



Кафедра общей и медицинской химии

Лекция

«Буферные растворы»

Граф структуры



Теории кислот и оснований



Сванте Аррениус
(19.02.1859 - 2.10.1927)



1. По Аррениусу:

Кислоты - электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием ионов H^+ ;

Основания - электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов OH^- ;

Амфолиты - (амфотерные гидроксиды) электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием как водород-ионов H^+ , так и гидроксид-ионов OH^-

Нобелевская премия по химии «как факт признания особого значения его теории электролитической диссоциации для развития химии».

Кислота тем слабее, чем меньше K_d и больше значение ее pK_d .

Кислота	K_d	pK
HOOC-COOH	$5,7 \cdot 10^{-2}$	1,25
HSO_4^-	$2,0 \cdot 10^{-2}$	1,70
H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$	2,12
H_2PO_4^-	$5,8 \cdot 10^{-8}$	7,24
HPO_4^{2-}	$3,6 \cdot 10^{-13}$	12,44
HOOC-COO^-	$6,8 \cdot 10^{-5}$	4,27
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
$\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{CO}_2)$	$4,4 \cdot 10^{-7}$	6,36
HCO_3^-	$4,6 \cdot 10^{-11}$	10,34
H_2S	$8,0 \cdot 10^{-8}$	7,10
HCN	$7,0 \cdot 10^{-10}$	9,16
NH_4^+	$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25

Недостатки

Многие электролиты, содержащие водород, в одном растворителе диссоциируют как кислоты, в других – как основания.



в воде – слабая кислота:



в жидком HF – основание:



Исследования подобного типа реакций и в особенности реакций, протекающих в неводных растворителях, привело к созданию более общих теорий кислот и оснований.

2. По Бренстеду:



БРЕНСТЕД Йоханнес
(22.11 1879 – 17.12 1947)

Кислота (донор протонов)

- вещество, молекулярные частицы или ионы которого, способны **отдавать протоны**

Основание (акцептор протонов.)

- вещество, молекулярные частицы или ионы которого, способны **присоединять протоны**

**СОПРЯЖЕННЫЕ ПАРЫ КИСЛОТА–ОСНОВАНИЕ
(В ВОДНОМ РАСТВОРЕ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ)**

Кислота	Основание	Кд	рК
HOOC-COOH	HOOC-COO⁻	$5,7 \cdot 10^{-2}$	1,25
HSO₄⁻	SO₄²⁻	$2,0 \cdot 10^{-2}$	1,70
H₃PO₄	H₂PO₄⁻	$7,6 \cdot 10^{-3}$	2,12
H₂PO₄⁻	HPO₄²⁻	$5,8 \cdot 10^{-8}$	7,24
HPO₄²⁻	PO₄³⁻	$3,6 \cdot 10^{-13}$	12,44
HOOC-COO⁻	⁻OOC-COO⁻	$6,8 \cdot 10^{-5}$	4,27
CH₃COOH	CH₃COO⁻	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
H₂CO₃ (CO₂)	HCO₃⁻	$4,4 \cdot 10^{-7}$	6,36
HCO₃⁻	CO₃²⁻	$4,6 \cdot 10^{-11}$	10,34
H₂S	HS⁻	$8,0 \cdot 10^{-8}$	7,10
HCN	CN⁻	$7,0 \cdot 10^{-10}$	9,16
NH₄⁺	NH₃	$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25

Классификация кислот

1) **нейтральные** - HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 :



2) **катионные** - положительные ионы - NH_4^+ , H_3O^+ :



3) **анионные** - отрицательные ионы - HSO_4^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} :



Классификация оснований

1) **нейтральные** - NH_3 , H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:



2) **анионные** - отрицательные ионы - Cl^- , CH_3COO^- , OH^- :



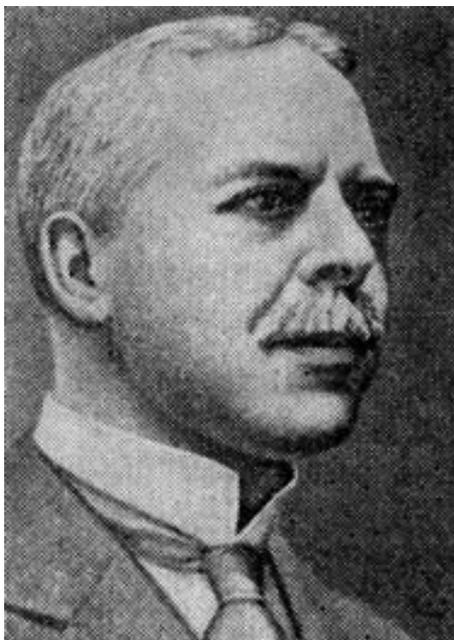
3) **катионные** - положительные ионы - $\text{Al}(\text{OH})_2^+$:



Вода, жидкий аммиак и анионы многоосновных кислот, которые могут быть и донорами и акцепторами протонов, являются амфолитами.

Кислота ₁	Основание ₂	Кислота ₂	Основание ₁
1. H_3O^+	+ OH^-	\leftrightarrow H_2O	+ H_2O
2. H_2O	+ HCl	\leftrightarrow H_3O^+	+ Cl^-
3. H_2O	+ NH_3	\leftrightarrow NH_4^+	+ OH^-
4. H_2O	+ CO_3^{2-}	\leftrightarrow HCO_3^-	+ OH^-
5. H_2O	+ HCO_3^-	\leftrightarrow H_2CO_3	+ OH^-

Во второй реакции вода выступает в качестве основания, в третьей – в качестве кислоты.



ЛЬЮИС Гилберт Ньютон
(23.10 1875–23.03 1946)

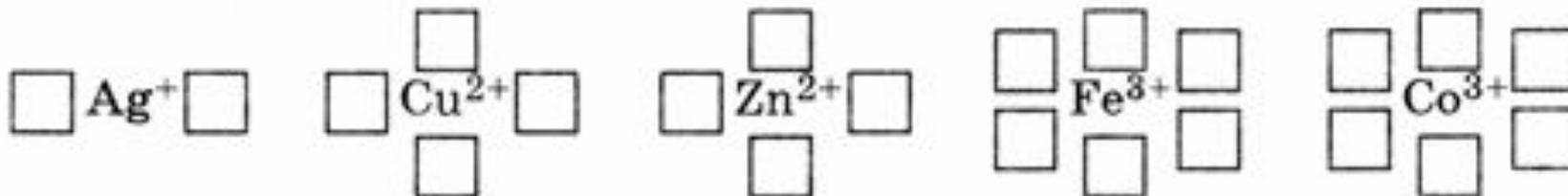
Во время первой мировой войны – полковник Военно-химической службы США (разрабатывал способы защиты от отравляющих газов).

3. По Льюису

Кислота - вещество, принимающее электронные пары – акцептор электронов;

Основание - вещество, поставляющее электроны для образования химической связи – донор электронов.

Кислота - акцептор электронов.



Основание - донор электронов.



