

**КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА В ОРГАНІЗМІ.
ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК БІОЛОГІЧНИХ РІДИН.
БУФЕРНІ СИСТЕМИ, ЇХ СКЛАД, ВЛАСТИВОСТІ.
БУФЕРНІ СИСТЕМИ ОРГАНІЗМУ**

Методичні вказівки

***для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи
здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Стоматологія»
з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія»***

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
Харківський національний медичний університет

**КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА В ОРГАНІЗМІ.
ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК БІОЛОГІЧНИХ РІДИН.
БУФЕРНІ СИСТЕМИ, ЇХ СКЛАД, ВЛАСТИВОСТІ.
БУФЕРНІ СИСТЕМИ ОРГАНІЗМУ**

Методичні вказівки

***для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи
здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Стоматологія»
з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія»***

Видання II перероблене та доповнене

Затверджено
Вченою радою ХНМУ.
Протокол № 9 від 24.09.2026.

**ХНМУ
Харків
2026**

Кислотно-основна рівновага в організмі. Водневий показник біологічних рідин. Буферні системи, їх склад, властивості. Буферні системи організму : метод. вказ. для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Стоматологія» з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія» / упоряд. Г. О. Сирова, Н. М. Чаленко, С. М. Козуб та ін. Вид. II перероб. та допов. Харків : ХНМУ, 2026. 32 с.

Упорядники: Г. О. Сирова
 Н. М. Чаленко
 С. М. Козуб
 О. В. Савельєва
 О. В. Присяжний

1. Кількість годин — 4.

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

2.1. Калькулятор.

2.2. Таблиці: граф логічної структури теми; таблиці логарифмів; механізм процесу розчинення; іонний добуток води; формули для розрахунків рН різних електролітів; значення рН у фізіологічних рідинах організму людини, класифікація буферних розчинів, вивчення Гендерсона – Гассельбаха для розрахунку рН буферних розчинів, буферні системи організму, буферні системи в стоматології, основні буферні системи в ротовій порожнині, їх значення в стоматології для профілактики карієсу.

2.3. Обладнання та реактиви для проведення лабораторної роботи: рН-метри, лабораторний посуд, універсальний індикаторний папір, розчини індикаторів, розчини для дослідів, лабораторний посуд, розчини для дослідів (штативи з бюретками, розчини 0,2М CH_3COOH та CH_3COONa , 0,2М NaH_2PO_4 та Na_2HPO_4 , розчини 0,01М HCl та NaOH), піпетки, хімічні стакани.

2.4. Мультимедійне забезпечення (презентація, навчальний фільм — алгоритми виконання дослідів лабораторної роботи).

2.5. Навчально-методична література:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін. ; за ред. проф. В.О. Калібабчук. 4-є вид., випр. Київ : ВСВ «Медицина», 2019. 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України № 1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями «Лікувальна справа» та «Стоматологія»)).

2. Медична хімія : навч. посіб. / Г.О. Сирова, В.М. Петюніна та ін. ; за ред. Г.О. Сирової. Харків : Екограф, 2015. 202 с.

3. Медична хімія : навч. посіб. / І.В. Завгородній, Г.О. Сирова, Н.М. Ткачук та ін. ; за ред. І.В. Завгороднього та Г.О. Сирової. Харків : Екограф, 2010. 268 с.

4. Від хімії шкільної до медичної хімії : навч. посіб. для здобувачів вищої освіти другого (магістр.) рівня 1-го курсу вищих мед. закладів освіти III–IV рівнів акредитації спец. «Медицина» та «Педіатрія» / Г.О. Сирова, Н.М. Чаленко, С.М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2026. 280 с.

5. Робочий зошит з медичної хімії для самостійної роботи студентів 1-го курсу мед. та стомат. фак-тів / упоряд. Г.О. Сирова, В.М. Петюніна, В. О. Макаров та ін. Харків : ХНМУ, 2017. 68 с.

6. <https://distance.knmu.edu.ua/course/view.php?id=2948>.

3. Обґрунтування теми.

Організм людини намагається зберегти сталу температуру, осмотичний тиск, склад крові і міжклітинної рідини, інші фізіологічні параметри. Для гомеостазу (динамічна сталість внутрішнього середовища живого організму) є важливим збереження рН середовищ організму у зв'язку з тим, що біохімічні процеси відбуваються при певних діапазонах рН.

Показник рН — рівень кислотності, який показує концентрацію іонів гідрогену (H^+) і виражений на логарифмічній шкалі від 0 до 14. Існують методи визначення рН: рН-метри портативні, потенціометричні методи вимірюють окисно-відновні потенціали; рН-вимірювачі багатофункціональні, за допомогою додаткових електродів вимірюють окисно-відновні потенціали; титратори.

Незначні зміни рН у крові й міжтканинних рідинах можуть призвести до загибелі організму. У багатьох випадках контроль величини рН дає можливість виявити різні види патології й правильно поставити діагноз. Особливу увагу доцільно звернути на норми рН фізіологічних рідин організму людини, а для майбутніх стоматологів — на норми рН і межі відхилень слини. Кислотно-лужний стан внутрішніх середовищ організму визначає в ряді випадків його сприйнятливість до інфекційних захворювань, у тому числі стоматологічних. Осмислення впливу величини рН напоїв, лікарських препаратів, продуктів харчування на різні біохімічні й фізіологічні процеси, особливо на рН слини, має велике значення. При вивченні кислотно-основної рівноваги (КОР) та рН біологічних рідин доцільно розглядати причини та наслідки порушення КОР і рН, що викликає карієс, утворення зубного каменю та ін. При вивченні властивостей буферних розчинів та їх ролі у біосистемах необхідно звертати увагу на механізми дії гідрокарбонатної, фосфатної та білкової буферних систем слини, що підтримують сталість рН у ротовій рідині. Це має важливе значення для процесів мінералізації емалі, а також для прояву оптимальної ферментативної активності в ротовій порожнині.

Значення рН внутрішніх середовищ організму (кров, лімфа, слина, сеча, шлунковий сік та ін.) мають різні значення рН в нормі та характеризуються значною сталістю й стійкістю. Це має першорядне значення, тому що іони гідрогену каталітично діють на багато біохімічних перетворень, ферменти й гормони активні лише в певному діапазоні рН. Зміна рН крові порушує структури і функції ферментів і гормонів, що впливає на регуляцію обміну речовин і сприяє накопиченню недоокиснених токсинів, отруєнню і навіть може призвести до летального результату. За нормального функціонування організм успішно справляється з кислотно-основними коливаннями й підтримує сталість рН внутрішніх середовищ

за допомогою фізіологічних (нирки, печінка, легені, кишківник) і фізико-хімічних (буферні системи організму) механізмів компенсації. Окремо можна виділити буферні системи ротової порожнини, які підтримують значення рН слини в межах 6,5–7,5, нейтралізуючи кислоти, які виробляються бактеріями та потрапляють з продуктами харчування, що запобігає демінералізації емалі. Якщо організму не вистачає фізіологічних ресурсів, тоді призначається медикаментозна лікарська допомога. Сучасні профілактичні стоматологічні засоби стимулюють виділення слини та використовують буферні властивості для ремінералізації емалі.

