ОКУ «Б.-Дністровський фаховий медичний коледж
предметно-циклова комісія фундоментальних та професійно-орієнтованих дисциплін

- Дисципліна «біонеорганічна хімія»
- ОПП «лікувальна справа», «сестринська справа»
- Лекція 4
- Рівновага в розчинах електролітів. Гідроліз солей. Буферні системи. Класифікація та механізм дії. Буферні розчини

План лекції:

1. Водневий показник
2. Буферні розчини. Типи буферних систем
3. Буферна дія
4. Буферна ємність
5. Буферні системи організму. Кислотно-основний стан крові

Речовини, розчини й розплави яких проводять електричний струм, називаються

електролітами.

(До них належать усі солі, кислоти, основи, більшість основних оксидів, тобто речовини з йонним і ковалентним полярним типами зв'язку.)

Речовини, розчини й розплави яких не проводять електричний струм, називаються неелектролітами.

(Це прості речовини — неметали, речовини немолекулярної будови, більшість органічних речовин.)

Теорія електролітичної дисоціації

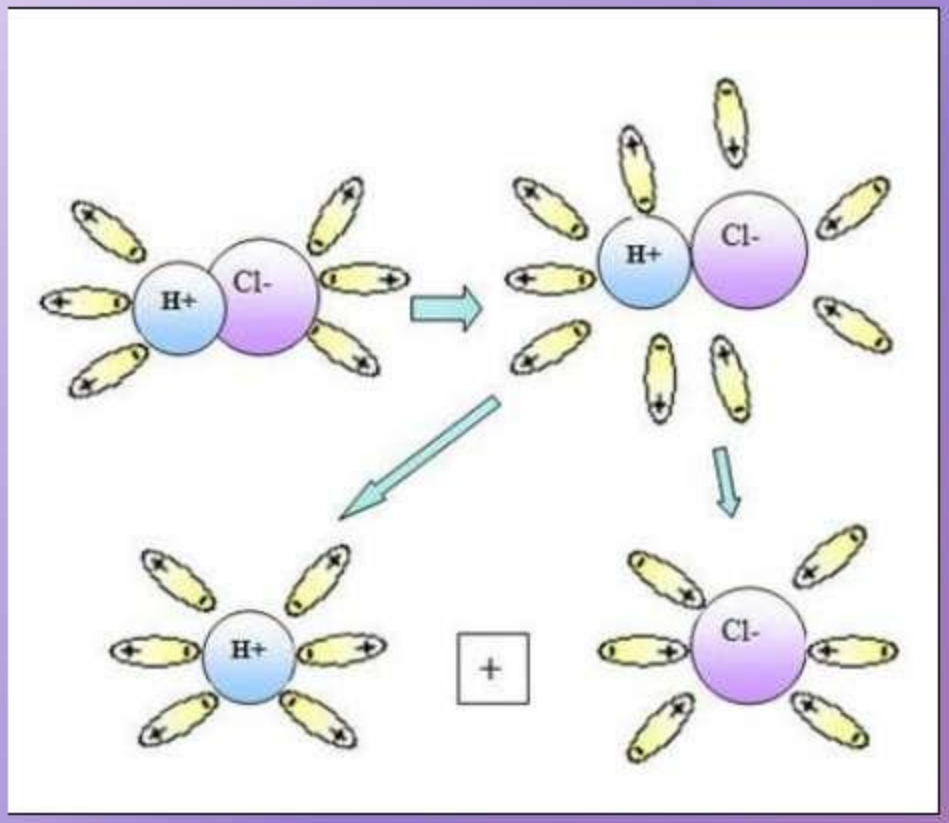
- Теорія електролітичної дисоціації для водних розчинів була сформульована шведським ученим С. Арреніусом у **1887** р. Розглянемо основні положення цієї теорії.
- При розчиненні у воді молекули електролітів дисоціюють (розщеплюються) на позитивно і негативно заряджені іони. Іони можуть бути утворені з одного атома - прості іони (**Na+, Cl-**) і кількох атомів - складні іони (Са+, ОН-).

