

**ТЕМА:** КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ.  
БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ КРОВИ

**ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

**П Л А Н:**

1. Определение кислот Бренстеду-Лоури.
2. Ионное произведение воды
3. Водородный показатель.
4. Буферные системы
5. Буферная емкость.
6. Значение кислотно-основного равновесия и буферной системы в медицине.

## КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ КРОВИ.

Согласно электролитической диссоциации кислотами называют соединения при электролитической диссоциации в водном растворе образуют ионы водорода или гидроксония.

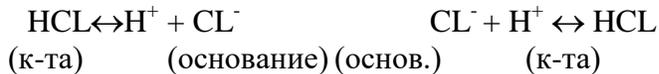


Основание - электролит при электролитической диссоциации образуют отрицательно заряженные ионы гидроксила.



### ОПРЕДЕЛЕНИЕ КИСЛОТ БРЕНСТЕДУ-ЛОУРИ

Кислоты вещества высвобождают протоны, а основание вещества способные соединятся с протонами.



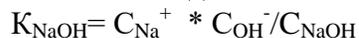
Вода является амфолитом который проявляет в роли донора протона и акцептора протона.



Для HCL константы диссоциации имеют вид



Аналогично и для NaOH



### ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ:

В биологических процессах исключительно важную роль играет вода и являющийся составной частью всех клеток и тканей человека.

Вода – это среда в которой протекает самые разнообразные биохимические процессы. Вода является слабым электролитом и диссоциирует на ионы водорода и гидроксила очень незначительно:



Константа электролитической диссоциации воды при 25<sup>0</sup>C составляет

$$K_{\text{в}} = \frac{C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{H}_2\text{O}}} = 1,821 \cdot 10^{-16}$$

Так как степень электролитической диссоциации воды чрезвычайно мала, можно считать ее концентрации постоянной и равной массе 1 л при 25<sup>0</sup>C (997,07г.) разделенной на молярную массу

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 997,07 / 18,0153 = 55,35 \text{ моль/л}$$

Объединяя две постоянные величины в одну имеем выражение  $K_{\text{в}} = C_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = \text{const} = 55,35 \cdot 1,821 \cdot 10^{-16} = 1,00 \cdot 10^{-14}$

Величину  $K_{\text{в}}$  называют ионным произведением воды. Если к чистой воде добавлена сильная кислота 0,01н концентрацией, то ионы гидроксила не исчезают из полученного раствора, соответствие их концентрации снижается с  $10^{-7}$  до

$$C_{\text{OH}^-} = K_{\text{в}} / C_{\text{H}^+} = 10^{-14} / 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

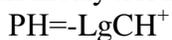
Для чистой воды характерно равенство концентрации ионов водорода и гидроксила, которое при 25<sup>0</sup>C будет иметь значение  $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7}$  моль/л.

Если водный раствор имеет нейтральную реакцию то означает концентрации  $C_{\text{H}^+}$  и  $C_{\text{OH}^-}$  равны  $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-}$ . Если концентрации ионов водорода больше, чем концентрация иона гидроксила  $C_{\text{H}^+} > C_{\text{OH}^-}$  раствор имеет кислую реакцию. В противном  $C_{\text{H}^+} < C_{\text{OH}^-}$  OH имеет щелочную реакцию. С ростом температуры степень диссоциации и концентрации ионов водорода и ионов гидроксила, а так же значение ионного произведения воды  $K_{\text{в}}$  увеличиваются.

### ВОДОРОДНЫЙ И ГИДРОКСИЛЬНЫЙ ПОКАЗАТЕЛИ

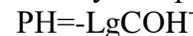
Количественно реакцию среды выражают через активность водородных ионов.

Водородным показателем называют величину численно равную отрицательному десятичному логарифму активности водородных ионов, выраженной в грамм-ионов на литр.

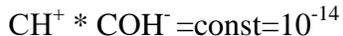


Иногда для промежуточных расчетов используют гидроксильный показатель рОН.

