## Лекция Буферные растворы

### Определение буферных систем и их классификация

Многие реакции в растворе протекают в нужном направлении только при определенной концентрации ионов Н+. Изменение её в ту или иную сторону от соответствующего оптимального значения приводит к появлению новых, часто нежелательных продуктов. В связи с этим, поддержание постоянного значения рН на протяжении всего времени осуществления реакции часто является важным условием ее успешного завершения.

Особенно актуально это для биохимических процессов, протекающих в живых организмах. Большинство из них катализируется различными ферментами или гормонами, проявляющими свою биологическую активность только в строго определенном и достаточно узком интервале значений рН.

***Растворы, способные сохранять постоянной концентрацию ионов Н+ при добавлении к ним небольших количеств сильной кислоты или щелочи, а также при разбавлении, называются* буферными растворами или буферными системами.**

Свойство данных растворов сохранять неизменным присущее им значение рН при вышеперечисленных обстоятельствах называется иначе **буферным действием**.

Буферные растворы в зависимости от своего состава делятся на 2 основных типа: **кислотные и основные**.

***Кислотные буферные системы обычно образованы слабой неорганической или органической кислотой и солью этой же кислоты с сильным основанием. Например:***

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1) | СН3СООН | + | СН3СООNa | – | ацетатный буфер |
|  | слабая кислота  |  | соль кислоты |  |  |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 2) | Н2СО3(Н2О + СО2) | + | NaНСО3 | – | гидрокарбонатный или бикарбонатный буфер |
|  | слабая кислота |  | соль кислоты |  |

*С точки зрения теории Бренстеда-Лоури, кислотной буферной системой является равновесная смесь слабой кислоты и сопряженного ей основания. Причем роль сопряженного основания играют образующиеся при диссоциации солей анионы слабых кислот. В связи с этим состав буферных растворов можно записать иначе:*

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1) | СН3СООН | / | СН3СОО– | – | ацетатный буфер |
|  | слабая кислота  |  | сопряженное основание |  |  |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 2) | Н2СО3(Н2О + СО2) | / | НСО3– | – | гидрокарбонатный буфер |
|  | слабая кислота | сопряженное основание |  |

*Кислотная буферная система может быть образована и смесью двух солей многоосновной кислоты, соответствующих различным стадиям нейтрализации этой кислоты. В таком случае кислотный остаток одной из солей (менее замещенный) играет роль слабой кислоты, а кислотный остаток второй соли (более замещенный) – сопряженного ей основания.*

Примером таких систем могут служить:

1) карбонатная буферная система, представляющая собой смесь кислой (NaHCO3) и средней (Na2CO3) солей угольной кислоты

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| HCO3– | / | СО32– |
| слабая кислота |  | сопряженное основание |

2) фосфатные буферные растворы

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| NaH2PO4 + Na2HPO4 | (H2PO4– | / | HPO42– |
|  | слабая кислота |  | сопряженное основание |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Na2HPO4 + Na3PO4 | (HPO42– | / | PO43– |
|  | слабая кислота |  | сопряженное основание |

***Следует отметить, что не только смеси, но и растворы некоторых индивидуальных солей (например: тетрабората натрия (Na2B4O7), карбоната аммония ((NH4)2CO3) и др.) тоже обладают буферными свойствами, которые объясняются сильным гидролизом этих солей и образованием вследствие этого компонентов, необходимых для буферного действия:***

(NH4)2CO3 + HOH ↔ NH4HCO3 + NH4OH

***Оснóвные буферные системы образованы слабым неорганическим или органическим основанием и солью этого основания с сильной кислотой.*** Например:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 1) | NH3 · H2O(NH4OH) | + | NH4Cl | – аммиачный буфер |
|  | слабое основание |  | соль |  |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 2) | C2H5–NH2 | + | C2H5NH3Cl | – этиламиновый буфер |
|  | слабое основание |  | соль |  |

