

Рівноваги у розчинах електролітів

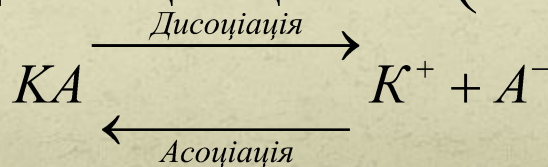
1. Всі речовини діляться на електроліти та неелектроліти.

ЕЛЕКТРОЛІТИ – це речовини, розчини і розплави яких проводять електричний струм.

2. Молекули електролітів у воді розпадаються на йони: **КАТІОНИ** (+) та **АНІОНИ** (-)

3. Сума зарядів катіонів в розчині дорівнює сумі заряді аніонів.

4. Дисоціація – оборотній процес (\leftrightarrow). Паралельно з дисоціацією (\rightarrow) йде *асоціація* (\leftarrow).



Властивості розчинів електролітів

- Речовини, розчини і розплави яких проводять електричний струм, називають *електролітами*.
- Властивості розчинів електролітів відхиляються від законів Вант-Гоффа і Рауля і в зв'язку з цим Вант-Гофф ввів таке поняття як ізотонічний коефіцієнт:
 - $I = 1 + \alpha(n-1) = \Delta T_{\text{кип.експ}} / \Delta T_{\text{кип.теор}} =$
 - $= \Delta T_{\text{зам.експ}} / \Delta T_{\text{зам.теор}} = P_{\text{осм.експ}} / P_{\text{осм.теор}}$

ДИСОЦІАЦІЯ – це процес розпаду молекул електролітів на йони.

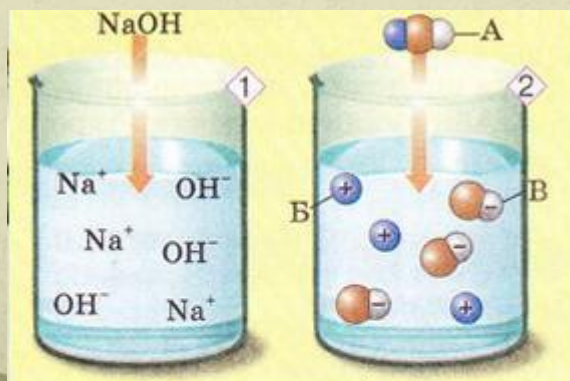


ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ розробив шведський учений Сванте Арреніус в 1887 році:



Електролітична теорія

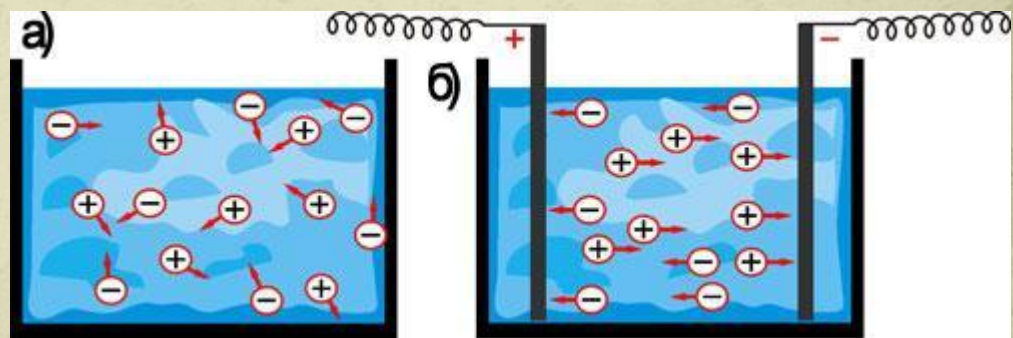
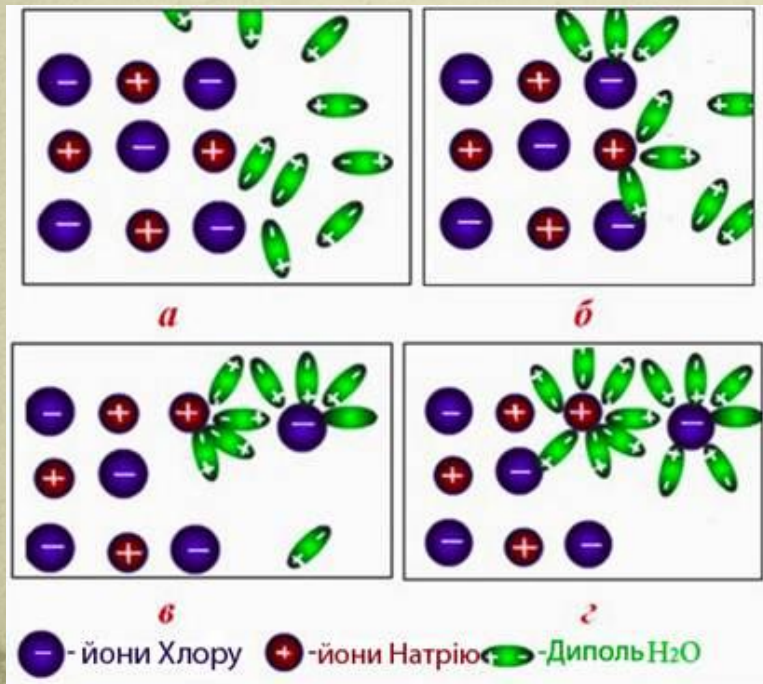
- Запропонована шведським вченим Сванте Ареніусом, який стверджував, що:
- за відсутності електричного струму в розчині існує рівновага між йонами і недисоційованими молекулами;
- при розведенні розчинів число молекул, які розпадаються на йони збільшується.



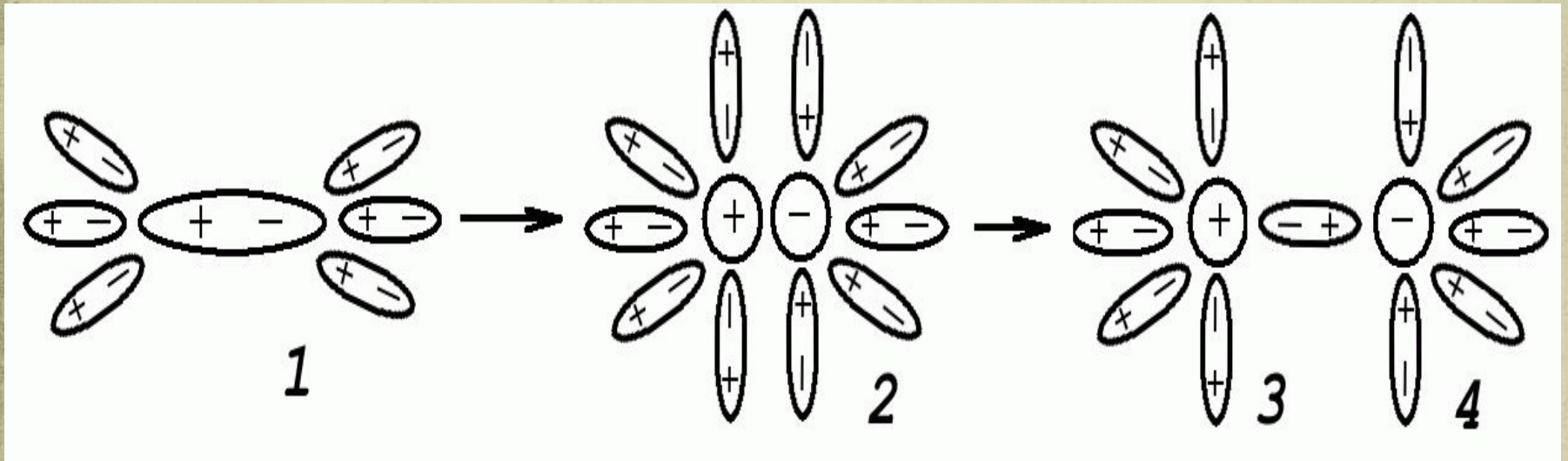
Електролітична теорія

- при проведенні електричного струму катіони наближаються до катоду, аніони – до аноду;
- дисоціація є оборотним процесом.