4. Мета заняття:

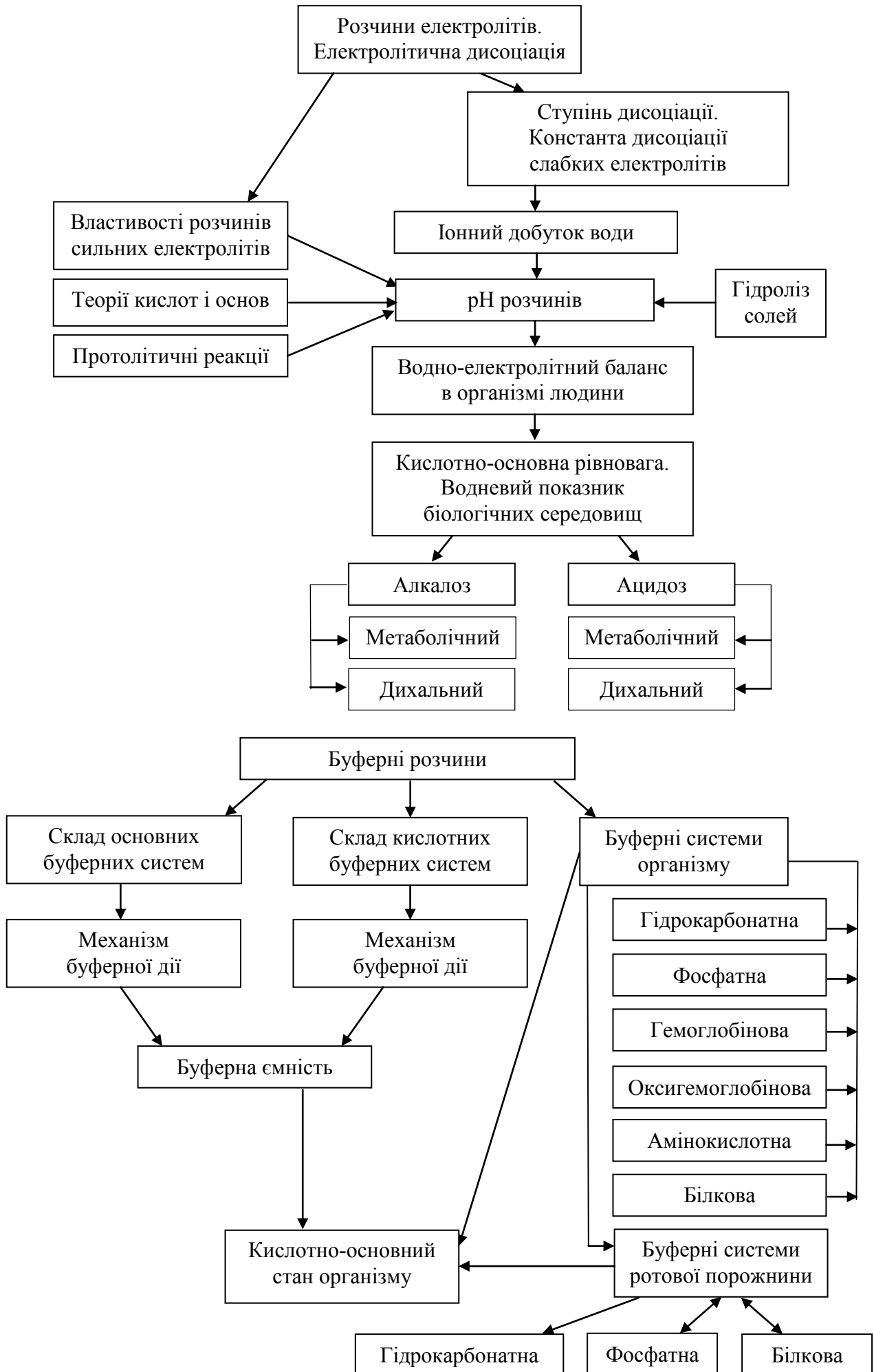
– **загальна:** оцінювати кислотність біологічних рідин на основі знань про водневий показник; вміти пояснювати механізм дії буферних систем і їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.

– **конкретна:** визначати кислотний показник розчинів кислот, основ, солей та робити висновки щодо кислотності біологічних рідин ротової порожнини на підставі водневого показника; пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.

а) **знати:** властивості розчинів електролітів, водно-електролітний баланс в організмі, вплив на процеси життєдіяльності; класифікацію буферних розчинів залежно від їх складу, формули для обчислення рН буферних розчинів різного складу, механізм буферної дії буферних систем організму, особливо в стоматології, і їх взаємозв'язок.

б) **вміти:** розраховувати рН у розчинах кислот, основ, солей; розраховувати концентрацію іонів водню за величиною рН; оцінювати кислотність рідин на основі знання величини рН та робити висновки про вид середовища у певних біологічних рідинах; визначати реакції середовища розчинів електролітів за допомогою різних індикаторів; записувати в молекулярному та іонному вигляді молекулярні та іонні реакції, які відбуваються при додаванні до буферних розчинів певної кількості сильних кислот або лугів, пояснювати, в чому полягає буферна дія, розраховувати рН буферних систем, а також ΔpH за умов додавання до буферних систем сильної кислоти або лугу; розраховувати буферну ємність буферних систем; розраховувати об'єми компонентів, необхідних для приготування буферних розчинів, та готувати їх.

5. Граф логічної структури теми.



6. Орієнтована карта роботи студентів.

№ з/п	Етапи	Час, хв	Навчальні й наочні засоби	Місце проведення
1	Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання студентів	25	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2	Вхідний контроль	20	Тести вхідного контролю	
3	Самостійна робота студентів з методичною літературою, рішення навчальних завдань	60	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці, калькулятор	
4	Виконання лабораторної роботи	35	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці, калькулятор	
5	Вихідний контроль знань	25	Тести вихідного контролю, картки з ситуаційними завданнями, калькулятор	
6	Аналіз і підбиття підсумків заняття	10		
7	Домашнє завдання	5		

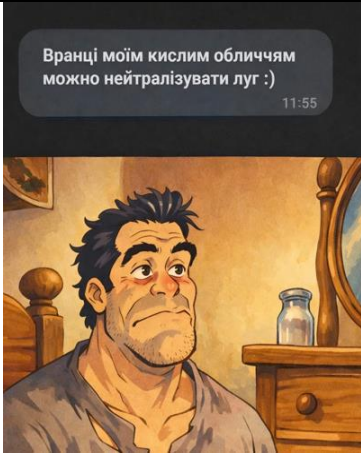
7. Завдання для самостійної роботи:

Перелік питань, що підлягають вивченню:

1. Розчинення. Електроліти. Електролітична дисоціація. Значення електролітів для живого організму.
2. Ступінь електролітичної дисоціації і константа електролітичної дисоціації. Сильні та слабкі електроліти.
3. Іонний добуток води. Водневий показник.
4. Значення рН у фізіологічних рідинах організму людини.
5. Вплив рН середовища на перебіг основних типів біохімічних процесів.
6. Гідроліз солей, основні випадки гідролізу солей.
7. Ступінь та константа гідролізу. Залежність ступеня та константи гідролізу від: а) природи кислоти та основи, які утворюють сіль; б) температури; в) концентрації.
8. Гідроліз в біохімічних процесах.
9. Гомеостаз — динамічна сталість внутрішнього середовища живого організму.
10. Загальна характеристика буферних розчинів, їх класифікація.
11. Механізм дії буферних систем.
12. Розрахунки кислотності та основності буферних систем за рівнянням Гендерсона – Гассельбаха.
13. Буферні системи в стоматології (фізико-хімічні та механічні — кофердами).
14. Поняття про кислотно-основний стан крові. Шкідливі чинники. Значення здорового харчування. Буферні системи крові.
15. Гідрокарбонатна буферна система. Ацидоз, алкалоз, їх види.
16. Фосфатна буферна система.

17. Білкові буферні системи.
18. Буферні системи ротової порожнини.
19. Буферна ємність кислотної та основної буферної системи, розрахунок.
20. Значення буферної ємності слини для профілактики карієсу в стоматології.
21. Взаємозв'язок буферних систем організму.

Перелік робіт, що підлягають вивченню:

Термін	Визначення, формули, показники
Електроліти	Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.
Кислоти	Електроліти, які дисоціюють з утворенням катіонів гідрогену H^+ та аніонів кислотного залишку. 
Основи	Електроліти, які при дисоціації утворюють гідроксид-іони OH^- та катіони металу або амонію.
Електролітична дисоціація	Процес розпаду електролітів на іони під впливом молекул води.
Ступінь електролітичної дисоціації, α	$\alpha = n \cdot 100 / N$. Відношення числа продисоційованих молекул до загального числа молекул у розчині електроліту.
Константа електролітичної дисоціації, K_d	Константу рівноваги процесу дисоціації електроліту називають константою дисоціації. Вона є кількісною мірою сили електроліту і характеризує його здатність до іонізації. Чим більше значення константи дисоціації K_d , тим сильніший електроліт, і навпаки.
Закон розведення Оствальда	$K_d = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$ Для слабких електролітів величина α дуже мала й тому $(1 - \alpha) \rightarrow 1$, тоді математичне рівняння закону Оствальда спрощується: $K_d = C\alpha^2; \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$ Ступінь дисоціації слабких бінарних електролітів зворотно пропорційна кореню квадратному з їхньої концентрації.

