

ЛЬВІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ФІЗИЧНОЇ КУЛЬТУРИ

Кафедра біохімії та гігієни

Параняк Н.М.

Вода в живих системах

Лекція з навчальної дисципліни

«Біохімія»

для студентів спеціальності **227 Фізична терапія, ерготерапія**

(шифр і назва спеціальності)

«ЗАТВЕРДЖЕНО»

на засіданні кафедри

біохімії та гігієни

«31» серпня 2018 р. протокол № 1

Зав.кафедри _____ Ю.Р.Борецький

Лекція
Вода в живих системах

ПЛАН

1. Біохімічна характеристика води
2. Розподіл і стан води в організмі
3. Дисперсні системи. Види дисперсних систем
4. Дифузія і осмос
5. Активна реакція середовища. Водневий показник
6. Буферні системи. Механізм дії буферних систем
7. Ацидоз, алкалоз

1. Біохімічна характеристика води

Біологічна роль води

Оскільки організм людини на 65 % складається з води, то значення її важко переоцінити. Вона є універсальним розчинником: у ній розчиняються органічні та неорганічні речовини, які зберігають свої хімічні та біологічні властивості завдяки інертності води. Дипольна структура молекул води сприяє дисоціації розчинених у ній речовин. Більша частина молекул води в рідкому стані має структуру, подібну до льоду, тобто в ній молекули координовані між собою у вигляді кристалогідратів, що має важливе значення для підтримання відповідної просторової структури різних біополімерів.

Вода відіграє важливу роль у підтриманні структури та функцій клітинних органел. Наприклад, при нормальному перебігу процесів дихання й фосфорилування мітохондрії зв'язують певну кількість води.

Вода – обов'язковий компонент біохімічних процесів. Обмін ліпідів, вуглеводів, білків пов'язаний з їх гідролізом, зокрема, при травленні. Реакції гідратації та дегідратування амінокислот, жирних кислот, вуглеводів та їх похідних зумовлюють важливі ланки метаболізму.

Вода є важливим фактором терморегуляції. При випаровуванні води в процесі дихання втрачається близько 25 % усього тепла, що віддає організм, тоді як зниження температури навколишнього середовища супроводжується зменшенням потовиділення та, відповідно, збереженням тепла.

Таким чином, за участі води підтримується динамічна постійність осмотичного тиску, іонного складу, гідратації і температури тіла – найважливіших гомеостатичних параметрів організму людини та тварин.

2. Розподіл води в організмі

Вміст води в організмі значно перевищує кількість органічних речовин: шестимісячний ембріон людини складається з 86 – 95 % води, у новонародженої дитини вода становить 70 – 75 %, а у дорослої людини – 63 – 65 % (40 – 45 л при масі тіла 70 кг). У старечому віці, коли різко послаблюється гідрофільність тканинних колоїдів (особливо білків), кількість води може значно зменшуватися. Вміст води в організмі також залежить від кількості жиру: чим більше жиру, тим менше води. Наприклад, у людей з ожирінням її кількість може зменшуватися до 38 – 40 %.

Майже 72 % усієї води організму міститься в клітинах і називається внутрішньоклітинною або інтрацелюлярною водою. $\frac{2}{3}$ екстрацелюлярної води (майже 20 % від усієї її кількості) знаходиться в міжклітинній рідині (міжклітинна вода) і приблизно $\frac{1}{3}$ - це позаклітинна вода (8 – 10 % від всієї води), яка перебуває у вільному стані в біологічних рідинах: плазмі, лікворі, лімфі, рідинах суглобів і в міжплевральному просторі. Вона лабільна і має властивості розчинника.

Невелика кількість води (приблизно 4 %) міцно пов'язана з тканинними колоїдами, переважно з білками і субклітинними структурами, зокрема, їх мембранами. Заряджені білкові частинки здатні притягувати дипольні молекули води, у результаті чого утворюються гідратні оболонки навколо білкових молекул, така вода називається гідратною. Вона структурно змінена і втратила властивості розчинника. Між різними формами води існує динамічний зв'язок і одна форма води може переходити в іншу. Зокрема, поповнення вмісту гідратної води відбувається за рахунок вільної та міжклітинної рідини. Наприклад, вміст води збільшується в м'язах за рахунок вільної і міжклітинної води при короткотривалій роботі (10 – 15 хв.), тоді як тривала м'язова праця (30

– 60 хв.) супроводжується підвищенням вмісту води в м'язах за рахунок внутрішньоклітинної води, що пов'язано з підвищенням гідратації білків м'язів.

