


**Вінницький національний медичний університет
ім.М.І.Пирогова
Кафедра біологічної та загальної хімії
Курс загальної хімії**



МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ

*практичних занять з медичної хімії
для студентів стоматологічного факультету*

Гомогенні рівноваги в біологічних рідинах



Вінниця 2016

Методичні розробки (перероблені) затверджені вченою радою Вінницького національного медичного університету ім. М.І. Пирогова (протокол № від)

Автори: доц. О.В. Смірнова,
доц. О.Я. Сливка, ст. викл. Т.М. Зелінська,
ст. викл. О.Г. Сулім, доц. Ільченко О.В.

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

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	6-7
2	Біогенні s-, p-елементи, хімічні властивості, біологічна роль, застосування в медицині	7-11
3	Біогенні d-елементи, хімічні властивості, біологічна роль, застосування в медицині	12-14
4	Комплексоутворення в біологічних системах.	14-18
5	Способи вираження складу розчинів. Приготування розчинів.	18-21
6	Основи титриметричного аналізу. Метод нейтралізації. Алкаліметрія. Метод нейтралізації Ацидіметрія	21-24
7	Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин	24-28
8	Буферні системи, класифікація та механізм дії.	28-31
9	Буферна ємкість. Роль буферних розчинів в біосистемах.	31-34
10	Колігативні властивості розчинів. Осмос	35-37
11	Питання до змістового модулю №1	38-39

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 із організаційних питань.

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

За 15 хвилин до закінчення напівпари 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:

- 4.1. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р
- 4.2. Медична хімія За рек. проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013.
- 4.3. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до вузів,1992.
- 4.4. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.5. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 4.6. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии,1979.
- 4.7. Ахметов Н.С. Неорганическая химия, 1975.

5. Основні питання теми:

- 5.1. Організаційні питання.
- 5.2. Техніка 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 нерганічних сполук.
- 5.9. Окисно-відновні реакції.

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

Тема: БІОГЕННІ s- та р- 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- та р-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- та р-елементів та їх медико-біологічний вплив на організм людини.

3. Конкретні цілі, уміти:

- мати уявлення про загальну характеристику s- та р-елементів;
- знати важливіші сполуки s- та р-елементів та їх властивості ;
- вміти писати електронну конфігурацію атомів та іонів;
- писати рівняння хімічних реакцій;
- проводити якісні реакції.

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.
- 4.4. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов, 1990, с. 36-68, 120-170.
- 4.5. Глинка Н.Л. Общая химия, 1977, 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 логічної структури.

Додаткова:

- 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.

5. Основні питання теми:

5.1. s- Елементи:

- що таке s-елементи;
- 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).
- хімічний склад мінералізованих тканин зуба і слини

5.2. p-Елементи III-A групи (на прикладі Алюмінію):

- що таке p-елементи;
- електронна конфігурація алюмінію, ступінь окиснення;
- алюміній оксид та гідроксид, їх амфотерні властивості;
- біологічна роль алюмінію (лікарські засоби); використання для очищення води.

5.3. p-Елементи V-A групи (на прикладі Нітрогену):

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

5.4. Застосування фторомісних препаратів і зубних паст в стоматології.

5.5. Стоматологічні пломбувальні матеріали: фосфатні цементи (цинкфосфатні, бактерицидні, сілікофосфатні).

5.6. Хімізм тужавлення цементів.

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.
- 6.5. Біологічна роль карбону, кисню, сульфуру, галогенів.
Токсична дія карбон(II) оксиду, сполук плюмбуму, сульфур(IV) оксиду, арсен(III) оксиду.

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

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

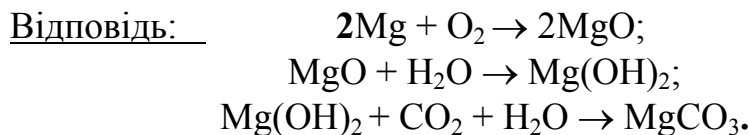
Відповідь: $\text{As}^0 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$;
 $\text{As}^{3-} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

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

Відповідь: $\text{Cl}^0 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; $\text{Cl}^- \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

7.3. Напишіть рівняння такого ланцюга перетворень:





7.4. Назвіть найпоширеніші лікарські препарати натрію.

NaCl – 0,9%-ний розчин – це фізіологічний або ізотонічний розчин, використовується як простіший кровозамінник;

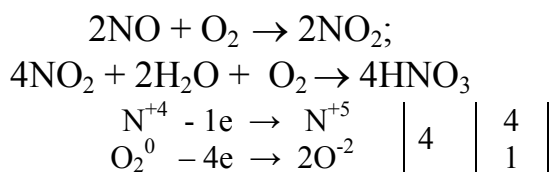
NaHCO₃ – питна сода, антацидний засіб;

Na₂SO₄ – легка послаблююча дія.

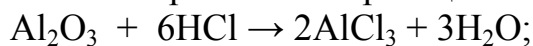
7.5. Напишіть рівняння такого ланцюга перетворень:



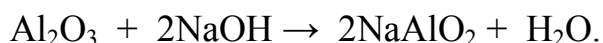
Відповідь:



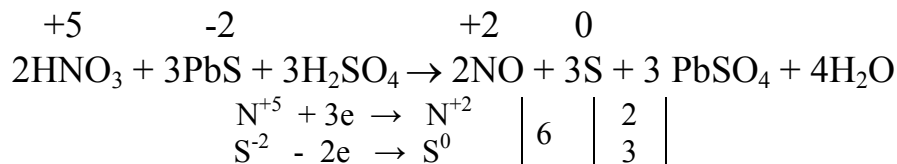
7.6. Покажіть рівняннями реакцій амфотерність Al₂O₃:



t



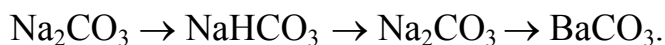
7.7. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції за допомогою електронного балансу:



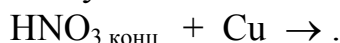
8. Завдання для закріплення матеріалу (виконати в протокольному зошиті):

8.1. Чому водень проявляє відновлюючі та окиснювальні властивості?