Термін	Визначення, формули, показники
Активність іонів, a (для характеристики розчинів сильних електролітів замість концентрації іонів використовують їх активність)	Ефективна концентрація реального розчину за конкретних фізико-хімічних умов: $a = C \cdot f$, де f — коефіцієнт активності — величина, яка показує, наскільки активність (a) відрізняється від аналітичної концентрації (C), тобто міра відмінності реального розчину від ідеального. Коефіцієнт активності враховує сили міжіонної взаємодії в розчині.
Іонна сила — важлива характеристика розчинів електролітів, особливо тих, що використовуються як кровозамінники; їх іонна сила має дорівнювати іонній силі плазми крові, тобто 0,15 моль/л	Іонна сила розчину враховує силові поля усіх іонів, що є у розчині, і дорівнює напівсумі добутків молярності кожного іона на квадрат його заряду: $I = 1/2 \sum b_i z_i^2$, де z_i — заряд іона; b_i — молярна концентрація (моль/кг).
Іонний добуток води	$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] / [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16}$
pK_w (після логарифмування)	$pK_w = pH + pOH = 14$
Шкала pH	У 1909 р. хімік Серенсен, який працював у лабораторії Carlsberg, винайшов спосіб точного вимірювання рівня кислотності та лужності розчинів. Це було необхідно для кращого розуміння біохімічних процесів, зокрема тих, що відбуваються під час пивоваріння.
Водневий показник, pH	Від'ємний десятковий логарифм молярної концентрації іонів гідрогену (H^+) $pH = -\lg[H^+]$, $pH = 14 - pOH$
Гідроксильний показник, pOH	$pOH = -\lg[OH^-]$, $pOH = 14 - pH$
Діапазон pH та приклади деяких рідин	
Розрахунок pH в розчинах слабких кислот, K_a — константа дисоціації кислоти	$C_{H^+} = C_{заг.} - \alpha$ $C_{H^+} = C_{заг.} \sqrt{\frac{K_a}{C_{заг.}}} = \sqrt{K_a \cdot C_{заг.}}$ $pH = -\frac{1}{2} \lg K_a - \frac{1}{2} \lg C_{заг.}$

Термін	Визначення, формули, показники
Розрахунок рН в розчинах слабких основ, K_b — константа дисоціації основи	$C_{OH} = \sqrt{K_b \cdot C_{заг.}}$ $pOH = -\frac{1}{2} \lg K_b - \frac{1}{2} \lg C_{заг.}$
Сильнокислотне середовище	$pH = 0-3$, $[H^+] = 10^{-1}-10^{-3}$ моль/л
Слабокислотне середовище	$pH = 4-6$, $[H^+] = 10^{-4}-10^{-6}$ моль/л
Нейтральне середовище	$pH = 7$, $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л
Слабколужне середовище	$pH = 8-10$, $[H^+] = 10^{-8}-10^{-10}$ моль/л
Сильнолужне середовище	$pH = 11-14$, $[H^+] = 10^{-11}-10^{-14}$ моль/л

Визначення рН рідин



Для приблизного визначення рН середовища використовується індикаторний папір



Для точного вимірювання рН використовуються рН-метри, іономери



Використання індикаторів для визначення рН

Індикатор	рН																
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	
Лакмус	Сильно-кислотне				Слабко-кислотне			Нейтральне середовище	Слабко-лужне			Сильнолужне					
Метилевий оранжевий																	
Фенолфталеїн	Не змінює забарвлення																
	← Посилюється кислотність середовища									→ Посилюється лужність середовища							

Термін	Визначення, формули, показники
Стоматологічний аспект Індикатори зубного нальоту 	Індикатори зубного нальоту — це безпечні барвники (таблетки, розчини) для домашнього та професійного використання, які фарбують бактеріальні відкладення на емалі, роблячи їх видимими. Вони допомагають контролювати якість чищення, візуалізуючи проблемні зони. Сучасні індикатори зазвичай 2-кольорові: рожевий колір вказує на свіжий м'який наліт, а синій — на старий (понад 24 год).
Гідроліз солей	Обмінна реакція іонів солі з водою, що призводить до утворення слабких електролітів
Розрахунок рН солі, утвореної слабкою кислотою і сильною основою, $C_{\text{солі}}$ — концентрація солі, $K_{\text{к-ти}}$ — константа дисоціації кислоти	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\lg C_{\text{солі}} + \text{p}K_{\text{к-ти}})$
Розрахунок рН солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, $K_{\text{осн}}$ — константа дисоціації основи	$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} (\lg C_{\text{солі}} - \text{p}K_{\text{осн}})$
Розрахунок рН солі, слабкою основою і слабкою кислотою	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{к-ти}} - \text{p}K_{\text{осн}})$
Гомеостаз	Відносна динамічна сталість рН біологічного середовища
Значення рН деяких фізіологічних рідин організму людини	
Сироватка крові	$\text{pH} = 7,4 \pm 0,05$
Ацидоз	Зсув значення рН крові в кислий бік від нормальної величини ($\text{pH} < 7,35$)
Алкалоз	Зсув значення рН крові в лужний бік від нормальної величини ($\text{pH} > 7,45$)
Слина (лат. saliva) — секрет слинних залоз, важливе біологічне середовище порожнини рота, її властивості та хімічний склад суттєво впливають на стан зубів та слизової оболонки порожнини рота	$\text{pH} = 5,8-7,36$. Зсув рН у кислий бік — ризик формування карієсу. Зсув рН в лужний бік — ризик формування зубних каменів. Склад і властивості ротової рідини визначаються функціонуванням слинних залоз, індивідуальними особливостями, віком, характером харчування, станом органів порожнини рота та гігієнічним доглядом за нею, а також загальним станом здоров'я.

Термін	Визначення, формули, показники
	В нормі рН слини коливається залежно від гігієни ротової порожнини, характеру харчування, індивідуальних особливостей метаболізму. Зсув рН у кислий бік спричиняється надмірним розвитком ацидофільних бактерій, що утворюють велику кількість органічних кислот, та рядом захворювань, які супроводжуються розвитком тканинної гіпоксії — цукровий діабет, різного роду гемофілії, ацидурії. При рН вище 7,0 створюються умови для надходження іонів кальцію і фосфору у мінералізовані тканини, лужна реакція слини призводить до утворення зубного каменю. Оптимальним для процесів мінералізації та ремінералізації тканин зуба є слабколужне значення рН слини — 7,2–7,8
Стоматологічний аспект Демінералізація та її причина	Фізіологічно зворотним процесом до мінералізації є демінералізація. Ці процеси в нормі врівноважені між собою. Причиною демінералізації є збільшення кількості кислих продуктів обміну в слині, в результаті чого відбувається іонний обмін протонів на катіони Ca^{2+} в гідроксіапатиті $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$: $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}_9\text{H}_2(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2 + \text{Ca}^{2+}$ Це супроводжується зниженням вмісту Ca^{2+} в емалі, що супроводжується розвитком карієсу. Концентрація протонів різко зростає під час закислення середовища ротової порожнини, а у свою чергу залежить від характеру харчування. Тому лікар-стоматолог повинен не тільки лікувати виявлену патологію, а також з'ясувати причину, що призвела до неї, рекомендувати пацієнту їжу, яка зберігає кисло-лужну рівновагу ротової порожнини в нормі
Шлунковий сік	рН = 1,2–3,0; рН < 1,2 — підвищена кислотність шлункового соку; рН > 3,0 — знижена кислотність шлункового соку; рН ≈ 6 — «нульова кислотність»
Сеча	рН = 4,8–7,4
Спинномозкова рідина	рН = 7,4 ± 0,05
Сік підшлункової залози	рН = 8,6–9,7
Вміст тонкого кишківника	рН = 7,0–8,0
Жовч у протоках	рН = 6,2–8,5
Жовч у міхурі	рН = 5,4–6,9
Сік товстого кишківника	рН = 5,07–7,07

