

# Лекция 7

## Кислотно-основное равновесие в растворах

# План

**7.1. Кислотность водных растворов и биологических жидкостей.**

**7.2 Буферные растворы.**

**7.3 Буферные системы крови.**

**7.1** Кислотность является важной характеристикой как водных растворов, так и биологических жидкостей.

Она определяется соотношением концентраций ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .

Для характеристики кислотности  
используется **водородный**  
**показатель (pH) :**

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

- для слабых электролитов

$$pH = - \lg a_{H^+}$$

- для сильных электролитов

**Реже для характеристики  
реакции среды используется  
гидроксильный показатель**

**(pOH):**

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

**– для слабых электролитов**

$$\text{pOH} = - \lg a_{\text{OH}^-}$$

**– для сильных электролитов**

**Для одного  
раствора**

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

**Используя уравнение**

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

**рассчитаем концентрации ионов**

**в нейтральном растворе**

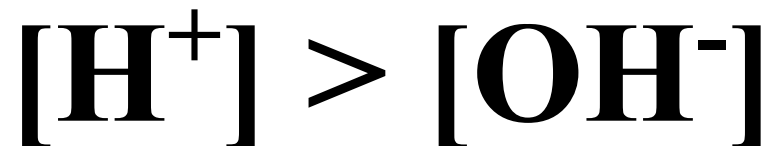
$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

