

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
СУМСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ

на тему “Розчини в біологічних системах”
з курсу “Біофізична і біоорганічна хімія”
для студентів спеціальності 7.110101
денної форми навчання

Суми Вид-во СумДУ 2001

1 РОЛЬ ВОДИ В ЖИТТЄДІЯЛЬНОСТІ ОРГАНІЗМУ

Вода унікальна за своїми властивостями і цим зумовлена її роль у процесах життєдіяльності. Основні механізми реакцій, пов'язаних із зародженням життя на Землі, - фотосинтез, біокаталіз і т.д. – склалися у процесі тривалої еволюції за безпосередньою участю води як одного із компонентів.

Клітини живих організмів складаються з 60-80 % води, в організмі людини (масою 70 кг) міститься 45 – 50 л води (64-65 %), з яких 3,5 л припадає на плазму крові (всього 5 л крові) , 10,5 л – на лімфу і позаклітинну воду тканини. Решту кількості води складає внутрішньо-клітинна вода. Вміст води у новонародженого – 71 %, а у півторамісячного зародка – до 98 %.

Процеси травлення, обміну речовин, кровотворення, біосинтезу здійснюються у водних розчинах за активною участю води. Вода: 1) є гарним розчинником органічних і неорганічних речовин; 2) з водою виводяться з організму отруйні речовини; 3) вода, що виділяється потовими залозами і випаровується з поверхні шкіри, регулює температуру тіла; 4) сприяє механічному захисту клітин і органів (черепно-мозкова рідина захищає мозок) і не тільки обмиває (сльози, які безперервно зволожують очі, змивають з них пилові частинки), але і змочує, чим пояснюється утворення рідких плівок колоїдних частинок (явище капілярності, вологість слизових оболонок і т.д.).

Особливо багаті на воду найбільш інтенсивно функціонуючі органи, в яких відбувається внутрішньо-клітинний обмін речовин і енергії, і які протікають з високою швидкістю лише у водному середовищі (див. таблицю 1).

Енергія водневого зв'язку невелика і складає 20-25 кДж/моль. Низька теплопровідність та високі теплоємність і теплота випаровування води забезпечують підтримання сталої температури у теплокровних тварин, а висока діелектрична проникність зумовлює хорошу здатність розчиняти і дисоціювати.

Отже, вода виконує складну біологічну роль. Вона є головною складовою частиною організму, гарним розчинником, забезпечує всмоктування і перенесення поживних речовин і продуктів обміну, бере участь у процесах набухання і дифузії, підтримує постійну концентрацію іонів водню у рідких середовищах і сталий осмотичний тиск, бере участь у процесах окиснення-відновлення і гідролізу різноманітних речовин організму і т.д.

Водні розчини електrolітів і низькомолекулярних речовин забезпечують активну реакцію середовища і буферні властивості біологічних рідин організму, регулюють розміри мембранних потенціалів і активність ферментів, проведення нервових імпульсів.

Таким чином, життєдіяльність живого організму – це фізико-хімічні процеси, які протікають у водному середовищі за участю розчинених у воді сполук.

Вода, що омиває тканини, - це комплексний розчин мінеральних і органічних речовин, який являє собою гуморальну рідину організму.

2 ДЕЯКІ УЯВЛЕННЯ ПРО РІДИНИ

В оточуючому нас світі широко розповсюджені такі розчини:

- розчини природні (біологічні рідини, морська, річна, ґрунтова води і т.д.);

- розчини, що цілеспрямовано створює людина (водопровідна вода, розчини, які використовуються у технологічних процесах, розчини фармакологічних препаратів і т.д.);
- розчини, які є побічними продуктами діяльності людини (промислові і побутові стоки та інші).

Усі біологічні процеси, які відбуваються в рослинному та тваринному світі, у тому числі і в організмі людини, протікають у розчинах.

Істинні розчини – гомогенна система, яка складається із двох і більше компонентів, відносну кількість яких можна змінювати у досить широких межах.

Усі реальні розчини є складними багатокомпонентними системами з різноманітними властивостями (в'язкість, густина, хімічна реактивність і т.д.), які визначаються в основному природою розчинених речовин, фізико-хімічними особливостями розчинників і концентрацією розчинених речовин.

За агрегатним станом розчини бувають рідкі, тверді (наприклад, сплави і т.д.) і газоподібні (повітря та інші).

Важливою характеристикою розчину є його склад, який виражається концентрацією – кількістю розчиненої речовини, яка міститься у визначеній кількості розчину або розчинника. До найбільш розповсюджених засобів вираження концентрації розчинів належать такі:

1 Відсоткова % (за масою або за об'ємом) ω - кількість грам (кг) розчиненої речовини в 100 г (кг) розчину.

2 Молярна (с) – число молів розчиненої речовини в 1000 мл розчину, одиниці вимірювання моль/л, кмоль/м³.

3 Молярна концентрація (В) – кількість молів розчиненої речовини в 1000 г розчинника (моль/кг).

4 Нормальна (Н) – кількість еквівалентів розчиненої речовини в 1000 мл розчину (моль/л).

5 Титр розчину (Т) – маса розчиненої речовини в 1 мл розчину (г/см або г/мл).

Розчинник - речовина, яка має той самий агрегатний стан, що і розчин, відносна кількість якого більша, ніж розчиненої речовини. Розчини у воді можуть бути трьох видів: насичені, ненасичені, пересичені. Розчин, у якому при даних температурі і тиску встановлюється динамічна рівновага між розчиненою речовиною і осадом, називається насиченим. У ньому міститься максимально можлива для даних умов кількість розчиненої речовини. У ненасиченому розчині міститься менше, а в пересиченому – більше речовини, ніж у насиченому.

Процес розчинення – фізико-хімічний процес, при якому, з одного боку, йде руйнування міжмолекулярних або міжіонних зв'язків речовини, що розчиняє (ΔH зруйн.), а з іншого боку, - процес гідратації (у випадку водного розчину), тобто взаємодія молекул, що утворюються, або іонів із молекулами води, які між собою утворюють хімічні сполуки – гідрати (ΔH гідрат.). Отже, ΔH розчинення = ΔH руйнування - ΔH гідрат. Для ідеальних розчинів (розчини, в яких відсутні які-небудь взаємодії між частинками розчиненої речовини) ΔH розчинення = 0, і для них єдиною причиною утворення є зростання ентропії, тобто $\Delta S > 0$.

Розчинність речовин залежить від природи розчинної речовини і природи розчинника, від температури і тиску.

Розчинність твердих і рідких речовин у рідині залежить в основному від температури.

На розчинність газів у рідинах впливають два фактори: температура та тиск. Із підвищенням температури розчинність зменшується та, навпаки, із зниженням – зростає. Із підвищенням тиску розчинність газів збільшується. Залежність розчинення газу від тиску виражається законом Генрі: “Маса газу, що розчинюється при сталій температурі в даному об’ємі, пропорційна парціальному тиску газу над цією рідиною”:

$$C = KP, \quad (1)$$

де C – вагова концентрація газу в насиченому розчині;

P – парціальний тиск газу; K – коефіцієнт (стала Генрі).

Парціальний тиск – це частина загального тиску, яка припадає на частку кожного газу в газовій суміші:

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n. \quad (2)$$

При обчисленні парціального тиску газу інколи використовують молярні частки за рівнянням

$$\text{Молярна частка газу} = \frac{\text{Парціальний тиск газу}}{\text{Загальний тиск газової суміші}}. \quad (3)$$

Молярна частка речовини φ у розчині визначається як відношення числа молів даної речовини (розчиненої) до загального числа молів (сума молів) усіх речовин, які входять до складу розчину речовин:

$$\varphi = \frac{\text{число молів речовини } (n)}{\text{число молів речовини } (n) + \text{число молів розчинника } (N)} = \frac{n}{N + n}. \quad (4)$$

Закон Генрі витримується відносно точно лише у випадку розведених розчинів при невеликих парціальних тисках газу і за відсутності хімічної взаємодії цього газу з розчинником і покладений в основу процесів обміну газів між організмом людини і оточуючим середовищем.

Надходження газів із повітря в кров і навпаки підпорядковується закону Генрі. Між парціальним тиском у крові і повітрі існує різниця, яка і забезпечує обмін газів.

На основі досліджень Сеченова М.М. було встановлено, що розчинність кисню, азоту і вуглекислого газу в крові менше, ніж у воді. Кров містить велику кількість різних компонентів, у тому числі й іонів електролітів. Але в розчинах електролітів частина розчинника витрачається на гідратацію іонів і тим самим об'єм розчинника, в якому може розчинитися газ, мов би зменшується і, отже, зменшується розчинність газів. Змінювання розчинності газів під впливом змінювання тиску може викликати тяжку патологію людського організму. Так, різке зменшення атмосферного тиску, наприклад, при занадто швидкому підйомі водолазів із великих глибин, розгерметизації кабін і скафандрів у льотчиків і космонавтів при високих польотах призводить до виділення надлишкової кількості розчинених газів із крові (“закипання крові”, кесонна хвороба). Утворюючи газові пробки, вони закупорюють і навіть розривають кровоносні капіляри в мозку та інших органах, що призводить до серйозних захворювань, і навіть смерті. З іншого боку, при деяких видах анемії, при лікуванні газової гангрені та інших захворюваннях хворих поміщають у палату зі збільшеним вмістом кисню (барокамера), що покращує забезпечення тканин киснем.

3 КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗВЕДЕНИХ РОЗЧИНІВ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Властивості розчинів, які не залежать від природи розчиненої речовини, а залежать тільки від концентрації розчину, називаються **колігативними**. Колігативними властивостями розведених розчинів є:

- зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином;
- зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчинів порівняно із температурою замерзання і кипіння чистого розчинника;
- осмотичний тиск розчину;
- колігативні властивості розчинів відіграють важливу роль у підтриманні організмом постійності внутрішніх середовищ - обов'язкової умови його нормального функціонування. Осмотичні явища, що протікають в організмі, визначають особливість водно-сольового обміну, сприяючи достатньому обводненню клітин та міжклітинних структур. Велика кількість води необхідна для нормального протікання багатьох фізичних та хімічних процесів: гідратації та дисоціації речовин, реакції гідролізу, окиснення і т.д.

