

# Лекция 4

pH в водных растворах,  
буферные системы

# План лекции

- Теория слабых электролитов
- Теория сильных электролитов
- Протолитическая теория кислот и оснований
- Теория кислот и оснований Льюиса
- рН биологических жидкостей
- Буферные растворы
- Буферные системы в организме человека

# Теория электролитической диссоциации (ТЭД) эл-тов Аррениуса - это теория слабых эл-тов.

$\alpha$   
 $K_d$  } Важн. хар-ки слабого эл-та;  
взаимосвязь уст. з-н Оствальда.

Факторы, влияющие на  $\alpha$ :

$$K_d \approx C\alpha^2$$

## 1. природа в-ва

- растворителя (дип. момент, диэлектр. проницаемость)
- характер хим. связи в молекуле растворенного в-ва.

## 2. концентрация вещества ( $c \uparrow C, \alpha \downarrow$ )

## 3. температура ( $c \uparrow T, \alpha \uparrow$ )

## 4. наличие одноименных ионов (пр. Ле-Шателье):



а) HCl,  $\uparrow \text{H}^+$ , х.р.  $\leftarrow$ ,  $\alpha \downarrow$

б)  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\uparrow \text{CH}_3\text{COO}^-$ , х.р.  $\leftarrow$ ,  $\alpha \downarrow$

в) NaOH,  $\text{OH}^-$ , х.р.  $\rightarrow$ ,  $\alpha \uparrow$

$$\alpha = f(C, T)$$

$K_d$  зависит:

➤ от природы электролита

➤ от температуры:  $T \uparrow$ ,  $K_d \uparrow$

$K_d \neq f(C)$ , поэтому можно сравнивать силу эл-тов. Чем больше  $K_d$ , тем сильнее эл-т.

## Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

**НСЮ**

**СН<sub>3</sub>СООН**

**HF**

**$3,0 \cdot 10^{-8}$**

**$1,8 \cdot 10^{-5}$**

**$6,8 \cdot 10^{-4}$**

**Увеличение силы кислот**

# Теория сильных электролитов (1923 г, Дебай, Хюккель)

1. **Сильные эл-ты** в водных р-рах диссоциируют **полностью**, т.е. для них  $\alpha = 1$  или **100 %**.  
Понятия  $\alpha$  и  $K_d$  к сильным эл-там неприменимы.
2. В растворах **ионы** за счет сильного ион-дипольного вз-ия с молекулами  $H_2O$  **окружены гидратными оболочками**.
3. Сильное ион-ионное вз-ие создает **ионные атмосферы** (каждый гидратированный ион окружен гидратированными ионами противоположного заряда).

В растворах сильных электролитов вместо концентрации пользуются активностью  $a$  (условная эффективная концентрация), моль/л.

$$a = f_a \cdot C \longrightarrow \begin{array}{l} \text{аналитическая} \\ \text{концентрация, моль/л} \end{array}$$

$f_a$   
коэффициент активности (безразмерная величина).

Коэффициент активности  $f_a$  характеризует отклонение некоторых свойств реального раствора сильного электролита от свойств раствора при бесконечном разведении при отсутствии межйонных взаимодействий.

Для реальных р-ров  $f_a < 1$ . ( $f_a \approx a$  кажущаяся).

В сильно разбавленных р-рах  $f_a \rightarrow 1$ ;  $a \rightarrow C$

# $f_a$ ЗАВИСИТ ОТ :

## 1. концентрации раствора

- $C \uparrow, f_a \downarrow$
- $C \rightarrow 0, f_a \rightarrow 1$

## 2. природы иона (заряд и радиус):

- $Z \uparrow, f_a \downarrow$ ;
- $r \uparrow, f_a \uparrow$ , если  $Z = \text{const}$ ;

## 3. температуры: $T \uparrow, f_a \uparrow$

## 4. природы растворителя ( $\mu, \varepsilon$ )

## 5. ионной силы раствора ( $I$ ): $I \uparrow, f_a \downarrow$



Другой количественной характеристикой сильных электролитов является ионная сила раствора ( $I$ ).

$$I = 1/2 \sum C_{mi} \cdot Z_i^2$$

$C_{mi}$  – молярность данного иона, моль/кг,  
 $Z_i^2$  заряд каждого иона.

**Ионная сила раствора** – это мера напряженности электрического поля в растворе, создаваемом всеми ионами в растворе, учитывает электростатическое взаимодействие всех ионов

Ионная сила биологических жидкостей, например, плазмы крови  $\sim 0,15$  моль/кг .  
Изотонический раствор 0,85% (0,15 М) р-р NaCl ,  
 $I = 0,15$  моль/кг.

$$C_m (\text{NaCl}) = 0,15 \text{ моль/ кг}$$

$$I = \frac{1}{2} (0,15 \cdot 1^2 + 0,15 \cdot 1^2) = 0,15 \text{ моль / кг}$$

$\text{Na}^+ \qquad \qquad \qquad \text{Cl}^-$

Между ионной силой раствора **I** и средним коэффициентом активности для данного электролита **f<sub>a</sub>** существует взаимосвязь.

Для разбавленных растворов, в которых  $I \leq 0,01$ :

$$-\lg f_a = 0,5 \cdot |Z_+ \cdot Z_-| \cdot \sqrt{I}$$

Для растворов электролитов с одинаково заряженными ионами ( $\text{MgSO}_4$ ):

$$-\lg f_a = 0,5Z^2 \sqrt{I}$$

Чем больше ионная сила раствора и величина заряда ионов, тем меньше коэффициент активности.

# Протонная теория кислот и оснований.

Теория Бренстеда – Лоури (1923 г.)

