



**ОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ  
КАФЕДРА ХИМИИ**

## **Лекция 5. Буферные системы**

- 1. Протолитическая теория кислот и оснований.**
- 2. Классификация буферных систем.**
- 3. Механизм буферного действия.**
- 4. Водородный показатель среды буферных растворов.**
- 5. Буферная емкость.**
- 6. Буферные системы крови.**

**Лектор: доктор биологических наук, профессор,  
зав. кафедрой химии Ирина Петровна Степанова**

## **ЦЕЛИ ЛЕКЦИИ**

**ОБУЧАЮЩАЯ:** сформировать знания о составе, механизме действия, расчете водородного показателя буферных системах.

**РАЗВИВАЮЩАЯ:** расширить кругозор обучающихся на основе интеграции знаний, развить логическое мышление.

**ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ:** содействовать формированию у обучающихся устойчивого интереса к изучению дисциплины.

# Протолитическая теория кислот и оснований



Arrhenius 1884 г. (ТЭД):  
кислота - это  
электролит,  
диссоциирующий с  
образованием протона  
 $H^+$ ; основание - с  
образованием  
гидроксид-аниона  $OH^-$ .



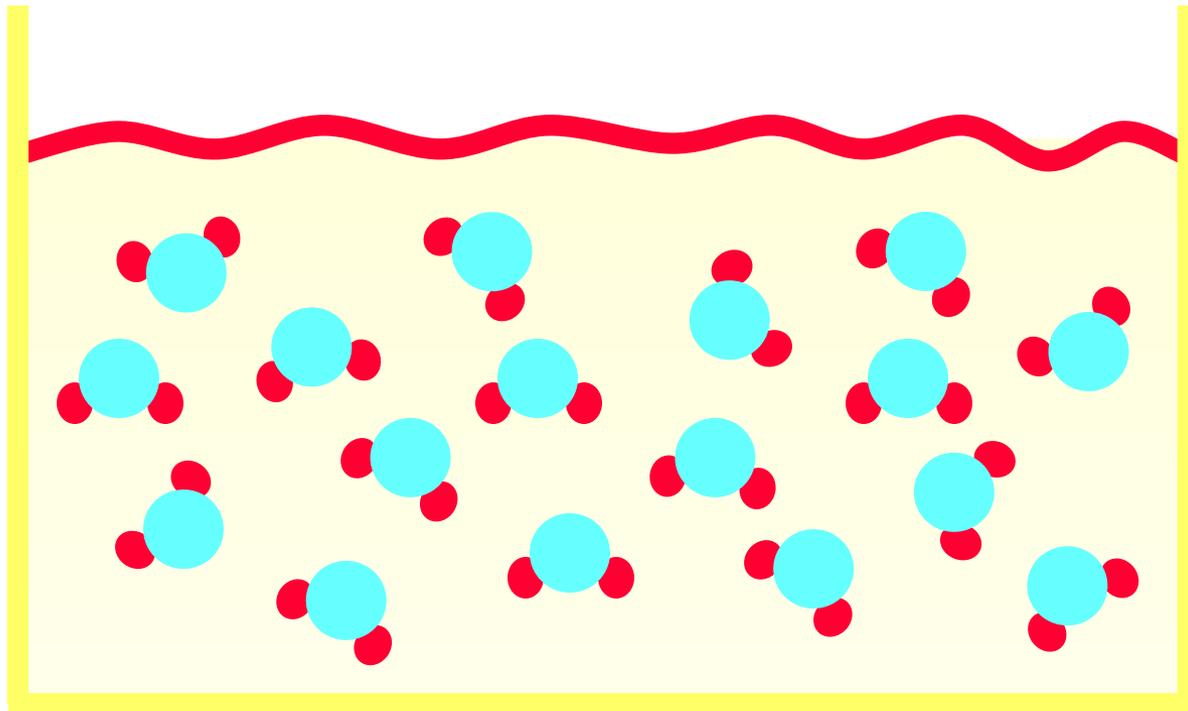
Lewis, 1923 г.

Brønsted and  
Lowry 1923 г.

Положения ТЭД справедливы только для водных растворов и не объясняют поведения веществ в неводных средах. Например: хлорид аммония ( $NH_4Cl$ ) в водном растворе ведет себя как соль, а в жидком аммиаке проявляет свойства кислоты - растворяет металлы с выделением водорода. Как основание ведет себя азотная кислота, растворенная в безводной серной кислоте.

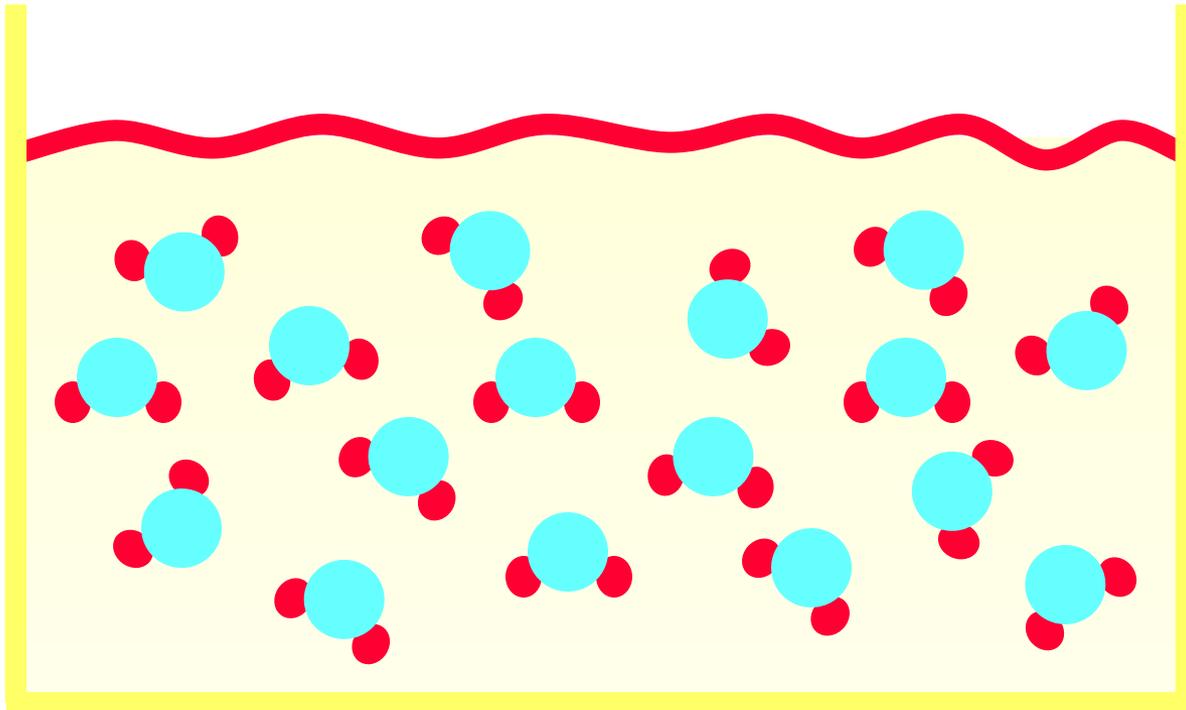
## Основные положения теории:

1. *Кислота* – частица (молекула или ион), отдающая протон в данной реакции, т.е. донор  $H^+$ .

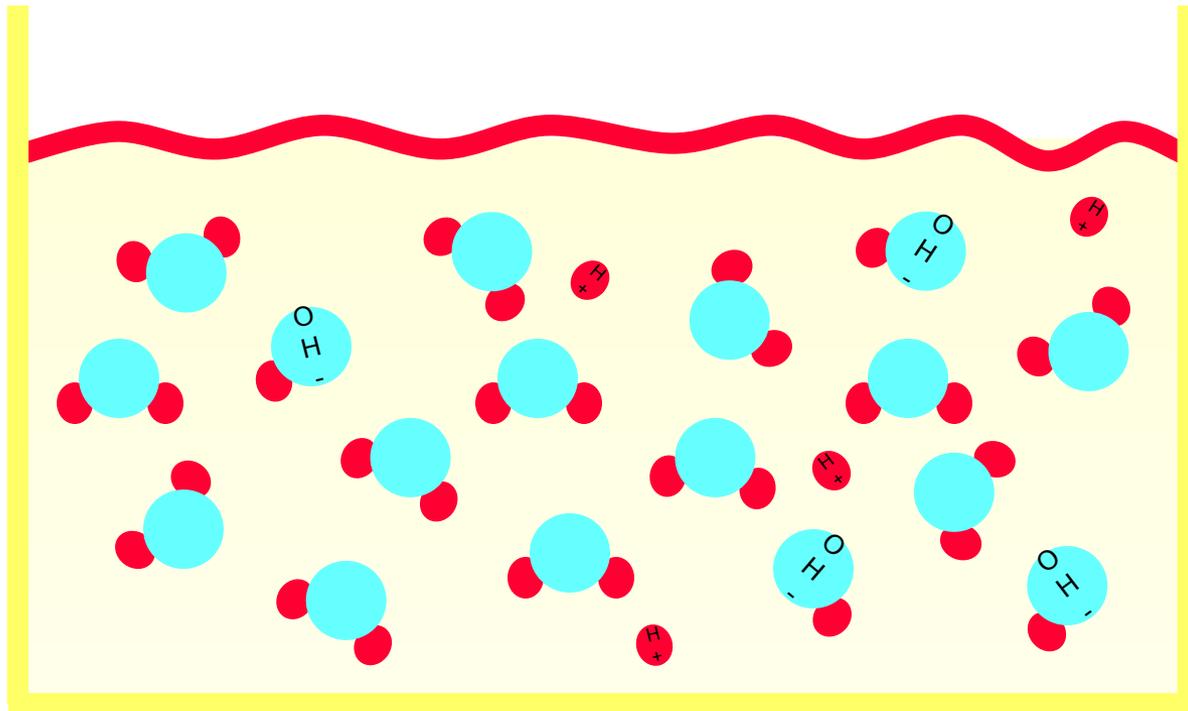


# Основные положения теории:

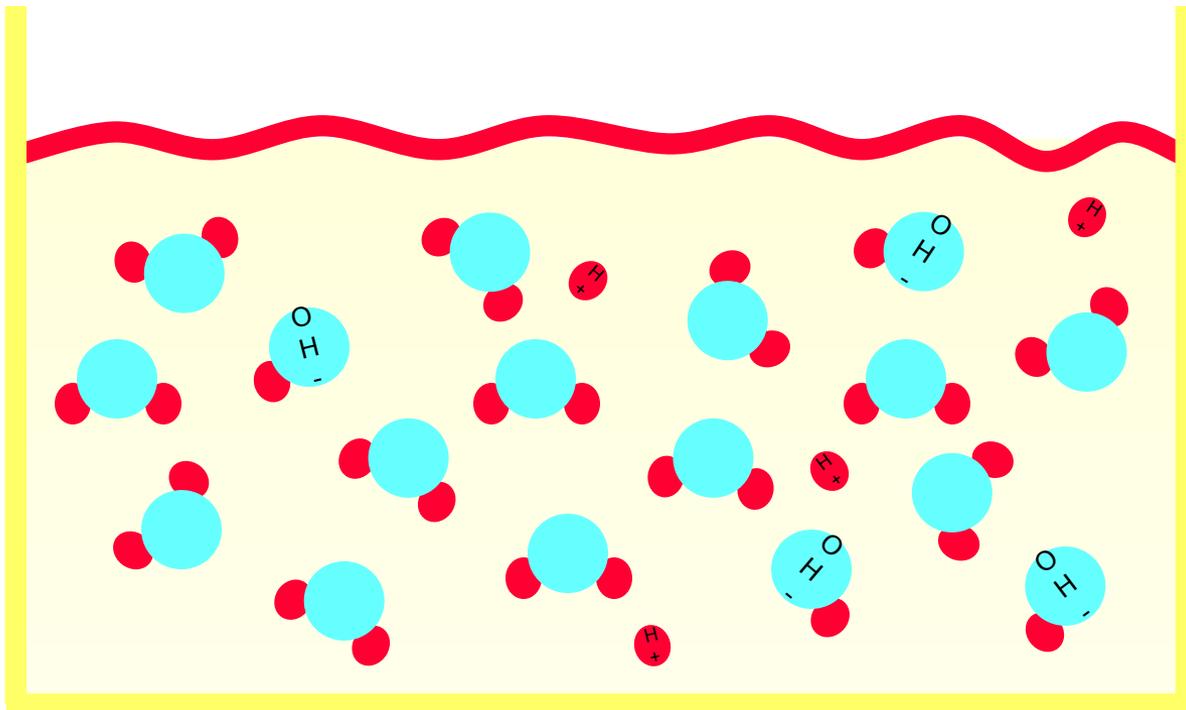
1. *Кислота* – частица (молекула или ион), отдающая протон в данной реакции, т.е. донор  $H^+$ .



1. **Кислота** – частица (молекула или ион), отдающая протон в данной реакции, т.е. донор  $H^+$ .



1. **Кислота** – частица (молекула или ион), отдающая протон в данной реакции, т.е. донор  $H^+$ .



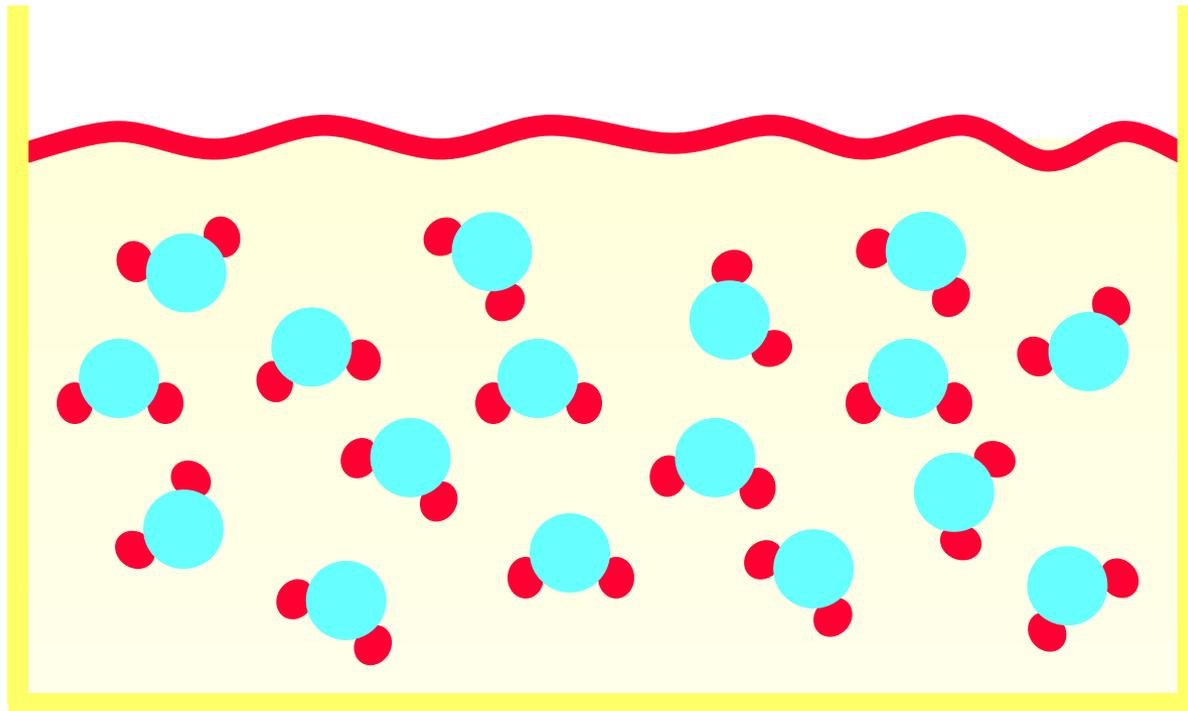
## Физиологически важные кислоты:

- Угольная кислота ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )
- Фосфорная кислота ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )
- Пировиноградная кислота ( $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ )
- Молочная кислота ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ )

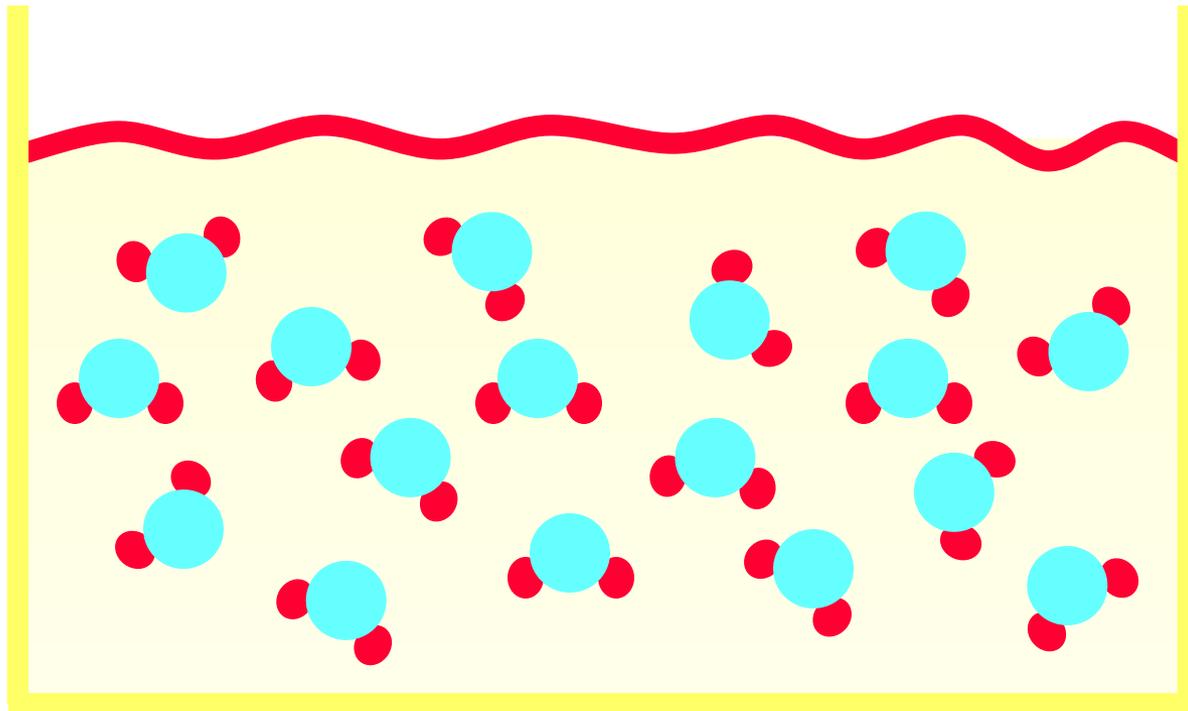
Эти кислоты растворяются в жидкостях организма.