**Соответственно**

$$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$$

$$\text{pOH} = -\lg 10^{-7} = 7$$

**В кислой среде:**



$$\text{pH} < 7, \quad \text{pOH} > 7$$

**В щелочной среде:**

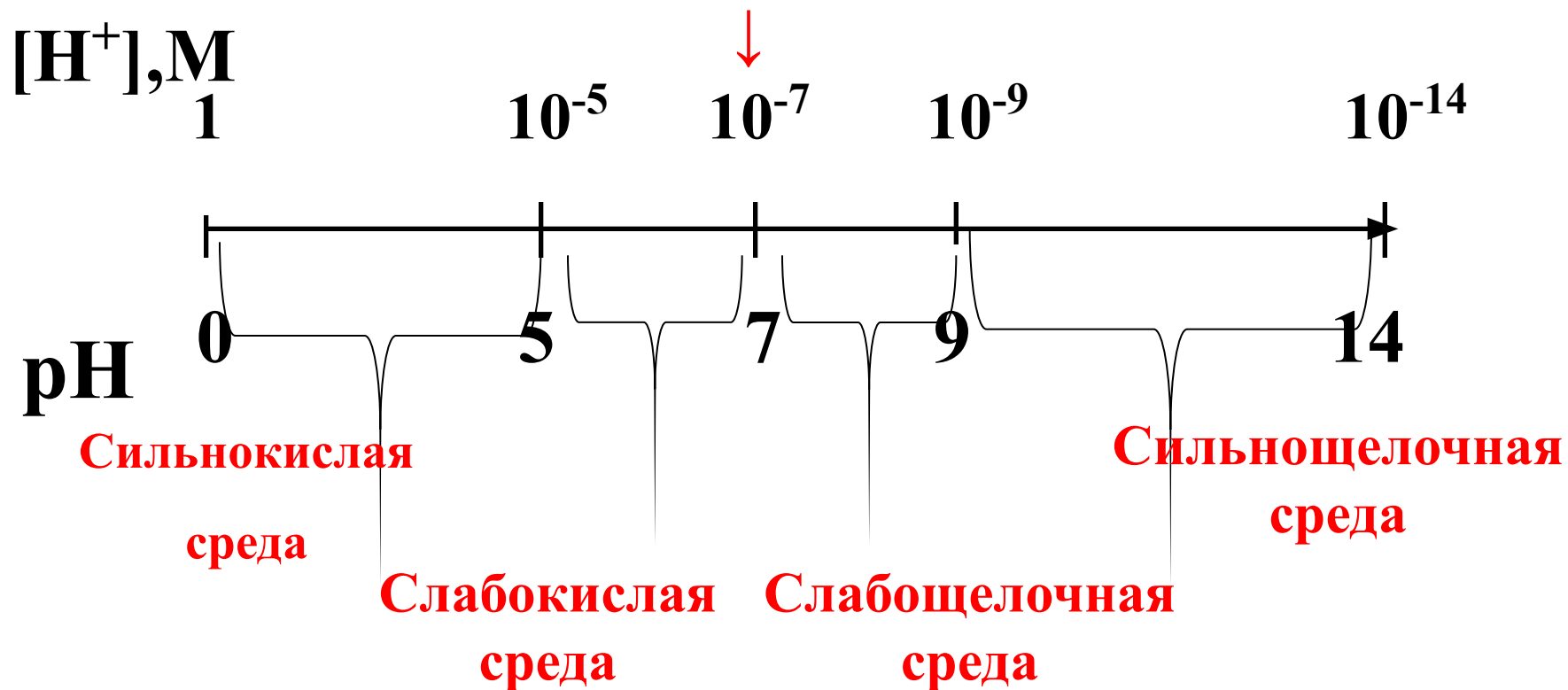


$$\text{pH} > 7, \quad \text{pOH} < 7$$



# Шкала рН

Нейтральная  
среда



# **Кислотность биологических жидкостей человека**

<b>Биологическая жидкость</b>	<b>Среднее значение</b>	<b>Возможные колебания</b>	
<b>Кровь (плазма)</b>	<b>7,36</b>	<b>7,25</b>	<b>7,44</b>
<b>Спинально-мозговая жидкость</b>	<b>7,6</b>	<b>7,35</b>	<b>7,80</b>
<b>Желудочный сок</b>	<b>1,65</b>	<b>0,9</b>	<b>2,0</b>
<b>Моча</b>	<b>5,8</b>	<b>5,0</b>	<b>6,5</b>
<b>Слюна</b>	<b>6,75</b>	<b>5,6</b>	<b>7,9</b>
<b>Пот</b>	<b>7,4</b>	<b>4,2</b>	<b>7,8</b>
<b>Кожа</b>	<b>6,8</b>	<b>6,2</b>	<b>7,5</b>

**Для биологических  
жидкостей характерен  
кислотно-основной гомеостаз  
(постоянство значений рН),  
обусловленный действием  
биологических буферных  
систем.**

**Наиболее опасными видами нарушения кислотно-основного равновесия в крови являются:**

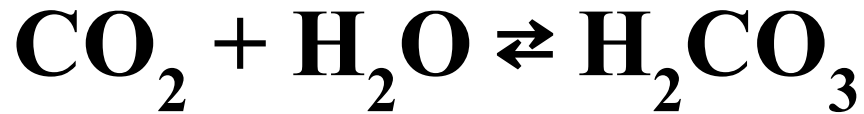
- **ацидоз** – увеличение кислотности крови,
- **алкалоз** – увеличение щелочности крови.

# Ацидоз



## Респираторный

- Гиповентиляция легких



- Избыточное потребление кислотных продуктов

## Метаболический

- Сахарный диабет и некоторые другие заболевания

# Алкалоз



**Гипервентиля-  
ция легких  
(неврастения)**

**Избыточное  
потребление  
щелочных  
продуктов**

# **Опасность изменения рН связана**

**1) со снижением  
активности ферментов и  
гормонов, активных в  
узком диапазоне рН;**

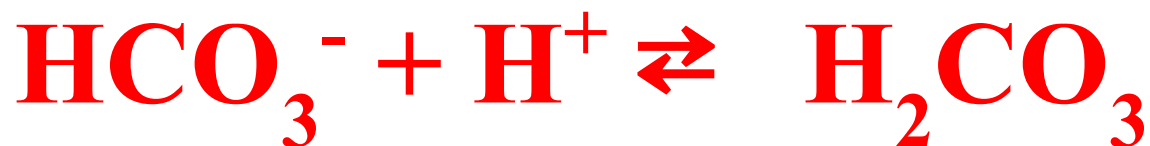
**2) с изменением осмотического давления биологических жидкостей;**

**3) с изменением скорости биохимических реакций, катализируемых катионами  $H^+$ .**



**При изменении рН  
крови на 0,3 единицы  
может наступить  
тяжелое коматозное  
состояние, а 0,4  
единицы -  
смертельный исход.**

**Коррекция ацидоза -  
внутривенное введение 4%-ного  
раствора  $\text{NaHCO}_3$ :**



**Антацидными (гипоцидными)**

**называются лекарственные  
препараты, снижающие  
кислотность биологических  
жидкостей**

# Коррекция алкалоза-

**внутривенное введение  
растворов аскорбиновой  
кислоты (5% или 15%).**

**Повышение кислотности в ротовой полости связано с приемом пищи (особенно сладкой). При этом происходит разрушение зубной эмали (толщина которой всего 2 мм):**



