

Волгоградский Государственный Медицинский Университет
Кафедра химии

Кислотно-основное равновесие в растворах кислот, оснований и солей.

Теории кислот и оснований.

Водородный показатель pH. Расчетные формулы.

Гидролиз солей.

Кислоты и основания. Термины «кислоты» и «основания» вполне сформировались в 17 в. Их содержание неоднократно пересматривалось и дополнялось. Этот процесс происходил и происходит в острых столкновениях представителей разных взглядов на природу кислот и оснований.

Аминокислоты в организме образуют белки.

А без белков нет ни мышц и ни кожи, Скажите, на что мы будем похожи?



*Аскорбиновая,
фолиевая,
липоевая,
ацетил-
салициловая
и другие*



Смесь $Al(OH)_3 + Mg(OH)_2$ нейтрализует желудочную соляную кислоту HCl и применяется для лечения язв и заболеваний желудка, связанных с повышенной кислотностью (лекарство МААЛОКС)

$Al(OH)_3$ – компонент реактивного топлива и зубных паст



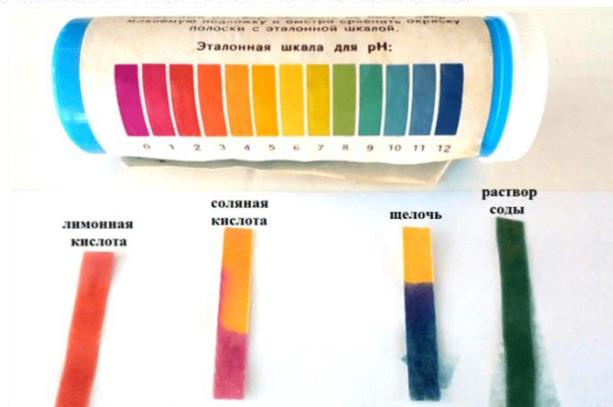
Развитие взглядов на кислоты и основания

А. Лавуазье (1778) объяснял свойства кислот наличием в них кислорода («кислородная теория» кислот). Однако скоро выяснилось, что очень многие кислородсодержащие вещества (оксиды металлов, соли и др.) не обладают кислотными свойствами, а ряд типичных кислот, например соляная, не содержат кислорода (Г. Дэви и Ж. Гей-Люссак 1810, 1814).

И. Берцелиус (1802–19) устранил первое из этих противоречий, приписав оксидам знак электрического заряда. Электроотрицательные (по Берцелиусу) оксиды неметаллов образуют кислоты, электроположительные оксиды металлов – основания.

В 1814 Г. Дэви высказал мнение, что атом водорода – необходимая составная часть кислот.

Ю. Либих (1833) уточнил эту «водородную теорию» кислот, показав, что кислотные свойства обусловлены не любым атомом водорода, а лишь тем, который способен замещаться металлом.

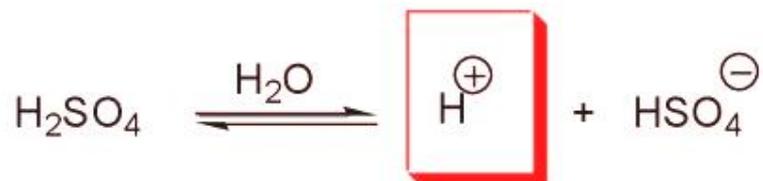


Протолитические равновесия

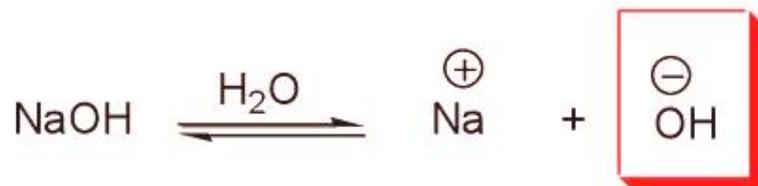
- ❖ Любое вещество вещество, растворяясь в растворителе, реагирует с его частицами, образует сольваты (**сольватная теория** Д.И. Менделеева)
- ❖ Растворенное вещество может подвергаться электролитической диссоциации (**теория электролитической диссоциации** С. Аррениуса)
- ❖ Сольватированные молекулы и ионы могут реагировать с молекулами растворителя. Один из видов взаимодействия - обмен протонами (**протонная теория** И. Брэнстеда и Т. Лаури, 1923 г.)
- ❖ Электронная теория кислот и оснований (**электронная теория Льюиса**, 1926 г.)
- ❖ Теория ЖМКО (**теория Пирсона**)

Теория электролитической диссоциации Аррениуса (1890г.)

Согласно Аррениусу кислотами являются электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются ионы водорода (протоны):



Основаниями Аррениуса являются электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются гидроксид-ионы



Сванте-Август Аррениус

19.02.1859 - 1927

За разработку теории электролитической диссоциации Аррениусу была присуждена Нобелевская премия 1903 года

Ионная теория Аррениуса

Ограничения теории Аррениуса

- ✓ не учитывала химических взаимодействий между растворенным веществом и растворителем;
- ✓ не учитывала межкюнные взаимодействия;
- ✓ не могла объяснить кислотно-основные свойства частиц, не содержащих H^+ и OH^- (NH_3 , CO_2 , пиридин и т.д.)

Протонная теория, или теория кислот и оснований Бренстеда (1923)

Согласно теории Бренстеда кислота является донором, а основание - акцептором протонов; кислоты и основания существуют только как сопряженные пары; протон не существует в растворе в свободном виде, в воде он образует катион оксония.



Йоханнес-Николаус
Брёнстед

22.02.1879 - 17.12.1947



Он установил и количественное соотношение между силой кислот и оснований и их каталитической активностью.

Согласно протонной теории, отдавая протон, кислота превращается в основание, которое называют сопряженным этой кислоте:



т. е. каждой кислоте соответствует сопряженное основание.