Знання закономірностей протікання дифузії та осмосу дозволяють зрозуміти:

- фізико-хімічні процеси, що покладені у основу розповсюдження рідини між клітинами та міжклітинними структурами, між судинним руслом та позасудинним простором;
- механізм осморегуляції;
- явище тургору клітин, їх гемоліз (цитоліз) і плазмоліз;
- принцип добору компонентів для створення

фармакологічних розчинів, які виконують функцію кровозамінників;

- фармакологічну дію деяких лікарських препаратів, і особливо використання гіпертонічних розчинів у медичній практиці.

Тиск насиченої пари над рідиною

За наявності рідини у відкритій посудині відбувається її випаровування, тобто перехід із рідкого агрегатного стану в пару. Процес випаровування є зворотним, йому відповідає зворотний процес – конденсація, тобто перехід молекул із газової фази в рідку. Якщо рідина знаходиться у відкритій посудині, то випаровування через деякий час може привести до повного переходу рідини в пару.

У закритій посудині при сталій температурі встановлюється динамічна рівновага між рідиною та паром, тобто кількість молекул, які випаровуються за одиницю часу з одиниці поверхні (швидкість випаровування), дорівнює кількості молекул, які переходять із пари в рідину (швидкість конденсації).

При цьому пара, що заповнила вільний газовий простір над рідиною, є насиченою паром рідини при даній температурі, і тиск, який він виробляє, можна виміряти.

Якщо у зрівноважену систему “рідина-пара” ввести нелетку речовину (перехід у парову фазу неможливий), то кількість розчинника зменшиться і, отже, зменшується тиск насиченої пари.

Згідно із законом Рауля: “У розведених розчинах неелектролітів при сталій температурі відносне зниження тиску пари пропорційне мольній частці розчиненої речовини”. Математично цей закон можна подати так:

$$\Delta P = P \frac{n}{N + n}, \quad (5)$$

де ΔP – відносне зниження тиску пари над розчином; P – тиск пари над чистим розчинником; n і N – відповідно число молів розчиненої речовини і розчинника;

$$\frac{n}{N + n} \text{ - мольна частка розчиненої речовини.}$$

Ця властивість згідно з молекулярно-кінетичною теорією пояснюється тим, що тиск насиченої пари над рідиною залежить від кількості молекул, що випаровується із поверхні рідини. У розчині частина поверхні зайнята молекулами розчиненої речовини, які, крім того, за рахунок хімічних зв'язків можуть утримувати розміщені поруч молекули розчинника. Тому кількість молекул, що випаровуються, буде меншою, ніж у чистому розчиннику.

Наслідком закону Рауля є такі властивості розчинів (їх часто називають 2-м законом Рауля): “Зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розведених розчинів прямо пропорційні молярній концентрації розчинів”:

$$\Delta t_{\text{замерз}} = K \cdot C \text{ або } \Delta t_{\text{замерз}} = K \frac{m_1 \cdot 1000}{m_2 \cdot M}; \quad (6)$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C \text{ або } \Delta t_{\text{кип}} = E \frac{m_1 \cdot 1000}{m_2 \cdot M}, \quad (7)$$

де $\Delta t_{\text{замерз}}$ – зниження температури замерзання, $^{\circ}\text{C}$;
 $\Delta t_{\text{кип}}$ – підвищення температури кипіння, $^{\circ}\text{C}$;
 K – криоскопічна константа; E – ебуліоскопічна константа; m_1 і m_2 – відповідно маса розчиненої речовини і розчинника, г; M – молекулярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Константи E і K не залежать від природи розчиненої речовини, а характеризують лише розчинник. За допомогою рівнянь 6 і 7 можна розрахувати зниження температури замерзання або підвищення температури кипіння розчинів, а також визначити молекулярну масу розчиненої речовини. Так, Δt замерзання крові людини (депресія крові) дорівнює $-0,56^{\circ}\text{C}$.

На рисунку 1 зображена схема залежності тиску насиченої пари розчинника від температури.

Осмоз. Осмотичний тиск

Якщо на концентрований розчин сульфату міді (блакитний колір) обережно налити воду, так, щоб зверху розчину утворився її шар, то через деякий час відбудеться вирівнювання загальної концентрації розчину (весь розчин буде забарвлений у блакитний колір). Самодовільний процес переносу маси речовини і вирівнювання концентрації у системі, обумовлений тепловим рухом частинок, називається **дифузією**. У даному досліді – двобічною дифузією.

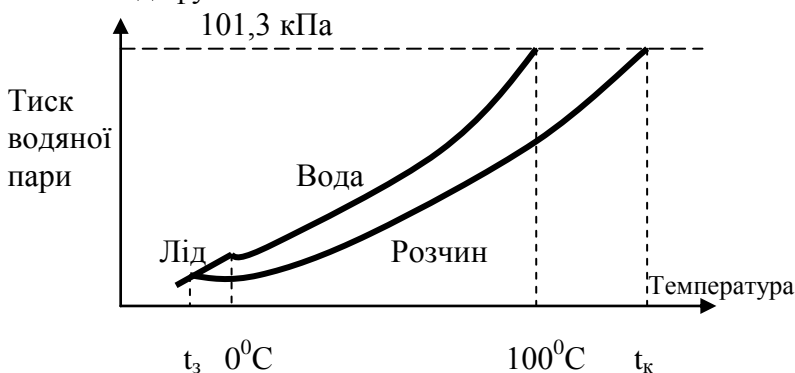


Рисунок 1 – Залежність тиску насиченої пари розчинника від температури: $\Delta t_з$ і $\Delta t_к$ – температури замерзання і кипіння розчину; 0°C , 100°C – температури замерзання і кипіння води

Але можливе явище з однобічною дифузією. Самодовільний процес переходу розчинника через напівпроникну мембрану із тієї частини системи, де концентрація розчиненої речовини нижче, в іншу, де вона вища, називається **осмосом**. Тиск, який виникає внаслідок однобічної дифузії розчинника в розчині, називається **осмотичним тиском $P_{осм}$** (див. рис. 2). Проведемо такий дослід. В одну частину U-подібної трубки, яка має напівпроникну перегородку, тобто проникну для молекул води і непроникну для молекул сахарози, наллємо розведений розчин сахарози, а в іншу – рівний об'єм чистої води.

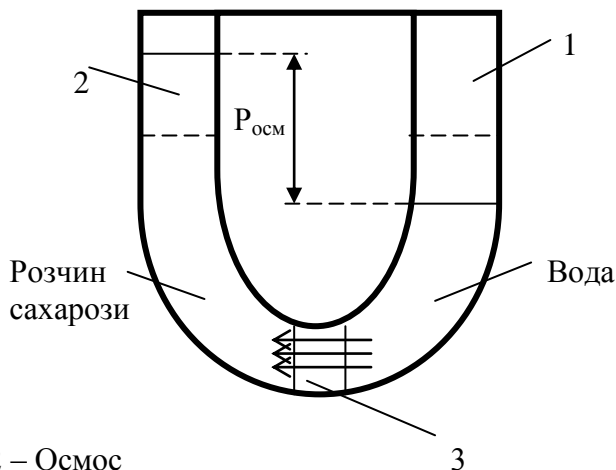


Рисунок 2 – Осмос

Молекули розчинника з об'єму із більшою концентрацією (чиста вода (1)) будуть дифундувати через напівпроникну перегородку (3) у водний розчин сахарози, де їх концентрації менші.

У результаті однобічної дифузії об'єм рідини в коліні (2) збільшиться, а концентрація сахарози зменшиться. Внаслідок осмосу рівень у коліні з розчином

сахарози (2) збільшується, але при цьому утворюється додатковий (гідростатичний) тиск, який перешкоджає дифузії. Гідростатичний тиск, який перешкоджає одnobічній дифузії розчинника, чисельно дорівнює осмотичному тиску розчину $P_{осм}$. У даному випадку мова йде про осмотичний тиск розведеного внаслідок осмосу, а не вихідного розчину сахарози.

Осмотичний тиск визначається законом Вант-Гоффа: “Осмотичний тиск розведеного розчину неелектроліту дорівнює тому тиску, який би виробляла розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі, перебуваючи в газоподібному стані, займала об’єм, що дорівнює об’єму розчинника”. Математичний вираз закону Вант-Гоффа

$$\Delta P_{осм} = cRT, \quad (8)$$

де ΔP – осмотичний тиск, кПа; c – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л; R – газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/моль·К; T – абсолютна температура, К.

$$\text{Враховуючи, що } c = \frac{n}{V} \text{ і } n = \frac{m}{M}, \text{ рівняння 8}$$

можна записати так:

$$P_{осм} = \frac{m R T}{MV}, \quad (9)$$

де m – маса розчиненої речовини;
 n – число молів розчиненої речовини;
 M – молярна маса розчиненої речовини;
 V – об’єм розчину, л.

Закони Рауля та Вант-Гоффа справедливі лише для ідеальних і реальних розчинів неелектролітів при дуже невеликих концентраціях розчиненої речовини. Для кількісного опису колігативних властивостей електролітів був введений множник, названий ізотонічним коефіцієнтом Вант-Гоффа. Він показує, у скільки разів концентрація активних частинок у розчині електроліту більша, ніж в еквімолярному розчині неелектроліту:

$$i = \alpha(n - 1) + 1,$$

де α - ступінь дисоціації електроліту;

n – кількість іонів, на яку дисоціює одна молекула електроліту.