Обмін води, натрію та калію

Потреба організму дорослої людини у воді становить у середньому 2,5 – 3,0 л на добу. Однак ця кількість може змінюватися в залежності від віку, характеру роботи, температури навколишнього середовища та дієти. Дитячий організм витрачає більше води, оскільки в ньому інтенсивно перебігає обмін речовин і вища гідрофільність колоїдів. Якщо дорослій людині потрібно на добу біля 30 – 50 г води на 1 кг маси тіла, то дитині – приблизно 100 – 150 г.

Організм людини і вищих тварин дуже чутливий до зміни кількості води. Без їжі людина може прожити приблизно два місяці, а без води загине через 12 – 15 днів (втрата організмом 20 – 25 % води призводить до смерті).

Вода, що поступає з питтям і їжею, становить приблизно 85% від всієї кількості води в організмі і називається екзогенною водою. Основна її маса всмоктується в кишках, переважно в товстій кишці. Після поступлення в кров вода швидко транспортується в інші тканини, органи (печінку, м'язи, шкіру), в результаті чого її вміст в крові відносно постійний. Приблизно 10 – 15 % води утворюється в процесі обміну при окисненні основних біосубстратів – це ендогенна або метаболічна вода. При повному окисненні до кінцевих продуктів (CO_2 і H_2O) 100 г вуглеводів вивільняється 55,6 мл води, 100 г білків – 41,3 мл, а такої ж кількості жирів – 107,1 мл. За добу в організмі людини може утворитися 350 – 400 мл ендогенної води.

Водний баланс і його порушення

Постійна динамічна рівновага між кількістю води, що надходить в організм і виділяється з нього, є необхідною умовою життя.

Співвідношення між кількістю спожитої і виділеної води називають водним балансом. Якщо води виділяється менше, ніж надійшло в організм, то це характеризується як позитивний баланс. Він супроводжує виникнення набряків, зокрема, при значному ослабленні серцевої діяльності, голодуванні. Якщо води виділяється більше, ніж поступило в організм, виникає від'ємний

баланс. Цей стан може бути наслідком порушення функції нирок, деяких захворювань гіпофізу, зокрема, при нестачі виділення антидіуретичного гормону.

Найбільша кількість води виділяється з сечею (1 200 – 1 500 мл на добу – близько 60 % усієї води). Значна частина води виводиться з потом (300 – 2 500 мл), але тут можливі значні коливання: взимку та в холодну погоду кількість поту зменшується, а в літній період різко збільшується. Через легені виділяється біля 300 – 500 мл води, з калом – 250 – 300 мл (8 – 10 % від усієї води).

Дуже велика кількість води надходить у травний тракт з секретами травних залоз. Наприклад, на добу в людини секретується біля 1 500 мл слини, 250 мл шлункового і 700 мл панкреатичного соків, 500 мл жовчі, 300 мл кишкового соку тощо, всього 7 – 8 л, тобто в 2,5 – 3 рази більше, ніж вживається води. Однак, є механізм зворотного всмоктування в травному каналі. Стан організму різко погіршується при гострих кишкових інфекціях, які супроводжуються проносами (наприклад, при дизентерії, холері). При цьому різко послаблюється зворотне всмоктування води, у результаті чого з випорожненнями людина може втратити 8 – 12 л рідини за добу. Таким хворим вводять розчини солей (хлориду натрію) і альбумінів для попередження дегідратації, яка може викликати смерть хворого.

Осмотичний тиск

Осмотичний тиск — термодинамічний параметр, що характеризує прагнення розчину понизити свою концентрацію при зіткненні з чистим розчинником внаслідок зустрічної дифузії молекул розчинника та розчиненої речовини.

Розподіл води між клітинами та позаклітинним простором залежить від різниці осмотичного тиску рідини в клітині та поза нею. Осмотичний тиск, що залежить від загальної кількості іонів і молекул у розчині виражається як осмолярність – кількість ммоль в 1 л розчину або як осмоляльність – кількість ммоль в 1 кг розчинника. Осмотичний тиск внутрішньоклітинної

рідини створюється переважно катіонами калію, магнію, фосфатами та білками. Найважливіші електроліти – іони калію, натрію та хлору, які через механізм осмотичного тиску регулюють водний баланс в організмі.