Термін	Визначення, формули, показники
Піт	$pH = 4,2-7,8$
Слізна рідина	$pH = 7,2-7,5$
Шкіра	$pH = 4,75-5,75$ $pH = 3,0-5,2$ — суха шкіра $pH = 5,2-5,7$ — нормальна шкіра $pH = 5,7-7,0$ — жирна шкіра
 Уолтер Кеннон (1871–1945) Американський фізіолог	Дав визначення гомеостазу як сукупності скоординованих реакцій, які підтримують сталість внутрішнього середовища організму (1929): властивість підтримувати стабільні умови всередині організму (pH крові, температуру, концентрацію солей і цукру, що необхідно для нормального функціонування клітин, тканин і органів)
Буферні системи (розчини)	Розчини, здатні стійко зберігати сталість концентрації іонів гідрогену (pH середовища) при додаванні до них невеликої кількості сильної кислоти або лугу, при розведенні або концентруванні їх
Буферна дія	Здатність стійко зберігати сталість pH
Кислотні буферні системи	Суміш слабкої кислоти (донора протонів) і солі, яка з кислотою має загальний аніон (акцептор протонів)
Ацетатна буферна система (діапазон pH 3,76–5,76)	CH_3COOH (слабка кислота) + CH_3COONa (сіль, утворена слабкою кислотою CH_3COOH і лугом $NaOH$)
Гідрогенкарбонатна (гідрокарбонатна) буферна система (діапазон pH 5,35–7,35)	H_2CO_3 (слабка кислота) + $NaHCO_3$ (кисла сіль, утворена слабкою кислотою H_2CO_3 і лугом $NaOH$) Співвідношення гідрогенкарбонат-іонів та карбонатної кислоти у крові при pH 7,4 становить 20:1. Надлишок гідрогенкарбонату забезпечує лужний резерв крові
Форміатна буферна система (діапазон pH 2,75–4,75)	$HCOOH$ (слабка кислота) + $HCOONa$ (кисла сіль, утворена слабкою кислотою $HCOOH$ і лугом $NaOH$)
Основні буферні системи	Суміш слабкої основи (акцептор протонів) і солі, яка має у своєму складі загальний катіон з основою (донор протонів)
Амонійна буферна система (діапазон pH 8,4–10,3)	NH_4OH (слабка основа) + NH_4Cl (сіль, утворена слабкою основою NH_4OH і сильною кислотою HCl)
Солі багатоосновних кислот	Суміш розчинів двох солей, одна з них виконує роль кислоти, а інша роль солі
Фосфатна буферна система (діапазон pH 5,9–8,0)	NaH_2PO_4 (виконує роль кислоти) + Na_2HPO_4 (виконує роль солі)

Термін	Визначення, формули, показники
Карбонатна буферна система (діапазон рН 9,3–11,3)	NaHCO_3 (виконує роль кислоти) + Na_2CO_3 (виконує роль солі)
Амфолітні буферні системи	Розчини амінокислот або білків
Білкова буферна система	Діє у клітинах та тканинах організму. Складається переважно з альбумінів, що містяться в плазмі крові. Механізм буферної дії цієї системи пояснюють наявністю в молекулах білків залишків амінокислот, які виявляють амфотерні властивості, виступаючи в реакції як з кислотами, так і з основами
Гемоглобінова буферна система	Різновид білкового буферу, складається з протеїнів, а саме з відновленої форми гемоглобіну (HHb — гемоглобін) і окисненої його форми (HHbO_2 — оксигемоглобін)
Інші буферні системи, що містять сильну або слабку кислоту (кислотний компонент) і гліцин або луг (основний компонент)	$\text{HCl} + \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ (діапазон рН 1,0–3,7). $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} + \text{NaOH}$ (діапазон рН 8,2–10,1). Лимонна кислота + луг (діапазон рН 2,2–6,5)
Буферні системи організму тісно взаємодіють між собою	Гідрокарбонатна. Фосфатна. Гемоглобінова. Оксигемоглобінова. Амінокислотна. Білкова
Буферні системи крові	Буферні системи плазми (гідрокарбонатна, фосфатна, білкова) і еритроцитів (гідрокарбонатна, гемоглобінова, оксигемоглобінова, система органічних фосфатів)
Стоматологічний аспект. Буферні системи ротової порожнини	Гідрокарбонатна — найважливіша при високій швидкості слиновиділення (під час жування), ефективно нейтралізує кислоти, перетворюючи їх на воду і CO_2 . Фосфатна — працює постійно, навіть при низькій швидкості слиновиділення, підтримує рН у межах 4,5–7,4. Білкова — білки слини, у тому числі ферменти, здатні зв'язувати невеликі кількості кислот або лугів
Стоматологічний аспект. Сучасні профілактичні засоби	Стимулюють виділення слини та використовують буферні властивості для ремінералізації
Ізогідрія	Сталість концентрації іонів гідрогену у фізіологічних розчинах організму (кров, лімфа, сеча, шлунковий сік)

Термін	Визначення, формули, показники
Стоматологічний аспект. Механічні буферні системи — Кофердам не хімічна буферна система, а фізична «завіса»    	Кофердам — це тонка латексна або нітрилова пластина (завіса), що використовується у стоматології для повної ізоляції одного або кількох зубів від решти ротової порожнини (слини, крові, дихання) під час лікування. Вона забезпечує стерильність, запобігає ковтанню інструментів, матеріалів та гарантує сухе робоче поле та стає середовищем для якісної реставрації. • Захищає від травмування стоматологічними засобами, інструментами (виключає можливість випадкового потрапляння в порожнину рота або дихальні шляхи пацієнта дрібних стоматологічних інструментів, потрапляння в порожнину рота агресивних рідин, кислот). • Забезпечує захист м'яких тканин пацієнта (щоки, язик, губи). • Сприяє зниженню ризиків виникнення алергії на різні стоматологічні матеріали та препарати, тому що вони не потрапляють в ротову порожнину. • Завдяки використанню кофердаму відбувається зниження слиновиділення у пацієнта, що значно полегшує для нього процес лікування. • Кофердам не викликає блювотний рефлекс на відміну від ватних валиків, якими обкладають зуби. • Кофердам знімає втому щелепних суглобів і жувальних м'язів
Рівняння Гендерсона – Гассельбаха	Кислотність і основність буферних систем розраховують виходячи з рівняння Гендерсона – Гассельбаха: Кисла буферна система: $pH = pK_a - \lg \frac{v_k}{v_c} = pK_a - \lg \frac{C_k V_k}{C_c V_c} \quad \text{або}$ $pH = pK_a + \lg \frac{v_c}{v_k} = pK_a + \lg \frac{C_c V_c}{C_k V_k}$ Основна буферна система: $pH = 14 - pOH = 14 - pK_b + \lg \frac{C_{OCH} V_{OCH}}{C_c V_c} \quad \text{або}$ $pH = 14 - pOH = 14 - pK_b - \lg \frac{C_c V_c}{C_{OCH} V_{OCH}}$ Зверніть увагу! <ph (pk),="" p="" ph.<="" а="" буферного="" виходячи="" від="" відомих="" до="" залежить="" змінює="" й="" кислоти="" компонентів.="" концентрацій="" концентрування="" меж="" не="" розведення="" розчину="" сили="" співвідношення="" також="" цього,="" із=""></ph>

Термін	Визначення, формули, показники
	Цю властивість буферних розчинів використовують при аналізі плазми крові, лімфи, сечі. Рівняння Гендерсона – Гассельбаха не можна застосовувати, якщо: – концентрація кислоти (основи) і солі відрізняються більш ніж у 100 разів; – кислота (основа) сильна, тому що в цьому випадку не можна нехтувати її дисоціацією; – кислота (основа) дуже слабка, тому що в цьому випадку не можна нехтувати гідролізом солі
Механізм буферної дії кислотної буферної системи	При додаванні сильної кислоти до кислій буферної системи вона реагує із сіллю (акцептор протонів) і витісняє еквівалентну кількість слабкої кислоти: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl},$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}.$ У розчині замість сильної кислоти утворюється слабка кислота, й тому величина рН зменшується незначно. При додаванні до такого ж розчину лугу вона нейтралізується слабкою кислотою (донор протонів) і в розчині з'являється еквівалентна кількість солі, гідроліз якої загальмований присутністю кислоти: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O},$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}.$ У результаті рН майже не збільшується
Механізм буферної дії основної буферної системи	При додаванні до основного буферного розчину сильної кислоти вона буде нейтралізована основою: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O},$ $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}.$ Якщо ж до розчину додати луг, то він взаємодіє із сіллю й у результаті замість сильної основи в розчині утвориться еквівалентна кількість слабкої основи: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl},$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}.$ У підсумку величина рН в обох випадках змінюється незначно

