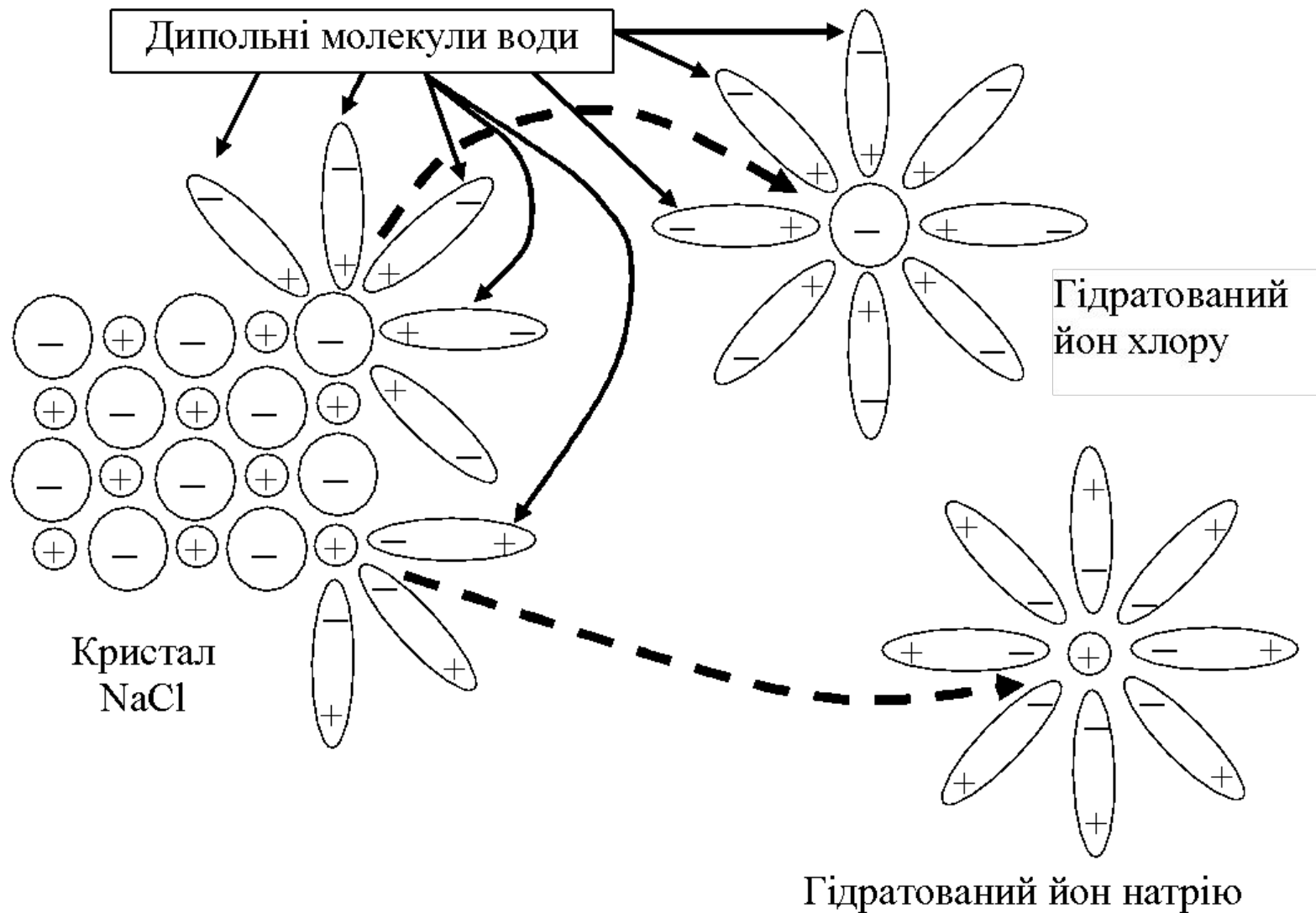


Лекція № 2

Кислотно-основні рівноваги в біологічних системах

доцент, к.х.н. Олена Олегівна Костирко



Розчинення кристалу NaCl у воді

Ступінь дисоціації

$$\alpha = \frac{c_i}{c_0},$$

c_i — концентрація молекул, що розпались на іони;

c_0 — загальна концентрація розчинених молекул.

Ступінь дисоціації зростає при розведенні розчину,
при підвищенні температури розчину.