Основні положення ТЕД

1) Дисоціація електролітів відбувається під дією полярних молекул розчинника.
2) Дисоціація — оборотний процес. Зворотний процес називається асоціацією.
3) Молекули, що дисоціюють, розпадаються на катіони й аніони, причому заряд усіх катіонів дорівнює сумарному заряду всіх аніонів.

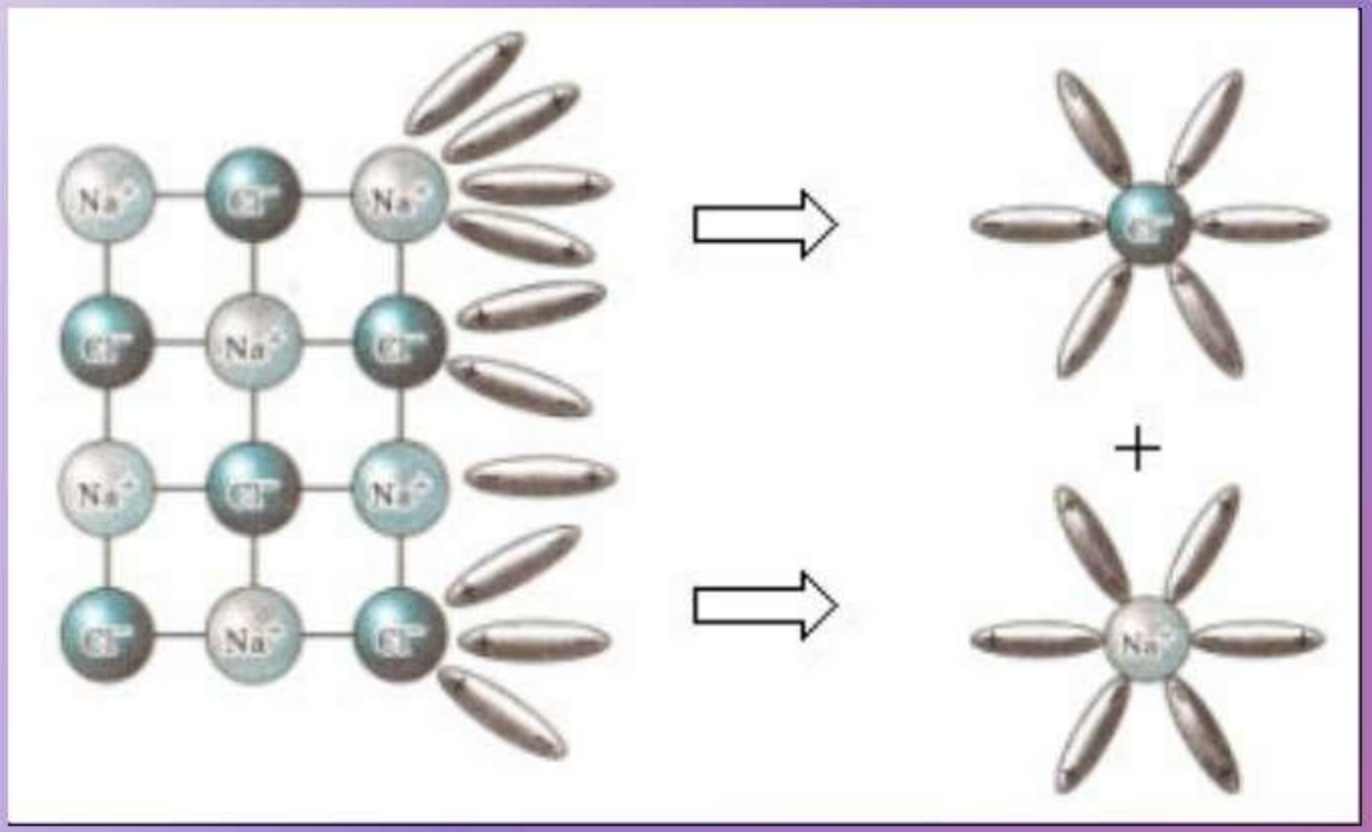
Під дією електричного струму в розчині виникає

$$HCl \leftrightarrow H^{+} + Cl^{-}$$



Електролітична дисоціація — ***це розпад електролітів на йони в розчині або розплаві.***