3. Дисперсні системи. Види дисперсних систем

Дисперсна система – це суміш, що складається як мінімум з двох речовин, які хімічно не взаємодіють одна з одною і відрізняються практично повною взаємною нерозчинністю. Отже, дисперсна система містить щонайменше два компоненти, тому розрізняють два поняття: дисперсна фаза і дисперсійне середовище.

Дисперсна система – суміш, в якій дуже подрібнені частинки однієї речовини рівномірно розподілені в об'ємі іншої.

Дисперсна фаза – це диспергована речовина, тобто та частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої речовини.

Дисперсійне середовище – це середовище, в якому рівномірно розподілені частинки дисперсної фази. Ознакою дисперсійного середовища є його безперервність.

Класифікація за ступенем дисперсності. Залежно від розмірів частинок дисперсної фази дисперсні системи умовно поділяються на три групи.

Грубодисперсні системи, в яких розмір частинок перебільшує 10^{-4} - 10^{-5} м (грубодисперсні або макрогетерогенні системи)

Ця група дисперсних систем характеризується певними ознаками: частинки дисперсної фази осідають (або спливають) у полі гравітаційних сил, не проходять крізь паперові фільтри; їх можна роздивитися у звичайному мікроскопі. До них належать суспензії, емульсії, пил, піна тощо.

Суспензія – це дисперсна система, в якій дисперсною фазою є тверда речовина, а дисперсійним середовищем – рідина.

Прикладом суспензії може бути система, що утворюється при збовтуванні глини чи крейди у воді, барви, пасти.

Емульсія – це дисперсна система, в якій рідка дисперсна фаза рівномірно розподілена в об’ємі рідкого дисперсійного середовища, тобто емульсія складається з двох взаємно нерозчинних рідин.

До емульсій належить, приміром, молоко (в ньому дисперсною фазою виступають краплини жиру, а дисперсійним середовищем – вода), маргарин, морозиво, майонез, вершки.

Тонкодисперсні (або мікрогетерогенні) системи з розміром частинок 10^{-5} – 10^{-7} м. До них належать тонкі зависі, дими, поруваті тверді тіла.

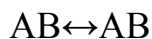
Колоїдно-дисперсні (або ультрамікрогетерогенні) системи, в яких частинки розміром 1–100 нм (10^{-9} – 10^{-7} м) складаються з 10^3 – 10^9 атомів і між ними та розчинником виникає поверхня поділу. Колоїдні розчини характеризуються гранично-високодисперсним станом, їх звичайно називають золями, або часто ліозолями, щоб підкреслити, що дисперсійним середовищем є рідина (ліос – рідкий). Якщо дисперсійним середовищем є вода, такі золі називають гідрозолями, а якщо органічна рідина — органозолями.

Молекулярно-дисперсні або **істинні розчини** ($a < 10^{-9}$ м);

Колоїдні розчини займають проміжне місце між істинними розчинами і грубодисперсними системами

4. Дифузія і осмос

Процес розчинення речовин завжди супроводжується дифузією - самочинним вирівнюванням концентрації речовини у розчині, що зумовлене тепловим рухом частинок розчиненої речовини та розчинника. Розчинена речовина при розчиненні рівномірно розподіляється по всій масі (об’єму) розчинника. Цей процес відбувається доти, поки не настане стан рівноваги:



У рідинах внутрішнього середовища організму людини дифузія відіграє значущу роль. Так, однією з найважливіших функцій біологічних мембран є регуляція транспорту поживних речовин і продуктів обміну між тканинними рідинами та клітинами, що забезпечується

саме завдяки процесу дифузії. При цьому, дифузія протікає із області більшої концентрації в область меншої.

В організмі людини можливе явище з одnobічною дифузією, коли мембрани живих клітин пропускають одні частинки і не пропускають інші. Односторонній перехід молекул розчинника через напівпроникну мембрану з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією, або з розчинника в розчин з певною концентрацією називається осмосом. Внутрішньоклітинний тиск, що виникає в організмі людини, зумовлює тургор клітин, тобто міцність і пружність тканин. Зміни осмотичного тиску рідин внутрішнього середовища організму людини можуть бути досить значними. Наприклад, при запальних процесах відбувається розпад білків, як наслідок, збільшується кількість структурних частинок у вогнищі запалення й значно підвищується в ньому осмотичний тиск, який спричиняє виникнення набряків внаслідок локального відтоку води з навколишніх тканин. Кров, лімфа та інші рідини внутрішнього середовища організму людини мають сталий осмотичний тиск, приблизно $8 \cdot 10^5$ Па при температурі 37 °С. Такий самий осмотичний тиск має 0,9% розчин натрій хлориду NaCl.