Теория Льюиса рассматривает разные химические процессы как однотипные:

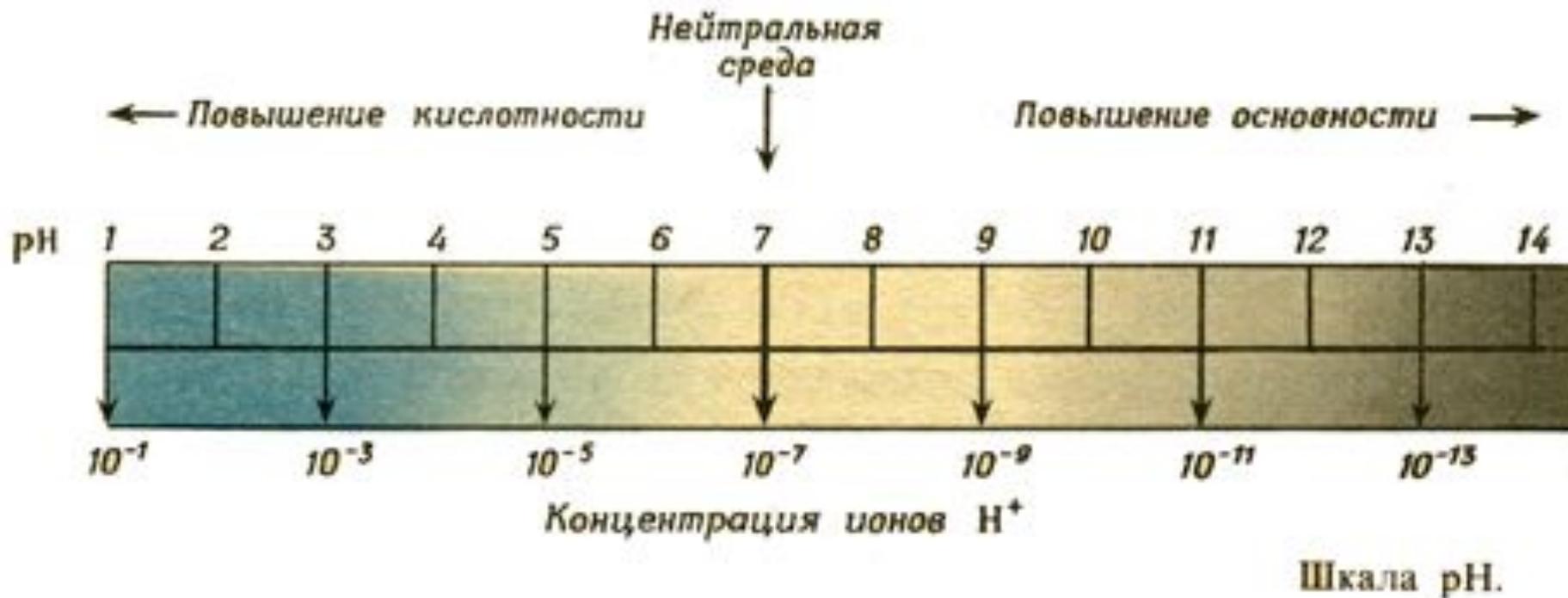
- ✓ реакцию нейтрализации в водных растворах,
- ✓ взаимодействие аминов с галогенидами
- ✓ комплексообразование.

Значение постоянства кислотности жидких сред для жизнедеятельности человеческого организма :

- ✓ Ионы водорода оказывают каталитическое действие на многие биохимические превращения;**
- ✓ Ферменты и гормоны проявляют биологическую активность только в строго определенном интервале значений pH;**
- ✓ Минимальные изменения концентрации ионов водорода в крови и межтканевых жидкостях ощутимо влияют на величину осмотического давления;**
- ✓ Необходимость в приготовлении буферных растворов для введения в организм, и моделирования биопроцессов.**

Буферные растворы

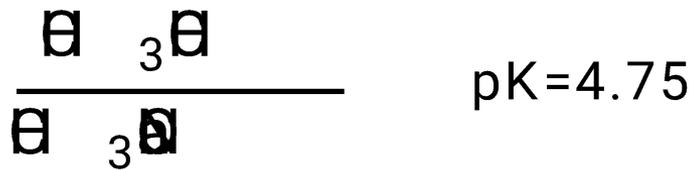
-растворы, величина рН которых практически не изменяется при добавлении к ним сильных кислот или щелочей или при разбавлении.



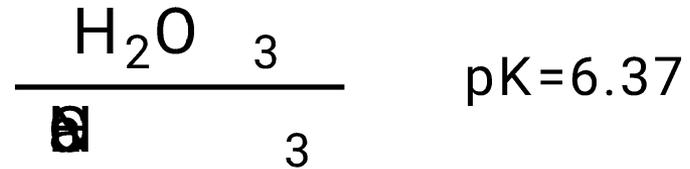
Классификация:

а) кислотные

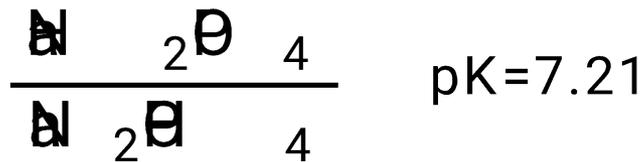
1. Ацетатный буфер:



2. Бикарбонатный буфер:

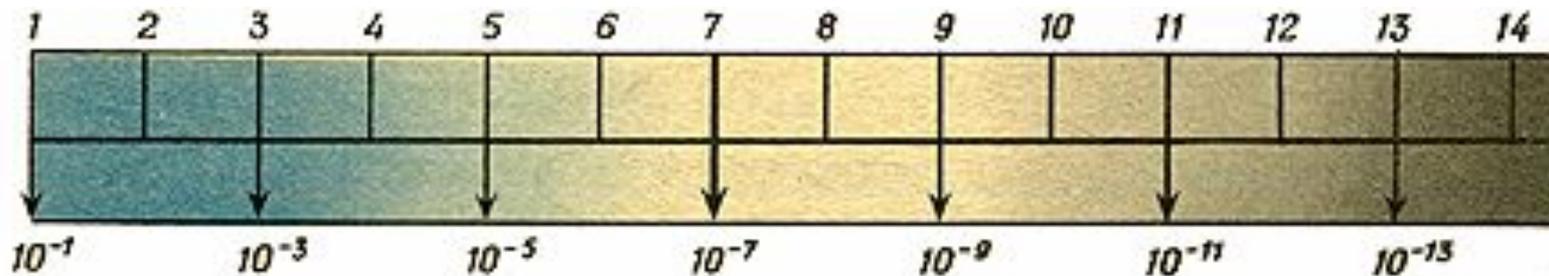
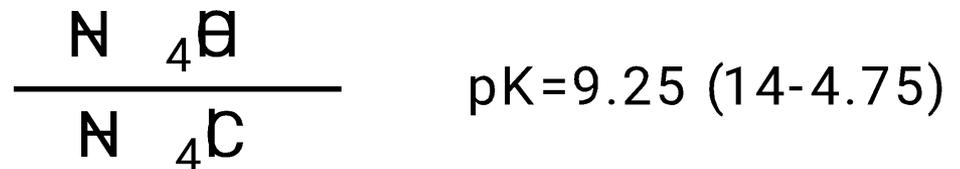


3. Фосфатный буфер:

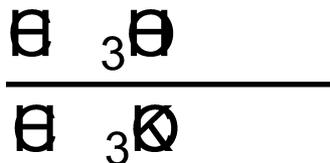


б) основные

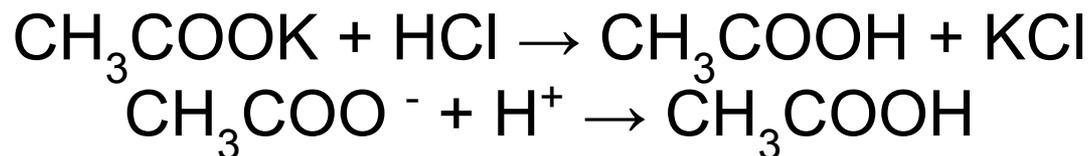
Аммиачный буфер:



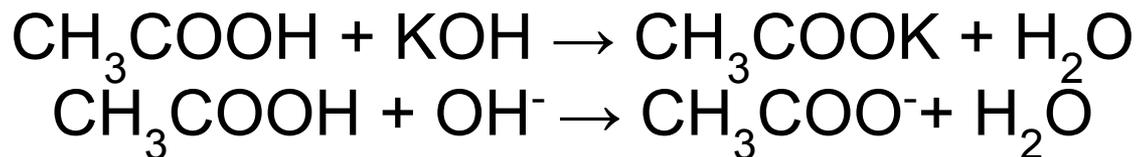
Механизм буферного действия



а) + HCl

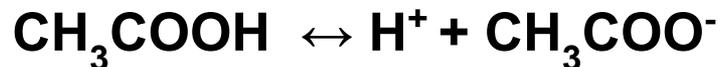


б) + KOH

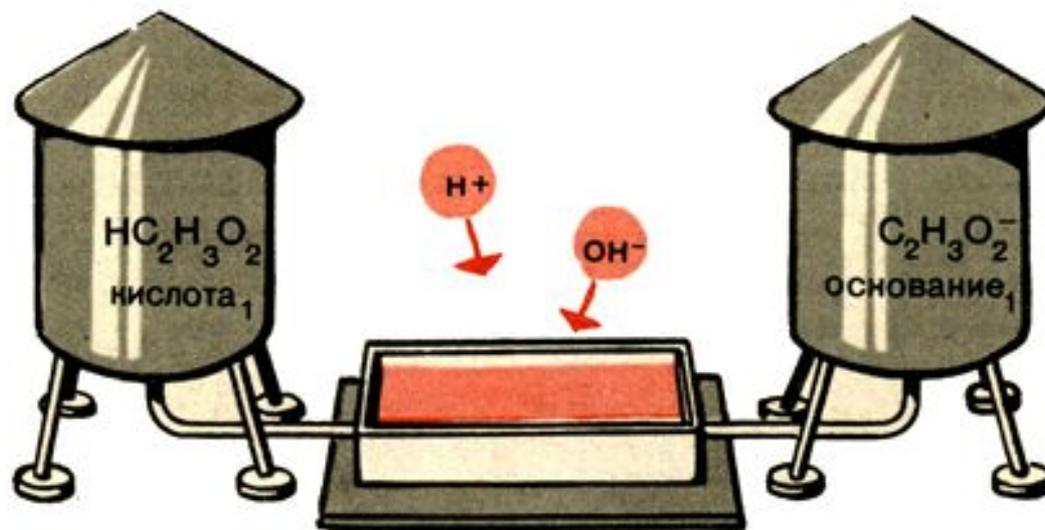


В основных буферных системах соль (анион-основание Бренстеда) работает против кислоты, кислота – против щелочи

В ацетатном буферном растворе устанавливается равновесие:



Можно схематически представить, что буферная способность данной системы обусловлена наличием двух больших резервуаров, в одном из которых находится кислота CH_3COOH , а в другом — основание CH_3COO^- :



Когда в буферный раствор приливают небольшое количество сильного основания (OH^-), из левого резервуара поступает кислота, нейтрализуя добавленное основание. Правый резервуар срабатывает при добавлении кислот (H^+).

Добавим **1 каплю (0,05 мл)** 1н HCl к 1л воды
(безбуферный раствор, pH=7)
и рассчитаем изменение pH:



1 капля
V ≈ 0.05 мл

$$\begin{array}{rcl} 1000 \text{ мл} & - & 1 \text{ моль-экв. H}^+ \\ 0,05 \text{ мл} & - & x \end{array}$$

$$x = 0,05/1000 = 5 \cdot 10^{-5} \text{ моль-экв}$$

$$\text{pH} = - \lg 5 \cdot 10^{-5} = 4,6$$

Изменение pH составит $7 - 4.6 = 2.4$ единицы

**За сутки организм человека
вырабатывает ~ 30 л 1 н HCl
(600000 капель!), а изменение pH на 0.6
единиц приводит к летальному исходу!**

Вывод!

Буферные системы крови обладают колоссальной буферной емкостью!

Вывод формул для расчета pH



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

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

$$[\text{H}^+] = \frac{K_{\text{д кисл}} \cdot C_{\text{кисл}}}{C_{\text{с}}} \quad -\lg[\text{H}^+] = -\lg K_{\text{д кисл}} - \lg \frac{C_{\text{к}}}{C_{\text{с}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{д кисл}} + \lg \frac{C_{\text{с}}}{C_{\text{к}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{д кисл}} + \lg \frac{N_{\text{с}} \cdot V_{\text{с}}}{N_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}}} \quad \text{pH} = \text{p}K_{\text{кисл}} + \lg \frac{n_{\text{с}}}{n_{\text{к}}}$$

Уравнение Гендерсона-Гассельбаха

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{дкисл}} + \lg \frac{C_{\text{с}}}{C_{\text{к}}}$$

В общем случае:

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{дкисл}} + \lg \frac{C_{\text{сопр.основние}}}{C_{\text{сопр.кисл\textcircled{a}}}}$$

pH буферного раствора зависит от:

- ✓ Природы компонентов (pK слабой кислоты или основания)
- ✓ Соотношения концентраций компонентов (кислоты и соли)

Для основного буферного раствора:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_{\text{досн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{с}}}$$

Уравнение нельзя применять :

- ✓ если концентрации компонентов отличаются более чем в 100 раз;
- ✓ если кислота (основание) слишком сильные - $\text{pK}_a < 3$ (нельзя пренебрегать диссоциацией);
- ✓ если кислота (основание) слишком слабые - $\text{pK}_a > 11$ (нельзя пренебрегать гидролизом).

Понятие «идеального» буферного раствора.

- ✓ Соотношение компонентов 1:1
- ✓ $\text{pH} = \text{pK}$

Понятие «идеального» буферного раствора.

- ✓ **Одинаково хорошо противостоят как добавлению кислоты, так и добавлению щелочи**

Влияние разбавления на pH буферного раствора (незначительно)

ацетатный буферный раствор

Концентрация (моль/л)	pH
0,1	4,62
0,01	4,67
0,001	4,74

Зона буферного действия

$$pH = pK_{\text{дкисл}} + \lg \frac{C_{\text{с}}}{C_{\text{к}}}$$

$$pH = pK_{\text{дкисл}} + \lg \frac{10}{1}$$

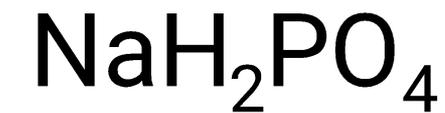
$$pH = pK_{\text{дкисл}} + \lg \frac{1}{10}$$

$$pH = pK \pm 1$$



Приготовление буферных растворов с заданным значением pH

Задача. Приготовить раствор с $\text{pH} = 7,36$.