*С точки зрения теории Бренстеда-Лоури, оснóвная буферная система также представляет собой равновесную смесь слабой кислоты и сопряженного ей основания, только роль кислоты в данном случае выполняет образующийся при диссоциации соли катион:*

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 1) | NH4+ | / | NH3 | – аммиачный буфер |
|  | слабая кислота |  | сопряженное основание |  |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 2) | C2H5–NH3+ | / | C2H5–NH2 | – этиламиновый буфер |
|  | слабая кислота |  | сопряженное основание |  |

Определенным буферным действием обладают также и растворы многих органических веществ, молекулы которых одновременно содержат в своем составе функциональные группы, проявляющие как слабые кислотные (СООН-группы), так и оснóвные (NH2-группы) свойства. По своей природе данные соединения являются амфолитами. К ним относятся аминокислоты, белки, пептиды.

***Таким образом, любая кислотно-основная буферная система является равновесной смесью, состоящей из донора и акцептора протонов.***

В такой системе, содержащей в своем составе слабую кислоту, различают **общую, активную и потенциальную кислотности**:

1) ***общая кислотность*** соответствует максимально возможной концентрации ионов Н+ в данном растворе, если теоретически предположить, что все имеющиеся в нем молекулы кислоты полностью распадутся на ионы, а гидролиз имеющейся соли можно не учитывать. Общая кислотность численно равна молярной концентрации химического эквивалента кислоты в растворе и определяется опытным путем (например, с помощью титриметрического метода анализа);

2) ***активная кислотность*** равна концентрации (или активности) содержащихся «свободных» ионов Н+ (Н3О+), образовавшихся в результате диссоциации некоторого количества молекул кислоты;

3) ***потенциальная кислотность*** определяется совокупностью присутствующих в системе недиссоциированных молекул кислоты.

Потенциальная кислотность может быть вычислена вычитанием из общей кислотности активной.

Например, для ацетатного буфера все эти виды кислотности можно условно представить следующим образом:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| СН3СООН | ⮀ | Н+ | + | СН3СОО– |
|  |  |  |  |  |
| потенциальная кислотность |  | активная кислотность |  |  |
|  |  |  |  |  |
| общая кислотность |  |

По аналогии с растворами слабых кислот в растворах слабых оснований (оснóвные буферные системы) можно также различать **общую, активную и потенциальную щелочность или оснóвность**.

### Механизм действия буферных систем

Сущность буферного действия смеси слабой кислоты с ее солью можно рассмотреть на примере ацетатного буферного раствора. При добавлении к нему сильной кислоты (например, HCl) происходит реакция:

|  |  |
| --- | --- |
| CH3COONa + HCl = NaCl + CH3COOH | – молекулярное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| CH3COO– + Na+ + H+ + Cl– = Na+ + Cl– + CH3COOH | – полное ионное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| H+ + CH3COO– = CH3COOH | – сокращенное ионное уравнение |

***В результате этого воздействия сильная кислота замещается на эквивалентное количество плохо диссоциированной слабой кислоты буферной системы, поэтому концентрация ионов Н+ (активная кислотность) в растворе существенно не изменяется.***

Пока солевая компонента буферной системы не расходуется в данной реакции, раствор в той или иной степени будет сохранять свое буферное действие.

При добавлении к буферной смеси сильного основания (например, NaOH) происходит реакция:

|  |  |
| --- | --- |
| CH3COOH + NaOH = CH3COONa + H2O | – молекулярное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| CH3COOH + Na+ + OH– = CH3COO– + Na+ + H2O | – полное ионное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| CH3COOН + OH– = CH3COO– + H2O | – сокращенное ионное уравнение |

***В результате сильное основание замещается на эквивалентное количество нейтральной соли буферной системы, поэтому концентрация ионов водорода в ней опять изменится незначительно.***

Буферное действие раствора при этом будет наблюдаться, пока полностью не расходуется слабая кислота.