Розчини, що мають однаковий осмотичний тиск, називають ізотонічними або ізоосмотичними.

Ізотонічні розчини (грец. *tónos* — напруга) — розчини з однаковим осмотичним тиском. У біології і медицині — природні або штучно приготовані розчини з таким же осмотичним тиском, як і у вмісті тваринних і рослинних клітин, в крові і тканинних рідинах.

У медичних маніпуляціях використовують 0,9 % розчин хлориду натрію, 5 % водний розчин глюкози в терапії різних захворювань з метою зняти інтоксикацію або інші прояви хвороби.

Гіпертонічний розчин (лат. *solutio hypertonica*) — розчин, осмотичний тиск якого вище нормального осмотичного тиску плазми крові або осмотичного тиску в рослинних або тваринних клітинах і тканинах.

Еритроцити крові людини й тварин у гіпертонічному розчині також втрачають воду й зменшуються в об'ємі.

Гіпотонічний розчин — розчин, осмотичний тиск якого нижчий, ніж у плазмі крові, або у клітинах тваринних та рослинних організмів. У Г. р. клітини набрякають внаслідок переходу води з Г. р. до цитоплазми і можуть навіть руйнуватися (гемоліз).

5. Активна реакція середовища. Водневий показник. Буферні системи.

Механізм дії буферних систем

Вода, як універсальний розчинник, дуже важлива для організму. Вона є слабким електролітом і дисоціює:



Реакція дисоціації води визначається константою дисоціації, K

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

K при $t\ 25^\circ\text{C}$, н. у. = $1,8 \cdot 10^{-16}$

Концентрація недисоційованої води визначається відношенням об'єму (1000 мл) до молярної маси води:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000(\text{ml})}{18(\text{molek.masa})} = 55,56 \text{ моль,}$$

Підставивши у рівняння константи дисоціації значення самої константи та концентрації недисоційованої води, одержуємо:

$$1,8 \cdot 10^{-16} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[55,56]}$$

$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 55,56 \cdot 1,8 \cdot 10^{-16} = 10^{-14}$ – іонний добуток води.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ - формула іонного добутку води}$$

Концентрація іонів H^+ і OH^- - величини спряжені. У 1905 році Л. Михаеліс запропонував визначати концентрацію іонів водню – сН і назвав цю величину *водневим числом*.

Для зручності використовують не саме водневе число, а його від'ємний десятковий логарифм і називають його рН:

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

pH – це відємний десятковий логарифм концентрації протонів Гідрогену.

Хімічні речовини, здатні при дисоціації виділяти у розчин H^+ та OH^- проявляють активну реакцію.

Якщо у розчинах переважають протони H^+ , то активна реакція такого розчину буде кислою.

Якщо у розчині переважають іони гідроксилу OH^- , то такий розчин має лужну реакцію.

Якщо у розчинах $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, то такі розчини є нейтральними.

У залежності від величини pH розчини поділяють:

pH	Реакція середовища	pH	Реакція середовища
0 - 2	сильно кисла	7,1 - 9	слабо лужна
2 - 5	кисла	9 - 12	лужна
5 – 6,9	слабо кисла	12 - 14	сильно лужна
7,0 – нейтральне середовище			



Показники pH та активна реакція середовища.

Кислу реакцію дають кислоти та кислі солі, лужну реакцію дають розчинні основи (луги) та лужні солі.

Часто використовують метод титрування для якого важливо знати загальну кислотність та активну кислотність. Загальна кислотність всіх кислот однакова і дорівнює $1 \text{ г } [H^+] \text{ в } 1 \text{ л } 1 \text{ гекв/л розчину}$.

