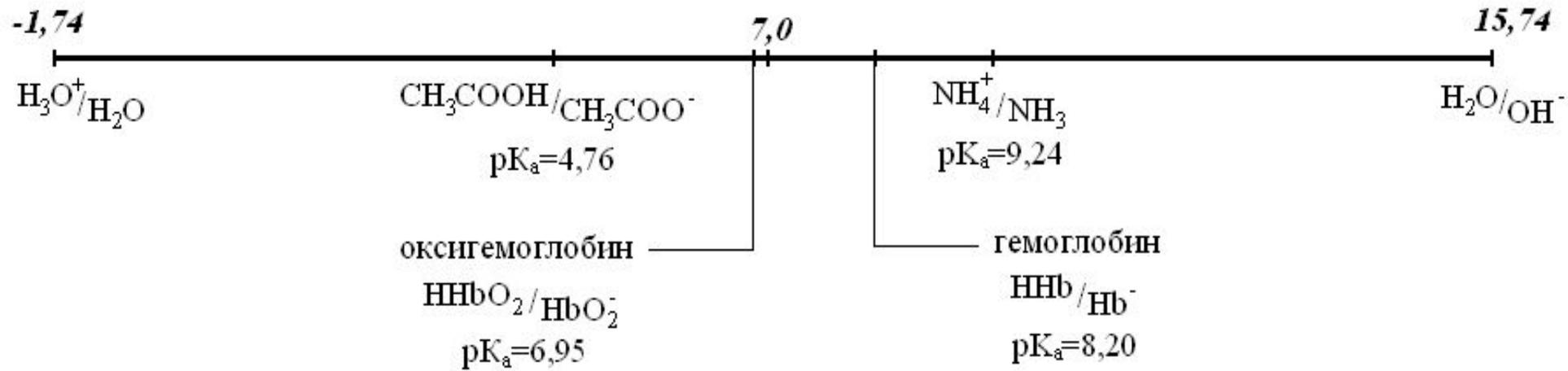


# **БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ**

*кислотные свойства ослабевают*

*основные свойства возрастают*



**1. Колориметрический способ** основан на использовании кислотно-основных индикаторов, которые представляют собой слабые кислоты или основания, изменяющие свою окраску в обратимых реакциях обмена протонов.

У одноцветных индикаторов молекулярная форма бесцветна, а ионная окрашена. Если взять индикатор – кислоту, то:



*бесцветная  
форма*

*окрашенная  
форма*

pH = 2 окраска красная

pH = 3 окраска красно-оранжевая

pH = 4 окраска оранжевая

pH = 5 окраска желто-оранжевая

pH = 6 окраска лимонно-желтая

pH = 7 окраска желто-зеленая

pH = 8 окраска зеленая

pH = 9 окраска сине-зеленая

pH = 10 окраска фиолетовая

## **2. *Электрометрический способ***

основан на измерении  
электродвижущей силы в  
гальваническом элементе,

составленном из

водородселективного электрода  
(обычно стеклянного) и электрода  
сравнения (обычно  
хлорсеребряного).

В результате жизнедеятельности в организме ежедневно образуется большое количество кислот. Во-первых, при усвоении белков, жиров и углеводов образуется углекислота, ежедневно – 13 моль. Помимо угольной кислоты образуются другие органические и минеральные кислоты, при смешанной диете – до 100 ммоль эквивалента. Например, при усвоении 100 г белка выделяется 60 ммоль эквивалента серной кислоты.