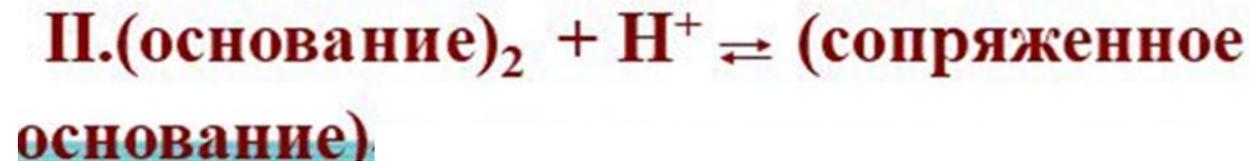
Кислота – молекула или ион способные отдавать катион водорода (протон - H^+). Кислота - донор протонов.

Кислота отдавая H^+ превращается в частицу, стремящуюся его принять, которая называется **сопряженным основанием**:



↑ ↑
Сопряженная кислотно-основная пара

Наоборот, основание, присоединяя протон, превращается в сопряженную кислоту:



Основание – молекула или ион, способный присоединять катион водорода. Основание – акцептор протонов.

Основание, присоединяя протон, превращается в частицу, стремящуюся его отдать, которая называется **сопряженной кислотой**:



Сопряженная кислотно-основная пара

Протон в растворах не существует в свободном виде, кислота может отдать протон только основанию, которой приняв протон, становится кислотой. Поэтому, согласно протонной теории имеет место кислотно-основное (КО) равновесие, обусловленное переносом протона (сумма процессов I и II по Гессу):



- ☀ Таким образом, кислотно-основное взаимодействие — это перенос H^+ с кислоты на основание, с образованием новой кислоты и нового основания, сопряжённых исходным.
- ☀ Нетрудно показать, что сильной кислоте соответствует слабое сопряжённое основание, и наоборот.

Сопряженные пары

Протолитические реакции сопровождаются переносом протонов от кислоты к основанию и представляют собой две одновременно протекающие полуреакции:



| Кислота | \leftrightarrow | протон | + | основание |
|---------------------------|-------------------|---------------|----------|---------------------------|
| H_3O^+ | \leftrightarrow | H^+ | + | H_2O |
| H_2O | \leftrightarrow | H^+ | + | OH^- |
| NH_4^+ | \leftrightarrow | H^+ | + | NH_3 |
| CH_3COOH | \leftrightarrow | H^+ | + | CH_3COO^- |
| HCl | \leftrightarrow | H^+ | + | Cl^- |
| H_2PO_4^- | \leftrightarrow | H^+ | + | HPO_4^{2-} |

Согласно протонной теории кислоты подразделяют на три типа:

1) нейтральные кислоты, например



2) катионные кислоты, представляющие собой положительные ионы, например NH_4^+
 H_3O^+ :



Подтверждение наличия соляной кислоты универсальной индикаторной бумагой

3) анионные кислоты, представляющие собой отрицательные ионы, например HSO_4^- , H_2PO_4^- , $\text{H}_2\text{PO}_3^{2-}$



Подобного типа классификация имеется и для оснований:

1) нейтральные основания, например HCl , NH_3 , H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

ЛАКМУС

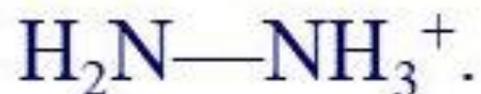


$[\text{H}^+]$ H_2O $[\text{OH}^-]$

2) анионные основания, представляющие собой отрицательные ионы, например: Cl^- , CH_3COO^- , OH^- :



3) катионные основания, представляющие собой положительные ионы, например



ФЕНОЛФТАЛЕИН



[H⁺] **[OH⁻]**

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.

Жидкие протонсодержащие растворители вступают в обратимую реакцию **автопротолиза**.

Например, для воды:



Состояние равновесия характеризуется **ионным произведением воды** K_w :

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] \quad \text{при } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$K_w = 10^{-14} \text{ и}$$

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

Содержание протонов $[\text{H}^+]$ и гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ удобно выражать через водородный и гидроксидный показатели.

Кислотные свойства кислоты и **основные свойства** сопряженного с ней основания **связаны** через константу автопротолиза растворителя.

Чем **сильнее** кислота, тем **слабее** сопряженное с ней основание и наоборот.

Константы автопротолиза некоторых амфипротных растворителей ($t=25^{\circ}\text{C}$)

| Растворитель | K_{SH} | Растворитель | K_{SH} |
|-------------------------------|--------------------|---------------------------------|--------------------|
| H_2SO_4 (б/в) | $1 \cdot 10^{-4}$ | CH_3OH | $2 \cdot 10^{-17}$ |
| HCOOH | $6 \cdot 10^{-7}$ | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | $8 \cdot 10^{-20}$ |
| H_2O | $1 \cdot 10^{-14}$ | NH_3 (ж) | $1 \cdot 10^{-22}$ |
| CH_3COOH | $4 \cdot 10^{-15}$ | N_2H_4 | $2 \cdot 10^{-25}$ |

Водородный показатель (pH)

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



Сёрен Педэр
Лауриц Сёренсен

Гидроксильный показатель (pOH)

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

Логарифмируя уравнение $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$,
получаем:

$$pH + pOH = 14$$

Шкала кислотности воды составляет
14 единиц



ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ (K_w) ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ (ПО ЛУРЬЕ)

| $T, ^\circ\text{C}$ | 0 | 20 | 25 | 40 | 60 | 80 | 100 |
|--------------------------|-----------------------|-----------------------|------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| K_w | $0,11 \cdot 10^{-14}$ | $0,69 \cdot 10^{-14}$ | 10^{-14} | $2,95 \cdot 10^{-14}$ | $9,55 \cdot 10^{-14}$ | $25,1 \cdot 10^{-14}$ | $55,0 \cdot 10^{-14}$ |
| $\text{pH} = \text{pOH}$ | 7,5 | 7,1 | 7 | 6,8 | 6,5 | 6,3 | 6,1 |