$NaCl \leftrightarrow Na^{+} + Cl^{-}$



Дисоціація кислот

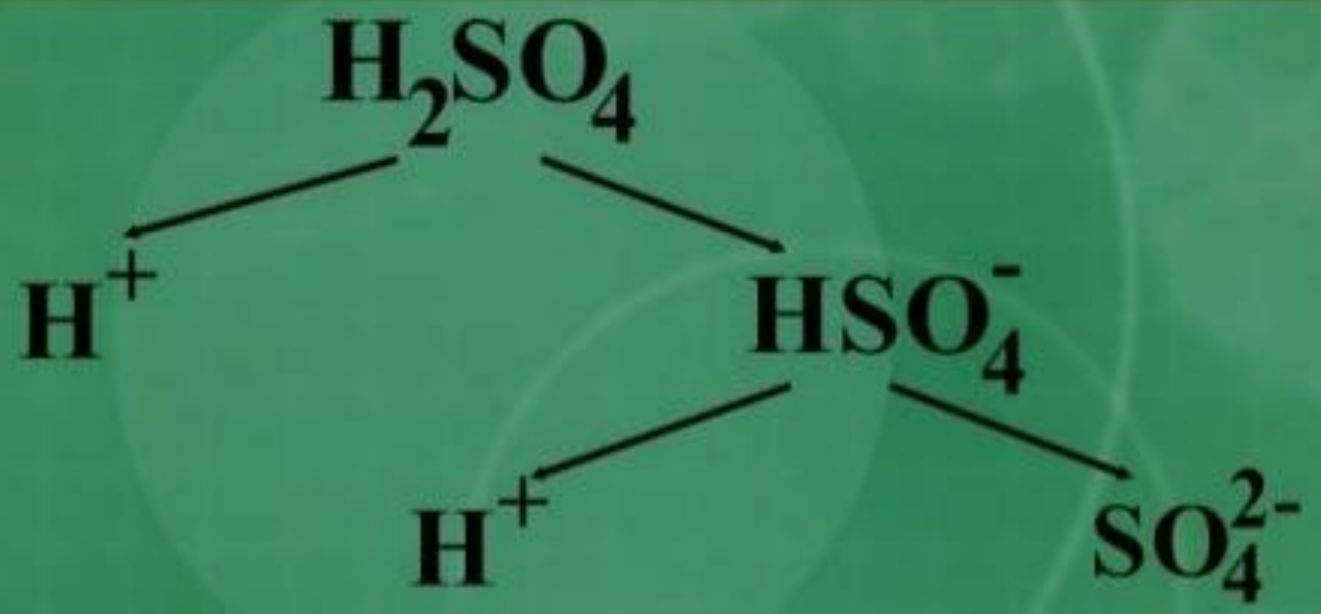
- **Кислоти** – це електроліти, які дисоціюють у водному розчині з утворенням катіонів Гідрогену та аніонів кислотних залишків

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто



I стадія $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$ - гідрогенсульфат-йон

II стадія $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$

Завдання

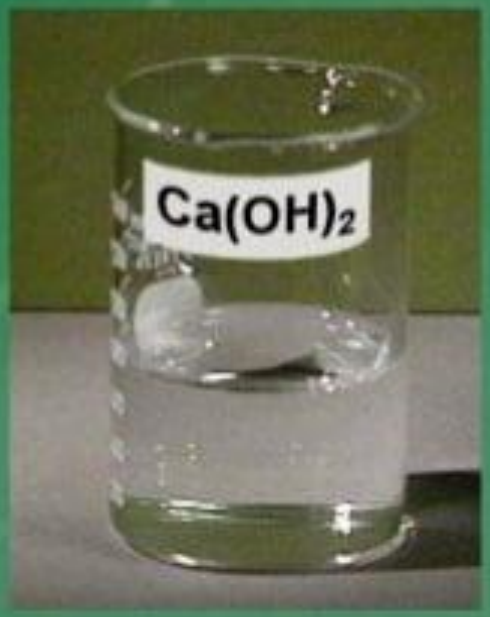
- Запишіть рівняння дисоціації ортофосфатної кислоти
- Назвіть утворені йони