**Образование кислот характерно для некоторых патологических процессов. При диабетическом кетозе образуется до 1 моль эквивалента ацетоуксусной и  $\beta$ -оксимасляной кислот. Кислоты в организме образуются и в результате приема внутрь некоторых лекарственных препаратов.**

**Все выделяющиеся кислоты утилизируются тем или иным способом: кислотные остатки фосфорной кислоты образуют органические фосфаты и входят в состав буферных систем крови и тканей, избыток выводится с мочой. Сульфат-ион образует сложные эфиры, которые выводятся почками. Молочная кислота либо окисляется до  $\text{CO}_2$ , либо превращается в гликоген.**

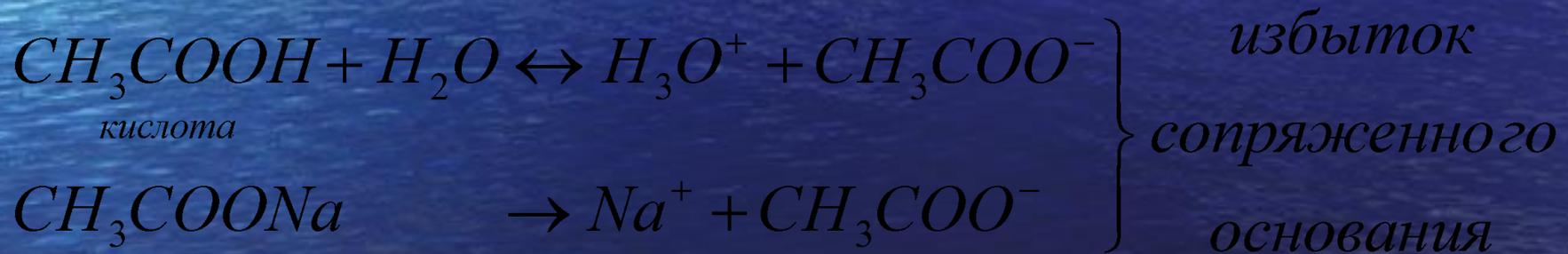
**Физико-химические расчеты показывают, что 0,15 моль  $\text{CO}_2$  достаточно для того, чтобы нарушить кислотно-основное равновесие организма человека массой 75 кг. Однако в норме организм способен утилизировать до 13 моль выделяющегося ежедневно  $\text{CO}_2$  без нарушения кислотно-основного равновесия. В этом наряду с физиологическими механизмами важную роль играют физико-химические механизмы. Среди последних важное значение имеет буферное действие, которое обеспечивается такими буферными системами, как гидрокарбонатная, гемоглобиновая, фосфатная и белковая. При нарушении кислотно-основного равновесия в организме уже через 10-15 минут включается буферная компенсация, которая затем подключает почечную и легочную компенсацию.**

**Буферной системой** называют равновесную систему, способную поддерживать примерно на постоянном уровне какой-либо параметр при незначительных внешних воздействиях.

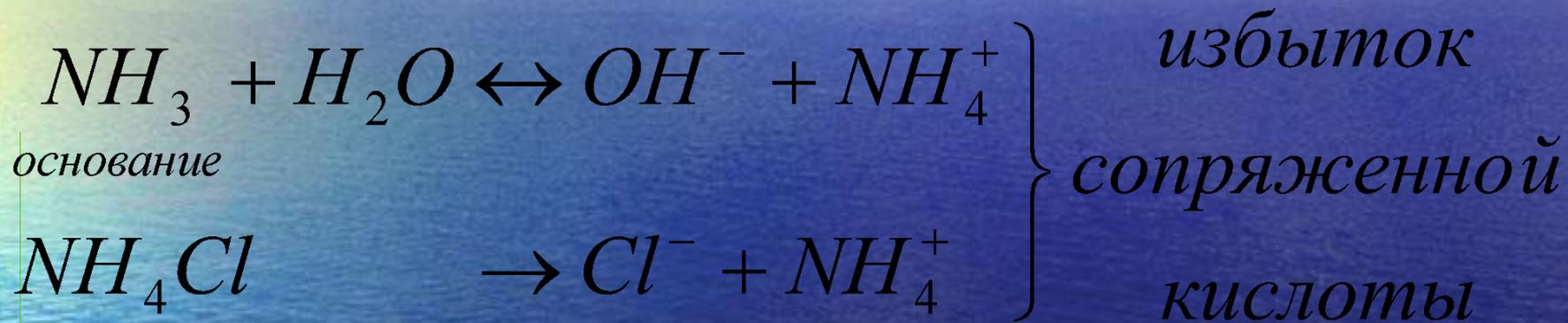
**Протолитические буферные системы** поддерживают pH при добавлении небольших количеств кислот и оснований или при разбавлении. Протолитические буферные системы состоят из слабой кислоты и избытка сопряженного с ней основания (1-ый тип) или слабого основания и избытка сопряженной с ним кислоты (2-ой тип).