*Если к буферному раствору попеременно добавлять в небольших количествах сильную кислоту или щелочь, то его буферное действие сможет сохраняться более длительное время, т.к. в результате протекающих реакций буферная система будет периодически восстанавливать свой первоначальный количественный и качественный состав.*

Для кислотной буферной системы, образованной двумя солями, механизм действия будет аналогичным. Рассмотрим его на примере фосфатного буфера: NaH2PO4 + Na2HPO4.

Добавленная к нему сильная кислота про взаимодействует с солевой компонентой системы и заместится на эквивалентное количество компоненты, играющей роль слабой кислоты.

|  |  |
| --- | --- |
| Na2HPO4 + HCl = NaH2PO4 + NaCl  | – молекулярное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| 2Na+ + HPO42– + H+ + Cl– = 2Na+ + H2PO4– + Cl– | – полное ионное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| HPO42– + H+ = H2PO4– | – сокращенное ионное уравнение |

Внесенная щелочь, наоборот, заместится на эквивалентное количество нейтральной солевой компоненты буфера:

|  |  |
| --- | --- |
| NaH2PO4 + NaOH = Na2HPO4 + H2O  | – молекулярное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| Na+ + H2PO4– + Na+ + OH– = 2Na+ + HPO42– + H2O | – полное ионное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| H2PO4– + OH– = HPO42– + H2O | – сокращенное ионное уравнение |

Механизм действия основных буферных систем рассмотрим на примере аммиачного буфера.

***Добавленная к нему сильная кислота про взаимодействует со слабым основанием и заместится на эквивалентное количество солевой компоненты буфера:***

|  |  |
| --- | --- |
| NH3 + HCl = NH4Cl  | – молекулярное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| NH3 + H+ + Cl– = NH4+ + Cl– | – полное ионное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| NH3 + H+ = NH4+ | – сокращенное ионное уравнение |

***Щелочь вступит в реакцию с солью буферной системы и вместо нее образуется эквивалентное количество слабого основания:***

|  |  |
| --- | --- |
| NH4Cl + NaOH = NH3 + H2O + NaCl  | – молекулярное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| NH4+ + Cl– + Na+ + OH– = NH3 + H2O + Na+ + Cl– | – полное ионное уравнение |

|  |  |
| --- | --- |
| NH4+ + OH– = NH3 + H2O | – сокращенное ионное уравнение |

***Таким образом, рассмотренные примеры показывают, что буферное действие растворов независимо от их состава обусловлено взаимодействием внесенных в них ионов Н+ или ОН– с соответствующим компонентом буфера. В результате этого происходит их связывание в растворе за счет образования слабодиссоциированного продукта реакции, т.е. (говоря другими словами) перевод в потенциальную кислотность либо основность. Вследствие этого активная кислотность (основность) самой буферной системы существенно не изменяется и остается на первоначальном уровне.***

### Вычисление рН и рОН буферных систем. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха

***Каждая из буферных систем характеризуется определенной присущей ей концентрацией ионов Н+ (активной кислотностью), которую система и стремится сохранить на неизменном уровне при добавлении к ней сильной кислоты либо щелочи.***

Установим на примере ацетатного буфера факторы, влияющие на величину активной кислотности.

В растворе данной буферной системы происходят следующие реакции электролитической диссоциации:

CH3COOH ⮀ CH3COO– + H+

CH3COONa → CH3COO– + Na+

*(Гидролиз соли, т.е. взаимодействие ацетат-ионов с Н2О*

*CH3COO– + HOH ⮀ CH3COOH + OH–*

*учитывать не будем.)*

Таким образом, ионы Н+ образуются только за счет диссоциации некоторого числа молекул уксусной кислоты. Этот процесс является обратимым и количественно характеризуется константой кислотности Kа:



*где  (или ),  и  равновесные молярные концентрации ионов Н+, СН3СОО– и непродиссоциированных молекул кислоты.*

Из данного уравнения можно выразить  (активную кислотность буферной системы):