6,8 7,4



0

7

14

КИСЛЫЙ

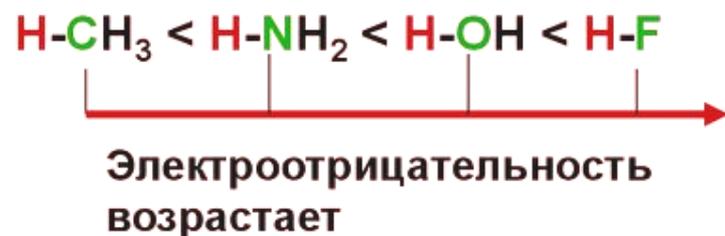
НЕЙТРАЛЬНЫЙ

ЩЕЛОЧНОЙ

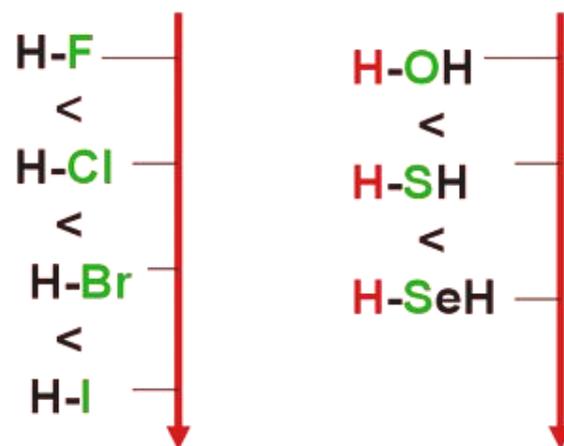
Протонная теория, или теория кислот и оснований Бренстеда

В ряде случаев удастся предсказывать силу кислот на основании положения атомов в таблице Менделеева:

в периодах таблицы кислотность возрастает по мере роста **электроотрицательности** элемента, с которым связан протон



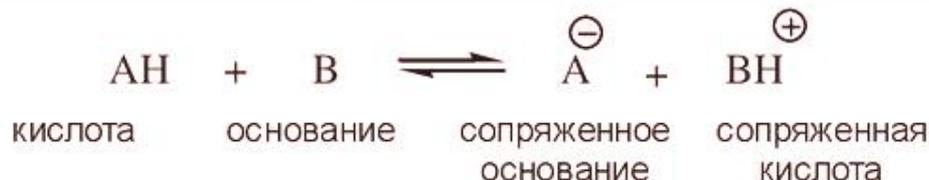
в группах кислотность возрастает с увеличением размера этих атомов



Сложнее предугадать и объяснить кислотность соединений, у которых протон связан с одинаковыми атомами. Например, какая кислота сильнее уксусная (CH_3COOH) или хлоруксусная (ClCH_2COOH)?

Протонная теория, или теория кислот и оснований Бренстеда

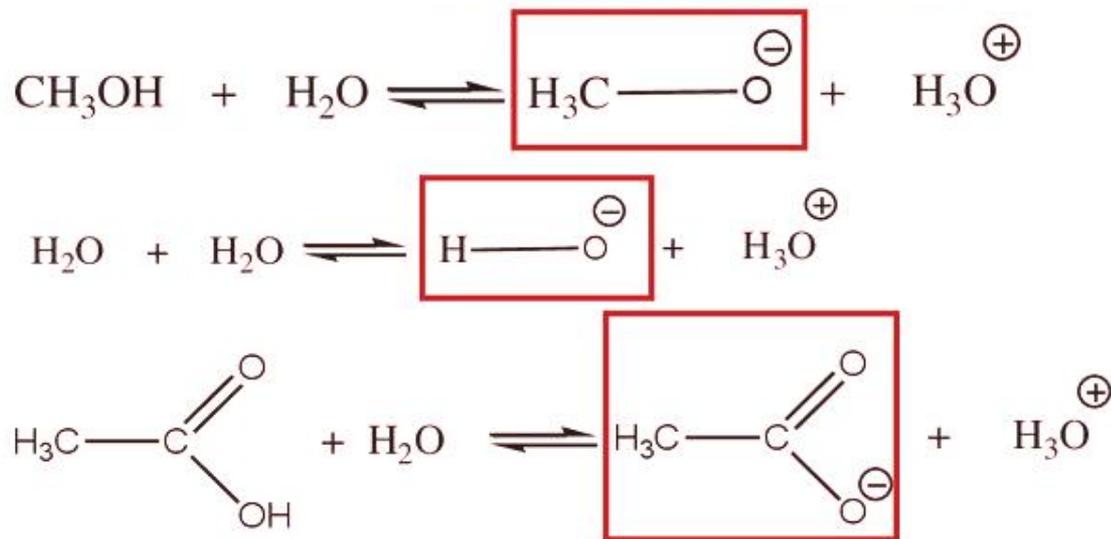
Сила кислоты определяется устойчивостью (стабильностью) ее сопряженного основания



В общем, кислота X-H сильнее кислоты Y-H по той причине, что сопряженное основание (анион) X⁻ стабильней аниона Y⁻

CH₃OH (спирты) < H₂O < CH₃RCOOH (карбоновые кислоты)

Увеличение кислотности



Увеличение стабильности аниона (сопряженного основания)

Протонная теория, или теория кислот и оснований Бренстеда

Силу основания R_3N в воде можно оценить, рассматривая равновесие:



Константа равновесия K_b выражается уравнением:

$$K_b = \frac{[R_3N^+H][OH^-]}{[R_3N]}$$

$$pK_b = -\lg K_b$$

$$pK_a + pK_b = 14.00 \text{ (при } 25^\circ\text{C)}$$

Кислотность по Бренстеду считается **сильной**, если $pK_a < 2$ и **слабой**, если $pK_a > 11$. Тогда **основность**, наоборот, считается **слабой** при $pK_a < 2$ и **сильной** при $pK_a > 11$

Сила кислоты определяется её способностью отдавать протон, т.е. сильная кислота – активный донор протонов.