Важным является то, что концентрация этих кислот на несколько порядков превышает концентрацию  $H_3O^+$  и  $OH^-$ .

### ***1-ый тип***



## 2-ой тип



Раствор, содержащий одну или несколько буферных систем, называется **буферным раствором**.

# Буферные растворы можно приготовить двумя способами:

1. Частичной нейтрализацией слабого электролита сильным  
 $\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{избыток}} + \text{NaOH}$   
*или*  $\text{NH}_3_{\text{избыток}} + \text{HCl}$

# Буферные растворы можно приготовить двумя способами:

2. Смешивание растворов слабых  
электролитов с их солями (или двух  
солей):



Чтобы понять механизм  
буферного действия  
рассмотрим равновесие –  
ионизацию слабой кислоты в  
водном растворе:



В соответствии с принципом смещения химического равновесия добавление в эту систему сильной кислоты или соли, содержащей анионы  $B^-$  приведет к смещению равновесия влево, а при добавлении щелочи ( $OH^-$ ) – вправо

Если рассмотреть другое  
изолированное равновесие –  
гидролиз соли по аниону:



то аналогично, добавление щелочи  
или слабой кислоты сместит  
равновесие влево, а сильной  
кислоты – вправо.

При совмещении этих двух изолированных равновесий оказывается, что процессы, которые в них будут протекать при воздействии одних и тех же внешних факторов – добавлении  $\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$  - разнонаправлены.

Кроме того, концентрация одного из продуктов каждой из совмещаемых реакций влияет на положение равновесия другой реакции.

Это и является причиной буферного действия.

Иначе, протолитическая буферная система представляет собой *совмещенное равновесие ионизации и гидролиза*.

Уравнение буферной системы –  
уравнение, выражающее  
зависимость pH буферного  
раствора от состава буферной  
системы.

$$pH = pK_a + \lg \frac{C_{\text{сопряж. основание}}}{C_{\text{кислоты}}}$$

Как видно из приведенного уравнения, pH буферного раствора зависит от:

- природы слабого электролита;
- температуры (от нее зависит величина  $pK_a$ );
- соотношения концентраций компонентов.

Буферное действие сохраняется в определенном интервале значений рН (зона буферного действия) и зависит от соотношения концентраций компонентов буферной системы.

Установлено, что выраженное буферное действие наблюдается, если концентрация одного из компонентов превышает другую не более, чем в 10 раз.

$$0,1 < \frac{C_{\text{сопряж. основание}}}{C_{\text{кислоты}}} < 10$$

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

Иначе, имея в распоряжении кислоту с  $\text{pK}_a$ , можно приготовить буферные растворы, поддерживающие значения  $\text{pH}$  в диапазоне от  $\text{pK}_a - 1$  до  $\text{pK}_a + 1$ .

Количественно буферное действие характеризуется **буферной емкостью**.

Буферная емкость ( $V$ ) равна количеству вещества эквивалента сильной кислоты или сильного основания, которое нужно добавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его pH на единицу.

Различают буферную емкость по кислоте  $V_a$  и буферную емкость по основанию  $V_b$ .

Экспериментально буферную емкость можно определить титрованием буферной системы с последующим расчетом по уравнению:

$$B = \frac{C_{1/z \cdot T} \cdot V_T}{V_{\text{буф}} \cdot \Delta pH}$$

, где

$C_{1/z \cdot T}$  - молярная концентрация эквивалента титранта (НС1 или NaOH);

