

Карагандинский государственный  
медицинский университет  
Кафедра фармацевтических наук и  
ХИМИИ

СРС

По теме: Теории кислот и оснований.  
Буферные системы крови.

Выполнила: Студентка 130 группы ОМФ

Полатова Д. Р.

Проверила: Сочентко Р. К.

# Содержание:

- Введение
- Кислотно-основное равновесие
- Теории кислот оснований
- Ионное произведение воды
- рН и рОН
- Определение буферных систем
- Классификация буферных систем
- Буферные системы - основа гомеостаза кислотности каждой жидкости организма.
- Механизм действия буферных систем организма в процессах жизнедеятельности.
- Литература

# Введение

Буферные системы широко используются в аналитической практике и в химическом производстве, так как многие химические реакции идут в нужном направлении и с достаточной скоростью лишь в узких пределах рОН. Буферные системы имеют важнейшее значение для жизнедеятельности организмов; они определяют постоянство кислотности различных биологических жидкостей (крови, лимфы, межклеточных жидкостей). Основные Б. с. организма животных и человека: бикарбонатная (угольная кислота и её соли), фосфатная (фосфорная кислота и её соли), белки (их буферные свойства определяются наличием основных и кислотных групп). Белки крови (прежде всего гемоглобин, обуславливающий около 75% буферной способности крови) обеспечивают относительную устойчивость рН крови. У человека рН крови равен 7,35—7,47 и сохраняется в этих пределах даже при значительных изменениях питания и др. условий. Чтобы сдвинуть рН крови в щелочную сторону, необходимо добавить к ней в 40—70 раз больше щёлочи, чем к равному объёму чистой воды. Естественные Б. с. в почве играют большую роль в сохранении плодородия полей.

# Кислотно-основное равновесие

- Одним из характерных свойств внутренней среды организма является гомеостаз - сохранение ряда биохимических и физиологических параметров на строго определенном уровне. Можно считать, что в состоянии гомеостаза организм находится в равновесии, т.е. биохимические и физиологические процессы являются равновесными. Одним из важнейших биохимических показателей равновесия процессов в организме является изогидрия - постоянство концентрации ионов водорода в разных отделах организма, следовательно, кислотно-основного равновесия, поддержание которого обеспечивается совместным действием ряда биохимических и физиологических механизмов.

# Теории кислот и оснований

В химии растворов применяют две основные теории кислот и оснований.

Теория электролитической диссоциации С.Аренниуса:

Кислоты - электролиты, образующие при диссоциации катионы водорода ( $\text{H}^+$ );

Основания - электролиты, образующие при диссоциации анионы гидроксила ( $\text{OH}^-$ ).

Протеолитическая (протонная) теория Бренстеда - Лоури:

Кислоты - доноры протонов ( $\text{H}^+$ );

Основания - акцепторы протонов ( $\text{H}^+$ ).

Вода является слабым электролитом, а значит плохо диссоциирует на ионы:



При  $25^\circ\text{C}$ :

$$K_{(\text{H}_2\text{O})} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

# ионное произведение воды.

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

$[H^+] > [OH^-]$ , то  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л - кислая среда

$[H^+] < [OH^-]$ , то  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л - щелочная среда.

# pH и pOH

Соренсен (1909г.) ввел понятие **водородного показателя** - отрицательного десятичного логарифма концентрации ионов водорода:

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

Используют также **гидроксильный показатель** - отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксильных групп:

$$pOH = - \lg [OH^-].$$

При  $pH = 7$   $pOH = 7$  - нейтральная среда

$pH > 7$   $pOH < 7$  - щелочная среда

$pH < 7$   $pOH > 7$  - кислая среда

(0-3 - сильнокислая, 4-7 - слабокислая, 7-10 - слабощелочная, 10-14 - сильнощелочная)

- ◎ БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ -растворы , поддерживающие постоянный водородный показатель (рН) среды при разбавлении, концентрировании или добавлении к т или щелочей (не превышая некоторого предела).

# Классификация буферных систем

- Буферные системы
  - Кислотные
  - Амфотерные
  - Основные

# Кислотные буферные системы

бикарбонатные



ацетатные



фосфатные



оксигемоглобиновые



Формула расчета

$$[\text{H}^+] = K_k \frac{C_k}{C_c}$$

Cc

# Основная буферная система

Хлоридноаммиачная (аммиачный)



Формула расчета

$$[\text{OH}^-] = K_o \frac{C_o}{C_c}$$

# амфотерная буферная система

Амфотерная (амфолитная):

белковая  
COO<sup>-</sup>

NH<sub>3</sub><sup>+</sup> - R -

## Буферные системы - основа гомеостаза кислотности каждой жидкости организма.

- В поддержании постоянства активной реакции среды организма (изогидрии) важную роль играют буферные системы. Буферными называются системы или растворы, обладающие свойством сохранять рН на постоянном уровне при добавлении небольших количеств кислот или щелочей, так при разведении. По составу различают следующие типы буферных систем.

# Механизм действия буферных систем организма в процессах жизнедеятельности.

Механизм буферного действия можно объяснить, исходя из теории электрической диссоциации. Любая буферная система состоит из слабого электролита ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) и сильного электролита - его соли ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ). При добавлении сильных кислот происходит взаимодействие солевой части буфера:



Происходит замещение сильной кислоты на слабую. При добавлении щелочи реагирует второй компонент буфера:



Происходит связывание щелочи в слабый электролит - воду.

Способность буферных систем удерживать pH на определенном уровне является ограниченной. Смещение pH буферного раствора зависит от количества добавляемых сильных кислот и щелочей и изменение вследствие этого концентраций компонентов. Способность буферной системы противодействовать изменению pH определяется **буферной емкостью**. Буферная емкость равна количеству сильной кислоты или щелочи, при добавлении которых к 1 литру буферного раствора его pH изменится на единицу. Буферная емкость вычисляется по формуле:

$$C \cdot V$$

$$B = \frac{C \cdot V}{\Delta \text{pH}}$$

$$\Delta \text{pH}$$

# Литература:

- **Большая советская энциклопедия. — М.: Советская энциклопедия. 1969—1978.**
- Тюкавкина Н.А. «Органическая химия». Дрофа. Москва, 2002
- Глинка Н.Г. Общая химия.- Москва: Химия, 2003.
- Равич- Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия.- Москва: Высшая школа, 2001.
- [www.wikipedia.ru](http://www.wikipedia.ru)