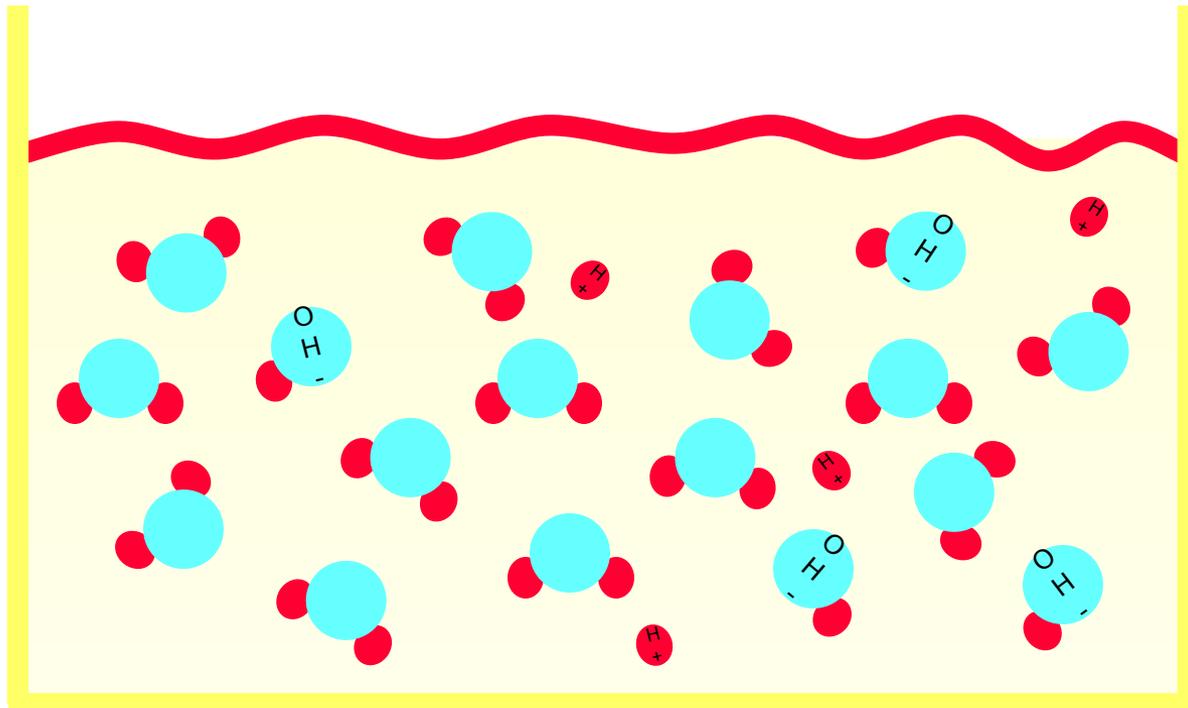
**2. Основание – частица (молекула или ион), присоединяющая протон в данной реакции, т. е. акцептор  $H^+$ .**



**Основание** – частица (молекула или ион), присоединяющая протон в данной реакции, т.е. акцептор  $H^+$ .



**Основание** – частица (молекула или ион), присоединяющая протон в данной реакции, т.е. акцептор  $H^+$ .



**Физиологически важные основания:**

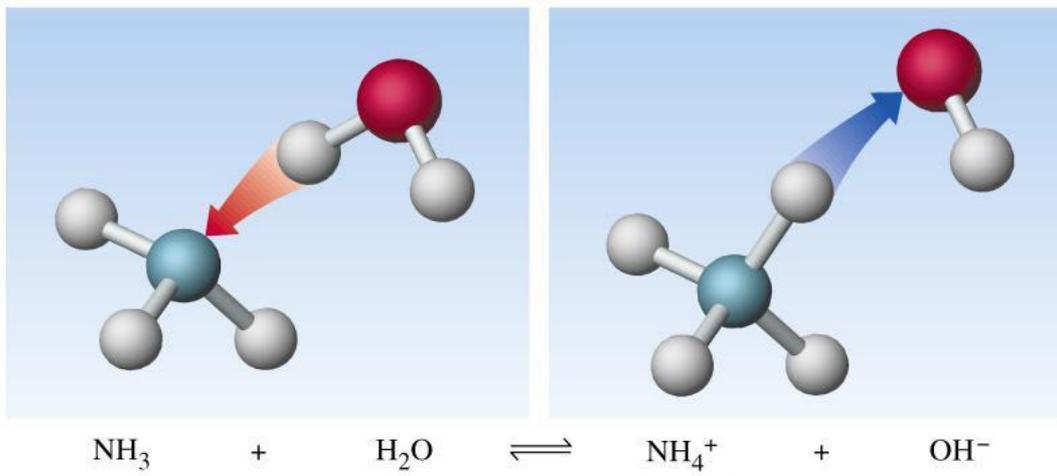
- Гидрокарбонат-ион ( $\text{HCO}_3^-$ )**
- Гидрофосфат-ион ( $\text{HPO}_4^{2-}$ )**



**3. Кислота и основание связаны в сопряженную пару протолитов, частицы которой отличаются по составу на один передаваемый протон (H<sup>+</sup>):**

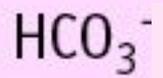


**Например:**



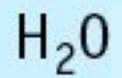
Основание (1)    Кислота (2)                      Кислота (1)    Основание (2)

Протолитическая теория кислот и оснований

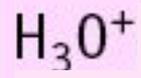
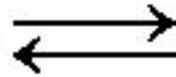


Кислота

+

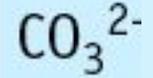


Основание

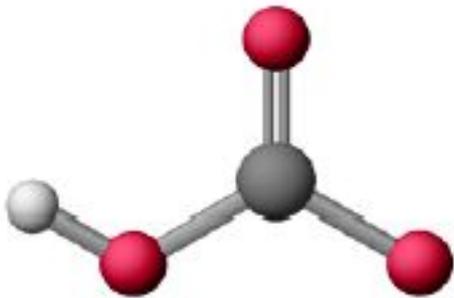


Кислота

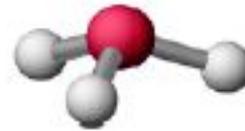
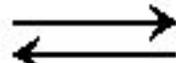
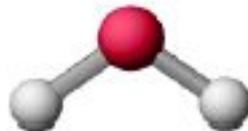
+



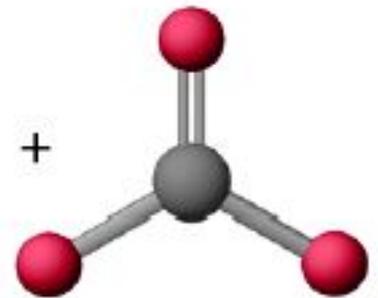
Основание



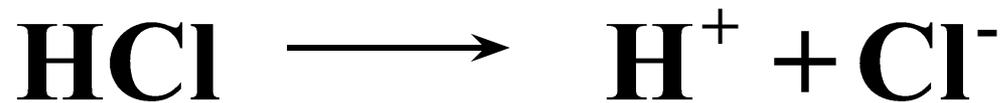
+



+

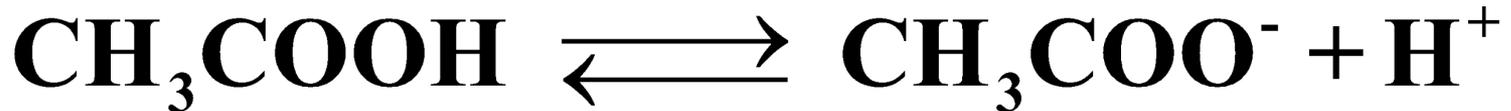


**4. Сильной сопряженной кислоте соответствует слабое сопряженное основание и наоборот:**



**сильная к-та**

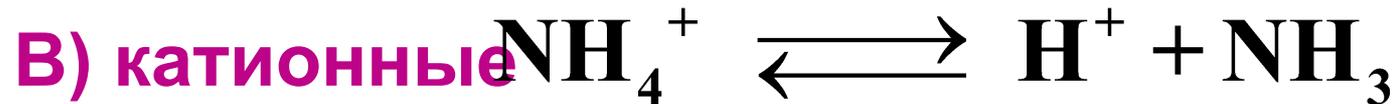
**слабое осн-е**



**слабая к-та**

**сильное основание**

## 5. Кислоты-протолиты делят на 3 класса:



Основания-протолиты также делятся на 3 класса:

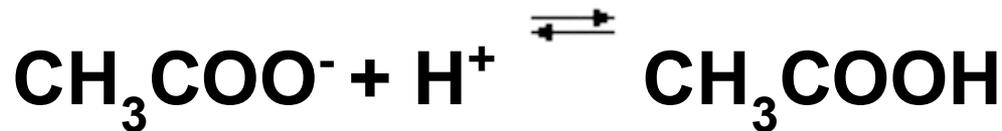
А) Нейтральные



В) Катионные



С) Анионные



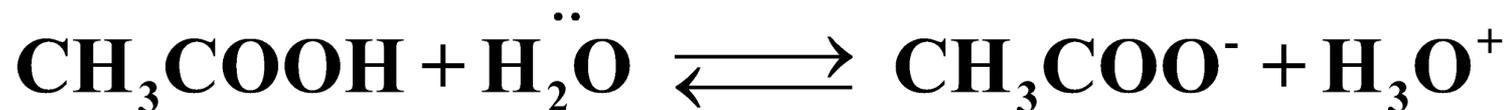


**7. Количественно сила кислот-протолитов характеризуется вероятностью переноса протона от кислоты к воде как основанию и оценивается величиной константы кислотности ( $K_a$ ).**

**$K_a$  характеризует момент химического равновесия в процессе переноса протона и определяется на основании закона действующих масс.**

Константа кислотности.

**Пример:**



$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

*Константа кислотности.*

**Перемножим обе части уравнения на постоянную величину молярной концентрации воды:**

$$K_{\text{равн}} \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+] \cdot [H_2O]}{[CH_3COOH] \cdot [H_2O]},$$

$$K_{\text{равн}} \cdot [H_2O] = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]},$$

$$K_a = K_{\text{равн}} \cdot [H_2O]$$

**Таким образом, чем выше концентрация сопряженных частиц продуктов протонного переноса, тем больше значение  $K_a$ , а значит тем сильнее кислота-протолит.**

**На практике используют показатель константы кислотности ( $pK_a$ ):**

$$pK_a = -\lg K_a$$

**Чем меньше значение  $pK_a$ , тем сильнее кислота.**

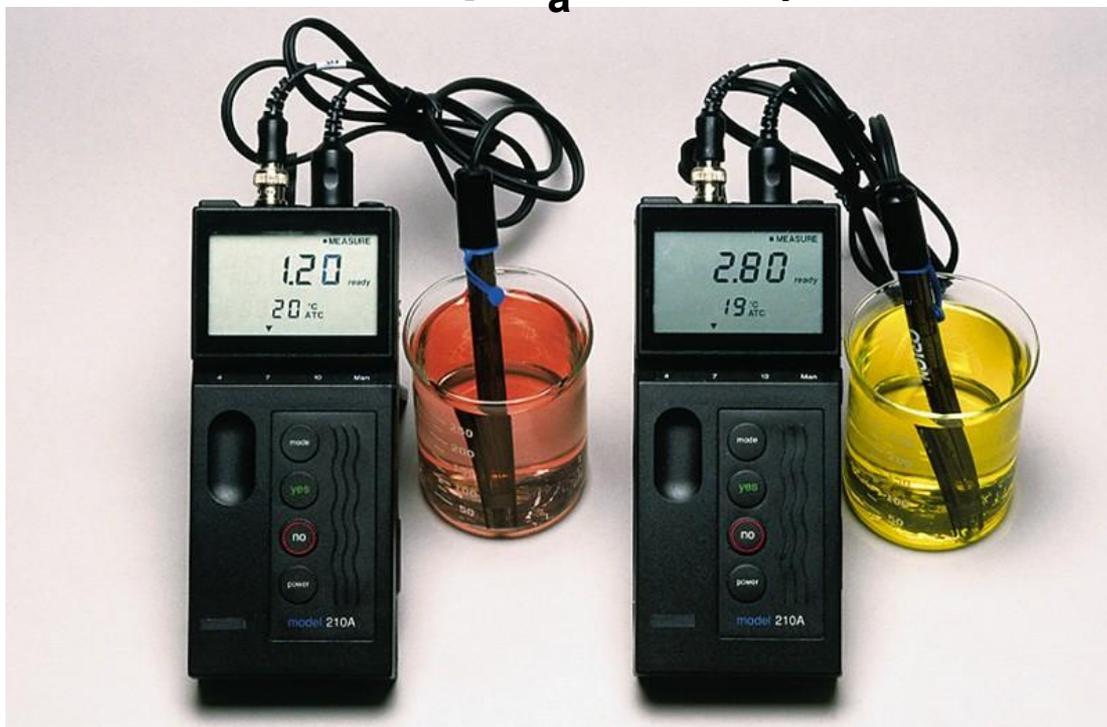
Например:

1)  $K_a(\text{HCl}) = 10^3$

$\text{p}K_a(\text{HCl}) = -3$  (сильная кислота)

2)  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

$\text{p}K_a = 4,75$  (слабая кислота)



0.1 M HCl

0.1 M CH<sub>3</sub>COOH

Протолитическая теория позволила выявить разницу в силе минеральных кислот, а также объяснить кислотно-основные свойства органических веществ.

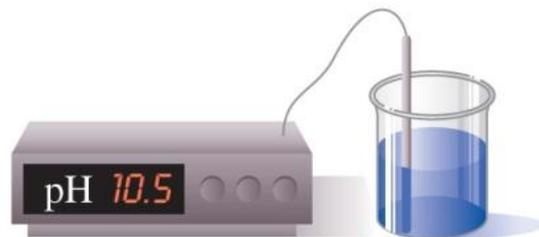
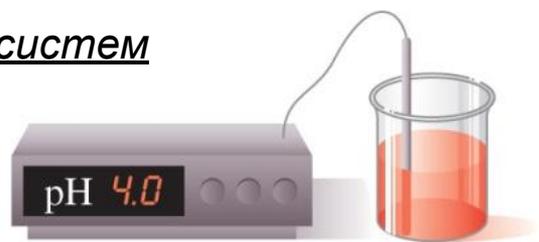
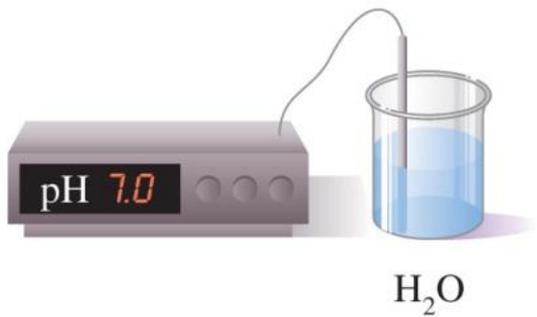
## *Буферные системы*

Постоянство кислотности сред, наряду с физиологическими механизмами поддерживается буферными системами организма.

