

Буферні системи, їх біологічна роль

1.Актуальність теми

Одним з найважливіших аспектів гомеостазу організму людини є підтримування постійного значення рН, що здійснюється буферними системами та фізіологічними механізмами. Буферні системи регулюють концентрацію іонів Гідрогену та гідроксид-іонів а також перебіг реакцій, що залежать від величини рН. Знання про буферні системи необхідні при вивченні біохімії, фізіології, фармакології та клінічних дисциплін.

Компетентності

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим.

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Знати стандартні методики проведення фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Вміти аналізувати та обґрунтовано оцінювати результати фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини. Нести відповідальність за прийняття рішення щодо оцінювання результатів фізико-хімічних (лабораторних та інструментальних) досліджень біологічних систем організму та зовнішнього середовища людини.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Використовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову.

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії.

Здатність до ведення здорового способу життя.

2. Конкретні цілі

Пояснювати механізм дії буферних систем та їх роль у підтримці кислотно-основної рівноваги в біосистемах.

Визначати буферну ємність буферних розчинів за кислотою і за лугом.

Аналізувати принципи методу потенціометрії та робити висновки щодо його використання в медико-біологічних дослідженнях.

Оформлювати результати лабораторної роботи у вигляді протоколу.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Медична та біологічна фізика	Пристрої для знімання медико-біологічної інформації (електроди).
2. Іноземна мова	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній

діяльності.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Буферні системи крові: а) бікарбонатний буфер; б) фосфатний буфер.	Буферні системи підтримують постійне значення рН. Бікарбонатний буфер (гідрогенкарбонатна буферна система): $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$. Фосфатний буфер: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.
2. Норма рН крові.	У нормі рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$.
3. Ацидоз.	Ацидоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку підвищення концентрації йонів Гідрогену.
4. Алкалоз.	Алкалоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку зниження концентрації йонів Гідрогену.
5. Буферна ємність.	Буферна ємність – це кількість молекул еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Класифікація буферних розчинів.
2. Механізми дії буферних систем.
3. рН буферних розчинів (рівняння Гендерсона-Гассельбаха).
4. Буферні системи крові:
 - а) бікарбонатний (гідрогенкарбонатний) буфер;
 - б) фосфатний буфер;
 - в) білкові буферні системи.
5. Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові.
6. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.

Зміст теми (тези):

1. Класифікація буферних розчинів.

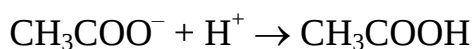
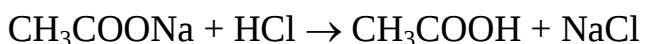
Буферні розчини — це розчини, які здатні досить стійко зберігати сталість концентрації йонів гідрогену при додаванні до них деякої кількості

сильної кислоти або лугу, при розведенні або концентруванні. Здатність стійко зберігати сталість рН називається буферною дією.

Буферні системи бувають кислотні, основні та амфолітні. Кислотні складаються зі слабкої кислоти і її солі із сильною основою. Основні — зі слабкої основи і її солі із сильною кислотою. Наприклад, ацетатний буферний розчин містить слабку оцтову кислоту й ацетат натрію; аміачний буферний розчин — слабку основу гідроксид амонію й хлорид амонію. Амфолітні – розчини амінокислот або білків.

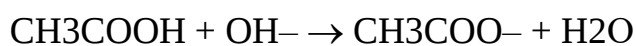
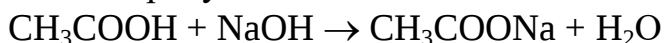
2. Механізми дії буферних систем.

При додаванні сильної кислоти до кислої буферної системи вона реагує із сіллю (акцептор протонів) і витісняє еквівалентну кількість слабкої кислоти:



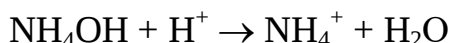
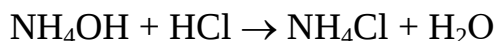
У розчині замість сильної кислоти утворюється слабка кислота й тому величина рН зменшується незначно.

