

# Лекция 4

## Растворы электролитов. Буферные растворы.

# **План**

**4.1 Сильные и слабые  
электролиты**

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

**4.3 Буферные растворы.**

## **4.1. Электролиты – это**

**вещества, диссоциирующие в**

**растворах на ионы. К ним**

**относятся соединения с ионным**

**и ковалентным полярным**

**типом связи: соли, кислоты,**

**К слабым электролитам относятся**

**соединения, частично (обратимо)**

**диссоциирующие в водных растворах:**



$$\alpha < 1$$

**а) почти все органические и многие**

**неорганические кислоты:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,**

**$\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$  и др;**

**б) труднорастворимы и основания,  $\text{NH}_4\text{OH}$**

**Равновесие между молекулами и ионами**

**в растворе описываются с помощью**

**констант равновесия, называемых**

**константами диссоциации ( $K_{\text{дис}}$ )**

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Кат}] \times [\text{Ан}]}{[\text{КатАн}]}$$

**Константы диссоциации кислот называются константами кислотности  $K_a$ , а константы диссоциации оснований – константами основности  $K_b$**



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



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

# Слабые электролиты

подчиняются закону разбавления

при разбавлении раствора водой

Освальда:

степень электролитической

диссоциации электролита

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \times C_{\text{м}}, \text{ так как } \alpha \ll 1, \text{ то}$$

$$\alpha \approx \sqrt{K_{\text{дис}} / C_{\text{м}}}$$

**Сильные электролиты - это соединения,  
полностью диссоциирующие в водных**



- **Некоторые неорганические кислоты:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и др.,**
- **Щелочи:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и др.,**
- **Соли**

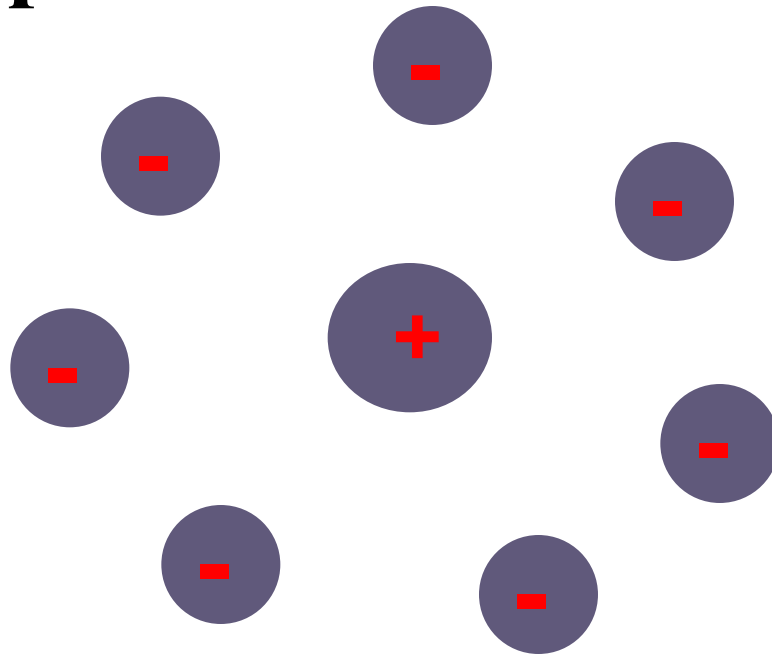


**Из-за высокой концентрации ионов в растворе сильного электролита создается электромагнитное поле, интенсивность которого определяется величиной ионной силы раствора ( $I$ );**