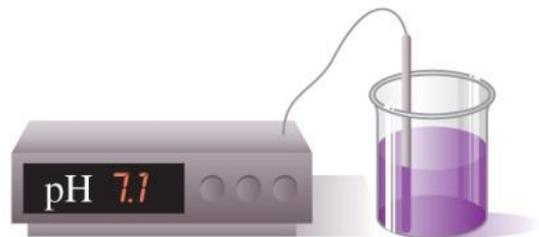


***Буферными называют системы, состоящие из двух сопряженных компонентов, способных до определенного предела противодействовать изменению рН среды при добавлении к ним небольших количеств кислоты и щелочи, а также при разбавлении раствора или концентрировании.***

# Классификация буферных систем



Буферный  
раствор



**Способность буферных систем сохранять постоянство рН называется буферным действием.**

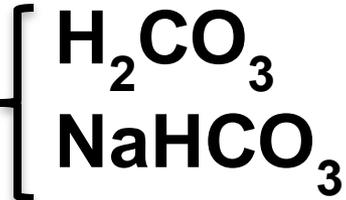
**По составу, с точки зрения протонной теории, буферные системы делят на кислые и основные.**

**Кислые буферные системы состоят из слабой кислоты и сопряженного с ней избытка сильного основания, создаваемого солью этой кислоты.**

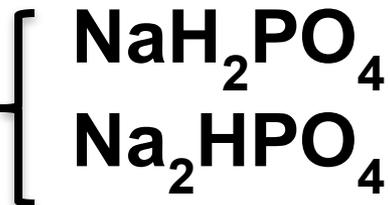
**Например: ацетатная буферная система:**

**[  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – слабая кислота;  
 $\text{CH}_3\text{COONa}$  – растворимая соль (содержит сопряженное сильное основание  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ).**

**Карбонатная буферная система:**



**Фосфатная буферная система:**



**Белковая буферная система:**



**Основные буферные системы состоят из слабого основания и сопряженного с ним избытка кислоты, создаваемого солью этого основания.**

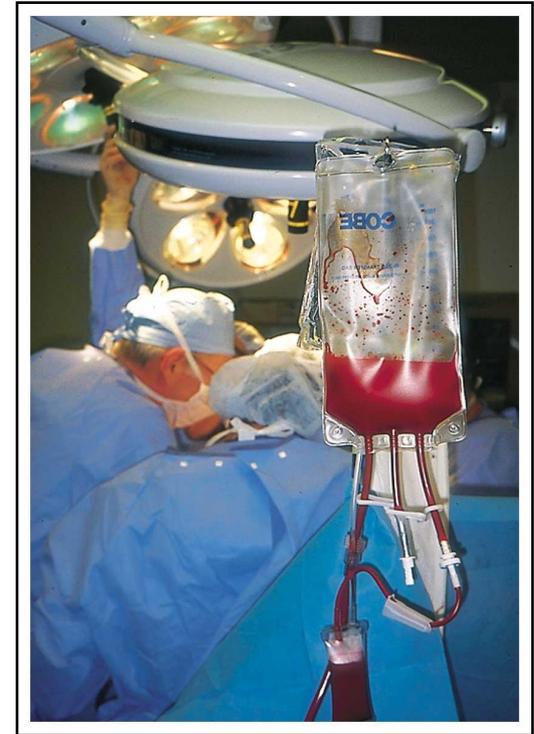
**Например, аммиачная буферная система:**

**[  $\text{NH}_4\text{OH}$  – слабое основание;  
[  $\text{NH}_4\text{Cl}$  –растворимая соль (содержит сопряженную сильную кислоту  $\text{NH}_4^+$ ).**

**Буферные системы в растворенном состоянии образуют буферные растворы.**

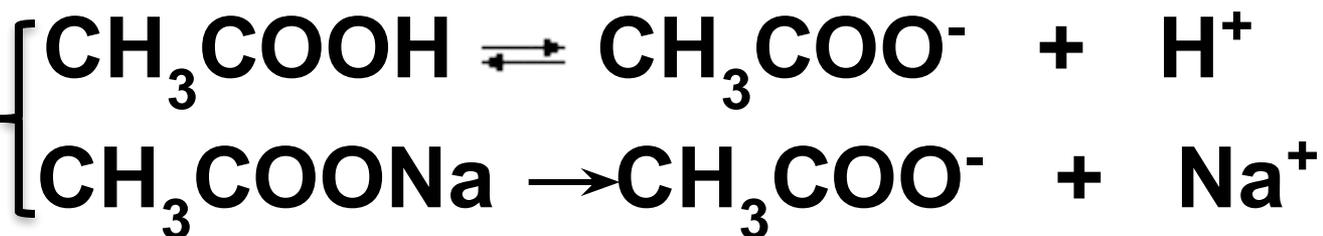
**Буферные растворы, в отличие от буферных систем, могут быть многокомпонентными.**

**Кровь относят к буферным растворам.**



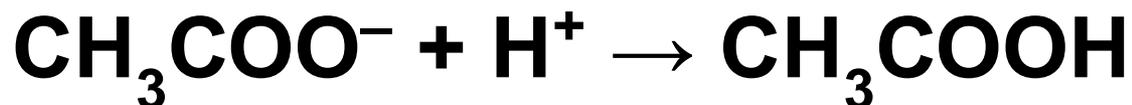
# Механизм буферного действия

Механизм буферного действия можно рассмотреть на примере ацетатной буферной системы:



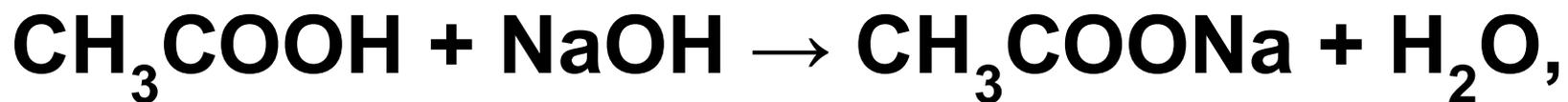
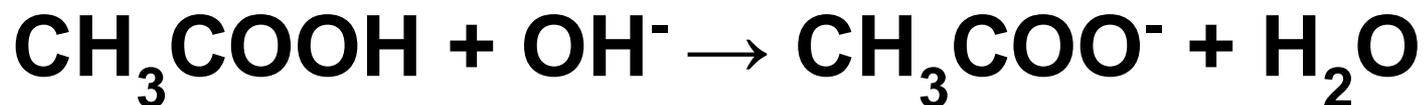
## *Механизм буферного действия*

**При добавлении сильной кислоты, например HCl, в реакцию с ней вступает компонент буферной системы, выполняющий роль сопряженного основания:**



**То есть, избыток ионов  $\text{H}^+$  связывается в малодиссоциирующее соединение – слабую кислоту –  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .**

**При добавлении сильного основания, например NaOH, в реакцию с ним вступает компонент буферной системы – слабая кислота:**



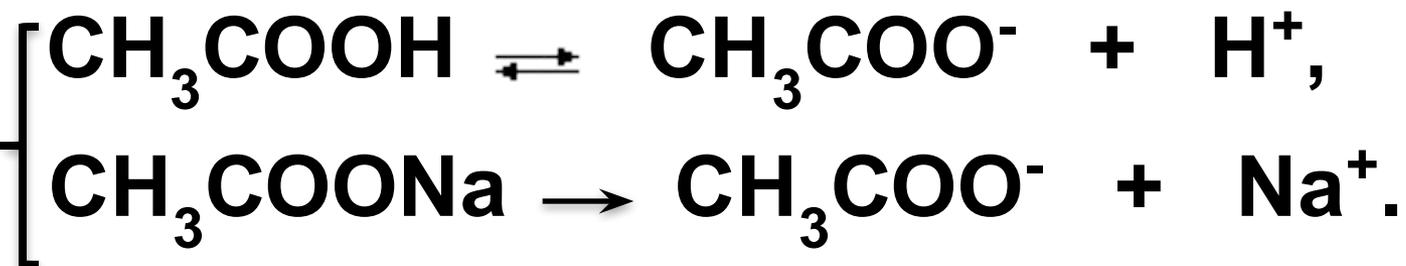
**То есть, избыток ионов  $\text{OH}^-$  связывается в малодиссоциирующее соединение –  $\text{H}_2\text{O}$ .**

***Таким образом, постоянство pH поддерживается за счет того, что избыток свободных ионов  $H^+$  или  $OH^-$  связывается одним из компонентов буферной системы в малодиссоциирующее соединение.***

## *Водородный показатель среды буферных растворов*

В основе расчета pH буферных систем лежит закон действующих масс для кислотно-основного равновесия.

Вывод этого уравнения можно показать на примере ацетатной буферной системы:



**Константа кислотности кислотного-основного равновесия диссоциации уксусной кислоты равна:**

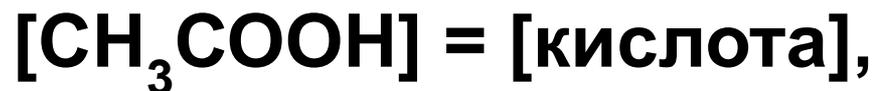
$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

**Отсюда:**

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

**Согласно принципу Ле Шателье-Брауна, присутствие в растворе  $\text{CH}_3\text{COONa}$  создает избыток ацетат-ионов  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  и кислотно-основное равновесие диссоциации уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  сдвинуто влево.**

**В результате из 10 тысяч молекул  $\text{CH}_3\text{COOH}$  диссоциирует только одна. Поэтому:**



**Уравнение принимает вид:**

$$[H^+] = K_a \frac{[кислота]}{[соль]}$$

**Уравнение в логарифмической форме:**

$$-\lg[H^+] = -\lg K_a + \lg \frac{[соль]}{[кислота]}$$

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

$$-\lg K_a = pK_a$$

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

уравнение Гендерсона - Гассельбаха,

где  $pH$  – водородный показатель среды,

$pK_a$  – показатель кислотности слабой кислоты,

$\frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$  – буферное соотношение.

Уравнение Гендерсона-Гассельбаха для основных буферных систем:

$$pH = 14 - pK_b - \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]},$$

*где  $pK_b$  – показатель константы основности слабого основания.*

***При разбавлении водой меняются концентрации соли и кислоты в одинаковой степени, соотношение же этих концентраций остается постоянным, поэтому при разбавлении водой pH в определенных пределах не меняется.***

## Рабочие формулы уравнения Гендерсона-Гассельбаха:

$$pH = pK_a + \lg \frac{C\left(\frac{1}{z} \text{ соль}\right) \cdot V(\text{соль})}{C\left(\frac{1}{z} \text{ кислота}\right) \cdot V(\text{кислота})}, \text{ где}$$

$C\left(\frac{1}{z} \text{ соль}\right), C\left(\frac{1}{z} \text{ кислота}\right)$  молярные концентрации

эквивалентов соли и кислоты, мольдм<sup>-3</sup>,

$V(\text{соль}), V(\text{кислота})$  – объемы соли и кислоты, см<sup>3</sup>,  
соответственно.

*Водородный показатель среды*

$$pH = 14 - pK_b - \lg \frac{C\left(\frac{1}{z} \text{ соль}\right) \cdot V(\text{соль})}{C\left(\frac{1}{z} \text{ основание}\right) \cdot V(\text{основание})}, \text{ где}$$

$C\left(\frac{1}{z} \text{ соль}\right), C\left(\frac{1}{z} \text{ основание}\right)$  – молярные концентрации

эквивалентов соли и основания, мольдм<sup>-3</sup>,

$V(\text{соль}), V(\text{основание})$  – объемы соли и основания, см<sup>3</sup>,  
соответственно.

**Задача 1.** Рассчитайте pH ацетатной буферной системы, состоящей из 100 см<sup>3</sup> раствора уксусной кислоты с концентрацией 1 моль/дм<sup>3</sup> и 200 см<sup>3</sup> раствора ацетата натрия с концентрацией раствора 0,5 моль/дм<sup>3</sup>,  $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

**Решение:**  $pK_a = -\lg (1,75 \cdot 10^{-5}) = 4,75$ .

$pH = 4,75 + \lg (200 \cdot 0,5)/(100 \cdot 1) = 4,75 + \lg 1 = 4,75$ .

## *Зона буферного действия*

**Способность буферных растворов противодействовать резкому изменению рН при прибавлении к ним кислоты или щелочи является ограниченной.**

**Буферное действие прекращается, если буферное соотношение превышает 10/1 или становится меньше 1/10.**

**Тогда,  $\lg 10 = 1$ ;  $\lg 0,1 = -1$ .**

**Зона буферного действия** – интервал значений рН, в пределах которого буферная система сохраняет свои свойства:

$$\text{pH} = \text{pK}_a \pm 1.$$

**Пример:** для ацетатного буфера

$$K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pK}_a = -\lg K_a = 4,76$$

$$\text{pH} = 4,76 \pm 1$$

# ***Буферная емкость***

Величину, характеризующую способность буферной системы противодействовать смещению реакции среды при добавлении кислот и щелочей, называют буферной емкостью (В).

Буферную ёмкость можно определить по кислоте или по основанию.

Буферная ёмкость показывает, сколько моль-эквивалентов кислоты или щелочи следует добавить к 1 дм<sup>3</sup> буферного раствора, чтобы изменить его рН на единицу.

*Буферная емкость*

$$B = \frac{V(X) \cdot C\left(\frac{1}{z} X\right)}{\Delta pH \cdot V_1}$$

**$V(X)$  – объем кислоты или основания, см<sup>3</sup>.**

**$V_1$  – объем исходного буферного раствора, см<sup>3</sup>.**

**$C\left(\frac{1}{z} X\right)$  – молярная концентрация эквивалента  
кислоты или основания, мольдм<sup>-3</sup>,**

**$\Delta pH$  – изменение  $pH$ .**

## *Буферная емкость*

Если  $V_1 = 1 \text{ дм}^3$ ,  $\Delta pH = 1$ , тогда

$$B = V(X) \cdot C\left(\frac{1}{Z} X\right)$$

**Величина буферной емкости зависит от природы и концентрации буферных компонентов.**

**Она возрастает по мере увеличения концентрации буферных компонентов и приближения буферного соотношения к единице.**

## **Биологическая роль буферных систем**

**Буферные системы участвуют в поддержании кислотно-основного гомеостаза.**

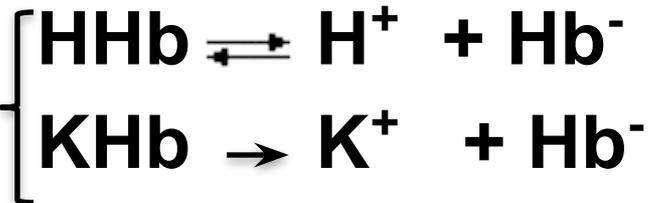
**Внутриклеточные и внеклеточные жидкости живых организмов характеризуются постоянством значений рН.**

**рН большей части внутриклеточных жидкостей находится в интервале 6,8 -7,8 ( в том числе плазмы крови 7,34 -7,36).**

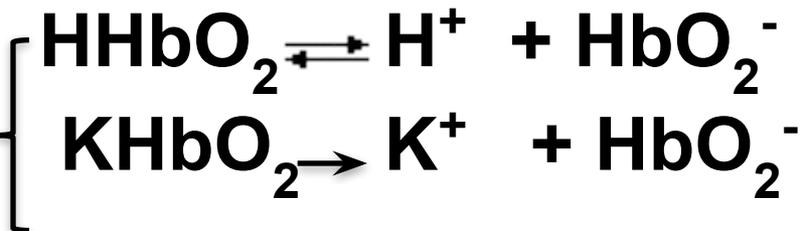
# Кровь содержит шесть буферных систем.

## Буферные системы крови:

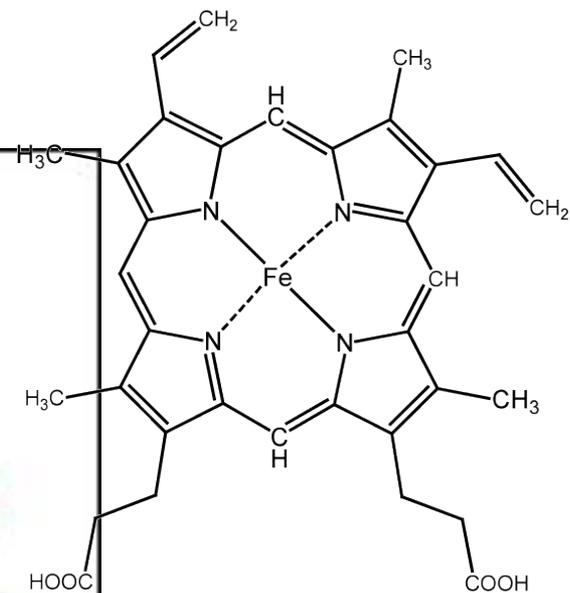
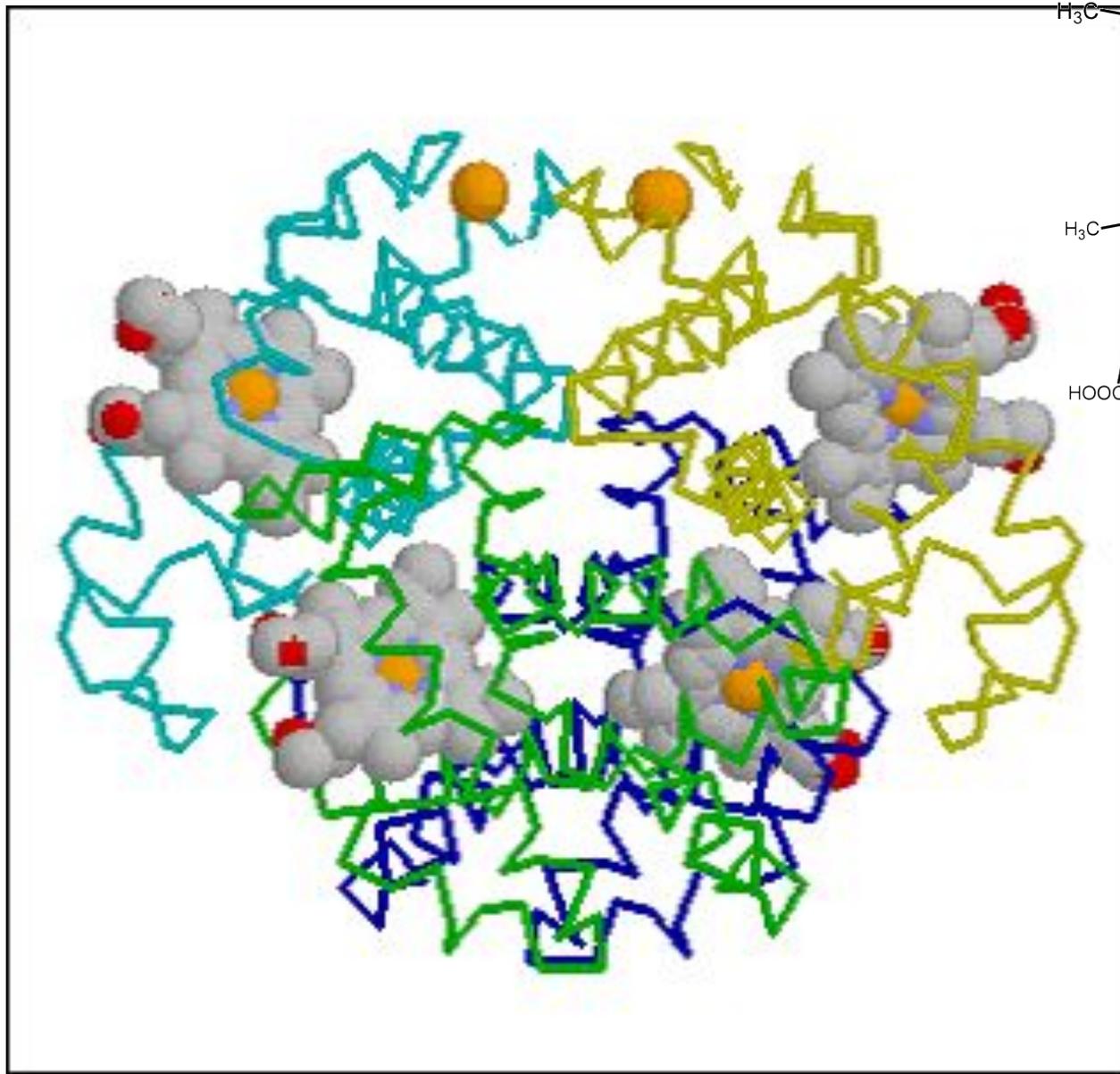
### 1. Гемоглобиновая:



### 2. Оксигемоглобиновая:



# Гемоглобин

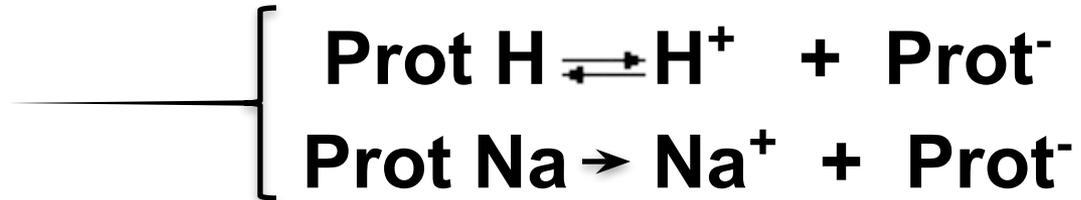


**В сумме эти две системы обладают 75% буферной емкости крови.**

**Они играют важную роль в процессе дыхания - осуществляют транспортную функцию по переносу кислорода к тканям и органам.**

**Участвуют в поддержании постоянства pH внутри эритроцитов и в крови целом.**

### 3. Белковая буферная система:

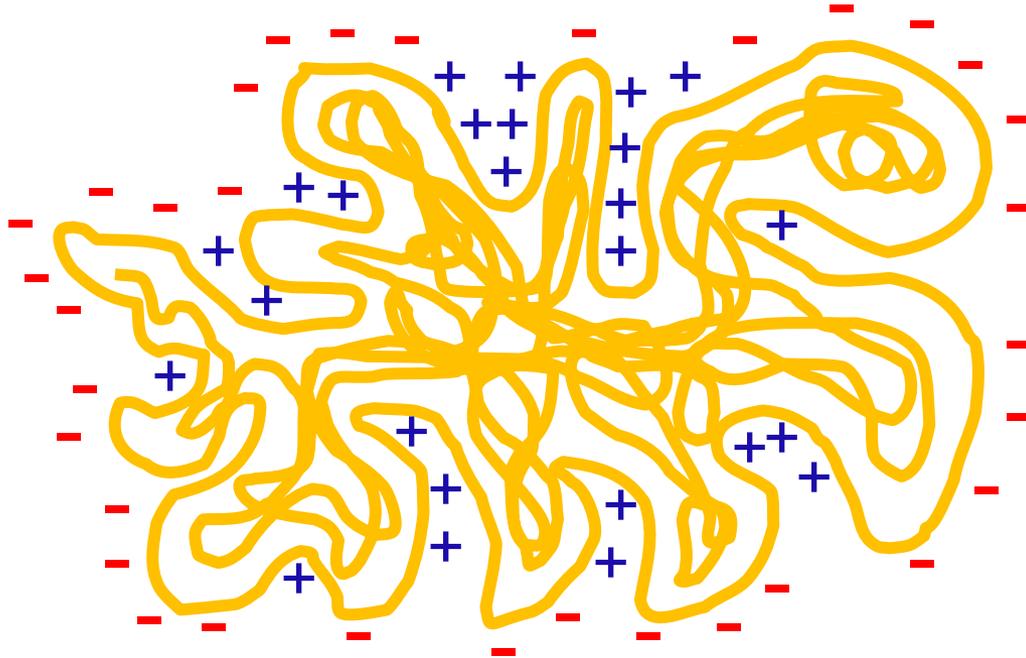


Эта система может нейтрализовать как кислые, так и основные продукты.

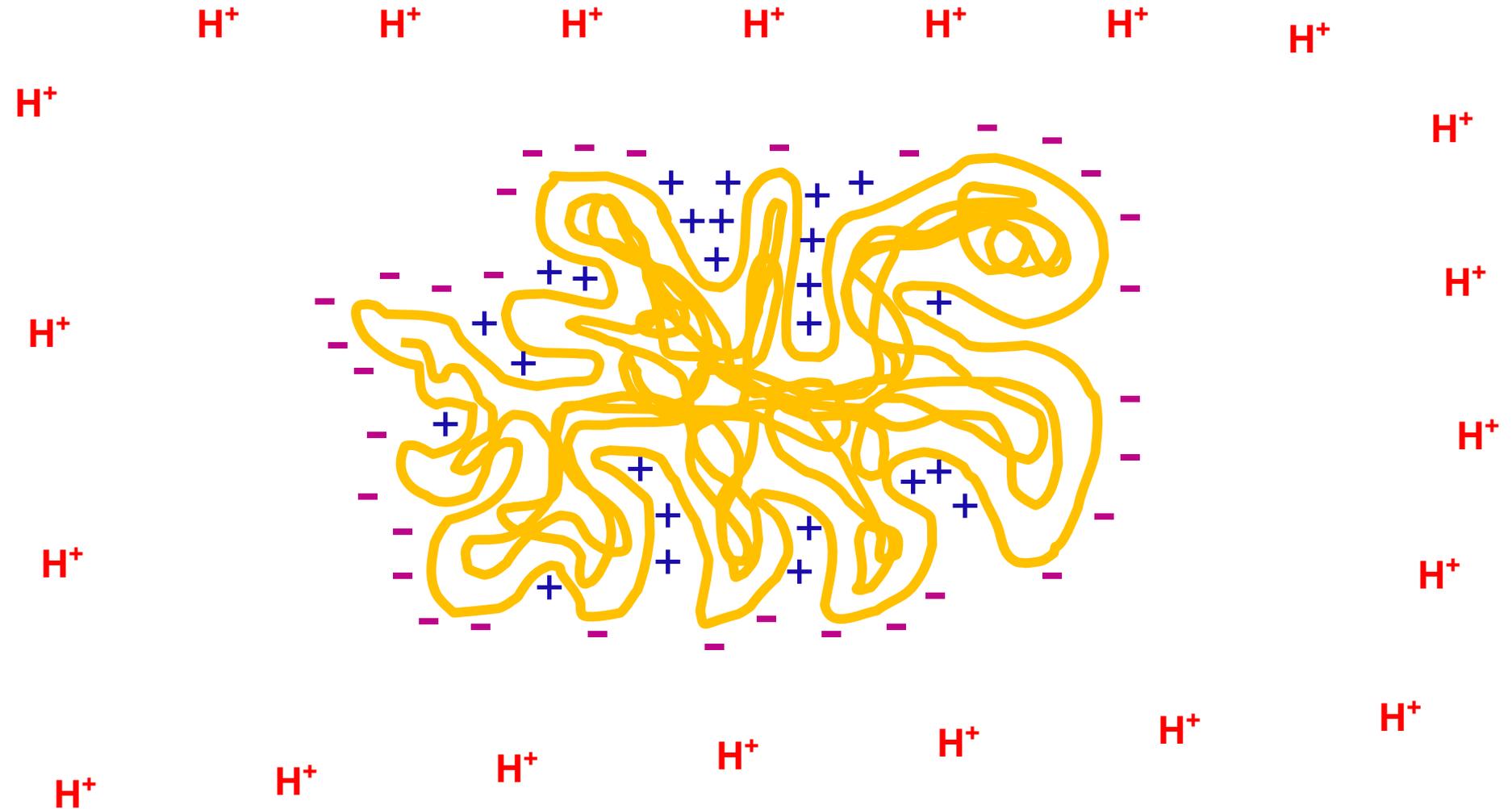
Буферная емкость, определяемая белками плазмы, зависит от концентрации белков и их природы, состава.

Буферная емкость по кислоте для альбуминов составляет  $10 \text{ ммоль} \cdot \text{дм}^{-3}$ , для глобулинов –  $3 \text{ ммоль} \cdot \text{дм}^{-3}$ .

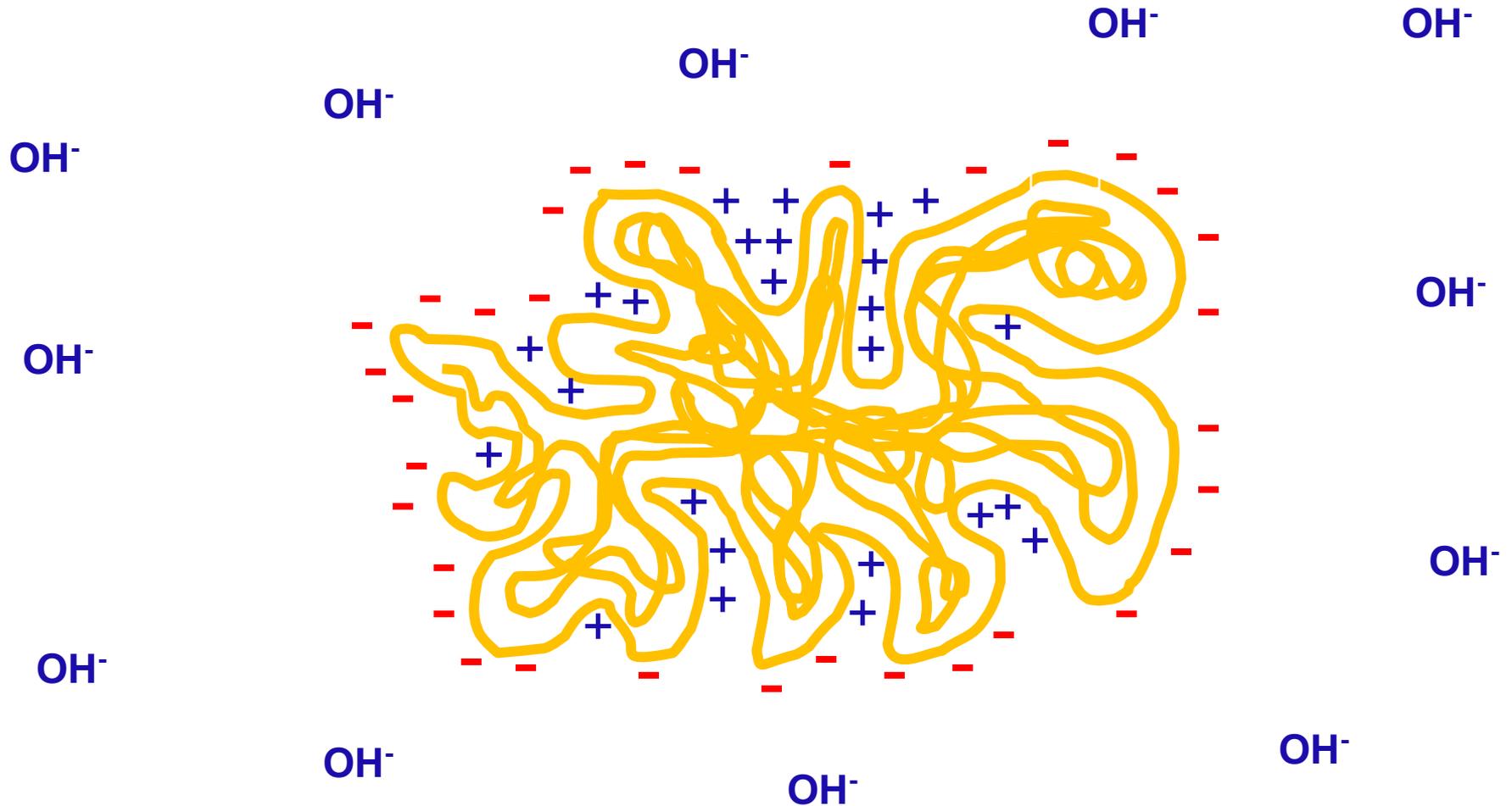
**В макромолекуле белка многочисленными отрицательные заряды сосредоточены на внешней стороне, и положительные заряды в щелях молекулы.**



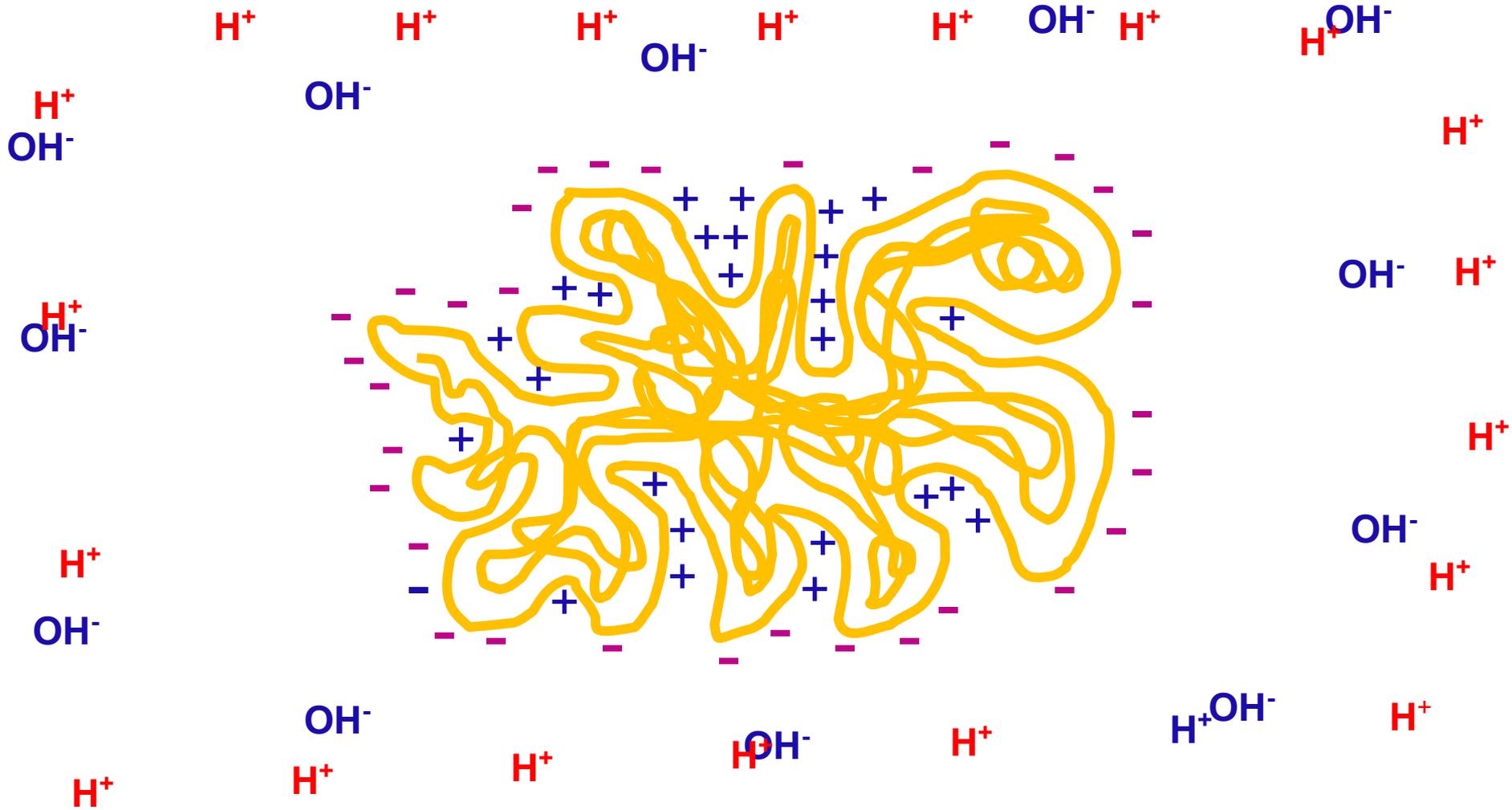
**H<sup>+</sup> ионы притягиваются к отрицательным зарядам.**



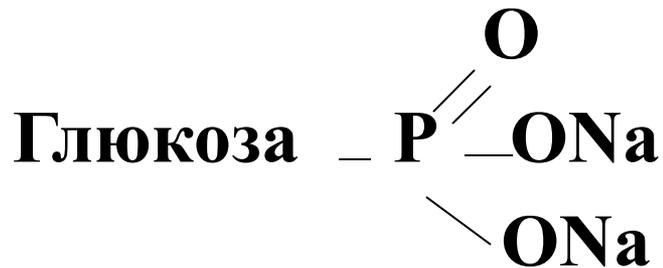
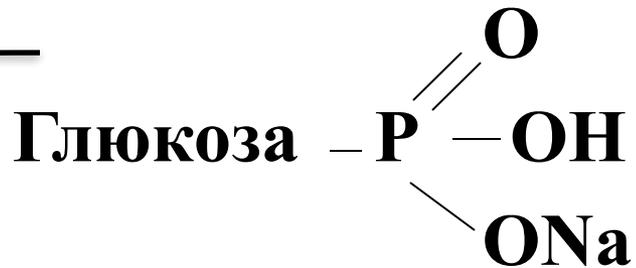
**OH<sup>-</sup> ионы притягиваются к положительным зарядам.**