Константа дисоціації K_d



$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Закон розведення Оствальда: ступінь дисоціації слабкого бінарного електроліту зростає при розведенні розчину.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{c(\text{X})}} \quad V = \frac{1}{c(\text{X})}$$

$$\alpha = \sqrt{K_{\text{д}} \cdot V}$$

$$a(X) = f \cdot c(X)$$

$a(X)$ – активність йонів X;

f – коефіцієнт активності;

$c(X)$ – молярна концентрація йонів X.

Для дуже розведених розчинів сильних електролітів $f = 1$,

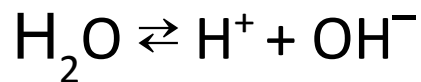
тоді $a(X) = c(X)$.

$$\mu = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n (z_i^2 b_i)$$

Йонна сила розчину μ - *кількісна* характеристика електростатичної взаємодії йонів.

Дорівнює напівсумі добутків молярності кожного з іонів ($b(X)$) на квадрат його елементарного заряду (Z^2).

Дисоціація води



Константа дисоціації води:

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

$$K_{\text{дН}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л (298 К);}$$

Молярна

концентрація

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000 \text{ г/л}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль/л}$$

$$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{р} - \text{ну})} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X}) \cdot V(\text{р} - \text{ну})}$$

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

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль/л} \cdot 55,56 \text{ моль/л} = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2.$$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 \quad (298 \text{ K})$$

йонний добуток води

В чистій воді: $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л.

**Водневий
показник**

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

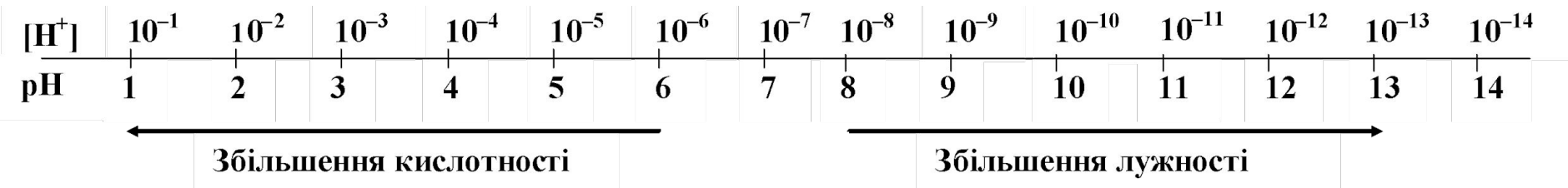
**Гідроксидний
показник**

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

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

$$pH + pOH = 14.$$

**pH = 7 нейтральне
середовище;
pH < 7 кисле середовище;
pH > 7 лужне середовище.**



Значення рН різних біологічних рідин і тканин організму

Біологічна рідина	рН (у нормі)
Сироватка крові	$7,40 \pm 0,05$
Слина	6,35 – 6,85
Чистий шлунковий сік	0,9 – 1,1
Сеча	4,8 – 7,5
Спинномозкова рідина	$7,40 \pm 0,05$
Сік підшлункової залози	7,5 – 8,0
Вміст тонкого кишечника	7,0 – 8,0
Жовч у протоках	7,4 – 8,5
Жовч у міхурі	5,4 – 6,9
Молоко	6,6 – 6,9
Водяниста волога ока (сльозова рідина)	$7,4 \pm 0,1$
Шкіра (внутрішньоклітинна рідина, різні шари)	6,2 – 7,5
Печінка (внутрішньоклітинна рідина)	
купферовські клітини	6,4 – 6,5
клітини по периферії частинок	7,1 – 7,4
клітини в центрі частинок	6,7 – 6,9

Зміщення значення рН крові в кислий бік від нормальної величини рН = 7,4 називається *ацидозом*, а в лужний бік — *алкалозом*.

Буферними називають розчини, які мають властивість досить стійко зберігати сталість рН при розведенні, а також протидіяти зміні рН при додаванні помірних кількостей сильної кислоти або лугу

кислотні буфери ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$);

основні буфери ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$);

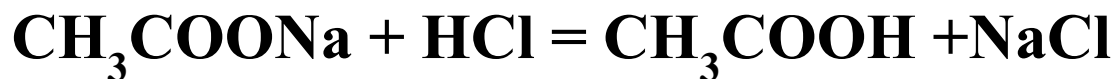
білкові амфолітні буфери.