Основные положения :

**1. Кислота** - всякая частица (молекула, ион) отдающая протон, т.е. донор протонов.

**Основание** – частица, присоединяющая протон, т.е. акцептор протонов.

# Классификация кислот и оснований

## Кислоты:

- нейтральные  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- анионные  $\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- катионные  $\text{NH}_4^+ \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NH}_3$

## Основания:

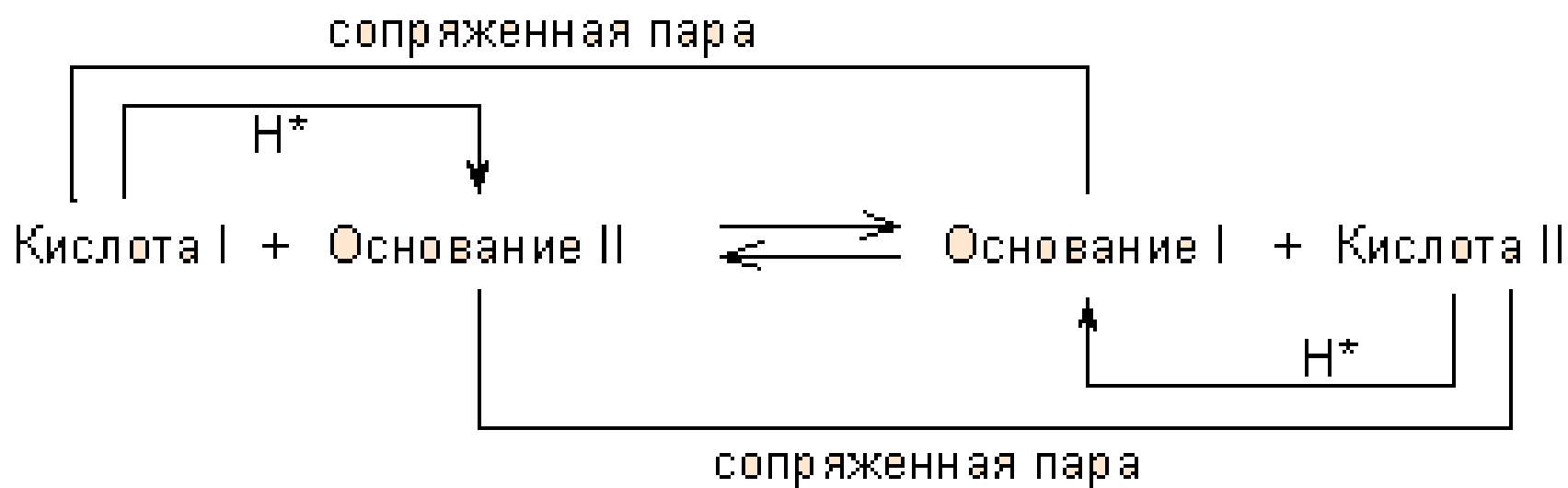
- ❖ нейтральные  $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$
- ❖ анионные  $\text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HCl}$
- ❖ катионные  $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2 + \text{H}^+ \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{H}_2\text{N} - \text{NH}_3^+; \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_3\text{N}^+ - \text{NH}_3^+$

## 2. Кислоты и основания существуют

**только как сопряженные пары:** кислота, отдавшая протон, превращается в сопряженное ей основание, а основание, приняв протон, превращается в сопряженную ему кислоту.

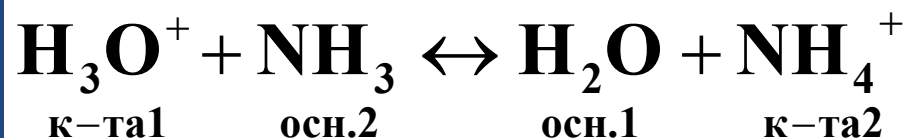
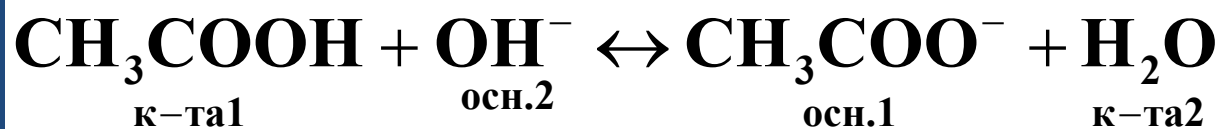
Кислота	$\leftrightarrow$	протон	+	основание
$\text{H}_3\text{O}^+$	$\leftrightarrow$	$\text{H}^+$	+	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{O}$	$\leftrightarrow$	$\text{H}^+$	+	$\text{OH}^-$
$\text{NH}_4^+$	$\leftrightarrow$	$\text{H}^+$	+	$\text{NH}_3$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\leftrightarrow$	$\text{H}^+$	+	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
$\text{HCl}$	$\leftrightarrow$	$\text{H}^+$	+	$\text{Cl}^-$
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\leftrightarrow$	$\text{H}^+$	+	$\text{HPO}_4^{2-}$

**3. Протолитические р-ции** сопровождаются **переносом протонов** от кислоты к основанию и представляют собой две одновременно протекающие полуреакции:

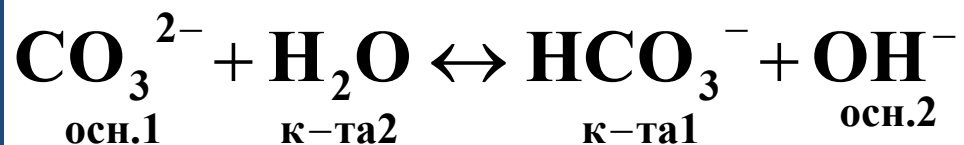


# Типы протолитических реакций

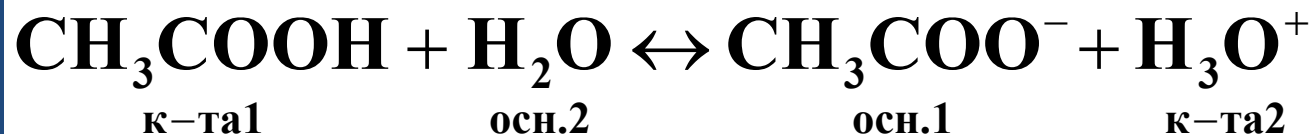
## 1. нейтрализация



## 2. гидролиз



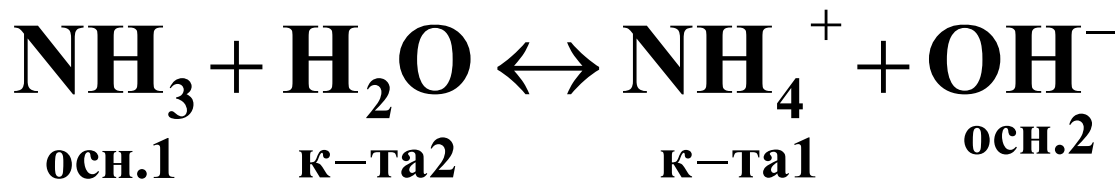
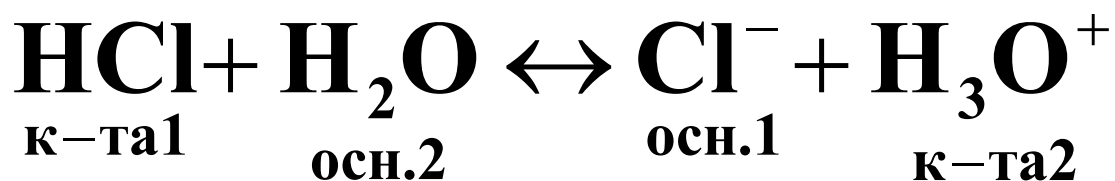
## 3. электролитическая диссоциация





4. Кислотно-основные св-ва в-во проявляет в конкретной хим. р-ции. В зависимости от партнера в-ва могут быть **амфолитами**.