Дисоціація основ

- **Основи** – це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах або розплавах з утворенням катіонів металів та гідроксид-аніонів

$$NaOH \rightleftharpoons Na^{+} + OH^{-}$$

$$Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2OH^{-}$$



Дисоціація солей

- ***Солі*** – це електроліти, які при дисоціації у водному розчині або розплаві утворюють катіони металів та аніони кислотних залишків

$$KBr \rightleftharpoons K^{+} + Br^{-}$$

$$CaCl_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2Cl^{-}$$

$$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2Na^{+} + SO_4^{2-}$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

Кислі солі

- **Кислі солі** - це речовини, які містять в своєму складі катіони металів і аніони, утворені при неповній дисоціації кислот.

Напр., $NaHSO_4$, $Ca(HCO_3)_2$, KH_2PO_4

Кислі солі дисоціюють ступінчасто:

I ст. $Ca(HCO_3)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2HCO_3^-$

II ст. $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$

Напишіть рівняння дисоціації наступних речовин

- $CaBr_2$
- $ZnSO_4$
- H_2SO_3
- $Fe(NO_3)_3$
- $(NH_4)_3PO_4$
- $Ba(HSO_4)_2$

1. Водневий показник

Водневий показник, pH — величина, що показує міру активності іонів гідроксонію(H_3O^+) в розчині, тобто ступінь кислотності або лужності цього розчину.

Формула для обчислення величини pH (що не має одиниць розмірності) є наступною:

$$pH = \lg [H_3O^+]$$

Для швидкого та наближеного визначення pH різних розчинів користуються **індикаторами** — складними органічними речовинами, які за хімічним характером є слабкими кислотами або основами.

Найважливіші кислотно-основні індикатори

Індикатор	Характер індикатора	Інтервал переходу pH	Забарвлення в середовищі	
			кислому	Лужному
Метиловий оранжевий	Основний	3,1—4,4	Рожеве	Жовте
Метиловий червоний	Основний	4,2—6,2	Червоне	Жовте
Лакмус	Кислотний	6,0—8,0	Червоне	Синє
Фенолфталеїн	Кислотний	8,2—10,0	Безбарв	Малинов

