

ЛЬВІВСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ФІЗИЧНОЇ КУЛЬТУРИ

Кафедра біохімії та гігієни

Лекція №1

Вода в живих системах

ПЛАН

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

Біохімічна характеристика води;

Вода - найпоширеніша сполука в живих організмах. Вона становить близько 75% біомаси Землі. В організмі людини вміст води залежить від віку. Так, у чотиримісячних ембріонів міститься 94% води, у новонароджених — 70-75%, у дорослої людини — близько 65%, а у старечому віці її вміст знижується до 45%. У різних органах і тканинах дорослої людини вміст води нерівномірний і становить 70-85%. Винятком є кісткова і жирова тканини, які містять менше 30 % води, та біологічні рідини (плазма крові, лімфа, ліквор, травні соки, сеча, слюзи тощо) - більше 90 %. Отже, вода є основним середовищем для перебігу життєво важливих фізико-хімічних і біохімічних процесів.

Важливі й різноманітні функції води в живих організмах зумовлені дипольною природою молекул води. У рідкому стані вода складається із скупчень (кластерів) молекул, зв'язаних одна з одною водневими зв'язками. Поодинокий водневий зв'язок — це досить слабкий зв'язок, але завдяки своїй численності вони визначають унікальні фізичні й хімічні властивості води, які, у свою чергу, використані живими організмами для реалізації деяких процесів життєдіяльності. Так, висока температура випаровування води (0,54 ккал/г) забезпечує один із механізмів терморегуляції - тепловіддачу шляхом випаровування поту. А висока теплоємність води дозволяє організму підтримувати відносно постійну температуру тіла при значних коливаннях температури повітря.

Висока діелектрична стала полярних молекул води і сильно виражена здатність їх утворювати водневі зв'язки роблять воду універсальним розчинником. Навколо розчинених частинок іонів і молекул утворюється гідратна оболонка. Гідратація біомолекул забезпечує разом з іншими факторами їх просторову структуру. Білки, фосфоліпіди, нуклеїнові кислоти утворюють у водних розчинах структури, в яких гідрофобні неполярні групи ізольовані від водної фази, а на поверхні знаходяться гідрофільні групи, що взаємодіють із молекулами води. З цим і пов'язана просторова організація надмолекулярних структур, зокрема ліпопротеїнових міцел, мембран, клітинних органел. Таким чином, вода забезпечує структуру білків, нуклеїнових кислот, ліпопротеїнів та надмолекулярних міцел (мембран і органел). При значному відхиленні вмісту води у тканинах від норми порушується функціонування органел,

зокрема процес окислювального фосфорилування в мітохондріях, синтез білків на рибосомах. Завдяки гідратації іонів і молекул частина води в організмі знаходиться у зв'язаному стані. Гідратна (іммобільна) вода не проявляє властивостей розчинника.

Вода як розчинник забезпечує транспорт речовин в організмі, дисоціацію і, тим самим, активацію ряду біомолекул, є середовищем для перебігу більшості ферментативних реакцій. Крім того, вода безпосередньо служить субстратом в реакціях гідролізу і гідратації, утворюється в процесі тканинного дихання при окисненні вуглеводів, жирів чи амінокислот. Цю воду називають ендогенною або метаболічною. При повному окисненні до кінцевих продуктів 100 г вуглеводів вивільняється 55,6 мл води, 100 г білків — 41,3 мл, а 100 г жирів — 107,1 мл. За добу в організмі людини утворюється 300-400 мл ендогенної води.

Вода, що надходить в організм з продуктами харчування (з першими і другими стравами, напоями), складає так звану екзогенну воду. Потреба в екзогенній воді для дорослої людини становить в середньому 40 г/кг маси тіла. Дітям її потрібно в 3 рази більше. Всмоктування екзогенної води відбувається в тонкому кишечнику. Звідси вона потрапляє через ворітну вену в печінку. Частина її тут затримується, а решта кров'ю розноситься до різних органів і тканин. Частина води надходить у кишечник із травними соками, значна кількість її зворотно абсорбується в товстих кишках. Між кров'ю, органами і тканинами існує постійний динамічний обмін водою. Вміст води в тканинах знаходиться у прямій залежності від рівня інтенсивності обміну речовин. Залежно від різниці між кількістю води, що надходить, і кількістю виділеної води, розрізняють позитивний, негативний і нульовий баланс води.