$$I = \frac{1}{2} \sum C_i \times Z_i^2$$

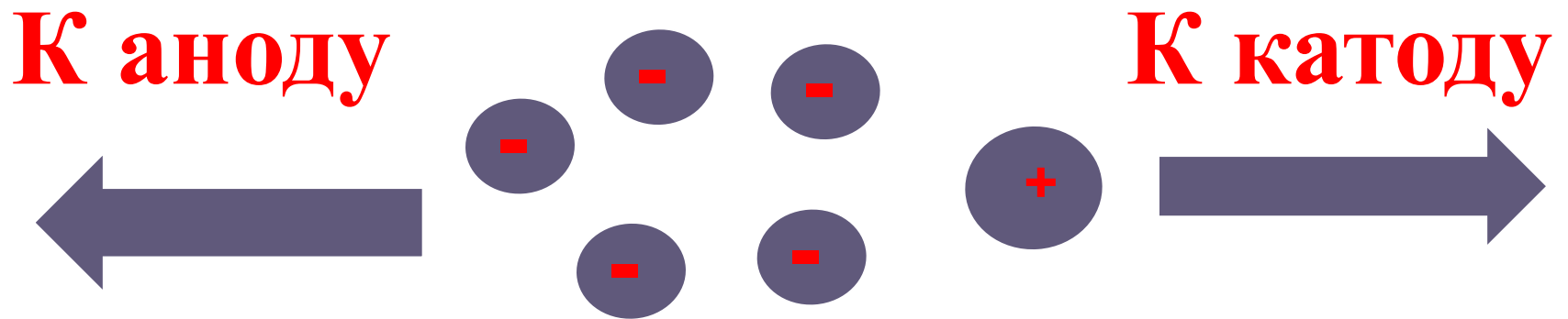
**$C_i$  -молярная концентрация каждого иона в растворе,  $Z_i$  -заряд каждого иона**

**В растворе сильного электролита вокруг  
каждый ион окружен **ионной**  
**атмосферой**, состоящая из ионов  
противоположного знака:**



**Плотность атмосферы зависит от  
концентрации раствора**

Во внешнем электрическом поле ион и его атмосфера приобретают разнонаправленное движение, вследствие чего происходит **электрофоретическое торможение ионов** и уменьшение электропроводности раствора:



**Концентрация ионов,  
рассчитанная по**

**электропроводности, меньше, чем  
их истинная концентрация.**

**«Кажущаяся» концентрация  
называется **активностью (a)****

$$**a = \gamma \times C_m**$$

**где  $\gamma$  – коэффициент активности  
иона, зависящий от I ( $\gamma < 1$ ).**

## **Электролиты в организме:**

**а) удерживают воду в виде гидратов;**

**б) создают осмотическое давление биологических жидкостей.**

**Существование перепадов осмотического давления является причиной активного транспорта воды;**

**В) ВЛИЯЮТ на **растворимость** биологически активных соединений.**

**В разбавленных растворах наблюдается **солевой эффект** – увеличение растворимости веществ в присутствии электролитов; в концентрированных растворах – **эффект высаливания**, т.е. уменьшение растворимости веществ в присутствии электролитов.**

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

Она определяется соотношением концентраций ионов  $H^+$  и  $OH^-$ .

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

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

а для сильных кислот лучше  
использовать формулу

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



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

**(pOH):**

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

**а для щелочей лучше**

**использовать формулу**

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

**Для одного  
раствора**

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

**Константа равновесия,  
описывающая диссоциацию воды  
(ионное произведение воды),**

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

**В нейтральном растворе**

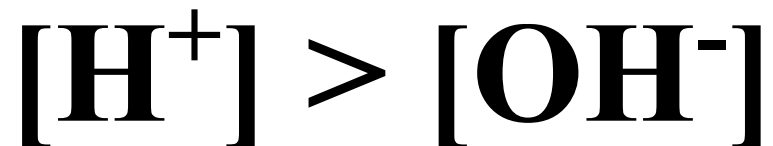
$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