Розраховуючи коефіцієнт i закон Рауля та його наслідки, закон осмотичного тиску можна застосовувати і до розчинів електролітів:

$$\Delta P = iPC; \Delta t_{\text{кип}} = iEC; \Delta t_{\text{зам}} = iKC; \Delta P_{\text{осм}} = iCRT. \quad (11)$$

4 БІОЛОГІЧНА РОЛЬ ОСМОСУ

Причиною виникнення осмотичних явищ в організмі є те, що всі біологічні рідини являють собою водні розчини електролітів і неелектролітів, а клітинні мембрани можна розглядати як напівпроникні. Осмос відіграє важливу роль у розподіленні води між внутрішньо- і позаклітинним вмістом, між різними тканинами і системами тканин, що утворюють органи. Потрібно мати на увазі, що розподіл і перерозподіл води в організмі відбуваються і за іншими, більш складними, специфічними для організму механізмами, але осмос

відіграє в цих процесах провідну роль. Кожна жива клітина має оболонку або поверхневий шар протоплазми, яка має властивість напівпроникності і через яку проходять молекули води і в нормальному стані не проходить більшість речовин, які містяться у клітині. Якщо рослинна клітина стикається з ґрунтовим розчином, а тваринна – з біологічною рідиною, то відбувається осмос. Вода, що проникає у клітину, утворює в ній збільшений тиск, який надає клітинам певні пружність і напругу – так званий тургор. У живих клітин тургор звичайно невеликий, але він забезпечує їх своєрідну пружність, сприяє підтриманню еластичності тканин, зберіганню певної форми органами і т.д. У рослинних клітинах тургорний тиск значно вищий і підтримує листя і стебла у вертикальному стані, що надає рослинам міцності і стійкості. Так, клітинний сік лугових і польових рослин має осмотичний тиск 5-10 атм., а у деяких рослин пустель – навіть 170 атм. Рослини отримують поживні речовини і вологу із ґрунту завдяки капілярним або осмотичним явищам, причому у вищих рослин осмотичний тиск відрізняється у різних частинах: у квітах і плодах – більш високий. Підвищення осмотичного тиску від коріння до листя сприяє руху соків вгору по рослині. Зниженням тургору супроводжуються процеси автолізу – саморозчинення рослинних і тваринних клітин під дією власних гідролітичних ферментів, прив'ядання і старіння клітин. Якщо клітина попадає у середовище розчину з підвищеною концентрацією солей або інших розчинених речовин (гіпертонічний розчин), то це приводить до осмосу, при якому вода дифундує з клітини у розчин. При попаданні клітини (наприклад, еритроцитів) у такий розчин відбувається явище плазмолізу – стискання протопласту і відділення його від клітинних стінок,

зморщування клітини. Широко відоме застосування великих концентрацій солей і цукру для консервування харчових продуктів. У цих умовах мікроорганізми підлягають плазмолізу і стають нежиттєздатними.

Якщо клітина потрапляє у розчин зі зниженою концентрацією речовин (гіпотонічний розчин), то це приводить до осмосу, при якому вода дифундує з розчину в клітину, що приводить до її набрякання. І якщо різниця в концентраціях внутрішньо- і позаклітинної рідин достатньо велика, то відбувається руйнування клітинної мембрани з виділенням в розчин, що оточує її вмісту – цитоліз. У випадку руйнування еритроцитарної мембрани і виходу в оточуюче середовище вмісту еритроцита (гемоглобіну) явище називається **гемолізом**. Гемоліз (у нормі) постійно відбувається в організмі людини, завершуючи життєвий цикл еритроцитів. Можливий і патологічний гемоліз під впливом деяких отрут, холоду, лікарських речовин та інших факторів. Але з гемолізом не треба ототожнювати поняття “осмотичний шок”. “Осмотичний шок” – вузьке поняття, до якого належить гемоліз еритроцитів, що поміщені у гіпотонічний розчин.

Вищі організми прагнуть підтримувати постійність фізичних і хімічних констант клітини (біологічних констант), тобто стійких кількісних показників, що характеризують нормальний стан організму – гомеостаз. Такими постійними за величиною показниками є: температура тіла, осмотичний тиск крові і тканинної рідини, вміст у них іонів натрію, калію, кальцію, хлору і фосфору, а також білків і цукру, концентрація іонів водню і ряд інших.

Постійність осмотичного тиску називається **ізоосмією**. Великий осмотичний тиск крові людини (755 – 796 кПа при 37⁰С або 7,4-7,8 атм.) підтримується завдяки наявності в крові великої кількості іонів, низько- і

високомолекулярних сполук (цукор, білок і т.д.). Велика частка осмотичного тиску визначається вмістом хлориду натрію.

Слід мати на увазі, що в основному осмотичний тиск внутрішньоклітинної рідини визначається вмістом іонів калію і сполучених з ним атомів, а позаклітинної рідини – вмістом іонів натрію і сполучених іонів. Частина осмотичного тиску, зумовлена вмістом білків (альбумінів, глобулінів, фібриногену) називається **онкотичним тиском**. Хоча абсолютна кількість білків плазми дорівнює 7-8 % і майже в 10 разів перевищує кількість розчинених солей, утворений ними онкотичний тиск складає лише 5 % від осмотичного тиску крові. Це пояснюється тим, що молекули білків мають дуже великі розміри і кількість їх у плазмі в багато разів менша від кількості молекул електrolітів (солей). Незважаючи на малу величину, онкотичний тиск відіграє виключно важливу роль у обміні води між кров'ю та тканинами і розподілом її між судинним руслом і позасудинним простором. Він впливає на ті фізичні процеси, в основу яких покладені явища фільтрації, – утворення міжклітинної рідини, лімфи, сечі, всмоктування води в кишечнику і т.д. Великі молекули білків, як правило, не проходять крізь стінку капілярів і, залишаючись всередині кров'яного русла, вони утримують в крові деяку кількість води (у відповідності до величини їх осмотичного тиску). Цим вони сприяють зберіганню відносної постійності вмісту води в крові й тканинах.

Зміна осмотичної рівноваги організму може бути спричинена порушенням обміну речовини, секреторними процесами і надходженням їжі. Крім того, будь-яке фізичне напруження, що підсилює обмін речовин, спричиняє підвищення осмотичного тиску крові. Так, відчуття спраги після фізичної роботи (підвищений обмін

речовин) або при нирковій недостатності (накопичення речовин у крові через недостатнє їх виділення) є виявленням осмотичної гіпертонії. Незважаючи на ці порушення, осмотичний тиск підтримується постійним, хоча хімічний склад крові при цьому може значно змінитися.

Головна роль в осморегуляції належить обміну речовин між кров'ю і сполучною тканиною. Досить ефективним осмотичним апаратом є нирки, основною функцією яких є виведення кінцевих продуктів обміну речовин із крові, причому здійснюється вона значною мірою за рахунок осмосу. Нирки регулюють також вміст води в організмі.

Звідси неважко зробити висновок, що постійність концентрацій електролітів у водних біосередовищах (водно-електролітний баланс) – одна з вимог гемостазу, тобто координації фізичних та біохімічних процесів, що відбуваються в організмі, і підтримки постійності внутрішнього середовища.

Концентрація іонів – регулятор розподілення води між внутрішньоклітинним вмістом, міжклітинним простором та сечею. Наприклад, якщо при захворюванні або в результаті використання сечогінних препаратів відбувається надлишкове виділення сечі, то разом із вологою (яка поповнюється з питвом) організм втрачає і солі. Зниження концентрації іонів у плазмі крові призводить, урешті, до зниження осмотичного тиску. Навпаки, при спразі в результаті зневоднення об'єм внутрішньоклітинного простору зменшується за рахунок втрати вологи. Отже, збільшується концентрація електролітів в тканинах, а також осмотичний тиск. Складні концентраційні залежності виникають між вмістом вологи в тканинах організму і в клітинах хвороботворних

бактерій, наприклад, холерних вібріонів, які при їх швидкому розмноженні можуть спричинити патологічне зневоднення організму внаслідок “перекачування” води в бактеріальні клітини і тим самим спричиняти загибель людини.

Порушення водно-електролітного балансу пов’язане з комплексом причин, які призводять до надлишку або нестачі води і (або) електролітів. Потрібно розрізнати порушення балансу (невідповідність між надходженням та видаленням) і порушення розподілу між позаклітинним і внутрішньоклітинним простором.

Залежно від вмісту рідини в організмі та осмотичного тиску плазми розрізняють шість різних станів, пов’язаних із збільшенням кількості позаклітинної рідини (гіпергідратація) та її зменшенням (дегідратація). Організм легше переносить гіпергідратацію, ніж дегідратацію. Збільшення позаклітинного простору удвічі й більше сумісне з життям, а при дегідратації швидка втрата 20 % рідини смертельна.

Гіпертонічна дегідратація характеризується дефіцитом рідини з підвищенням осмотичного тиску плазми. При гіпертонічній дегідратації всі рідинні простори зменшуються. Вона спричиняється використанням концентрованих питних сумішей, втратою гіпотонічної рідини при бронхітах, пневмоніях, пропасниці, які супроводжуються потовиділенням, при водявому випорожненні, гострій нирковій недостатності, діабеті.

Ізотонічна дегідратація характеризується дефіцитом води і розчинених речовин при нормальному осмотичному тиску плазми. При цьому зазнає впливу насамперед позаклітинний простір (об’єм плазми і міжклітинної рідини). Найбільший відсоток складають

порушення кровообігу. Блювання, кишкова непрохідність, втрата крові, використання сечогінних препаратів, перитоніт, опіки викликають це явище, яке легко переходить в шок.

Гіпотонічна дегідратація характеризується дефіцитом води та розчинених у ній речовин зі зниженням осмотичного тиску плазми. При гіпотонічній дегідратації позаклітинний простір зменшений, а клітини пересичені водою. Гіпотонічність плазми сприяє осмотичному переміщенню води із позаклітинної рідини в клітині. У зв'язку з цим позаклітинний простір додатково втрачає воду. Втрата солей при хронічному пієлонефриті, проносі, бідна натрієм дієта, поповнення простою водою втраченої рідини, діурез при діабеті, звичайно, призводять до гіпотонічної дегідратації.

Гіпергідратація, звичайно, пов'язана з нирковою недостатністю.

Гіпертонічна гіпергідратація характеризується надлишком води та розчинених у ній речовин із підвищенням осмотичного тиску плазми. Клітини при цьому зневоднюються. Позаклітинна гіпергідратація та внутрішньоклітинна дегідратація, які при цьому спостерігаються, спричиняються питтям морської води, введенням гіпертонічних сольових розчинів.

Ізотонічна гіпергідратація характеризується надлишком води та розчинених у ній речовин при нормальному осмотичному тиску плазми. При ізотонічній гіпергідратації уражається в основному позаклітинний простір та збільшується лише кількість позаклітинної рідини, що виявляється у вигляді периферичних набряків. За наявності набряків організм хоча й пересичений водою, але безпосередньо ця вода не використовується. Явище характерне для деяких захворювань серця та цирозах

печінки, причому введення фізіологічних розчинів збільшує можливість його виникнення.