8.2. За допомогою відповідних рівнянь реакцій здійсніть такі перетворення:



8.3. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції за допомогою електронного балансу:



8.4. Покажіть рівняннями реакцій амфотерність алюміній гідроксиду.

8.4. Назвіть біогеохімічні провінції в Україні.

9. Приклад тестового контролю (проводиться на занятті):

9.1. Напишіть електронну конфігурацію атома K⁰ та іону K⁺¹.

9.2. Напишіть електронну конфігурацію атома P⁰ та іону P⁺³.

9.3. Напишіть рівняння такого ланцюга перетворень:

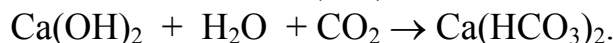
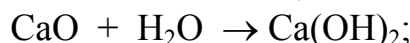
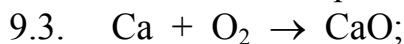
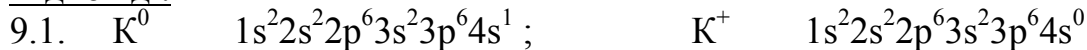


9.4. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції за допомогою електронного балансу:

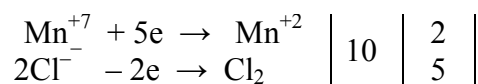
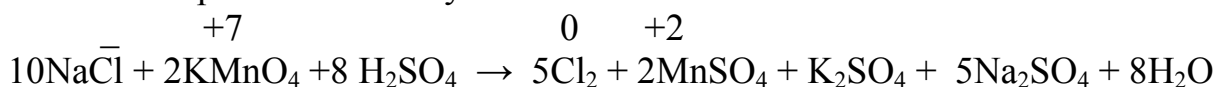


9.5. Що таке біогенні елементи?

Відповіді:



9.4. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції за допомогою електронного балансу:



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

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Якісне визначення іонів кальцію.

10.2. Якісне визначення іонів магнію.

10.3. Якісна реакція на карбонат – аніон.

10.4. Якісна реакція на сульфат – аніон.

10.5. Якісна реакція на нітрит – аніон

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Якісне визначення іонів кальцію.

В пробірку внести 2 краплі розчину $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, додати 1 краплю розчину CaCl_2 . Вказати зовнішній ефект реакції, написати рівняння реакції, зробити висновки.

11.2. Якісне визначення іонів магнію.

В пробірку внести 2 краплі розчину MgCl_2 і додати розчин амоніаку до випадіння осаду, потім додати розчин NH_4Cl до повного розчинення осаду. До одержаного розчину додати по краплях розчин Na_2HPO_4 до утворення осаду. Вказати зовнішній ефект реакцій. Написати рівняння реакцій, зробити висновки.

11.3. 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 оцтової (ацетатної) кислоти. Описати зовнішній ефект реакцій. Написати рівняння реакцій. Зробити висновки.

11.4. 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).

11.5. 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.

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

№ досліду, назва досліду	Хід досліду	Рівняння реакцій	Біологічне значення елемента, типу реакції, роль в організмі
1 Якісна реакція на іони кальцію	2 кр. $Na_2C_2O_4$ + 1 кр. $CaCl_2$	$Na_2C_2O_4 + CaCl_2 \rightarrow CaC_2O_4 \downarrow + 2NaCl$	Кальцій міститься у кістковій та зубній тканинах; CaC_2O_4 – продукт обміну речовин, виділяється із сечею

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-елементами. Однак роль цих мікроелементів в перебігу фізіологічних і патологічних процесів в організмі велика. Вони в значній мірі визначають структуру і властивості ферментів. Порушення обміну мікроелементів є причиною більшості захворювань.

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

3. Конкретні цілі, уміти:

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

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р.,225 – 256.
- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 304 - 312.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 48 – 53.
- 4.5. Хухрянский В.Г., Циганенко А.Я., Павленко Н.В. Химия биогенных элементов, 1990, С. 36-68.
- 4.6. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.7. Граф логічної структури.

Додаткова:

- 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. Селезнев М.П. Аналитическая химия, 1978 г.
- 4.16. Алексеев А.Н. Качественный анализ, 1975 г.

5. Основні питання теми:

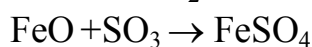
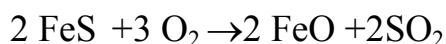
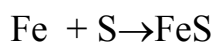
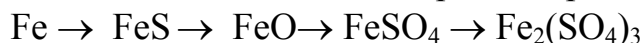
- 5.1. Характеристика d-елементів (на прикладі феруму та хрому):
 - загальна характеристика;
 - електронна будова, валентність, ступені окиснення;
 - кислотно-основні властивості ;
 - окисно-відновні властивості;
 - біологічне значення феруму та хрому.
- 5.2. Метали та сплави в стоматології та вимоги, що пред'являються до них.
- 5.3. Сплави і амальгами золота, срібла і міді в стоматологічній практиці.
- 5.4. Хромонікельова і хромокобальтова нержавіюча сталь.
- 5.5. Допоміжні матеріали в ортопедичній стоматології. Зліпочні матеріали: гіпс цинкооксидевгенольні пасти. Формувальні матеріали.