**В норме равновесие смещено влево. При избыточной кислотности концентрация  $\text{F}^-$  уменьшается:**

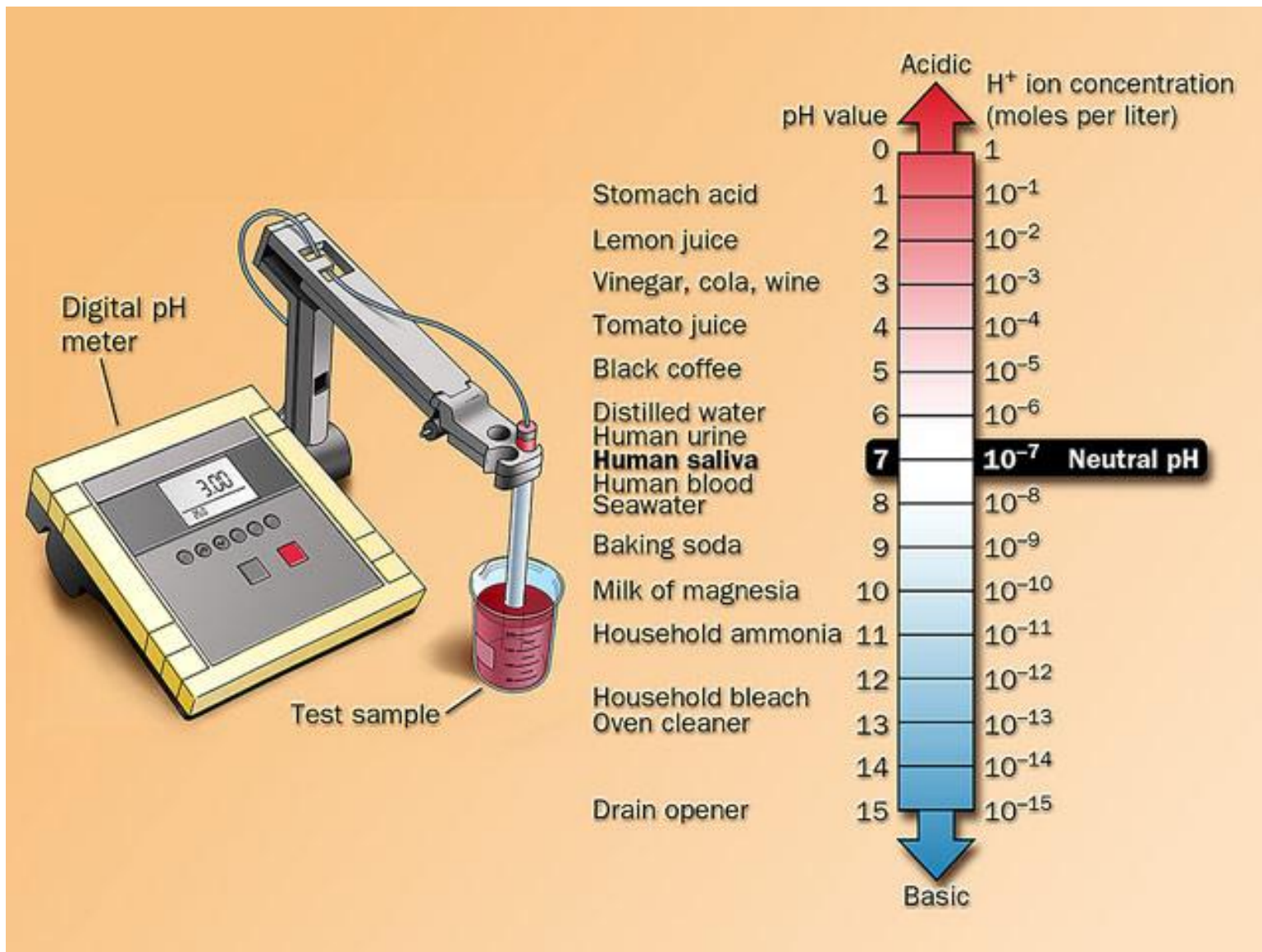


**Равновесие смещается вправо.**

# **Методы определения кислотности растворов**

- 1. Кислотно-основное  
титрование.**
- 2. Кислотно-основные  
индикаторы.**

# 3. Потенциометрический метод



## **7.2 Буферными**

**называют растворы, рН которых не изменяется при добавлении небольших количеств кислот или щелочей, а также при разбавлении их водой.**