Гіпотонічна гіпергідратація характеризується абсолютним або переважним пересиченням водою зі зниженням осмотичного тиску плазми. При гіпотонічній гіпергідратації уражаються переважно клітини. Причиною є надмірне надходження води або безсолевих розчинів цукрів.

Отже, організм має концентраційний гомеостаз, фізіологічний механізм регуляції якого багато в чому пов'язаний з функцією нирок.

Електроліти відграють в організмі важливу роль:

- відповідають за осмолярність та величину іонної сили біосередовищ;
- створюють біоелектричний потенціал;
- каталізують процеси обміну речовин;
- стабілізують визначені тканини (кісткові);
- служать як енергетичні депо (фосфати);
- беруть участь у згортальній системі крові.

Для практики корисно запам'ятати, що фізіологічними розчинами є 1/6 моль/л розчинів солей, молекули яких повністю дисоціюють на 2 іони, і 1/3 моль/л розчинів неелектролітів (наприклад, 1/3 моль/л розчину глюкози).

Фізико-хімічні параметри гомеостазу таких розчинів, а отже і параметри гомеостазу плазми – найважливіші біосередовища людського організму – складають

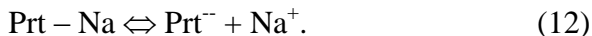
$$P_{\text{осм. плазми}} = 7,6 - 8,1 \text{ атм}, P_{\text{онкотичне}} = 0,03-0,04 \text{ атм}, \\ \Delta T_{\text{зам.плазми}} = 0,56^{\circ}\text{C}.$$

В організмі, таким чином, осмотичний тиск є важливим фактором, який розподіляє воду і поживні речовини між різними органами і тканинами. Механізм

осмосу суттєво залежить від природи мембрани. В одних випадках мембрана прониклива лише для молекул розчинника, в інших – через неї проходять молекули певних речовин або тих, що розчиняються в ліпідах, або тих, що взаємодіють з її компонентами. Вибіркова проникність мембрани зумовлена складною структурою цитоплазми, особливо її поверхневих шарів.

Вивчення осмотичних властивостей організму показало, що всередині клітини осмотичний тиск завжди дещо вищий, ніж у позаклітинній рідині. Пояснити це явище можна при розгляданні іонних рівноваг з кожного боку клітинної мембрани (рівновага Доннана).

Через клітинні мембрани можуть проникати іони простих електролітів, але затримуватися – іони макромолекул, наприклад, катіони і аніони білків. Розглянемо іони рівноваги між клітиною і зовнішнім середовищем. Припустимо, що всередині міститься натрієві солі білків $\text{Prt}^- \text{Na}^+$, які дисоціюють за рівнянням



Зовні міститься розчин NaCl . Іони натрію і хлору можуть проникати крізь мембрану, іони білків не дифундують крізь неї. Припустимо, що із зовнішнього середовища в клітину надійдуть x іонів хлору, разом з ними перейде до клітини така сама кількість іонів натрію, оскільки система повинна бути електронейтральною. Позначимо концентрацію іонів в клітині $C_{\text{кл}}$, а у позаклітинній рідині – $C_{\text{вн}}$. Після перерозподілу іонів їх концентрація в клітині буде дорівнювати

$$[\text{Na}^+]_{\text{кл}} = C_{\text{кл}} + X; \quad [\text{Cl}^-]_{\text{кл}} = X,$$

а у позаклітинній рідині

$$[\text{Na}^+]_{\text{вн}} = C_{\text{вн}} - X; \quad [\text{Cl}^-]_{\text{вн}} = C_{\text{вн}} - X.$$

При рівновазі добутку концентрації іонів в клітині і зовні мають бути рівними:

$$[\text{Na}^+]_{\text{кл}} [\text{Cl}^-]_{\text{кл}} = [\text{Na}^+]_{\text{вн}} [\text{Cl}^-]_{\text{вн}}, \\ (C_{\text{кл}} + X) X = (C_{\text{вн}} - X)^2.$$

Розв'язуючи це рівняння, отримуємо рівняння Доннана

$$X = \frac{C_{\text{вн}}^2}{C_{\text{кл}} + 2C_{\text{вн}}}. \quad (13)$$

При аналізі цього рівняння можливі три варіанти вихідного розподілу іонів з обох боків мембрани:

1 Якщо до дифузії концентрація іонів натрію Na^+ в зовнішній рідині вища, ніж всередині клітини, тобто $C_{\text{вн}} \gg C_{\text{кл}}$, то в знаменнику рівняння Доннана можна знехтувати складником $C_{\text{кл}}$.

Тоді отримуємо

$$X = \frac{C_{\text{вн}}^2}{2C_{\text{вн}}} = \frac{C_{\text{вн}}}{2}, \quad (14)$$

тобто всередину клітини може перейти приблизно половина іонів електролітів із зовнішнього середовища.

2 Якщо до перерозподілу концентрація Na^+ всередині клітини була значно вищою, ніж зовні, тобто $C_{\text{кл}} \gg C_{\text{вн}}$, то чисельник у рівнянні Доннана буде малою величиною, а X – ще менше. Але і в цьому випадку

всередину клітини ззовні надходить деяка кількість іонів електролітів, що залежить від співвідношення $C_{\text{кл}}$ і $C_{\text{вн}}$.

3 Якщо $C_{\text{кл}} = C_{\text{вн}}$, то рівняння Доннана матиме вигляд

$$X = \frac{C_{\text{вн}}^2}{C_{\text{кл}} + 2C_{\text{вн}}} = \frac{C_{\text{вн}}}{3}. \quad (15)$$

У цьому випадку в клітину переміщується третина іонів електроліту із зовнішнього середовища.

Таким чином, всередині клітини кількість іонів електролітів та концентрація білка завжди виявляються більшими, ніж зовні. Цим пояснюється, наскільки збільшений осмотичний тиск клітини порівнянно з тиском рідини, що оточує клітину, – це сприяє підтриманню тургору клітини.

Та все ж ефект Доннана, тобто нерівномірний розподіл електролітів між клітинами і рідиною, що їх омиває, - не єдина причина, яка впливає на розподіл електролітів в організмі, бо фізіологічні процеси занадто складні та різні і в першу чергу пов'язані з обміном речовин.

У медичній практиці при значних втратах крові в кров'яне русло людини вводять цільну кров, плазму або сироватку, а в деяких випадках застосовуються кровозамінники, які мають загальну назву “фізіологічні розчини”. Ці розчини ізотонічні плазмі крові, тобто мають такий самий, як і в плазмі крові, осмотичний тиск. Як приклад можна навести 0,85-0,9 % розчин хлориду натрію (його молярна концентрація 0,15 моль/л) в 4,5-5 % розчині глюкози. Ці розчини не є повноцінними “фізіологічними”, якщо не враховувати осмотичних властивостей. Більш удосконалені кровозамінники – складні, багато-

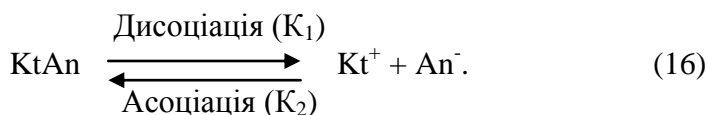
компонентні розчини, які містять суміш солей у співвідношеннях, близьких до таких у нормальній крові, а також деякі інші речовини і ті, що мають рН і осмотичний тиск як і крові.

Розчини, що мають більш високий осмотичний тиск, ніж плазма крові, називаються гіпертонічними, а розчини, що мають більш низький осмотичний тиск – гіпотонічними. Так, наприклад, застосовувані як проносні засоби (погано всмоктуються в шлунково-кишковому тракті) розчини солей $MgSO_4$ (магнезія) і $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ (глауберова сіль) є гіпертонічними. Вони сприяють переходу великої кількості води з слизової оболонки у просвіт кишечника, що і спричиняє проносну дію даних речовин.

Гіпертонічні розчини застосовуються в медицині для промивання та обробки ран, для дегідратації організму в невеликих дозах при глаукомі, алергічних реакціях. У хірургії широко використовуються гіпертонічні пов'язки, які є марлевими смужками, змоченими в гіпертонічних розчинах $NaCl$, що вводяться у гнійну рану. Згідно з законами потік рідини з рани спрямовується по марлі назовні, що сприяє постійному очищенню рани від гною, продуктів розпаду і т.д.

5 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

У загальному вигляді процес розпаду електроліту $KtAn$ на катіон Kt^+ і аніон An^- при розчиненні його у воді можна записати так:



В основу процесу електролітичної дисоціації покладено гідратацію іонів.

Кількісно процес дисоціації можна охарактеризувати ступенем електролітичної дисоціації та константною електролітичної дисоціації $K_{\text{дис}}$. Ступінь дисоціації – відношення кількості молекул, що розпадаються на іони (n), до загальної кількості розчинених молекул (N):

$$\alpha = \frac{\text{Кількість дисоційованих молекул}}{\text{Загальна кількість розчинених молекул}} = \frac{n}{N}. \quad (17)$$

Ступінь електролітичної дисоціації різних електролітів при сталій температурі та концентрації (0,1n) вимірюється в широких межах – від нуля до одиниці. За ступенем дисоціації всі електроліти поділяються на:

- сильні електроліти $\alpha \geq 0,3$ (30 %) – кислоти HCl, H₂SO₄ і т.д., основи KOH, NaOH і т.д., майже всі розчинні солі;
- слабкі електроліти $\alpha \leq 0,03$ (3 %) – оцтова, вугільна, гідроксид амонію, сечовина і т.д.;
- електроліти середньої сили α від 0,03 до 0,3 – сірчиста, лимонна, молочна кислоти і т.д.

Константа електролітичної дисоціації є відношенням константи швидкості дисоціації K_1 (прямий процес) до константи швидкості асоціації K_2 (зворотний процес):

$$K_{\text{дис}} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[Kt^+] \cdot [An^-]}{[KtAn]}. \quad (18)$$

Константна дисоціація характеризує здатність електроліту дисоціювати на фони: чим більше $K_{\text{дис}}$, тим

більша концентрація іонів при рівновазі, і залежить від природи електроліту і температури.