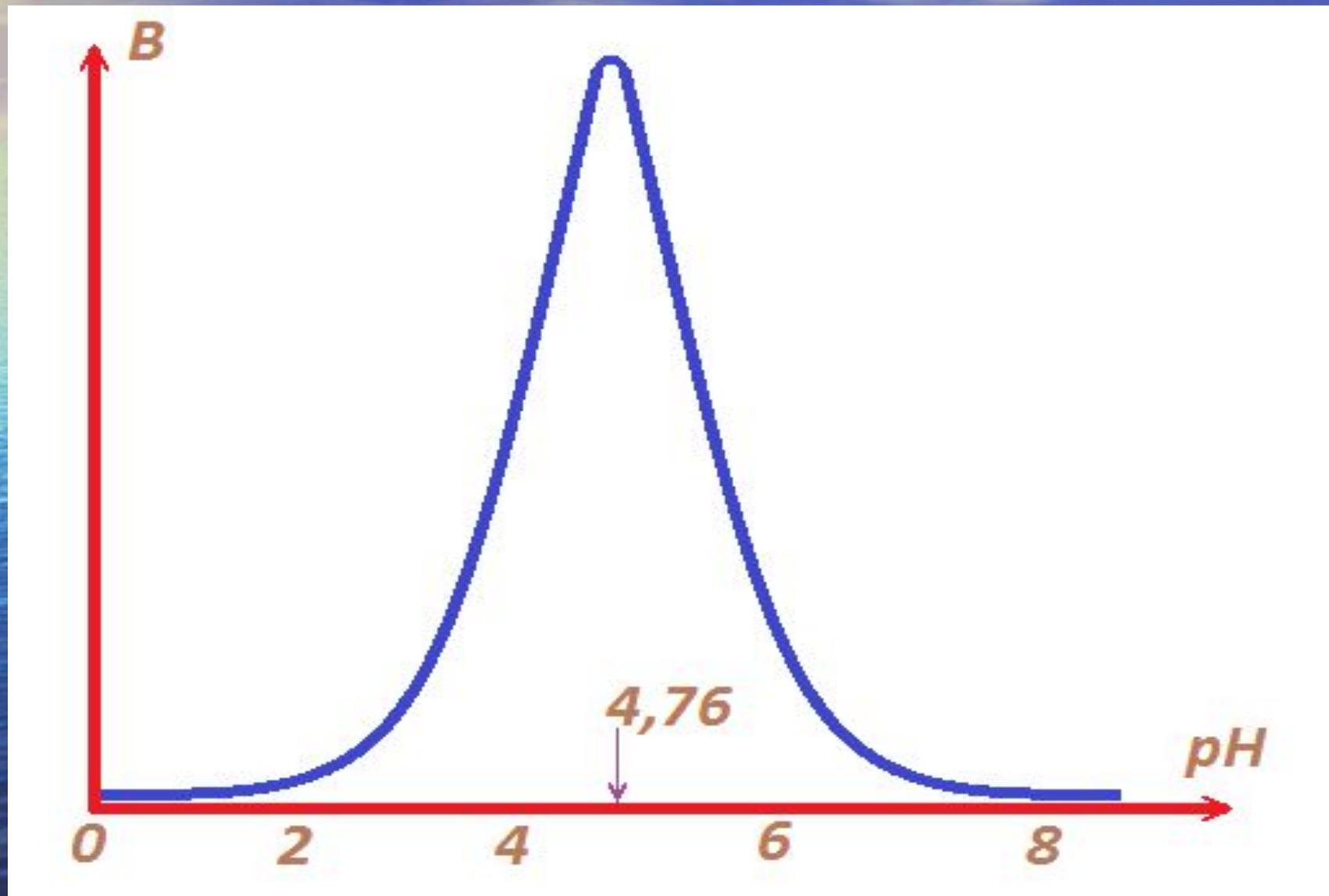
$V_T$  - объем титранта;

