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 (↔). Паралельно з дисоціацією (→) йде *асоціація* (←).

$$KA \underset{\text{Асоціація}}{\overset{\text{Дисоціація}}{\rightleftarrows}} K^{+} + A^{-}$$

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:
  - $I=1+\alpha(n-1)=\Delta T_{кип.експ}/\Delta T_{кип.теор}=$
  - $=\Delta T_{зам.експ}/\Delta T_{зам.теор}=P_{осм.експ}/P_{осм.теор}$

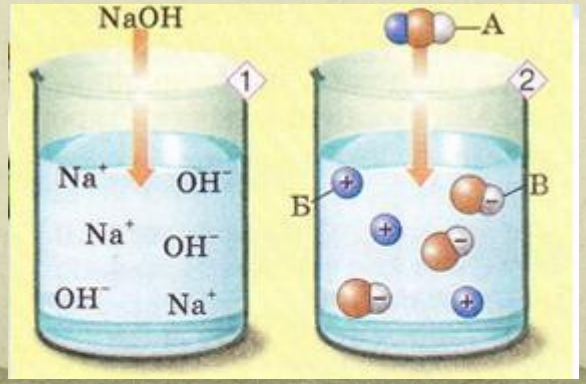
ДИСОЦІАЦІЯ – це процес розпаду молекул електролітів на йони.

$$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^{-}.$$

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

Електролітична теорія

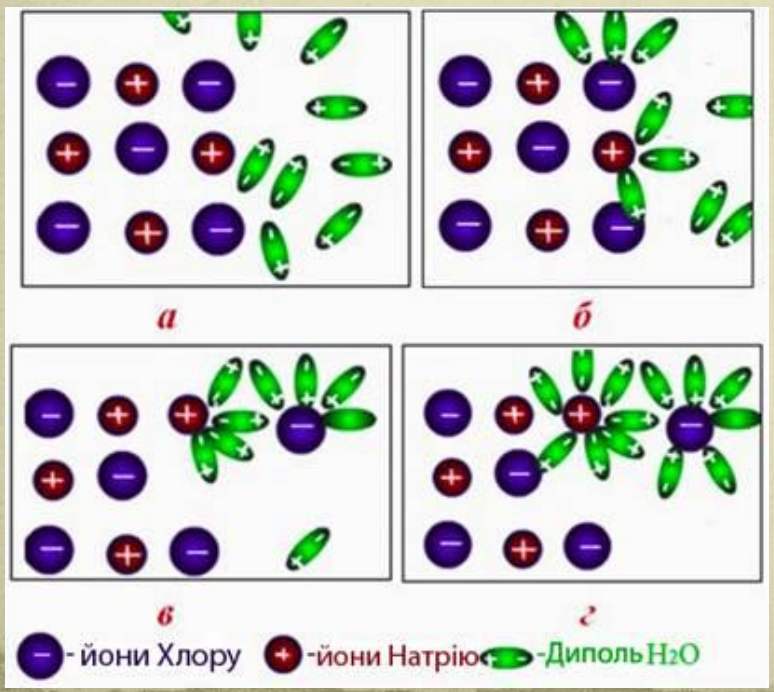
- Запропонована шведським вченим Сванте Ареніусом, який стверджував, що:
- за відсутності електричного струму в розчині існує рівновага між йонами і недисоційованими молекулами;
- при розведенні розчинів число молекул, які розпадаються на йони збільшується.