Термін	Визначення, формули, показники
Механізм буферної дії амінокислот і білків	$ \begin{array}{ccc} & ^+\text{NH}_3-\text{CH}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O}^- \end{array} & \\ & & \\ & \text{R} & \\ \text{OH}^- \swarrow & & \searrow \text{H}^+ \\ \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2-\text{CH}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O}^- \end{array} & & ^+\text{NH}_3-\text{CH}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array} \\ & & \\ & \text{R} & \text{R} \end{array} $ $ \begin{array}{ccc} & ^+\text{NH}_3-\text{prot}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O}^- \end{array} & \\ & & \\ & \text{prot} & \\ \text{OH}^- \swarrow & & \searrow \text{H}^+ \\ \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_2-\text{prot}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{O}^- \end{array} & & ^+\text{NH}_3-\text{prot}-\text{C}\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array} \end{array} $
Буферна ємність (β)	Число моль-еквівалентів сильної кислоти або сильної основи, які необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю. $\beta_{\text{к}} = \frac{C_{\text{к}} V_{\text{к}}}{\Delta \text{рН} \cdot V_{\text{б.р.}}} \text{ — кислотний буферний розчин;}$ $\beta_{\text{осн}} = \frac{C_{\text{осн}} V_{\text{осн}}}{\Delta \text{рН} \cdot V_{\text{б.р.}}} \text{ — основний буферний розчин}$
Буферна ємність максимальна за умов, що:	1) концентрації компонентів буферної системи повинні бути якнайвищими; 2) відношення концентрацій компонентів буферної системи повинне дорівнювати 1:1. При виборі буферної системи враховують зону буферної дії та природу компонентів: $\text{рН} = \text{рК} \pm 1$
Стоматологічний аспект Буферна ємність слини	Висока буферна ємність слини — фактор підвищення стійкості зубів до карієсу. На буферну ємність впливає характер харчування: високобілкова дієта її підвищує, вуглеводна дієта знижує. Захворюваність на карієс є меншою в осіб з високою буферною ємністю. Слина підтримує слабколужну реакцію в ротовій рідині, що є винятково важливим для оптимального протікання процесів мінералізації та ремінералізації емалі. Слабколужна буферна система слини дозволяє успішно протидіяти демінералізуючому впливу органічних кислот

Термін	Визначення, формули, показники
Стоматологічний аспект. Значення буферної ємності слини у стоматології	1. Профілактика карієсу — буферна ємність слини нейтралізує кислоти, що утворюються при розщепленні вуглеводів бактеріями зубного нальоту. 2. Ремінералізація — підтримка оптимального рН дозволяє кальцію та фосфатам із слини відновлювати структуру емалі. 3. Захист від ерозії — буфери протидіють кислотному впливу їжі та напоїв. 4. Діагностика — зниження буферної ємності слини є показником високого ризику розвитку карієсу
Метаболічний ацидоз	Порушення метаболізму, що призводить до зниження рН крові. Настає внаслідок: а) надлишкового введення або утворення стійких кислот (утворення кетоникислот при голодуванні й діабеті, підвищене утворення молочної кислоти при шоківому стані, підвищене утворення сульфатної кислоти в процесі підсиленого розпаду молекул біологічно активних сполук та ін.); б) неповного видалення кислот при нирковій недостатності; в) надлишкової втрати HCO_3^- при проносі, коліті, виразці кишківника
Метаболічний алкалоз	Порушення метаболізму, що призводить до підвищення рН крові. Наступає внаслідок: а) втрати H^+ (блювання, кишкова непрохідність); б) збільшення концентрації HCO_3^- (втрата води, надлишкове введення HCO_3^- при метаболічному ацидозі, введення солей молочної, оцтової, лимонної та інших органічних кислот, які приєднують H^+).
Дихальний ацидоз	Некомпенсоване або частково компенсоване зниження рН крові внаслідок гіповентиляції: а) захворювання легень і дихальних шляхів (пневмонія, набряк легенів, сторонні предмети у верхніх дихальних шляхах); б) ушкодження дихальної мускулатури; в) пригнічення дихального центру ліками (опіати, барбітурати та ін.) або наркотиками
Дихальний алкалоз	Некомпенсоване або частково компенсоване збільшення рН крові внаслідок гіпервентиляції через гарячковий стан або істерію

Термін	Визначення, формули, показники
Корекція порушень кислотно-основної рівноваги	При ацидозах внутрішньовенно вливають 4 % розчин гідрокарбонату натрію. При алкалозах — 5 % розчин аскорбінової кислоти
Стоматологічний аспект. Системні порушення кислотно-основної рівноваги та їх прояви в ротовій порожнині	1. Метаболічний ацидоз супроводжується зниженням рН крові та може впливати на склад і властивості слини, що підвищує ризик демінералізації твердих тканин зуба. 2. Гастроезофагеальна рефлюксна хвороба (Gastroesophageal reflux disease) супроводжується потраплянням хлоридної кислоти зі шлунка до ротової порожнини, що призводить до ерозії емалі. Найчастіше уражаються піднебінні поверхні верхніх різців. 3. Розлади харчової поведінки (булімія). Хронічний контакт емалі з HCl викликає кислотну ерозію зубів.

Перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти:

1. Розраховувати рН в найпростіших кислотно-основних системах (сильні й слабкі кислоти та основи, солі, що гідролізуються, суміші слабких кислот та їх солей).
2. Вміти розраховувати рН у розчинах кислот, основ, солей; розраховувати концентрацію іонів водню за величиною рН; оцінювати кислотність рідин на основі знання величини рН.
3. Вміти пояснювати причини демінералізації тканин зуба. Вміти пояснювати з хімічної точки зору причини зниження іонів кальцію в емалі і причини виникнення карієсу. Вміти пояснювати пацієнту доцільність вживання їжі, яка зберігає кислотно-лужну рівновагу ротової порожнини в нормі.
4. Визначати реакції середовища розчинів електролітів та біологічних рідин (у тому числі рН слини) за допомогою індикаторів.
5. Записувати в молекулярному та іонному вигляді молекулярні та іонні реакції, які відбуваються при додаванні до буферних розчинів певної кількості сильних кислот або лугів, пояснювати, в чому полягає буферна дія, розраховувати рН буферних систем, а також Δ рН за умов додавання до буферних систем сильної кислоти або лугу; розраховувати буферну ємність буферних систем; розраховувати об'єми компонентів, необхідних для приготування буферних розчинів та готувати їх.

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

8.1. Ситуаційні задачі з алгоритмами їх вирішення.

1. Обрати воду, яка є ідеальною за показником рН для організму людини: «Трускавецька» (рН 7,8), «Миргородська» (рН 7,0–7,1), «Поляна квасова» (рН 11), природна джерельна (рН 7,4). Поясніть.

Алгоритм рішення

Ідеальною для організму людини вважається слабо-лужна вода (рН 7,35–7,45, що відповідає рН крові в нормі), тому обираємо природну джерельну воду з рН 7,4.

2. Пояснити, чому рН негазованої «Моршинської» води 6,0–7,3, а газованої 4,5–5,0?

Алгоритм рішення

рН у газованій воді менша ніж у негазованій пояснюється тим, що CO_2 під тиском взаємодіє з H_2O , утворюється H_2CO_3 , яка частково дисоціює, вивільняючи H^+ , тому збільшується кислотність, відповідно зменшується рН.

3. Розташувати засоби догляду за ротовою порожниною в порядку зменшення кислотності та обрати оптимальний:

- 1) рН 3,5–4,0;
- 2) рН 3,0–3,5;
- 3) рН 4,0–5,5;
- 4) рН 6,0–7,0.

Алгоритм рішення

Засіб № 2 → засіб № 1 → засіб № 3 → засіб № 4 (рН збільшується, а кислотність зменшується).

Засіб № 4 — оптимальний засіб з рН 6,0–7,0 (близько до нейтрального, не пошкоджує емаль).

4. Визначити рН розчину КОН, якщо 1 г КОН міститься у 0,5 л розчину.

Алгоритм рішення

В розведеному розчині сильний електроліт КОН повністю дисоціює:



$$[\text{OH}^-] = \text{C}(\text{KOH}) = \frac{m_{(\text{KOH})}}{M_{(\text{KOH})} \cdot V_{(\text{роз-ну})}} = \frac{1 \text{ г}}{56 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,0357 \approx 0,04 \text{ моль/л}$$

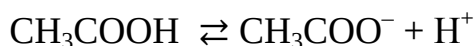
$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,04 = 1,3979 \approx 1,4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,4 = 12,6.$$

Відповідь: 12,6.

5. Визначити молярну концентрацію ацетатної кислоти, якщо ступінь дисоціації її дорівнює 0,4 % ($K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$).