Прилади, що дозволяють визначати pH буферних розчинів

Портативні pH-метри

Вимірювання pH розчинів проводиться потенціометричним методом

Кислотно-щелочной баланс

+ Заряд

– Заряд

КИСЛАЯ

ЩЕЛОЧНАЯ

Нейтральная 7

БОЛЕЗНЬ

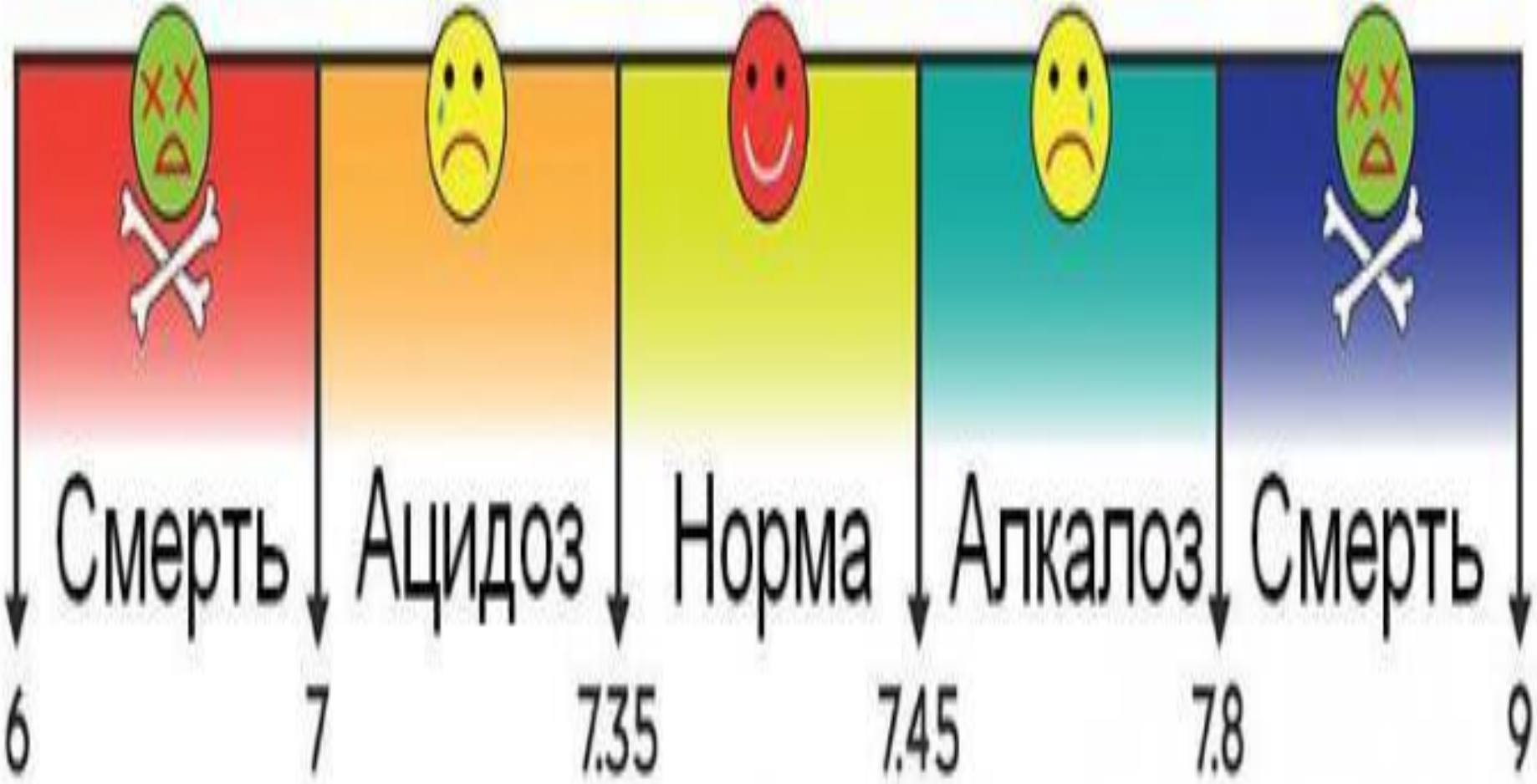
Стрес и Старение

Норма pH

ЗДОРОВЬЕ

Сила и молодость

Уровни pH крови



2. Буферні розчини. Типи буферних систем

Буферними системами називають розчини, які здатні зберігати постійну концентрацію іонів Гідрогену, тобто значення pH середовища, при добавлянні до них невеликих кількостей кислоти чи лугу або при розбавлянні їх.

Типи буферних систем

До буферних систем належать суміші, що містять:

- Слабку кислоту і сіль цієї кислоти, утворену сильною основою, наприклад CH_3COOH + CH_3COONa (ацетатний буфер);
- Слабку основу і сіль цієї основи, утворену сильною кислотою, наприклад NH_4OH + NH_4Cl (аміачний буфер);
- Солі багатоосновних кислот, наприклад NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4 (фосфатний буфер); Na_2CO_3 + $NaHCO_3$ (карбонатний буфер);
- Сильну або слабку кислоту (кислотний компонент) і гліцин або луг (основний компонент), наприклад HCl + NH_2CH_2COOH (діапазон pH 1,0-3,7), NH_2CH_2COOH + NAOH (діапазон pH 2,2 – 6,5).

Вплив розведення на pH буферних систем.