Кроме уксусной кислоты, в растворе присутствует ее соль CH3COONa. Она является сильным электролитом и полностью распадается на ионы. В результате этого концентрация анионов СН3СОО– резко возрастает, и согласно принципу Ле-Шателье, равновесие реакции диссоциации уксусной кислоты смещается влево, т.е. в сторону образования ее молекул. Причем диссоциация уксусной кислоты в присутствии собственной соли может быть настолько подавленной, что равновесную концентрацию ее нераспавшихся молекул в растворе можно считать равной концентрации СН3СООН, а равновесную концентрацию ацетат-ионов – исходной концентрации соли. В связи с этим выражение, по которому рассчитывается концентрация ионов Н+, можно записать иначе:



*где Скислоты и Ссоли – исходные концентрации компонентов буферной системы.*

Прологорифмируем полученное уравнение (с учетом того, что логарифм произведения равен сумме логарифмов сомножителей):



и умножим обе его части на –1:



Как было показано нами ранее

, a 

В связи с этим запишем уравнение для расчета концентрации ионов Н+ в окончательном виде:



Данное выражение называется иначе **уравнением Гендерсона-Гассельбаха**. Его можно использовать для вычисления рН любой кислотной буферной системы. Например, для фосфатного буфера уравнение Гендерсона-Гассельбаха запишется следующим образом:



(в данной системе роль слабой кислоты играет анион Н2РО4–, то .

***В водных растворах рН и рОН являются сопряженными величинами. Их сумма всегда равна 14, т.е.:***

***рН + рОН = 14***

Зная концентрацию ионов Н+ или рН, можно вычислить концентрацию гидроксильных ионов или рОН.



Уравнения Гендерсона-Гассельбаха для расчета рОН и рН в оснóвных буферных системах выглядят следующим образом:





*где pKb = –lg Kb (основания), Соснования и Ссоли – исходные молярные концентрации компонентов данных буферных систем, т.е. слабого основания и его соли с сильной кислотой.*

***Из приведенных выше уравнений следует, что рН и рОН буферной системы зависит от константы кислотности или основности слабого электролита, входящего в ее состав, и от соотношения концентраций компонентов буфера.***

*Значение рК для слабого электролита является величиной постоянной, не зависит от концентрации этого электролита в растворе и приводится в соответствующих справочниках. Зная его, можно с помощью уравнения Гендерсона-Гассельбаха рассчитать рН буферного раствора, если известен его количественный состав или, наоборот, определить состав раствора (исходные концентрации его компонентов), который будет обеспечивать заданное значение рН.*

На практике обычно пользуются готовыми таблицами, в которых указано, в каком соотношении должны быть взяты компоненты для получения буферного раствора с желаемым значением рН.

Если концентрации веществ в буферной системе одинаковые, т.е. Скислоты = Ссоли или Соснования = Ссоли, то

рН = рKa (для кислотной буферной системы)

pOH = pKb (для оснóвной буферной системы)

Изменяя концентрацию какого-либо компонента можно сместить значение рН в ту или иную сторону для достижения нужной величины.

***В буферных системах, используемых на практике, концентрации компонентов не отличаются друг от друга более чем в 10 раз, т.е. их рН не отклоняется больше чем на единицу от величины рK своего слабого электролита. Таким образом, область практических значений рН буферных систем (область буферирования) лежит в интервале pK ± 1.***

Если концентрации компонентов буферного раствора различаются более чем в 10 раз, такой раствор обладает слабым буферным действием и может удерживать неизменным содержание ионов Н+ только при добавлении очень малых количеств сильной кислоты либо щелочи. Это делает неудобным его использование в практических целях.

При разбавлении концентрации обоих компонентов буферных растворов уменьшаются в одинаковое число раз, поэтому их соотношение остается неизменным. Следовательно, по уравнению Гендерсона-Гассельбаха, величина рН буферного раствора при этом тоже не должна изменяться. При разбавлении в 10-20 раз экспериментальные измерения рН хорошо согласуются с теоретическими расчетами. Однако при большем разбавлении наблюдается небольшое увеличение рН раствора, которое связано с возрастанием степени диссоциации слабого электролита и увеличением константы его диссоциации.