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:

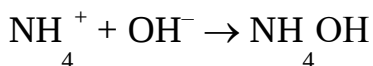
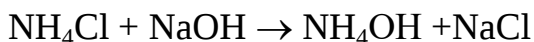


У результаті рН майже не збільшується.

При додаванні до основного буферного розчину сильної кислоти вона буде нейтралізована основою:



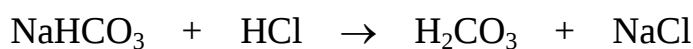
Якщо ж до розчину додати луг, то він взаємодіє із сіллю й у результаті замість сильної основи в розчині утвориться еквівалентна кількість слабкої основи:



У підсумку величина рН в обох випадках змінюється незначно.

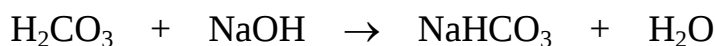
Розрахунок рН буферного розчину після додавання до нього сильної кислоти або лугу впливає з механізму буферної дії.

Додавання сильної кислоти:



$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{C_{\text{K}}V_{\text{K}} + C_{\text{HCl}}V_{\text{HCl}}}{C_{\text{C}}V_{\text{C}} - C_{\text{HCl}}V_{\text{HCl}}}$$

Додавання лугу:



$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{C_k V_k - C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}}{C_c V_c + C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}}}$$

3. pH буферних розчинів (рівняння Гендерсона-Гассельбаха).

Рівняння Гендерсона-Гассельбалха для розрахунку pH кислотного буферного розчину.

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{v_c}{v_k} = \text{pK}_a - \lg \frac{C_k V_k}{C_c V_c}$$

Рівняння Гендерсона-Гассельбалха для основних буферних систем:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b - \lg \frac{v_{\text{осн}}}{v_c} = \text{pK}_b - \lg \frac{C_{\text{осн}} V_{\text{осн}}}{C_c V_c}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \text{pK}_b + \lg \frac{C_{\text{осн}} V_{\text{осн}}}{C_c V_c}$$

Проаналізувавши рівняння Гендерсона — Гассельбалха, доходимо висновку, що pH буферного розчину залежить від сили кислоти (pK_a), основи (pK_b), а також від співвідношення концентрацій компонентів. Виходячи із цього, розведення й концентрування буферного розчину до відомих меж не змінює pH. Цю властивість буферних розчинів використовують при аналізі плазми крові, лімфи, сечі.

Слід відмітити, що рівняння Гендельсона-Гассельбалха не можна застосовувати, якщо:

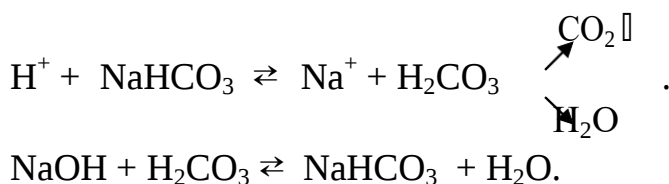
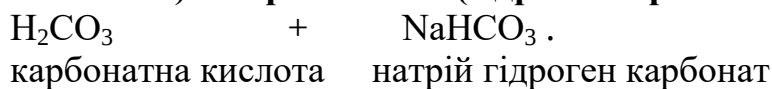
- концентрація кислоти (основи) і солі відрізняються більш ніж у 100 разів;
- кислота (основа) сильні, так як у цьому випадку не можна нехтувати її дисоціацією;
- кислота (основа) дуже слабка, так як у цьому випадку не можна нехтувати гідролізом солі.

4. Буферні системи крові:

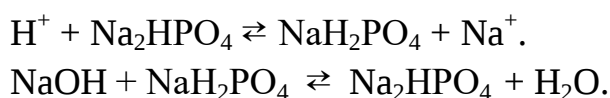
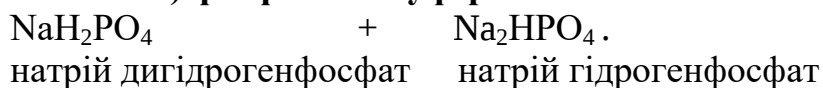
Із буферних систем організму найбільшою буферною ємністю характеризуються буферні системи крові. Найважливішими буферними системами крові є гідрогенкарбонатна, гемоглобінова, оксигемоглобінова та фосфатна.