Активна кислотність дорівнює загальній кислотності помноженій на ступінь дисоціації:

$C_\alpha = 1 \cdot \alpha$, де α – ступінь дисоціації (ступінь дисоціації показує частку молекул речовини, що розпалась на іони від загальної кількості молекул)

$$A(\text{HCl}) = 0,79$$

$$C_{\alpha\text{HCl}} = 0,79 \text{ г/л}, \text{ означає, що } 79\% \text{ молекул}$$

хлоридної кислоти дисоціює;

$$\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,0034 \quad C_{\alpha\text{CH}_3\text{COOH}} = 1 \cdot 0,0034 = 0,0034$$

У залежності від ступеня дисоціації, електроліти можуть бути: сильними та слабкими.

До сильних кислот належать: йодидна (HI), хлоридна (HCl), сульфатна (H₂SO₄), нітратна (HNO₃) тощо.

До слабких кислот належать: фосфорна (H₃PO₄), сульфідна (HS), сульфідна (H₂SO₃), карбонатна (вугільна) (H₂CO₃), фторидна (плавікова) (HF), органічні кислоти, циклічні спирти.

До сильних лугів належать: гідроксид натрію (NaOH), гідроксид калію (KOH), гідроксид літію (LiOH), гідроксид барію (Ba(OH)₂), гідроксид кальцію (Ca(OH)₂).

До слабких лугів належать: малорозчинні гідроксиди – гідроксид магнію (Mg(OH)₂), гідроксид феруму (II) (Fe(OH)₂), гідроксид феруму (III) (Fe(OH)₃), гідроксид цинку (Zn(OH)₂), гідроксид амонію (NH₄OH), гідроксид алюмінію (Al(OH)₃), аміни тощо.

Активну кислотність, рН визначають такими методами:

- колориметрично (за допомогою індикаторів)
- потенціометрично (рН-метр)
- буферними методами.

Індикатори (лат. *indico* – вказую) – речовини, що здатні видимо змінювати колір в певних межах рН. За хімічною будовою всі індикатори є або слабкими кислотами або лугами. За допомогою індикаторів визначають величини рН.

Область значень рН в межах в межах якої проходить видима незброєним оком зміна кольору індикатору називають зоною віражу індикатора.

Метилоранж	3,1-4,4	червона – жовта
Метилловий червоний	4,2 – 6,2	червона – жовта
Лакмус	5,0 – 8,0	червона – синя

Індикатори за хімічною будовою та механізмом дії бувають: кислото-основними (найбільш поширені), окисно-відновні (дифеніламін, метиленовий синій), метало індикатори тощо.

У хімії використовують суміші індикаторів, що дає можливість збільшити зону віражу, прикладом є універсальний індикатор, що складається: фенолфталеїн, метиловий червоний, диметиламінобензол, бром тимоловий синій, тимоловий синій і має зону віражу – 0 – 12.

Для проведення досліджень з органічними молекулами, клітинами, організмами необхідною умовою є підтримання рН на постійному рівні. Окремі клітини гинуть при зміні рН на декілька десятих одиниці. Тому використовують спеціальні суміші, здатні підтримувати рН на постійному рівні при додаванні сильних кислот та лугів.

6. Буферні системи

Буферні розчини – це розчини, які містять буферні системи.

Буферні системи – це системи, що складаються із слабкої кислоти та солі цієї кислоти із сильним лугом або слабкого лугу і солі цього лугу з сильною кислотою і здатні підтримувати рН на постійному рівні.

Буферні системи мають такі властивості:

- а) буферність;
- б) здатність підтримувати рН на постійному рівні при розведенні.

Буферні системи бувають двох видів:

Кислотні (ацетатна, медінал-вероналова, карбонатна);

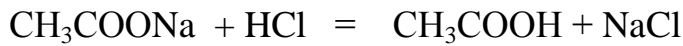
Лужні (аміачна)

Буферність – це здатність зберігати постійність рН при додаванні у розчин певної кількості сильної кислоти або сильного лугу.

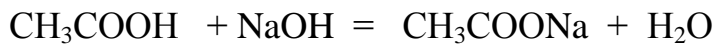
Прикладом кислотної буферної системи є ацетатна буферна система, що складається з слабкої оцтової кислоти CH_3COOH та її солі з сильним лугом – ацетату натрію CH_3COONa .

При взаємодії з сильними кислотами ацетатна буферна система реагує:

$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$



Хлоридна кислота не взаємодіє з оцтовою кислотою, зате взаємодіє з ацетатом натрію, у результаті реакції обміну утворюється нова молекула оцтової кислоти і молекула нейтральної солі – хлориду натрію. Оскільки оцтова кислота є слабкою і при дисоціації практично не виділяє H^+ , то і рН не змінюється.