Розподіл води та електролітів в організмі

Близько 2/3 води в організмі людини знаходиться всередині клітин, а 1/3 — позаклітинна вода, яка, в свою чергу, поділяється на міжклітинну (інтерстиціальну) рідину (25 % всієї води) та води плазми крові і спеціалізованих позаклітинних рідин. Вода вільно проходить через клітинні мембрани і розподіл її між клітинами та міжклітинним простором визначається осмотичними та гідростатичними силами.

За електролітним складом, внутрішньо- і позаклітинні рідини організму значно відрізняються. Головним катіоном плазми крові і міжклітинної рідини є Na^+ , а внутрішньоклітинна концентрація його приблизно у 15 раз менша. Концентрація K^+ всередині клітини в 30-40 разів більша, ніж у позаклітинній рідині. Рівень Mg^{2+} приблизно у 15 раз вищий у внутрішньоклітинній рідині. Концентрація іонів Ca^{2+} в цитоплазмі клітин у стані спокою дорівнює тільки 10^{-7} моль/л, тобто на декілька порядків менша, ніж у позаклітинній рідині. Для того, щоб підтримувати ці градієнти концентрації іонів, затрачається велика кількість енергії. У плазматичній мембрані більшості клітин знаходяться транспортні АТФази, які за рахунок енергії гідролізу АТФ переносять катіони проти градієнта концентрації. Серед аніонів у позаклітинній рідині переважають хлориди і гідрокарбонати, а всередині клітини — фосфати і білки. Електронейтральність середовищ забезпечується рівністю сумарних кількостей катіонів і аніонів.

Електролітний (іонний) склад, рН і осмотичний тиск є основними параметрами рідин організму, які підтримуються постійними за допомогою регуляторних механізмів, а при їх відхиленні за межі фізіологічної норми розвиваються патологічні зміни в організмі.

Осмотичний тиск і регуляція розподілу води в організмі

Осмотичний тиск залежить від загального числа частинок (іонів і молекул) в розчині і не залежить від їх розміру, молекулярної маси й заряду. Виражають

осмотичний тиск як осмолярність (число ммоль на 1 л розчину) або як осмоляльність (число ммоль на 1 кг розчинника). Осмотичний тиск біологічних рідин, виражений через осмолярність, вимірюють осмометром та за різницею температур замерзання біологічної рідини і чистої води. Але майже в усіх випадках замість вимірювання використовують метод розрахунку осмотичного тиску (осмолярності) на основі даних про концентрацію осмотичне активних частинок у біологічних рідинах.

Осмотичний тиск плазми крові зумовлюється, головним чином, концентрацією іонів Na^+ і Cl^- , вклад яких у загальну величину складає близько 92 %. Тому для розрахунків величини загальної осмолярності плазми крові використовують таку формулу:

$$2 \times [\text{Na}^+, \text{ммоль/л}] + [\text{сечовина}, \text{ммоль/л}] + [\text{глюкоза}, \text{ммоль/л}]$$

Виключення із розрахунку катіонів K^+ і Ca^{2+} компенсується неповною дисоціацією хлориду натрію. У фізіологічних умовах осмолярність плазми крові становить близько 292 ммоль/л (292 мосм/л, або 5700 мм рт. ст., 762 кПа). При нормальному вмісті сечовини і глюкози їх вклад у величину осмолярності плазми крові дуже малий, але у важких випадках уремії чи гіперглікемії, коли концентрація їх у плазмі зростає у 15 і більше разів, осмотичний тиск плазми крові істотно підвищується.