# Буферные системы крови



## 4. Система эфиров глюкозы и фосфорной КИСЛОТЫ



**Глюкоз-эфирная буферная система действует в клетке.**

## 5. Карбонатная буферная система

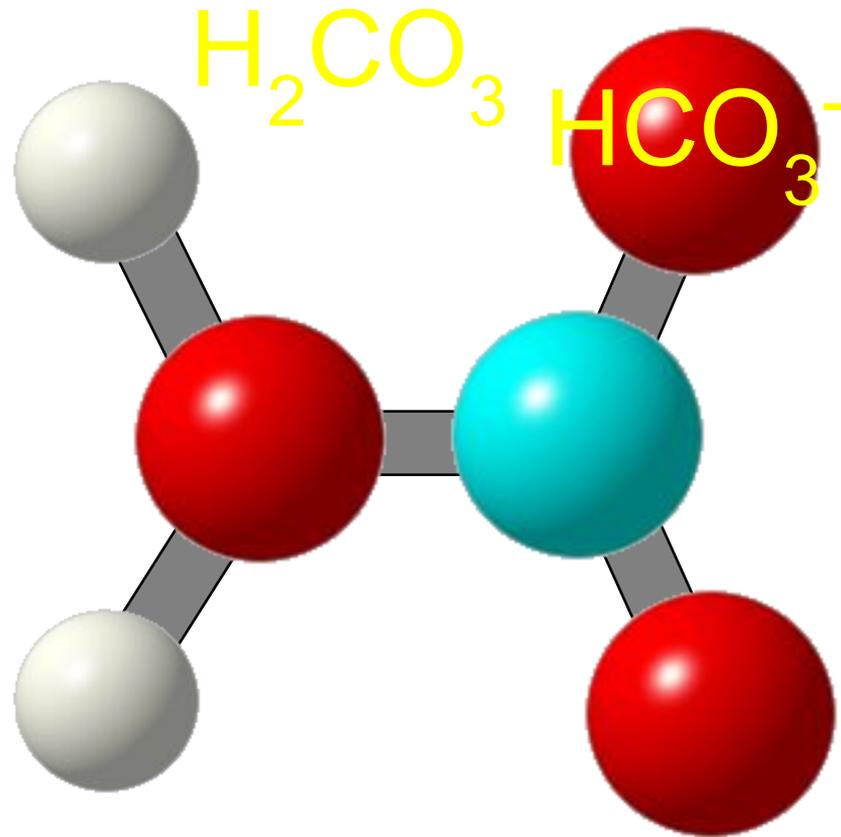
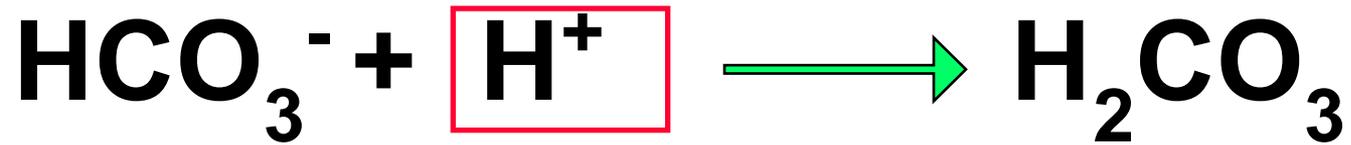


Характеризует кислотно-щелочной резерв крови, который измеряется объемом  $\text{CO}_2$ , химически связанным со 100 мл плазмы крови, насыщенного газом с парциальным давлением  $\text{CO}_2$  53,3 кПа.

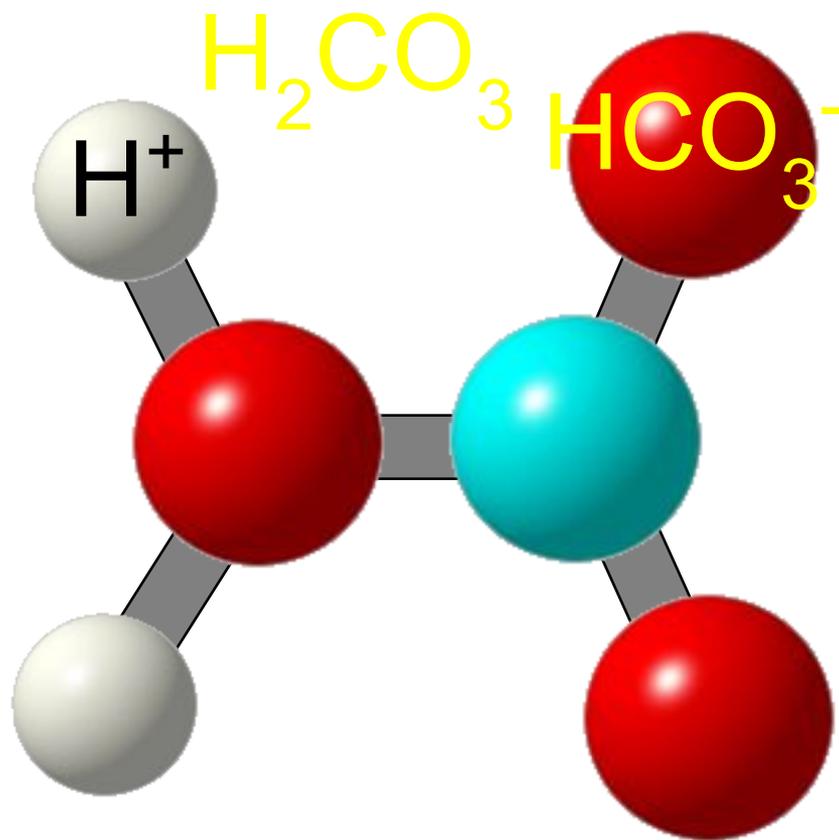
Действует в плазме крови и в эритроцитах.

Имеет незначительную буферную емкость ( $B = 40$  ммоль/л плазмы крови), но играет первостепенную роль в регуляции дыхания.

Буферные системы крови



*Буферные системы крови*



**Кислотно-щелочное (кислотно-основное) состояние организма оценивают с помощью уравнения Гендерсона-Гассельбаха, выведенного для гидрокарбонатного буфера крови.**

$$pH = pK_a + \lg \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

**$pK_a$  ( для крови) = 6,11.**

**$pH$  (крови здорового человека) = 7,34-7,36.**

**В крови  $H_2CO_3$  полностью разлагается на  $CO_2$  и  $H_2O$ , поэтому  $[H_2CO_3] = [CO_2]$ , а  $[NaHCO_3] = [HCO_3^-]$ .**

**Рабочая формула для организма человека:**

$$pH = 6,11 + \lg \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

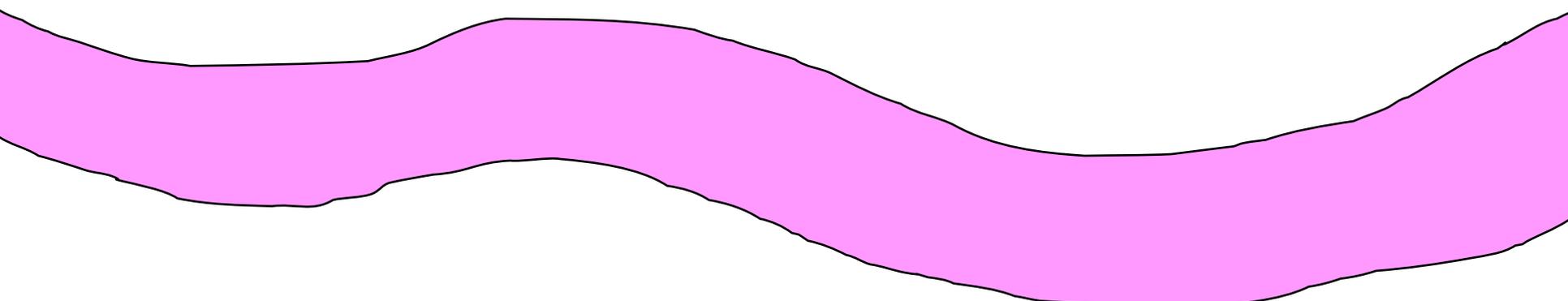
**Измерив pH с помощью прибора (pH-метра), можно рассчитать по этому уравнению величину буферного отношения, которая для нормы:**

$$\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} = \frac{20}{1}$$

## **Физиологическая норма**

**pH = 7,34-7,36**

**Pco<sub>2</sub> = 4,7-5,3 кПа**



При задержке  $CO_2$  в крови, буферное отношение станет:  $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} < \frac{20}{1}$  ,

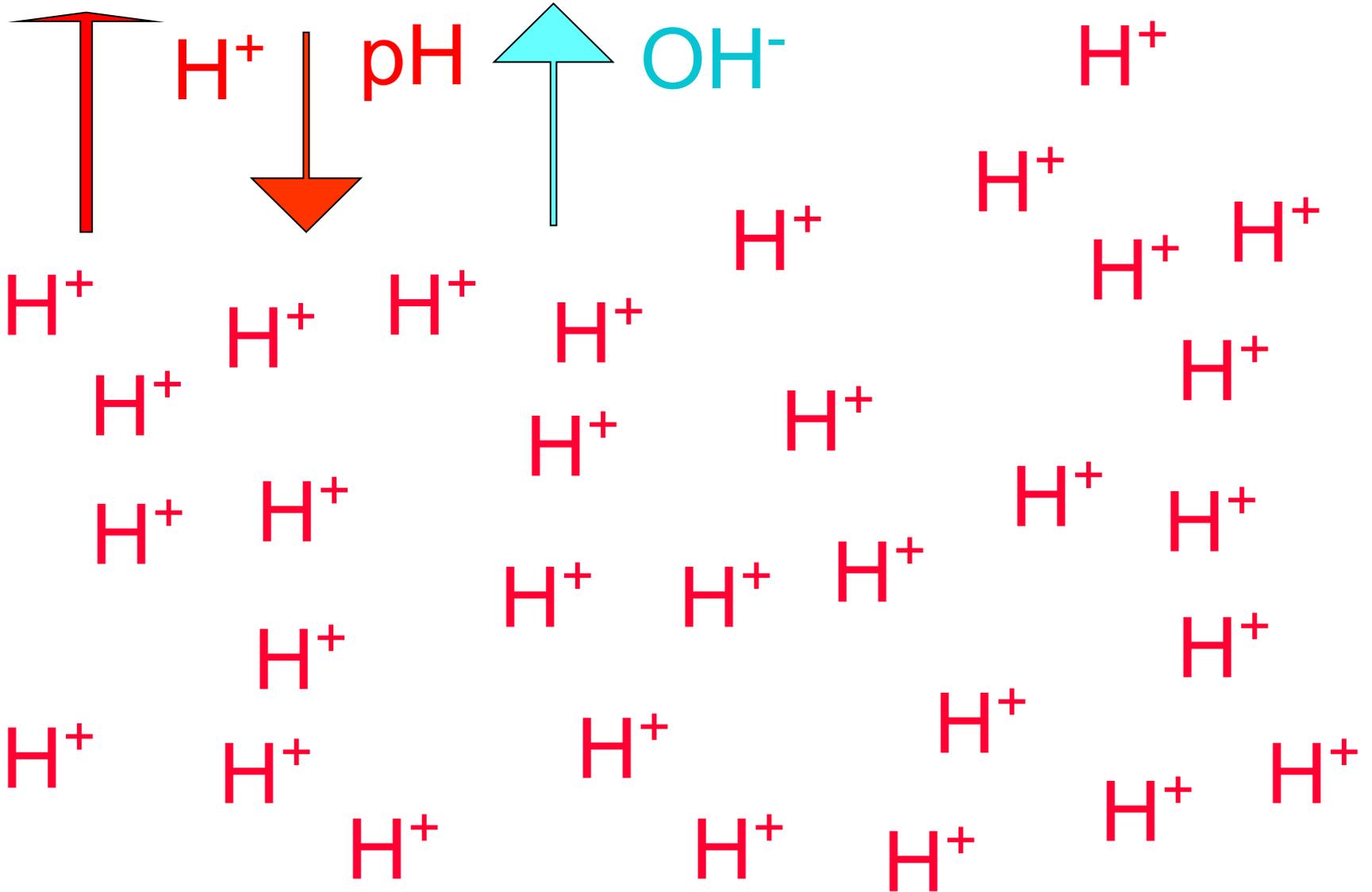
т.е. кислотно-щелочное равновесие смещается в сторону повышения кислотности.

Возникает состояние ацидоза.

Если  $pH_{\text{крови}} < 7,34$  , то говорят о некомпенсированном ацидозе.

Если  $pH$  крови находится в пределах 7,34-7,36, то ацидоз компенсированный.

# Ацидоз



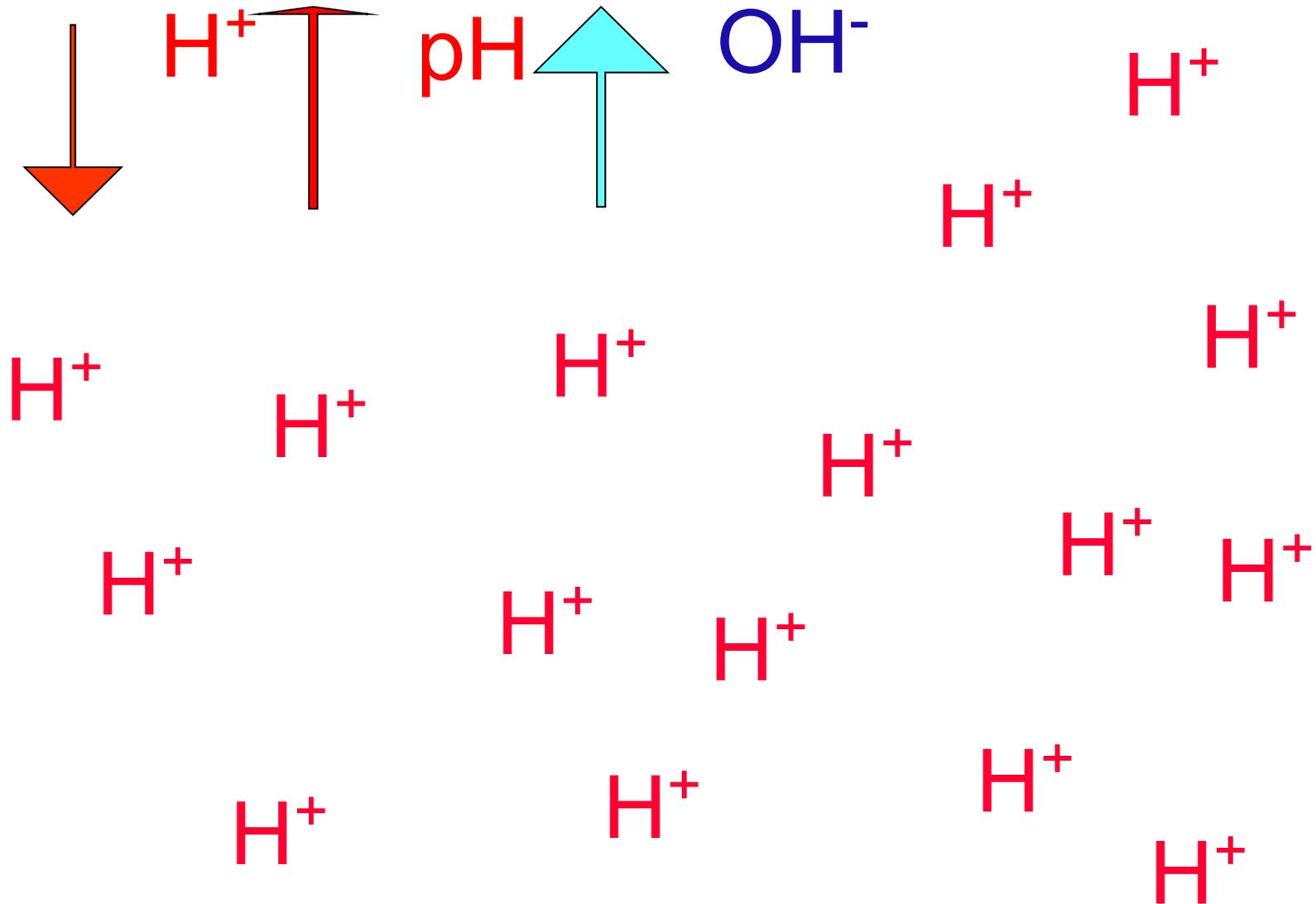
**Если из организма очень быстро выводится  $CO_2$ , то  $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} > \frac{20}{1}$**