$V_{\text{буф}}$  - объем буферного раствора, взятый для титрования

Буферная емкость будет тем больше, чем больше суммарная концентрация компонентов буферного раствора при постоянном соотношении их концентраций. Максимальная буферная емкость будет наблюдаться при соотношении

$$C_{\text{сопряж. основания}} : C_{\text{кислоты}} = 1.$$

# Зависимость буферной емкости от pH для ацетатного буфера



# **Значение рН различных систем**

<b>Среды организма</b>	<b>рН</b>
<b>Сыворотка крови</b>	<b>7,36-7,44</b>
<b>Чистый желудочный сок</b>	<b>0,9</b>
<b>Сок поджелудочной железы</b>	<b>7,5-7,8</b>
<b>Желчь в протоках</b>	<b>7,4-8,5</b>
<b>Желчь в пузыре</b>	<b>5,4-6,9</b>
<b>Моча</b>	<b>4,8-7,5</b>
<b>Молоко</b>	<b>6,6-6,9</b>
<b>Дистиллированная вода, находящаяся в равновесии с воздухом</b>	<b>5,5</b>
<b>Морская вода</b>	<b>8,0</b>
<b>Свежий яичный белок</b>	<b>8,0</b>

## **Значение рН, благоприятные для развития патогенных бактерий**

<b>Вид бактерий</b>	<b>рН</b>
<b>Стафилококки</b>	<b>7,4</b>
<b>Стрептококки</b>	<b>7,4-7,6</b>
<b>Пневмококки</b>	<b>7,6-7,8</b>
<b>Менингококки</b>	<b>7,4-7,6</b>
<b>Гонококки</b>	<b>7,0-7,4</b>

В организме человека  
присутствуют различные  
буферные системы.  
Из них наиболее важными  
являются:

гидрокарбонатная,  
гемоглобиновая,  
Фосфатная,  
белковая.

Гидрокарбонатная система образована оксидом углерода (IV) (как кислота) и гидрокарбонат-ионом (как сопряженное основание).

Для гидрокарбонатного буфера рН рассчитывают по формуле, которая носит название Гендерсона-Гассельбаха.

Значение рК для данного уравнения отличается от справочной величины рКа для  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , и равно 6,1 :  
, где

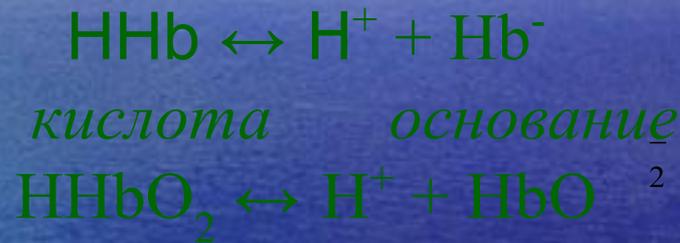
$$pH = 6,1 + \lg \frac{C_{\text{HCO}_3^-}}{0,033 \cdot P_{\text{CO}_2}}$$

$P_{\text{CO}_2}$  - парциальное давление  $\text{CO}_2$ .

Гидрокарбонатный буфер является основной буферной системой плазмы крови и является системой быстрого реагирования, т.к. продукт его взаимодействия с кислотами –  $\text{CO}_2$  быстро выводится через легкие.

Гидрокарбонатный буфер также содержится в эритроцитах, почечной ткани и интерстициальной жидкости.

Гемоглобиновая буферная система представлена двумя слабыми кислотами – гемоглобином и оксигемоглобином – и сопряженными им основаниями, соответственно гемоглобинат- и оксигемоглобинат-ионами:



Гемоглобиновый буфер является буферной системой эритроцитов.

Оксигемоглобин – более сильная кислота ( $pK_a=6,95$ ), чем гемоглобин ( $pK_a=8,20$ ).

Поэтому присоединение кислорода к гемоглобину понижает pH крови. С другой стороны, при отдаче кислорода в тканях pH крови вновь возрастает.

Фосфатная буферная система функционирует в основном в плазме. Она представлена ионами  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (кислота) и  $\text{HPO}_4^{2-}$  (основание).

Фосфатная буферная система более консервативна, т.к. избыточные продукты нейтрализации выводятся через почки.

В организме также функционируют и другие буферные системы:

- белковая или протеиновая;
- аминокислотная;
- аммиачная (в почках).

## Уменьшение мощности буферных систем

$\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$  Белки  $\text{HPO}_4^{2-} / \text{H}_2\text{PO}_4^-$  Аминокислоты



Благодарю за  
внимание!