6. Питання для самостійної позааудиторної роботи:

Біологічна роль цинку, мангану, купруму, молібдену, меркурію.

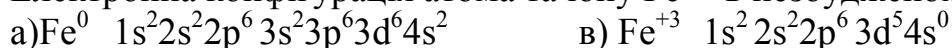
7. Еталони рішення задач:

За допомогою відповідних рівнянь реакцій здійсніть такі перетворення:

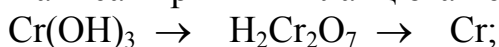


8. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 4 тестових завдання. Наприклад:

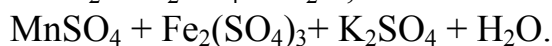
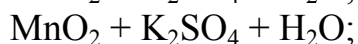
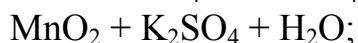
8.1. Електронна конфігурація атома та іону Fe^{+3} в незбудженому стані:



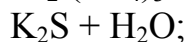
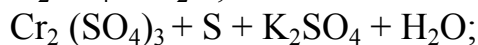
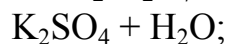
8.2. Написати рівняння ланцюга перетворень :



8.3. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції:



8.4. Закінчити рівняння окисно-відновної реакції:



Відповіді: 1-а, 2-в, 3-в, 4-б.

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

9.1. Чому ферум має змінний ступінь окислення?

9.2. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ можна дати Zn.

9.3. Закінчити рівняння реакції:



9.4. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості оксидів хрому при переході від нижчих ступенів окислення до вищих.

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 реакцій.

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 кам'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 кам'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 купрум(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 B_{12}) беруть участь в процесах дихання, фотосинтезу, біологічного окислення та у ферментативному каталізі.

2. Ціль загальна:

Вміти пояснити застосування деяких комплексних сполук в медичній практиці в якості лікарських препаратів, металокомплексні властивості гемвмісних сполук при дії токсичних речовин, шляхи регуляції гомеостазу металолігандів.

3. Конкретні цілі, уміти:

3.1. Визначати заряд комплексного іону та центрального атома в сполуках.

3.2. Писати формули комплексних сполук з заданим координаційним числом, їх ізомери..

4. Література:

Основна:

4.1. Лекційний матеріал.

4.2. А.С.Мороз та ін. Медична хімія, 2008; с 46-84.

- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина.,
К, 2013. С. 32 – 40.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 58 – 65.
- 4.5. Хухрянский В.Г.Химия биогенных элементов
- 4.6. Алексеев А.Н. Качественный анализ С. 272 – 393.

Додаткова:

- 4.7. Михайличенко Н.И. Общетеоретические основы химии, 1979.
- 4.8. Глинка Н.Л. Общая химия.
- 4.9 . Григор'єва В.В. та інг. 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. Підручник Вінниця: Нова книга, 2003 р.

5. Теоретичні питання:

- 5.1. Визначення комплексних сполук
- 5.2. Основні положення теорії Вернера (центральний атом, координаційне число, ліганди, комплексний іон, іони зовнішньої сфери) та сучасні уявлення про будову комплексних сполук.
- 5.3. Класифікація комплексних сполук:
- ✓ За зарядом комплексного іону,
 - ✓ За природою ліганда, дентатність лігандів, комплексні сполуки: основи кислоти, солі,
 - ✓ Хелати та внутрішньоконкомплексні сполуки, поліядерні комплекси.
- 5.4. Ізомерія комплексних сполук. (гідратна, іонізаційна).
- 5.5. Біологічна роль комплексних сполук та їх використання в медицині:
- ✓ Залізо-, кобальто-, та цинковмісні біоконкомплексні сполуки;
 - ✓ Поняття про металолігандний гомеостаз, його порушення;
 - ✓ Комплекси як антидоти (хелатотерапія);
 - ✓ Комплексні сполуки як антиоксиданти при зберіганні лікарських препаратів.
- ✓

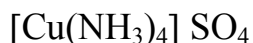
6. Питання для самостійного позааудиторного вивчення:

- 6.1. Геометрія комплексного іону (лінійна, , октаедр).
- 6.2. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках:
- ✓ Метод валентних зв'язків (МВЗ);
 - ✓ Теорія кристалічного поля (ТКП);
 - ✓ Метод молекул орбіталей (МВО).
- 6.3. Гібридизація орбіталей конкомплексоутворювача.
- 6.4. Трилон Б та евгенол в стоматології.

7. Еталони рішення завдань.

7.1. Написати формулу комплексу міді з аміаком $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$:

Рішення:



Тут іони міді – центральний атом. Лігандами виступають молекули аміаку NH_3 . Координаційне число $n=4$. В зовнішню сферу входить сульфат-іон SO_4^{2-} .

7.2. Назвати комплексний іон $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$:

Рішення

діціаноаргентум (I),

Комплексна сполука $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]\text{Cl}$:

Хлорид карбонатотетраамін кобальту (III).