Буферні розчини часто доводиться розбавляти водою, особливо у біохімічних дослідженнях при вимірюванні pH малих об'ємів біорідин, зокрема крові.

Проте незначні зміни pH середовища все-таки відбуваються, що пояснюють впливом розбавляння на ступінь дисоціації слабкої кислоти та на ступінь гідролізу.

Отже здатність буферних розчинів зберігати сталим значення pH при розбавлянні або при додаванні кислот є обмеженим.

3. Буферна дія

За рахунок часткової дисоціації кислоти та повної дисоціації солі в розчині будуть знаходитись одночасно іони CH_3COO^-, H^+, Na^+:

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

$$CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$$

Якщо до нього добавити сильної кислоти, то іони Гідрогену реагуватимуть з аніонами солі, утворюючи слабку ацетатну кислоту:

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH \ (pKa = 4{,}75)$$

Сильна кислота заміняється еквівалентною кількістю слабкої кислоти і рівновага зміщується вліво. При добавлянні лугу до буферного розчину гідроксид-іони взаємодіятимуть з іонами H+ ацетатної кислоти з утворенням молекул води:

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

4. Буферна ємність.

Кількісною мірою стійкості буферних систем підтримувати стале значення pH є величина ***буферна ємність.*** **Буферною ємністю** називають кількість моль-еквівалентів сильної кислоти, яку необхідно долити до одного дециметра кубічного буферного розчину, щоб змінити його pH на одиницю.

$$B = C \cdot V / \Delta pH \cdot V_{буф},$$

де B – буферна ємність, C – концентрація кислоти або основи,

V – обєм даного електроліту,

Vбуф – обєм буферного розчину,

ΔpH – зміна pH.

Буферні системи організму

Організм людини володіє спеціальним механізмом координації фізіологічних та біохімічних процесів і може підтримувати на певному рівні вміст різних речовин, а саме: газів, води, електролітів, іонів металів і Гідрогену, біолігандів. Ця координація за пропозицією К.Кеннона була названа **гомеостазом.** Важливою складовою цього процесу є підтримання певного значення pH середовища біорідин, що досягається за допомогою фізіологічних та фізико-хімічних механізмів. Фізіологічні системи регулювання pH пов'язані з роботою легень, нирок, кишківника і розглядаються у курсі фізіології.

Під фізико-хімічним механізмом треба розуміти дію буферних систем. Вони надають можливість організму, як відкритій термодинамічній системі реалізувати принцип Ле Шательє, тобто активно протидіяти впливу зовнішніх чинників, спрямованих на зміну кислотності його фізілогічних рідин – крові, жовчі, сечі, секретів внутрішніх залоз.

Буферні системи організму

1. **Гемоглобінова буферна система** рахуться найбільшою – до 75 % від усієї буферної ємності крові. Ця система складється з відновленого гемоглобіна (HHb) та його калієвої солі (KHb). Буферні властивості HHb зумовлені тим, що він будучи більш слабкою кислотою, ніж H_2CO_3, віддає їй йони K^+, а сам приєднуючи H^+, стає слабко дисоційованою кислотою. В тканинах система гемоглобіну виконує функцію основи, попереджуючи закислення крові внаслідок надходження до неї CO_2 та H^+ - йонів. В легенях гемоглобін крові поводить себе як кислота, попереджуючи залужнення крові після видалення з неї CO_2.

2. Гідрогенкарбонатна буферна система за силою займає друге місце, а за швидкістю реагування – перше. Складається з вугільної кислоти та бікарбонату натрію (плазма крові) або бікарбонату калію (цитоплазма клітин).

Формула карбонатної буферної системи – $\frac{H_2CO_3}{HCO_3^-}$

або $\frac{H_2CO_3}{NaHCO_3}$

При утворенні в організмі надлишку кислоти, більш сильної, ніж вугільна, ця кислота реагує з сіллю вугільної кислоти (з бікарбонатом калію чи натрію). В результаті утворюється сіль цієї кислоти і слабка вугільна кислота, котра погано дисоціюєю. Таким чином, сильна кислота заміщується більш слабкою – запобігає зміні pH.