**Соответственно**

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

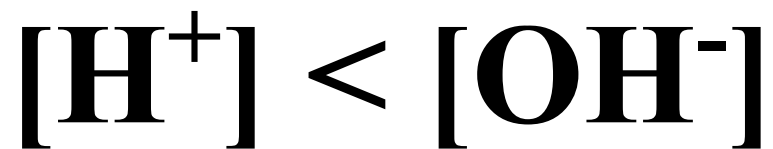
$$pOH = -\lg 10^{-7} = 7$$

**В кислой среде:**



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

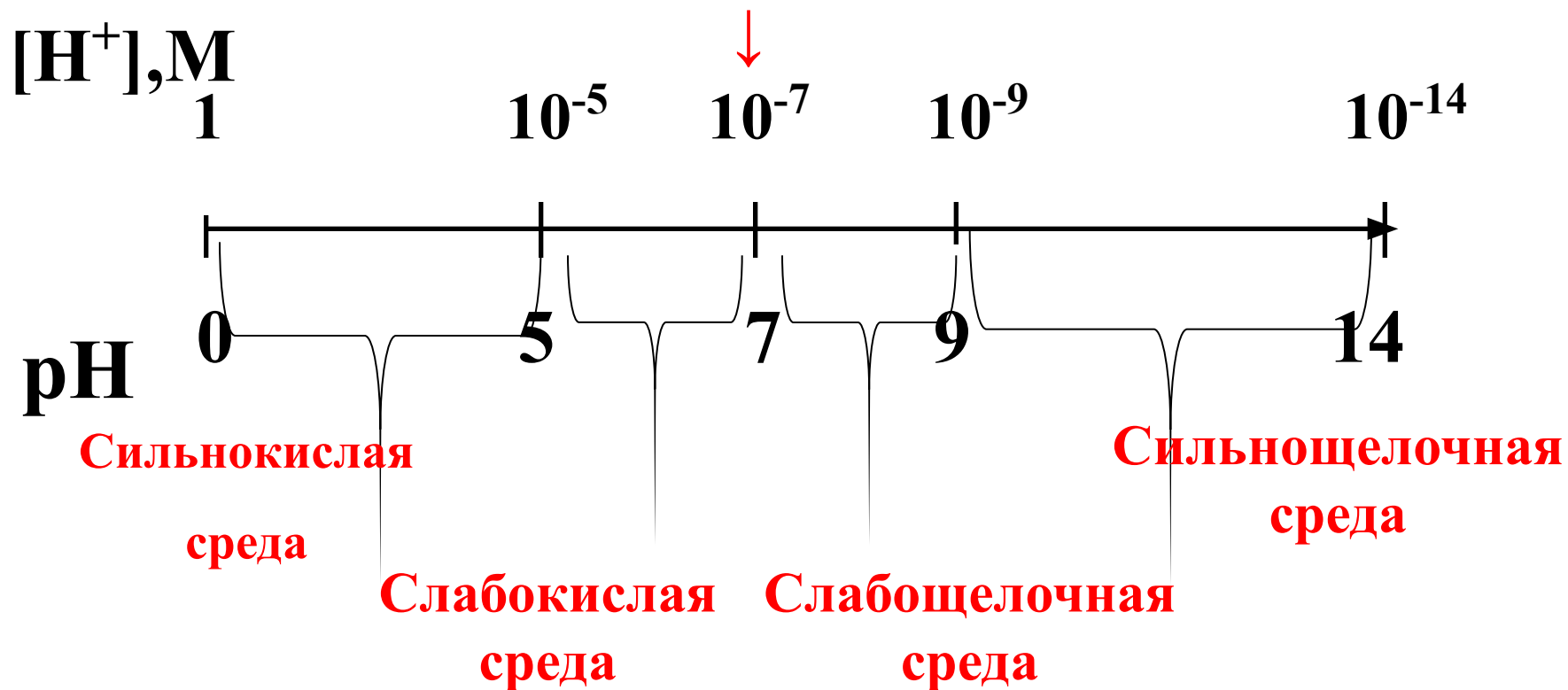
**В щелочной среде:**



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

# Шкала рН

Нейтральная  
среда



# Кислотность биологических жидкостей человека

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

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

# Нарушение кислотно-основного равновесия приводит:

- К **ацидозу** – увеличение кислотности внутренней среды организма,
- К **алкалозу** – увеличение ее щелочности.