На йони дисоціюють кислоти, основи та солі.

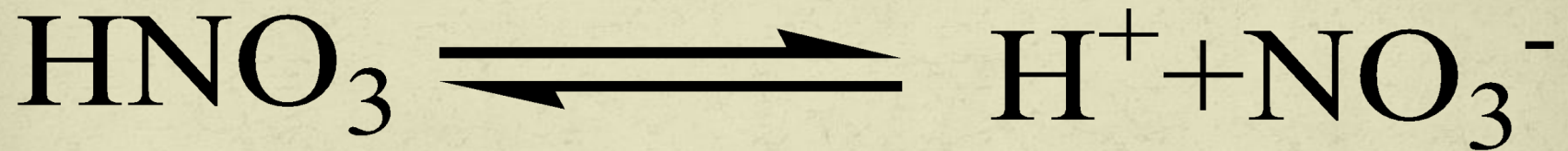


МЕХАНІЗМ ДИСОЦІАЦІЇ:



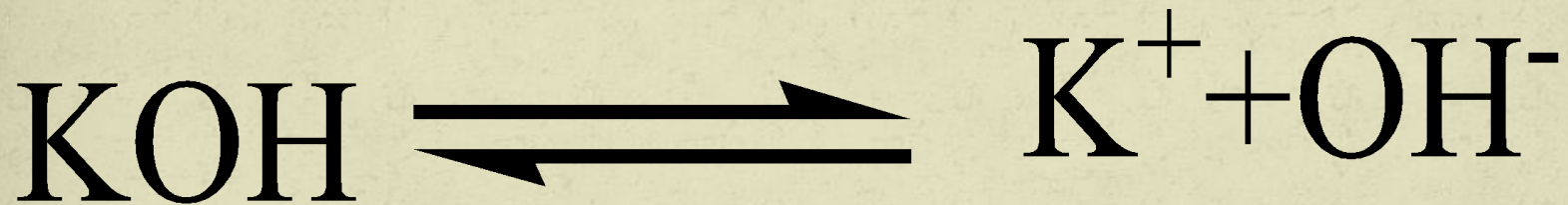
Дисоціація кислот

- **Кислоти** – електроліти, які при дисоціації у водних розчинах дають катіони водню (гідроксонія H_3O^+) та аніони кислотного залишку.
- Наприклад:



Дисоціація основ

- **Основи** – електроліти, які при дисоціації у водних розчинах утворюють катіон металу і аніони гідроксилу.
- Наприклад:



Дисоціація солей

- **Солі** – електроліти, які при дисоціації у водних розчинах дають катіони металів, NH_4^+ та аніони кислотного залишку



Дана теорія обмежена тільки кислотами і основами, які містять йони водню і гідроксид-аніони.

ОСОБЛИВОСТІ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ І ОСНОВ

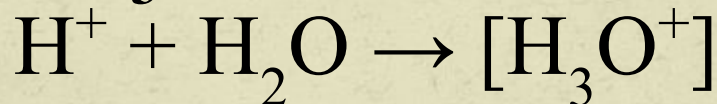
1. ДИСОЦІАЦІЯ КИСЛОТ



Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:



В розчинах H^+ приєднується до молекули H_2O і утворює $[\text{H}_3\text{O}^+]$ – йон гідроксонію.

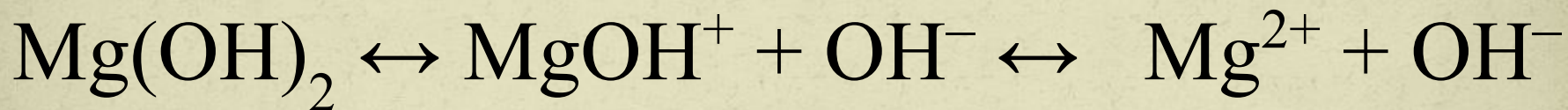


середовище (pH < 7) та змінює забарвлення індикаторів .

2. ДИСОЦІАЦІЯ ОСНОВ.



Основи, які мають декілька груп OH^- дисоціюють ступінчасто:



OH^- -йони створюють лужне середовище розчину ($\text{pH} > 7$) та змінюють забарвлення індикаторів.

Кількісною мірою дисоціації електролітів є **КОНСТАНТА ДИСОЦІАЦІЇ** (K_d) – дорівнює відношенню добутку молярних концентрацій йонів до молярної концентрації молекул.

$$K = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]},$$

де $[K^+]$ - концентрація катіонів;
 $[A^-]$ - концентрація аніонів;
 $[KA]$ - концентрація молекул

Для слабких електролітів чим вище значення константи дисоціації K_d , тим сильніший електроліт.

• Кількісною характеристикою розпаду молекул на йони є **СТУПІНЬ ДИСОЦІАЦІЇ** (α), дорівнює відношенню числа молекул, що розпалися на йони (n), до загального числа молекул (N) розчиненої речовини:

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \text{або} \quad \alpha \% = \frac{n}{N} 100\%$$

Якщо $\alpha = 0$, то дисоціації немає,

а якщо $\alpha = 1$ або 100% , то електроліт повністю розпадається на іони.

Ступінь дисоціації залежить від природи електроліту, концентрації та температури.

За ступенем дисоціації, всі
електроліти діляться на **СИЛЬНІ** та
СЛАБКІ:

- **Сильні** електроліти при розчиненні у воді повністю дисоціюють на йони;
- **Слабкі** електроліти при розчиненні у воді лише частково дисоціюють на йони.