### Характеристика воды как амфолита



5. Протон в водных растворах гидратирован, существует в виде иона – **гидроксония**  $\text{H}_3\text{O}^+$

# Классификация растворителей

1. апротонные (нет  $\text{H}^+$ ) :  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CCl}_4$  и др.

2. протолитические :

❖ протогенные – отдают  $\text{H}^+$   
( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

❖ протофильные - присоединяют  $\text{H}^+$   
( $\text{NH}_3$  жидкий)

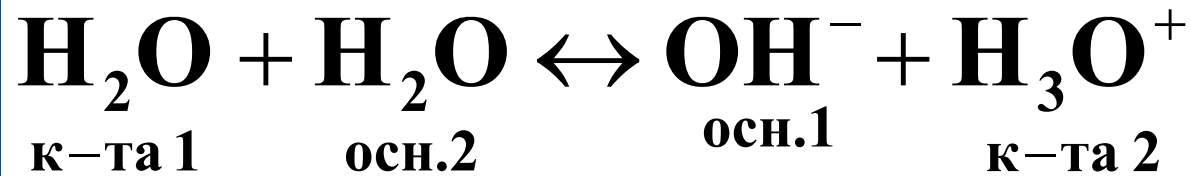
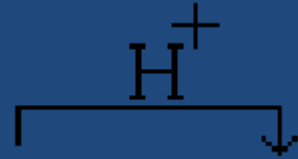
❖ амфипротонные ( $\text{H}_2\text{O}$ )

# Теория Льюиса

- Кислота – акцептор электронной пары
- Основание – донор электронной пары



# Диссоциация воды. Ионное произведение воды.



автопротолиз



$$K_{\text{д const}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \quad (25^0 \text{C})$$

$\alpha(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-9}$ , это значит, что из

**50 000 000** молекул распадается - 1

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

( $t = 25^\circ \text{C}$  и  $P = 1 \text{ атм.}$ )

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

**Ионное произведение воды**

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14} = K_w$$

При  $25^{\circ}\text{C}$   $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$

При  $37^{\circ}\text{C}$   $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-13,6}$

$K_{\text{H}_2\text{O}} = f(t)$ , если  $t \uparrow$ , то  $K_{\text{H}_2\text{O}} \uparrow$

В чистой воде  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$  моль/л

*(нейтральная среда)*

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л

*(кислая среда)*

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л

*(щелочная среда)*

# Водородный показатель (pH)

1909 г. Серенсен

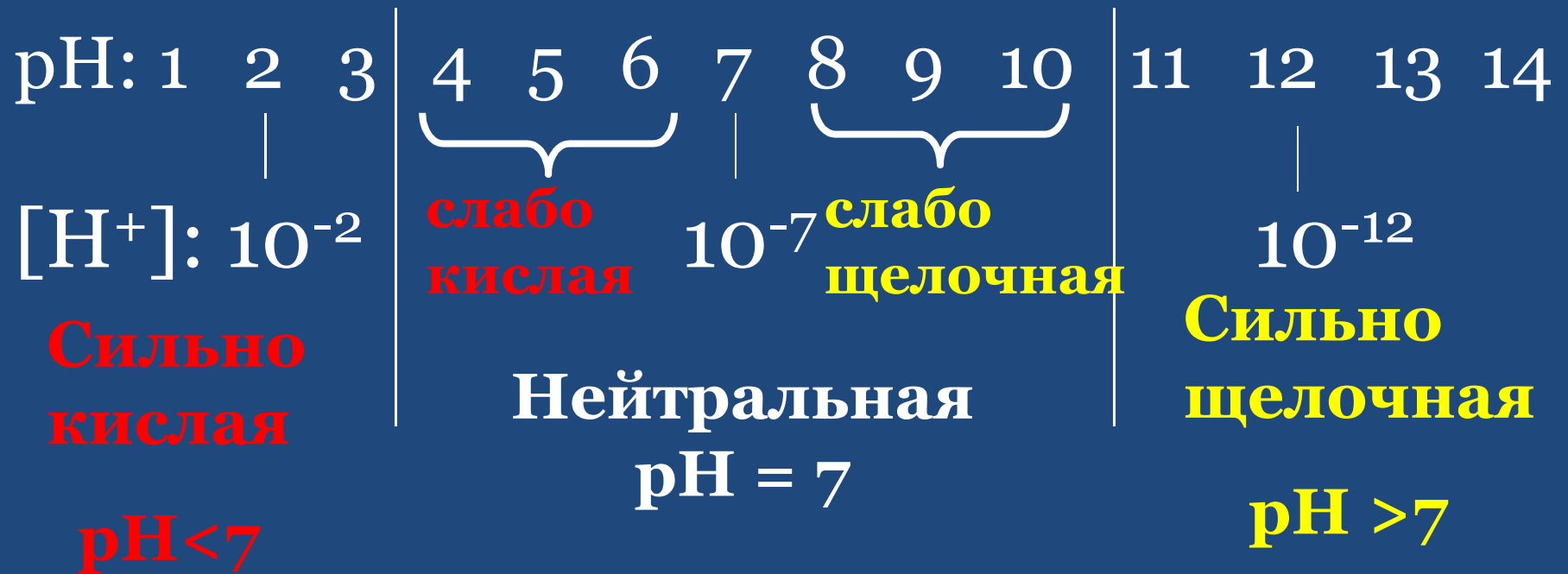
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]; \quad \text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+}$$

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 = \text{p}K_w$$

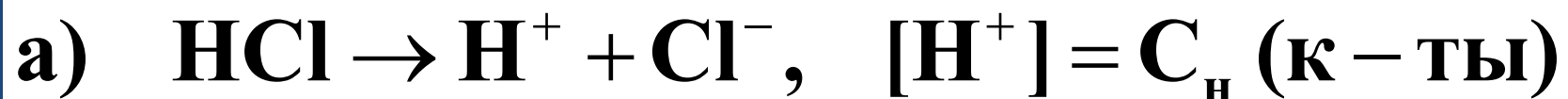
# Шкала pH (25°C)