# Ацидоз



## Респираторный

- Гиповентиляция легких



- Избыточное потребление кислотных продуктов

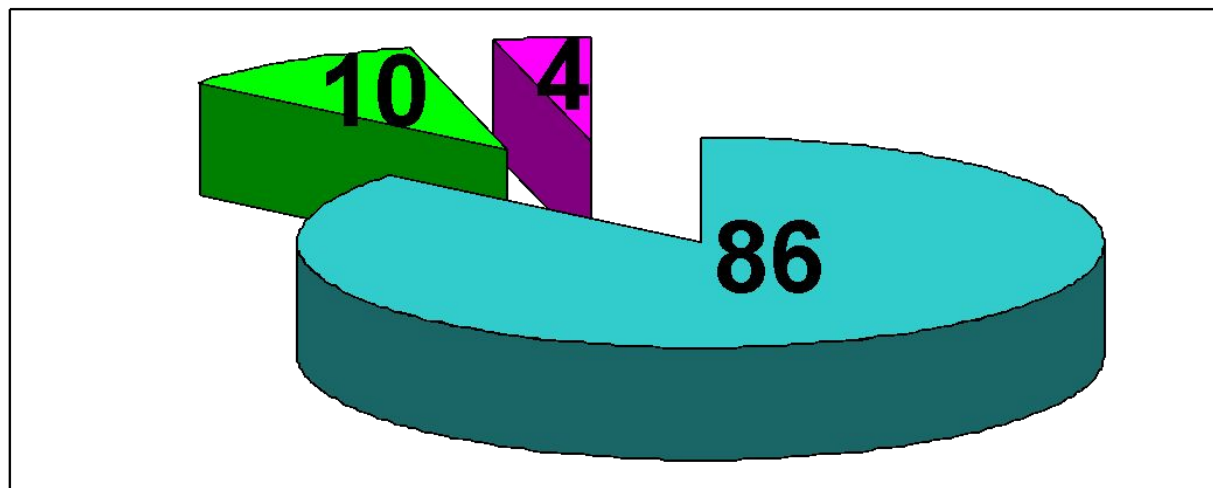
## Метаболический

- Сахарный диабет и некоторые другие заболевания

**Здоровая диета  
должна  
содержать 60%  
основных и 40%  
кислотных  
компонентов  
пищи.**



**По результатам опроса, проведенного в 2011 году, студенты ГГМУ были разделены на три группы.**



■ преобладают кислотообразующие продукты

■ преобладают щелочеобразующие продукты

■ преобладают нейтральные продукты

# 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 наступает тяжелое коматозное состояние, а на 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%).**



**4.3 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



**Кислота**

**Сопряженное  
основание**



**Кислота**

**Сопряженное  
основание**

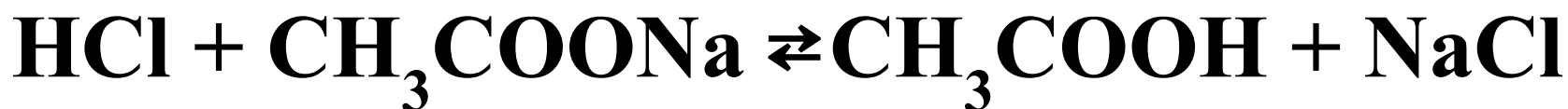
**Поскольку буферный  
раствор содержит кислоту и  
сопряженное с ней  
основание, он нейтрализует  
как добавленную кислоту,  
так и добавленное  
основание.**