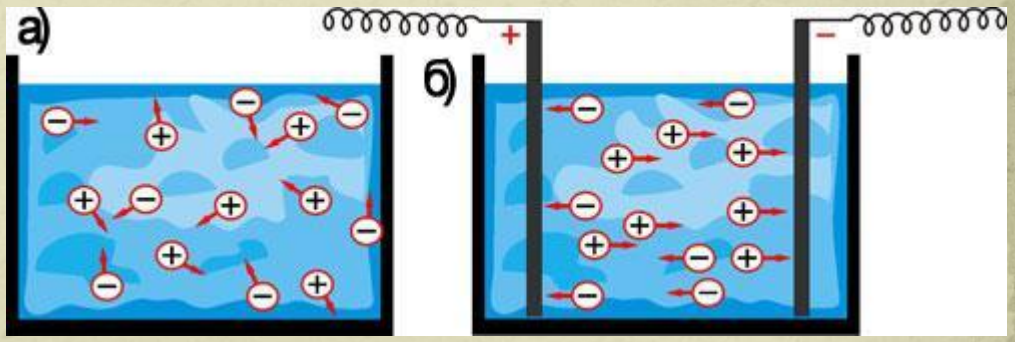


Електролітична теорія

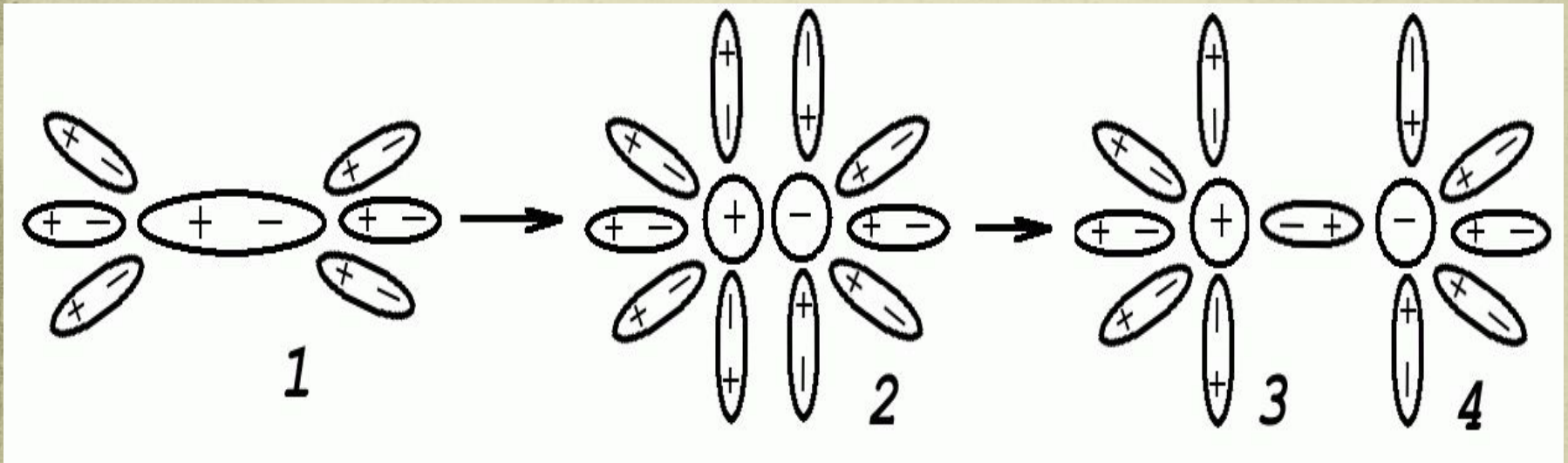
- при проведенні електричного струму катіони наближаються до катоду, аніони – до аноду;
- дисоціація є оборотним процесом.

На йони дисоціюють кислоти, основи та солі.





МЕХАНІЗМ ДИСОЦІАЦІЇ:



Дисоціація кислот

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

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

Дисоціація основ

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

$$KOH \rightleftharpoons K^{+} + OH^{-}$$

Дисоціація солей

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

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$

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

ОСОБЛИВОСТІ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ І ОСНОВ

1. ДИСОЦІАЦІЯ КИСЛОТ

$HCl \leftrightarrow \mathbf{H^+} + Cl^-$ $\qquad$ $H_2SO_4 \leftrightarrow 2\mathbf{H^+} + SO_4^{2-}$

Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:

$H_2SO_4 \leftrightarrow H^+ + HSO_4^-$ *1 ступінь*

$HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$ *2 ступінь*

В розчинах H^+ приєднується до молекули H_2O і утворює **[H_3O^+] – йон гідроксонію**.

$$H^+ + H_2O \rightarrow [H_3O^+]$$

середовище <u>(pH < 7)</u> та змінює забарвлення індикаторів .

2. ДИСОЦІАЦІЯ ОСНОВ.

$$NaOH \leftrightarrow Na^{+} + \mathbf{OH^{-}}$$

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

$$Mg(OH)_2 \leftrightarrow MgOH^{+} + OH^{-} \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^{-}$$

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

Кількісною мірою дисоціації електролітів є **КОНСТАНТА ДИСОЦІАЦІЇ (Кд)** – 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 ***Кд***, 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:

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

Якщо α = 0, то дисоціації немає,

а якщо α = 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):

$$Кд = \frac{a_{к^+} \cdot a_{A^-}}{a_{KA}}$$

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:

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

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 слабкого електроліту КА:
- $K_2A \rightleftharpoons 2K^+ + A^-$

Вираз для константи дисоціації має вигляд :

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

де $[K^+]$, $[A^-]$ рівноважні концентрації катіона і аніона в розчині, $[K_2A]$ – рівноважна концентрація недисоційованих молекул. Кд 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:

$$A \rightleftharpoons H^{+} + B^{-}$$

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

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

Протолітична теорія

Сіль - продукт взаємодії кислоти та основи.

Приклади:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

основа кислота сіль

$$KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$$

основа кислота сіль

Протолітична теорія

Приклади:

$$HClO_4 \rightleftharpoons H^+ + ClO_4^-$$

кислота основа

$$NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$$

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).

$$:NH_3 + BF_3 \rightleftharpoons NH_3BF_3$$

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 :

$$Ka \cdot Kв = Kw$$

$$pKa + pKв = 14$$

Слабкі кислоти та основи

$$HA \rightleftarrows H^+ + A^-$$

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

$pK_a = -\lg K_a$ Чим меньша K_a (більше pK_a),тим більш слабка кислота

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

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

$$BOH \rightleftarrows B^+ + OH^-$$

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

Чим менша K_b (більше значення pK_b), тим слабкіша основа

Сильні та слабкі кислоти та основи

Сильна кислота

HCl(aq.)