**В этом случае кислотно-основное равновесие смещается в сторону подщелачивания с развитием алкалоза.**

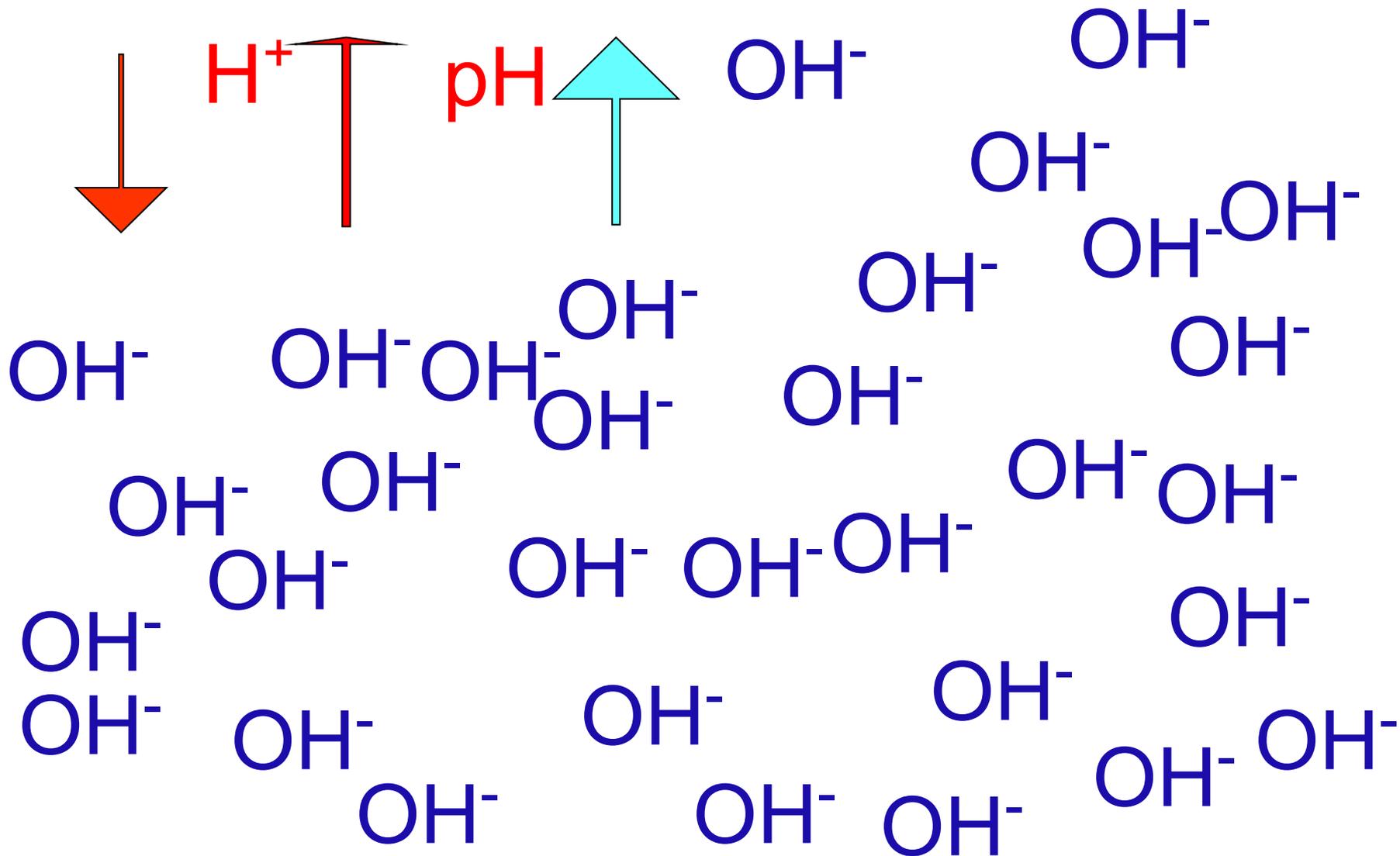
**Если  $pH_{\text{крови}} > 7,36$ , то алкалоз некомпенсированный.**

**При  $pH$  7,34-7,36 алкалоз компенсированный.**

# Алкалоз

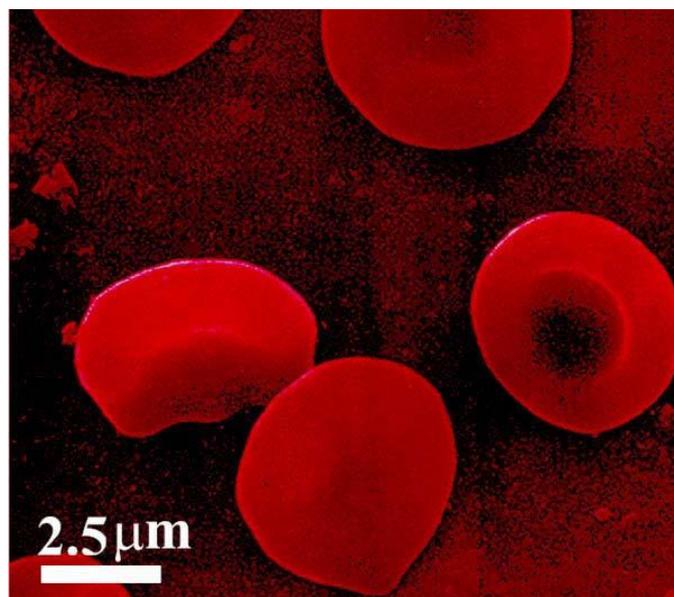
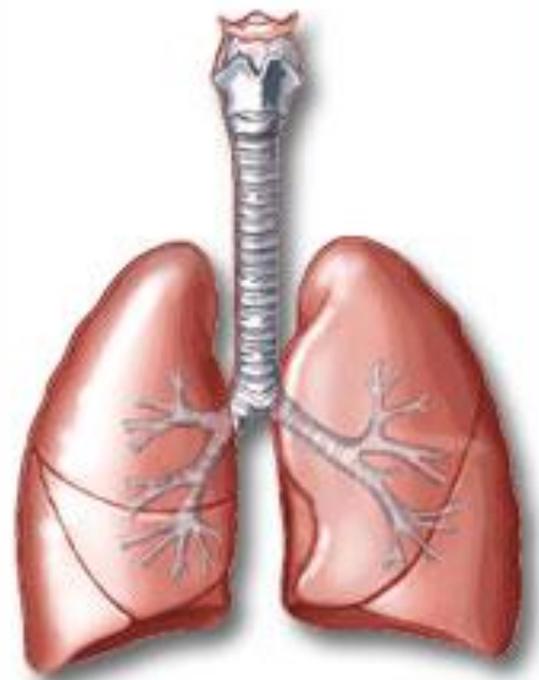
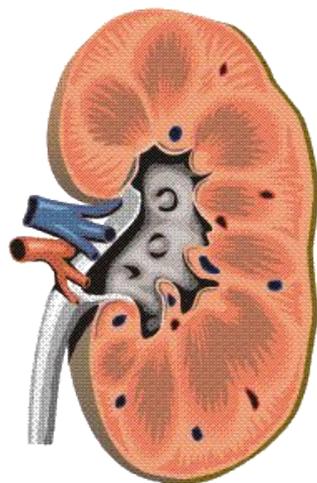
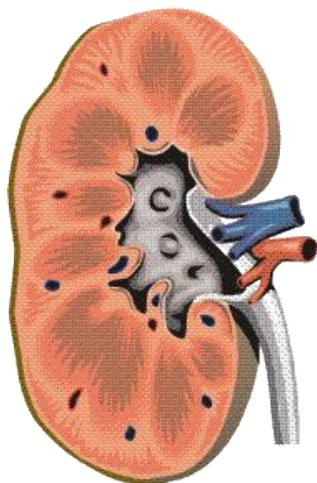


# Алкалоз



**Таким образом, кислотно-щелочное состояние крови определяется величиной рН, концентрацией ионов  $\text{HCO}_3^-$  и давлением  $\text{CO}_2$  в крови.**

# Регуляция кислотно-щелочного состояния



**Поскольку в регуляции кислотно-щелочного состояния крови принимают участие легкие и почки, то различают метаболический и респираторный ацидоз и алкалоз. При нормальной вентиляции легких давление  $\text{CO}_2$  в артериальной крови 4,7-5,3 кПа. Респираторные нарушения кислотно-щелочного равновесия крови клинически легко определяются, а метаболические могут протекать бессимптомно. В таких случаях необходим дополнительный лабораторный контроль.**

**Показатели, характеризующие кислотно-щелочное состояние в детском возрасте, мало отличаются от показателей взрослых людей.**

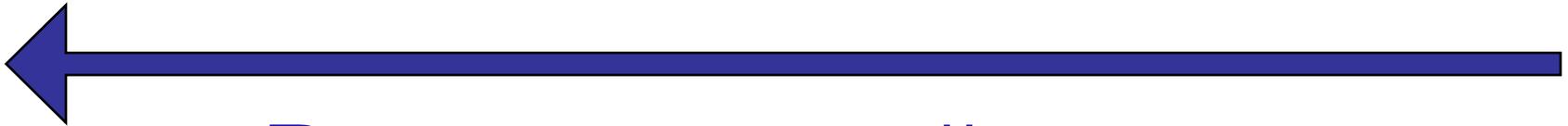
## Буферные системы крови

	pH	PCO <sub>2</sub>
Респираторный ацидоз	↓	↑
Респираторный алкалоз	↑	↓
Метаболический ацидоз	↓	В норме ↓ если компенсирующий
Метаболический алкалоз	↑	В норме ↑ если компенсирующий

Буферные системы крови



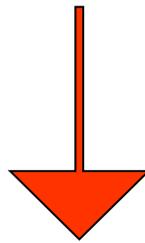
Респираторный ацидоз



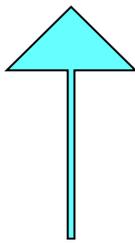
Респираторный алкалоз



# Респираторный ацидоз



pH

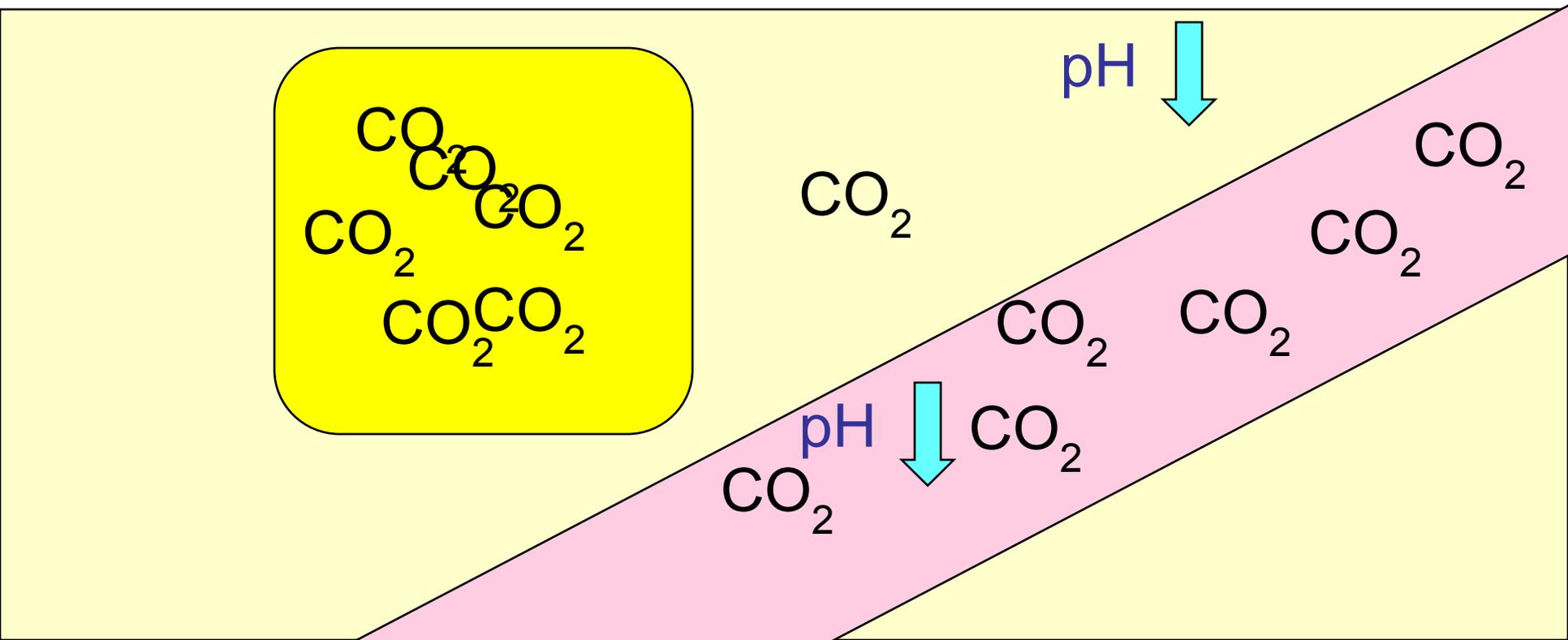


CO<sub>2</sub>

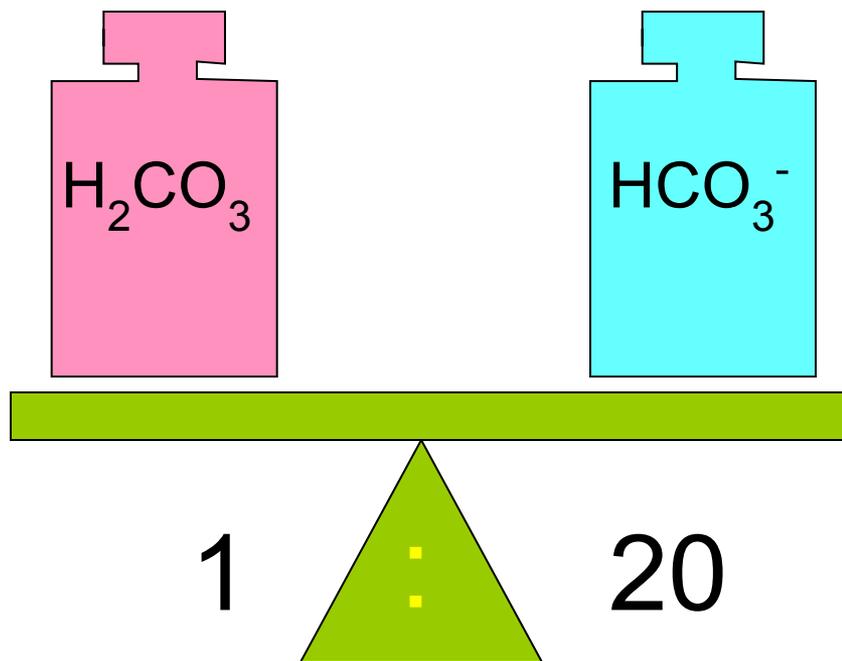
H<sup>+</sup>

# Респираторный ацидоз

- Гиповентиляция легких
- Характеризуется уменьшением pH и увеличением  $\text{CO}_2$



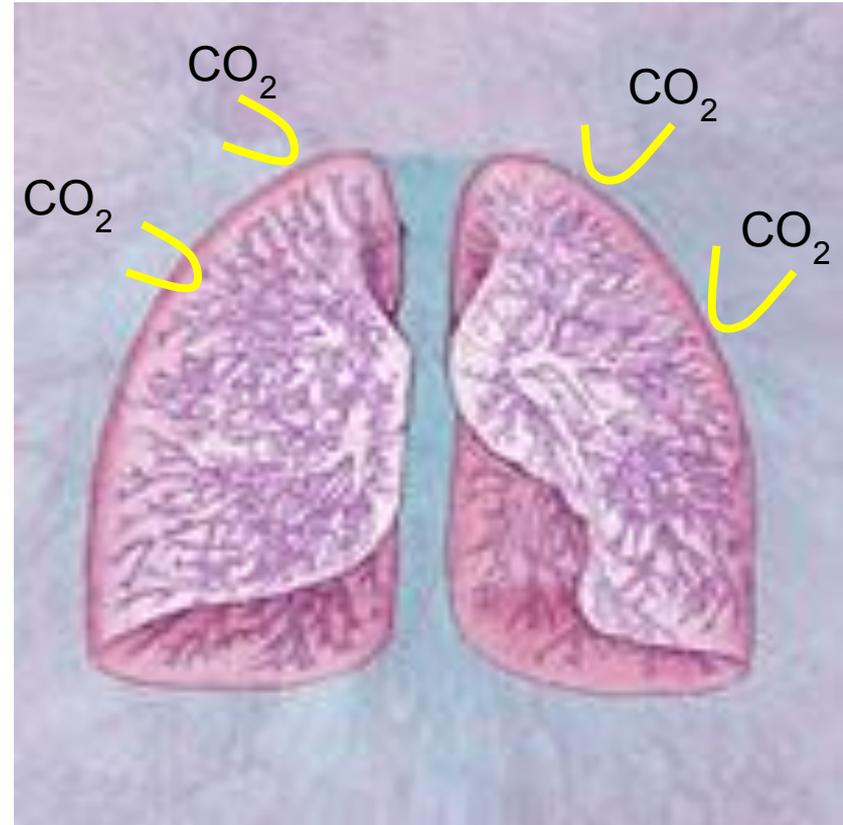
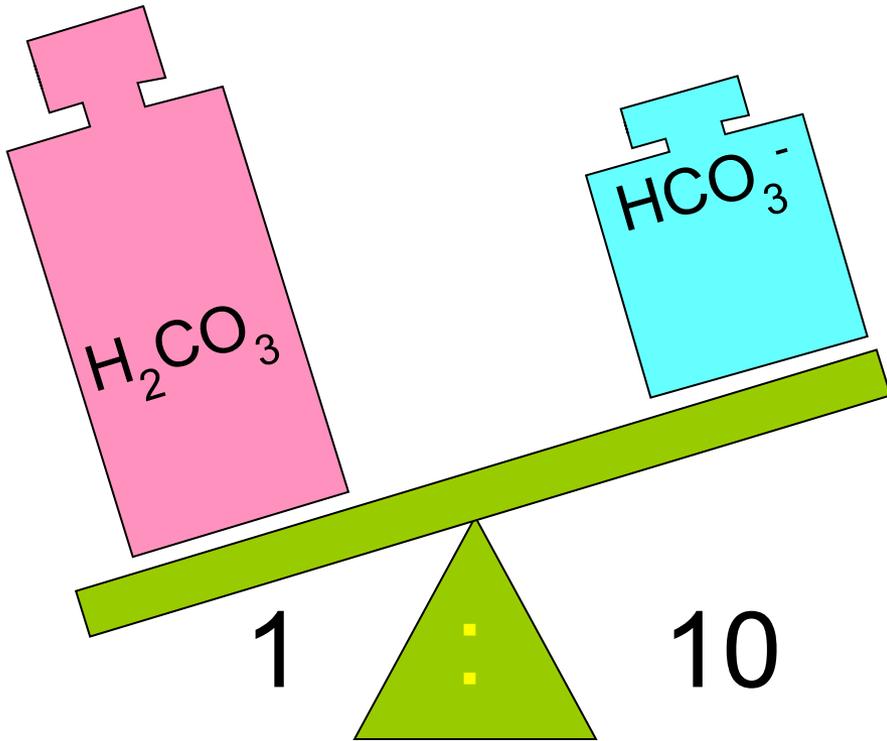
# Респираторный ацидоз