Выбираем фосфатный буфер, поскольку pH попадает в зону действия 6.21 – 8.21



Необходимо изменить соотношение компонентов в пользу соли (значение pH находится в более щелочной области, чем pK)

Рассчитаем, во сколько раз концентрация соли должна быть больше:

$$7,36 = 7,21 + \lg \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4]}$$

$$0,15 = \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$$

$$\frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]} = \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4]} = 10^{0,15} = \frac{1,41}{1}$$

Буферная ёмкость

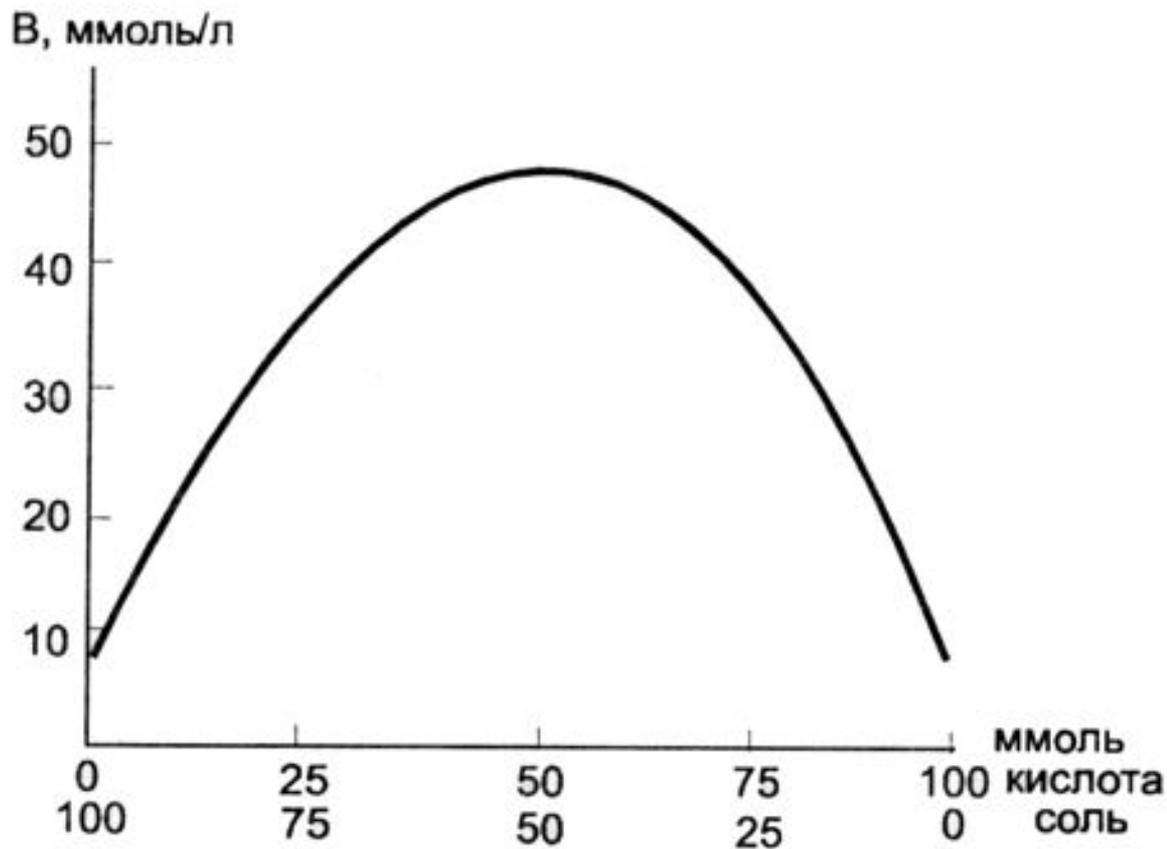
B – число моль-экв сильной кислоты или щелочи, которое нужно добавить к 1 л буферной системы, чтобы изменить pH на единицу

$$B = \frac{C_{\text{эл}} \cdot V_{\text{эл}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф}}}$$

Буферная ёмкость зависит от:

- ✓ **Абсолютных концентраций компонентов**

- ✓ От соотношения компонентов и максимальна при соотношении 1 / 1



Изменение буферной емкости в зависимости от величины отношения [соль]/[кислота].

Буферная ёмкость по кислоте и по щёлочи

$$pH = pK + \lg \frac{C_c}{C_k}$$



Буферные растворы, у которых $pH < pK$
(более кислое по отношению к pK)
лучше противостоят добавлению щелочи.

Буферные растворы, у которых $pH > pK$,
(более щелочное по отношению к pK)
имеют большую буферную емкость по кислоте.

Средние значения рН биологических жидкостей

Объект	рН
Дистиллированная вода в контакте с воздухом	5,6
Морская вода	8,0
Сыворотка крови	7,35—7,45
Артериальная кровь	7,36—7,42
Венозная кровь	7,26—7,36
Спинномозговая жидкость	7,35—7,45
Водянистая влага глаза	7,4
Слезная жидкость	7,4
Слюна	6,35—6,85
Чистый желудочный сок	0,9
Желудочное содержимое через 45 мин после пробного завтрака	1,5—2,0
Сок поджелудочной железы	7,5—8,0
Молоко	6,6—6,9
Кожа (внутриклеточная жидкость)	6,6—6,9
Печень (внутриклеточная жидкость):	
купфферовские клетки	6,4—6,5
клетки по периферии долек	7,1—7,4
клетки в центре долек	6,7—6,9
Желчь в протоках	7,4—8,5
Желчь в пузыре	5,4—6,9
Моча	4,8—7,5
Содержимое тонкого кишечника	7,0—8,0
Кал	7,0—7,5

Буферные системы крови

✓ Из кишечника и тканей в кровь при обмене веществ постоянно поступают различные кислоты: угольная, молочная, масляная... и, в меньшей степени, основания: аммиак, креатин.

✓ Благодаря наличию буферных систем, рН крови остается постоянным

$$7.4 \pm 0.04$$

✓ В организме человека в спокойном состоянии ежедневно образуется количество кислоты, эквивалентное ≈ 30 л 1 н HCl !!!!

Защитные функции по поддержанию постоянства pH выполняют 4 буферные системы:

✓ Бикарбонатная

✓ Фосфатная

✓ Белковая

✓ Гемоглобиновая

I. Бикарбонатная буферная система:

$$\frac{\text{HCO}_3^-}{\text{H}_2\text{CO}_3} \quad K = 4,37 \cdot 10^{-7} \quad \text{pK} = 6,37$$

С учётом растворенного CO_2 (37°C)

$$\frac{\text{HCO}_3^-}{\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3} \quad K = 7,76 \cdot 10^{-7} \quad \text{pK} = 6,11$$

**Уравнение Гендерсона-Гассельбаха
(для расчета pH крови)**

$$\text{pH} = 6,11 + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{pCO}_2}$$

pCO₂ – альвеолярное давление
(парциальное давление CO₂ воздуха, находящегося
в равновесии с кровью)

Расчёт pH крови

$$[\text{HCO}_3^-] = 23,9 \text{ ммоль/л}$$

$$\alpha \cdot p\text{CO}_2 = 0,0340 \text{ ммрт.столба} = 1,2$$

$$\text{pH}_{\text{крови}} = 6,11 + \lg \frac{23,9}{1,2} = 7,4$$

$$\text{pH}_{\text{крови}} = 6,11 + \lg \frac{20}{1} = 7,4$$

Поскольку $[\text{HCO}_3^-]:[\text{CO}_2]=20:1$, а HCO_3^- работает против кислоты, бикарбонатная система имеет буферную емкость по кислоте значительно больше буферной емкости по основанию. Это отвечает особенностям метаболизма организма.

Механизм действия бикарбонатной буферной системы

При увеличении в крови концентрации ионов H^+ происходит выделение CO_2 , который выводится из организма в процессе дыхания через легкие:



При поступлении в кровь оснований, они связываются угольной кислотой, и равновесие смещается в сторону образования HCO_3^- :



Нарушение кислотно-основного равновесия в организме компенсируется бикарбонатной буферной системы (за 10-15 мин).

Соотношение $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ изменяется и приходит в норму за счет легочной вентиляции в течение 10-18 часов.

Бикарбонатный буфер - основной буферной системой плазмы крови и содержится также в эритроцитах, межклеточной жидкости и в почечной ткани.