# Расчет pH растворов

## I. Сильных кислот и оснований $f_a \approx 1$



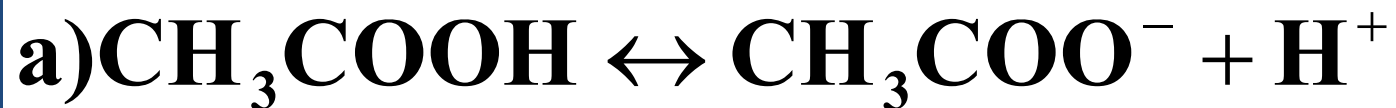
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg C_{\text{H}} \text{ (к-ты)}$$



$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg C_{\text{H}} \text{ (щел.)}$$

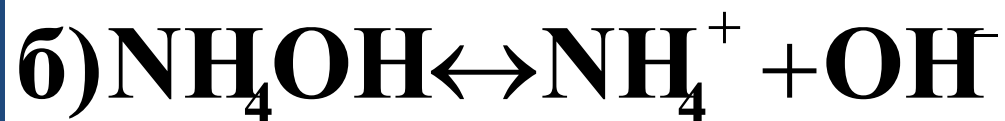
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

## II. Слабых кислот и оснований



$$[\text{H}^+] = C_{\text{H}} (\text{к - ты}) \cdot \alpha ;$$

$$\text{pH} = -\lg (C_{\text{H}} (\text{к - ты}) \cdot \alpha)$$



$$[\text{OH}^-] = C_{\text{H}} (\text{осн}) \cdot \alpha$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\lg (C_{\text{H}} (\text{осн}) \cdot \alpha))$$

Если  $\alpha$  неизвестно:

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

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

$$K_d = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot C_{\text{к-ты}}}$$

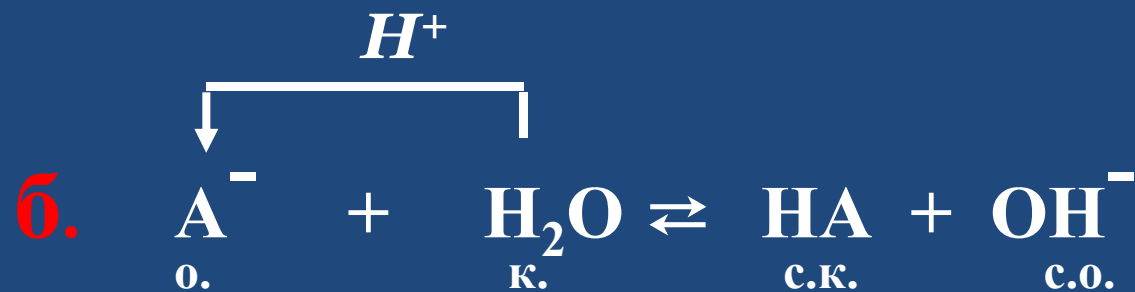
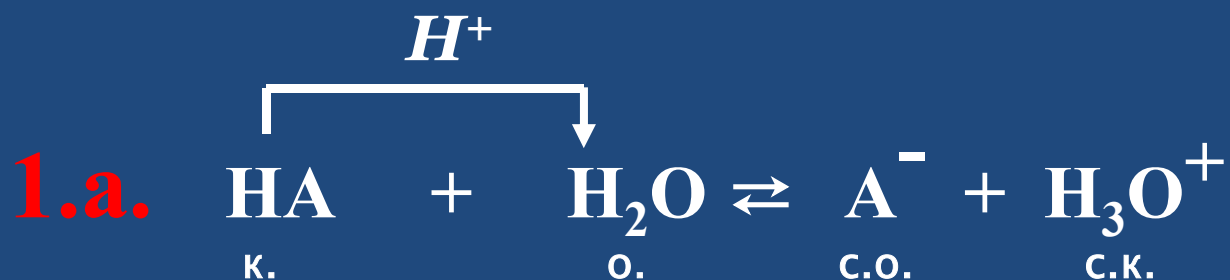
$$pK = -\lg K_d$$

В справочнике

Чем  $< pK$ , тем сильнее  
слабый электролит

# Количественная оценка силы кислот и оснований

Согласно протонной теории силу кислот и оснований устанавливают относительно  $\text{H}_2\text{O}$ .



**а.**

$$K_{\text{x.p.}} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [H_2O]}; \quad K_{\text{x.p.}} \cdot [H_2O] = K_a$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

**– КОНСТАНТА  
КИСЛОТНОСТИ**

**б.**

$$K_{\text{x.p.}} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-] \cdot [H_2O]}; \quad K_{\text{x.p.}} \cdot [H_2O] = K_b$$

$$K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

**– КОНСТАНТА  
ОСНОВНОСТИ**

$$K_a \cdot K_b = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

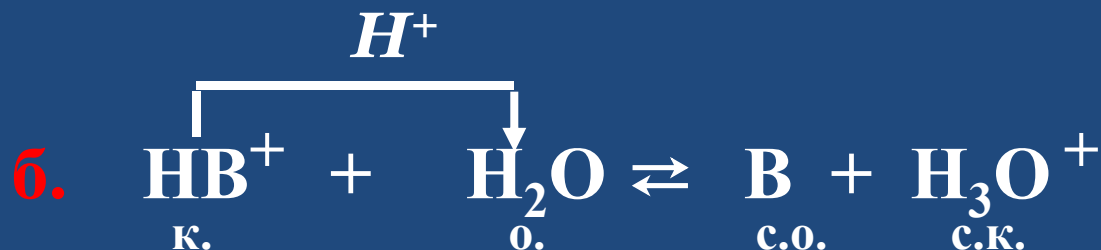
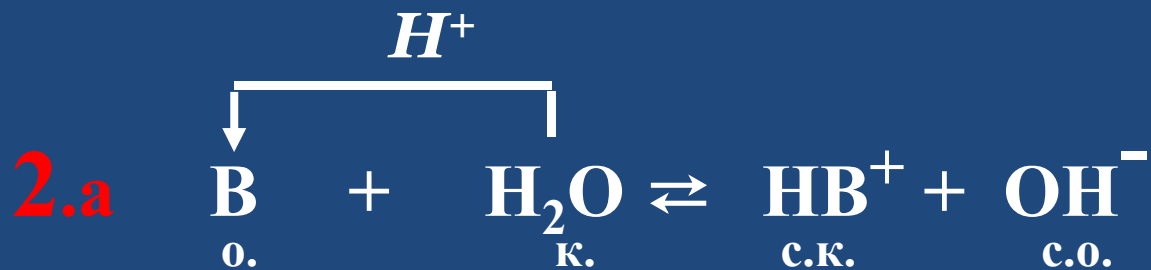
$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$-\lg K_a = \text{p}K_a; \quad -\lg K_b = \text{p}K_b$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$$