7.3. Визначити заряд комплексоутворювача $[\text{Pt} \text{NH}_3 \text{Cl}_5]$:

Рішення

$$(+1)+X+(-5)=0$$

$$X=5-1$$

$$X=4$$

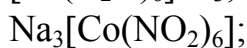
7.4. Визначити заряд комплексного іону $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$:

Рішення:

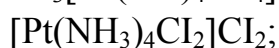
$$(+3)+(0 \cdot 5)+(-1)=+2$$

8. Завдання для закріплення матеріалу:

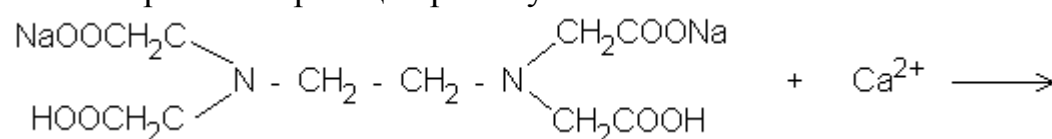
8.1. Назвіть комплексні сполуки:



8.2. Визначте заряди комплексного іону та центрального атома в сполуках:



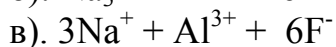
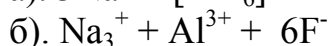
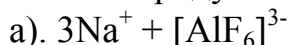
8.3. Напишіть рівняння реакції трилону з Ca^{2+} :



9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 9 тестових завдань.

Наприклад.

9.1. Напишіть продукти первинної дисоціації сполуки $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$:



9.2. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{SO}_4$

а). Сульфаттетрааміак міді (II);

б). Сульфаттетраамін міді (II);

в). Мідісульфаттетраамін (II).

9.3. Визначте заряд комплексного іону в сполучі $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

а). 4+

б). 2+

в). 3+

Відповіді: 1. – а, 2. – б, 3. – в

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Одержання сполук з комплексним аніоном.

10.2. Одержання комплексних сполук з комплексним катіоном.

10.3. Обмінні реакції в розчинах комплексних сполук.

10.4. Утворення триїодиду калію.

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Одержання сполук з комплексним аніоном.

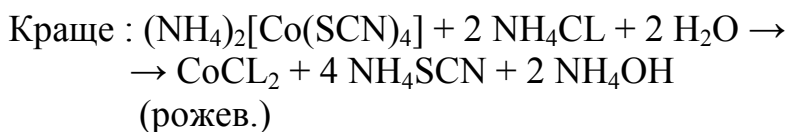
У пробірку внесіть 3 краплі розчину вісмут(III) нітрату, додайте краплями розчин йодиду калію до утворення темно – бурого осаду. До одержаного осаду краплями додайте розчин калій йодиду до повного розчинення. Вкажіть забарвлення одержаного розчину. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

11.2. Утворення комплексного алюмінату.

В пробірку внесіть 1 краплю розчину AlCl_3 і додайте 1 краплю розчину NaOH до утворення осаду. Потім додайте надлишок розчину NaOH до розчинення осаду. Вкажіть зовнішній ефект реакцій. Напишіть рівняння реакцій. Зробіть висновки.

11.3. 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.



11.4. Утворення калій триїодиду .

Внесіть в пробірку 1-2 кристали йоду та прилийте 2 мл води. Потім додайте в пробірку по краплях концентрований розчин калій йодиду до розчинення. Напишіть рівняння реакції (розчин Люголю).

Тема: СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ 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 користуватись хімічним посудом для приготування розчинів

4. Література:

Основна:

- 4.1. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., ст. 95-100
- 4.2. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 83 - 92.
- 4.3. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 66 – 73.
- 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.

Додаткова:

- 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.

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 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: $250 - 7.5 = 242.5 \text{ г}$

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 з $C_n = 0.5$ 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; $f_{екв.} = 1/2$).

Рішення:

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

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 гідроген пероксиду необхідно взяти для приготування 100 мл 5 % - го розчину.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 3 тестових завдань з теоретичних питань та 2 задачі.

Наприклад:

9.1. Масова частка – це:

- а) добуток маси розчиненої речовини та маси розчинника
- б) відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
- в) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

9.2. Розрахувати наважку для приготування 2 кг розчину калій гідроксиду з масовою часткою 2%.

- а) 40 г
- б) 20 г
- в) 60 г

Відповідь:

9.1. – в, 9.2. – а.

Тема : ОСНОВИ ТИТРИМЕТРИЧНОГО АНАЛІЗУ. МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ.

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. Лекційний матеріал
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р., с. 315-326, 329-332.
- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 120 - 129.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 74 – 81.
- 4.5. Шемякин Ф.М. и соавт. Аналитическая химия, М., 1973, С. 367-377.
- 4.6. Селезнев К.А. Аналитическая химия, М., 1973, С. 173-183.

4.7. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М, 1972. С. 216-217,238-240,255-272, 294-299, 304-307.

Додаткова:

4.8. Крешков А.П. Курс аналитической химии, т. II, М. 1968.

4.9. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия, т. I, т. II, М., 1990.

5. Основні питання теми:

5.1 Метод кислотно-основного титрування. Основне рівняння методу.

- робочі титровані розчини методу та їх приготування;

- вихідні речовини;

- криві титрування, стрибок титрування, точка еквівалентності;

- індикатори: метилоранж та фенолфталеїн, інтервал переходу індикаторів, забарвлення в кислому та нейтральному середовищах, принцип підбору індикатора для титрування.

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

6. Питання для самостійної позааудиторного вивчення:

6.1. Теорія індикаторів.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Задача .

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

Рішення:

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

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

7.2. Задача .

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

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

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

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

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) із $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л. витратили 5,2 мл розчину лугу.
- 8.2. Розрахувати наважку для приготування 0,5л робочого розчину NaOH, якщо титр його будемо встановлювати за децимолярним розчином оксалату?

9. Тестовий контроль (виконується на занятті) і містить з завдання з теоретичних питань та 1 задачу.