***Уравнение Гендерсона-Гассельбаха является приближенным и его не рекомендуется использовать в следующих случаях:***

*1) если кислота либо основание буферной системы не является достаточно слабым электролитом (например, для кислоты pKa < 3). Тогда нельзя пренебрегать их диссоциацией в присутствии собственной соли;*

*2) если кислота либо основание буферной системы являются, наоборот, слишком слабыми электролитами (например, для кислоты pKa > 11). Тогда нельзя пренебрегать гидролизом их солей.*

### Буферная емкость

***Способность буферных систем противодействовать резкому изменению рН при добавлении к ним сильной кислоты или основания является ограниченной. Буферная смесь поддерживает рН постоянным только при условии, что количество вносимых в раствор сильной кислоты или щелочи не превышает определенной величины. В противном случае наблюдается резкое изменение рН, т.е. буферное действие раствора прекращается.***

Это связано с тем, что в результате протекающей реакции изменяется соотношение молярных концентраций компонентов буферной системы: Скислоты/Ссоли или Соснования/Ссоли.

При этом концентрация компонента, реагирующего с добавленной кислотой или щелочью, уменьшается, а концентрация второго компонента возрастает, т.к. он дополнительно образуется в ходе реакции.

***Количественно буферное действие раствора характеризуется с помощью* буферной емкости (В). *При этом различают буферную емкость по кислоте (Вк.) и* буферную емкостьпо основанию или щелочи (Во.).**

***Буферной емкостью по кислоте*** является то количество химического эквивалента сильной кислоты, которое нужно добавить к 1 литру (1 дм3) буферной системы, чтобы уменьшить её рН на единицу. Ее можно рассчитать по следующей формуле:



*где n(1/z HA) – число молей химического эквивалента сильной кислоты, добавленное к 1 литру буферной системы;рН1 – водородный показатель системы до добавления сильной кислоты;рН2 – водородный показатель системы после добавления сильной кислоты.*

В более общем случае (если брать не 1 литр буферной системы, а любой другой ее объем, выраженный в литрах или дм3) формула для подсчета буферной емкости будет иметь следующий вид:



*где С(1/z НА) – молярная концентрация химического эквивалента сильной кислоты в добавляемом растворе; V(НА) – объем (л) добавленного раствора сильной кислоты; V(буферной системы) – объем буферного раствора, к которому добавляют раствор кислоты.*

Соответственно, ***буферной емкостью по основанию*** является то количество химического эквивалента сильного основания (щелочи), которое нужно добавить к 1 литру (1 дм3) буферной системы, чтобы вызвать увеличение ее рН на единицу:



*где n(1/z В) – число молей химического эквивалента основания, которое добавили к 1 литру буферного раствора; рН1 – водородный показатель раствора до добавления основания; рН2 – водородный показатель раствора после добавления основания.*

В более общем случае (если брать не 1 литр буферной системы, а любой другой ее объем) формула для подсчета буферной емкости по основанию примет следующий вид:



*где С(1/z В) – молярная концентрация химического эквивалента основания в добавляемом растворе; V(В) – объем (л) добавленного раствора сильного основания; V(буферной системы) – объем буферного раствора (л), к которому добавляют раствор сильного основания.*

***Величина буферной емкости зависит от концентраций компонентов буферной системы и от их соотношения.***

Чем более концентрированным является буферный раствор, тем выше его буферная емкость, т.к. в этом случае добавление небольших количеств сильной кислоты или щелочи не вызовет существенного изменения концентраций его компонентов, а значит и их соотношения.