Гідроксид натрію взаємодіє з оцтовою кислотою, у результаті утворюється ще одна молекула ацетату натрію та вода. Ацетат натрію не виділяє у розчин ні H^+ , ні OH^- , тому рН залишається без змін.

Числовою характеристикою буферності є буферна ємність.

Буферна ємність – це кількість сильної кислоти чи сильного лугу, яку необхідно додати до 1 л буферної системи, щоб змінити її рН на 1.

$$B = \frac{N \cdot V}{\Delta \text{pH} \cdot V_p}$$

B – буферна ємність, г'екв

N – концентрація сильної кислоти чи сильного лугу, що додається до буферної системи, г'екв/л

V – об'єм буферної системи після додавання кислоти чи лугу, л;

V_p – об'єм буферної системи до додавання кислоти чи лугу, л;

ΔpH – зміна рН після додавання кислоти чи лугу.

Область буферування – інтервал рН, у якому буферна система здатна підтримувати рН на постійному рівні.

Друга властивість буферних систем – підтримання рН на постійному рівні при розведенні.

Цю властивість використовують при визначенні кислотності сечі методом титрування. Однак, сеча окремих тварин, наприклад коней, має насичений бурий відтінок і зміни кольору індикатора невидимі. Сеча є буферною системою

і тому її розводять до 10 раз, при цьому забарвлення сечі зменшується і зміна індикатора буде помітна.

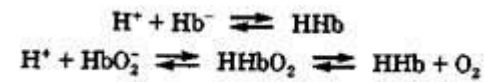
Біологічне значення буферних систем

Організм людини здатний підтримувати рН на постійному рівні. У тканинах людини існує 5 буферних систем:

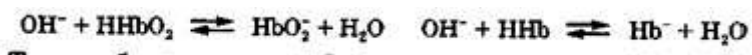
- гемоглобінова (тільки у крові);
- білкова;
- бікарбонатна;
- фосфатна;
- кислотна.

Гемоглобінова буферна система

Гемоглобінова буферна система локалізована в еритроцитах і складається з самого гемоглобіну, що є слабкою кислотою, умовно позначається Hb і оксигемоглобіну HbO_2 , та солей гемоглобіну з Калієм, іони Hb^- та HbO_2^- , які приєднують протони H^+ , тобто нейтралізують кислоти :



При додаванні лугів більшу активність проявляє оксигемоглобін:



Активність даної системи залежить від концентрації гемоглобіну, а отже і від активності кісткового мозку, печінки і різко зменшується за *анемій*.

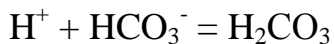
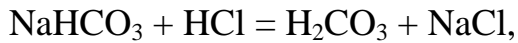
Білкова (протеїнова) буферна система. Представлена білками сироватки крові, переважно альбумінами і ґрунтується на *амфотерності амінокислот* - здатності одночасно проявляти як кислі, так і лужні властивості. Амінокислоти мають дві функціональні групи: карбоксильну $-\text{COOH}$, яка володіє *кислотними* властивостями, тобто може дисоціювати з виділенням H^+ : $-\text{COOH} = -\text{COO}^- + \text{H}^+$, та аміногрупи $-\text{NH}_2$, яка володіє лужними властивостями, тобто здатна приєднувати протони Гідрогену:



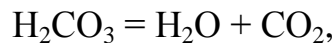
Функціонування цієї системи залежить від концентрації альбумінів, які синтезуються у печінці, від функціональної здатності печінки, від забезпеченості амінокислотами тощо.

Бікарбонатна буферна система складається із слабкої карбонатної кислоти H_2CO_3 та її солі – гідрокарбонату натрію (харчова сода) NaHCO_3 .

При надлишку кислот відбувається така реакція:

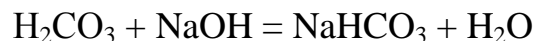


Вугільна кислота є слабкою, тому практично не дисоціює, а отже і у розчин не виділяє H^+ , таким чином і рН не змінюється. Вугільна кислота є нестійкою і тому легко розкладається:



Вуглекислий газ з крові шляхом осмосу потрапляє у легені і виділяється, у плазмі крові залишається вода і хлорид натрію. Таким чином, нейтралізуються кислоти.