# Классификация буферных растворов

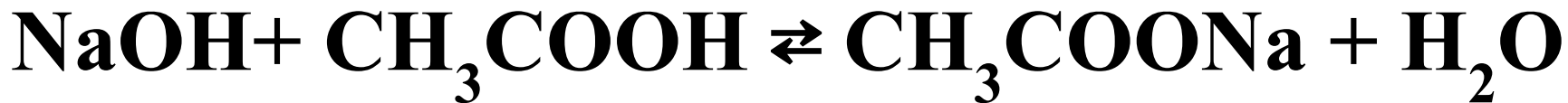
## 1) Слабая кислота/ ее соль

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*



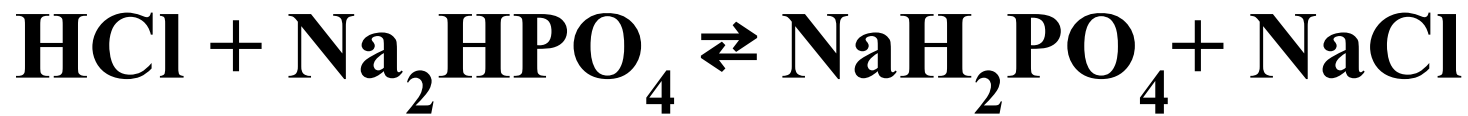
*Нейтрализация добавленной щелочи*

### 3) Две кислые соли

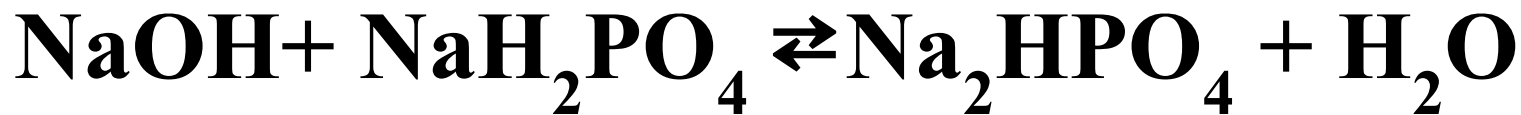
## Гидрофосфатный буфер :



### Механизм буферного действия



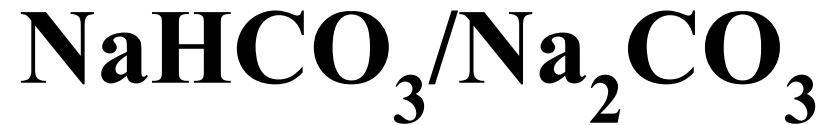
*Нейтрализация добавленной кислоты*



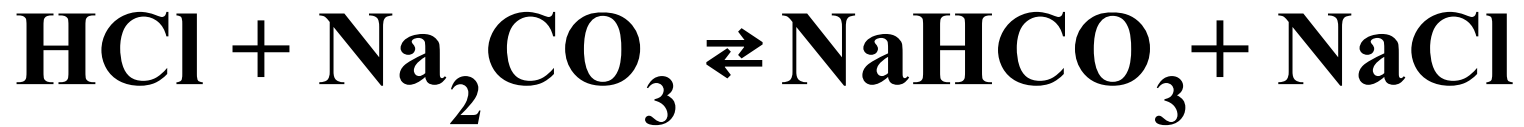
*Нейтрализация добавленной щелочи*

## 4) кислая соль/средняя соль

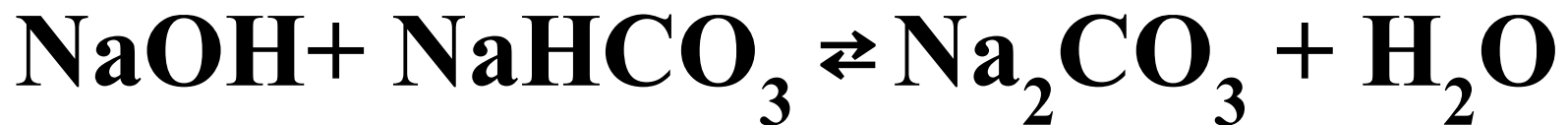
**Карбонатный буфер:**



**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 его рН изменяется на единицу. **Чем больше буферная емкость раствора, тем эффективнее он поддерживает кислотно - основное равновесие.**

# Буферная емкость зависит:

1) от концентрации: чем выше концентрация раствора, тем больше его буферная емкость;