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

$K_a >> 1$

pK_a - велике негативне число

Слабка кислота

HF(aq.)

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

$K_a << 1$

pK_a - велике позитивне число

Сильна основа

O^{2-}(aq.)

Практично повністю протоновано (до OH-)

Слабка основа

NH_3(aq.)

Практично првністю існує у вигляді молекул

ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ

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

$$H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$$

$$H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$$

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

- *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:
  - **$H_2O = H^+ + OH^-$, або $2H_2O = H_3O^+ + OH^-$**

$$Кд = \frac{[H^+]\cdot[OH^-]}{[H_2O]}$$

Кд(H_2O) = $1{,}8 \cdot 10^{-16}$, [H_2O] = 55,56 моль/л;

$$[H^+]\cdot[OH^-] = Кд\cdot[H_2O] = K_w = 10^{-14}$$

В чистій воді $[H^+] = [OH^-]$. При 22°С $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ 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°С 998,07 *г*, поділеній на молярну масу води

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

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

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18.05} = 55{,}5 моль/л$$

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 (pH) – це негативний десятковий логарифм молярної концентрації гідроген-йонів

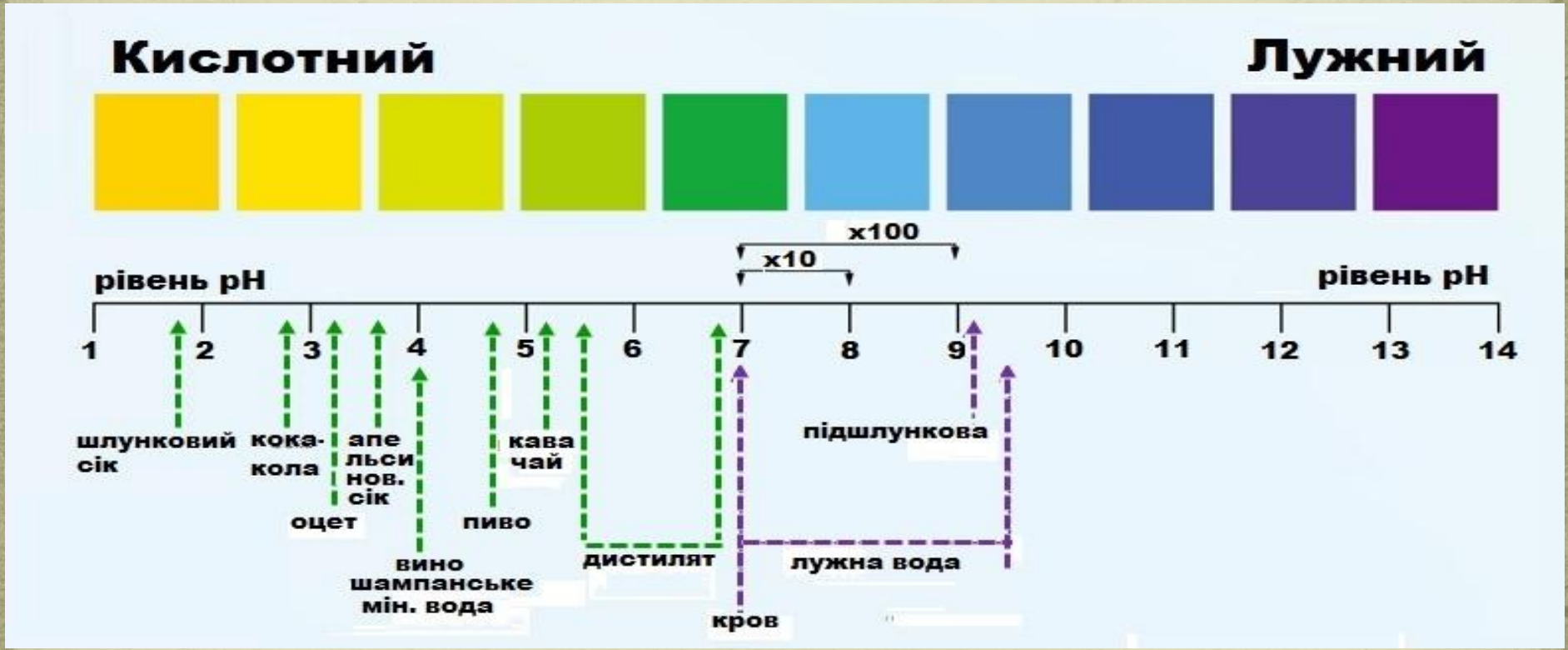
$$\mathbf{pH = -\lg [H^+]}$$

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

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

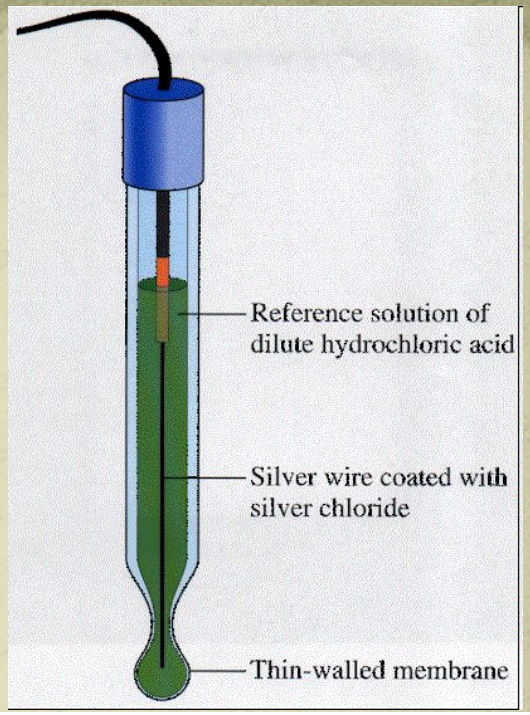
Водневий показник

- $pH = -\lg[H^+]$ або $[H^+]=10^{-pH}$
- $pH + pOH = 14$



Вимірювання pH

- Індикатори
- pH - метри



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

Назва індикатору	**Колір індикатора** в різних середовищах		
	у КИСЛОМУ $pH < 7$	у НЕЙТРАЛЬНОМУ $pH = 10^{-7}$	у ЛУЖНОМУ $pH > 7$
Метиловий оранжевий	Червоний	Оранжевий	Жовтий
Фенол-фталеїн	Безбарвний	Блідно-малиновий	Малиновий
Лакмус	Червоний	Рожевий	Синій

pH біологічних рідин

Біологічна рідина	**pH (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 – 90-92% води і 8-10% сухої речовини

в ембріоні – 97%,

в новонародженого - 77%,

у зрілому віці - 50-60%

Добова потреба води 1,5-2,5л.

ЕЛЕКТРОЛІТИ В ОРГАНІЗМІ ВИКОНУЮТЬ ДУЖЕ ВАЖЛИВІ ФУНКЦІЇ:

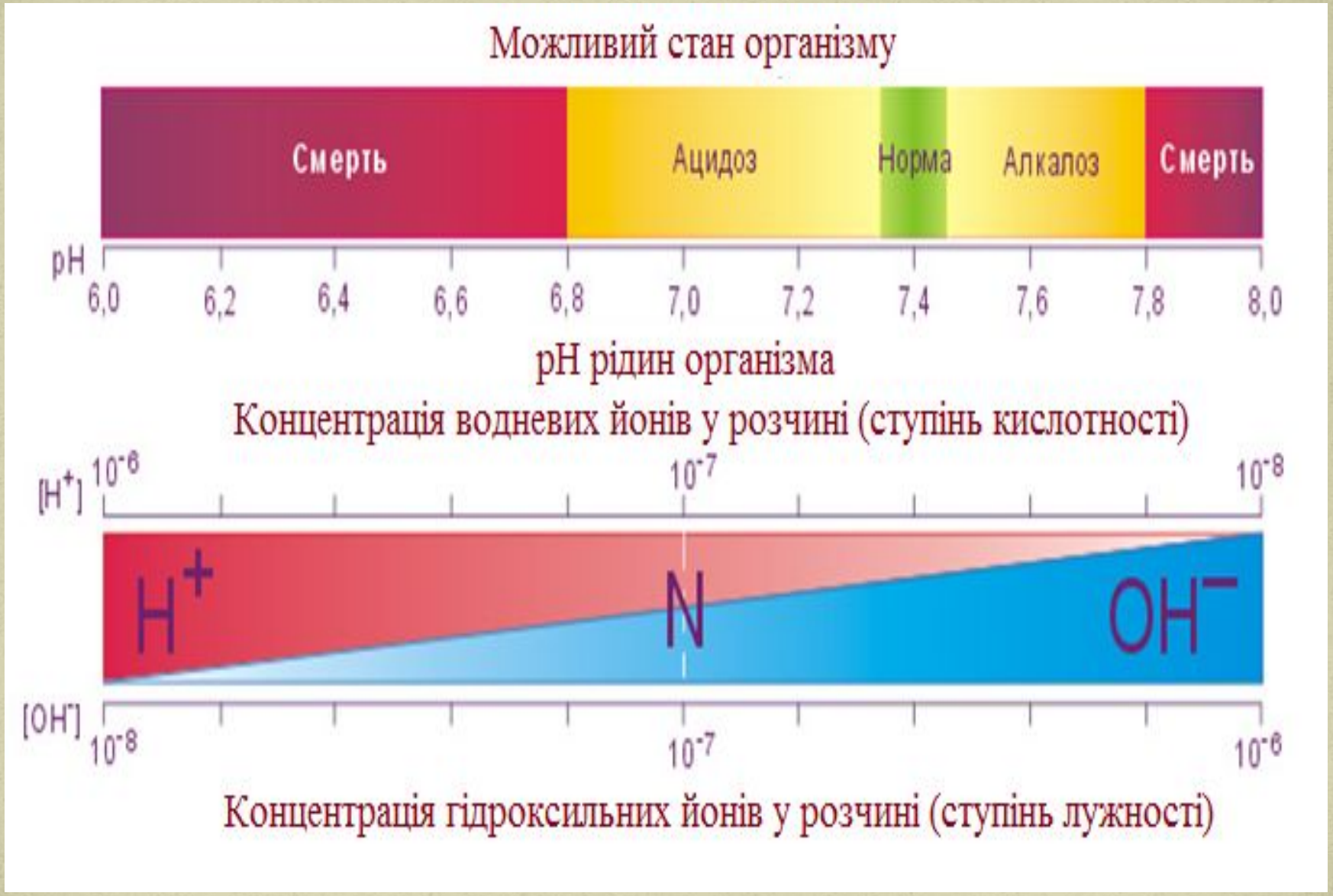
- забезпечують ізоосмію та оптимальну величину йонної сили біологічних рідин;
- беруть участь в утворенні біоелектричних потенціалів;
- у процесі зсідання крові;
- каталізують процеси обміну речовин;
- стабілізують кісткову тканину;
- енергетичне депо.