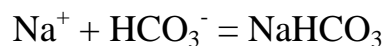
При надлишку лугів реагує інший компонент цієї системи – вугільна кислота:



Повне іонне рівняння реакції:



Скорочене іонне рівняння:

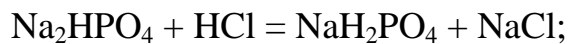


У результаті реакції утворюється гідрокарбонат натрію NaHCO_3 , який дисоціює на іони: $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$, другий ступінь дисоціації іону HCO_3^- практично не відбувається, тобто у розчині не змінюється концентрація іонів H^+ та OH^- , а отже і не змінюється рН.

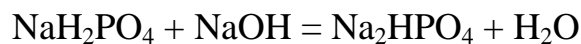
Бікарбонатна буферна система функціонально пов'язана з роботою легень, надлишок вуглекислого газу, що утворюється при розкладанні вугільної кислоти, виділяється у результаті легеневого дихання.

Фосфатна буферна система складається з двох солей: одно заміщеного фосфату NaH_2PO_4 , що має кислі властивості та двоохзаміщеного фосфату Na_2HPO_4 , що володіє лужними властивостями, такий хімічний склад фосфатної буферної системи характерні для плазми крові, у еритроцитах замість Na присутні фосфати Калію.

При надлишку кислот відбуваються такі реакції:



При надлишку лугів відбуваються такі реакції:



Функціонально фосфатна буферна система пов'язана з роботою нирок, надлишок кислих або лужних фосфатів виділяється з сечею. Тому рН сечі коливається у широких реакціях.

Кислотна буферна система складається з органічних кислот, у тому числі жирних кислот, та солей цих кислот з лужними металами: калієм та натрієм. Вона переважно зосереджена у тканинах.

Розподіл буферної ємності у *плазмі крові*: гідрокарбонатна – 35%, білкова – 7%, фосфатна – 1%, сумарна буферна ємність плазми крові – 43%, інші 57% буферної ємності забезпечують *еритроцити*: гемоглобінова – 35%, гідрокарбонатна – 18%, фосфатна – 4%.

рН крові за рахунок буферних систем підтримується на постійному рівні у дуже вузьких межах: ВРХ – 7,35 – 7,45, коні – 7,2 – 7,55, вівці – 7,3 – 7,4, свині – 7,35 – 7,5, собаки – 7,32 – 7,68, кури – 7,36 – 7,52.

Якщо резервів буферної системи не достатньо, то розвивається патологія.

7. Ацидоз, алкалоз

Патології кислотно-лужної рівноваги бувають:

Алкалоз – зміщення кислотно-лужної рівноваги у лужний бік, збільшення величини рН більше верхнього значення фізіологічних меж.

Ацидоз – зміщення рН у кислий бік, зменшення рН нижче нижньої межі.

За походженням ацидоз та алкалоз поділяються на: *респіраторні* (пов'язаний з порушенням функції легень, при застійних явищах у легенях

(пневмонія, запальні явища верхніх дихальних шляхів розвивається ацидоз, при гіпервентиляції легень - алкалоз), негазові, які у свою чергу поділяються на: *метаболичні* , викликані порушенням обміну речовин та *видільні*, що розвиваються при порушенні функцій нирок або у результаті тривалого блювання.

Рекомендована література

Основна:

1. Практикум з біохімії: Навчальний посібник / В.М.Трач, М.Г.Сибіль, І.З.Гложик, І.М.Башкін, - Л., - ЛДУФК. – 2014. – 238 с.
2. Вовкотруб М.П., Смик С.Ю., Бойко Р.С. Фізична і колоїдна хімія. – електронний підручник з дисципліни. / М.П. Вовкотруб, С.Ю.Смик, Р.С.Бойко; НУБіП. – 2010. – С. 4 – 30.

Допоміжна:

1. Фізична та колоїдна хімія: підручник / О.Д. Мельник, Т.І. Калин, Л.Я. Побережний. – Івано-Франківськ: ІФНТУНГ, 2007. – 174 с.

Інформаційні ресурси

1) інтернет;

2) бібліотеки:

- бібліотека ЛДУФК(м. Львів, вул. Костюшка);
- Львівська наукова бібліотека імені В.Стефаника НАН України (м. Львів, вул. В. Стефаника);
- Львівська обласна наукова бібліотека (м. Львів, просп. Шевченка);
- Наукова бібліотека ЛНУ імені І.Франка (м. Львів, вул. Драгоманова