Гидроксильным показателем называют величину численно равную отрицательному десятичному логарифму активности гидроксильных ионов, выраженной в грамм-ионах на литр.



В любом водном растворе концентрации ионов водорода и гидроксила строго взаимосвязаны .



Логарифмируя выражение  $\lg CH^+ + \lg COH^- = 14$  водородные и гидроксильные показатели которая при 25<sup>0</sup>С должна равняться  $pH + pOH = 14$  в нейтральном растворе концентрация ионов водорода равна концентрации ионов гидроксила  $pH = pOH = 7$ . В кислом растворе концентрация ионов водорода меньше  $10^{-7}$ , а концентрация ионов гидроксила больше  $10^{-7}$  моль/л  $pH < 7$  а  $pOH > 7$ .

В щелочном растворе наоборот,  $pH > 7$  а  $pOH < 7$ . Причем во всех случаях  $pH + pOH = 14$ .

Водородный показатель рН широко используют при биохимических исследованиях, а так же в клинической и фармакологической практике для характеристики кислотно-щелочных свойств различных биологических сред и лечебных препаратов.

Наиболее высшая концентрация водородных ионов характерна для желудочного сока  $pH = 1,65 - 2,0$ .

Наиболее высшая концентрация гидроксильных ионов характерна для панкреатического сока  $pOH = 8,6 - 9,0$ .

Плазма крови при нормальном значении  $pH = 7,36$ .

### БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

Одним из характерных свойств внутренней среды организмов является постоянство концентрации водородных ионов. Сохранение этого показателя обеспечивается совместным действием ряда физико-химических и физиологических механизмов из которых очень важную роль принадлежит буферным системам.

Буферным называют растворы рН которые практически не изменяется от добавления к ним небольших количеств кислоты или щелочи, а так же при разведении.

Буферные растворы по составу бывают двух основных типов:

1. Из слабой кислоты и ее соли, образованной сильным основанием.
2. Из слабого основания и его соли, образованной сильной кислотой.

На практике часто применяют следующие буферные смеси:

$CH_3COOH + CH_3COONa$  – ацетатный буфер

$H_2CO_3 + NaHCO_3$  – бикарбонатный буфер.

$NH_4OH + NH_4Cl$  – аммиачный буфер

$NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$  – фосфатный буфер.

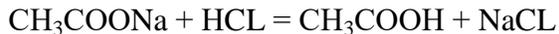
Протеиновые (белковый) буферные системы	белок <sup>-</sup> /белок – H <sup>+</sup>
Гемоглобин оксигемоглобиновая	КНВ <sup>-</sup> /ННВ
буферная система	КНВО <sub>2</sub> <sup>-</sup> /ННВО <sub>2</sub>

Простейший буферный раствор это смесь слабой кислоты и соли имеющий с этой кислотой общий анион  $CH_3COOH$  и  $CH_3COONa$

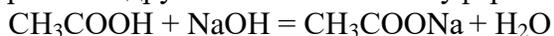
Рассмотрим на чем основано буферное действие таких систем, т.е. способность стабилизировать на определенном уровне концентрации ионов и рН раствора.



При добавлении соляной кислоты к ацетатному буферу происходит взаимодействие с одним из компонентов смеси.

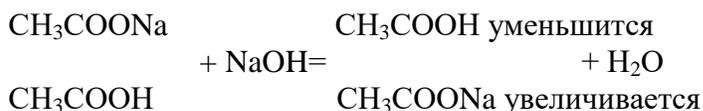
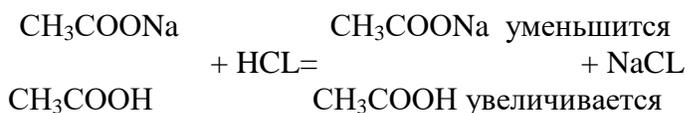


Как видно из уравнения сильная кислота заменяется эквивалентным количеством слабой кислоты. Повышение  $\text{CH}_3\text{COOH}$  понижает степень ее диссоциации, в результате концентрация ионов  $\text{H}^+$  в буфере увеличивается незначительно. При добавлении к буферному раствору щелочи концентрация водородных ионов и pH изменяется так же незначительно. Щелочь при этом будет реагировать с другим компонентом буфера по реакции нейтрализации.