- 9.1.Визначення методу нейтралізації.
- 9.2.Вкажіть стрибок титрування під час титрування сильної кислоти сильною основою.
- 9.3. Яке забарвлення має метил – оранж 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 нейтралізації – це метод визначення кислот, основ та солей, які гідролізуються, за допомогою титрованих розчинів кислот та лугів.
- 9.2.Стрибок титрування $\text{pH} = 4.1 - 10$
- 9.3.Метил – оранж в кислотному середовищі рожевий, в лужному – жовтий
- 9.4. $w = \frac{m_x}{m_{\text{p-ну}}} 100\%$ $m_{\text{p-ну}} = V * \rho = 500 * 1,1 = 550\text{г}$ $w = \frac{10}{550} 100\% = 1,8\%$

10. Алгоритм лабораторної роботи:

- 10.1. Встановлення точної концентрації (C_{H}) робочого розчину NaOH
- 10.2. Визначення масової частки соляної кислоти в фармакопейному препараті.

11. Методика проведення експерименту.

11.1. Встановлення точної концентрації (C_{H}) робочого розчину NaOH.

5мл розчину оксалату (шавлевої кислоти) із $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л перенести в колбу для титрування, додати 2краплі індикатору фенолфталеїну, нагріти до 50-60°C і гарячий розчин титрують робочим розчином NaOH.

№	V розчину $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (л)	V розчину NaOH (л)	Середній об`єм NaOH (л)	C_{H} (моль/л)
1				
2				
3				

$$C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = C_{оксал.} \cdot V_{оксал.}$$

$$C_{NaOH} = \frac{C_{оксал.} \cdot V_{оксал.}}{V_{NaOH}}$$

11.2. Визначення масової частки соляної кислоти у фармакопейному препараті (Acidum hydrochloridum dilutum)

5мл фармакопейної соляної 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 індикатору фенолфталеїну і титрують розчином лугу NaOH. (Сн = 0,1 моль/л)

№	V розчину HCl (л)	V розчину NaOH (л)	Середній об'єм NaOH (л)	ω% HCl
1				
2				
3				

$$\omega\% = \frac{C_{(NaOH)} \cdot V_{(NaOH)} \cdot M_{HCl} \cdot f_{\text{еквHCL}} \cdot V_{(Колбы)}}{a \cdot V_{(піпетки)}} \cdot 100\% \quad \text{де: } a - \text{наважка, } a = V(HCl_{\text{фарм}}) \cdot \rho.$$

Тема: КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА В ОРГАНІЗМІ. 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 рН розчинів сильних і слабких електролітів
- визначати рН розчинів за допомогою індикаторів.

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р. с. 129 - 151
- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 104 - 120.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 82 – 89.
- 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.

Додаткова:

- 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.
- 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, кишечного соку; ацидоз та алкалоз, вплив рН на роботу ферментів).
- 5.7. Визначення рН методом абсорбційної фотометрії.

6. Питання для самостійної позааудиторної роботи:

- 6.1. Гідроліз.

7. Еталони рішення задач:

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

Задача 1. Обчислити рН розчину з концентрацією іонів гідрогену

$$4,2 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Рішення: $[H^+] = 4,2 \cdot 10^{-5}$.

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

- 7.2. Обчислення рН розчинів сильних та слабких електролітів.

Задача 2. Обчислити рН розчину HCl з $C_H = 0,15$ моль/л і розчину NaOH з $C_H = 0,2$ моль /л, $\alpha = 1$.

Рішення:

<p>розчин HCl</p> $pH = -\lg[H^+]$ $[H^+] = \alpha \cdot [\text{кислоти}] = 1 \cdot 0,15 = 0,15 \text{ моль/л ;}$ $pH = -\lg 0,15 = -\lg 1,5 \cdot 10^{-1} = -\lg 1,5 - \lg 10^{-1} = 1 - 0,18 = 0,82 .$	<p>розчин NaOH</p> $pH + pOH = 14;$ $pH = 14 - pOH; pOH = -\lg [OH^-]$ $[OH^-] = \alpha \cdot [\text{основи}] = 1 \cdot 0,2 = 0,2 \text{ моль/л}$ $pOH = -\lg 0,2 = -\lg 2 \cdot 10^{-1} = -\lg 2 - \lg 10^{-1} = 1 - 0,3 = 0,7$ $pH = 14 - 0,7 = 13,3.$
---	---

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

Рішення:

<p>розчин CH_3COOH</p> $pH = -\lg[H^+]$ $[H^+] = \sqrt{K_d \cdot [\text{кислоти}]} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 4,24 \cdot 10^{-3}$ $pH = -\lg 4,24 \cdot 10^{-3} = -\lg 4,24 - \lg 10^{-3} = 3 - 0,63 = 2,37 .$	<p>розчин NH_4OH</p> $pH = 14 - pOH$ $pOH = -\lg[OH^-]$ $[OH^-] = \sqrt{K_d \cdot [\text{основи}]} = \sqrt{1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,92 \cdot 10^{-3}$ $pOH = -\lg 1,92 \cdot 10^{-3} = -\lg 1,92 - \lg 10^{-3} = 3 - 0,28 = 2,72$ $pH = 14 - 2,72 = 11,28.$
--	--

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 $C_H = 0,1$ моль/л, $\alpha = 1$.

Рішення: $pH(H_2O) = 7$.

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

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

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

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

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

$$pH = 14 - 1,7 = 12,3 ; \quad \Delta pH = pH_{осн} - pH_{H_2O}.$$

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

7.4. Визначення pH після змішування розчинів.