**Протолитическая теория  
кислот и оснований  
Бренстеда-Лоури (1923)  
объясняет механизм  
буферного действия.**

**Согласно этой теории,  
кислота – это донор  
протонов.**



# Различают:

- **кислоты–молекулы**  
( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ),
- **кислоты-катионы** ( $\text{NH}_4^+$ ),
- **кислоты–анионы** ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )

**Каждая кислота  
сопряжена со своим  
основанием.**

**Основание – это  
акцептор протонов.**

# Сопряженные пары кислот и оснований



Кислота

Сопряженное

основание

# Сопряженные пары кислот и оснований



**Кислота**

**Сопряженное**

**основание**

# Сопряженные пары кислот и оснований



**Кислота**

**Сопряженное  
основание**

**основание**

**Буферный раствор  
содержит кислоту и  
сопряженное с ней**

**основание. Именно поэтому**

**он способен**

**нейтрализовывать как**

**добавленную кислоту, так и**

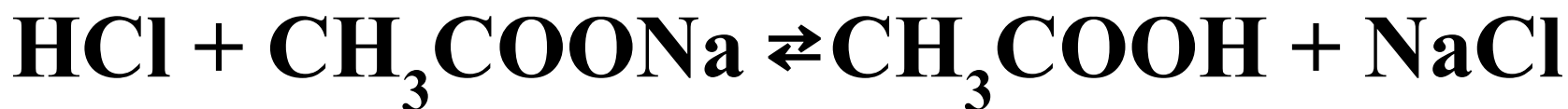
**добавленное основание.**

# Классификация буферных растворов

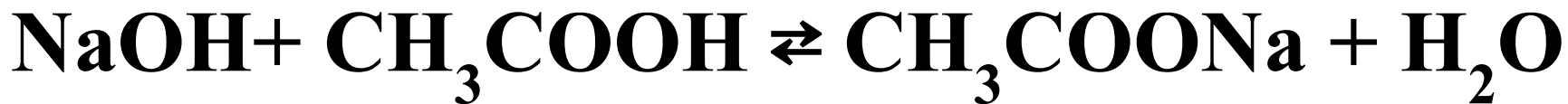
## 1) Слабая кислота/ ее соль

Ацетатный буфер:  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

### Механизм буферного действия



*Нейтрализация добавленной кислоты*



*Нейтрализация добавленной щелочи*

2) Слабое основание/его соль

Аммиачный буфер:  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$

Механизм буферного действия



*Нейтрализация добавленной  
кислоты*



*Нейтрализация добавленной щелочи*

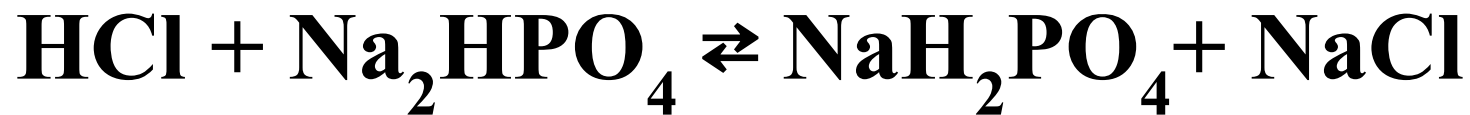


### 3) Две кислые соли

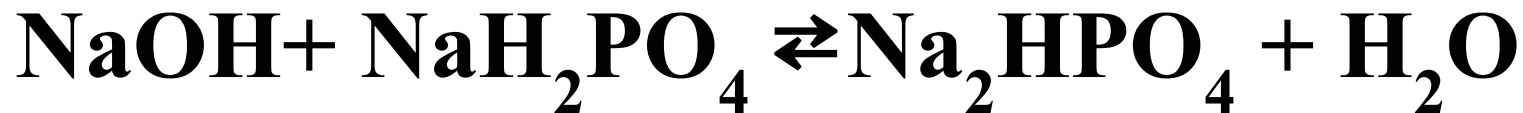
Гидрофосфатный буфер :