Кислотний

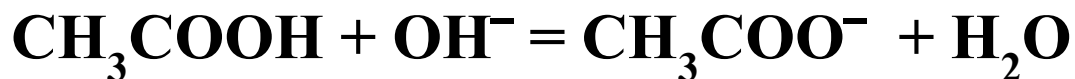
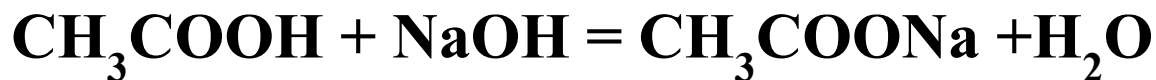
Оцтовий буферний розчин



Додавання 0,01 моль HCl

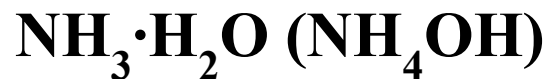


Додавання 0,01 моль NaOH

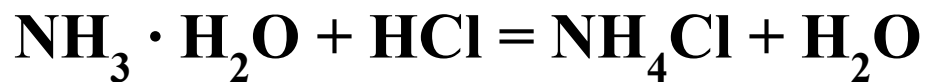


Основний

амонійний буферний розчин



Додавання 0,01 моль HCl



Додавання 0,01 моль NaOH



рівняння Гендерсона-Гассельбаха *для кислотного буферного розчину* :

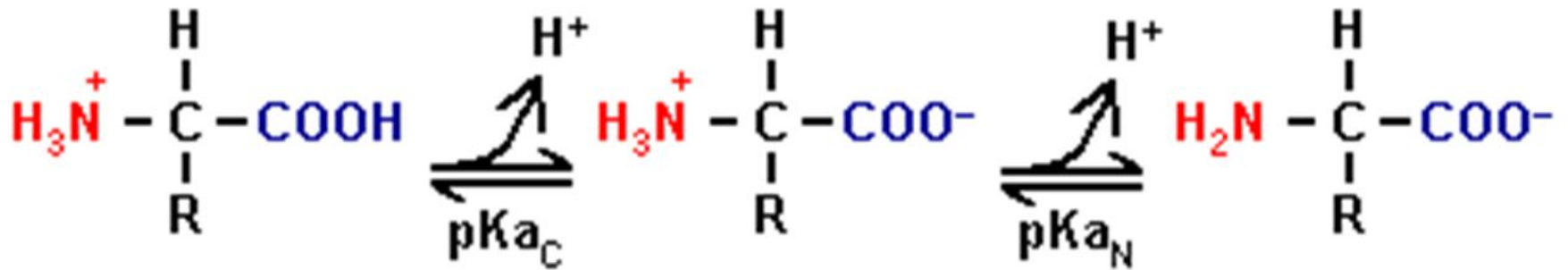
$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{д}} + \lg \frac{\text{с(солі)}}{\text{с(кислоти)}}$$

рівняння Гендерсона-Гассельбаха *для основного буферного розчину* :

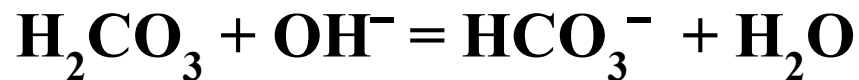
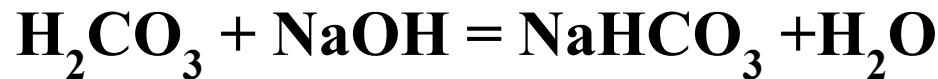
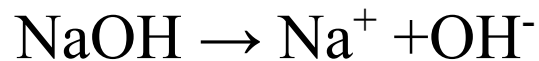
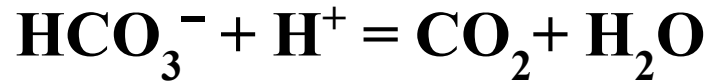
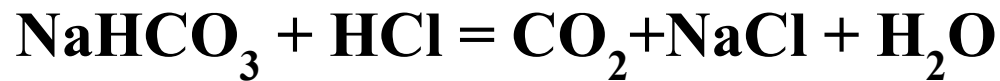
$$\text{pH} = 14 - \left(\text{pK}_{\text{д}} + \lg \frac{\text{с(солі)}}{\text{с(основи)}} \right)$$