II. Фосфатная буферная система:

Фосфатная буферная система содержится как в крови, так и в клеточной жидкости других тканей, особенно почек и пищеварительных желез

K_2HPO_4 и KH_2PO_4 - в клетках

Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4 - в плазме крови и межклеточной

жидкости

Фосфатная буферная система также имеет буферную емкость по кислоте больше, чем по основанию.

Уравнение буферного действия:

$$pH = 6,8 + \lg \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

В норме отношение форм $[HPO_4^{2-}]/[H_2PO_4^-]=4:1$.

Механизм действия

При увеличении ионов H^+ во внутриклеточной жидкости, в результате переработки мясной пищи образующийся избыточный дигидрофосфат выводится почками. рН мочи уменьшается.



При употреблении растительной пищи в организме накапливаются основания. Они нейтрализуются ионами H_2PO_4^- , и образующийся дигидрофосфат выводится почками. рН мочи повышается:



В отличие от гидрокарбонатной, фосфатная система более «консервативна». Избыточные продукты нейтрализации выводятся через почки и полное восстановление отношения $[\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ происходит только через 2-3 суток.

Выведение тех или иных компонентов фосфатной буферной системы с мочой, в зависимости от перерабатываемой пищи, объясняет широкий интервал значений рН мочи (4,8 до 7,5.)

III. Белковая буферная система:



Белки составляют 20% массы клеток и тканей, поэтому белковая буферная система является одной из мощных буферных систем организма.

В результате ионизации аминогрупп и карбоксильных групп белки существуют в водных растворах в виде биполярного иона R^\pm :

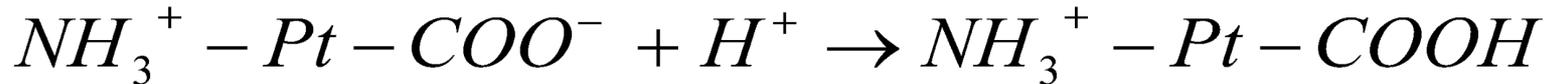


pI (ИЭТ)

– изоэлектрическая точка белка – значение pH, при котором молекула белка, в целом, электронейтральна

Механизм действия

При добавлении сильной кислоты протон присоединяется к -COO^- группе с образованием катиона R^+ :



При добавлении щелочи группа NH_3^+ отдает протон, и образует анион R^- :



Поскольку молекулы белков состоят из большого количества аминокислот, каждая из которых имеет собственные значения рК по карбоксильной и amino-группам, условие максимальной буферной емкости $pH=pK$ выполняется практически по всей шкале рН.

Кислотно-основные свойства важнейших α -аминокислот

Кислоты	рK _a			pI
	-COOH	-NH ₃ ⁺	ионогенных групп в радикале	
Аланин	2,3	9,7		6,0
Аргинин	2,2	9,0	12,5	10,8
Аспарагин	2,0	8,8		5,4
Аспарагиновая	2,1	9,8	3,9	3,0
Валин	2,3	9,6		6,0
Глицин	2,3	9,6		6,0
Глутамин	2,2	9,1		5,7
Глутаминовая	2,2	9,7	4,3	3,2
Гистидин	1,8	9,2	6,0	7,6
Изолейцин	2,4	9,7		6,1
Лейцин	2,4	9,6		6,0
Лизин	2,2	9,0	10,45	9,8
Метионин	2,3	9,2		5,8
Пролин	2,0	10,6		6,3
Серин	2,2	9,2		5,7
Тирозин	2,2	9,1	10,1	5,7
Треонин	2,6	10,4		6,5
Триптофан	2,4	9,4		5,9
Фенилаланин	1,8	9,1		5,5
Цистеин	1,7	10,8	8,3	5,0



Белковая буферная система поддерживает постоянство pH в клетках и тканях, причем:

**R^+ в средах с $pH < 6$,
 R^- в средах с $pH > 6$.**

В крови работает анионный белковый буфер.

Попадающие на кожу человека небольшие количества кислоты или щелочи довольно быстро нейтрализуются белковой буферной системой

IV. Гемоглобиновая буферная система:

Гемоглобиновая

H-Hb

K-Hb

венозная кровь

pH = 7.32 – 7.36

Оксигемоглобиновая

HHbO₂

K-HbO₂

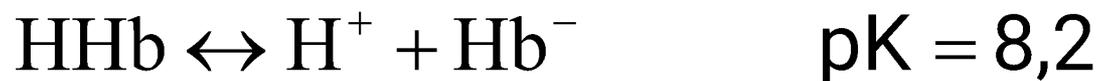
артериальная кровь

pH = 7.42 – 7.46

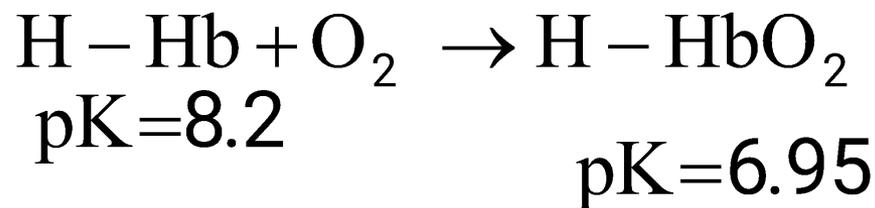
~ 35 % общего буферного действия крови

~ 63-75 % общего буферного действия в эритроцитах

Оксигемоглобин более сильная кислота, чем гемоглобин!



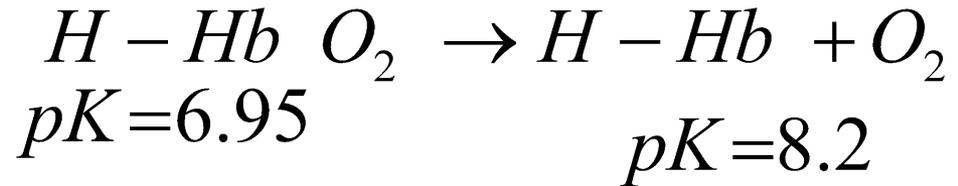
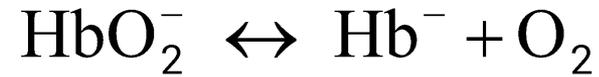
В легких идет процесс оксигенации:



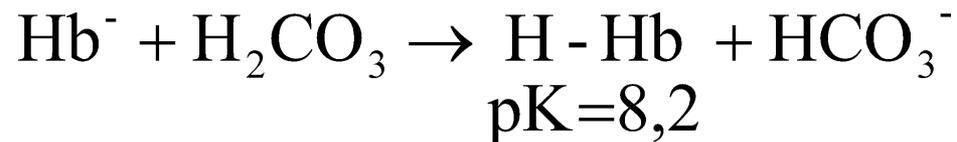
среда должна стать более кислой, но бикарбонат-ион взаимодействует с оксигемоглобином и кислотность среды восстанавливается:



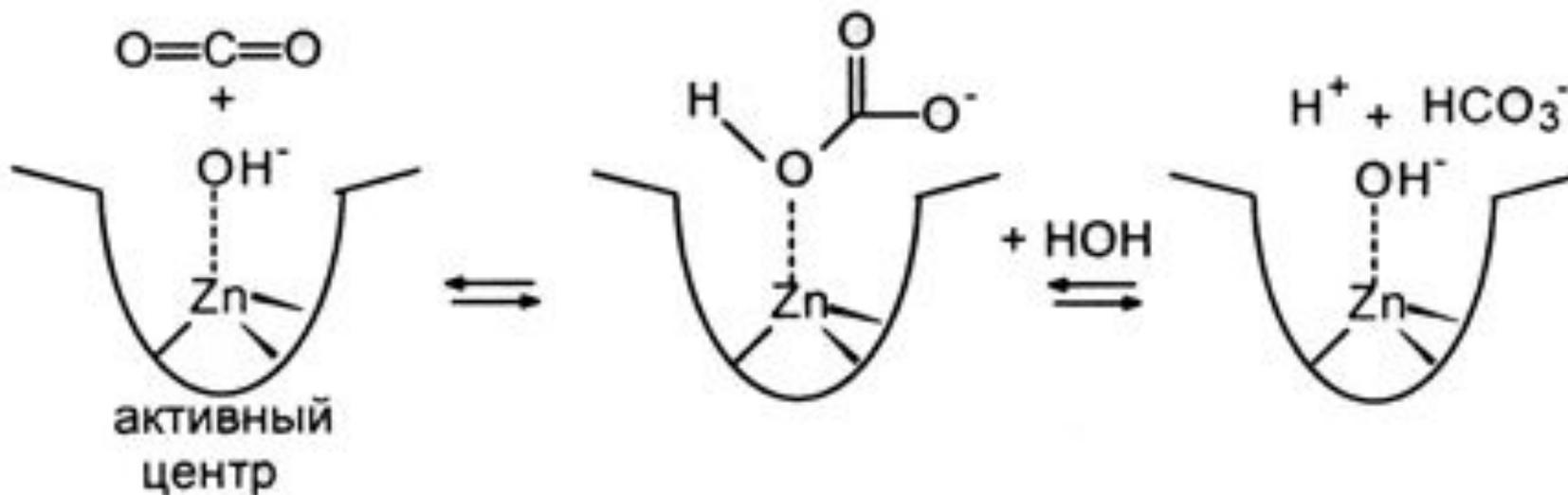
В тканях отдаётся кислород и поглощается CO_2



Среда должна стать более щелочной, но в реакцию вступает более сильная угольная кислота, образуя бикарбонат-ион, который является основным компонентом щелочного резерва крови.



Заметим, что образование свободного CO_2 при поступлении крови в легкие происходит за счет карбоангидразы эритроцитов, под действием которой расщепляются бикарбонаты.



Иными словами, карбоангидраза способствует выделению CO_2 через легкие!!!

Относительный вклад буферных систем крови в поддержание в ней протолитического гомеостаза

Буферные системы плазмы крови	Относительный вклад, %	Буферные системы эритроцитов	Относительный вклад, %
Гидрокарбонатная HCO_3^- , H_2CO_3	35	Гемоглобиновая Hb^- , HHb , HbO_2^- , HHbO_2	35
Белковая $(\text{Prot})^-$, HProt	7	Гидрокарбонатная HCO_3^- , H_2CO_3	18
Гидрофосфатная HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	1	Гидрофосфатная HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	4
Общий	43	Общий	57

Все буферные системы организма обладают большей буферной емкостью по кислоте, чем по основанию,

(поскольку характеризуются соотношением):

$$1 : 4 < [\text{акцептор протона}]/[\text{донор протона}] < 1 : 20$$

Это соотношение находится в соответствии с особенностями метаболизма человеческого организма, образующего больше кислотных продуктов, чем основных.

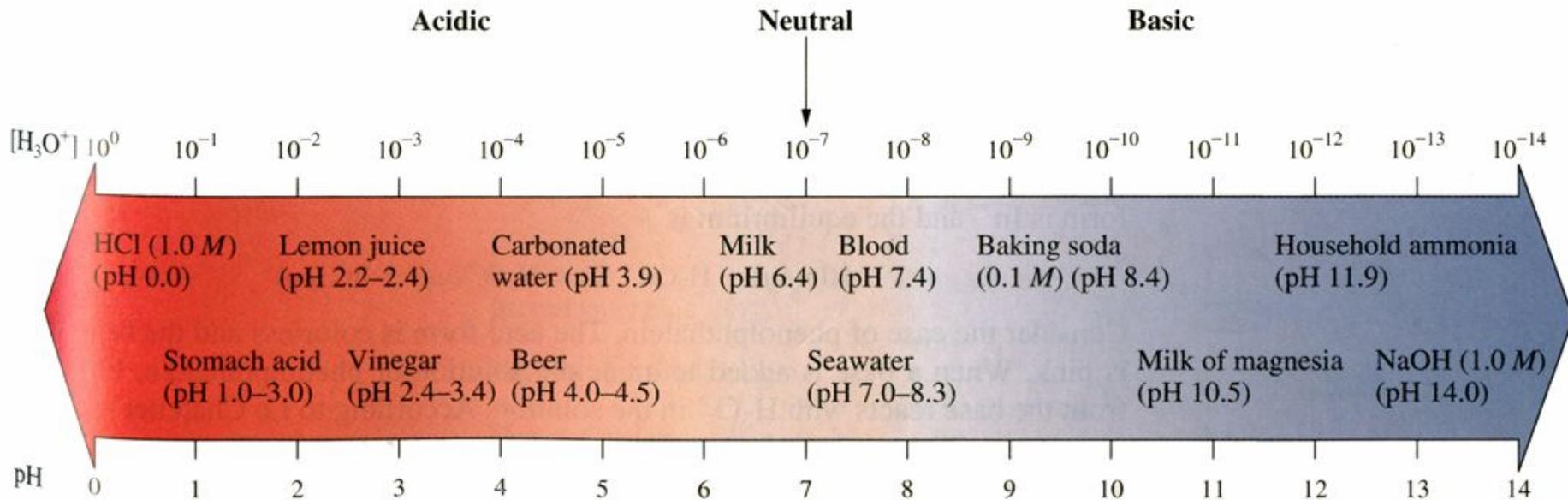
Именно поэтому очень важным показателем для физиологических сред является буферная емкость V_k по кислоте.

При заболеваниях органов дыхания, кровообращения, печени, желудка, почек, при отравлениях, голодании, диабете, ожоговой болезни может наблюдаться уменьшение или увеличение V_k по сравнению с нормой.

Возникают патологические явления: ацидоз и алкалоз.

Ацидоз

– накопление в организме кислых продуктов
уменьшение рН крови в сравнении с нормой
(уменьшение кислотной буферной емкости в
сравнении с нормой)



Алкалоз

– накопление в организме щелочных продуктов
увеличение рН крови в сравнении с нормой
(увеличение кислотной буферной емкости в
сравнении с нормой)