В результаті обміну речовин в організмі щодобово утворюється кількість кислот еквівалентна 2,5 л концентрованої HCl. Тим не менш, буферні системи підтримують pH на рівні $7,4 \pm 0,04$.

а) бікарбонатний (гідрогенкарбонатний) буфер



б) фосфатний буфер



в) білкові буферні системи

Це гемоглобінова і, меншою мірою, білки плазми крові.

5. Поняття про кислотно-основний стан (КОС) крові.

У нормі рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$.

Ацидоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку підвищення концентрації йонів Гідрогену.

Алкалоз – зміщення кислотно-основного стану крові в напрямку зниження концентрації йонів Гідрогену.

6. Буферна ємність та фактори, від яких вона залежить.

Буферна ємність – це кількість моль-еквівалентів сильної кислоти чи сильної основи, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.

Буферна ємність залежить від концентрації компонентів буферної суміші та їх співвідношення.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати групу буферних систем, до якої входять тільки буферні системи організму людини:

- а) ацетатна, гідрогенкарбонатна, фосфатна;
- б) білкова, фосфатна, амінокислотна;
- в) амонійна, ацетатна, фосфатна;
- г) гідрогенкарбонатна, фосфатна, амонійна.

2. Пояснити, на чому ґрунтується механізм буферної дії фосфатної буферної системи:

- а) на тому, що фосфатна кислота є електролітом середньої сили;
- б) на тому, що солі, які утворюють фосфатну буферну систему, повністю дисоціюють на йони;

- в) на тому, що дигідрогенфосфат-йон дисоціює, як слабка кислота;
- г) на тому, що солі, які утворюють фосфатну буферну систему, гідролізуються, регулюючи тим самим величину рН.

3. Вказати, від яких факторів залежить величина буферної ємності:

- а) концентрація, рН, природа буферної системи;
- б) концентрація, співвідношення компонентів;
- в) рН, температура;
- г) температура, співвідношення компонентів, природа буферної системи.

4. Який склад гемоглобінового буферного розчину?

- а) Hb^+/Hb^- ;
- б) $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$;
- в) $\text{HHbO}_2/\text{HbO}_2^-$;
- г) $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$.

5. Пояснити, як називається порушення кислотно-основної рівноваги, що виникає при тривалому сповільненому видиханні вуглекислого газу:

- а) респіраторний ацидоз; в) метаболічний ацидоз;
- б) респіраторний алкалоз; г) метаболічний алкалоз.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Змішали рівні об'єми 0,05 моль/л розчинів оцтової кислоти і ацетату натрію. Обчислити рН буферного розчину ($pK_a = 4,73$).

2. У якого із буферних розчинів буферна ємність має максимальне значення? Чому? кислота /основа = 10 /90; 90/20; 50/50.

3. Розрахуйте буферну ємність гідрогенкарбонатної буферної системи плазми крові за кислотою, якщо при додаванні до 25 см³ цього розчину 14,3 мл хлоридної кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/л рН розчину змінилось з 7,4 до 6,7.

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (С. 129 – 139).
2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К.: «Інтермед», 2006, – 460 с. (С. 156 – 169).
3. Харченко С.В. Медична хімія. – Полтава: Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 61 – 67).

Додаткова:

1. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 45 – 52).
2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К. : Каравела, 2007. – 168 с.

3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник /, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 161 – 176).

4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012– 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 156 – 169).

2. Мороз А.С. Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/.– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с.). (С. 161 – 176).

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Методичну вказівку підготувала

підпис

науковий ступінь, вчене звання
прізвище, ім'я, по батькові