Из буферных растворов с одинаковым суммарным содержанием химического количества их компонентов наибольшей емкостью будут обладать те, которые составлены из равного числа молей слабой кислоты и её соли или слабого основания и его соли (рис. 1). В таких растворах молярные концентрации компонентов будут одинаковые, а значит соотношение Скислоты/Ссоли = 1 и Соснования/ Ссоли.= 1.



##### Рис. 1. Изменение буферной емкости (1) и изменение рН кислотной буферной системы при добавлении к ней определенного количества сильной кислоты (2) в зависимости от содержания её компонентов

Данные растворы будут иметь примерно одинаковые значения буферной емкости как по кислоте, так и по основанию.

Если же соотношение концентраций компонентов буферной системы не равно 1, то значения ее буферной емкости по основанию и кислоте будут отличаться друг от друга (причем тем существеннее, чем в большей степени соотношение Скислоты/Ссоли и
Соснования/Ссоли отклоняется от единицы).

Например, если в кислотной буферной системе солевой компоненты содержится больше, чем слабой кислоты, то ее буферная емкость по кислоте будет выше, чем по основанию, т.е. Вк. > Во.

Соответственно, буферная емкость по кислоте для основной буферной системы будет больше, чем по основанию, в том случае, если содержание солевой компоненты в этом случае будет меньше, чем слабого основания.

Таким образом, можно сделать вывод, что в данных случаях буферная емкость выше по тому веществу, которое реагирует с избыточным компонентом буферного раствора.

Если буферная система не обладает достаточной буферной емкостью, ее можно повысить, увеличив концентрацию обоих компонентов в необходимое количество раз.

### Буферные системы человеческого организма

В организме человека в результате протекания различных метаболических процессов постоянно образуются большие количества кислых продуктов. Среднесуточная норма их выделения соответствует 20-30 литрам раствора сильной кислоты с молярной концентрацией химического эквивалента кислоты, равной 0,1 моль/л (или 2000-3000 ммоль химического эквивалента кислоты).

Образуются при этом и основные продукты: аммиак, мочевина, креатин и др., – но только в гораздо меньшей степени.

В состав кислых продуктов обмена веществ входят как неорганические (H2CO3, H2SO4), так и органические (молочная, масляная, пировиноградная и др.) кислоты.

Соляная кислота секретируется париетальными гландулацитами и выделяется в полость желудка со скоростью 1-4 ммоль/час.

Угольная кислота является конечным продуктом окисления липидов, углеводов, белков и различных других биоорганических веществ. В пересчете на СО2 ежесуточно ее образуется до 13 молей.

Серная кислота выделяется при окислении белков, поскольку в их состав входят серосодержащие аминокислоты: метионин, цистеин.

При усвоении 100 г белка выделяется около 60 ммоль химического эквивалента H2SO4.

Молочная кислота в большом количестве образуется в мышечных тканях при физических нагрузках.

Из кишечника и тканей образовавшиеся при обмене веществ кислые и основные продукты постоянно поступают в кровь и межклеточную жидкость. Однако подкисления этих сред не происходит, и их водородный показатель поддерживается на определенном постоянном уровне.

Так, значение рН большей части внутриклеточных жидкостей находится в интервале от 6,4 до 7,8, межклеточной жидкости – 6,8-7,4 (в зависимости от вида тканей).

Особенно жесткие ограничения на возможные колебания значений рН накладываются на кровь. Состоянию нормы соответствует интервал значений рН = 7,4±0,05.

Постоянство кислотно-основного состава биологических жидкостей человеческого организма достигается совместным действием различных буферных систем и ряда физиологических механизмов. К последним прежде всего относятся деятельность легких и выделительная функция почек, кишечника, клеток кожи.

Основными буферными системами человеческого организма являются: **гидрокарбонатная (бикарбонатная), фосфатная, белковая, гемоглобиновая и оксигемоглобиновая**. В различных количествах и сочетаниях они присутствуют в той или иной биологической жидкости. Причем только кровь содержит в своем составе все четыре системы.