В результате щелочь эквивалентном количестве заменяется слабоосновной соли.

При добавлении кислот или щелочей к буферным растворам в первом случае увеличивается количество кислоты, уменьшается количество соли, во втором увеличивается количество соли и уменьшается количество кислоты.



Если разбавить буферный раствор водой, то в равной пропорции изменится как концентрация слабой кислоты и слабого основания, так и концентрация соли, соотношение останется практически прежним.

Концентрация ионов водорода в растворе изменится незначительно. При разбавлении буферного раствора 0,1N  $\text{CH}_3\text{COOH}$  – 0,1N  $\text{CH}_3\text{COONa}$  в 100 раз его pH повышается только с 4,76 до 4,80

Буферными системами называют растворы, обладающие свойством достаточно стойко сохранять постоянство концентрации водородных ионов как при добавлении кислот или щелочей, так и при разведении.

За единицу буферной емкости обычно принимают емкость такого буферного раствора, для изменения pH которого на единицу требуется введение сильной кислоты или щелочи в количестве 1 моль эквивалента на 1 л раствора. Расчет производят по формуле:

$$V = c / (pH_2 - pH_1);$$

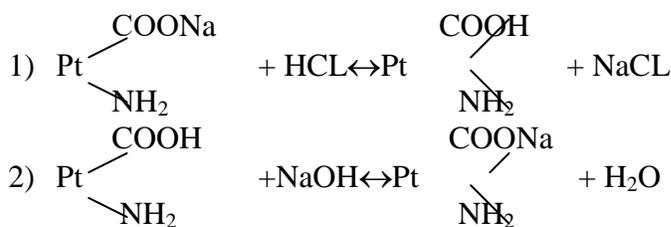
Общая буферная емкость артериальной крови достигает 25,3 ммоль/л. у венозной крови несколько ниже 24,3 ммоль/л.

Наибольшей буферной емкостью обладают концентрированные растворы. Из буферных растворов с равной концентрацией наибольшей емкостью будут обладать те, которые составлены из равного количества компонентов.

Значение концентрации компонентов для величины буферной емкости объясняется тем, что соотношение [кислота] : [соль], от которого зависит pH буферной смеси, будет изменяться тем меньше при добавлении кислот и щелочей, тем выше его значение.

В организме человека в спокойном состоянии ежедневно образуется 20-30 л. одномолярной концентрации эквивалента сильной кислоты. Сохранение постоянства среды организмов обеспечивается прежде всего наличием в них мощных буферных систем. В организме особенно большую роль играет белковый, бикарбонатный, фосфатный, гемоглобин-оксигемоглобиновый буфера. Белковый буфер представляет систему из протеина (Pt) и его соли, образованной сильным основанием.

При увеличении концентрации ионов водорода и гидроксила протекает следующая реакция.



Таким образом, белковый буфер действует аналогично буферным смесям, рассмотренным ранее.

Белки обладают амфотерными свойствами, поэтому отдельная белковая молекула может проявлять буферное действие.

Бикарбонатный буфер находится в плазме крови. Фосфатный буфер имеет наибольшее значение в моче и соли пищеварительных желез.

Гемоглобиновый и оксигемоглобиновый буфер составляет 75% всей буферной емкости крови.

Гемоглобиновый буфер по свойствам близок к белковому буферу. Он поддерживает pH крови.

Кислотно-щелочное равновесие играет большую роль в течении всех биохимических процессов. В клинике при анализе крови значительный интерес представляет определение резервной щелочности крови. Щелочность равна 50-65%  $\text{CO}_2$ . При ацидозе наблюдается понижение щелочных резервов.