Компенсированный и некомпенсированный ацидоз и алкалоз

Лечение

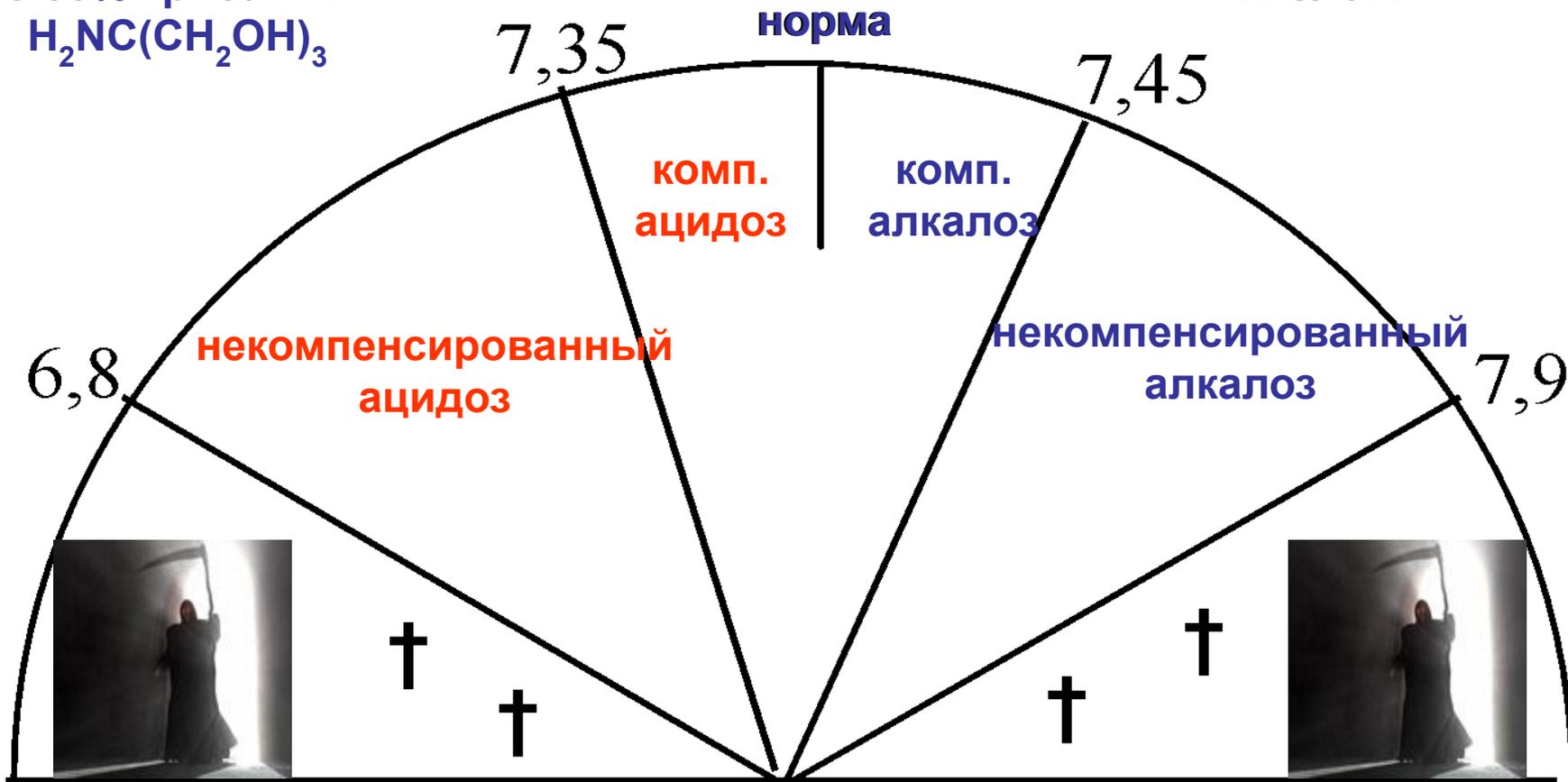
4% NaHCO_3 или
11% лактат натрия
3.66% трисамин
 $\text{H}_2\text{NC}(\text{CH}_2\text{OH})_3$

Лечение

5% раствор
аскорбиновой
кислоты.

$\text{pH} \approx 7.40$

норма



МЕТАБОЛИЧЕСКИЙ АЦИДОЗ

Недостаток HCO_3^- или избыток нелетучих кислот в межклеточной жидкости

Причины:

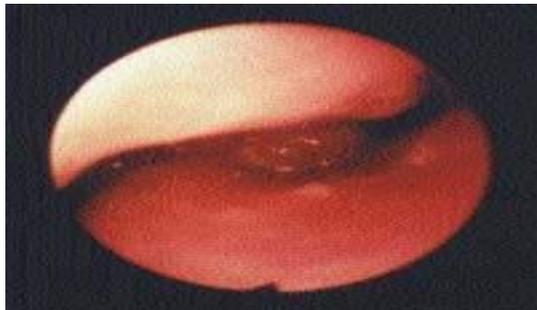
- ✓ введение или образование стойких кислот (молочная кислота при шоке, кетокислоты при голодании и диабете);
- ✓ неполное удаление кислот при почечной недостаточности;
- ✓ потеря HCO_3^- при заболеваниях ЖКТ;
- ✓ кислородное голодание тканей.

ДЫХАТЕЛЬНЫЙ АЦИДОЗ

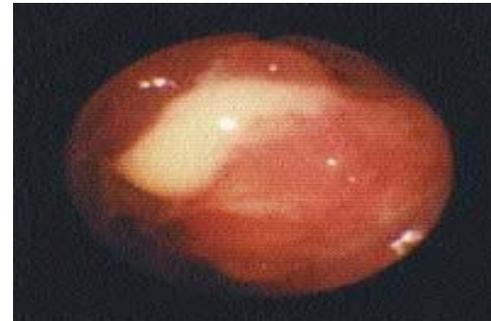
Избыток CO_2 (вследствие понижения легочной вентиляции по сравнению с нормой)

Причины:

- ✓ нарушение регуляции дыхания при травмах и опухолях мозга, кровоизлияниях в мозг
- ✓ введение транквилизаторов (барбитуратов)
- ✓ отравление морфином, алкоголем
- ✓ пневмония, отек легких, попадание инородных предметов в дыхательный тракт



Здоровые легкие ребенка



Легкие при пневмонии

ДЫХАТЕЛЬНЫЙ АЛКАЛОЗ

Недостаток CO_2 в связи с повышением легочной вентиляции, в сравнении с нормой.

Причины:

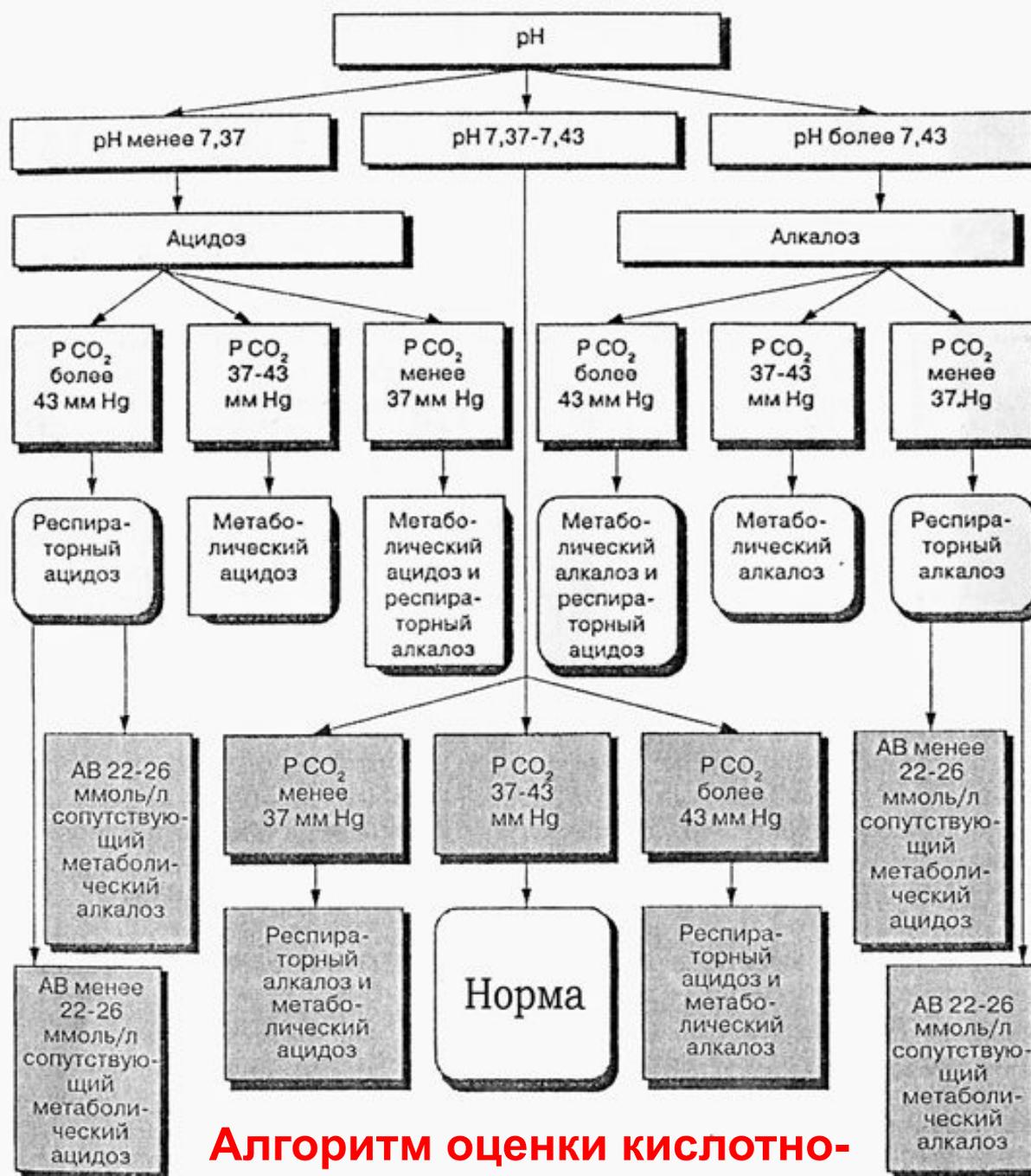
- ✓ вдыхание разреженного воздуха;
- ✓ тепловая отдышка;
- ✓ лихорадочное состояние, истерия.