**а.** Чем  $> K_a$ ,  $< \text{p}K_a$  тем сильнее кислота HA

**б.** Чем  $> K_b$ ,  $< \text{p}K_b$  тем сильнее с. онование  $\text{A}^-$



$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

$$K_a = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[HB^+]}$$

**а.** Чем  $> K_b$ ,  $< pK_b$  тем сильнее основание В

**б.** Чем  $> K_a$ ,  $< pK_a$  тем сильнее с. кислота  $HB^+$

## Таблица. Значения $pK_a$ $pK_b$ для важнейших КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ пар

$pK_a$	кислота	основание	$pK_b$
1,78	$SO_2 \cdot H_2O$	$HSO_3^-$	12,22
2,14	$H_3PO_4$	$H_2PO_4^-$	11,86
3,18	HF	$F^-$	10,82
3,29	$HNO_2$	$NO_2^-$	10,71
3,75	HCOOH	$HCOO^-$	10,25
4,76	$CH_3COOH$	$CH_3COO^-$	9,24
6,37	$H_2CO_3$	$HCO_3^-$	7,63
7,21	$H_2PO_4^-$	$HPO_4^{2-}$	6,79
9,24	$NH_4^+$	$NH_3 \cdot H_2O$	4,76
10,33	$HCO_3^-$	$CO_3^{2-}$	3,67
11,62	$H_2O_2$	$HO_2^-$	2,38
12,34	$HPO_4^{2-}$	$PO_4^{3-}$	1,66



# Кислотность биологических жидкостей

Биол. жидк. содержат к-ты:

- соляную
- угольную
- пировиноградную
- молочную и др.

**Общая кислотность** – соответствует общей конц. сильных и слабых к-т; опр-ся м. кислотно-основного титрования.

**Активная кислотность** – равна конц. (активности) свободных ионов  $H^+$ , возник. при диссоциации сильных и слабых эл-тов; опр-ся колорим. Или потенциометрическим методом по рН раствора.

**Потенциальная кислотность** – равна конц. непродиссоциировавших молекул слабых к-т и рассчит-ся по разности общей и активной кислотностей

# Значения pH важнейших биологических жидкостей

жидкость	pH
1. желудочный сок	$1,85 \pm 0,15$
2. моча	$5,0 - 8,0$
3. слюна	$6,6 \pm 0,3$
4. желчь	$6,9 \pm 0,4$
5. плазма крови (артериальная)	$7,4 \pm 0,05$
6. слезная жидкость	$7,7 \pm 0,1$
7. сок поджелудочной железы	$8,8 \pm 0,2$

- ионы  $H^+$  катализируют многие биохим. процессы;
- активность ферментов и гормонов проявляется в определенных, довольно узких интервалах pH.

### Примеры:

- пепсин желудочного сока активен при  $pH = 1,5 - 2,0$ ;
- тканевые катапсины:  
при  $pH \approx 7$  катализируют синтез белков,  
при  $pH < 7$  расщепляют их.



В результате процессов метаболизма в организме человека ежедневно образуется к-во к-ты, эквивалентное  $\approx 2,5$  л HCl (конц.)

# Защитные мех-мы поддержания постоянства рН:

- ❖ физиологические – это процессы метаболизма, дыхания и мочевыделения
- ❖ физико-химические мех-мы регуляции кислотно-основного равновесия в организме с помощью **буферных систем организма.**

# Буферные системы (БС)

БС – это с-мы, которые сохраняют постоянство значения рН при добавлении небольших количеств сильных кислот и оснований, а также при разведении.

I.  $\frac{\text{слабая кислота}}{\text{сопряжен. основание}}$

II.  $\frac{\text{слабое основание}}{\text{сопряжен. кислота}}$

# Классификация БС

## I. кислотные:

□ ацетатная:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$



Слабая кислота



Сопряженное  
основание

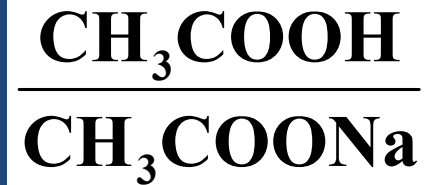
□ гидрокарбонатная :





# Расчет pH БС

## 1. кислотный буфер:



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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = C_{\text{соли}}, \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_{\text{к-ты}}$$



$$K_d = \frac{C_{\text{соли}} \cdot [H^+]}{C_{\text{к-ты}}}; \quad [H^+] = K_d \cdot \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}}$$

$$-\lg [H^+] = -\lg K_d - \lg \frac{C_{\text{к-ты}}}{C_{\text{соли}}};$$

$$-\lg K_d = pK_{\text{к-ты}}$$

$$pH = pK_{\text{к-ты}} + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{к-ты}}}$$

ур-ие Гендерсона-Гассельбаха

## 2. основной буфер:



$$\text{pOH} = \text{pK}_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{осн.}}}; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

БС устойчиво поддерживает pH р-ра в пределах:

$\text{pK} \pm 1$  для кислотных БС;

$14 - (\text{pK} \pm 1)$  для основных БС.

**Пример:** pH плазмы крови = 7,4 ;

$\text{pK CH}_3\text{COOH} = 4,75, \quad \text{pK H}_2\text{PO}_4^- = 7,2$

## **pH БС зависит:**

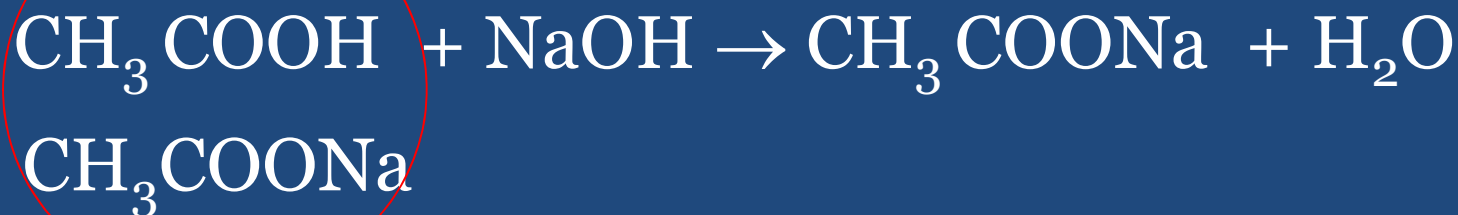
- от величины  $pK$  (т.е. от  $K_d$ ),  
а следовательно и от  $T$ , т.к.  $K_d = f(T)$
- от соотношения концентраций  
компонентов;

**pH БС не зависит** от разбавления,  
т.к.  $K_d$  остаётся **const**

$$K_d \neq f(C)$$

# Механизм действия БС

x моль



**буфер**

а)  $\sim \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

сильное основание NaOH  $\rightarrow$  слабое  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

$C_{\text{соли}} \uparrow, C_{\text{кислоты}} \downarrow; \text{pH} \uparrow$

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{к-ты}} + \lg \frac{C_{\text{соли}} + x}{C_{\text{к-ты}} - x}$$

$\text{pH} \uparrow$  (изменяется, но незначительно!)