Характеристика гідрогенкарбонатної буферної системи:

1. Вона забезпечує швидку нейтралізацію кислот та лугів, що утворюються в ході метаболізму.
2. Має досить велику ємність – від 15 до 40% від загальної буферної ємності крові.
3. Швидко відновлюється за рахунок діяльності легень і нирок.

3. Фосфатна буферна система утворена дигідрофосфатом (NaH_2PO_4) та гідрофосфатом (Na_2HPO_4) натрію.

Відповідно, формула формула фосфатної буферної системи така: $\frac{NaH_2PO_4}{Na_2HPO_4^-}$

Ця буферна система забезпечує підтримку pH на рівні 7,4 при співвідношенні основної та кислої солей, що рівне 4:1.

При введені в кров більш сильної кислоти, вона прореагує з Na_2HPO_4, утворюючи нейтральну сіль та збільшуючи кількість дигідрофосфату натрію. При введенні в кров сильної основи, вона прореагує з NaH_2PO_4, утворивши гідрофосфат натрію. Надлишок в крові дигідрофосфату та гідрофосфату натрію буде виводитись із сечею.

4. Білкова буферна система. Білки плазми крові завдяки своїм амфотерним властивостям відіграють певну роль в кислотно-основній рівновазі. В кислому середовищі білки реагують як основи, а в основному як кислоти.

Кислотно-основний стан крові

Невід'ємною складовою частиною гомеостазу внутрішнього середовища організму є ***кислотно-основний стан (КОС),*** що забезпечує оптимальні умови перебігу обмінних процесів і спрямований на підтримання сталої концентрації іонів Гідрогену.

За нормальних умов pH крові коливається у межах 7,25 – 7,44.

Зміщення КОС крові у напрямку підвищення концентрації іонів Гідрогену називається ацидозом, а в напрямку зниження їх концентрації – алкалозом.

Буферні системи організму

- *Гемоглобінова* буферна система — наймогутніша. Вона сягає 95 % буферної ємності крові. Гемоглобін бере участь у транспортуванні кисню й вуглекислого газу. При насиченні киснем гемоглобін стає сильнішою кислотою ($ННЬО_2$), а коли віддає кисень, стає дуже слабкою органічною кисло-тою (ННЬ).
- Гемоглобінова система складається з донора протонів ННЬ (слабка органічна кислота) і калієвої солі гемоглобіну КНЬ (акцептор протонів).
- КНЬ + НО + СО2 $КНСО_2$ + ННЬ,
- тобто утворюється бікарбонат і слабка органічна кислота. Саме вони підтримують pH крові. Ця система і нейтралізує $СО_2$, якого у венозну кров надходить дуже багато. Потрапляючи в капіляри легень, ННЬ перетворюється на оксигемоглобін $ННЬО_2$, що сприяє підкисленню крові і поступовому підвищенню лужного резерву крові (ЛРК).

4. Білкова буферна система. Білки плазми крові завдяки своїм амфотерним властивостям відіграють певну роль в кислотно-основній рівновазі. В кислому середовищі білки реагують як основи, а в основному як кислоти.