Задача 5. Визначити pH розчину, отриманого 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: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

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 становить: $0,1 / 2 = 0,05$ моль/л.

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

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

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

- 8.1. Обчислити рН 1 %-ного розчину хлоридної кислоти.
- 8.2. Обчислити рН 0,5 М розчину гідроксиду амонію $K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$.
- 8.3. Як зміниться рН розчину нітратної кислоти із $C_n = 0,1$ моль/л ($\alpha = 0,86$), якщо до 10 мл цього розчину долити 50 мл води.
- 8.4. Обчислити рН розчину, який одержали після змішування рівних об'ємів розчину сульфатної кислоти із $C_n = 0,2$ моль/л і розчину гідроксиду натрію із $C_n = 0,5$ моль/л.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 9 тестових завдань

Наприклад:

9.1. Розчин якої солі має нейтральну реакцію:

а) Na_3PO_4

б) KCl

в) NH_4Cl

9.2. Що таке активна кислотність?

а) Концентрація дисоційованої кислоти (моль/л)

б) Концентрація Н-іонів (моль/л)

в) Концентрація недисоційованої кислоти (моль/л)

9.3. Концентрація гідроксиду натрію в розчині дорівнює 10^{-2} моль/л, $\alpha = 1$.

Яке значення рН в цьому розчині?

а) 10

б) 12

в) 4

Відповідь:

9.1. – б; 9.2. – б; 9.3. – б.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Визначення рН за допомогою універсального індикаторного паперу

10.2. Визначення рН за допомогою розчину універсального індикатору.

10.3. Визначення рН розчинів методом абсорбційної фотометрії

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Визначення рН за допомогою універсального індикаторного паперу.

В одну пробірку внести 2 мл розчину HCl, в другу – 2 мл розчину NaOH. В кожен пробірку занурити по смужці універсального індикаторного паперу, після чого порівняти з кольоровою таблицею і зробити висновки.

11.2. Визначення рН розчинів за допомогою розчину універсального індикатору.

	1 пробірка	11 пробірка	111 пробірка
	розчин № 1 Ind	розчин № 2 Ind	розчин № 3 Ind
забарвлення			
рН			

11.3. Фотометричне визначення рН досліджуваного розчину.

10 мл стандартного розчину перенести в пробірку, додати 0,1 мл розчину індикатору р-нітрофенолу та виміряти екстинцію. В другу пробірку перенести 10 мл досліджуваного розчину, 0,1 мл розчину р-нітрофенолу та виміряти екстинцію. Обчислити концентрацію досліджуваного розчину за формулою:

$C_x = \frac{E_x \cdot C_{cm}}{E_{cm}}$, за знайденою концентрацією розрахувати рН.

Тема: БУФЕРНІ СИСТЕМИ, КЛАСИФІКАЦІЯ ТА МЕХАНІЗМ ДІЇ

1. Актуальність теми: Біохімічні процеси відбуваються в середовищі з певним рН, який підтримується буферними системами. Вони також використовуються для створення біологічного середовища. Відповідно до правила буферних систем, готують розчини з 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:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р с. 161-167.
- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 120 - 129.

- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 90 – 95.
 4.5. Садовнича Л.П. , Хухрянский В.Г. , Циганенко А.Я. Биофизическая химия, 1986, с. 77-90
 4.6. Равич – Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия, 1975, с. 90-97.

Додаткова:

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

5. 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.
 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. Навести два приклади буферних систем, описати механізм їх дії, написати формулу для обчислення рН.
 6.2. Пояснити значення гемоглобіну та оксигемоглобіну в регуляції рН крові.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Обчислення рН буферних систем.

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

Рішення:

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

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

7.2. Обчислення співвідношення компонентів буферної системи із заданим рН.

Задача 2. Обчислити об'єм розчину CH_3COONa із $C_H=0,1$ моль/л та об'єм розчину CH_3COOH із $C_H=0,1$ моль/л, які необхідні для приготування 3 л ацетатного буферу із рН 5,24 ($K_d=1,75 \cdot 10^{-5}$).

Рішення:

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

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

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

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

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

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

8.0. Дати механізм.

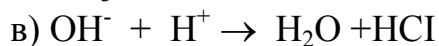
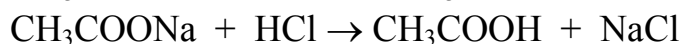
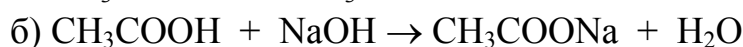
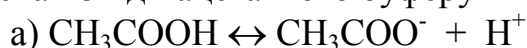
8.1. Обчислити рН буферного розчину, який містить 3,6 мл розчину NH_4Cl із $C_{\text{H}}=0,2$ моль/л та 2,6 мл розчину NH_4OH із $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л ($K_{\text{д}}=1,8 \cdot 10^{-5}$).

8.2. 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. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 7 тестових завдань

Наприклад:

9.1. Механізм дії ацетатного буферу



9.2. Визначити рН ацетатної буферної системи, яка складається із 50 мл ацетатної кислоти з $C_{\text{H}}=0,1$ моль/л і 10 мл ацетату натрію з $C_{\text{H}}=0,2$ моль/л, $K_{\text{д}}=1,8 \cdot 10^{-5}$

а) 4,34

б) 5,00

в) 6,41

Відповідь:

9.1. – б; 9.2. – а.

10. Алгоритм лабораторної роботи:

10.1. Приготування буферних систем і обчислення їх рН

10.2. Вплив кислот і лугів на рН буферних систем

10.3. Вплив розведення на рН буферних систем

11. Методика проведення експерименту:

11.1. Приготування буферних систем і обчислення їх рН.