X МОЛЬ

**буфер**

б)  $\sim \text{H}^+ \rightarrow$  в слабую  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$C_{\text{кислоты}} \uparrow$ ,  $C_{\text{соли}} \downarrow$ ;  
 $\text{pH} \downarrow$  (незначительно!)

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{к-ты}} + \lg \frac{C_{\text{соли}} - X}{C_{\text{к-ты}} + X}$$

**Вывод:** В БС кислотный компонент нейтрализует щелочь, а основной компонент нейтрализует сильную кислоту, поэтому pH БС практически не изменяется.

# Буферная емкость (БЕ)

БЕ – это к-во экв-тов ионов  $H^+$  или  $OH^-$ , которые надо добавить к 1 л буферного р-ра, чтобы изменить его рН на единицу

$$BE_{\text{по кислоте}} = \frac{n_{\text{э}}(H^+)}{V_{\text{буф. р-ра}}(\text{л}) \cdot \Delta pH};$$

$$n_{\text{э}}(H^+) = C_n(\text{к-ты}) \cdot V(\text{к-ты})(\text{л})$$

$$BE_{\text{по щелочи}} = \frac{n_{\text{э}}(OH^-)}{V_{\text{буф. р-ра}}(\text{л}) \cdot \Delta pH};$$

$$n_{\text{э}}(OH^-) = C_n(\text{осн.}) \cdot V(\text{осн.})(\text{л})$$

## **БЕ зависит:**

- от абсолютных значений концентраций компонентов (влияет разбавление).

*При разбавлении р-ра БЕ уменьшается!*

- от соотношения концентраций компонентов

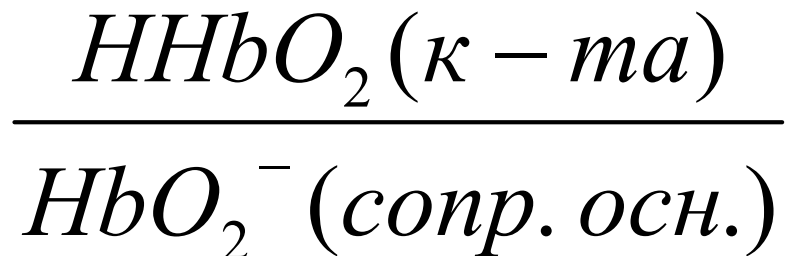
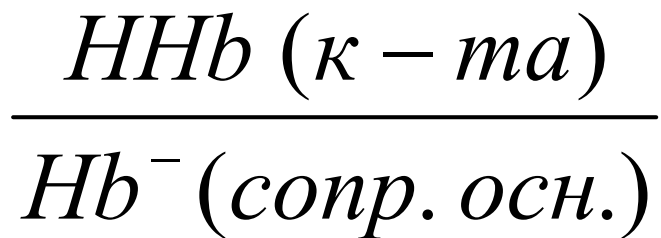
*Буф. р-ры с более высокими и равными концентрациями компонентов характеризуются максимальной устойчивостью рН*

**При соотношении конц. компонентов = 1 БЕ max.**





## 4. Гемоглобиновая буферная система



Гемоглобиновый буфер      Оксигемоглобиновый буфер



БС вносят различный вклад в БЕ крови.

**Плазма рН=7,4**

Гидрокарбонатная.....	35 %	} 45%
Фосфатная.....	3 %	
Белковая.....	7 %	

**Эритроциты рН=7,25**

Гемоглобиновая.....	35 %	} 55 %
Гидрокарбонатная.....	18 %	
Фосфатная.....	2 %	

Гидрокарбонатная БС главная – 53 % БЕ крови

**Гемогл. БС** эффективно функционирует в сочетании  
с гидрокарбонатной

# ГИДРОКАРБОНАТНАЯ БС



$\text{NaHCO}_3 \rightarrow$  в плазме;

$\text{KHCO}_3 \rightarrow$  в эритроцитах.

Непосредственно измерить концентрацию угольной кислоты  $[\text{H}_2\text{CO}_3]$  в крови практически невозможно. Поэтому в уравнение Гендерсона-Гассельбаха вместо  $[\text{H}_2\text{CO}_3]$  вводят концентрацию углекислого газа  $[\text{CO}_2]$ , которую можно рассчитать.

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{к-ты}} + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

## В норме в крови:

1. Парциальное давление  $p(\text{CO}_2)=5,3$  кПа;  
константа растворимости  $\text{CO}_2$  (const Генри) = 0,23  $\Rightarrow$   
 $[\text{CO}_2] = p(\text{CO}_2) \cdot K_{\text{р-ти}}(\text{CO}_2) = 5,3 \cdot 0,23 = 1,219$   
 $[\text{CO}_2] = 1,2$  ммоль/л
2.  $[\text{HCO}_3^-] = 24$  ммоль/л
3. Соотношение  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2] = 24/1,2 = 20/1$
4.  $pK = -\lg K_{\text{д1}}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,1$

По уравнению Гендерсона-Гассельбаха

$$pH = 6,1 + \lg 20/1 = 6,1 + 1,3 = 7,4$$

Таким образом, активная реакция плазмы артериальной крови у здоровых людей соответствует  $pH=7,40$ .

Поскольку  $[\text{HCO}_3^-] > [\text{CO}_2]$ , то БЕ крови значительно больше для кислот, чем для оснований. Это имеет большое биологическое значение, т.к. в процессе обмена веществ кислот образуется больше, чем оснований.