Алгоритм рішення



За законом розведення Оствальда $K_d = C\alpha^2$ визначаємо молярну концентрацію:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{K_d}{\alpha^2} = \frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{0,004^2} = 1,09 \text{ моль/л}.$$

Якби б ступінь дисоціації був би 10 %, а не 0,4 %, то ми б використовували більш точну формулу закону розведення Оствальда:

$$K_d = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

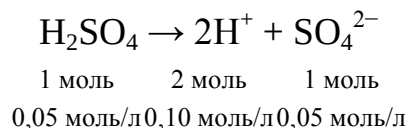
Відповідь: 1,09 моль/л.

6. Розрахувати pH у водному розчині сірчаної кислоти з молекулярною концентрацією речовини H_2SO_4 0,05 моль/л.

Алгоритм рішення

H_2SO_4 — двохосновна кислота, яка за першу стадію дисоціює як сильний електроліт повністю, а за другою стадією не повністю $K_{\text{дис}2}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-2}$, тому вважаємо, що $\alpha \approx 1$ за обома стадіями.

Молярна концентрація речовини гідроген іонів у водному розчині H_2SO_4 :



Молярна концентрація речовини гідроген іонів у водному розчині дорівнює 0,10 моль/л.

Визначаємо pH:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,10 = 1 \text{ (сильнокисле середовище)}.$$

Відповідь: 1.

7. Амонійна буферна система складається з розчину NH_4OH з молярною концентрацією 0,5 моль/л, NH_4Cl з молярною концентрацією 0,5 моль/л. Визначити pH і pOH буферної системи. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Алгоритм рішення

$$\text{p}K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg 1,76 \cdot 10^{-5} = 4,76$$

$$\text{pH}_{\text{буферної системи}} = 14 - \text{p}K_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_c} = 14 - 4,76 + \lg \frac{0,5}{0,5} = 9,24$$

$$\text{pOH}_{\text{буферної системи}} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,24 = 4,76$$

Відповідь: pH = 9,24, pOH = 4,76.

8. Розрахувати рН ацетатного буферного розчину, що приготували з 10 мл розчину оцтової кислоти з концентрацією 0,8 моль/л та 10 мл розчину ацетату натрію з концентрацією 0,2 моль/л; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Алгоритм рішення

Для розрахунку рН буферного розчину використовують рівняння Гендерсона – Гассельбаха:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_a + \lg \frac{v_c}{v_k} = \text{pK}_a + \lg \frac{C_c V_c}{C_k V_k} \\ \text{pK}_a &= -\lg K_a = -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} = 4,76 \\ \text{pH} &= 4,76 + \lg \frac{0,01 \cdot 0,2}{0,01 \cdot 0,8} = 4,16. \end{aligned}$$

Відповідь: 4,16.

9. Буферний розчин містить гідроксид амонію з молярною концентрацією 0,05 моль/л та хлорид амонію з молярною концентрацією 0,1 моль/л. Визначити рН буферного розчину. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Алгоритм рішення

Для розрахунку рН буферного розчину використовують рівняння Гендерсона – Гассельбаха:

$$\begin{aligned} \text{pK}_d(\text{NH}_4\text{OH}) &= -\lg K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg 1,76 \cdot 10^{-5} = 4,76 \\ \text{pH}_{\text{буферної системи}} &= 14 - \text{pK}_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_c} = 14 - 4,76 + \lg \frac{0,05}{0,1} = 9,24 + \lg 0,5 = 9,24 - 0,3 = 8,94. \end{aligned}$$

Відповідь. 8,94.

10. Визначити об'єм розчину NH_4Cl з молярною концентрацією речовини NH_4Cl 0,1 моль/л, який необхідно додати до 50 мл розчину NH_4OH з молярною концентрацією речовини NH_4OH 0,1 моль/л, щоб отримати амонійний буферний розчин з $\text{pH} = 9,3$. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Алгоритм рішення

$$\text{pH}_{\text{буферної системи}} = 14 - \text{pK}_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{кінцева основи}}}{C_{\text{кінцева солі}}}$$

При змішуванні NH_4OH і NH_4Cl молярні концентрації компонентів змінюються, тому розраховуємо їх.

Позначаємо об'єм доданого розчину NH_4Cl як X , тоді загальний об'єм розчину $50 + X$ мл.

Визначаємо молярну концентрацію NH_4OH після змішування:

$$C_{\text{кінцева}}(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{C_{\text{початкова}}(\text{NH}_4\text{OH}) \cdot V_{\text{початковий}}(\text{NH}_4\text{OH})}{V_{\text{загальний (буф.роз-ну)}}} = \frac{0,1 \cdot 50}{50 + X} \text{ моль/л.}$$

Визначаємо молярну концентрацію NH_4Cl після змішування:

$$C_{\text{кінцева}}(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{C_{\text{початкова}}(\text{NH}_4\text{Cl}) \cdot V_{\text{початковий}}(\text{NH}_4\text{Cl})}{V_{\text{загальний (буф.роз-ну)}}} = \frac{0,1 \cdot X}{50 + X} \text{ моль/л.}$$

Визначаємо $\text{pK}_d(\text{NH}_4\text{OH})$.

$$\text{pK}_d(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg 1,76 \cdot 10^{-5} = 4,76.$$

Визначаємо об'єм розчину NH_4Cl , який необхідно додати за формулою:

$$\text{pH}_{\text{буферної системи}} = 14 - \text{pK}_d(\text{NH}_4\text{OH}) + \lg \frac{C_{\text{кінцева}}(\text{NH}_4\text{OH})}{C_{\text{кінцева}}(\text{NH}_4\text{Cl})}$$

$$9,3 = 14 - 4,76 + \lg \frac{\frac{0,1 \cdot 50}{50 + X}}{\frac{0,1 \cdot X}{50 + X}} = 9,24 + \lg \frac{50}{X}$$

$$\text{Визначаємо } X: 0,06 = \lg \frac{50}{X}$$

$$\frac{50}{X} = \text{antilg } 0,06 = 1,15, \text{ тому } V(\text{NH}_4\text{Cl}) = 43,55 \text{ мл.}$$

Відповідь: 43,55 мл.

11. До 100 мл слини для зміни pH від 7,36 до 6,00 необхідно додати 36 мл 0,05 М розчину хлоридної кислоти. Розрахуйте буферну ємність слини по кислоті.

Алгоритм рішення

$$\Delta \text{pH} = 7,36 - 6 = 1,36.$$

$$\beta_k = \frac{C_k \cdot V_k}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{б.р.}}} = \frac{0,05 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 36 \text{ мл}}{1,36 \cdot 100 \text{ мл}} = 0,013 \text{ моль/л}$$

Відповідь: 0,013 моль/л

8.2. Ситуаційні задачі для самоконтролю.

1. Яке порушення кислотно-основної рівноваги є, якщо pH плазми крові дорівнює 7,3?

2. Є два зразки шлункового соку. В одному із них вміст хлоридної кислоти становить 0,35 %, в іншому — 0,55 %. В якому зразку pH буде більший?

3. Визначити концентрацію іонів гідрогену в слині, якщо pH = 6,4.

4. Є два розчини нітратної та мурашиної кислот з однаковою молярною концентрацією. У якому розчині значення pH буде меншим?

5. У якому розчині водневий показник буде більшим: HCl чи CH_3COOH , якщо $C(x)$ однакові?

6. Яка реакція середовища у розчині CaCO_3 ?

7. У якому розчині значення pH буде меншим: NaOH або HNO_3 ?

8. Визначити концентрацію іонів гідрогену в напої, якщо pH = 4,6. Визначити ризики відносно карієсу.

9. Яке порушення кислотно-основної рівноваги є, якщо рН плазми крові дорівнює 7,5?

10. Визначити об'єми розчинів CH_3COOH з $C = 0,2$ моль/л та CH_3COONa з $C = 0,2$ моль/л, які треба змішати, щоб приготувати 50 мл буферного розчину з $\text{pH} = 4,2$, якщо $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$.

11. Визначити об'єми розчинів, які треба змішати, щоб приготувати 40 мл фосфатного буферного розчину з $\text{pH} = 6,3$, знаючи, що $C_{\text{дигідрофосфату}}$ та $C_{\text{гідрофосфату}}$ дорівнює 0,3 моль/л й $\text{pK}(\text{H}_2\text{PO}_4) = 6,8$.