- **Кислотно-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 pH 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
Смерть
Ацидоз
Норма
Алкалоз
Смерть
pH
6,0
6,2
6,4
6,6
6,8
7,0
7,2
7,4
7,6
7,8
8,0
pH рідин організма
Концентрація водневих йонів у розчині (ступінь кислотності)
[H+]
10-6
10-7
10-8
H+
N
OH−
[OH−]
10-8
10-7
10-6
Концентрація гідроксильних йонів у розчині (ступінь лужності)

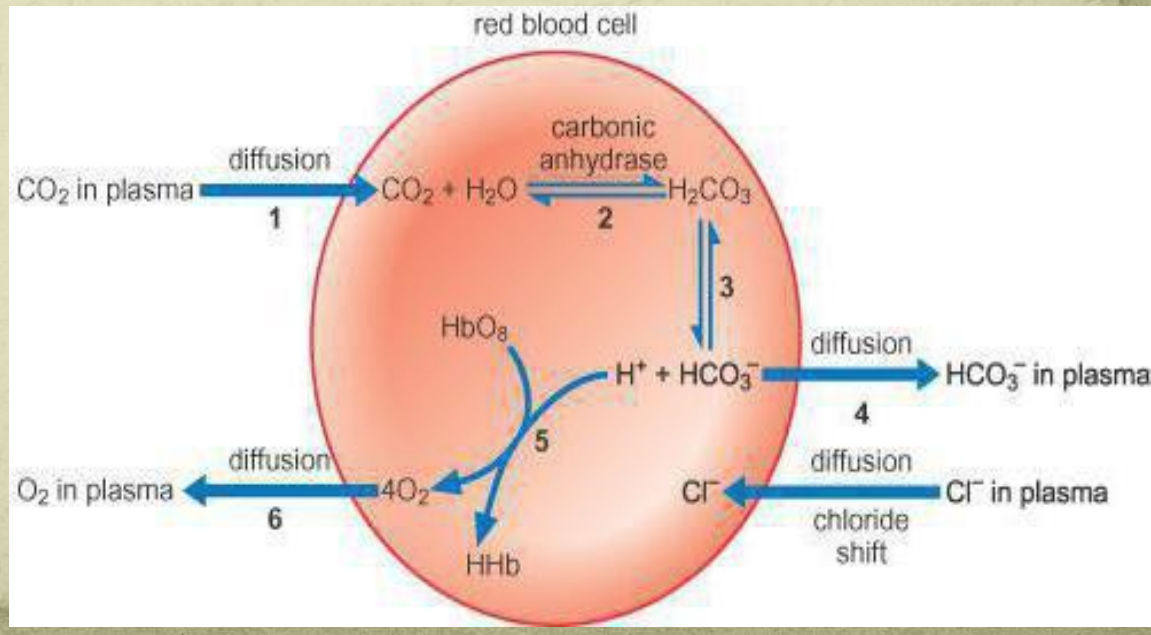
Буферним **називають розчин, що містить суміш якої-небудь слабкої кислоти і її розчинної солі.**

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

Буферні системи организму:

1. фосфатна, складається з HPO_4^{2-} та H_2PO^{4-}, підтримує pH внутрішньоклітинної рідини в межах 6,9 – 7,0.

2. бікарбонатна буферна система, складається з H_2CO_3 та HCO_3^-, подтримує pH 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,
- $CH_3COOH + CH_3COONa$ (ацетатний буфер),
- $H_2CO_3 + NaHCO_3$ (гідрогенкарбонатний буфер);
- слабку основу і сіль цієї основи, утворену сильною кислотою,
- $NH_4OH + NH_4Cl$ (амонійний буфер);
- солі багатоосновних кислот,
- $NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$ (фосфатний буферний розчин),
- $Na_2CO_3 + NaHCO_3$ (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.