2) от соотношения концентраций  
КОМПОНЕНТОВ

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

**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**

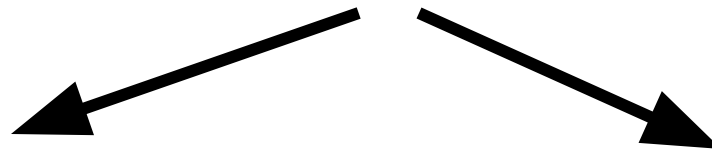
**состоянии ежедневно образуется**

**количество кислоты, эквивалентное**

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



# **БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ КРОВИ**



**Плазма**

**Эритроциты**

**гидрокарбонатный**

**гидрофосфатный**

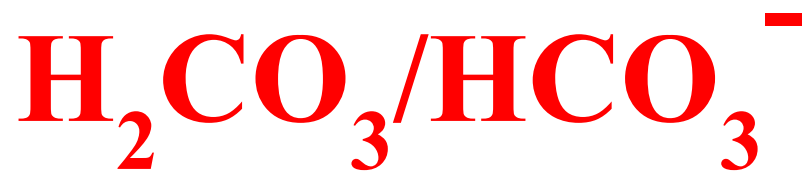
**белковый**

**(альбумины,  
глобулины )**

**гемоглобин -**

**оксигемоглобин**

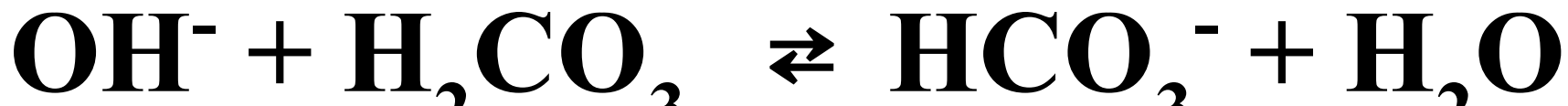
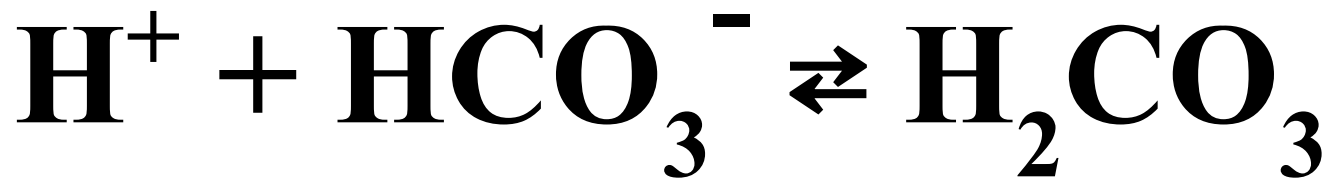
# 1. Гидрокарбонатный (водокарбонатный) буфер:



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

$V_k = 1-2$  ммоль/л;

$V_{щ} = 0,5$  ммоль/л

Низкая буферная емкость

объясняется низкой

концентрацией ионов в крови.

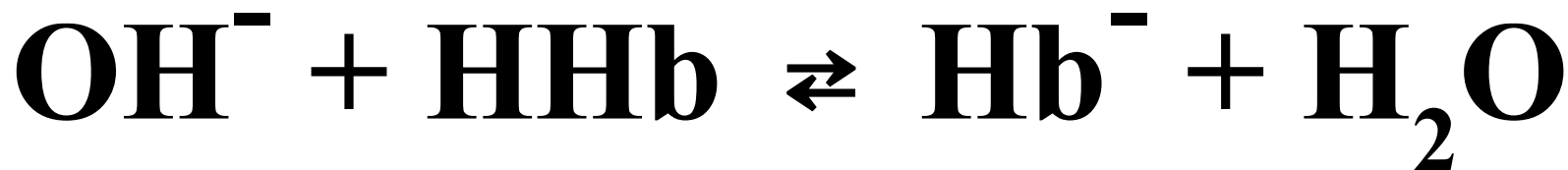
**Однако эта система играет  
решающую роль в других  
биологических жидкостях:  
в моче, соках  
пищеварительных желез, а  
также во внутриклеточных  
жидкостях.**

# 3. Гемоглобин-

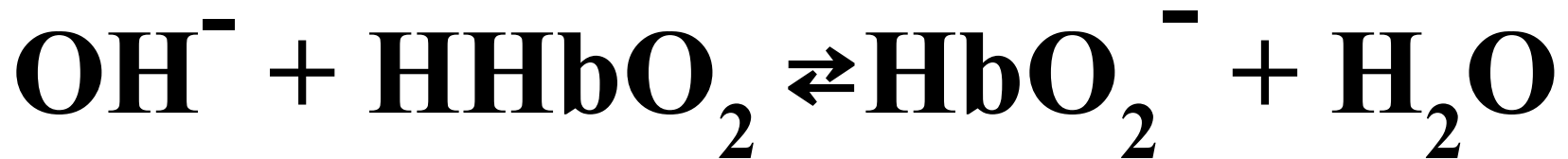
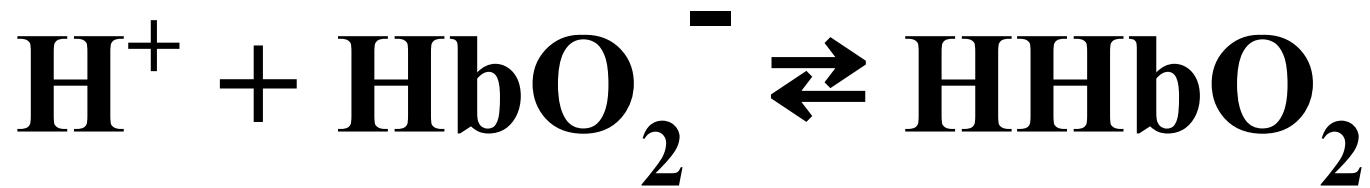
оксигемоглобин: **HHb/Hb<sup>-</sup>**