$$\text{pK}_{\text{д}} = -\lg K_{\text{д}}$$

Білкові буферні системи



Гідрогенкарбонатна (бікарбонатна) буферна система



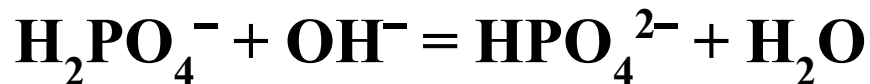
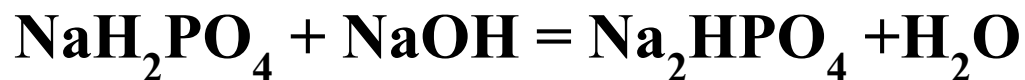
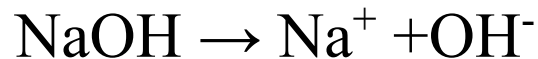
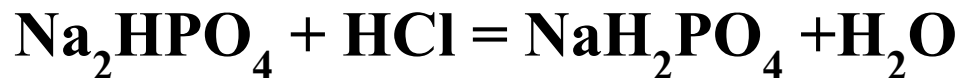
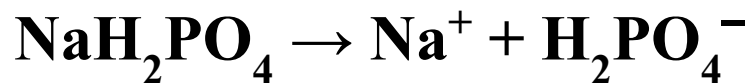


$$\text{pH} = \text{pK}_1 + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$\lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 7,4 - 6,1 = 1,3$$

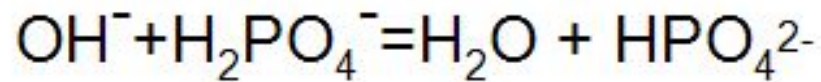
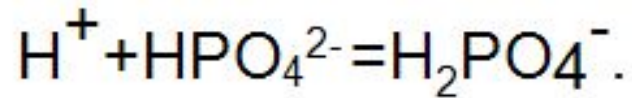
$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 19,95$$

Фосфатна буферна система



В клітині : KH_2PO_4 и K_2HPO_4 .

В плазмі та позаклітинному просторі: NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 .

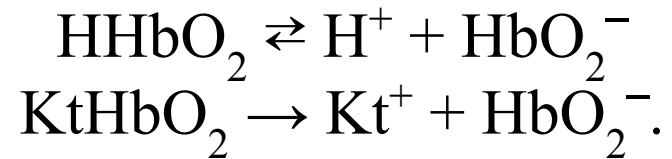
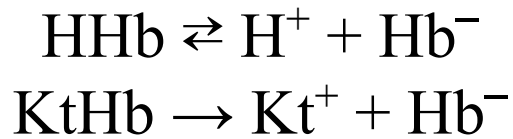
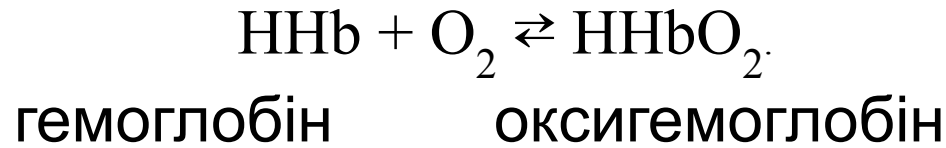


$$pH = pK_2 + \lg \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$\lg \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 7,4 - 6,8 = 0,6$$