Властивості розчинів сильних електролітів

- У розчинах сильних електролітів концентрацію замінюють на активність (позначає ефективну, умовну концентрацію, згідно з якою йони взаємодіють у хімічних реакціях):

$$K_d = \frac{a_{K^+} \cdot a_{A^-}}{a_{KA}}$$

Відношення активності йонів до концентрації називають коефіцієнтом активності (f). У дуже розбавлених розчинах $f = 1$

$$f = \frac{a}{C_M}$$

Коефіцієнт активності. Йонна сила розчину

- Коефіцієнт активності йонів є функцією не тільки концентрації йонів. Він також залежить від природи речовин і від природи електроліту:

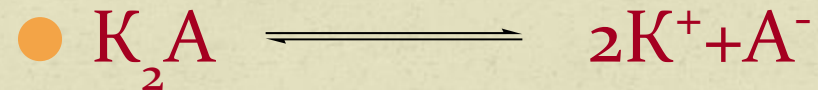
$$\lg f = -0.5z^2 \sqrt{\mu}$$

де, z - заряд йона, μ - йонна сила розчину

$$\mu = \frac{1}{2} \sum C_i z_i^2$$

Рівновага в розчинах слабких електролітів

- Для рівняння дисоціації слабого електроліту КА:



Вираз для константи дисоціації має вигляд :

$$K_d = \frac{[K^+]^2 \cdot [A^-]}{[K_2A]}$$

де $[K^+]$, $[A^-]$ рівноважні концентрації катіона і аніона в розчині, $[K_2A]$ – рівноважна концентрація недисоційованих молекул. K_d виражається в моль/л

ЗАКОН РОЗВЕДЕННЯ ОСТВАЛЬДА:

Ступінь дисоціації слабих бінарних електролітів обернено пропорційний кореню квадратному із їх концентрації або прямо пропорційний їх розведенню.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Наслідок:

- Чим більш розведений розчин, тим більший ступінь електролітичної дисоціації розчиненого електроліту.
- ступінь електролітичної дисоціації двох електролітів однакової концентрації розчину більший у того електроліту, в якого більша константа дисоціації.

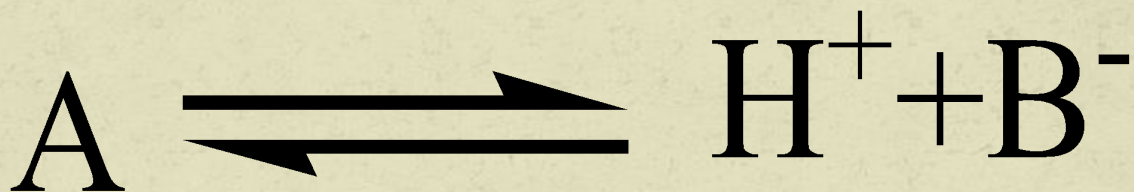
Протолітична теорія

- Датський фізико-хімік Йоханнес Бренстед і англійський хімік Томас Лоурі в 1928-1929 р. запропонували протолітичну (протонну) теорію кислот і основ, згідно з якою:
- **КИСЛОТА** – це речовина (частка), здатна віддавати протони (тобто кислоти - донори протонів)

Протолітична теорія

Основа — це речовина (частка), здатна приєднувати протон (тобто основа — акцептор протона).

В загальному вигляді:



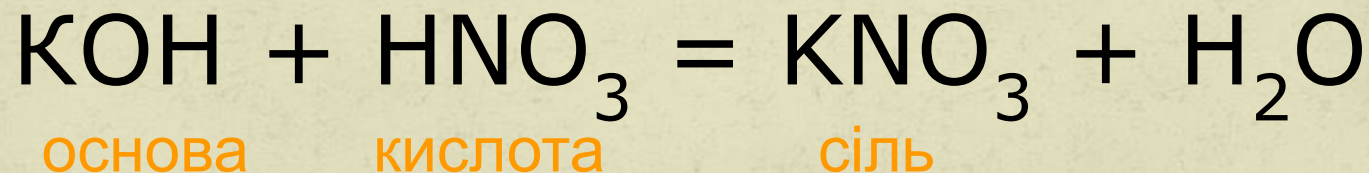
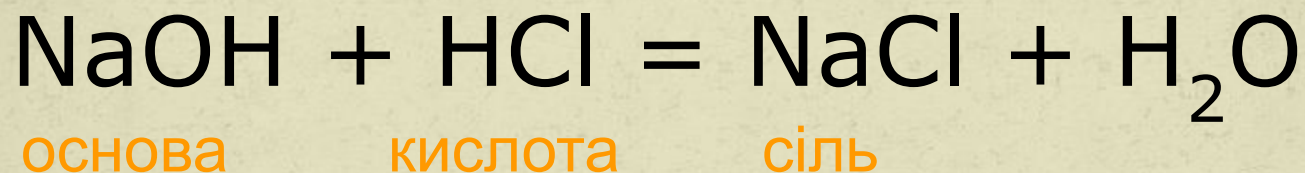
A-acidum (кислота); **B-basidis** (основа).

Таку систему, що складається з кислоти й основи називають протолітичною, поєднаною парою кислоти і основи, кореспондуючою або відповідною.

Протолітична теорія

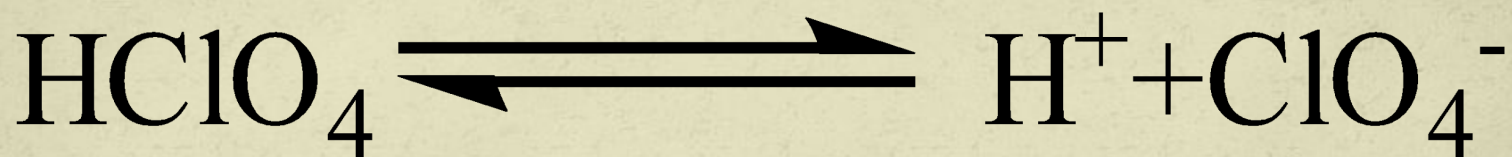
Сіль - продукт взаємодії кислоти та основи.

Приклади:



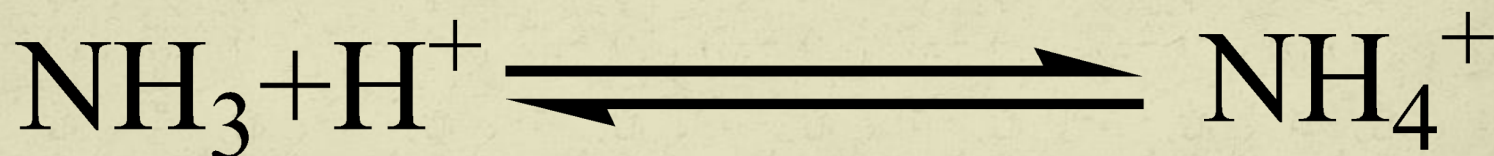
Протолітична теорія

Приклади:



кислота

основа



основа

кислота

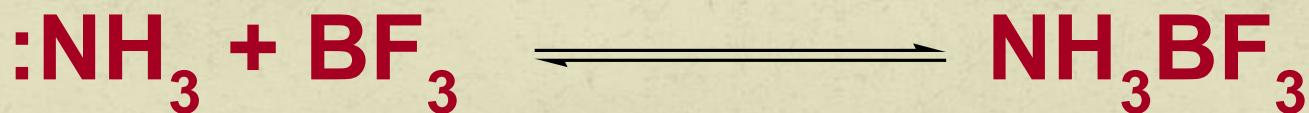
З даної теорії кислотами і основами можуть бути як нейтральні молекули, так і йони (катіони і аніони).

Електронна теорія

- Запропонована в 1926 р. американським вченим **Гілбертом Льюїсом**.
- *Відповідно до даної теорії:*
- **Кислотами** називають сполуки, які є акцепторами електронної пари.
- **Основами** називають речовини, які є донорами електронної пари.