**Физиологическая норма**

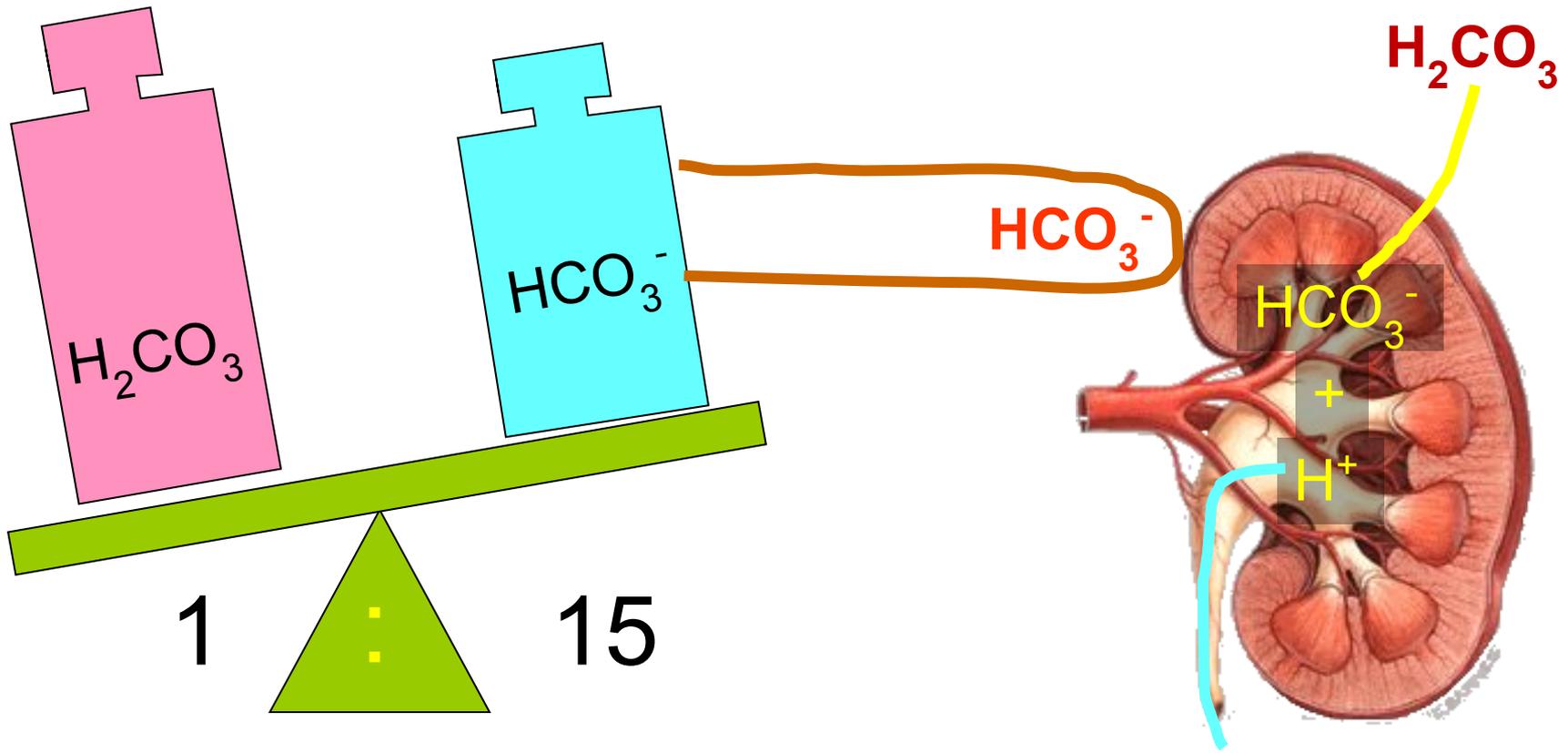
$$\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} = \frac{20}{1}, \text{ pH } 7,34-7,36.$$

# Респираторный ацидоз



**$\text{CO}_2$  задерживается в крови,  $\text{pH} < 7,34$**

# Респираторный ацидоз



Реакция мочи -  
кислая

Почки компенсируют ацидоз за счет:

- сохранения  $\text{HCO}_3^-$ -ионов;
- увеличения экскреции ионов  $\text{H}^+$ .



# Респираторный ацидоз

## Экскреция ионов водорода почками

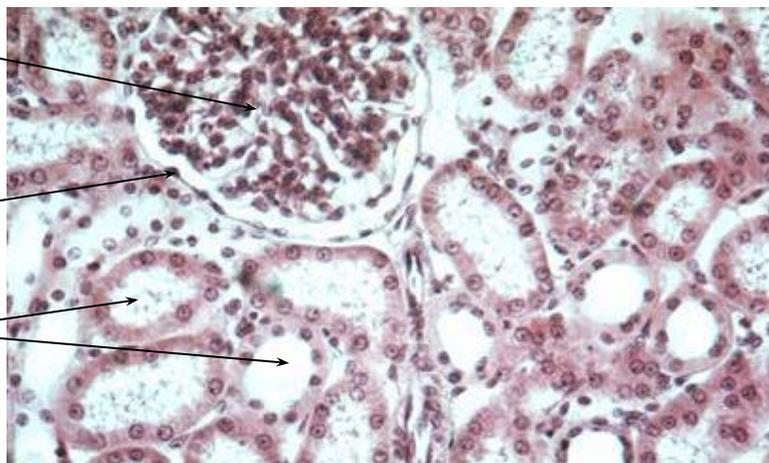
при ацидозе

Клубочек

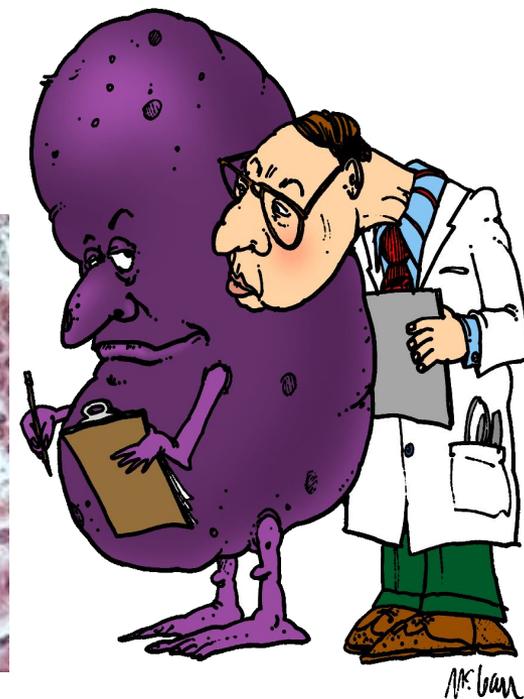
Капсула

Шумлянско-  
Боумена

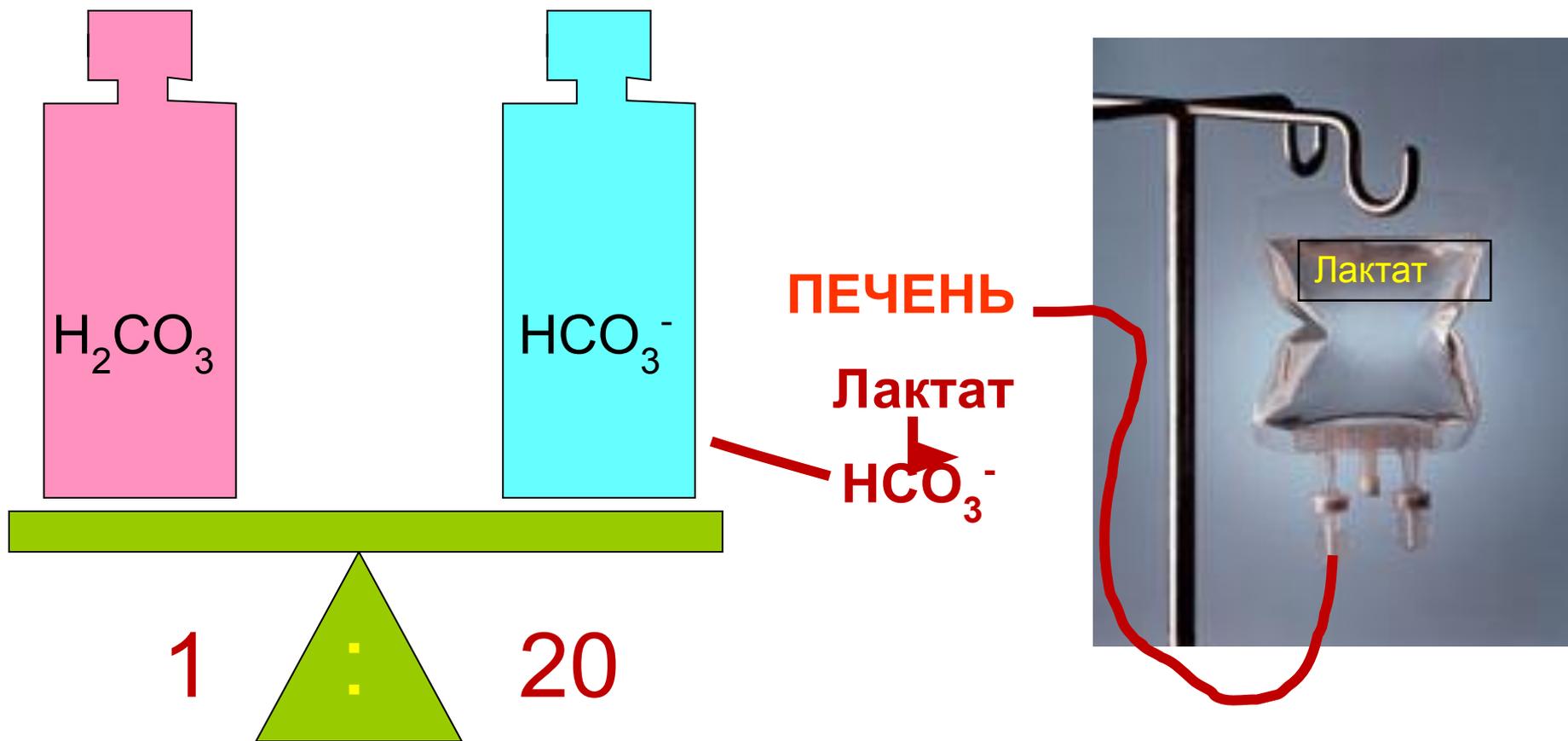
Проксимальные  
и дистальные  
извитые каналцы



Нефрон



# Респираторный ацидоз

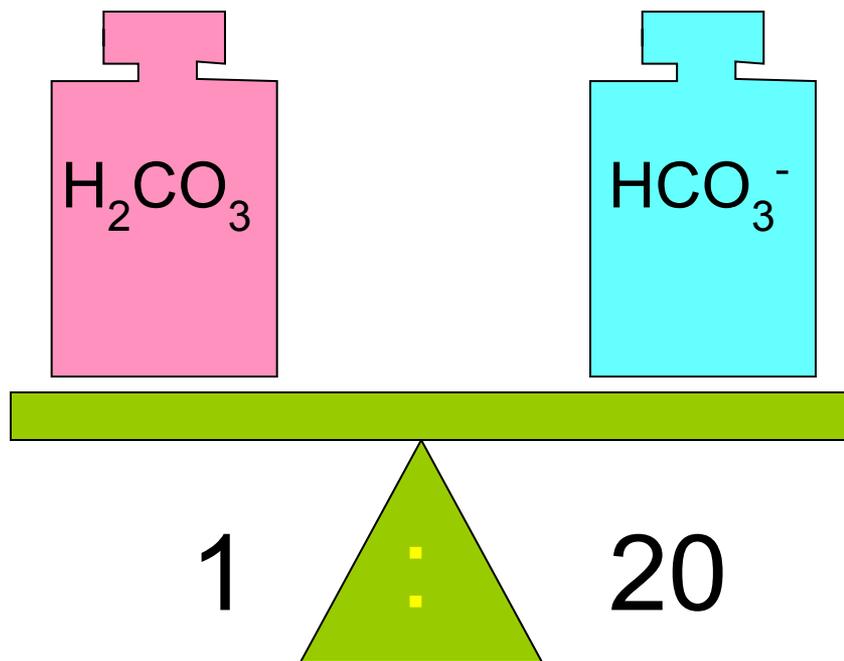


Применение в терапии раствора молочной кислоты приводит к повышению  $\text{HCO}_3^-$ -ионов и восстановлению кислотно-щелочного равновесия.