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

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

Використовують для розрахунку різних pH буферних розчинів

МЕХАНІЗМ ДІЇ ГІДРОГЕНКАРБОНАТНОЇ БУФЕРНОЇ СИСТЕМИ

Основні компоненти буферної системи:

$$[NaHCO_3] : [H_2CO_3] = 20 : 1$$

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

протоліз $HCl + H_2O = Cl^- + H_3O^+$

дисоціація $NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$

нейтралізація $H_3O^+ + HCO_3^- = H_2CO_3 + H_2O$

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:

$$H_2CO_3 = CO_2 + H_2O$$

CO_2, 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: $H_2CO_3 + OH^- = HCO_3^- + H_2O$

Таким чином, сильна основа замінюється іоном гідрогенкарбонату, який виводиться нирками.

pH крові залишається незмінним.

МЕХАНІЗМ ДІЇ ФОСФАТНОЇ БУФЕРНОЇ СИСТЕМИ

Основні компоненти буферної системи:

Na_2HPO_4 – гідрогенфосфат натрію (виконує функцію солі)

NaH_2PO_4 - 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/ $дм^3$).

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

$$HPO_4^{-2} + H_3O = H_2PO_4^{-} + H_2O$$

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

$$H_2PO_4^{-} + OH^- = HPO_4^{-2} + H_2O$$

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 – іона:

$$H_2N - CH_2 - COOH = H_3N^+ - CH_2 - COO^-$$

- При надходженні кислих продуктів:

$$H_3N^+ - CH_2 - COO^- + H_3O^+ = H_3N^+ - CH_2 – COOH$$

- При надходженні лужних продуктів:

$$H_3N – CH_2 – COOH + OH^- = H_2N - CH_2 – COO^-$$

Механізм дії гемоглобінової буферної системи.

Основні компоненти буферної системи:

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

H*Hb* - гемоглобін H*HbO*2 – оксигемоглобін

Обидві форми гемоглобіну взамозв`язані, тому що гемоглобін, приєднуючи кисень, перетворюється на оксигемоглобін:

$$HHb + O_2 = HHbO_2$$

При надходженні в кров сильних кислот проходять процеси:

дисоціація: $HHb = H^+ + Hb^-$ pKa = 8,2

$HHbO_2 = H^+ + HbO_2^-$ p*Ka* = 6,95

нейтралізація: $Hb^- + H_3O^+ = HHb + H_2O$

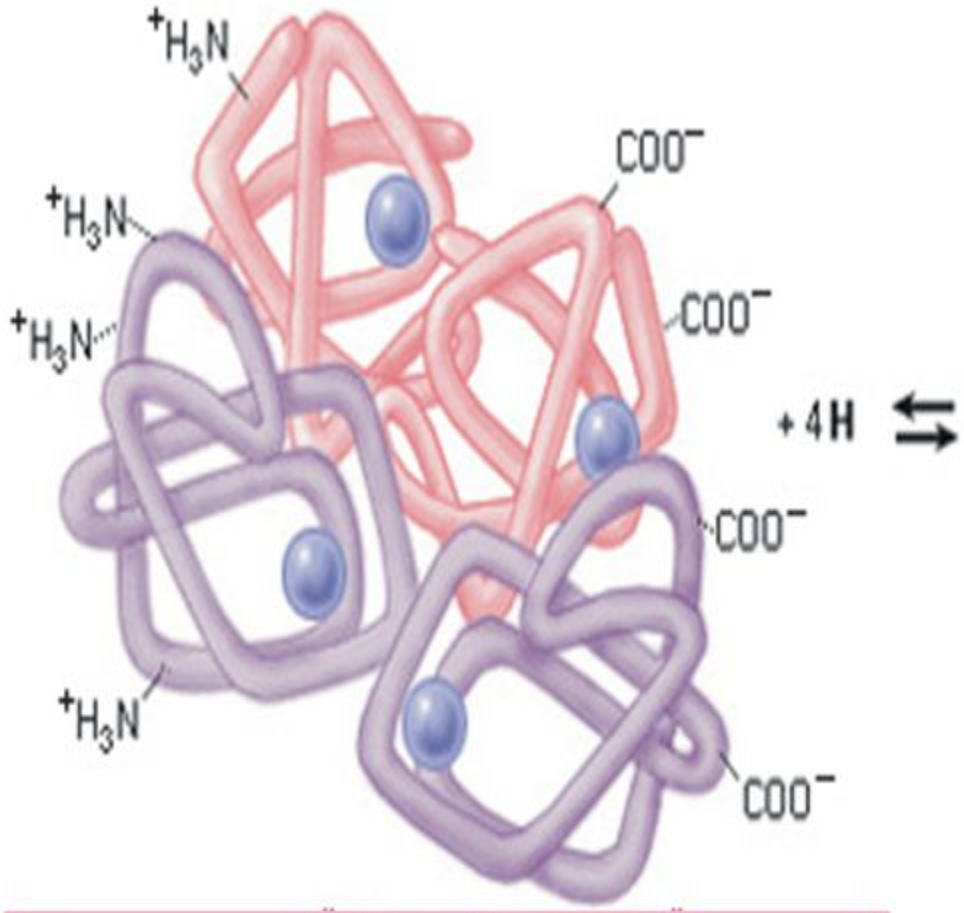
$HbO_2^- + H_3O^+ = HHbO_2 + H_2O$

Як слабкі кислоти, гемоглобін і оксигемоглобін взаємодіють з основами:

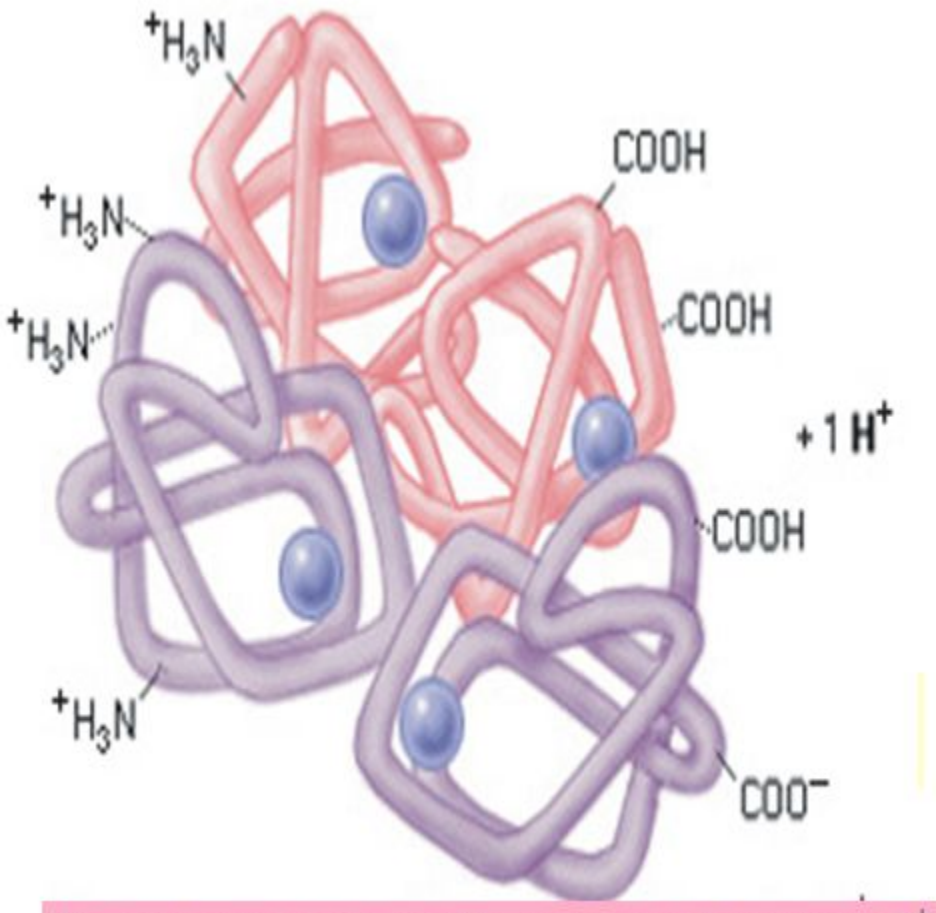
нейтралізація: $HHb + OH^- = Hb^- + H_2O$