Приготувати буферні системи згідно із таблицею:

№ пробірки	Склад буферних систем (мл)		Забарвлення	Орієнтовна величина рН	Розрахункова величина рН.
	CH ₃ COOH (0,1 моль/л)	CH ₃ COONa (0,1 моль/л)			
1	9.0	1.0			
2	1.0	9.0			

До одержаних розчинів додати по 2 краплі 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 CH₃COOH із C_H=0,1 моль/л та 5 мл розчину CH₃COONa із C_H=0,1 моль/л. Одержану буферну систему розлити порівну в 3 пробірки. В першу пробірку додати 3 краплі розчину HCl із C_H=0,1 моль/л, в другу - 3 краплі розчину NaOH із C_H=0,1 моль/л. В кожну пробірку внести по дві краплі індикатора метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки.

11.3. Вплив розведення на рН буферного розчину.

Приготувати 10 мл буферної системи (див. дослід 11.2.) і розлити порівну в дві пробірки. В першу пробірку додати 1 мл води. В кожну пробірку внести по 2 краплі індикатора метилового червоного. Порівняйте забарвлення розчинів, зробіть висновки.

Тема: БУФЕРНА ЕМКІСТЬ. РОЛЬ БУФЕРНИХ РОЗЧИНІВ 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 границю буферної ємкості відбуваються різкі зміни і незворотні процеси білкових молекул в денатурований стан. Тому визначення буферної ємкості біологічних рідин має велике прогностичне і 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 при зміні реакції середовища
- ✓ Вміти визначати межу дії буферної системи за допомогою кислоти та лугу
- ✓

4. Література:

Основна:

- 4.1. Лекційний матеріал.
- 4.2. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р. с. 167 – 175.
- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 120 - 129.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 93 – 98.
- 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.

Додаткова:

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

5. 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 самостійної позааудиторного вивчення:

- 6.1. Які органи, системи і як підтримують кислотно-лужну рівновагу в організмі людини.
- 6.2. Визначення кислотно-лужної рівноваги для встановлення діагнозу та прогнозування захворювання.

7. Еталони рішення задач:

7.1. Обчислення буферної ємкості.

Визначити буферну ємкість ацетатного буферу, який містить 7 мл ацетатної кислоти з $C_H=0,1$ моль/л і 3 мл розчину ацетату натрію з $C_H=0,1$ моль/л $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$. На титрування цієї буферної системи пішло 2 мл NaOH із $C_H=0,5$ моль/л.

Рішення:

1.

На 10 мл буферної системи - 2,0 мл розчину лугу
1000 мл буферної системи - 200 мл розчину лугу $\left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{На 10 мл буферної системи - 2,0 мл розчину лугу} \\ \text{1000 мл буферної системи - 200 мл розчину лугу} \end{array}} \right\} x = \frac{1000 \cdot 2}{10} = 200 \text{мл}$

2.

В 1000 мл 0,5 М розчину NaOH – 0,5 моль

В 200 мл - X моль X=0,1 моль/л

3.

pH₀ – початкове значення рН буферної системи знаходимо за формулою:

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

4.

pH₁ – кінцеве значення рН, що є нижньою межею інтервалу переходу фенолфталеїну, = 8,2.

5.

$$E = \frac{c}{pH_1 - pH_0};$$

7.2. Обчислення зміни рН буферної системи.

Як зменшиться рН буферної системи, яка складається із 100 мл 0,1 М СН₃СООН і 200 мл 0,2 М СН₃СООН, якщо долити 30 мл 0,2 М NaOH? (К_д=1,8·10⁻⁵).

Рішення:

1) Початковий рН:

$$pH_1 = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} + \lg \frac{200 \cdot 0,2}{100 \cdot 0,1} = 4,74 + 0,6 = 5,34$$

2) При доливанні до буферної системи лугу, він взаємодіє з кислотою. При цьому збільшується кількість солі і відповідно зменшується кількість кислоти, тобто:

$$pH = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} + \lg \frac{200 \cdot 0,2 + 30 \cdot 0,2}{100 \cdot 0,1 - 30 \cdot 0,2} = 4,74 + \lg 11,5 = 5,80$$

3) $\Delta pH = 5,80 - 5,34 = 0,46$

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

8.1. Як зміниться рН фосфатного буферу, який містить 100 мл 0,1 М КН₂РО₄ та 100 мл 0,3 М Na₂НРО₄, якщо прилити 10 мл 0,2 М NaOH (К_дКН₂РО₄=1,6·10⁻⁷).

8.2. На титрування 100 мл сироватки крові пішло 36 мл 0,5 М НСІ.
рН₁ = 7,96 Обчисліть буферну ємкість крові.

9. Тестовий контроль (проводиться на занятті) містить 7 тестових завдань

Наприклад:

9.1. Формула для обчислення буферної ємкості крові за допомогою лугу:

$$\text{а) } B = \frac{C}{pH_1 - pH_0}$$

$$\text{б) } B = \frac{C}{pH_0 - pH_1}$$

$$\text{в) } B = \frac{C}{\Delta pH}$$

9.2. Розрахувати, як зміниться рН буферного розчину, який складається із 3,6 мл 0,2 М NH_4Cl і 2,3 мл 0,1 М NH_4OH , якщо до нього долити 1,2 мл 0,05 М розчину HCl $K_d \text{ NH}_4\text{OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$\text{а) } \Delta pH = 0,01$$

$$\text{б) } \Delta pH = 0,10$$

$$\text{в) } \Delta pH = 0,22$$

Відповідь:

9.1. – а; 9.2. – в.