Вклад білків плазми у створення осмотичного тиску зовсім незначний (близько 30 мм рт. ст., тобто 0,5 %), але цю частинку виділяють окремо як колоїдно-осмотичний, або онкотичний, тиск. Завдяки проникності стінок капілярів для електролітів, концентрації їх у плазмі крові і міжклітинній (інтерстиціальній) рідині близькі, а тому загальна осмолярність цих рідин майже однакова. Але інтерстиціальна рідина майже не містить білків, а проникнення білків плазми через стінку капіляра обмежене. Завдяки цим факторам, вирішальне значення для розподілу води між плазмою крові й інтерстиціальною рідиною має рівень білків плазми, а не електролітів. Ефективний осмотичний тиск білків плазми протидіє капілярному гідростатичному тиску і, таким чином, сприяє утриманню води в судинному руслі (рис. 15.3). 75-80 % осмотичного тиску білків плазми припадає на альбуміни, а глобуліни через більшу молекулярну масу мають значно менше значення. Зменшення вмісту альбуміну у плазмі внаслідок зниженого синтезу чи виведення із сечею викликає вихід рідин із судин в міжклітинний простір, зменшення об'єму плазми і розвиток набряку.

Розподіл води між клітинами і позаклітинним простором залежить від різниці осмотичного тиску внутрішньо- і позаклітинної рідини. Осмотичний тиск внутрішньоклітинної рідини створюється, головним чином, іонами K^+ , Mg^{2+} , фосфатами, негативно зарядженими при фізіологічному значенні рН білками (табл. 15.1) і знаходиться у динамічній рівновазі з осмотичним тиском позаклітинної рідини. Клітинні мембрани легко проникні шляхом дифузії для води, а катіони, аніони і низькомолекулярні органічні речовини (глюкоза, сечовина, амінокислоти) переносяться шляхом активного чи пасивного транспорту і швидкість їх перенесення значно менша від швидкості дифузії води. Тому порушення нормальної концентрації у плазмі крові осмотичне активних речовин, здебільшого іонів натрію, зумовлює зміни гідратації клітин. Особливо чутливі до дегідrataції чи надмірної гідrataції клітини головного мозку. Порушення гідrataції клітин зумовлюються швидкими змінами концентрації в плазмі крові розчинених речовин, а при повільних змінах концентрації встигає здійснитись перерозподіл розчинених речовин і осмотичний тиск із обох сторін клітинної мембрани вирівнюється без значних переміщень води. Гомеостатичні механізми організму досить ефективно регулюють обмін води й електролітів, підтримуючи в межах фізіологічної норми осмотичний тиск позаклітинної, а через неї і внутрішньоклітинної рідин.

Порівняно з більшістю рідин вода має високі температуру плавлення, кипіння і теплоту випаровування. Це свідчить про сильне притягання між молекулами води. Таке явище пояснюється структурою води. Атоми водню і кисню у воді сполучені один з

одним ковалентними полярними зв'язками. Кожний із двох атомів водню об'єднує свій електрон з одним з електронів атома кисню. Проте більш електронегативний атом кисню намагається притягти електрони атома водню. У результаті на двох атомах водню локалізовані частково позитивні заряди, а на атомі кисню - два часткові негативні заряди.

Розташування валентних електронних пар навколо атомів кисню в молекулі води близьке до тетраедричного.

Хоча молекула води в цілому електронейтральна, її часткові негативний і позитивний заряди просторово розділені, що призводить до появи в неї електричного *дипольного моменту*. Таким чином, вода являє собою приклад полярної рідини. Завдяки поділу зарядів дві сусідні молекули води притягуються одна до одної за рахунок сил електростатичної взаємодії між частковим негативним зарядом, локалізованим на атомі кисню однієї молекули води, і частковим позитивним зарядом, локалізованим на атомі водню іншої молекули. Такий тип електростатичної взаємодії призводить до утворення так званого *водневого зв'язку*.

Окремі молекули води завдяки водневому зв'язку утворюють асоціати. Водневі зв'язки слабші за ковалентні, але завдяки своїй численності забезпечують високу стійкість рідкої води і високу температуру кипіння.

Вода є значно кращим розчинником, ніж більшість інших рідин. Багато кристалічних солей, таких, як хлорид натрію, добре розчинні у воді завдяки біполярному характеру її молекул. Кристалічна ґратка солі стабілізована сильним електростатичним притягуванням між позитивно і негативно зарядженими іонами, що чергуються один з одним. Коли кристал NaCl поміщають у воду, біполярні молекули води дуже сильно притягують іони Na^+ і Cl^- , руйнуючи тим самим кристалічну ґратку солі. У результаті ці іони в гідратованій формі поступово переходять у розчин.