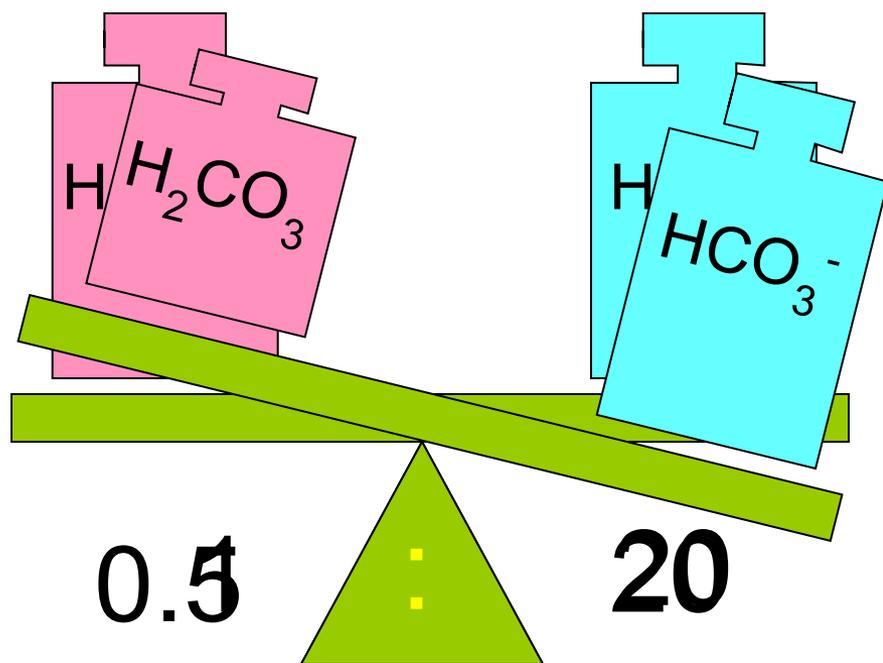
# Респираторный алкалоз



**Кислотно-щелочное равновесие,  
 $\text{pH} = 7,34-7,36$**

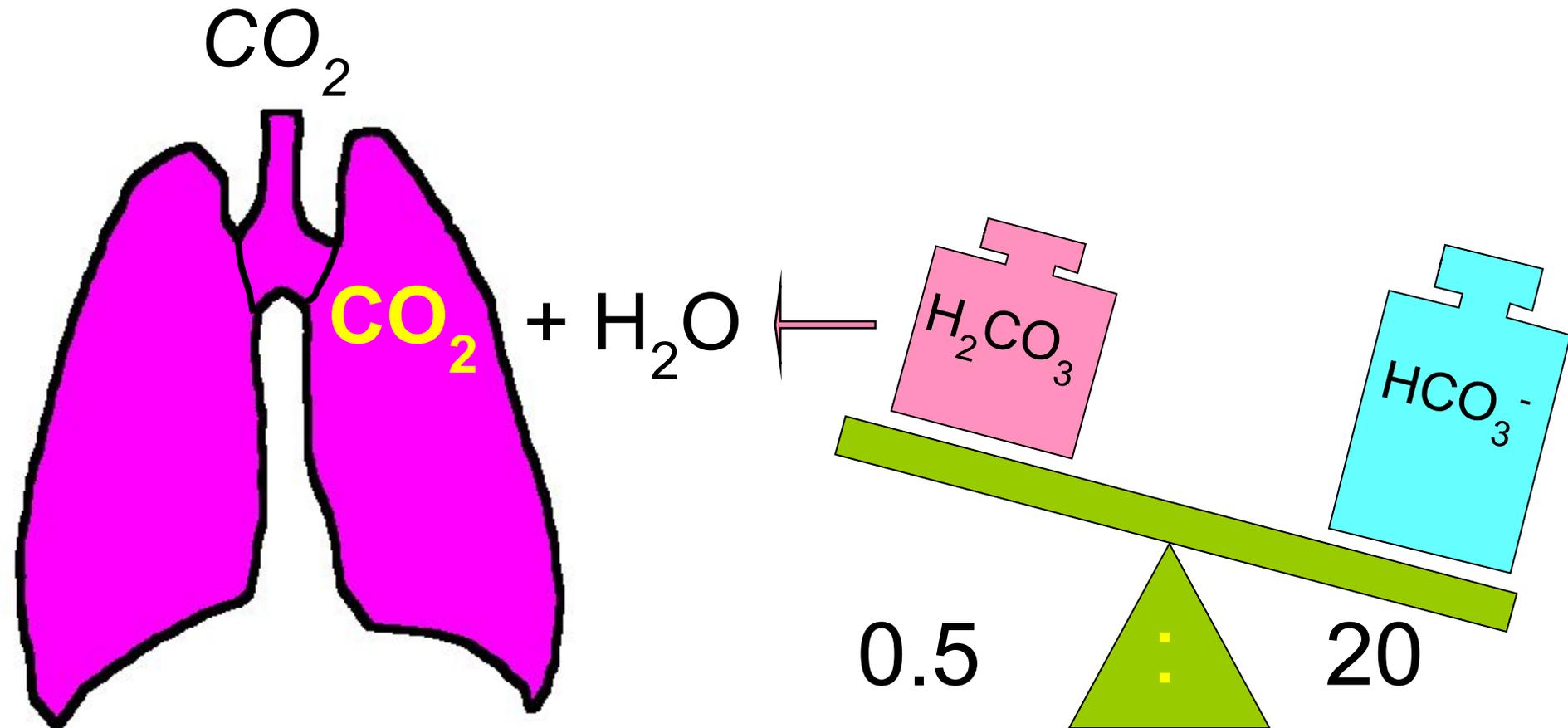
# Респираторный алкалоз

pH крови > 7,36



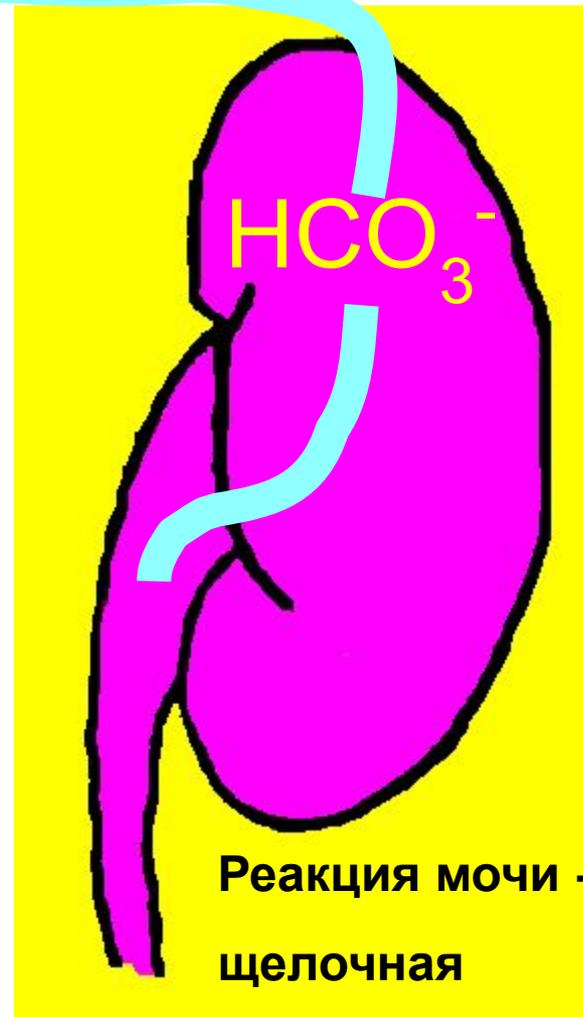
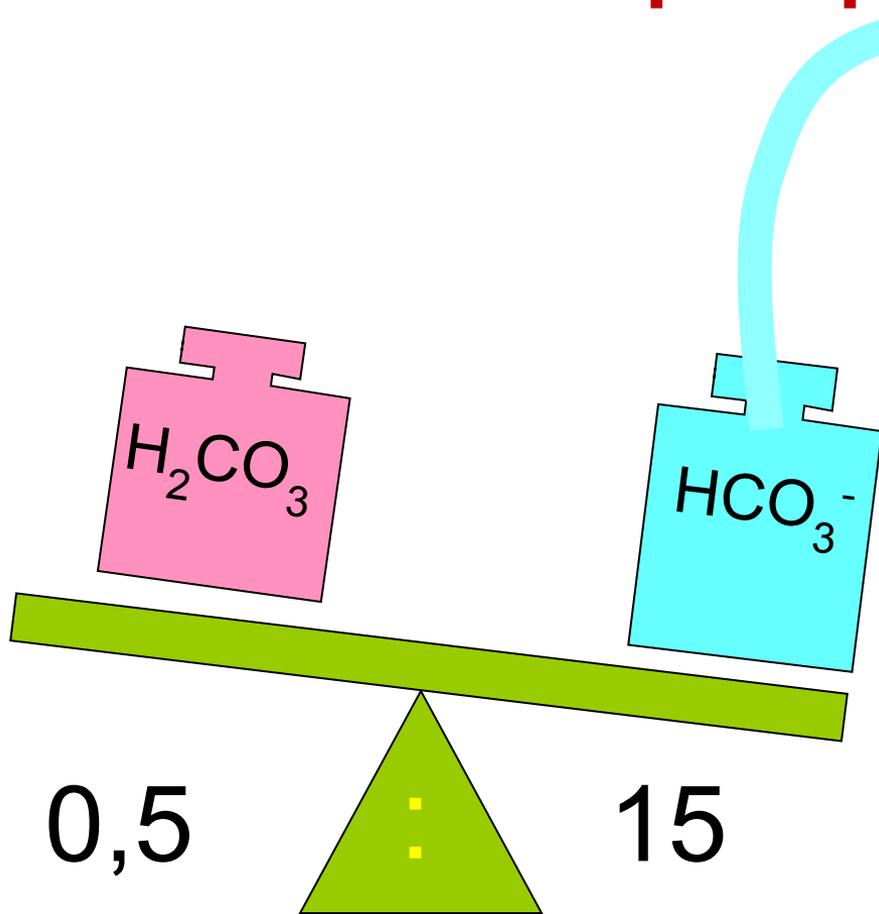
**↑**  
**7,36**

# Респираторный алкалоз



Учащенное дыхание снижает концентрацию  $\text{CO}_2$ ,  $\text{pH} > 7,36$ .

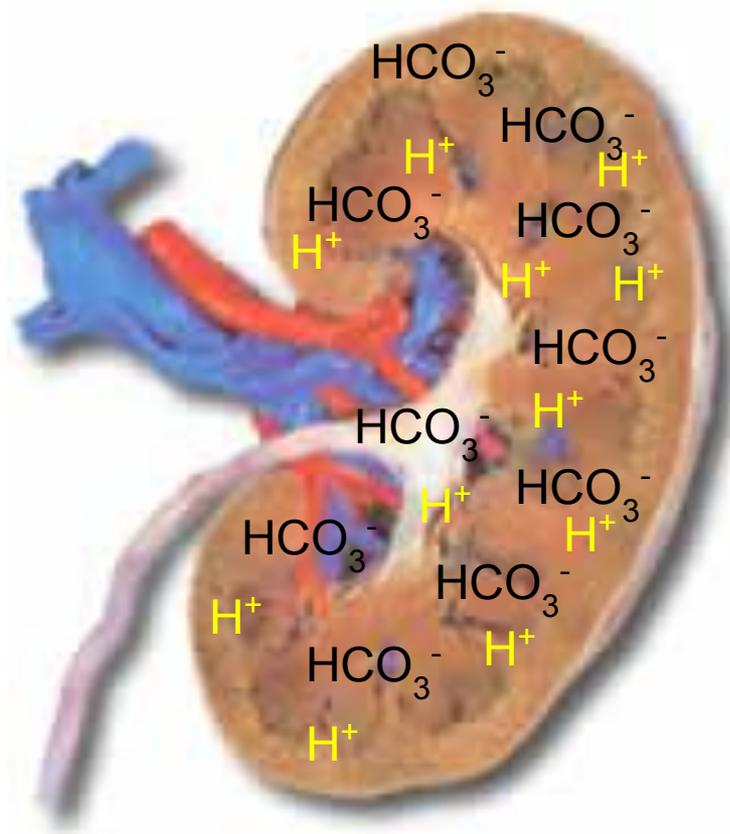
# Респираторный алкалоз



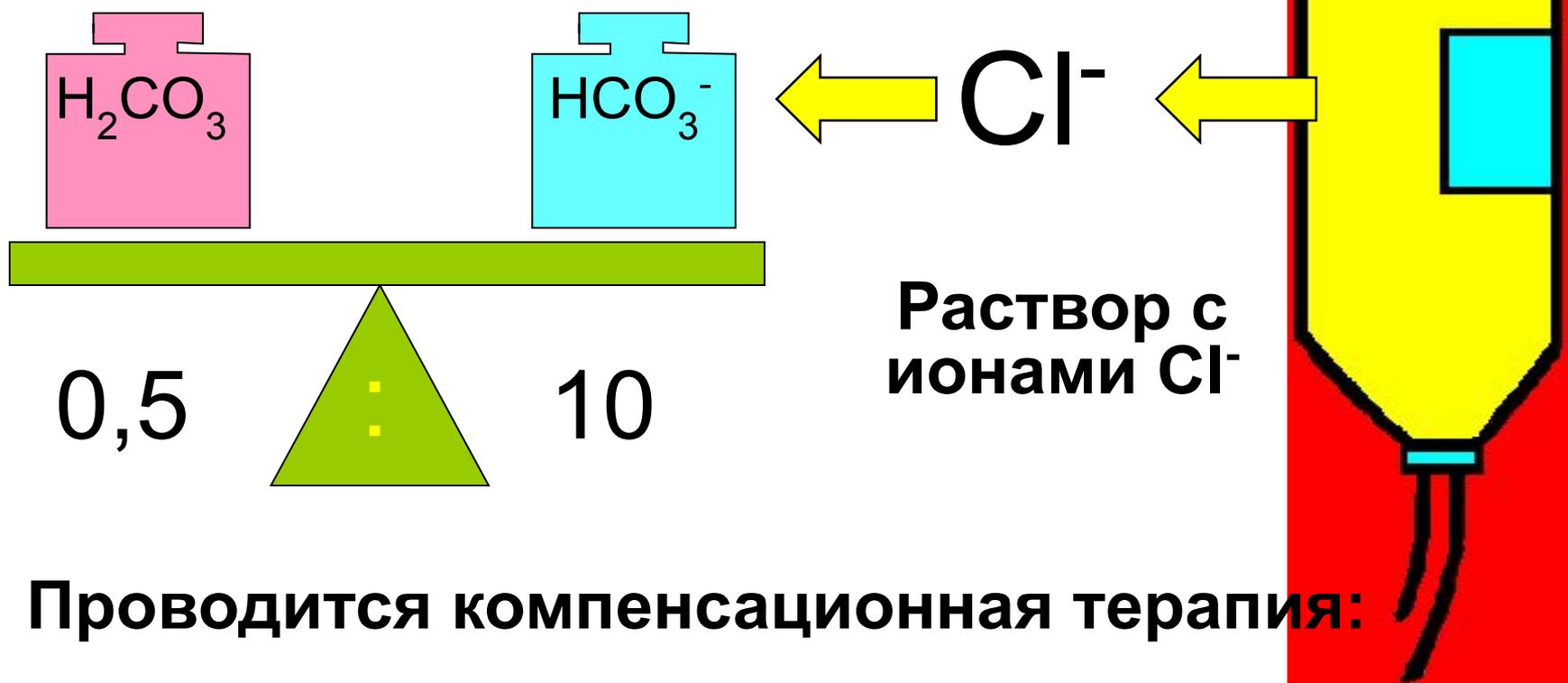
# Респираторный алкалоз

Почки компенсируют алкалоз за счет:

- сохранения ионов водорода;
- увеличения элиминации гидрокарбонат-ионов.



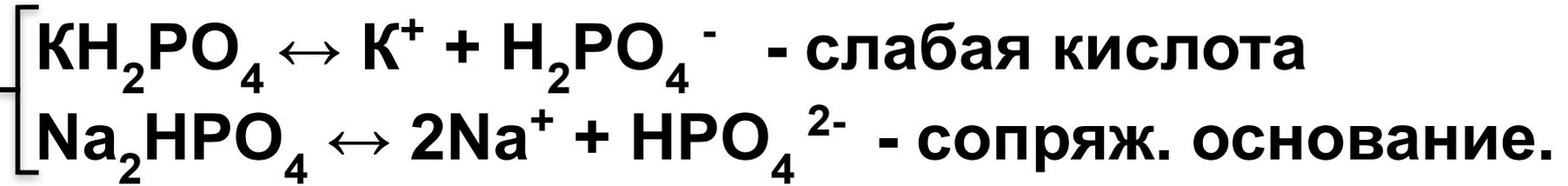
# Респираторный алкалоз



Проводится компенсационная терапия:

$\text{HCO}_3^-$ -ионы замещают ионами  $\text{Cl}^-$ .

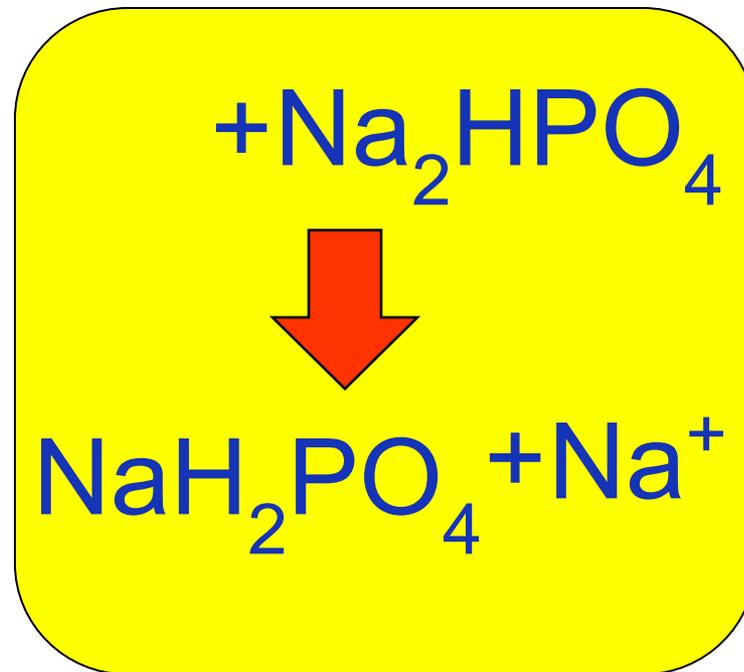
## 6) Фосфатная буферная система



Фосфатная буферная система способна сопротивляться изменению рН в интервале 6,2-8,2.

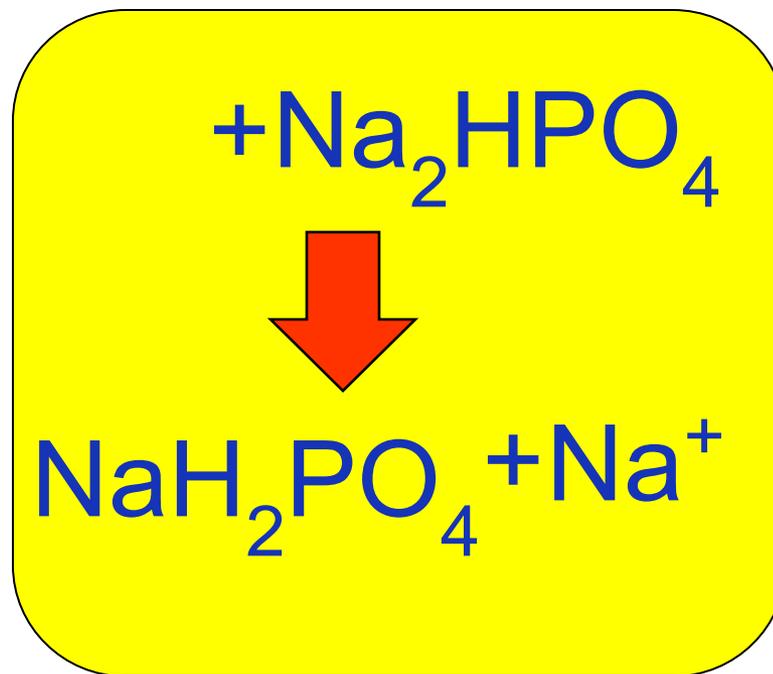


Присутствует вне и внутри клетки, где ее роль более выражена.





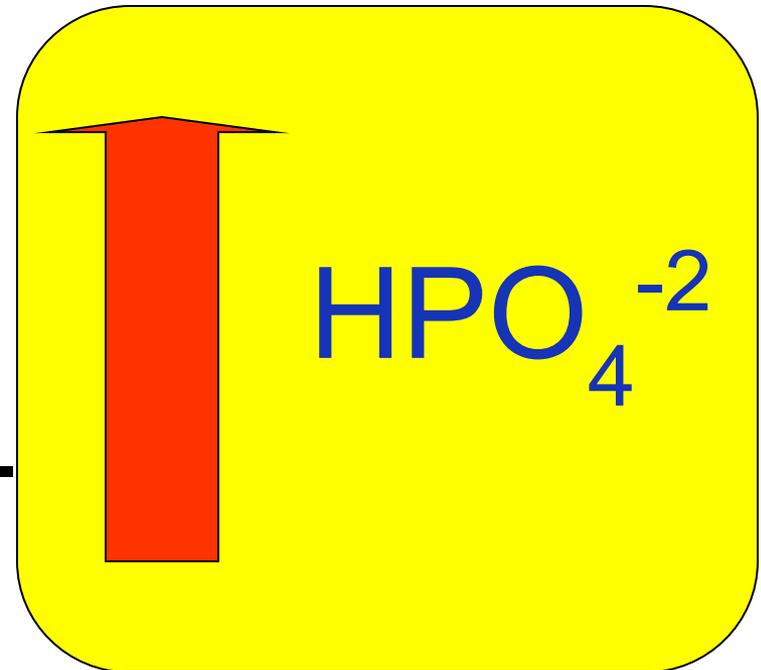
Фосфатная буферная система имеет более высокую емкость по кислоте, чем по щелочи, поэтому эффективно нейтрализует кислые метаболиты, поступающие в кровь, например молочную кислоту.



**Фосфатная буферная система имеет наибольшее значение в таких биологических жидкостях, как моча, соки пищеварительных желез, слюна.**

**Во внутренней среде эритроцитов в норме поддерживается  $pH = 7,25$ .**

**Здесь также действуют все буферные системы крови, обеспечивающие кислотно-основной гомеостаз организма.**



**Благодарю за  
Ваше внимание!**