Механизм буферного действия



*Нейтрализация добавленной кислоты*



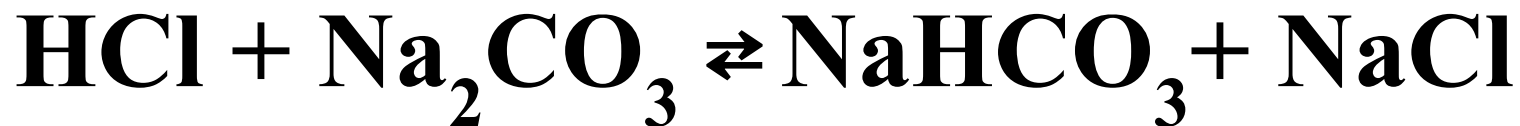
*Нейтрализация добавленной щелочи*

## 4) кислая соль/средняя соль

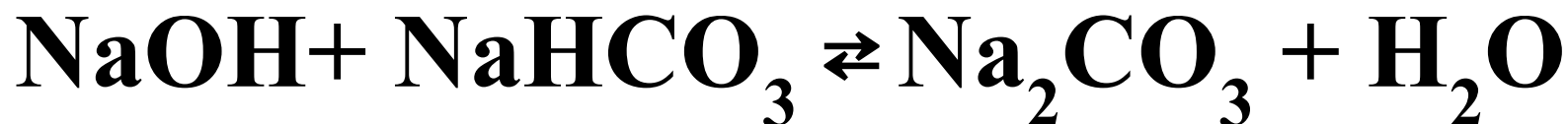
**Карбонатный буфер:**



**Механизм буферного действия**



*Нейтрализация добавленной кислоты*



*Нейтрализация добавленной щелочи*

Уравнение **Гендерсона- Гассельбаха**  
позволяет рассчитать рН буферного  
раствора:

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

$$\text{pK}_a = - \lg K_a$$

# **Буферная емкость**

**раствора (В, ммоль/л) - это количества сильных кислот или щелочей, при прибавлении которых к 1 л буферного раствора, происходит изменение рН на единицу.**

$$V = \frac{C_n \times V}{|pH - pH_0| \times V_{бр}},$$

где  $C_n$  - нормальность  
добавляемых кислот или щелочей,  
моль/л

$V$  – их объем, мл

$V_{бр}$  - объем буферного раствора, л

# Буферная емкость зависит:

1) от концентрации: чем концентрированнее раствор, тем больше его буферная емкость;

2) от соотношения концентраций  
КОМПОНЕНТОВ

$$B_{\max} \text{ при } \frac{[\text{комп. 1}]}{[\text{комп. 2}]} = 1$$

**Чем больше буферная  
емкость раствора, тем  
эффективнее он  
поддерживает  
кислотно - основное  
равновесие.**

# Характеристиками биологических буферных систем являются:

**$V_k$**  – буферная емкость по  
кислоте,

**$V_{щ}$**  – буферная емкость по  
щелочи.

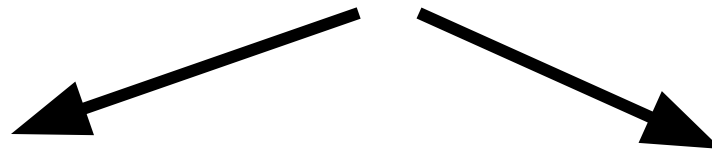
Как правило,  **$V_k > V_{щ}$**



**В организме человека в  
спокойном состоянии  
ежесуточно образуется  
количество кислоты,  
эквивалентное 2,5 л  
НСІ (конец).**

**7.3 Из буферных систем организма наибольшей емкостью характеризуются буферные системы крови, которые распределены между эритроцитами и плазмой.**