Електронна теорія

В результаті цієї взаємодії кислота і основа взаємодіють між собою з утворенням зв'язку за донорно-акцепторним механізмом. На відміну від електролітичної і протолітичної теорій, до кислот відносять також сполуки, що не містять протонів (апротонні кислоти).



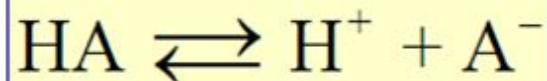
Константи кислотності й основності

- Константи дисоціації кислот і основ називають відповідно константи кислотності (K_A) та основності (K_B).
- Добуток константи кислотності й константи основності, пов'язаний з цією кислотою основи дорівнює йонному добутку води :

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$pK_a + pK_b = 14$$

Слабкі кислоти та основи

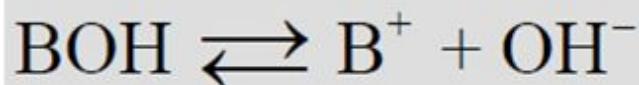


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{C - [\text{H}^+]} \approx \frac{[\text{H}^+]^2}{C} \quad \text{pH} \approx \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \lg C)$$

$\text{p}K_a = -\lg K_a$ Чим менша K_a (більше $\text{p}K_a$), тим більш слабка кислота

ступінь дисоціації $\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{C}$

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} C \approx \alpha^2 C \quad \alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}}$$

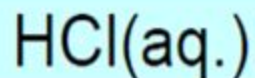


$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C - [\text{OH}^-]} \approx \frac{[\text{OH}^-]^2}{C} \quad \text{pH} \approx 14 - \frac{1}{2}(\text{p}K_b - \lg C)$$

Чим менша K_b (більше значення $\text{p}K_b$), тим слабкіша основа

Сильні та слабкі кислоти та основи

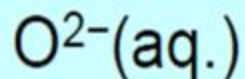
Сильна кислота



- Легко віддає протони.
- Кислотно-основна рівновага зсунена в бік переноса протона до молекул води.
- Молекули кислоти у розчині практично повністю депротоновані.

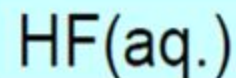
$$K_a \gg 1 \quad pK_a - \text{велике негативне число}$$

Сильна основа



Практично повністю протоновано (до OH^-)

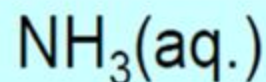
Слабка кислота



- Міцно утримує протони.
- Кислотно-основна рівновага зсунута в бік неіонізованої форми кислоти.
- Молекули кислоти у розчині практично повністю протоновані.

$$K_a \ll 1 \quad pK_a - \text{велике позитивне число}$$

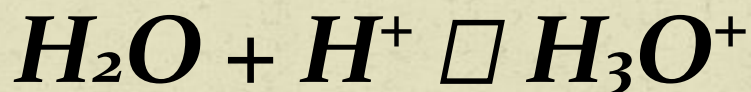
Слабка основа



Практично повністю існує у вигляді молекул

ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ

Згідно з теорією Бренстеда вода відносно самої себе є одночасно і кислотою і основою (амфоліт)

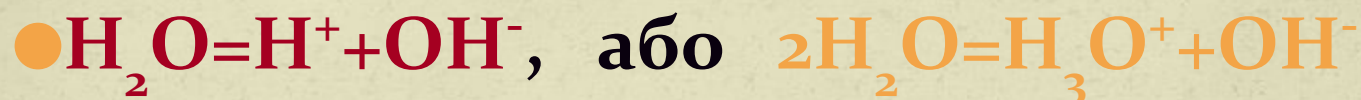


- реакція автопротолізу води:

кількісно автопротоліз визначається йонним добутком води.

Йонний добуток води

- Експериментально встановлено, що вода проводить електричний струм, але деіонізована вода має дуже великий опір:



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

$$K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}, \quad [\text{H}_2\text{O}] = 55,56 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w = 10^{-14}$$

В чистій воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$. При 22°C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

КОНСТАНТИ РІВНОВАГИ

$$K = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже низький (з 550 млн. молекул води - дисоціює тільки одна), то її концентрацію можна вважати постійною і рівною масі 1 л води при 25°C 998,07 г, поділеній на молярну масу води

$$c(H_2O) = \frac{997,07}{18,05} = 55,35 \text{ кмоль} / \text{м}^3$$

Обчисливши скільки молей води є в 1 л її (при 0°C)

$$v = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18,05} = 55,5 \text{ моль} / \text{л}$$

можна розрахувати добуток концентрації

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K[H_2O]^2 = 1,8410^{-16} \cdot 55,5^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Отже рівняння йонний добуток води.

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК (рН) – це негативний десятковий логарифм молярної концентрації гідроген-іонів

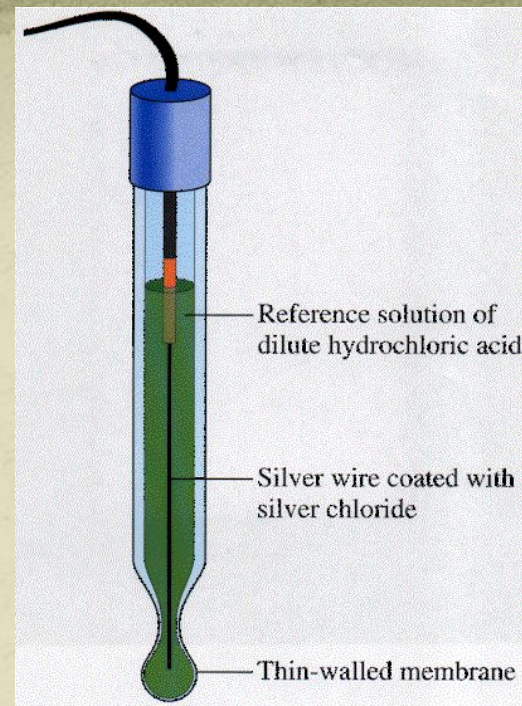
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

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

- *У чистій воді:* $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$
- *У кислих розчинах:* $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ і $\text{pH} < 7$
- *У лужних розчинах:* $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ і $\text{pH} > 7$

Вимірювання рН

- Індикатори
- рН - метри



ІНДИКАТОРИ – це складні органічні речовини, які змінюють своє забарвлення залежно від рН розчинів.

Назва індикатору	Колір індикатора в різних середовищах		
	у КИСЛОМУ рН < 7	у НЕЙТРАЛЬНОМУ рН = 10 ⁻⁷	у ЛУЖНОМУ рН > 7
Метиловий оранжевий	Червоний	Оранжевий	Жовтий
Фенол-фталеїн	Безбарвний	Блідно-малиновий	Малиновий
Лакмус	Червоний	Рожевий	Синій

рН біологічних рідин

Біологічна рідина	рН (норма)
Плазма крові	7.40 ± 0.05
Слина	6.35 - 6.85
Шлунковий сік	0.9 - 1.1
Сеча	4.8 - 7.5
Спинномозкова рідина	7.4 ± 0.05
Сік підшлункової залози	7.5 - 8.0
Жовч у жовчному міхурі	5.4 - 6.9
Молоко	6.6 - 6.9
Слізна рідина	7.4 ± 0.1
Шкіра	6.2 - 7.5

ВОДНО – ЕЛЕКТРОЛІТНИЙ БАЛАНС

Сталість концентрації електролітів у біологічних рідинах, тобто водно – електролітний баланс, є одною з умов гомеостазу.