Сила основания определяется его способностью присоединять протон, т.е. сильное основание – активный акцептор протонов.

| Кислота HA | | Основание A ⁻ | | | | | | |
|------------|---|---|--|--|--|--|---|--|
| | HClO_4 HCl H_2SO_4 HNO_3 | } Сильные кислоты, полностью диссоциируют в водном растворе | ClO_4^- Cl^- HSO_4^- NO_3^- | } Очень слабые основания, практически не протонируются в водном растворе | | | | |
| | H_3O^+ HSO_4^- H_3PO_4 HNO_2 HF $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ H_2CO_3 H_2S | | } Слабые кислоты, диссоциируют обратимо, в растворе - смесь HA, A ⁻ и H ₃ O ⁺ | | H_2O SO_4^{2-} H_2PO_4^- NO_2^- F^- | } Слабые основания, обратимо протонируются в водном растворе | | |
| | NH_4^+ HCN HCO_3^- | | | | } Очень слабые кислоты, практически не диссоциируют | | CH_3CO_2^- HCO_3^- HS^- NH_3 CN^- CO_3^{2-} | } Сильные основания, протонированы на 100% |
| | H_2O NH_3 OH^- H_2 | | | OH^- NH_2^- O^{2-} H^- | | | | |
| | | | | | | | | |
| | | | | | | | | |

Теория Бренстеда, как и теория Аррениуса, не применима к веществам, проявляющим функцию кислоты, но не содержащих водорода, например, галогенидам бора, алюминия, кремния, олова.

Поэтому более общей является электронная теория кислот и оснований Льюиса.

Электронная теория кислот и оснований, или Теория Льюиса (1926)

Электронная теория кислот и оснований является наиболее общей теорией кислот и оснований

По Льюису

кислоты - это вещества, способные принимать электронную пару (акцептор электронной пары), а основания - вещества, способные давать электронную пару (доноры электронной пары)

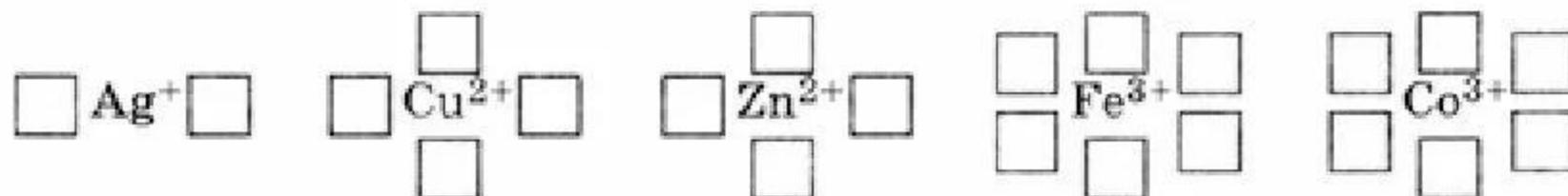
К кислотам Льюиса относятся не только протон H^+ , но и все катионы, а также галогениды металлов 2 и 3 групп таблицы Менделеева: AlX_3 , FeX_3 , BX_3 , SbX_5 , SnX_4 , ZnX_2 ($X=F, Cl, Br, I$).

К основаниям Льюиса - все анионы OH^- , OR^- , CH_3COO^- , NH_2^- и т.д. и нейтральные соединения, имеющие неподеленные электронные пары или π -связи - H_2O , ROH , ROR , $RCH=O$, RSH , NH_3 , R_3N , $RCH=CH_2$, $R-C_6H_5$ и др.

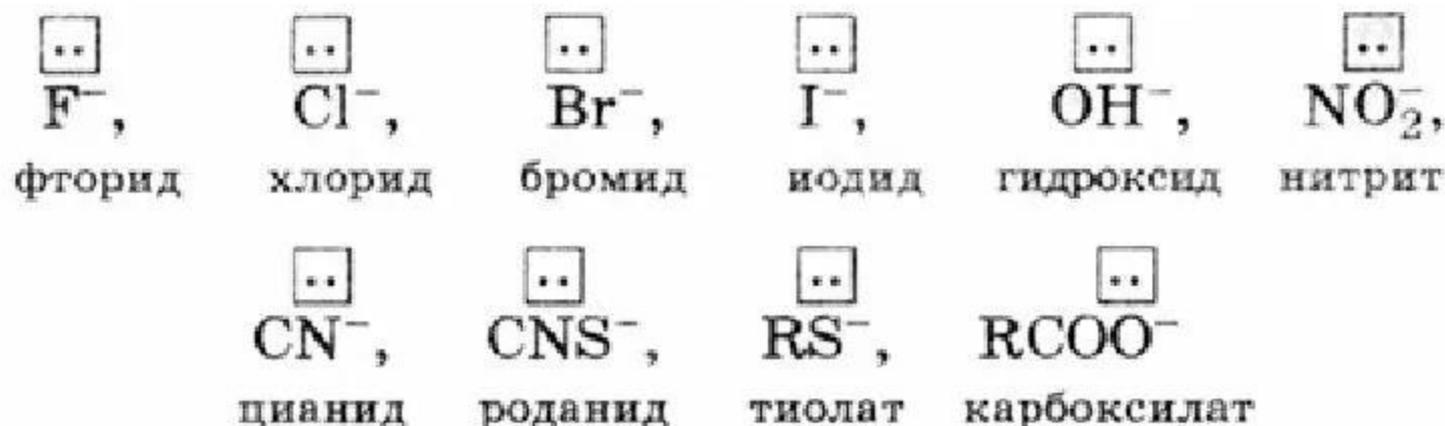


Джилберт Ньютон Льюис
23 октября 1875 г. – 23 марта 1946 г.