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 ацетатної кислоти із $C_n = 0,1$ моль/л і 3 мл розчину ацетату натрію із $C_n = 0,1$ моль/л. До одержаного розчину додати 2 краплі фенолфталеїну і титрувати лугом із $C_n = 0,1$ моль/л до появи забарвлення. Обчислити буферну ємкість за лугом.

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

В колбу для титрування внести 5 мл сироватки крові, 2 краплі фенолфталеїну і титрувати лугом із $C_n = 0,1$ моль/л; в другу колбу внести 5 мл сироватки крові, 2 краплі метилоранжу і титрувати розчином хлоридної кислоти із $C_n = 0,1$ моль/л. Розрахувати буферну ємкість за лугом і 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 – уміти** творчо 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. А.С.Мороз та інші Медична хімія. 2008р с. 111 - 127
- 4.3. Медична хімія За рек.проф. В.О. Калібабчук Медицина., К, 2013. С. 120 - 129.
- 4.4. Смирнова О.В. Медицинская химия, 2015. С. 99 – 108.
- 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.

Додаткова:

- 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.
- 5.5. Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа, його зв'язок із 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

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

7.2. Задача №2. Розрахувати $P_{осм.}$ розчину глюкози з масовою часткою 5%,
 $t=27^{\circ}C$, $\rho=1$ 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

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

7.3. Задача №3. Розрахувати $P_{осм.}$ розчину натрію хлориду з масовою часткою 5,85% при $0^{\circ}C$. 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:

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

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

8.1. Чи є ізотонічними 0,6% - ні розчини сечовини та оцтової кислоти з масовою часткою 0,6 %, якщо ступінь диссоціації оцтової кислоти 0,01, а густина розчинів – 1 г/мл.

8.2. Визначити молярну концентрацію розчину сахарози, який ізотонічний з кров'ю.

9. Тестовий контроль (виконується на занятті) містить 8 тестів з теоретичних питань та 1 задачу.

9.1. Колігативні властивості розчинів залежать від:

- а). концентрації
- б). кількості розчинених частин
- в). молярної концентрації

9.2. Розрахувати $P_{осм.}$ Розчину натрій хлориду із масовою часткою 5,85 % ,
 $t=0^{\circ}C$.

- а). 8,72
- б). 4,36
- в). 7,36

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, і занурити в посудину з водою. Відмічають початковий рівень розчину в осмометрі, а потім через 0,5 год. 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.

ПИТАННЯ ДО ЗМІСТОВНОГО МОДУЛЮ № 1

1. Біогенні елементи: їх електронна будова; типові хімічні властивості елементів та їх сполук – кислотні – основні, окисно – відновні, комплексоутворення. Зв'язок між місцезнаходженням s-, p-, d-елементів в періодичній системі та їх вмістом в організмі людини. Макро-, мікро- та домішкові елементи в організмі людини. Застосування в медицині. Токсична дія сполук.
2. Комплексні сполуки: теорія Вернера, природа хімічного зв'язку, класифікація, внутрішньокмплесні сполуки,. Комплексні сполуки в біологічних системах. Комплексоутворення та їх застосування в медицині.
3. Розчини в життєдіяльності.
4. Розчинність газів у рідинах та її залежність від різних факторів. Закон Генрі – Дальтона. Розчинність газів к крові.

5. Розчинність твердих речовин та рідин, її залежність від різних факторів. Розподіл речовин між двома рідинами, що не змішуються. Закон розподілу Нернста та його значення у явищі проникності біологічних мембран.

6. Розчинів електролітів. Закон розведення Оствальда. Властивості розчинів сильних електролітів, активність та коефіцієнт активності. Іонна сила розчину. Водно – електролітний баланс – необхідна умова гомеостазу.

7. Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник рН розчинів сильних та слабких електролітів. рН біологічних рідин в нормі та патології.

8. Теорії кислот та основ. Типи протолітичних реакцій. Гідроліз солей, ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури, константа гідролізу. Роль гідролізу в біохімічних процесах.

9. Методи титриметричного аналізу. Метод кислотно – основного титрування: алкалі- та ацидіметрія, їх характеристика. Кислотно – основні індикатори.

10. Буферні системи, їх класифікація, механізм дії, основне рівняння, рівняння Гендерсона – Гассельбаха. Буферна ємкість, її практичне визначення. Буферна ємкість крові, Буферні системи організму людини, їх механізм дії. Кислотно – лужна рівновага та лужний резерв крові.

11. Колігативні властивості розчинів.

Зниження температури замерзання та підвищення температури кипіння розчинів. Закон Рауля. Кріометрія та ебуліометрія, їх застосування в медико – біологічних дослідженнях.

Осмос, напівпроникні мембрани, осмотичний тиск. Закон Вант – Гоффа та його рівняння для неелектролітів та електролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Гіпо- гіпер- та ізотонічні розчини. Плазмоліз, гемоліз, тургор.

Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Рівняння Галлера. Онкотичний тиск. Застосування осмометрії в медико – біологічних дослідженнях.

Типи задач.

1. Приготування розчинів різної концентрації.
2. Обчислення рН розчинів сильних та слабких електролітів.
3. Обчислення рН буферних систем, співвідношення компонентів, зміни рН буферних систем в результаті додавання кислот та лугів.
4. Обчислення буферної ємкості за кислотою та за лугом.
5. Обчислення за даними кріометрії та осмометрії.