# **БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ КРОВИ**



**Плазма**

**Эритроциты**

**гидрокарбонатный**

**гидрофосфатный**

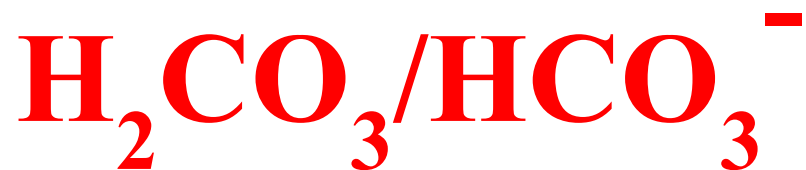
**белковый**

**(альбумины,  
глобулины )**

**гемоглобин -**

**оксигемоглобин**

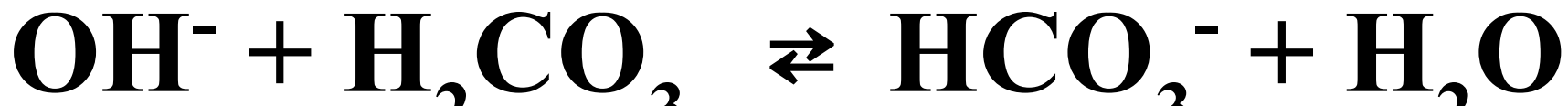
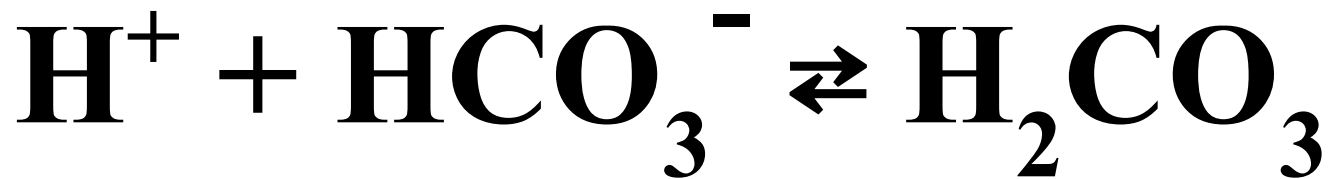
# 1. Гидрокарбонатный (водокарбонатный) буфер:



ферм.



**Механизм буферного действия:**



**В крови**

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{40}{1}$$

**избыток гидрокарбоната создает  
щелочной резерв крови**

$$V_{\text{к}} = 40 \text{ ммоль/л;}$$

$$V_{\text{щ}} = 1-2 \text{ ммоль/л.}$$

**Гидрокарбонатный буфер**  
**связан со всеми буферными**  
**системами вне- и внутри-**  
**клеточных жидкостей. Всякие**  
**изменения в них сказываются**  
**на концентрации**  
**составляющих данного**  
**буфера.**

**Анализируя**

**содержание  $\text{HCO}_3^-$  в**

**крови можно**

**диагностировать**

**наличие дыхательных**

**и метаболических**

**нарушений.**

## 2. Гидрофосфатная буферная

система  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$

$V_{\text{к}} = 1-2$  ммоль/л;

$V_{\text{щ}} = 0,5$  ммоль/л

Низкая буферная емкость

объясняется низкой

концентрацией ионов в крови.



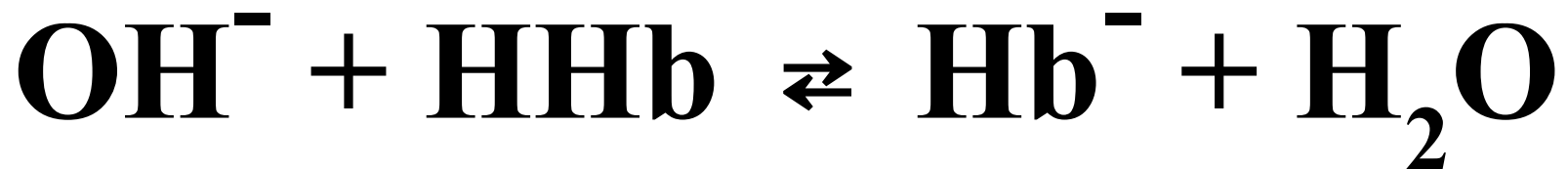
**Однако эта система играет  
решающую роль в других  
биологических жидкостях:  
в моче, соках  
пищеварительных желез, а  
также во внутриклеточных  
жидкостях.**

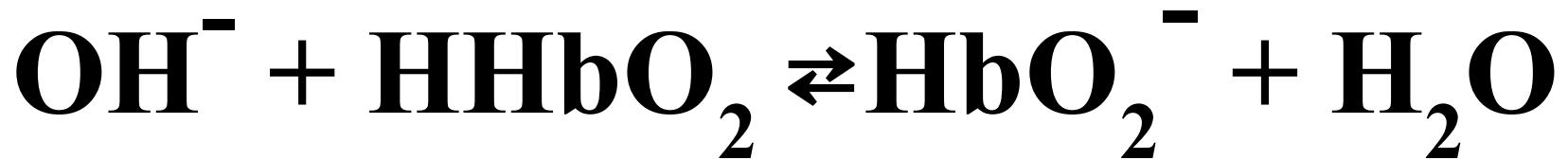
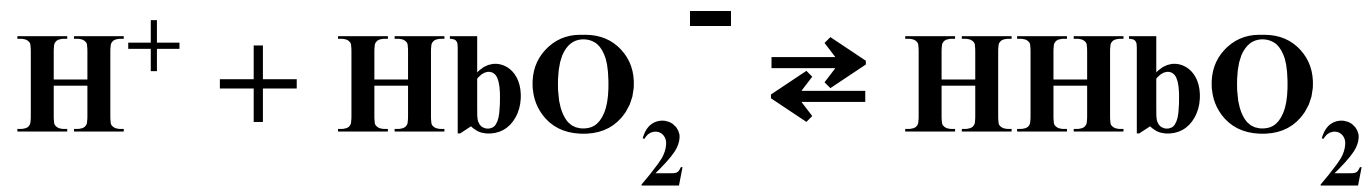
# 3. Гемоглобин-