### ЗНАЧЕНИЕ КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНОГО РАВНОВЕСИЯ И БУФЕРНОЙ СИСТЕМЫ В МЕДИЦИНЕ

Организм человека располагает тонкими механизмами координации происходящих в нем физиологических и биохимических процессов. Для поддержания внутренней среды – оптимальное значение pH, температуры, кровяного давления, буферной емкости и т.д. эта координация названа по предложению В. Кеннона гомеостазисом. Она осуществляется путем гуморальной регуляции, т.е. через кровь, тканевую жидкость, лимфу. С помощью биологических активных веществ – ферментов, гормонов при участии нервной регуляции. Гуморальные и нервные компоненты образуют нейрогуморальную регуляцию.

Сохранение постоянства кислотности жидких сред имеет ряд жизнедеятельности человеческого организма первостепенное значение:

1. ионы  $\text{H}^+$  оказывают каталитическое действие на многие биохимические превращения.
2. Ферменты и гормоны проявляют биологическую активность в строго определенном интервале значения pH.
3. Наиболее изменения концентрации ионов водорода в крови и межклеточных жидкостях ощутимо влияет на величину осмотического давления в этих жидкостях.

Отклонение pH крови от нормального 7,36 на 0,3 единицы в ту или в другую сторону может наступить тяжелое коматозное состояние. А отклонение порядка на 0,4 единицы к смерти, смещение кислотно-щелочного равновесия крови в сторону повышения концентрации ионов водорода называется ацидозом, а увеличение резервной щелочности – алкалозом.

Ацидоз или алкалоз могут возникать в результате поступления в организм пищи или органы дыхания избыточных вредных веществ.

Например: поступление а организм с повышенной кислотностью или щелочностью пищи, питье, медикаменты, загрязнение воздуха. Либо патологических состояниях организма за счет нарушения метаболизма или функции дыхания и кровообращения.

Пепсин желудочного сока активен при  $\text{pH}=1,5-2,0$ ; каталаза крови – при 7,0

Респираторный или дыхательный ацидоз в организме является опасным нарушением кислотно-основного равновесия. Следствием этого является нарушение дыхательного объема в

ряд заболеваний – бронхит, астмоидный бронхит, эмфизема легких, механическая асфиксия, нарушение кровообращения.

Снижение рН крови увеличивает в плазме крови дегидрофосфат иона, иона  $K^+$ , увеличивает содержание адреналина и норадреналина сердечно-сосудистой системы.

Существует нереспираторный или метаболический ацидоз за счет нарушения обмена веществ. В крови и тканях увеличивается содержание органических кислот. Метаболическом ацидозе межклеточной жидкости уменьшается содержание основной природы.

Увеличение органических кислот наблюдается в следующих случаях:

1. Органические кислоты в большом количестве образуются – при гипоксии, сахарном диабете, нахождение долгое время голодным.
2. Не полное нейтрализации органических кислот или снижение вывода из организма органических кислот. Данный случай наблюдается при нарушении функции почки и кишечной системы (диария, нефрит).

Для устранения метаболического ацидоза парентерально вводят  $NaHCO_3$  или трисамин.

Респираторный или дыхательный алкалоз возникает за счет гипервентиляции легких с увеличением выделения  $CO_2$  в большом количестве из организма. Дыхательный ацидоз возникает при инфекционных болезнях, остром и хроническом гепатите, печеночным коме, введением в кровь основных веществ.

Нереспираторный или метаболический алкалоз образуется в результате выделения из организма большого количества кислоты. В межклеточной жидкости увеличиваются вещества основной природы. В результате в моче щелочность повышается.

Следствием метаболического алкалоза является:

гипокалиемия, использование для лечения в большом количестве кортикостероидных гормонов, диуретиков, снижение кислотности желудочного сока. Вышеназванные состояния ацидоза и алкалоза приводит изменению рН мочи от физиологического предела.

Значение кислотно-основного равновесия крови определяется следующими методами:

1. Определение рН крови – потенциометрическим, титриметрическим, колориметрическим методами.
2. Определение общего содержания  $CO_2$  монометрическим, микрогазометрическим, колориметрическими методами.
3. Определение щелочности плазмы крови, производят микрометодом Аструпа.