МЕТАБОЛИЧЕСКИЙ АЛКАЛОЗ

Удаление кислот из организма или накопление HCO_3^-

Причины:

- ✓ потеря H^+ при рвоте и кишечной непроходимости;
- ✓ увеличение HCO_3^- при введении солей органических кислот (лимонной, молочной, уксусной, яблочной);
- ✓ длительный приём щелочной пищи или минеральной воды.



Алгоритм оценки кислотно-основного состояния

АЦИДОЗ

уменьшение буферной емкости по кислоте

$V_a < \text{норма}$

КОМПЕНСИРОВАННЫЙ
НЕКОМПЕНСИРОВАННЫЙ

$pH \approx \text{норма}$

$pH < \text{норма}$

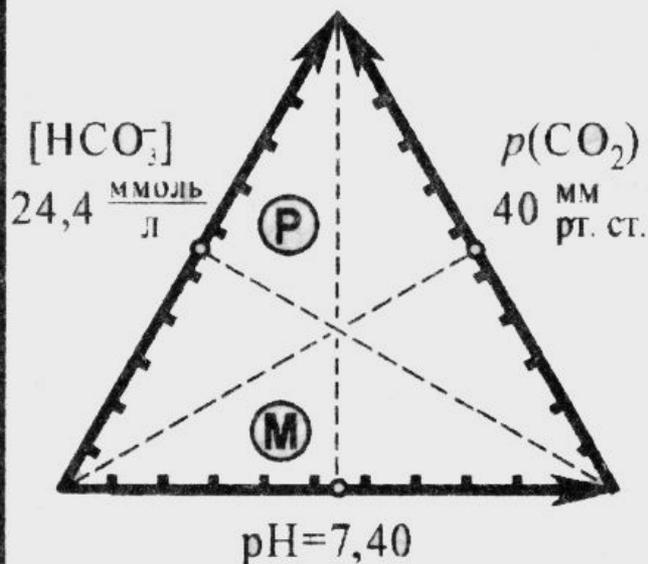
МЕТАБОЛИЧЕСКИЙ АЦИДОЗ (М)

$pH \leq \text{норма}$
накопление нелетучих кислот
 $c(\text{HCO}_3^-) < \text{норма}$
 $p(\text{CO}_2) < \text{норма}$
 $BE < \text{норма}$

Причины:

- кислородное голодание тканей;
- нарушение функции почек;
- диарея (понос);
- диабет

$[\text{донор протона}] > \text{норма}$



РЕСПИРАТОРНЫЙ АЦИДОЗ (Р)

$pH \leq \text{норма}$
накопление летучей кислоты (CO_2)
 $c(\text{HCO}_3^-) > \text{норма}$
 $p(\text{CO}_2) > \text{норма}$
 $BE > \text{норма}$

Причины:

- заболевания органов дыхания;
- угнетение дыхательного центра

АЛКАЛОЗ

увеличение буферной емкости по кислоте

$V_a >$ норма

КОМПЕНСИРОВАННЫЙ
НЕКОМПЕНСИРОВАННЫЙ

$pH \approx$ норма

$pH >$ норма

МЕТАБОЛИЧЕСКИЙ АЛКАЛОЗ (М)

$pH \geq$ норма

удаление нелетучих кислот или накопление буферных оснований

$c(\text{HCO}_3^-) >$ норма

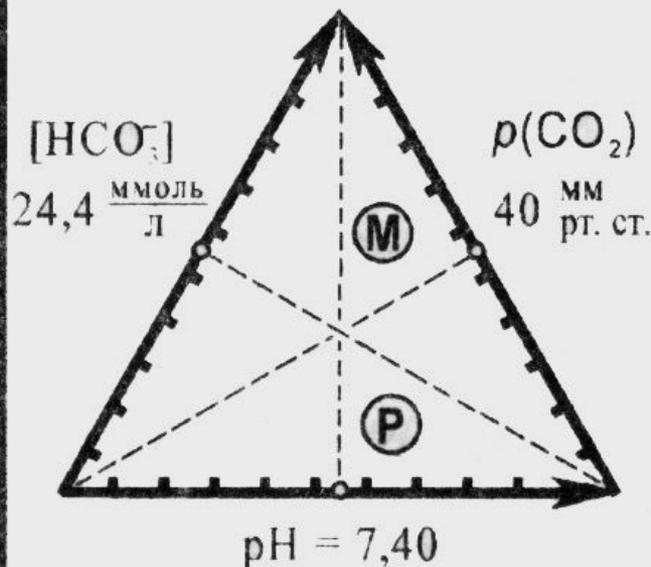
$p(\text{CO}_2) >$ норма

$BE >$ норма

Причины:

- неукротимая рвота, запор;
- щелочная пища и вода

[донор протона] $<$ норма



РЕСПИРАТОРНЫЙ АЛКАЛОЗ (Р)

$pH \geq$ норма

удаление летучей кислоты (CO_2)

$c(\text{HCO}_3^-) <$ норма

$p(\text{CO}_2) <$ норма

$BE <$ норма

Причины:

- разрежение воздуха;
- гипервентиляция легких;
- чрезмерное возбуждение дыхательного центра

Щелочной резерв крови

Число мл CO_2 , содержащееся в 100 мл крови
(главным образом в виде гидрокарбонатов HCO_3^-)

КОМПОНЕНТЫ КРОВИ



Норма:

50-70 % (по объему)

или 25-30 ммоль/л

Клинический анализ желудочного содержимого.

Кислотность желудочного сока –
количество мл 0,1 н раствора щелочи, необходимого для
нейтрализации 100 мл профильтрованного желудочного
содержимого.

Норма	– 40-60 мл 0,1 н NaOH;
Пониженная кислотность	– 30 мл 0,1 н NaOH;
Повышенная кислотность	– 60 мл н NaOH.



Спасибо за внимание!