Ступінь дисоціації та константа дисоціації $K_{\text{дис}}$ пов'язані між собою таким рівнянням:

$$K_{\text{дис}} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1 - \alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}, \quad (19)$$

де C – концентрація катіона та аніона;

$C(1-\alpha)$ – концентрація недисоційованих молекул електроліту.

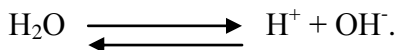
Для слабких електролітів α – величина мала, і тоді $1 - \alpha \sim 1$, звідси

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}. \quad (20)$$

Це рівняння – закон розчинення Оствальда, згідно з яким ступінь дисоціації слабого бінарного електроліту прямо пропорційний кореню квадратному з розведеного розчину. Іншими словами, при збільшенні концентрації розчину ступінь електролітичної дисоціації зменшується, прагнучи до нуля, при більшому розведенні – зростає, прагнучи до максимального значення.

6 ІОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Вода є слабким електролітом (при звичайній температурі з кожного мільярда молекул води дисоціює лише дві) і процес її дисоціації можна подати так:



(Іони водню H^+ у водних розчинах існують у вигляді іонів гідроксонію H_3O^+ , але для спрощення запису будуть позначатися як H^+).

Константа електролітичної дисоціації води K_W :

$$K_W = \frac{[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]}{\text{H}_2\text{O}} = 1,821 \cdot 10^{-16} \text{ при } 25^0\text{C}. \quad (21)$$

Враховуючи, що в одному літрі води міститься 55,56 молей H_2O , і перетворюючи рівняння для константи дисоціації води, можна записати

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 55,56 \cdot 1,821 \cdot 10^{-16} = 1,0 \cdot 10^{-14}.$$

Величина K_W називається іонним добутком води. Сталість добутку $[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]$ означає, що будь-який водний розчин кислоти, основи або солі містить як іони H^+ , так і гідроксид – іони OH^- , і, отже, ступінь кислотності можна виразити водневим показником рН. Водневий показник – негативний десятковий логарифм молярної концентрації іонів водню в розчині

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

У деяких випадках використовують гідроксильний показник

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

Враховуючи взаємозв'язок іонів H^+ і іонів OH^- , можна записати

$$pH + pOH = 14.$$

За допомогою рН ступінь кислотності (реакція середовища) характеризується так: у нейтральному середовищі $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л і $pH = 7$; у кислому середовищі $[H^+] > [OH^-]$, тобто $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л і $pH < 7$; у лужному середовищі $[H^+] < [OH^-]$, тобто $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л і $pH > 7$.

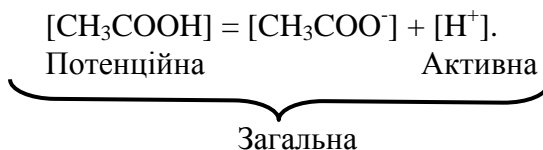
При температурі $37^{\circ}C$ сума $pH + pOH \sim 13,6$ і кислими будуть вважатися розчини, для яких $pH < 6,8$, лужними $pH > \sim 6,8$.

Концентрація іонів водню в розчині залежить від природи і концентрації розчиненої речовини. В розчинах слабких кислот розрізняють загальну, активну та потенційну кислотності:

а) загальна кислотність відповідає загальній концентрації кислоти (визначається титруванням);

б) активна кислотність дорівнює концентрації (активності) вільних іонів H^+ у розчині (визначається колориметричними і потенціометричними методами);

в) потенційна кислотність дорівнює концентрації недисоційованих молекул слабких кислот і розраховується за різницею загальної та активної кислотностей:



Якісно та кількісно реакцію середовища частіше за все визначають колориметрично за допомогою індикаторів – речовин, які змінюють свій колір при певних значеннях концентрації водневих іонів.

Таблиця 2 – Значення рН для фізіологічних рідин людського організму

Рідина людського організму	рН	Можливі коливання
1	2	3
Шлунковий сік	1,65	0,9-2,0
Слина	6,75	5,6-7,9
Кров (плазма)	7,36	7,25-7,44
Сік підшлункової залози	8,65	8,6-9,0
Піт	7,4	4,2-7,8
Сльози	7,7	7,6-7,8

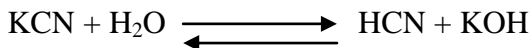
При змінюванні кислотності кожен індикатор змінює свій колір в певних областях рН, що мають назву області переходу (або інтервалом) даного індикатора. До індикаторів належать, наприклад, лакмус, метилоранж, фенолфталеїн і т.д.

7 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

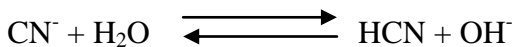
Відомо, що розчини солей мають лужну, кислу або нейтральну реакції, що пояснюється гідролізом. **Гідролізом солей** називається взаємодія іонів солі з водою з утворенням слабого електроліту (слабкої кислоти, слабкої основи, кислого або основного іону), і, як наслідок, – змінювання рН середовища.

Розглянемо найбільш типові випадки гідролізу солей.

1 При гідролізі солей, утворених слабкою кислотою і сильною основою, утворюються слабкі кислоти та сильні основи. В розчині накопичуються іони OH^- , і розчини набувають лужного середовища ($\text{pH} > 7$):



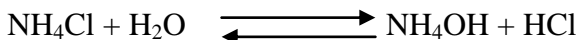
або в іонній скороченій формі



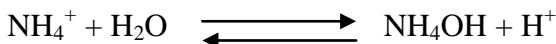
(значення рН для 0,1 Н розчину) КОН дорівнює 11,15).

Слід мати на увазі, що гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами, протікає ступінчасто, головним чином за першим ступенем – з утворенням кислих солей, а точніше, – аніонів кислих солей, і розчини мають лужне середовище.

2 При гідролізі солей, утворених сильною кислотою і слабкою основою, утворюються слабкі основи та сильні кислоти. В розчині накопичуються іони H^+ і розчин солі набуває кислого середовища ($\text{pH} < 7$):



або в іонній скороченій формі



(значення рН для 0,1 Н розчину NH_4Cl дорівнює 5,13).

При гідролізі, солей утворених багатоосновними слабкими основами та сильними кислотами, утворюються основні солі (гідроксо солі) або катіони, а гідроліз протікає, головним чином, за першим ступенем.

3 Гідроліз солей, утворених слабкими основами і слабкими кислотами, призводить до утворення слабких кислот і слабких основ. Реакція середовища залежить від відносної сили відповідних кислот і основ і буде або слабкокислою, якщо кислота сильніша за основу, або

слаболужною, якщо основа сильніше за кислоту, або нейтральною, якщо сила кислоти та основи однакова.

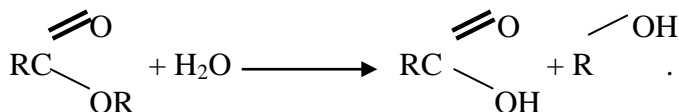
Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою не гідролізуються і реакція середовища нейтральна $pH = 7$.

Гідроліз солей – процес зворотний, але якщо утворюються малорозчинні продукти або легкі основи, або кислоти, то гідроліз протікає незворотно, тобто до певного розкладання солі:

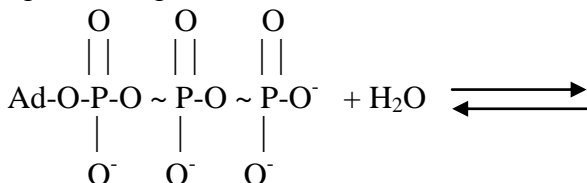


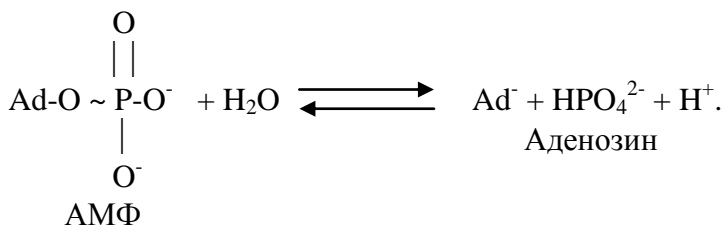
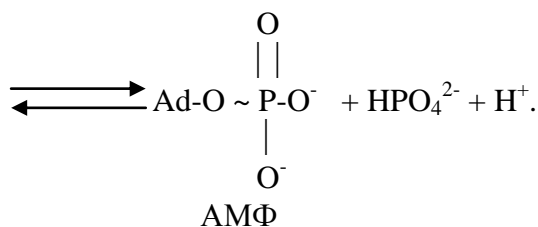
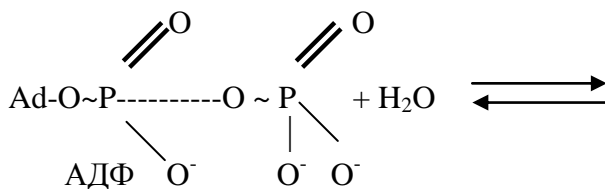
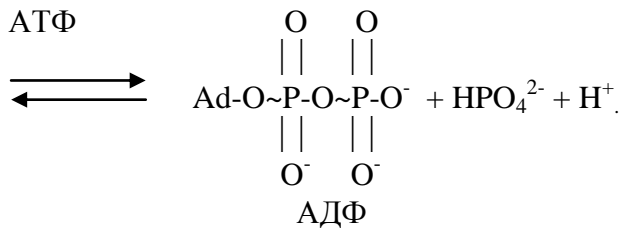
Біологічно активні речовини – білки, полісахариди, нуклеїнові кислоти і т.д. – підлягають гідролізу під дією ферментів гідролаз, у результаті чого відбувається розрив зв'язків вуглець – кисень, кисень – фосфор, пептидний зв'язок у т.д.

Наприклад, гідроліз складних ефірів протікає за такою схемою:



При гідролітичному розпаді молекули АТФ при розриві зв'язків між фосфатними групами вивільнюється енергія, необхідна для різних процесів в організмі. Цей процес скорочено можна подати так:





Таким чином, на процес гідролізу АТФ впливає рН середовища.