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 системы

Буферными системами называют растворы, которые способны сохранять постоянную концентрацию ионов водорода (значения pH среды) при добавлении к ним небольших количеств кислоты или щелочи, или при разбавлении.

Буферные растворы

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

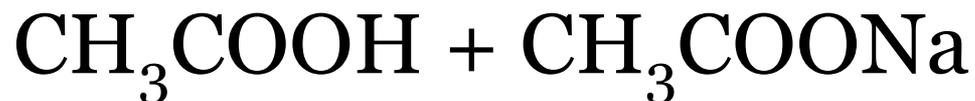


Шкала pH.

Классификация буферных систем

I. Кислотные – это буферные системы, содержащие слабую кислоту и соль этой кислоты, образованную сильным основанием:

Например: ацетатная буферная система



Классификация буферных систем

II. Основные – это буферная система, содержащая слабое основание и соль этого основания, образованную сильной кислотой

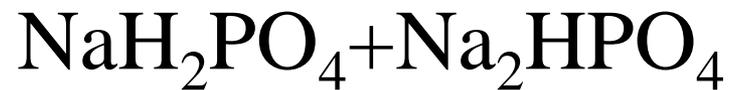
Например: аммиачная буферная система



Классификация буферных систем

III. Солевые – это буферные системы, содержащие соли многоосновных кислот

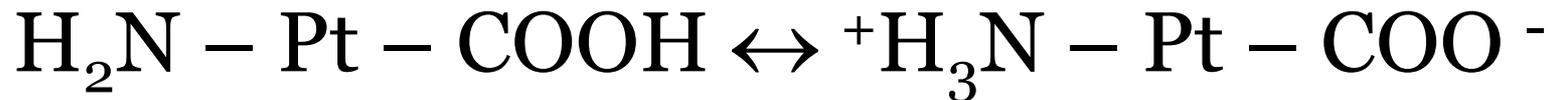
Например: фосфатная буферная система



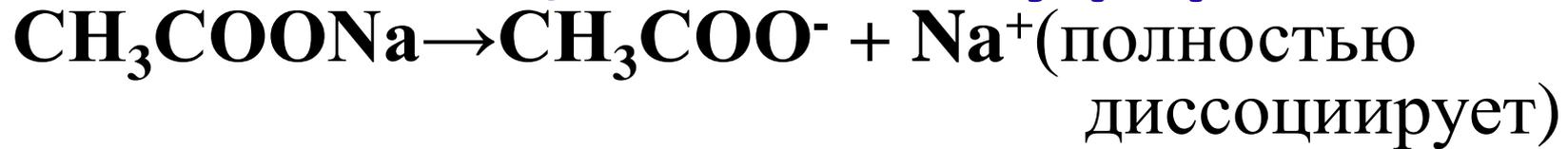
Классификация буферных систем

IV. Амфолиты – это буферные системы, содержащие биологически-активные вещества, проявляющие свойства и кислот, и оснований.

Например: белковая буферная система



Механизм буферного действия ацетатного буфера



В растворе присутствуют ионы CH_3COO^- , H^+ , Na^+

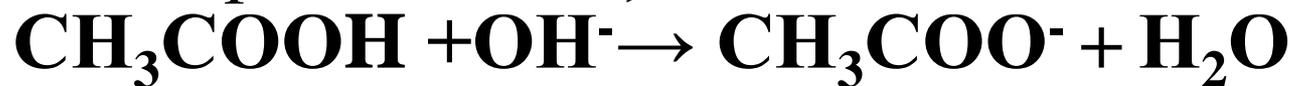
Если прибавить сильную кислоту:



(сильная кислота меняется на слабую)

$\text{pH} \downarrow$ (незначительно!)

Если прибавить щелочь:



(образуется малодиссоциированная молекула воды)

$\text{pH} \uparrow$ (изменяется, но незначительно!)

Уравнение Гендерсона - Гассельбаха

1. Кислотная буферная система

$$pH = pK_{к-ты} + \lg \frac{C_{соли}}{C_{к-ты}}$$



Артур Гендерсон
(1863-1935)



Карл Альберт
Гассельбах
(1874-1962)

2. Основная буферная система

$$pOH = pK_{осн} + \lg \frac{C_{соли}}{C_{осн.}}; \quad pH = 14 - pOH$$

рН буферной системы

зависит:

- от величины рК (т.е. от K_d), а следовательно и от T , т.к. $K_d = f(T)$
- от соотношения концентраций компонентов

рН буферной системы не зависит от разбавления!

Буферная емкость

Буферная емкость – это количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо прибавить к 1 л буферного раствора чтобы изменить его рН на единицу.

$$BE_{\text{по кислоте}} = \frac{n_{\text{э}}(H^+)}{V_{\text{буф. р-ра}}(\text{л}) \cdot \Delta pH};$$

$$n_{\text{э}}(H^+) = C_n(\text{к-ты}) \cdot V(\text{к-ты})(\text{л})$$

$$BE_{\text{по щелочи}} = \frac{n_{\text{э}}(OH^-)}{V_{\text{буф. р-ра}}(\text{л}) \cdot \Delta pH};$$

$$n_{\text{э}}(OH^-) = C_n(\text{осн.}) \cdot V(\text{осн.})(\text{л})$$

Буферная емкость зависит

- **от абсолютных значений концентрации компонентов (влияет разбавление).**

При разбавлении раствора буферная емкость уменьшается!

- **от соотношения концентраций компонентов**

Максимальная устойчивость рН для тех буферов, у которых концентрации компонентов равны.