Вода розчиняє також багато нейтральних органічних речовин, що містять карбоксильні групи або аміногрупи, які здатні іонізуватися в процесі взаємодії з водою. Добре розчиняються у воді багато нейтральних органічних сполук, що містять полярні функціональні групи Це - цукри, спирти, альдегіди і кетони. Розчинність речовин обумовлена здатністю молекул води утворювати водневі зв'язки з гідроксильними групами цукрів, а також із карбонільними групами альдегідів і кетонів.

Ще один клас речовин — це речовини, що диспергуються водою. До них відносять сполуки, що містять гідрофобні (що відштовхують) і гідрофільні (які „люблять” воду) групи. Наприклад, натрієва сіль олеїнової кислоти з довгим вуглеводневим ланцюгом. Вуглеводневий ланцюг, як і вуглеводні, гідрофобний, не розчинний у воді. Проте якщо олеат натрію диспергувати у воді, то утворюються системи (агрегати), що називають міцелами У міцелах гідрофільні негативно заряджені карбоксильні групи взаємодіють із молекулами води і повернуті до водної фази. Гідрофобні неполярні вуглеводні ланцюги заховані усередині структури.

Міцели можуть містити сотні і навіть тисячі молекул олеїнату натрію. Вони залишаються рівномірно суспендованими у воді, тому що всі мають однойменний негативний заряд і тому постійно відштовхуються одна від одної. Таке розташування неполярних груп у міцелах обумовлено властивістю молекул води, що оточують міцелу, утворювати водневі зв'язки між собою, а також зв'язуватися з гідрофільними карбоксильними групами. У результаті гідрофобні вуглеводневі ланцюги, що не здатні утворювати водневих зв'язків, ховаються від води усередину міцели.

Багато компонентів живих клітин, наприклад, фосфоліпіди, білки, нуклеїнові кислоти містять гідрофобні і гідрофільні групи і намагаються утворювати у водних розчинах структури, у яких неполярні гідрофобні ділянки їх молекул ізольовані від водної фази. Установлено, що саме міцелярна організація ліпідних молекул складає основу біологічних мембран клітин.

Вода як електроліт кислоти, буферні системи живих організмів

З хімічної точки зору вода - це слабкий електроліт, що зворотно розпадається на іони водню (H^+) і іони гідроксилу (OH^-). При цьому між недисоційованими молекулами води та іонами встановлюється рівновага:



Зворотна іонізація (дисоціація) води має дуже важливе значення у функціонуванні живої клітини. (Насправді вільних іонів водню у воді не існує. Як і більшість інших іонів, вони гідратовані, тобто оточені гідратною оболонкою. Гідратну форму іона H^+ називають іоном гідронію або гідроксонію і позначають H_3O^+ . Для спрощення часто іони гідроксонію не вживають у реакціях).

Іонізація води відбувається дуже слабо. У будь-який момент при 25°C із 10 мільйонів молекул чистої води в дисоційованому стані знаходиться тільки одна. Проте, незважаючи на дуже слабку дисоціацію, іони H^+ і OH^- , що при цьому утворюються, відіграють винятково важливу роль у біологічних процесах. Тому необхідно знати кількісну сторону дисоціації води. З рівноваги зворотної реакції $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ можна записати константу дисоціації води:

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

Концентрація недисоційованих молекул у воді дуже висока порівняно з дисоційованими (вона дорівнює числу грамів води в 1 літрі поділеному на молярну масу, тобто $1000 : 18 = 55,5 \text{ M}$) і є сталою величиною відносно дуже низьких концентрацій іонів H^+ і OH^- . Чисельне значення $K_d \text{ H}_2\text{O}$ при 25°C дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$. Підставивши відповідні значення, одержимо:

$$\begin{aligned} 1,8 \cdot 10^{-16} &= \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55,5} \\ (55,5) \cdot (1,8 \cdot 10^{-16}) &= [\text{H}^+][\text{OH}^-], \\ 99,9 \cdot 10^{-16} &= [\text{H}^+][\text{OH}^-], \\ 1,0 \cdot 10^{-14} &= [\text{H}^+][\text{OH}^-]. \end{aligned}$$

Величину $1 \cdot 10^{-14}$ називають *іонним добутком води*. Вона означає, що добуток $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ у чистій воді при 25°C завжди дорівнює строго визначеній величині, а саме $1 \cdot 10^{-14}$. Оскільки $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, що має місце в чистій воді, то такий розчин називають *нейтральним*. Виходячи з чисельного значення іонного добутку води, можна розрахувати концентрацію іонів H^+ і OH^- у воді.