**HHb** - слабая кислота

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



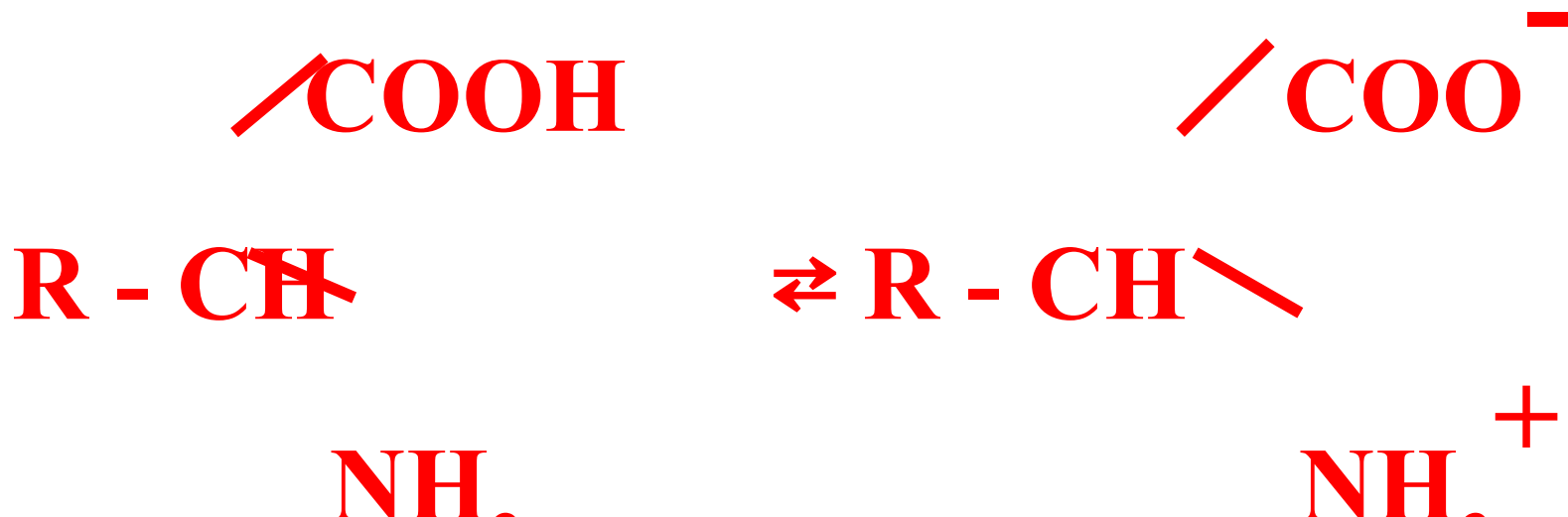




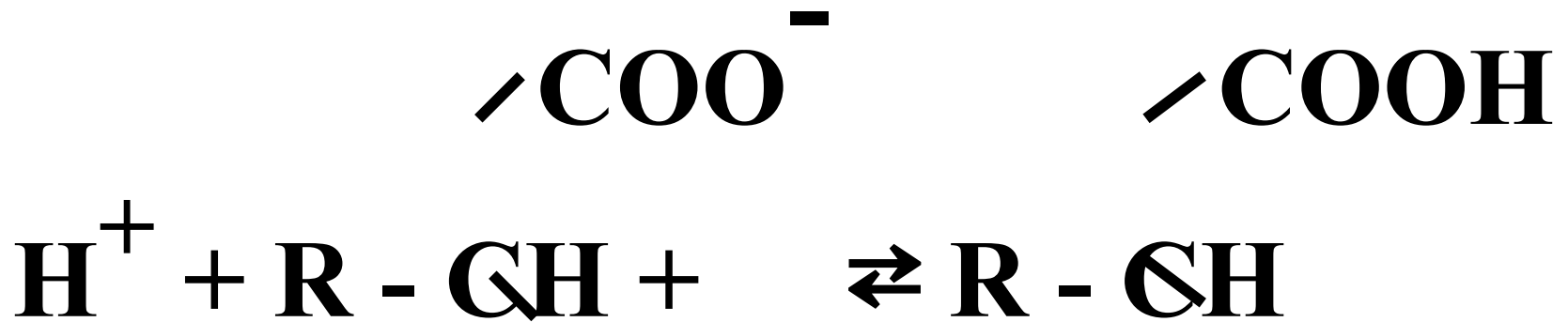
**Буферная система**  
**гемоглобин-**  
**оксигемоглобин**  
**обеспечивает 75%**  
**буферной емкости**  
**крови.