$HHbO_2 + OH^- = HbO_2^- + H_2O$

ГЕМОГЛОБІНОВА КИСЛОТНО-ОСНОВНА БУФЕРНА СИСТЕМА КРОВІ

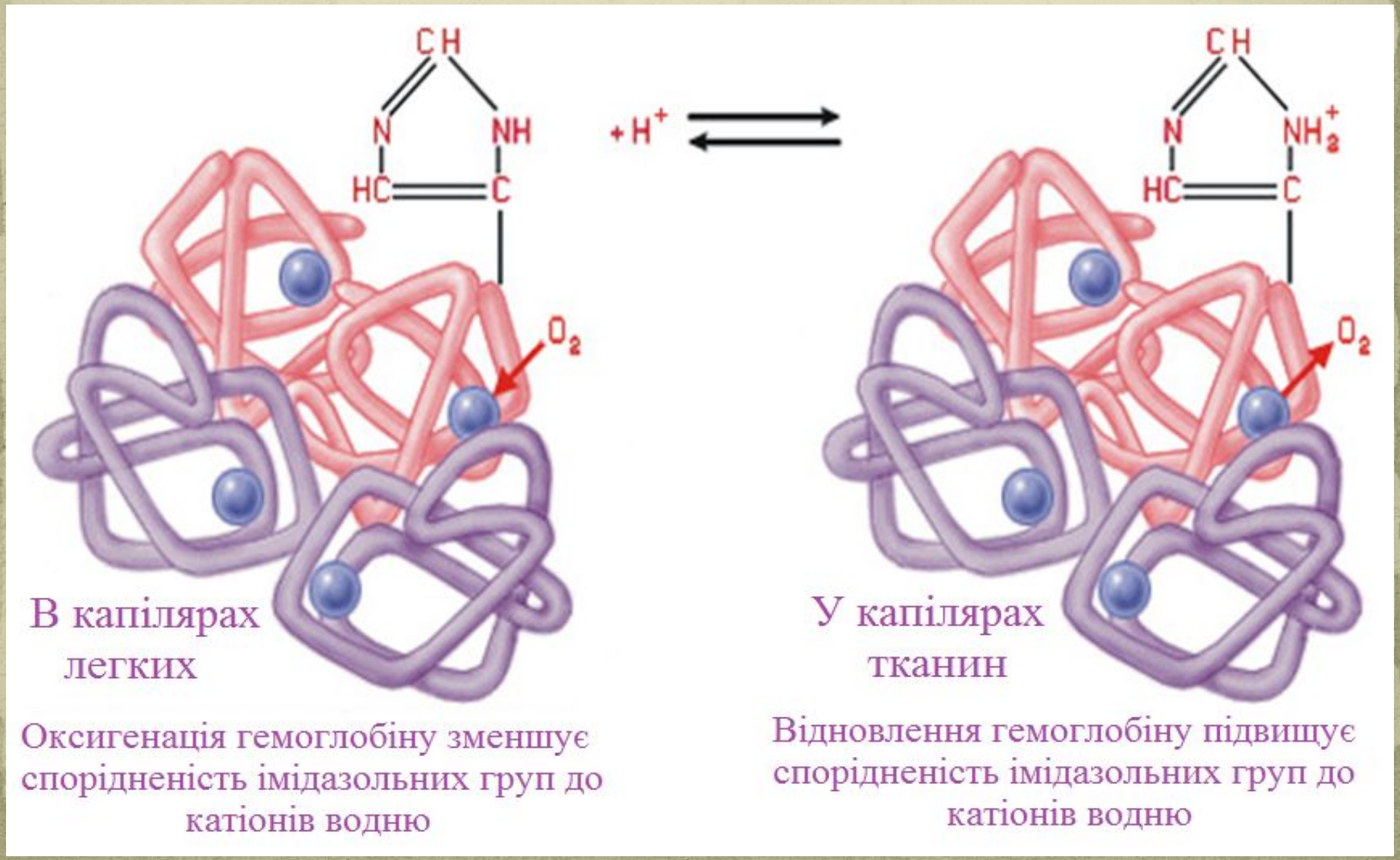


Ізоелектричний білок, Сумарний заряд = 0



Титрування кислотой, сумарний заряд = 3^+

Зв'язування катіонів водню імідазольними групами гемоглобіну.



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 (pH 3,7-5,6)

- $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$
- $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$

Константа дисоціації

$K_a = [CH_3COO^-][H^+]/[CH_3COOH]$

Звідси $[H^+] = K_a [CH_3COOH]/[CH_3COO^-]$

Або $[H^+] = K_a$ [кислота]/ [основа]

У логарифмічному вигляді

pH = pK_a – lg [кислота]/ [основа]

pH = pK_a + lg [основа]/ [кислота]

Механізм буферної дії ацетатного буфера

- $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ (повністю дисоціює)
- $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$ (частково дисоціює)
- У розчині присутні йони CH_3COO^-, H^+, Na^+

- *Якщо додати сильну кислоту:*
- $CH_3COO^- + H^+ \leftrightarrow CH_3COOH$
- (сильна кислота змінюється на слабку)

- *Якщо додати луг :*
- $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$
- (утворюється малодисоціююча молекула води)

Вплив розведення на pH буферних розчинів

- З рівняння Гендерсона-Гассельбаха видно, що при розведенні розчинів концентрації двох компонентів зменшуються однаково і тому їх співвідношення залишається постійним.
-
- $$[H^+] = K_a \frac{[\text{кислота}]}{[\text{основа}]} = K_a \frac{0.1}{0.1} = K_a \frac{0.001}{0.001}$$

$B_{кисл.}$ =

Буферна ємність

- **Буферна ємність (В) - це число молей еквівалента сильної кислоти або лугу, яку необхідно додати до 1 л буферного розчину, щоб змістити його pH на одиницю.**
- Вкисл = $\dfrac{C_н(HA)\cdot V(HA)}{|pH - pH_0|\cdot V(б.р.)}$, Восн= $\dfrac{C_н(B)\cdot V(B)}{|pH - pH_0|\cdot V(б.р.)}$,

де V(HA), V(B) - об'єми доданих кислоти або лугу, л.; $C_н$(HA), $C_н$(B) - молярні концентрації еквівалента відповідно кислоти або лугу; V(б.р.) - об'єм вихідного буферного розчина, л.; pH_o, pH - значення pH буферного розчина до та після додавання кислоти або лугу; $|pH-pH_o|$ - різниця pH 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 %