оксигемоглобин: **HHb/Hb<sup>-</sup>**

**HHb** - слабая кислота

$$(K_a = 6,37 \cdot 10^{-9})$$

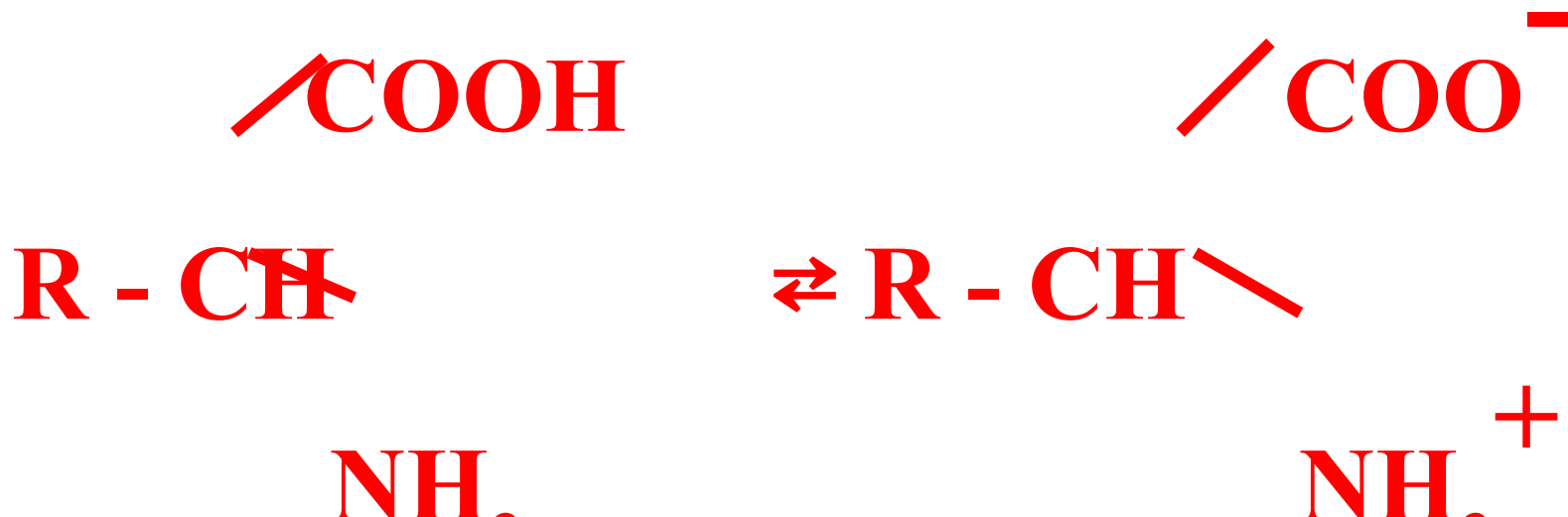




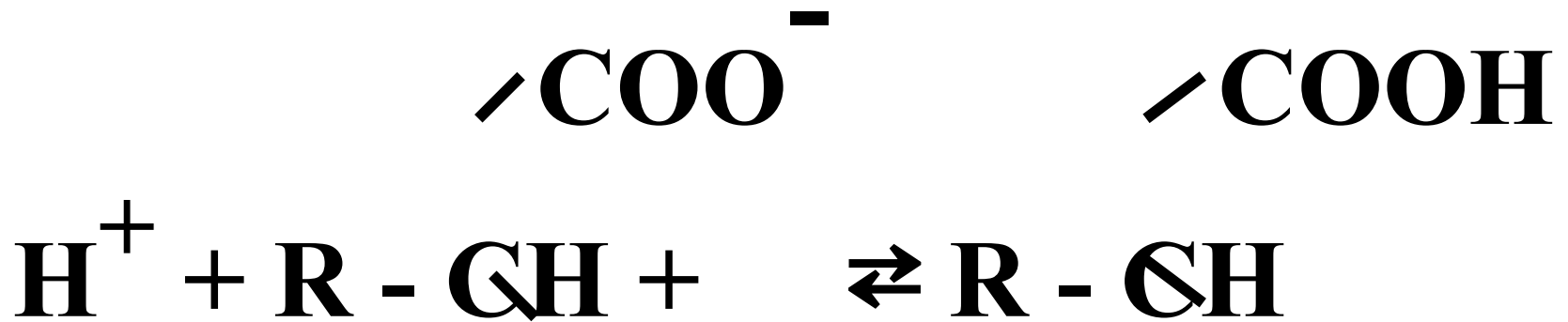
**Буферная система**  
**гемоглобин-**  
**оксигемоглобин**  
**обеспечивает 75%**  
**буферной емкости**  
**крови.**