ГОМЕОСТАЗ – це відносна сталість внутрішнього середовища (кров, лімфи, тканинної рідини) і скоординованість основних фізіологічних функцій організму (кровообігу, дихання, терморегуляції, обміну речовин). Він передбачає підтримання на належному рівні осмотичного тиску, електролітного складу, водного балансу.

ВМІСТ ВОДИ:

Плазма крові – 90-92⁰% води і 8-10⁰% сухої речовини

в ембріоні – 97⁰%,

в новонародженого - 77⁰%,

у зрілому віці - 50-60⁰%

Добова потреба води 1,5-2,5л.

ЕЛЕКТРОЛІТИ В ОРГАНІЗМІ ВИКОНУЮТЬ ДУЖЕ ВАЖЛИВІ ФУНКЦІЇ:

- забезпечують ізоосмію та оптимальну величину йонної сили біологічних рідин;
- беруть участь в утворенні біоелектричних потенціалів;
- у процесі зсідання крові;
- каталізують процеси обміну речовин;
- стабілізують кісткову тканину;
- енергетичне депо.

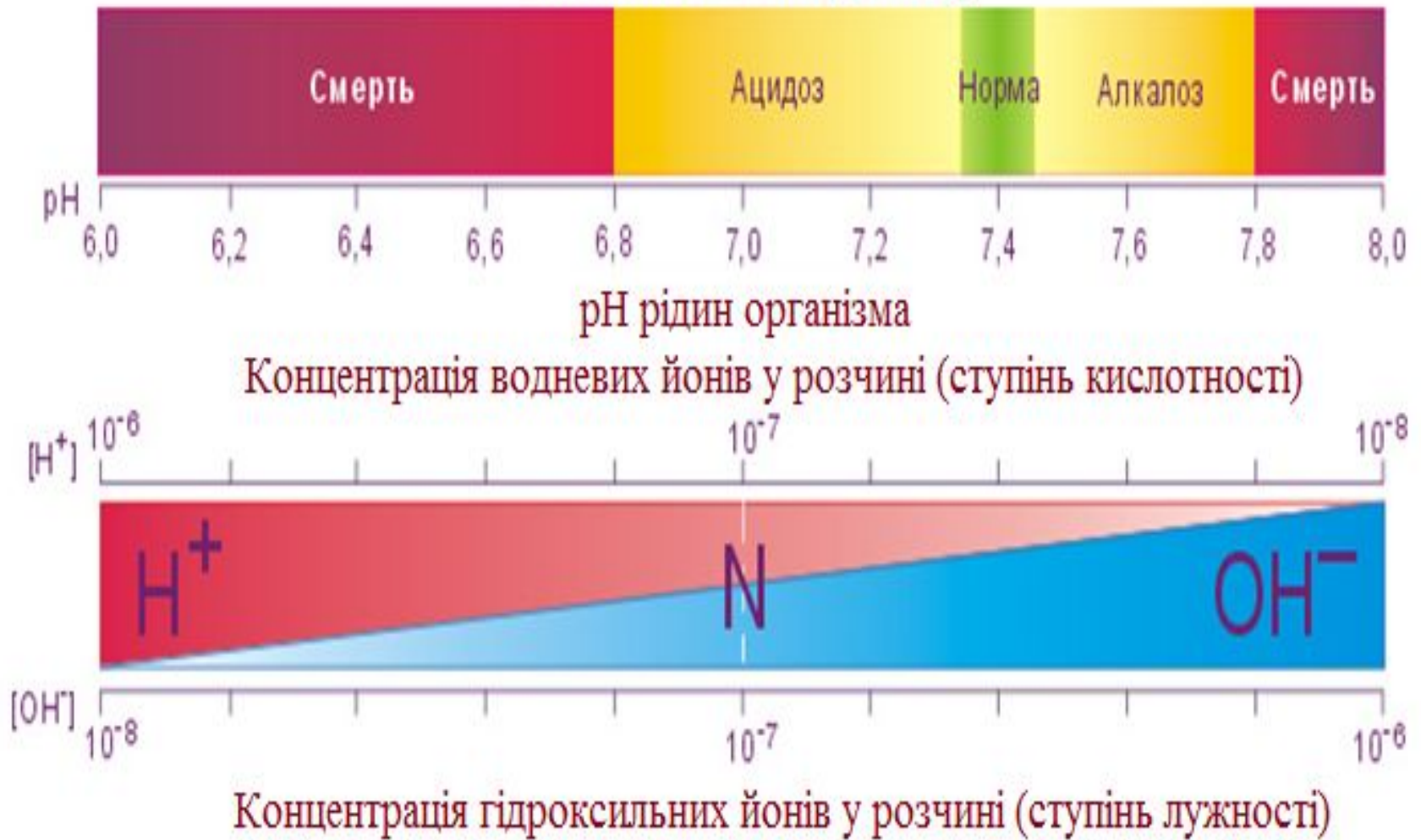
● Кисотно-основний стан організму і його порушення

- **Ацидоз** - це зменшення кислотності буферної ємності фізіологічної системи порівняно з нормою.
- **Алкалоз** - це збільшення кислотності буферної ємності фізіологічної системи порівняно з нормою.
- **Екзогенний ацидоз** виникає при вживанні їжі з надмірним вмістом кислот (лимонної, бензойної, оцтової), а також лікарських засобів, трансформація яких в організмі сприяє зниженню рН середовища.
- **Ендогенний ацидоз** або алкалоз виникає при порушенні протолітичного балансу в організмі внаслідок порушення співвідношень швидкостей синтезу і виведення тих чи інших кислот або

Різні біологічні ферменти є активними тільки при певних значеннях pH .

Зміна реакції крові на декілька десятих долей pH приводить до серйозних порушень життєдіяльності. Визначення концентрації водневих йонів дозволяє визначити характер патологічних процесів, що протікають в організмі.