Процес гідролізу солей кількісно характеризується ступенем гідролізу $\alpha_{\text{гидр}}$, який показує відношення

кількості гідролізованих молекул до загальної кількості розчинених молекул:

$$\alpha_{\text{гидр}} = \frac{\text{Кількість гідролізованих молекул}}{\text{Кількість розчинених молекул}}. \quad (24)$$

Ступінь гідролізу залежить від хімічної природи слабких кислот і основ, що утворюються при гідролізі, і буде тим більше, чим слабкіша кислота і основа. Крім того, на величину ступеня гідролізу впливають температура і концентрація розчину солі: чим вища температура і чим більше розведений розчин, тим більший ступінь гідролізу.

Враховуючи, що гідроліз для більшості солей – процес зворотний, гідролітичну рівновагу можна легко зміщувати згідно з принципом Ле-Шательє. Так, при введенні продуктів гідролізу в систему, в якій встановилась рівновага, воно зміщується в бік зменшення гідролізу солі, тобто вліво і навпаки, при видаленні продуктів гідролізу рівновага зміститься вправо і гідроліз посилиться аж до незворотного. Крім того, пригніченню гідролізу сприяє підкислення (у випадку кислого середовища при гідролізі) або підлуження (у випадку лужного середовища при гідролізі).

8 РОЛЬ ІОНІВ ВОДНЮ В БІОЛОГІЧНИХ ПРОЦЕСАХ

Усі біологічні процеси, що забезпечують життєдіяльність організму протікають у воді або за участю води. Величезне значення для цих процесів має активна кислотність розчину. Так, у людини для нормального функціонування організму необхідна постійність рН різних біологічних рідин (див. табл. 2).

Постійність концентрації іонів водню є однією з суттєвих констант внутрішнього середовища організму. Так, фізіологічні коливання рН крові та позаклітинної рідини складають 7,36-7,44. Зберігання постійності рН внутрішнього середовища організму має першорядне значення для діяльності організму:

а) іони H^+ здійснюють каталітичну дію на численні біологічні перетворення;

б) біологічна активність ферментів і гормонів проявляється тільки в суворо визначеному інтервалі рН;

в) навіть незначне змінювання рН у крові та міжтканинних рідинах призводить до серйозного порушення життєдіяльності. Так, відхилення рН крові від нормального (7,36) на 0,3 одиниці може призвести до тяжких наслідків.

Цілий ряд патологічних процесів, що протікають в організмі, може приводити до змінювання рН біологічних рідин. Тому визначення рН біологічних рідин (шлунковий сік, сеча і т.д.) використовується при діагностиці та контролі за ефективністю терапії.

У процесі життєдіяльності в організм надходять ззовні, а також утворюються в результаті метаболізму продукти, що мають як кислотний, так і основний характер. Однак вони не змінюють рН внутрішнього середовища завдяки захисним механізмам, що регулюють кислотно-лужну рівновагу. В основі фізико-хімічних механізмів лежить підтримання постійності рН внутрішнього середовища буферними системами крові, клітин та позаклітинних просторів тканин.

9 БУФЕРНІ РОЗЧИНИ

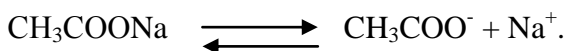
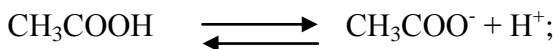
Буферними розчинами називаються розчини, рН яких практично не змінюється від додавання невеликої кількості сильних кислот або лугів, а також при розведенні. Буферні розчини за складом бувають в основному двох видів: кислотні – суміш слабкої кислоти (донор протонів) і солі, що має з цією кислотою спільний аніон (акцептор протонів), та основні – суміш слабкої основи (акцептор протонів) та солі, що має з цією основою спільні катіони (донор протонів). До кислотних буферних розчинів належать системи: ацетатна ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$), гідрофосфатна ($\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_4$), гідрокарбонатна ($\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$), а також гемоглобіну ($\text{Hhб} + \text{Khб}$) та оксигемоглобіну ($\text{HhbO}_2 + \text{KhbO}_2$).

Прикладом основного буферного розчину є амонійна буферна система $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

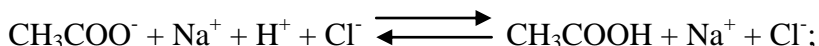
Білкові буферні системи залежно від складу амінокислот, що містяться у білку, можуть бути як кислотними, так і основними.

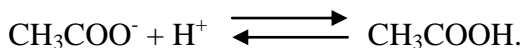
Кожна буферна система характеризується певною концентрацією іонів H^+ , тобто рН, яку прагне зберегти при додаванні кислот або лугів.

Розглянемо механізм буферної дії на прикладі ацетатного буфера (рН = 4,76):



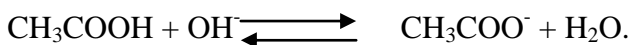
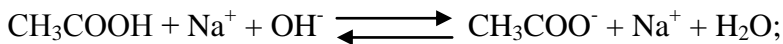
При додаванні сильної кислоти HCl відбувається взаємодія з ацетатом натрію:





З рівняння видно, що сильна кислота замінюється еквівалентною кількістю слабкої кислоти CH_3COOH і концентрація іонів водню H^+ в буферні збільшується незначно. Так, при додаванні 0,05 моль/л HCl до ацетатного буфера рН зменшилась до 4,28 (на 0,48) і концентрація іонів H^+ збільшилася в 3 рази. Якщо таку саму кількість HCl додати до чистої води, тоді рН зменшиться з 7,0 до 1,3, а концентрація іонів H^+ збільшиться у 500000 разів.

При додаванні до ацетатного буфера розчину сильного лугу NaOH концентрації іонів H^+ і рН змінюються також незначно:



Внаслідок реакції сильний луг замінюється на еквівалентну кількість слабоосновної солі. У ході цієї реакції витрачається оцтова кислота, але значного зниження концентрації іонів H^+ не відбувається, оскільки замість іонів кислоти H^+ і CH_3COO^- , що прореагували, утворюються нові за рахунок потенційної кислотності. Кислотність буферного ацетатного розчину визначається концентрацією іонів водню, яку можна розрахувати, використовуючи вираз констант дисоціації кислоти

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}, \text{ звідки}$$

$$[\text{H}^+] = K_{\text{дис}} \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (25)$$

або в загальному вигляді

$$[\text{H}^+] = K_{\text{дис}} \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]} \quad (26)$$

Якщо прологарифмувати цей вираз, тобто взяти негативний десятковий логарифм, то

$$\lg[\text{H}^+] = -\lg K_{\text{дис}} - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]},$$

$$-\lg[\text{H}^+] = \text{pH}, \quad -\lg K_{\text{дис}} = \text{pKa},$$

$$-\lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сіль}]} = \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]}.$$

$$\text{Звідси } \text{pH} = \text{pKa} + \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{кислота}]} \quad (\text{рівняння Гендерсона-Гассельбаха}). \quad (28)$$

Отже, значення pH кислотної буферної системи залежить від величини константи дисоціації слабкої основи (pKa) і від співвідношення концентрації солі і основи в розчині.

Аналогічний висновок можна зробити і для розрахунку pH основної буферної системи з урахуванням, що $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ при 298 K:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_\phi - \lg \frac{[\text{сіль}]}{[\text{основа}]} . \quad (29)$$

Таким чином, рН основного буферного розчину залежить тільки від величини константи дисоціації слабкої основи (pK_ϕ) і співвідношення концентрації солі і основи в розчині.

При розведенні буферного розчину водою концентрація іонів H^+ у розчині змінюється також незначно. Оскільки концентрації зменшуються, але змінюються однаково, і тому їх співвідношення не змінюється, то $K_{\text{дис}}$ слабого електроліту при розведенні не змінюється.

Так, при розведенні 0,1 н ацетатного буферного розчину в 100 разів його рН підвищується з 4,76 до 4,80, тобто на 0,04.

Однак забезпечення підтримання в певних межах значень рН буферними розчинами може відбуватися при додаванні до них тільки певної кількості кислот і лугів.

Здатність буферної системи зберігати рН на певному рівні обмежується так званою буферною ємністю.

Буферною ємністю (В) називається число молів еквівалента сильної кислоти або лугу, яке необхідно додати до 1 літра буферного розчину, щоб змістити величину його рН на одиницю.

Буферна ємність визначається за належністю до кислоти або лугу ($V_{\text{кисл}}$ або $V_{\text{луг}}$) і розраховується за рівнянням

$$V_{\text{кисл}} = \frac{C_{(\text{е.к-ти})} V_{\text{к-ти}}}{\text{pH} \cdot V_{\text{буф.розчину}}} , \quad (30)$$

$$V_{\text{луг}} = \frac{C_{(\text{е.луг})} V_{\text{луг}}}{\text{pH} \cdot V_{\text{буф.розчину}}}, \quad (31)$$

де $C_{(\text{е.к-ти})}$ або $C_{(\text{е.луг})}$ – молярна концентрація еквівалента кислоти або лугу;

$V_{\text{к-ти}}$ або $V_{\text{луг}}$ - об'єм кислоти або лугу, мл;

pH – зрушення pH буферного розчину, яке викликане додаванням сильної кислоти або лугу;

$V_{\text{буф.розчину}}$ – викидний об'єм буферного розчину, мл.

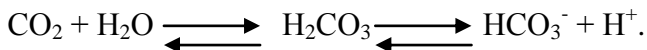
Буферна ємність залежить від концентрації компонентів, які складають буферну систему, і від їх співвідношення. Чим вище концентрація компонентів, тим більша буферна ємність.

10 БУФЕРНІ СИСТЕМИ ОРГАНІЗМУ

Внутрішні рідкі середовища організму – кров, лімфа, шлунковий сік, сеча і т.д. – характеризуються значною постійністю і підтримуються поряд із фізіологічними механізмами буферними системами організму.

З кишечника та тканин у кров при обміні речовин постійно надходять різні кислоти (вугільна, молочна, масляна та ін.) та менше основи (аміак, креатин). В організмі людини в спокійному стані щодоби утворюється кількість кислоти, еквівалента $\sim 2,5$ л концентрованої соляної кислоти.