Оскільки іонний добуток води є сталою величиною, то зрозуміло, що коли концентрація іонів H^+ вища за 10^{-7} г-іон/л , то концентрація іонів OH^- має бути менше 10^{-7} г-іон/л , і навпаки. Таким чином, коли концентрація іонів H^+ дуже висока, як у розчинах кислот, концентрація іонів OH^- буде дуже низькою, оскільки їх добуток завжди має залишатися рівним $1 \cdot 10^{-14}$. І, навпаки, якщо концентрація іонів OH^- дуже висока, наприклад, у розчині лугу, то концентрація іонів H^+ буде дуже низькою. Отже, знаючи концентрацію іонів OH^- , із чисельного значення іонного добутку води можна обчислити концентрацію іонів H^+ і навпаки.

Кількісні значення іонів H^+ дуже малі і проводити з ними розрахунки не зручно. Тому користуються логарифмічним виразом їх концентрацій, що позначають символом рН: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$ (це обернений десятковий логарифм концентрації іонів H^+). У нейтральному розчині, де концентрація іонів H^+ становить $1,0 \cdot 10^{-7}$, розмір рН при 25°C дорівнює:

$$pH = -\lg 1,0 \cdot 10^{-7} = -(\lg 1,0 = \lg 10^{-7}) - (0 = (-7)) = 7 \text{ або}$$

$$pH = \lg \frac{1}{1,0 \cdot 10^{-7}} = \lg 1,0 = \lg 10^7 = 0 = 7 = 7$$

Значення 7,0 одержано з чисельного значення іонного добутку води при 25°C. Розчини, що мають рН більше 7,0, є лужними, оскільки концентрація іонів OH^- у таких розчинах більше за концентрацію іонів H^+ . І, навпаки, розчини, що мають рН менше 7,0, — це кислі розчини.

Величину рН водних розчинів можна приблизно визначити за допомогою різних індикаторів, таких, як лакмус, метилоранж, фенолфталеїн. Точне значення рН визначають за допомогою приладу - рН-метра.

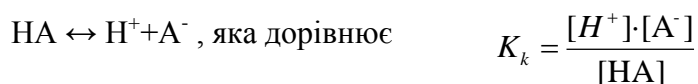
Від величини рН залежать структура й активність біологічних макромолекул, зокрема, активність ферментів. Так, активність пепсину шлункового соку максимальна при рН 1,5-2, каталази крові - при 7,0. Тканинні катепсина в нейтральному середовищі здійснюють синтез білків, у кислому - їх розщеплення. Зміна рН середовища призводить до зниження активності ферментів, порушення обміну речовин, зміни структури та осадження білків.

Значення рН використовують при діагностиці захворювань. Наприклад, у людей, що страждають важкою формою діабету, значення рН крові часто нижче порівняно з нормою. Такий стан називають *ацидозом*. При деяких інших захворюваннях величина рН може бути вище за норму. Такий стан називають *алкалозом*.

З властивостями води тісно пов'язані властивості кислот і основ. Розрізняють сильні кислоти і основи і слабкі. Сильні кислоти - це хлороводнева, сульфатна, нітратна. Сильні основи - натрій гідроксид, калій гідроксид. У водних розчинах вони повністю іонізовані, тому і належать до сильних.

У біологічних системах присутні слабкі кислоти і основи. Прикладом слабких кислот можуть бути оцтова, карбонатна, фосфатна, слабкої основи - аміак (амоніак).

У водному розчині кожна кислота намагається відщепити свій протон. Чим сильніша кислота, тим сильніше виражена ця тенденція. Здатність будь-якої кислоти HA відщеплювати протон і утворювати сполучену з нею основу A^- характеризується константою рівноваги зворотної реакції:



Суміші слабких кислот і спряжених з ними основ являють собою системи, що називають *буферними*. Вони мають дуже важливу властивість. При додаванні до такої суміші невеликих кількостей кислоти (H^+) або основи (OH^-) або при розведенні вони здатні підтримувати постійне значення рН. Прикладом буферної системи може служити суміш оцтової кислоти та ацетат-іона (солі оцтової кислоти).

