

# Учение о растворах. Буферные растворы



Целью первой лекции является решение вопроса о постоянстве среды в организме, какие факторы влияют на кислотно-основное равновесие и гомеостаз.

## Задачи:

1. Разобрать определение и классификацию растворов.
2. Уметь различать кислоты и основания.
3. Научиться определять реакцию среды и pH.
4. Изучить буферные системы, как фактор поддержания постоянства среды в организме.

# Определение и классификация растворов

С растворами непосредственно связаны процессы усвоения пищи и выделения из организма продуктов жизнедеятельности живого организма. Процессы пищеварения и усвоения пищи начинаются с перевода питательных веществ в раствор. Растворами являются плазма крови, лимфа, слюна, моча, внутриклеточная жидкость, желудочный сок и другие жидкости организма. В виде растворов в организм вводится большинство лекарственных препаратов.

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из растворенных веществ, растворителя и продуктов их взаимодействия.

По агрегатному состоянию растворы делят на 3 группы:

- 1)газовые растворы (воздух)
- 2)твердые растворы (сплавы, стекло)
- 3)жидкие растворы (растворы кислот, щелочей, сахара и т.д.)

В растворах растворенные вещества могут находиться в различных степенях дисперсности (раздробленности).

**По дисперсности растворы делятся на 3 класса:**

1. Грубо-дисперсные с размером частиц более  $10^{-7}$  м (суспензии, эмульсии);
2. Коллоидно-дисперсные с размером частиц от  $10^{-7}$  до  $10^{-9}$  м;
3. Молекулярно-дисперсные (истинные) с размером частиц меньше  $10^{-9}$  м.

## Растворы классифицируют на растворы:

- неэлектролитов,
- электролитов
- полиэлектролитов.

Полиэлектролитами называются ВМС, содержащие ионогенные группы. В водных растворах они обладают свойствами электролитов. Важнейшими природными представителями этой группы веществ являются белки.

# Понятие кислот и оснований.

Чтобы понять механизм кислотно-основного взаимодействия в организме, мы должны усвоить, что такое кислоты и основания. Для этого применяют две основные теории кислот и оснований.

## Теория электролитической диссоциации С. Арениуса:

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

Основания- электролиты, образующие при диссоциации анионы гидроксила ( $OH^-$ ).

# Протолитическая (протонная) теория Бренстеда - Лоури:

Кислоты - доноры протонов ( $H^+$ );  
Основания - акцепторы протонов  
( $H^+$ ).

## Понятие реакции среды, рН.

Мерой кислотности и основности среды является реакция среды и рН.

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



При 25<sup>0</sup>С:  $K_{(\text{H}_2\text{O})} = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$K_{(\text{H}_2\text{O})}$  – константа, которая называется ***ионным произведением воды.***

В чистой воде:

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

Если

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

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

Для удобства оценки кислотности и основности вводится водородный показатель – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

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

Используется также гидроксильный показатель – отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксильных групп:

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

Ионное произведение воды часто выражают в логарифмической форме:

$$pH + pOH = 14$$

Если  $pH = 7$ ,  $pOH = 7$  –  
среда нейтральная

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

$pH < 7$   $pOH > 7$  –  
кислая среда

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

По своей силе кислоты и основания бывают сильные и слабые.

Для слабых кислот рН находится по формуле:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{к}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{к}},$$

где  $\text{pK} = -\lg K$  называется показателем константы диссоциации слабой кислоты или основания,  $C$  - концентрация раствора.

Для слабых оснований рН находится по формуле:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{о}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{о}}$$

Для сильных кислот рН находится по формуле:

$$\text{pH} = - \lg (zC_{\text{к}}),$$

где  $z$  – число ионов водорода

Для сильных оснований рН находится по формуле:

$$\text{pH} = 14 + \lg (zC_{\text{о}}).$$

где  $z$  – число ионов гидроксила

## Буферные системы организма и их классификация.

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:

**Кислотные:** бикарбонатный



ацетатный



фосфатный



оксигемоглобиновый



**Основные:** хлоридноаммиачный (аммиачный)



**Амфотерные (амфолитные):**

белковый



# Расчет pH для буферных систем

Каждая из буферных систем характеризуется определенной активной реакцией среды, определяемой основным уравнением буферных систем.

Расчет кислотности среды для **кислотных буферных систем**:

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

Расчет основности среды для **основных буферных систем**:

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

где:  $K_k$  и  $K_o$  - константы диссоциации слабой кислоты и основания,  
 $C_k$ ,  $C_o$ ,  $C_c$  - концентрации кислоты, основания и соли.

Расчет pH буферных систем осуществляется по уравнениям Гендерсона – Гассельбаха для кислотных буферных систем:

$$\text{pH} = \text{pK}_k - \lg \frac{C_k}{C_c}$$

Для основных буферных систем:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_o + \lg \frac{C_o}{C_c}$$

Из уравнений видно, что кислотность буферных систем зависит:

1. от природы слабого электролита, т.е. его константы диссоциации.
2. от соотношения компонентов буферной системы

# Буферная ёмкость.

Способность буферных систем удерживать рН на определенном уровне является ограниченной. Способность буферной системы противодействовать изменению рН определяется **буферной емкостью**. Буферная емкость равна количеству сильной кислоты или щелочи, при добавлении которых к 1 литру буферного раствора его рН изменится на единицу.

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

где:  $C$  и  $V$  - концентрация и объем сильной кислоты или щелочи,  $\Delta pH$  - изменение рН,  $W$  - объем буферного раствора

## Буферные системы организма

Из буферных систем организма наибольший интерес представляют следующие:

- гемоглобин-оксигемоглобин ( $\text{Hb}/\text{HbO}_2$ ),
- бикарбонатная ( $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ ),
- фосфатная ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4/\text{Na}_2\text{HPO}_4$ )
- белковая ( $\text{NH}_3^+ - \text{R} - \text{COO}^-$ ).

Каждая из них играет определенную роль в регуляции кислотно-основного равновесия, при этом буферные системы срабатывают мгновенно.

pH крови составляет 7,4.

Сдвиг pH крови в кислую область (ацидоз) или щелочную (алкалоз) регулируется при участии бикарбонатного буфера органами дыхания за счет регуляции концентрации  $\text{CO}_2$  в крови.

Изменение концентраций компонентов буферных систем организма регулируется органами выделения (почками, потовыми и слюнными железами, кишечником и т.д.).