## 4. Белковая буферная система (альбумины, глобулины).

Белки являются амфотерными  
полиэлектролитами,  
существующими в виде  
биполярных ионов:

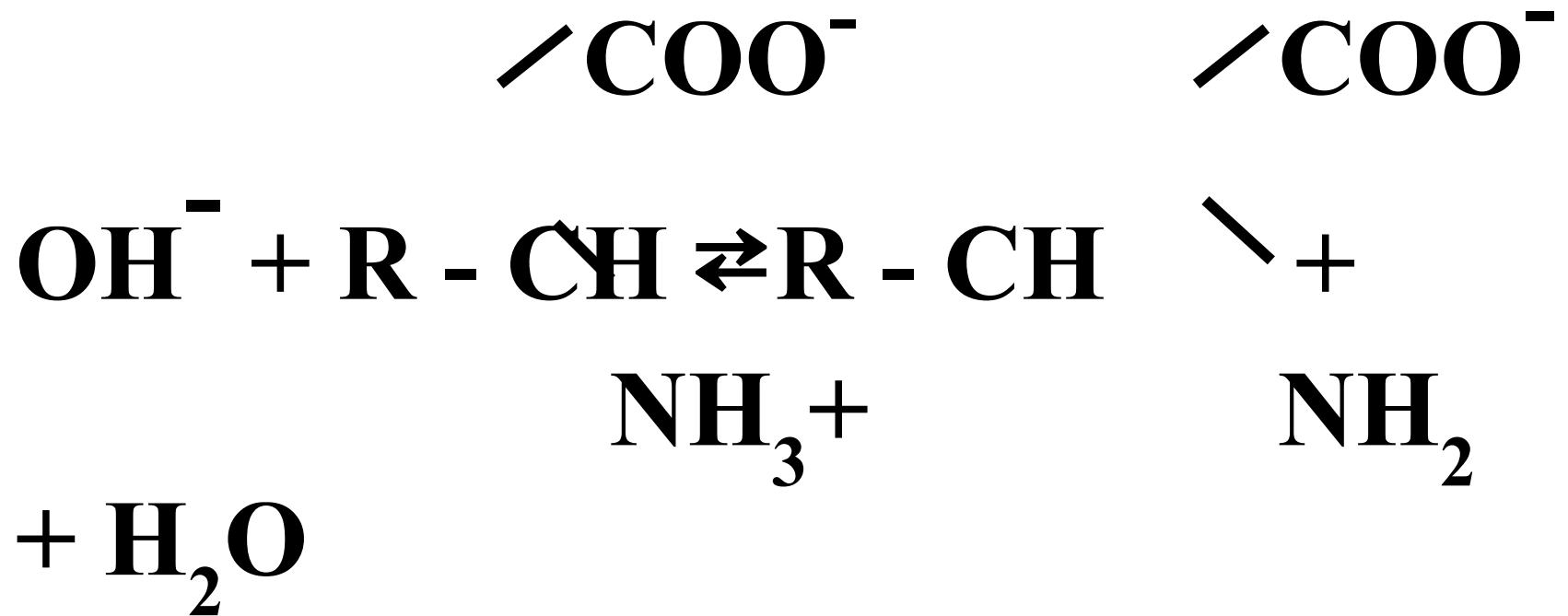


# Механизм буферного действия:



Нейтрализация кислот

# Механизм буферного действия:



**Нейтрализация оснований**

$V_K$  (альбуминов) = 10 ммоль/л

$V_K$  (глобулинов) = 3 ммоль/л

**Белковые буферы  
содержатся не только в  
крови, но практически во  
всех биологических  
жидкостях.**



**Буферные системы  
организма  
обеспечивают  
кислотно-основной  
гомеостаз человека.**

**Благодарим**

**за**

**внимание!!!**