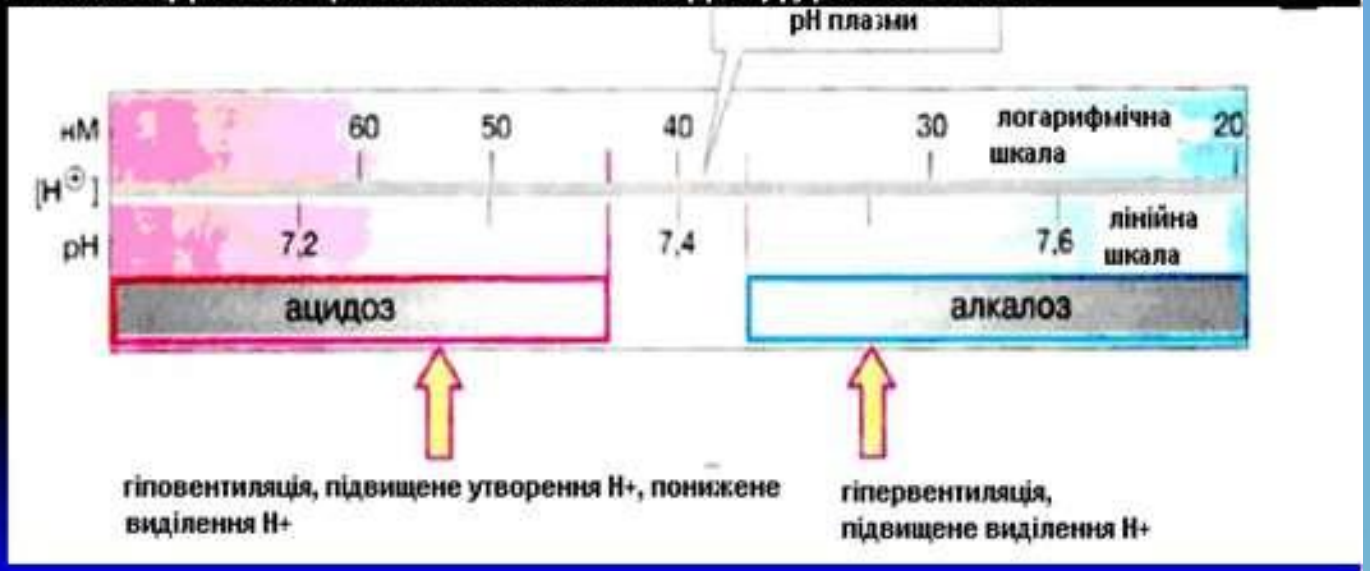
Поняття про кислотно-лужну рівновагу (КЛР)

- КЛР - це відносна постійність реакції внутрішнього середовища організму, що кількісно характеризується або концентрацією протонів (моль/л), або водневим показником - від ємним десятинним логаріфмом цієї концентрації (pH)
- В нормі pH крові - 7,37 - 7,44. Фізіологічне коливання pH - в межах 0,05 - 0,07. Зміна pH веде до зміни дії ферментів, що може спричинити тяжкі ускладнення і смерть
- **Перша "лінія захисту" сталості pH** в організмі - це буферні системи крові і тканин.
- **Друга "лінія захисту"** - діяльність легень і нирок.

Цікаво знати:

Для плазми крові найважливіша буферна система - це карбонатна (вона складається з гідрокарбонату натрію $NaHCO_3$ і карбонатної кислоти H_2CO_3.

Карбонатна буферна система добре справляється з регулюванням кислотності крові. Якщо в кров надходить підвищена кількість молочної кислоти, що утвориться в м'язах із глюкози при напруженій фізичній роботі, то вона нейтралізується. Виходить надлишок карбонатної кислоти у вигляді CO_2 , що йде з подихом через легені.

Порушення кислотно-лужної рівноваги. Алкалоз.

- **Алкалоз** - зменшення в крові та інших біологічних рідинах концентрації іонів H^+ нижче фізіологічних меж (збільшення pH, залуженість).
- А) Респіраторний алкалоз - спостерігається при надмірному виведенні вуглекислого газу. Характеризується *гіпокапнією* (зменшення вмісту CO_2 в організмі). Спостерігається при: надлишковій вентиляції легень; вдиханні чистого кисню; штучній вентиляції під час тривалих операцій; піднятті на висоту; у хворих на одишку, на гарячку; при ураженні головного мозку (запалення, травма, пухлина).
- Б) Метаболічний алкалоз - є наслідком втрати кислот, іонів калію, надлишкового введення з лікувальною метою поташу, лактату натрію, лужних мінеральних вод, при лікуванні печії. Спостерігається при: непрохідності кишечника, внаслідок втрати кислот при блювоті, тяжких крововтратах, опіках, хронічних нефритах, призначенні великих доз діуретиків та ін.