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 $\approx 30 \text{ л } 1 \text{ н}$ **НСІ !!!!**

Защитные функции по поддержанию постоянства рН выполняют 4 буферные системы:

- ✓ Бикарбонатная
- ✓ Фосфатная
- ✓ Белковая
- ✓ Гемоглобиновая

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:



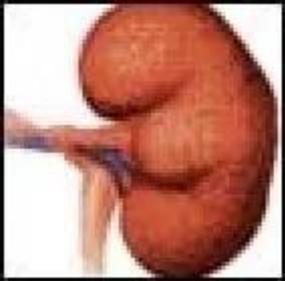
При поступлении в кровь оснований, они связываются угольной кислотой, и равновесие смещается в сторону образования HCO_3^- :



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

Соотношение $[HCO_3^-]/[H_2CO_3]$ 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



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

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



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. Гемоглибиновая буферная система:

Гемоглибиновая

H-Hb

K-Hb

венозная кровь

pH = 7.32 – 7.36

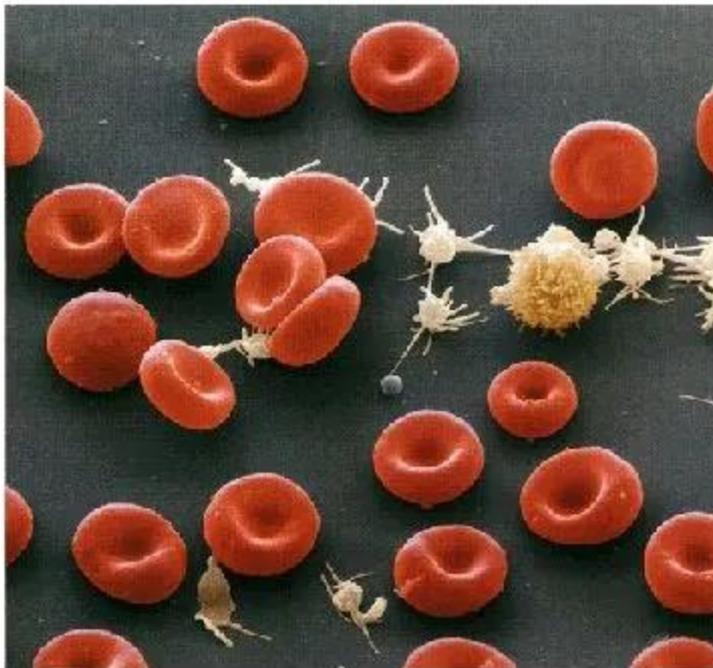
Оксигемоглибиновая

HbO₂

K-HbO₂

артериальная кровь

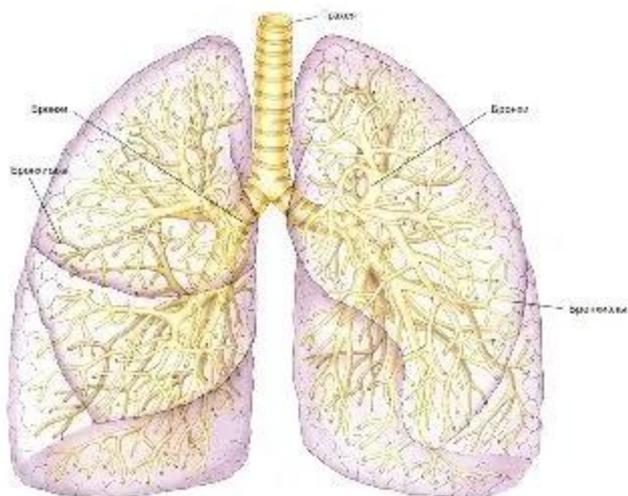
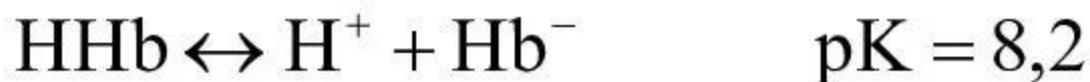
pH = 7.42 – 7.46



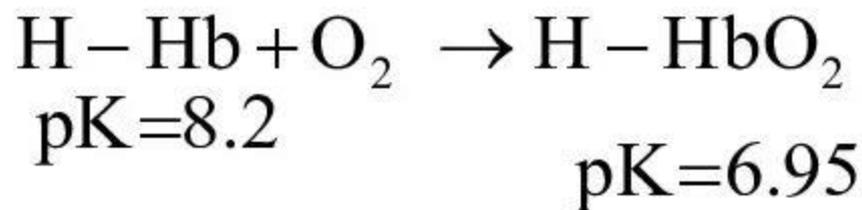
~ 35 % общего буферного действия крови

~ 63-75 % общего буферного действия в эритроцитах

Оксигемоглобин более сильная кислота, чем гемоглобин!



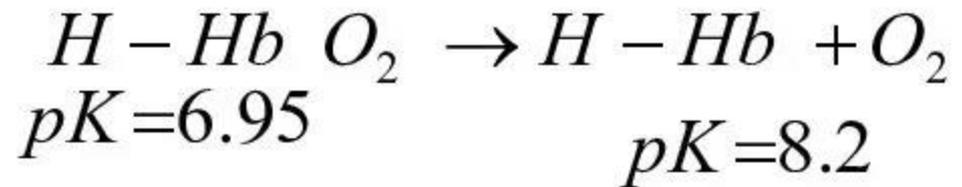
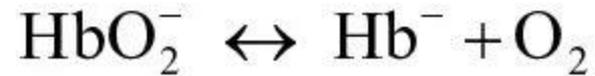
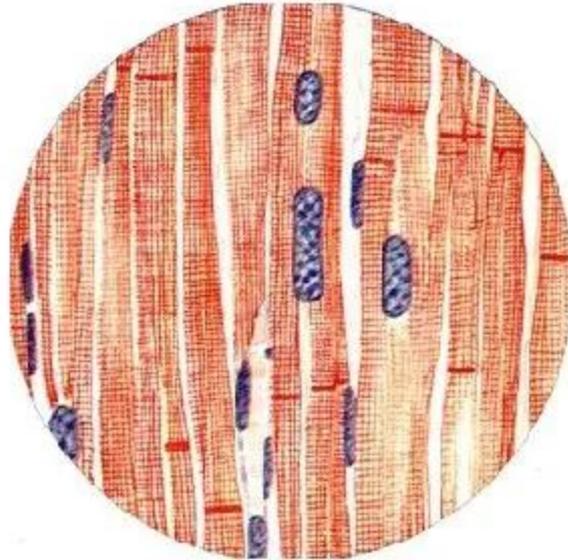
В легких идет процесс оксигенации:



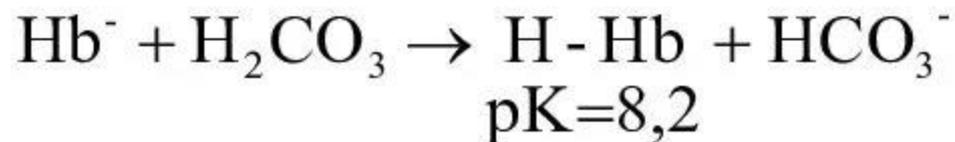
среда должна стать более кислой, но бикарбонат-ион взаимодействует с оксигемоглобином и кислотность среды восстанавливается:



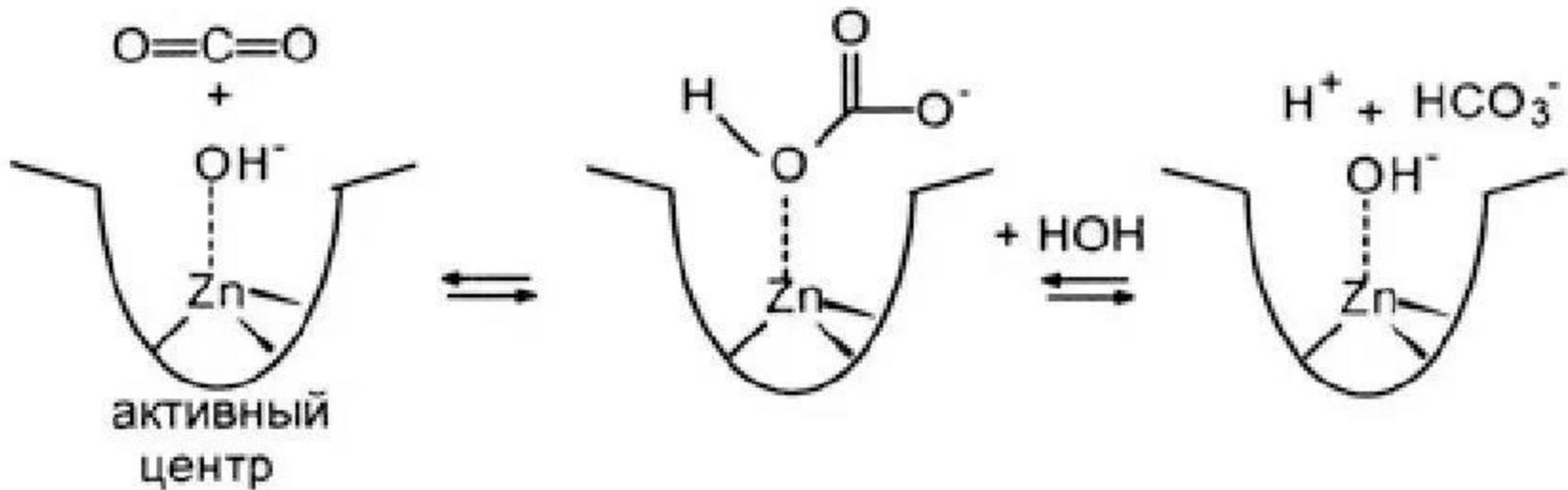
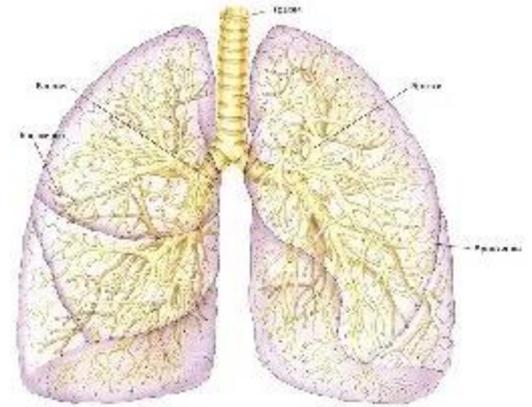
В тканях отдаётся кислород и поглощается CO_2



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.



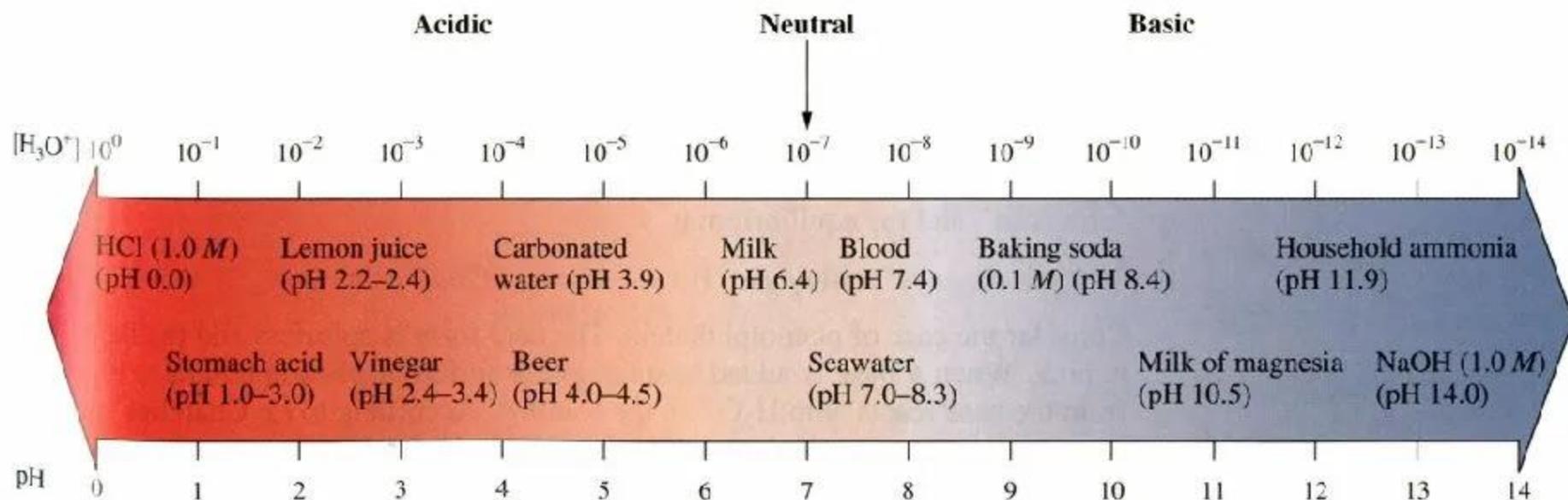
Иными словами, карбоангидраза способствует выделению CO_2 через легкие!!!