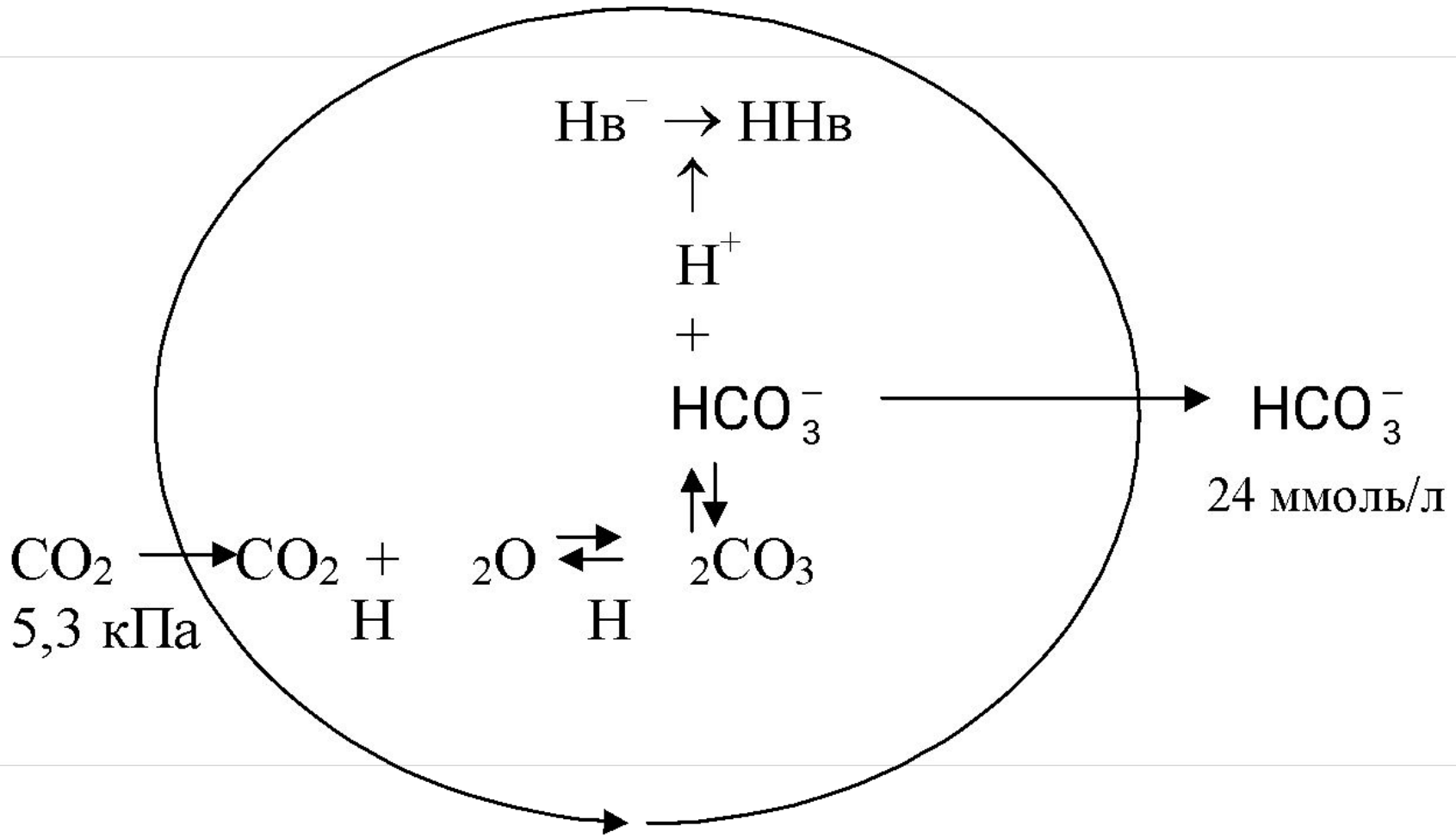
$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 3,98$$

Гемоглобінова буферна система в еритроцитах



$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HHb}} + \lg \frac{[\text{Hb}^-]}{[\text{HHb}]} = 8,2 + \lg \frac{[\text{Hb}^-]}{[\text{HHb}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HHbO}_2} + \lg \frac{[\text{HbO}_2^-]}{[\text{HHbO}_2]} = 6,95 + \lg \frac{[\text{HbO}_2^-]}{[\text{HHbO}_2]}$$



Буферна ємність (В) - кількість молей еквіваленту сильної кислоти або сильної основи, які потрібно додати до одного літра буферного розчину, щоб змінити його рН на одиницю.

$$B_{\text{к}} = \frac{c\left(\frac{1}{Z} \text{к} - \text{ти}\right) \cdot V(\text{к} - \text{ти})}{V(\text{буф. р} - \text{ну}) \cdot \Delta \text{рН}}$$

$$B_{\text{л}} = \frac{c\left(\frac{1}{Z} \text{основи}\right) \cdot V(\text{основи})}{V(\text{буф. р} - \text{ну}) \cdot \Delta \text{рН}}$$

1. Максимальну буферну ємність мають буферні розчини, що містять рівні концентрації слабкої кислоти і солі, або слабкої основи і солі.

2. Буферна ємність розчину тим більша, чим вища концентрація компонентів буферної суміші.

3. В міру додавання до буферного розчину кислоти або лугу стійкість розчину до зміни рН поступово зменшується.