**$[\text{HCO}_3^-]$  – это щелочной резерв крови!**

## Патология

1. Если  **$[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2] < 20$** ,  
**то рН (крови)  $< 7.4 \Rightarrow$  ацидоз**

**Газовый ацидоз** – при  $\uparrow \text{C}(\text{CO}_2)$  во вдыхаемом воздухе, заболеваниях органов дыхания (пневмония), угнетение дыхательного центра (анестетики, седативные препараты).

**Метаболический ацидоз** – накопление нелетучих продуктов обмена при ожогах и воспалительных процессах.

2. Если  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2] > 20$ ,  
то **pH** (крови)  $> 7.4 \Rightarrow$  алкалоз

**Газовый алкалоз** – при  $\downarrow \text{C}(\text{CO}_2)$  во вдыхаемом воздухе; при гипервентиляции легких (частое, глубокое дыхание,  $\uparrow \text{C}(\text{O}_2)$ ), астма).

**Метаболический алкалоз** – потеря больших количеств  $\text{HCl}$  при рвоте, выведение больших количеств  $\text{H}^+$  при приёме диуретиков, длительный приём минеральных вод с большим содержанием щелочей.

# Основные клинические проявления при ацидозе и алкалозе

**Ацидоз:** Угнетение ЦНС,  
при рН ниже 7 угнетение достигает такой степени,  
при которой теряется ориентация ; человек впадает  
в коматозное состояние;  
Учащение дыхания с целью выведения углекислого  
газа, как приспособительная реакция

**Алкалоз:** перевозбуждение нервной системы, которое  
сопровождается тетоническими (судорожными)  
сокращениями;  
может наступить гибель от тетонического  
сокращения дыхательной мускулатуры

## Коррекция

- При **ацидозе** применяют трисамин, связывающий избыточные протоны:

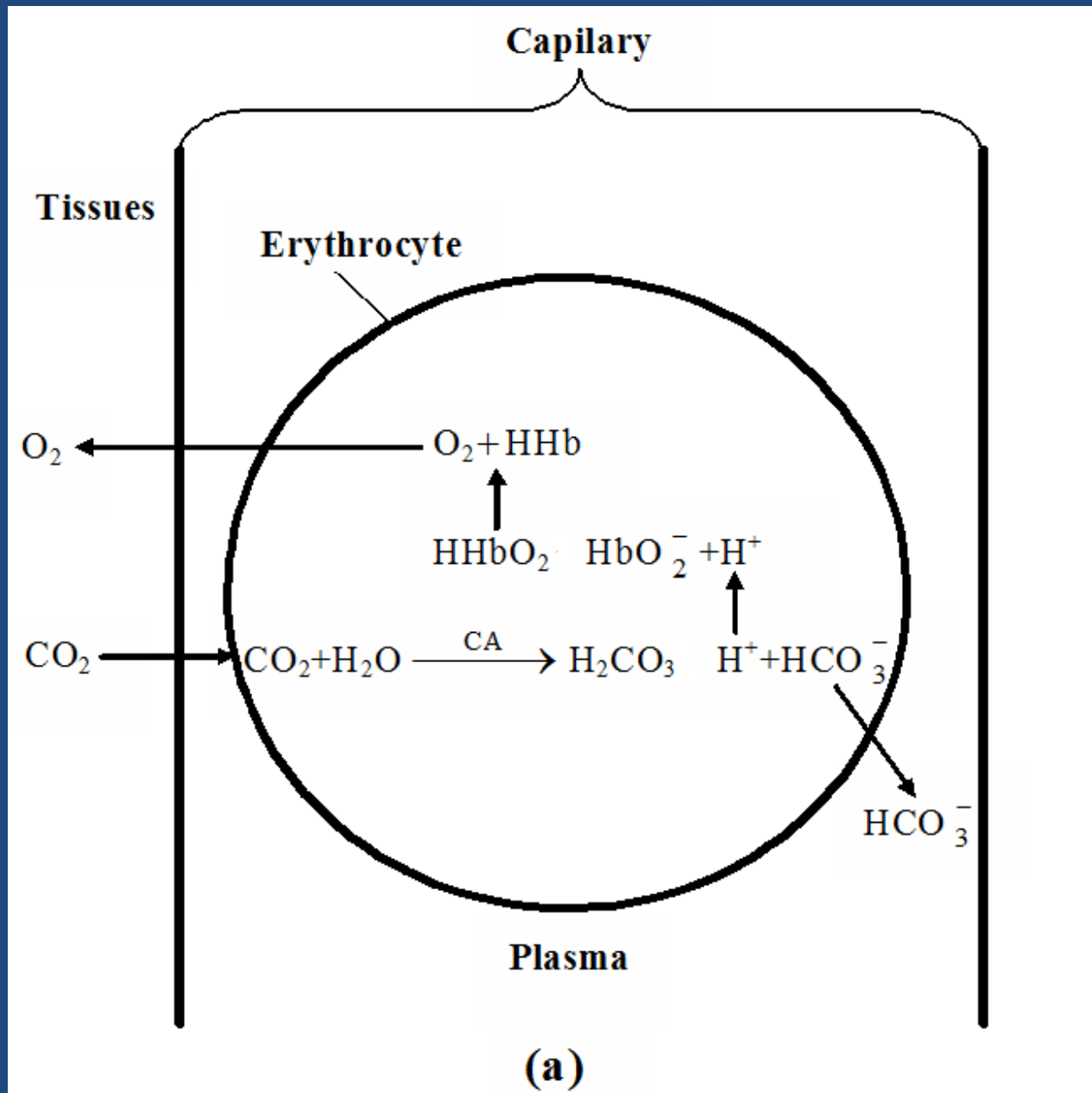


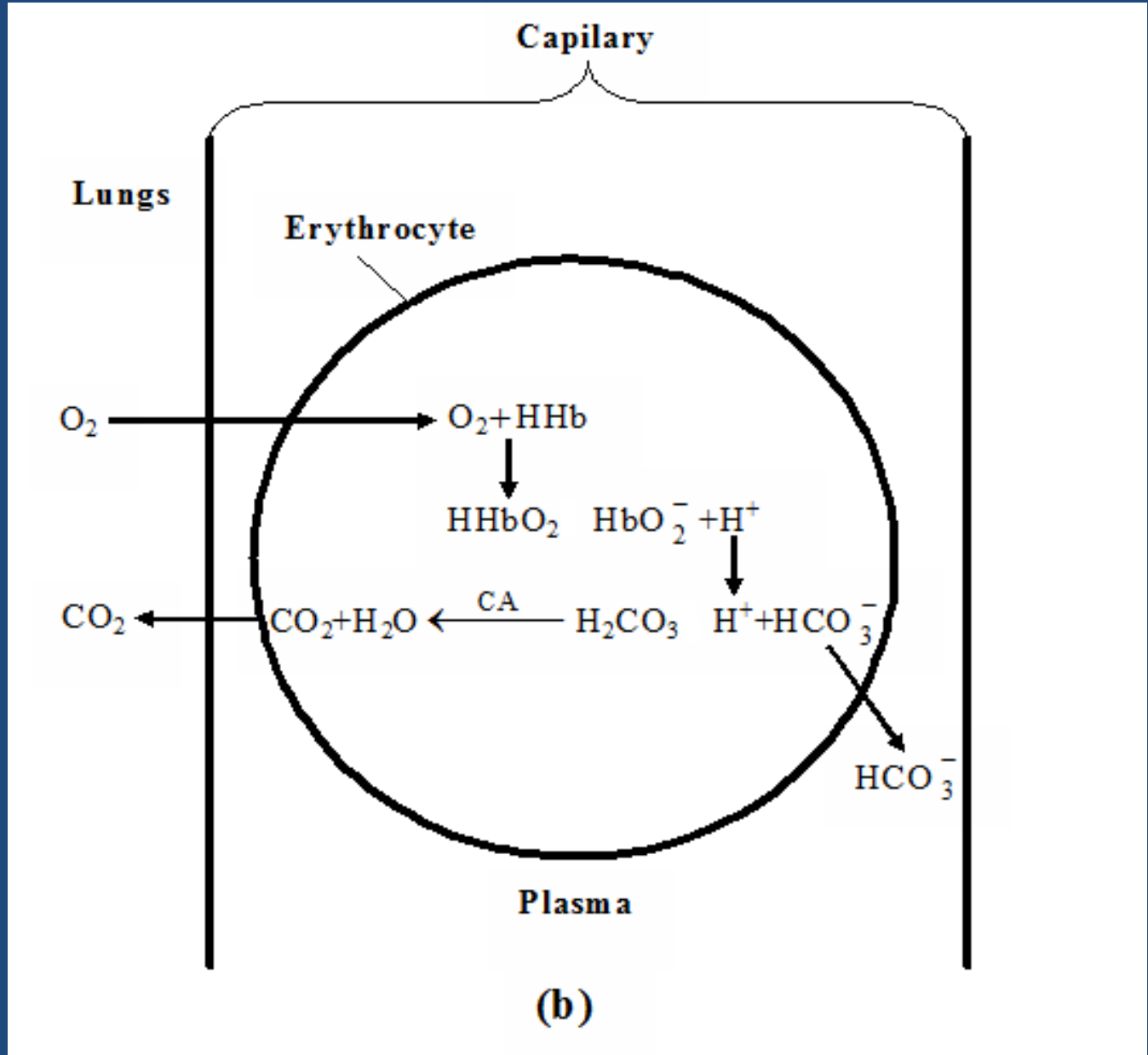
- При **алкалозе** применяют р-р аскорбиновой кислоты.

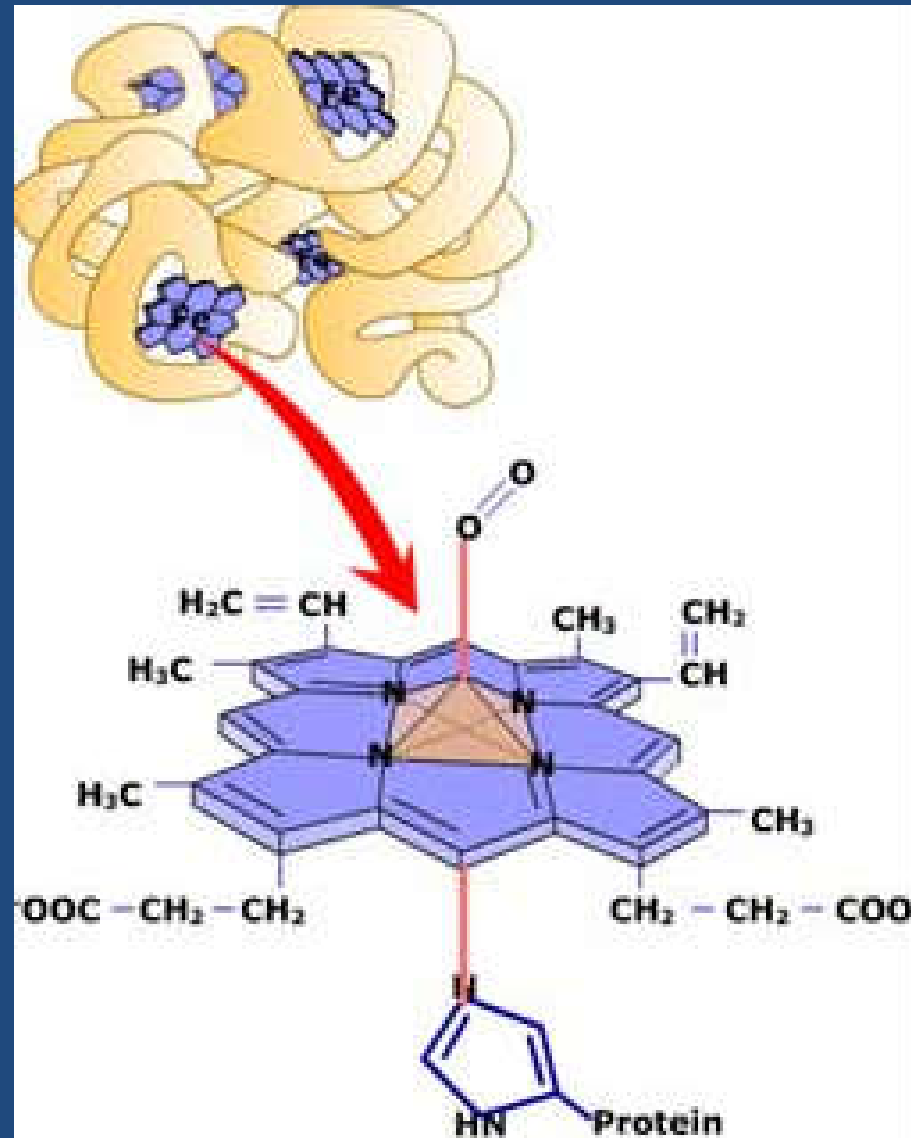
### Гемоглобиновая БС

эффективно функционирует в сочетании  
с гидрокарбонатной БС









СПАСИБО  
ЗА  
ВНИМАНИЕ!!!