**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 |

Ацидоз

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



Алкалоз

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

Компенсированный и некомпенсированный ацидоз и алкалоз

Лечение

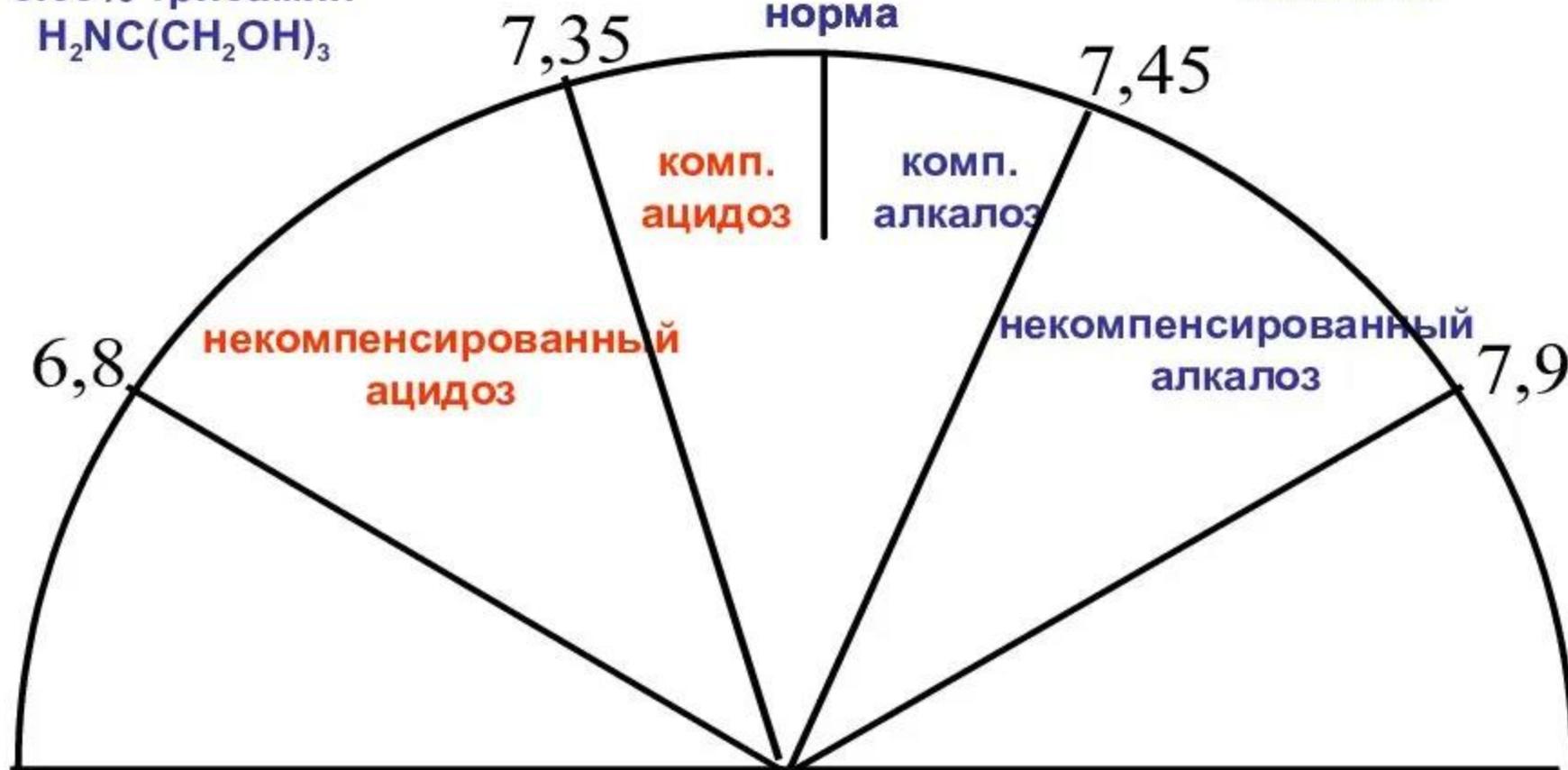
4% NaHCO_3 или
11% лактат натрия
3.66% трисамин
 $\text{H}_2\text{NC}(\text{CH}_2\text{OH})_3$

Лечение

5% раствор
аскорбиновой
кислоты.

$\text{pH} \approx 7.40$

норма



Буферные растворы широко применяются в качественном и количественном анализе для создания и поддержания определенного значения рН среды при проведении реакций.

Например:

Ацетатный буфер используют при отделении ионов Ba^{2+} от ионов кальция и стронция при осаждении с помощью дихромат – ионов.

В комплексонометрическом определении катионов магния, кальция, свинца с помощью Трилона Б применяют аммиачную буферную систему.

В формиатном буфере осаждают катионы цинка сероводородом.