Можливий стан організму



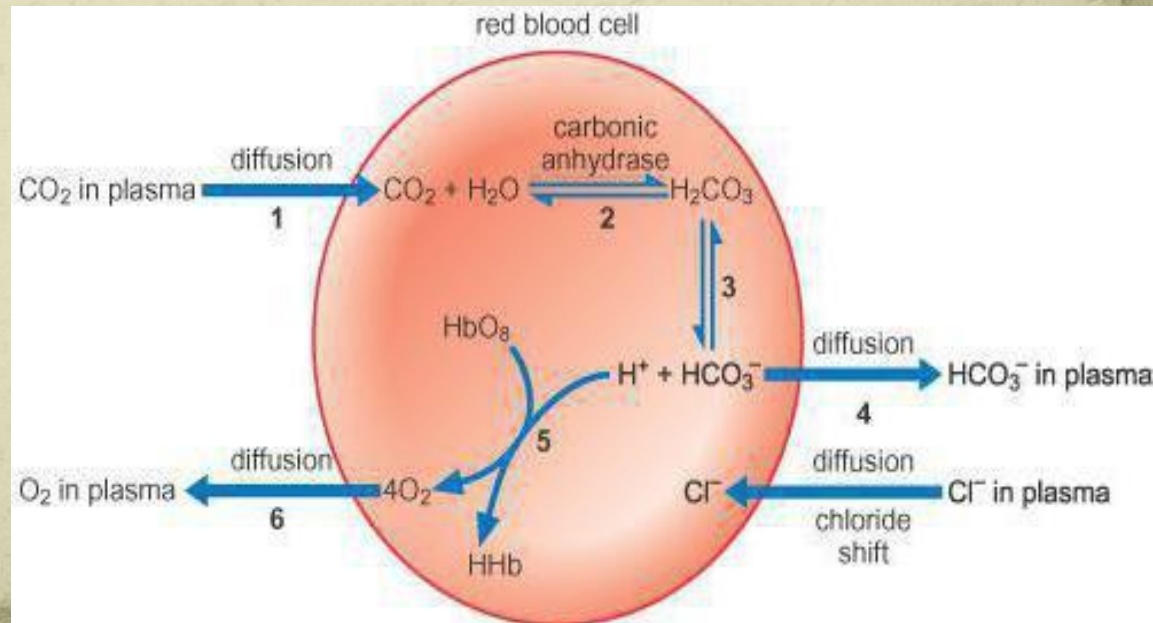
Буферним називають розчин, що містить суміш якої-небудь слабкої кислоти і її розчинної солі.

Будучи компонентами буферних систем організму, йони визначають їх властивості – здатність **підтримувати рН на постійному рівні**

Буферні системи організму:

1. **фосфатна, складається з HPO_4^{2-} та H_2PO_4^- , підтримує рН внутрішньоклітинної рідини в межах 6,9 – 7,0.**

2. **бікарбонатна буферна система, складається з H_2CO_3 та HCO_3^- , підтримує рН на межі 7,4.**



Вони характеризуються різною буферною ємністю та вмістом у фізіологічних рідинах.

У плазмі крові функціонують гідрогенкарбонатна, фосфатна і білкова буферні системи, а в еритроцитах переважає гемоглобінова, на неї припадає 75% буферної ємності.

У клітинах, сечі та секретах залоз травлення найважливішою є фосфатна буферна система.

Класифікація буферних систем

До буферних систем належать суміші, що містять:

- **слабку кислоту і сіль цієї кислоти, утворену сильною основою,**
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ (ацетатний буфер),
- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ (гідрогенкарбонатний буфер);
- **слабку основу і сіль цієї основи, утворену сильною кислотою,**
- $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ (амонійний буфер);
- **солі багатоосновних кислот,**
- $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ (фосфатний буферний розчин),
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ (карбонатний буфер);

Рівняння Гендерсона - Гассельбаха

Рівняння Гендерсона-Гассельбаха (1908) - математичний вираз, що характеризує можливості буферної системи. Рівняння показує як залежить кислотно-основна рівновага буферного розчину від властивостей компонентів і від кількісного співвідношення цих компонентів в розчині.

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{основа}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg \frac{[\text{основа}]}{[\text{кислота}]}$$

Використовують для розрахунку різних pH буферних розчинів

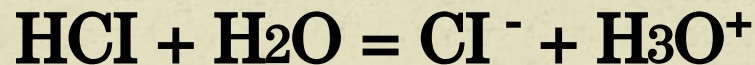
МЕХАНІЗМ ДІЇ ГІДРОГЕНКАРБОНАТНОЇ БУФЕРНОЇ СИСТЕМИ

Основні компоненти буферної системи:

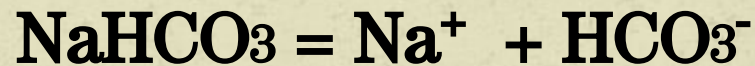


Якщо у систему надходять кислі продукти (HCl), то відбуваються такі протолітичні реакції:

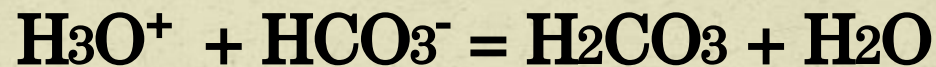
протоліз



дисоціація



нейтралізація



Таким чином, надлишкова концентрація водневих іонів нейтралізується завдяки їх взаємодії з гідрогенкарбонат – іонами з утворенням слабкої вугільної кислоти. Надлишок вугільної кислоти гідролізується у присутності ферменту карбоангідрази:



CO₂, що при цьому утворився, вилучається через легені, і співвідношення лужної та кислої частини буферної системи знову відновлюється.

При надходженні лужних продуктів (**NaOH**) у реакцію вступає кисла частина буферної системи:

дисоціація: **NaOH = Na⁺ + OH⁻**

нейтралізація: **H₂CO₃ + OH⁻ = HCO₃⁻ + H₂O**

Таким чином, сильна основа замінюється іоном гідрокарбонату, який виводиться нирками.
pH крові залишається незмінним.

МЕХАНІЗМ ДІЇ ФОСФАТНОЇ БУФЕРНОЇ СИСТЕМИ

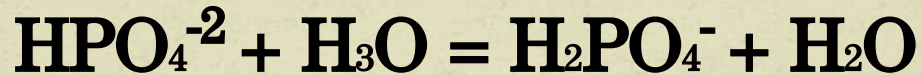
Основні компоненти буферної системи:

Na₂HPO₄ – гідрогенфосфат натрію (виконує функцію солі)

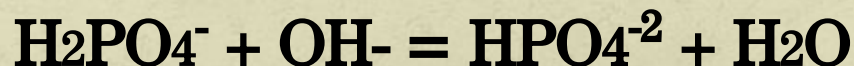
NaH₂PO₄ - дигідрофосфат натрію (виконує функцію кислоти)

Буферна система характеризується рівновагою між гідрофосфат – і дигідрофосфат – іонами, а також невеликою буферною ємністю, що пояснюється малою концентрацією фосфат – іонів у плазмі крові(2 ммоль/дм³).

При надходженні кислих продуктів, з кислотою, яка надходить у кров, реагують *гідрогенфосфат – іони*:



При надходженні лужних продуктів, з основою реагують *дигідрогенфосфат – іони*:

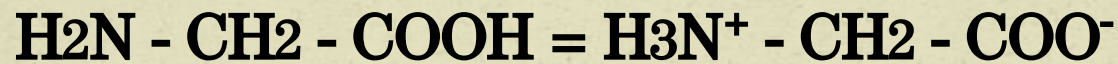


МЕХАНІЗМ ДІЇ БІЛКОВОЇ БУФЕРНОЇ СИСТЕМИ

Складається з альбумінів, що містяться в плазмі крові.

Механізм буферної дії цієї системи пояснюють наявністю в молекулі білків залишків амінокислот, які виявляють амфотерні властивості. **Наприклад механізм дії найпростішої амінокислоти – гліцину (Gly).**

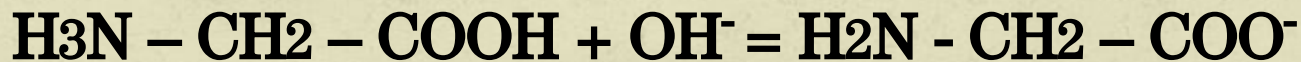
У водному розчині гліцин існує у вигляді біполярного йона, або цвіттер – йона:



✓ При надходженні кислих продуктів:



✓ При надходженні лужних продуктів:



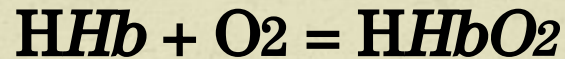
Механізм дії гемоглобінової буферної системи.