12. До 100 мл розчину оцтової кислоти з $C = 0,5$ моль/л добавили 50 мл розчину NaOH з $C = 0,1$ моль/л. Розрахувати рН отриманого розчину, якщо $\text{pK}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$.

13. Є два буферних розчини: а) приготованого із 40 мл розчину KH_2PO_4 з $C = 0,03$ моль/л та 40 мл розчину K_2HPO_4 з $C = 0,03$ моль/л; б) приготованого із 50 мл розчину KH_2PO_4 з $C = 0,1$ моль/л та 30 мл розчину K_2HPO_4 з $C = 0,1$ моль/л. Який із розчинів має менше значення буферної ємності?

8.3. Ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань.

1. Визначити діапазон фізіологічного значення рН у слині пацієнта:

A. 5,8–7,36.

C. 3,5–4,5.

E. 0–10.

B. 1,0–2,0.

D. 4,0–5,0.

2. Визначити напій, рН якого НЕ СПРИЯЄ демінералізації зубної емалі та втраті кальцію:

A. Чорна кава (рН 4,5–6,0).

D. Вода «Боржомі» (рН 7,28).

B. Пиво (рН 4,1–4,6).

E. Лимонний сік (рН 2,0–3,0).

C. Кока-кола (рН 3,5–4,0).

3. Яка з перерахованих нижче кислот є компонентом шлункового соку?

A. HCl .

C. HNO_3 .

E. CH_3COOH .

B. H_2SO_4 .

D. H_2CO_3 .

4. Виберіть правильний діапазон шкали рН:

A. 0–7.

C. 0–14.

E. 0–10.

B. 7–14.

D. 1–14.

5. Яке значення рН відповідає патологічному стану — ацидоз:

A. $\text{pH} < 7,35$.

C. $\text{pH} > 7,35$.

E. $\text{pH} = 7,45$.

B. $\text{pH} = 7,35$.

D. $\text{pH} > 7,45$.

6. Оберіть засіб для корекції кислотно-основної рівноваги при ацидозі:
- A. 4 % розчин лимонної кислоти. D. 0,5 % хлоридної кислоти.
 B. 5 % розчин аскорбінової кислоти. E. 4 % розчин гідроксиду натрію.
 C. 4% розчин гідрокарбонату натрію.
7. Яке значення рН відповідає патологічному стану — алкалоз:
- A. $pH < 7,35$. C. $pH = 7,25$. E. $pH = 7,30$.
 B. $pH = 7,35$. D. $pH > 7,45$.
8. Який взаємозв'язок між концентрацією H^+ і OH^- для кислого середовища:
- A. $[H^+] = [OH^-]$. C. $[H^+] > [OH^-]$. E. $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7}$.
 B. $[H^+] < [OH^-]$. D. $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$.
9. Яке значення рН відповідає підвищеній кислотності слини:
- A. 8. C. 4,5. E. 6,5.
 B. 6. D. 7,4.
10. За якою формулою можна розрахувати активність розчину:
- A. $a = C \cdot f$. D. $I = 1/2 \sum b_i z_i^2$.
 B. $\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}$. E. $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_{\text{заг}}}}$.
 C. $K_d = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$.
11. Буферні розчини — це:
- A. Системи, що підтримують сталість концентрації іонів Na^+ .
 B. Системи, що підтримують сталість концентрації іонів H^+ .
 C. Системи, що підтримують сталість осмотичного тиску.
 D. Системи, що підтримують сталість осмотичної концентрації.
 E. Системи, що підтримують сталість онкотичного тиску.
12. Виберіть буферну систему:
- A. $HCl + NaCl$. D. $CH_3COOH + CH_3COOK$.
 B. $CH_3COOH + CH_3COONH_4$. E. $H_2SO_4 + KHSO_4$.
 C. $NH_4OH + NH_4HCO_3$.
13. Виберіть буферну систему організму:
- A. $HNO_3 + NH_4NO_3$. D. $H_2CO_3 + Na_2CO_3$.
 B. $H_2CO_3 + NaHCO_3$. E. $HNO_3 + NH_4NO_3$.
 C. $H_3PO_4 + Na_2HPO_4$.

14. Визначити причину демінералізації зубної емалі і виникнення карієсу.

- A. Збільшення кількості кислих продуктів в ротовій порожнині.*
- B. Збільшення кількості кальцію в продуктах харчування.*
- C. Зменшення кількості магнію в продуктах харчування.*
- D. Зменшення кількості солодоців в раціоні харчування.*
- E. Відсутність вживання газованої питної води.*

15. У клініку надійшов пацієнт з діагнозом «цукровий діабет». У нього спостерігається:

- A. Метаболічний ацидоз.*
- B. Метаболічний алкалоз.*
- C. Дихальний ацидоз.*
- D. Дихальний алкалоз.*
- E. Кисотно-основна рівновага.*

16. Яке співвідношення між вмістом гідрокарбонат іонів у плазмі крові і тиском вуглекислого газу, якщо $pH_{\text{крові}} = 7,4$?

- A. 20 : 1.*
- B. 10 : 1.*
- C. 40 : 4.*
- D. 20 : 2.*
- E. 15 : 3.*

17. Найбільше значення буферної ємності крові забезпечує:

- A. Гемоглобіновий буфер.*
- B. Ацетатний буфер.*
- C. Фосфатний буфер.*
- D. Гідрокарбонатний буфер.*
- E. Гемоглобіновий буфер + Гідрокарбонатний буфер.*

9. Рекомендації до оформлення результатів роботи.

1. Опрацювати теоретичний матеріал за даною темою (див. п. 7), вивчити формули, визначення, показники норм певних фізіологічних рідин організму людини; вивчити основні формули для обчислення рН буферних розчинів різного складу, основні характеристики буферних розчинів та області рН буферної дії.

2. Ознайомитися з алгоритмами рішення та оформлення ситуаційних задач (див. п. 8.1).

3. Самостійно розраховувати (див. п. 8.2) рН в найпростіших кислотно-основних системах (сильні й слабкі кислоти та основи, солі, що гідролізуються, суміші слабких кислот та їх солей), рН у розчинах кислот, основ, солей; концентрацію іонів водню за величиною рН; оцінювати кислотність рідин (у тому числі біологічних) на основі знання величини рН, прогнозувати реакції середовища розчинів електролітів з допомогою індикаторів. Самостійно записувати в молекулярному і іонному вигляді рівняння реакцій, які відбуваються при додаванні до буферних розчинів деяких кількостей сильних кислот або основ; пояснюва-

ти, в чому полягає буферна дія; розраховувати (див. п. 8.2) рН буферних систем, одержаних при змішуванні розчинів, та молярну концентрацію компонентів буферних систем; визначати буферну ємність.

4. Самостійно вирішувати ситуаційні тести для визначення кінцевого рівня знань (див. п. 8.3).

5. Самостійно переглянути акредитований в ННІ ЯО ХНМУ дистанційний курс з «Медичної та біоорганічної хімії» <https://distance.knmu.edu.ua/course/view.php?id=2948> за темою заняття. Особливу увагу звернути на наочні матеріали (<https://distance.knmu.edu.ua/course/section.php?id=12187>) та відео лабораторної роботи (<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=38979>) (<https://distance.knmu.edu.ua/mod/resource/view.php?id=38980>).

6. Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи і результати занести у робочий зошит.

7. Лабораторні роботи.

Дослід 1. Визначення реакції середовища розчинів електролітів з допомогою індикаторів метилового оранжевого та фенолфталеїну.

До пробірок внести по 20 крапель розчинів оцтової кислоти, гідроксиду натрію, гідроксиду амонію, води. Додати 2 краплі індикаторів метилового оранжевого та фенолфталеїну. Відмітити зміну забарвлення.

Спостереження:

Висновки:

Дослід 2. На смужки універсального індикаторного паперу нанести по 1 краплі розчинів, які застосовувались у досліді 1. Відмітити зміну забарвлення і значення рН за шкалою універсального індикатора.

Спостереження:

Висновки:

Дослід 3. Приготування буферних розчинів та вивчення механізму буферної дії.

1. Розрахувати об'єм _____ та об'єм _____
для приготування 20 мл _____ буферного розчину з $\text{pH} =$ _____.

Концентрації кислоти і солі однакові — 0,2 моль/л.

$\text{pK}_{\text{оцт.к-ти}} = 4,75$; $\text{pK}_{\text{H}_2\text{PO}_4^-} = 6,8$.