При додаванні до такої системи іонів H^+ (кислоти) один із її компонентів, а саме спряжена основа - аніон CH_3COO^- , зв'язується з протонами і перетворюється в оцтову кислоту, зменшуючи тим самим концентрацію іонів H^+ . Якщо додати до такого розчину іони OH^- (луг), то частина вільної кислоти, звільняючи деяку кількість іонів H^+ нейтралізують OH^- іони з утворенням нейтральних молекул води. Важливо відзначити, що насправді значення рН буферних систем хоча і слабо, але все ж змінюється при додаванні невеликої кількості іонів H^+ або OH^- . Проте ці зміни дуже незначні порівняно з тими змінами рН, які б мали місце при додаванні такої ж кількості іонів H^+ або OH^- до чистої води або розчину, наприклад, NaCl , оскільки ні вода, ні розчини таких солей не мають буферних властивостей. За наведеною вище схемою працюють і інші буферні системи. Варто пам'ятати, що будь-яка буферна система успішно функціонує тільки за наявності в розчині слабкої кислоти (донора протонів) і спряженої з нею основи

(акцептора протонів). Якщо до буферного розчину додати велику кількість сильної кислоти (або сильної основи), то весь наявний у ньому акцептор протонів (або їх донор) перетвориться в слабку кислоту (або сіль), і буферна система перестане існувати. Є таке поняття, як буферна ємність. Вона, природно, буде тим більшою, чим вищими будуть концентрації слабкої кислоти і спряженої з нею основи. Буферні розчини з високими концентраціями спряжених пар можуть утримувати постійне значення рН при додаванні значних кількостей кислоти або лугу.

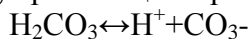
У всіх живих організмів внутрішньоклітинні і позаклітинні рідини мають характерну і постійну величину рН, що підтримується в першу чергу буферними системами.

У людини і ссавців дві важливі буферні системи. Фосфатна підтримує рН внутрішньоклітинної рідини. Вона являє собою спряжену кислотно-основну пару:



Ця система максимально ефективно функціонує біля рК 6,86, тому що значення рК іонів H_2PO_4^- дорівнює 6,86. Фосфатна буферна пара $\text{H}_2\text{PO}_4^- - \text{HPO}_4^{2-}$ добре утримує рН в інтервалі між 6,1 і 7,7 і може забезпечувати буферну ємність внутрішньоклітинної рідини, значення якої лежить у межах 6,9-7,4.

Головною буферною системою плазми крові є бікарбонатна система. Вона являє собою спряжену кислотно-основну пару, яка складається з молекул карбонатної кислоти (H_2CO_3), що виконує роль донора протона, і бікарбонат-іона (HCO_3^-), що виконує роль акцептора протона:



Це унікальна буферна система організму. Вона функціонує як ефективний фізіологічний буфер близько рН 7,4, тому що донор протона H_2CO_3 у плазмі крові знаходиться в динамічній рівновазі з великим резервним обсягом газоподібної CO_2 у повітряному просторі легенів. Тому за будь-яких умов, коли в кров з якихось причин потрапляє надлишок іонів OH^- і рН підвищується, частина карбонатної кислоти (H_2CO_3), перетворившись в HCO_3^- в результаті взаємодії з іонами OH^- , дуже швидко відновлюється за рахунок великого запасу газоподібної CO_2 в легенях. Остання, розчиняючись у крові, утворює розчинну CO_2 , що вступає в реакцію з водою, утворюючи H_2CO_3 .

Якщо чомусь величина рН крові зменшується, деяка кількість HCO_3^- буферної системи зв'язується з надлишком іонів H^+ . При цьому утворюється надлишок H_2CO_3 . Ця H_2CO_3 розпадається, виділяючи розчинену CO_2 , яка в свою чергу переходить у газову фазу в легенях і видихається організмом. Таким чином, висока інтенсивність процесу дихання, тобто висока швидкість вдихання повітря і видихання CO_2 обумовлює підтримання постійного значення рН у крові.