Головним джерелом іонів водню H^+ в організмі є вуглекислий газ (15000 ммоль/добу), утворений внаслідок метаболізму в клітинах, органах, тканинах, при гідратації якого утворюється вугільна кислота



Невелика кількість H^+ (30-80 ммоль/добу) зумовлена утворенням різних органічних кислот (лимонна, молочна, пірвіноградна та інші), які виникають при неповному окисленні ліпідів і вуглеводів, а також сірчаної (внаслідок метаболізму амінокислот, які містять сірку), фосфорної (при метаболізмі сполук, які містять фосфор). Організм звільняється від кислот завдяки процесам дихання і сечовиділення, тобто і організмі існує взаємозв'язок між метаболічними процесами і газообміном. Якби в організмі не було негайних буферних механізмів і дихальної компенсації, тоді навіть звичайні, щоденні навантаження кислотами супроводжувалися б значними коливаннями величини рН.

Головними буферними системами організму, які підтримують постійність рН рідких середовищ, є: гідрокарбонатна, гемоглобінова, фосфорна і білкова. Дія всіх буферних систем в організмі взаємопов'язана, що забезпечує біологічним рідинам постійне значення рН.

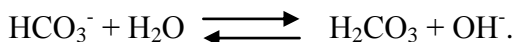
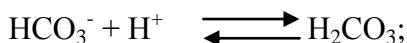
В організмі людини і тварин буферні системи містяться в крові (плазмі і еритроцитах), у клітинах і міжклітинних просторах інших тканин.

Буферні системи крові зображені буферними системами плазми крові і буферними системами еритроцитів. Буферні системи плазми – гідрокарбонатна, білкова і фосфорна; роль останньої незначна. На їх долю припадає ~ 45 % буферної ємності крові. Буферні системи еритроцитів – гемоглобінова, гідрокарбонатна, система органічних фосфатів. На їх долю припадає ~ 56 % буферної ємності крові (див. табл. 3).

Таблиця 3 – Буферна ємність буферів крові

Назва буферної системи	Відсоток відносної буферної ємності
Гемоглобін та оксигемоглобін	35 %
Органічні фосфати	3 %
Неорганічні фосфати	2 %
Білки плазми	6 %
Гідрокарбонат плазми	35 %
Гідрокарбонат еритроциту	18 %

Найбільш важливим буфером в організмі є гідрокарбонатна буферна система, яка забезпечує приблизно 55 % буферної ємності крові. Вона характеризується рівновагою молекул слабкої вугільної кислоти з гідрокарбонат – іонами, які утворюються при її дисоціації:



Кислотно-лужний стан плазми крові можна оцінки за допомогою рівняння Гендерсона – Гассельбаха, яке виведене для гідрокарбонатного буфера крові:

$$\text{pH} = 6,1 + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = 6,1 + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{K} \cdot \text{P}_{\text{CO}_2}}, \quad (32)$$

де 6,1 – усереднена величина рК вугільної кислоти при $T = 311 \text{ K}$;

P_{CO_2} – парціальний тиск вуглекислого газу в крові;

К – константа (якщо P_{CO_2} виражено в кПа, вона дорівнює 0,23 ; якщо в мм рт.ст – 0,03).

Парціальний тиск CO_2 в плазмі крові в нормі складає $\sim 5,3$ кПа (40 мм рт. ст.), що відповідає концентрації CO_2 – 1,2 ммоль/л.

Підтримання постійності цього рівня залежить від рівноваги між звільненням CO_2 (результат реакції обміну речовин) і його втратами з організму через альвеоли.

У клітинах нервових каналів і в еритроцитах частина CO_2 , яка затримана легеньми, використовується для утворення гідрокарбонат – іонів. Нирки відіграють керівну роль у підтриманні постійності бікарбонатів у крові, що циркулює. Еритроцити здійснюють тонку регуляцію бікарбонатів у плазмі крові. При $P(CO_2)$ плазми крові 5,3 кПа вони підтримують у нормі постійну позаклітинну концентрацію CO_2 (24 ммоль/л). Співвідношення у позаклітинній рідині $[HCO_3^-]/[CO_2]$ (обидві величини у ммоль/л) складають 20 : 1. За рівнянням Гендерсона-Гассельбаха це співвідношення відповідає величині рК, яка дорівнює 7,40:

$$pK = 6,1 + \lg \frac{24}{1,2} = 6,1 + \lg 20 = 6,1 + 1,3 = 7,40.$$

Таким чином, активна реакція плазми артеріальної крові у здорових людей відповідає рН 7,40. Отже, кислотно-лужний стан крові визначається величиною рН, концентрацією іонів HCO_3^- ; тиском CO_2 у крові.

Зниження співвідношення $[HCO_3^-]/[CO_2]$, тобто зрушення рН крові у кислу область, є причиною ацидозу , який може бути обумовлений підвищенням утворенням іона

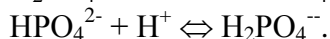
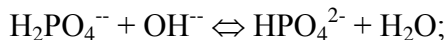
водню H^+ або посиленням виділенням з організму гідрокарбонатів.

Підвищення співвідношення $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2]$, тобто зрушення рН крові у лужну область, призводить до алкалозу.

Оскільки основну роль у зв'язуванні іонів H^+ у плазмі крові відіграє гідрокарбонат – іон HCO_3^- , то його концентрація у плазмі зумовлює резервну лужність крові.

У гідрокарбонатній буферній системі найбільший взаємозв'язок з усіма буферними системами як ззовні, так і всередині клітин рідин. Порушення у будь-якій буферній системі впливає на концентрації складових гідрокарбонатної буферної системи, тому змінування її параметрів може достатньо точно характеризувати стан дихальних або метаболічних порушень, тобто кислотно-основний стан організму.

Фосфатна буферна система міститься як у крові, так і у клітинній рідині тканин, особливо у нирках. У клітинах вона подана як KH_2PO_4 і K_2HPO_4 , а у плазмі крові і міжклітинному просторі – NaH_2PO_4 і Na_2HPO_4 . Основну роль у механізмі дії цієї системи відіграє дигідрофосфат – іон H_2PO_4^- :



Співвідношення між гідрофосфат- і дигідрофосфат – іонами $\text{HPO}_4^{2-} : \text{H}_2\text{PO}_4^-$ дорівнює 4 : 1.

Фосфатна буферна система крові характеризується меншою буферною ємністю, ніж гідрокарбонатна, через малу концентрацію компонентів у крові. Однак ця система відіграє вирішальну роль в інших біологічних середовищах – у клітині, сечі та соках травних залоз.

Значну частину буферної ємності крові забезпечують білкові буферні системи (гемоглобін, оксигемоглобін і у меншому ступені, білки плазми). Клітини та тканини організму виявляють помітну буферну дію завдяки білкам.

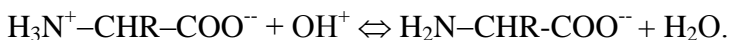
Молекули білків (Prot-H) містять залишки амінокислот $\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$, що виявляють себе як амфотерні електроліти. У них групи $-\text{COOH}$ мають слабкі кислотні, а $-\text{NH}_2$ – слабкі основні властивості. Відповідно, білки протидіють як підкисленню, так і підлужуванню середовища.

Значення рН, при якому амінокислота міститься у розчині у вигляді біполярного іона $\text{NH}_3-\text{R}-\text{COO}^-$ і коли $\text{NH}_3\text{CHR}\text{COO}$ – кількість $-\text{NH}_3^+$ і $-\text{COO}^-$ -груп однакова, називається **ізоелектричною точкою (ІЕТ)**.

Якщо рН розчину менше рН ІЕТ, то у розчині переважає катіонна форма амінокислоти

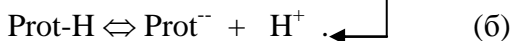


При рН розчину більше рН ІЕТ амінокислоти перебувають в аніонній формі



З цих рівнянь випливає механізм буферної дії амінокислот.

Слід відмітити, що білкова (протеїнова) буферна система працює разом з гідрокарбонатною системою



Рівноваги (а) і (б) тісно пов'язані між собою. Зростання концентрації CO_2 (за рахунок підвищення продукції, наприклад, при м'язовій роботі або за рахунок зменшення швидкості видалення при дихальній недостатності) зрушує реакцію (а) вправо, а реакцію (б) – вліво.

Отже, збільшення концентрації бікарбонат – іона відповідає зменшенню концентрації Prot^- . Сума концентрацій HCO_3^- і Prot^- залишається незмінною завдяки сумісній дії цих буферних систем.

Якщо іони водню виникають з інших джерел, наприклад, у зв'язку з надлишковим утворенням молочної кислоти при гіпоксії або 3-гідроксимаєляної кислоти при діабетичному кетозі, то обидві реакції зрушуються вліво, утворюючи форми Prot-H і CO_2 , при цьому CO_2 видаляється через легені.

Білки – полімери амінокислот – є поліелектролітами, оскільки макромолекула білка містить значну кількість кислотних і лужних груп з різними величинами рК, що дисоціюють. Кожний білок характеризується певним значенням рН ІЕТ, з яким він перебуває у вигляді багатовалентних іонів, причому значення рН ІЕТ міститься у широкому інтервалі рН – від сильнокислотного до сильнолужного середовища (табл.4).

Таблиця 4 – Ізоелектричні точки деяких білків

Білок	рН ІЕТ	Білок	рН ІЕТ
Пепсин		Гемоглобін	6,87
шлункового соку	2,0	Хімотрипсин соку	
Казеїн молока	4,6	підшлункової залози	8,6
Желатина	5,0		

Величина рН ІЕТ білка залежить від кількості COOH - або NH_2 -груп : якщо переважають COOH – групи, то ІЕТ міститься у кислій області, якщо NH_2 –групи – то в лужній. У ізоелектричному стані розчини білків дуже нестійкі і легко випадають в осад.

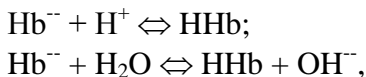
При $\text{pH} > \text{pH}$ ІЕТ білок перебуває у формі багатовалентних аніонів, при $\text{pH} < \text{pH}$ ІЕТ – у формі багатовалентних катіонів. Білки і гемоглобін перебуває у вигляді полівалентних атомів, тобто заряджені негативно, оскільки реакція крові зрушена у лужний бік від ІЕТ цих білків.