2. У стакан за допомогою бюретки відміряти відповідні об'єми розчинів кислот і солі, обережно перемішати.

3. Виміряти pH отриманого буферного розчину з допомогою pH -метра, користуючись інструкцією для роботи з приладом. Розчини використовувати для подальшої роботи.

4. Піпеткою відібрати 5 мл буферного розчину, перенести до мірної колби на 50 мл, довести до відмітки дистильованою водою, перемішати. Буферний розчин, який залишився, розділити на 2 рівні об'єми, перенести у 2 хімічні стакани. До одного піпеткою додати 1 мл 0,01М розчину HCl , до другого — 1 мл 0,01М розчину NaOH .

5. Відміряти величини pH розчинів після розбавлення та додавання кислоти і лугу на тому ж pH -метрі. Дані занести до таблиці:

Найменування розчинів	Значення pH	
	розрахована	виміряна
Вихідний буферний розчин		
Після додавання HCl		
Після додавання NaOH		
Розведений розчин		

Обробка експериментальних даних:

1. Розрахунок pH буферного розчину після додавання сильної кислоти.

2. Розрахунок pH буферного розчину після додавання лугу.

3. Розрахунок pH буферного розчину після розведення.

4. Зробити висновки _____.

Дослід 4. Вивчення впливу розведення на рН буферного розчину та на його буферну ємність.

1. Взяти 3 колби, в кожному за допомогою мірного циліндру відміряти по 5 мл розчинів оцтової кислоти і ацетату натрію.

2. Вміст 1-ї колби залишити не розведеним, до розчину в 2-й колбі додати 10 мл дистильованої води (розведення у 2 рази), до розчину в 3-й колбі додати 30 мл дистильованої води (розведення у 4 рази). Перемішати вміст кожної колби.

3. Відміряти по 2 мл з кожної колби в окремі пробірки (1, 2, 3).

4. Визначити рН за допомогою універсального індикаторного паперу в кожній пробірці:

Пробірка № 1	рН =
Пробірка № 2	рН =
Пробірка № 3	рН =

5. Зробити висновки стосовно того, чи змінюється рН розчинів? _____

6. Відміряти 2 мл з кожної пробірки і в кожному пробу додати по 2–3 краплі розчину фенолфталеїну.

7. Титрувати із бюретки розчином лугу (NaOH) кожному пробу і рахувати краплі до появи рожевого кольору.

Пробірка № 1	Кількість крапель NaOH
Пробірка № 2	Кількість крапель NaOH
Пробірка № 3	Кількість крапель NaOH

8. Зробити висновки, чи впливає розведення на буферну ємність? _____

Оформити протокол лабораторної роботи, зробити висновки. Результати зафіксувати в робочий зошит.

10. Позааудиторна самостійна робота.

Дослід «Як перевірити рН слини в домашніх умовах».

рН тест-смужки дають змогу проводити вимірювання кислотності слини щодня, спостерігати динаміку змін і швидко оцінити ризики утворення зубного каменю, карієсу та ін. Це дає змогу коригувати свій раціон для досягнення оптимального балансу та результату. Водночас використання медичного лакму-

сового паперу не вимагає спеціальних знань і умінь, що дає змогу використовувати їх у домашніх умовах.

Розуміючи, що кислотно-лужний баланс доцільно тримати під контролем, ставимо задачу визначити рН слини вранці, натщесерце, після чистки зубів через 20–30 хв. Для цього можна використовувати набір спеціальних індикаторних смужок для аналізу, а саме для швидкого вимірювання кислотності або лужності (шкала для визначення рН додається в наборі).

Методика експерименту полягає в тому, що треба в столову ложку набрати слину, взяти смужку з набору, занурити її в слину на 1–2 с та протягом 5–10 с зробити порівняння зі шкалою рН, яка надається. Виходячи із фізіологічних норм рН слини і можливих коливань — зробити висновки відносно об'єкта дослідження.

11. Література.

Основна:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова та ін. ; за ред. проф. В.О. Калібабчук. 4-е вид. Київ : ВСВ «Медицина», 2019. 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації).

2. Медична хімія : навч. посіб. / І.В. Завгородній, Г.О. Сирова, Н.М. Ткачук та ін. ; за ред. І.В. Завгороднього та Г.О. Сирової. Харків : Екограф, 2010. 268 с.

3. Медична хімія : навч. посіб. / Г.О. Сирова, В.М. Петюніна та ін. ; за ред. Г.О. Сирової. Харків : Екограф, 2015. 202 с.

4. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія. Вид. друге, стереотип. Вінниця : НОВА КНИГА, 2008. 776 с.

5. Medical chemistry: textbook / V.O. Kalibabchuk, V.I. Halynska, L.I. Hryshchenko et al. ; edited by V.O. Kalibabchuk. 5th edition, corrected. Kyiv : AUS Medicine Publishing, 2017. 224 p.

6. Syrovaya A.O., Grabovetskaya E.R., Shapoval L.G. Fundamentals of medical chemistry : manual for students' self-work. Kharkiv : KhNMU, 2015. 196 p.

7. Syrovaya A.O., Grabovetskaya E.R., Shapoval L.G. Medical chemistry. Adapted concise course: manual for students' self-work. Kharkiv : KhNMU, 2013. 160 p.
8. Sriram D., Yogeeswari P. Medicinal Chemistry. Pearson India, 2009. 712 p.
9. Frank D. King. Medicinal Chemistry: Principles and Practice. Royal Society of Chemistry, 2002. 448 p.
10. Від хімії шкільної до медичної хімії : навч. посіб. для здобувачів вищої другого (магіст.) рівня 1-го курсу вищих мед. закладів освіти III–IV рівнів акредитації спеціальностей «Медицина» та «Педіатрія» / Г.О. Сирова, Н.М. Чаленко, С.М. Козуб та ін. Харків : ХНМУ, 2026. 280 с.

Допоміжна:

1. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія: навч. посібник. Київ: Каравела, 2007. 168 с.
2. Смірнова О.В., Заїчко Н.В., Мельник А.В., Сулім О.Г. Медична хімія (в таблицях, схемах, питаннях, відповідях, прикладах): навч. посіб. Вінниця, 2018. 136 с.
3. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія : підручник. Київ : ВСВ «Медицина», 2012. 384 с.
4. Гробовий П.М., Загричук Г.Я., Фальфушинська Г.І. Основи хімії елементів. Тернопіль : В-во Капюка, 2001. 267 с.
5. Біофізична та колоїдна хімія / А.С. Мороз, Л.П. Яворська, Д.Д. Луцевич та ін. Вінниця : Нова книга, 2007. 600 с.
6. Фізична та колоїдна хімія / В.І. Кабачний, Л.К. Осипенко, Л.Д. Грицан та ін. Харків : Прапор, В-во УкрФА, 1999. 368 с.
7. Мороз А.С., Ковальова А.Г. Фізична та колоїдна хімія. Львів : «Світ», 1994. 279 с.
8. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. Вінниця : Нова книга, 2003. 464 с.
9. Inorganic Chemistry: manual / V.O. Kalibabchuk, V.V. Ogurtsov, V.B. Emelianov, V.I. Galinska et al. Kiev : BCB «Medicine», 2017. 300 p.

**КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА В ОРГАНІЗМІ.
ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК БІОЛОГІЧНИХ РІДИН.
БУФЕРНІ СИСТЕМИ, ЇХ СКЛАД, ВЛАСТИВОСТІ.
БУФЕРНІ СИСТЕМИ ОРГАНІЗМУ**

Методичні вказівки

***для самостійної аудиторної та індивідуальної роботи
здобувачів освіти 1-го курсу спеціальності «Стоматологія»
з освітнього компоненту «Медична та біоорганічна хімія»***

Видання II перероблене та доповнене

Упорядники Сирова Ганна Олегівна
 Чаленко Наталія Миколаївна
 Козуб Світлана Миколаївна
 Савельєва Олена Валеріївна
 Присяжний Олександр Васильович

Відповідальний за випуск Н. М. Чаленко



Редактор Е. Є. Депрінда
Комп'ютерна верстка О. Ю. Лавриненко

Формат А4. Ум. друк. арк. 4,0. Зам. № 26-69.

**Редакційно-видавничий відділ
ХНМУ, пр. Науки, 4, м. Харків, 61022
izdatknmurio@gmail.com, vid.redact@knmu.edu.ua**

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавництв, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції серії ДК № 3242 від 18.07.2008 р.