**

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

Белки являются амфотерными  
полиэлектролитами,  
существующими в виде  
биполярных ионов:

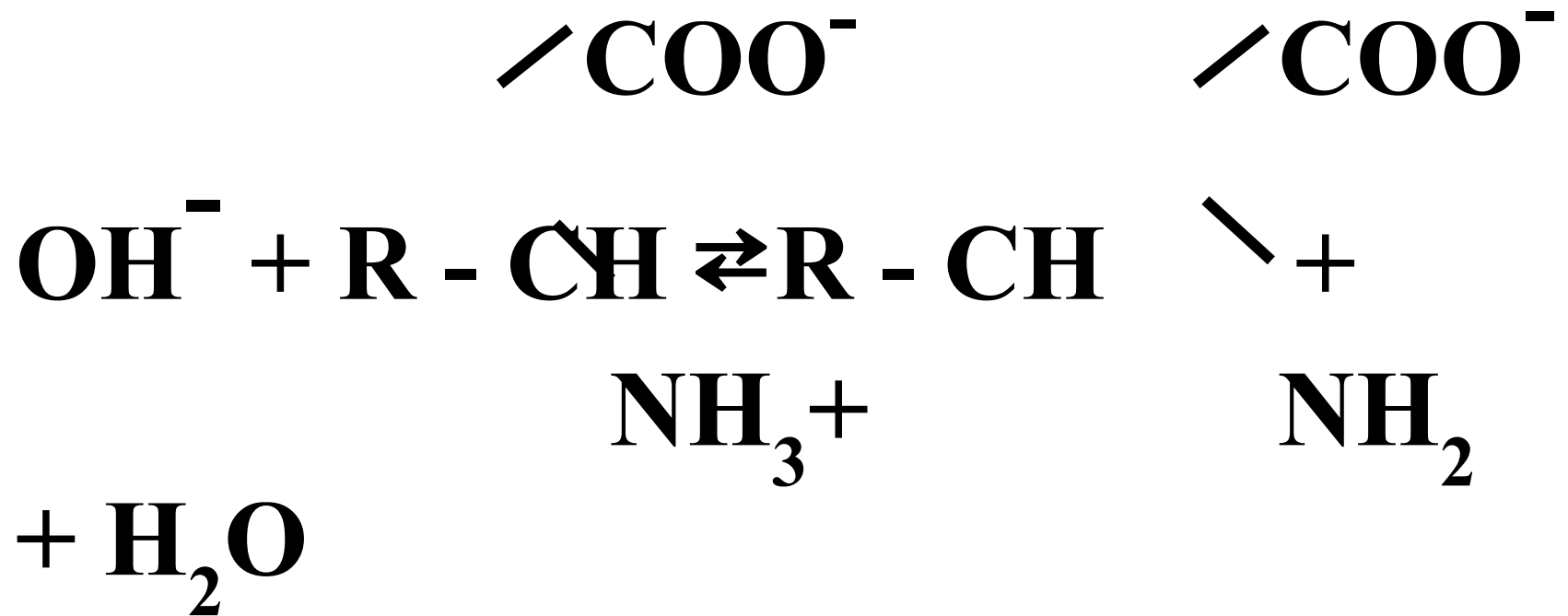


# Механизм буферного действия:



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!!!**