Роль білків плазми крові у зв'язуванні іонів водню незначна.

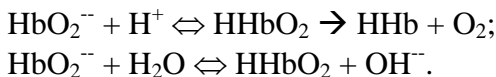
Гемоглобінова буферна система є основою буферної системи еритроцитів та має велику буферну ємність.

Гемоглобіновий буфер є різновидом білкової буферної системи. Вона складається з двох форм гемоглобіну – відновленого (Hb –гемоглобіну) та окисненого (HbO_2 – оксигемоглобіну).

Буферна система гемоглобін – оксигемоглобін характеризується рівновагою між іонами гемоглобіну Hb^- та гемоглобіном Hb , що є дуже слабкою кислотою:



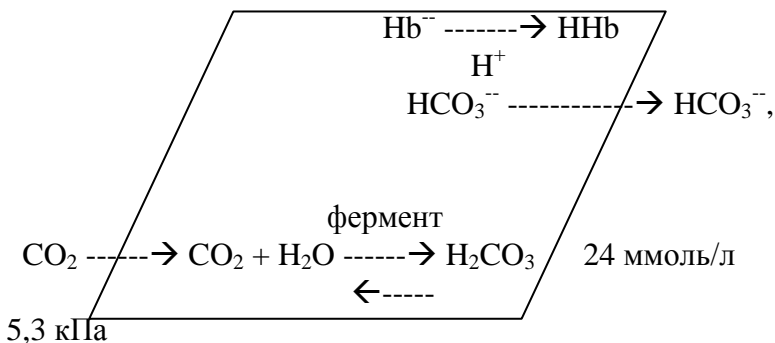
а також між іонами оксигемоглобіну HbO_2^- та оксигемоглобіном HbO_2 , що є більш сильною кислотою, ніж гемоглобін:



(550 – 775 г/добу), при взаємодії якого з вологою утворюється вугільна кислота у кількості, еквівалентній надходженню 25-35 моль/добу іонів H^+ . Зниженню рН крові сприяє також процес перетворення гемоглобіну на оксигемоглобін, що відбувається у легенях: $Hb + O_2 \rightarrow HbO_2$. Відомо, що венозна кров містить велику кількість вуглекислоти у вигляді бікарбонатів, а також CO_2 , пов'язаного з гемоглобіном. Через легені вуглекислота виводиться в атмосферу за рахунок легеневої вентиляції. Але зрушення рН крові не спостерігається, оскільки оксигемоглобін, що утворюється при взаємодії з киснем, є більш сильною кислотою, ніж гемоглобін. У тканинах, артеріальній крові під впливом низького парціального тиску кисню і підвищення концентрації іонів H^+ за рахунок поглинання CO_2 і утворення вуглекислоти оксигемоглобін дисоціює з утворенням кисню, що дифундує у тканини. Але утворений при цьому гемоглобін також не зрушує рН крові в лужний бік, оскільки в кров із тканин надходить вуглекислота.

Гемоглобінова буферна система в організмі ефективно функціонує лише в поєднанні з гідрокарбонатною системою. Оскільки аеробні процеси обміну речовин в еритроцитах майже не відбуваються, то вони виробляють відносно мало CO_2 . З плазми крові у співвідношенні з концентраційним градієнтом CO_2 дифундує в еритроцити, де фермент карбоангідраза каталізує його взаємодію з водою, що приводить до утворення вугільної кислоти. У міру дисоціації H_2CO_3 іони H^+ , що звільнилися, в основному взаємодіють з гемоглобіном як з буферною системою. В еритроцитах збільшується концентрація гідрокарбонат – іонів, що дифундують у позаклітинну рідину у співвідношенні з концентраційним градієнтом.

Схема утворення бікарбонатів у еритроцитах



Таким чином, більша частина CO_2 , що надійшов у кров, з'являється у плазмі у вигляді карбонат – іонів завдяки наявності в еритроцитах гемоглобінової буферної системи і ферменту карбоангідрази.

Дії всіх буферних систем взаємопов'язані. H^+ іони, що надійшли або утворилися в процесі обміну речовин, зв'язуються у сполуки, що слабодисоціюють, тому у рідинах організму значно менше вільних іонів H^+ , ніж тих, що надходять.

Кислотно-основний стан – невід'ємна складова частина гомеостазу внутрішнього середовища організму, що забезпечує оптимальні умови правильного перебігу обміну речовин.

Фізіологічні системи регуляції кислотно-основного стану пов'язані з функціональною активністю легенів та нирок.

Процеси, що відбуваються у легенях, пов'язані з тим, що утворення оксигемоглобіну приводить до вивільнення іона водню з гемоглобіну. Іон водню асоціюється з бікарбонатом. Вугільна кислота, що утворилася, розпадається у легенях під дією ферменту карбоангідрази,

а видалення CO_2 в атмосферу зрушує рівновагу цієї реакції у бік розпадання вугільної кислоти. Іон водню при цьому виявляється у складі води – сполуки, мало здатної до дисоціації. У результаті цих процесів проходить активне видалення гідрокарбонат-іона, витрати якого поповнюються його ресинтезом у нирках.

Дія нирок полягає у видаленні з організму іонів водню та насичення плазми крові гідрокарбонат-іоном. При цьому принципову роль відіграє фермент карбоангідрази клітин каналів нирок, що має особливість швидко утворювати вугільну кислоту і значно повільніше її розкласти незалежно від концентрації CO_2 і H_2O .

Принципову роль відіграють біосинтез аміаку у нирках і фосфатна буферна система сечі. У результаті ферментативної реакції дезамінування (тобто відщеплення аміаку) глютамінової кислоти утворюється аміак, що пов'язує протони, перетворюючись в іон амонію. Процес заміни натрію на амоній у дигідрофосфаті приводить до зміни співвідношення гідрофосфат/дигідрофосфат від 1: 4 у крові до 1: 50 у нирках.

Здатність нирок видаляти з організму іони водню настільки велика, що у решти співвідношення між концентраціями водневих іонів у сечі та у крові може скласти 800:1.

Розглянуті буферні та фізіологічні механізми у нормі забезпечують стабільне значення рН. Дисбаланс між утворенням і (або) видаленням іонів водню, коли вищезазначені механізми стабілізації їх концентрації не справляються з навантаженням, приводить до зниження або підвищення рН.

Однак при захворюваннях органів системи дихання, кровообігу, печінки, нирок, при отруєннях, голодуванні, опіковій хворобі, блювоті, виснажливих проносах тощо

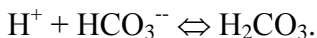
може мати місце порушення кислотно-лужної рівноваги. Вона може супроводжуватися або збільшенням концентрації іонів водню у рідинах організму (ацидоз), або зменшенням концентрації іонів водню (алкалоз). Ацидоз спостерігається частіше, оскільки в організмі при розпаді багатьох речовин утворюються кислоти. Буферні системи крові та нирок стабілізують рН крові і тим самим всього внутрішнього середовища організму.

Механізм захисту організму проти ацидозу можна зобразити такою схемою.

Схема захисту проти ацидозу



Іон водню H^+ , що з'явився при ацидозі, нейтралізується гідрокарбонат – іонами буферної системи крові з утворенням вугільної кислоти, що слабо дисоціює:



Надлишкова кількість останньої розщеплюється до CO_2 і H_2O :



Видалення CO_2 через легені означає заміщення іонів H^+ молекулами води за рахунок гідрокарбонат-іонів HCO_3^- . Це виснажує буферну систему, однак у нирках буде вироблятися нова кількість гідрокарбонат-іонів.

Залежно від механізму розвитку розладів кислотно-основного стану виділяються дихальний та метаболічний ацидоз і алкалози.

Метаболічний ацидоз характеризується порушенням метаболізму, що призводить до некомпенсованого або частково компенсованого зниження рН крові.

Метаболічний ацидоз відбувається внаслідок:

а) надлишкового введення або утворення стійких кислот (надходження кетокислот при голодуванні та діабеті, підвищене утворення молочної кислоти при шоку, підвищене утворення сірчаної кислоти при посиленому катаболізмі, тобто у процесі розпадання біомолекул та ін.);

б) неповного видалення кислот при нирковій недостатності;

в) надлишкової втраті гідрокарбонат-іона у результаті проносу, коліту, виразки кишечника. Процеси компенсації пов'язані з нейтралізацією іонів водню гідрокарбонат-іонів та посиленням легеневої вентиляції.

Метаболічний алкалоз характеризується порушенням метаболізму, що призводить до некомпенсованого або частково компенсованого збільшення рН крові.

Метаболічний алкалоз відбувається внаслідок:

а) втрати водневих іонів (повна кишкова непрохідність, блювота та ін.),

б) збільшення концентрації бікарбонату (втрата води, надлишкове введення бікарбонат-іона при метаболічному ацидозі, введення солей органічних кислот

– молочної, оцтової, лимонної, що метаболізуються з поглинанням іонів водню, та ін.).

Компенсації цього явища досягають зниженням легеневої вентиляції (відповідно затримки CO_2), виведенням гідрокарбонат-іонів нирками.

Дихальний ацидоз – це некомпенсоване або частково компенсоване зниження рН у результаті гіповентиляції через:

а) захворювання легенів або дихальних шляхів (пневмонія, набряк легенів, сторонні тіла у верхніх дихальних шляхах та ін.);

б) ушкодження (захворювання) дихальної мускулатури;

в) пригнічення дихального центру лікарськими засобами або наркотиками – опіатами, барбітуратами та ін.

Дихальний алкалоз – це некомпенсоване або частково компенсоване підвищення рН у результаті гіпервентиляції через гарячковий стан або істерію. Процеси компенсації здійснюються буферними системами, підвищенням видаленням гідрокарбонат-іонів нирками.

Для корекції кислотно-лужної рівноваги при ацидозах звичайно використовують 4% розчин гідрокарбонату натрію, що вводять внутрішньовенно. Корекція кислотно-лужної рівноваги при алкалозах більш складна. Доцільно вводити 5% розчин аскорбінової кислоти, як один із тимчасових заходів.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – К.: 1985, 270 с.
2. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. –М.: Высшая школа, 1975.
3. Зеленин К.Н. Химия. Санкт-Петербург: Спец. литература, 1997.