Основні компоненти буферної системи:

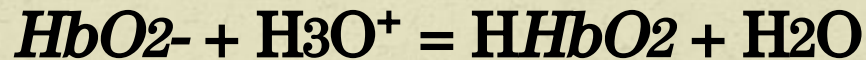
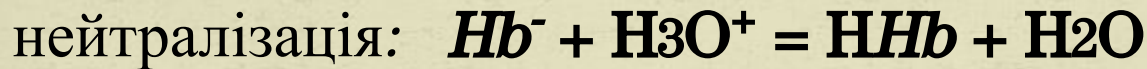
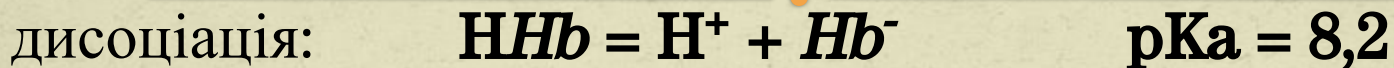
Складається з протеїнів, тобто відновленої та окисленої форми гемоглобіну, які позначають:

Hb - гемоглобін **HbO_2** – оксигемоглобін

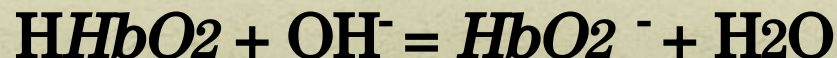
Обидві форми гемоглобіну взаємозв'язані, тому що гемоглобін, приєднуючи кисень, перетворюється на оксигемоглобін:



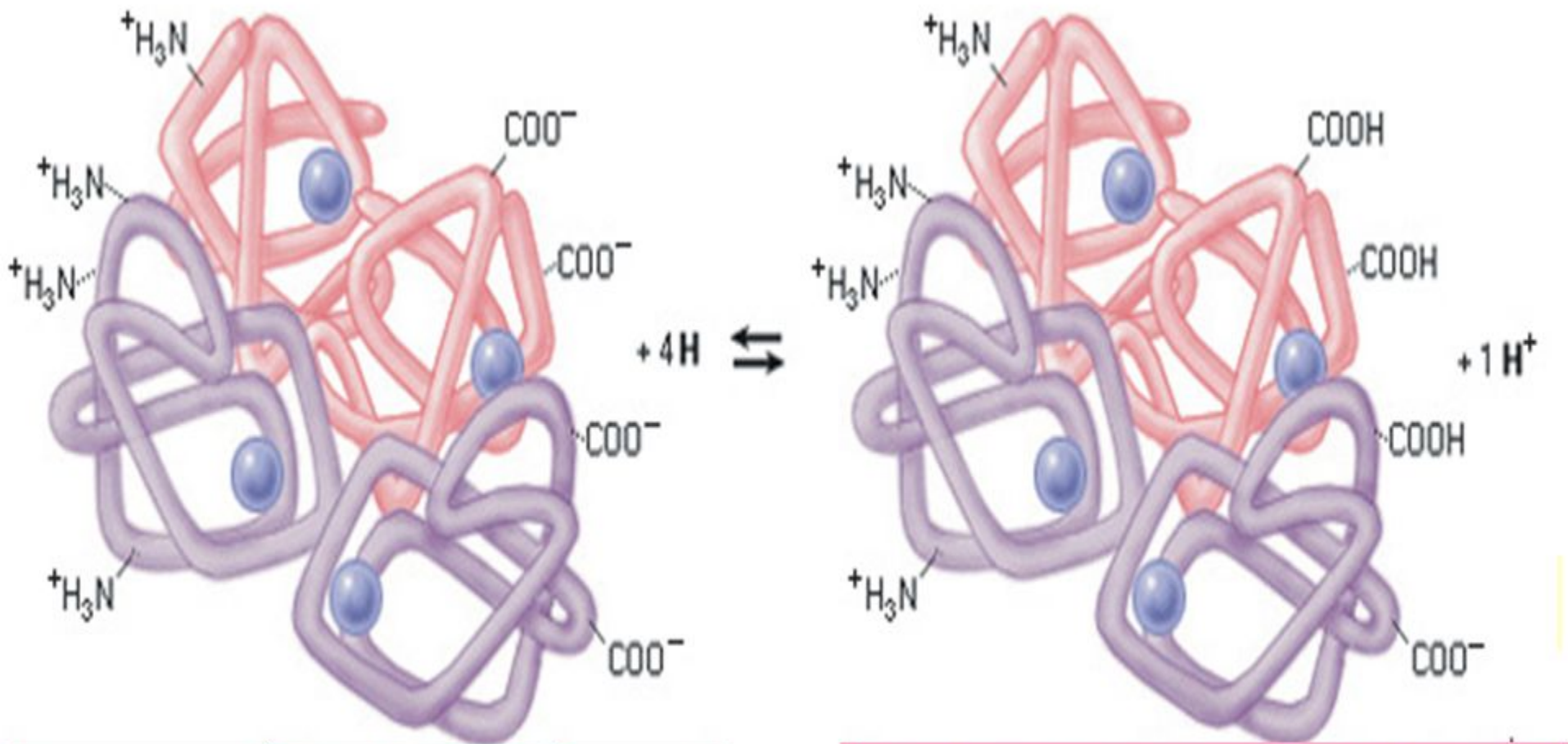
При надходженні в кров сильних кислот проходять процеси:



Як слабкі кислоти, гемоглобін і оксигемоглобін взаємодіють з основами:



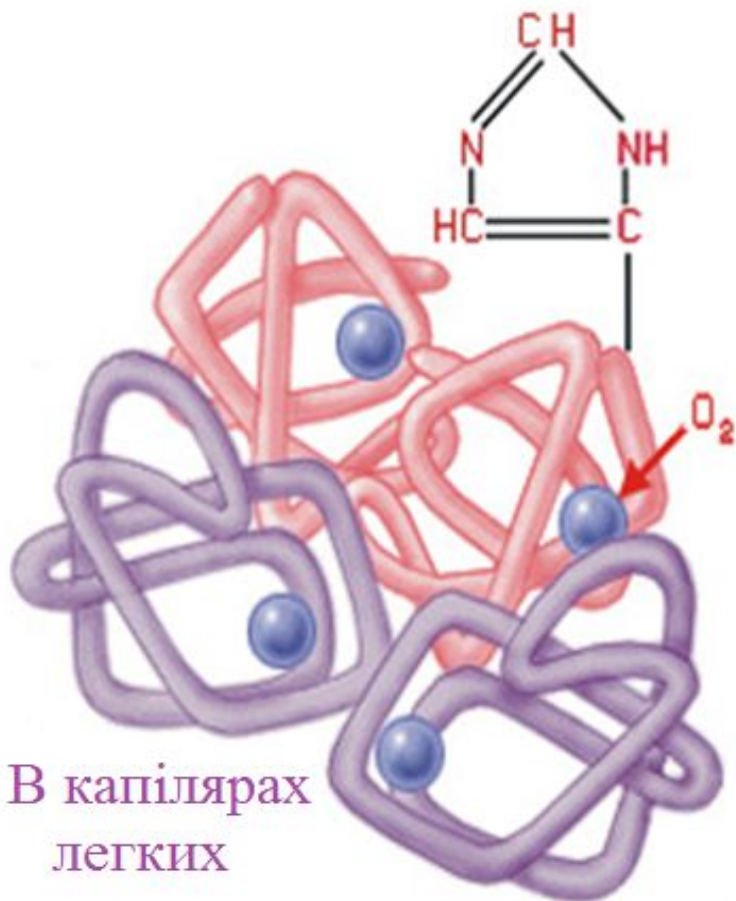
ГЕМОГЛОБІНОВА КИСЛОТНО-ОСНОВНА БУФЕРНА СИСТЕМА КРОВІ



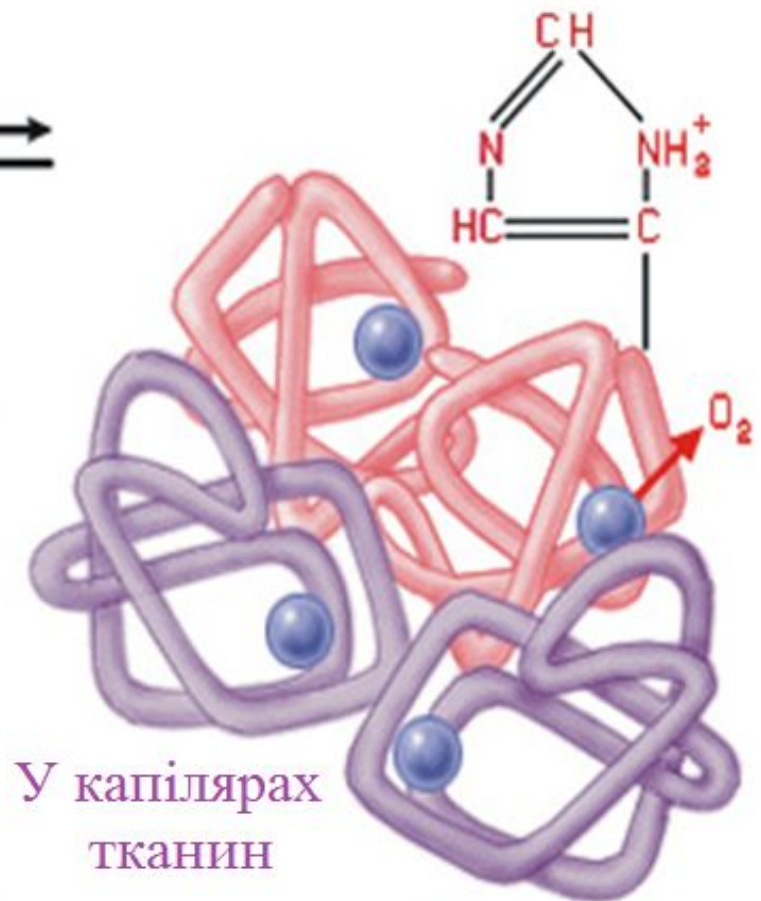
Ізоелектричний білок, Сумарний заряд = 0

Титрування кислотою, сумарний заряд = 3^+

Зв'язування катіонів водню імідазольними групами гемоглобіну.



Оксигенація гемоглобіну зменшує спорідненість імідазольних груп до катіонів водню



Відновлення гемоглобіну підвищує спорідненість імідазольних груп до катіонів водню

Наявність таких буферних систем в організмі дозволяє нам переносити кислі і лужні продукти, які нейтралізуються і в цілому організм людини має постійний кислотно – основний баланс (гомеостаз).

Порушення КОС можливі внаслідок приймання великої кількості медикаментів, вдихання забрудненого повітря, ненормального виведення з організму деяких продуктів метаболізму, що спостерігається при порушенні процесів обміну речовин, функцій дихання або кровообігу.

Ацетатний буферний розчин (рН 3,7-5,6)

- $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$
- $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Константа дисоціації

$$K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\text{Звідси } [\text{H}^+] = K_a [\text{CH}_3\text{COOH}] / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\text{Або } [\text{H}^+] = K_a [\text{кислота}] / [\text{основа}]$$

У логарифмічному вигляді

$$\text{рН} = \text{р}K_a - \lg [\text{кислота}] / [\text{основа}]$$

$$\text{рН} = \text{р}K_a + \lg [\text{основа}] / [\text{кислота}]$$

Механізм буферної дії ацетатного буфера

- $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$ (повністю дисоціює)
- $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ (частково дисоціює)
- У розчині присутні йони CH_3COO^- , H^+ , Na^+

● Якщо додати сильну кислоту:

- $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$
- (сильна кислота змінюється на слабку)

● Якщо додати луг :

- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- (утворюється малодисоціююча молекула води)

Вплив розведення на рН буферних розчинів

- З рівняння Гендерсона-Гассельбаха видно, що при розведенні розчинів концентрації двох компонентів зменшуються однаково і тому їх співвідношення залишається постійним.



- $$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{кислота}]}{[\text{основа}]} = K_a \frac{0.1}{0.1} = K_a \frac{0.001}{0.001}$$

Буферна ємність

- **Буферна ємність (В)** - це число молей еквівалента сильної кислоти або лугу, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змістити його рН на одиницю.

- $$V_{\text{кисл.}} = \frac{C_{\text{H}}(\text{HA}) \cdot V(\text{HA})}{|\text{pH} - \text{pH}_0| \cdot V(\text{б.р.})}$$

$$V_{\text{осн.}} = \frac{C_{\text{H}}(\text{B}) \cdot V(\text{B})}{|\text{pH} - \text{pH}_0| \cdot V(\text{б.р.})}$$

де $V(\text{HA})$, $V(\text{B})$ - об'єми доданих кислоти або лугу, л.; $C_{\text{H}}(\text{HA})$, $C_{\text{H}}(\text{B})$ -

молярні концентрації еквівалента відповідно кислоти або лугу; $V(\text{б.р.})$ - об'єм

вихідного буферного розчину, л.; pH_0 , pH - значення рН буферного розчина

до та після додавання кислоти або лугу; $|\text{pH} - \text{pH}_0|$ - різниця рН за модулем.

Буферна ємність

- Буферна ємність максимальна при відношенні кислоти та солі
- 1:1 => $pH = pK$.
- Хороша – при $[pK+0.5, pK-0.5]$
- Достатня – при $[pK+1, pK-1]$
- Чим вище концентрація розчину, тим більше його буферна ємність. Концентрація кислоти і солі в буферних розчинах зазвичай буває порядку 0,05—0,20 М.

Відносний вклад % буферних систем крові у підтримання в ній протолітичного гомеостазу

Буферні системи плазми крові

Гідрокарбонатна	35%
Білкова	7%
Гідрофосфатна	1%
	ВСЬОГО 43%

Буферні системи еритроцитів

Гемоглобінова	35 %
Гідрокарбонатна	18 %
Гідрофосфатна	4 %