Кровь представляет собой взвесь клеток в жидкой среде и поэтому ее кислотно-основное равновесие поддерживается совместным участием буферных систем плазмы и клеток крови.

**Бикарбонатная буферная система** является самой регулируемой системой крови. На ее долю приходится около 10% всей буферной емкости крови. Она представляет собой сопряженную кислотно-основную пару, состоящую из гидратов молекул СО2 (СО2 · Н2О) (выполняющих роль доноров протонов) и гидрокарбонат ионов НСО3– (выполняющих роль акцептора протонов).

Гидрокарбонаты в плазме крови и в других межклеточных жидкостях находятся главным образом в виде натриевой соли NaНСО3, а внутри клеток – калиевой соли.

Концентрация ионов НСО3– в плазме крови превышает концентрацию растворенного СО2 примерно в 20 раз.

При выделении в кровь относительно больших количеств кислых продуктов ионы Н+ взаимодействуют с НСО3–.

СО2

Н+ + НСО3– = Н2СО3

Н2О

Последующее снижение концентрации получившегося СО2 достигается в результате его ускоренного выделения через легкие в результате их гипервентиляции.

Если же в крови увеличивается количество оснóвных продуктов, то происходит их взаимодействие со слабой угольной кислотой:

Н2СО3 + ОН– → НСО3– + Н2О

При этом концентрация растворенного углекислого газа в крови уменьшается. Для сохранения нормального соотношения между компонентами буферной системы происходит физиологическая задержка в плазме крови некоторого количества СО2 за счет гиповентиляции легких.

**Фосфатная буферная система** представляет собой сопряженную кислотно-оснóвную пару Н2РО4–/НРО42–.

Роль кислоты выполняет дигидрофосфат натрия NaH2PO4, а роль ее соли – гидрофосфат натрия Na2HPO4. Фосфатная буферная система составляет всего лишь 1% буферной емкости крови. Отношение С(Н2РО4–)/С(НРО42–) в ней равно 1 : 4 и не изменяется со временем, т.к., избыточное количество какого-либо из компонентов выделяется с мочой, правда, это происходит в течение 1-2 суток, т.е. не так быстро, как в случае гидрокарбонатного буфера.

Фосфатная буферная система играет решающую роль в других биологических средах: некоторых внутриклеточных жидкостях, моче, выделениях (или соках) пищеварительных желез.

**Белковый буфер** представляет собой систему из белковых (протеиновых) молекул, содержащих в своих аминокислотных остатках как кислотные СООН-группы, так и оснóвные NH2-группы, выполняющие роль слабой кислоты и основания. Компоненты этого буфера могут быть условно выражены следующим образом:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 1) | Pt-COOH | + | Pt-COONa | Pt-COOH / Pt-COO– |
|  | слабодиссоци-ированная белок-кислота |  | соль, образованная сильным основанием |  |
|  |  |  |  |  |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 2) | Pt-NH2 | + | Pt-NH3Cl | (Pt-NH2 / Pt-NH3+ |
|  | слабодиссоци-ированное белок-основание |  | соль, образованная сильной кислотой |  |

Таким образом, белковый буфер по своему составу является амфотерным. При увеличении концентрации кислых продуктов с ионами Н+ могут взаимодействовать как белок–соль (Pt-СОО–), так и белок–основание (Pt-NH2):

Pt-COO– + H+ → Pt-COOH

Pt-NH2 + H+ → Pt-NH3+

Нейтрализацию основных продуктов обмена веществ осуществляют за счет взаимодействия с ионами ОН– как белок - кислота (Pt-СООН), так и белок–соль (Pt-NH3+)

Pt-COOН + OH– → Pt-COO– + Н2О

Pt-NH3+ + OH– → Pt-NH2 + Н2О

***Благодаря белкам, все клетки и ткани организма обладают определенным буферным действием. В связи с этим попадающее на кожу небольшое количество кислоты или щелочи довольно быстро оказывается нейтрализованным и не вызывает химического ожога.***

Наиболее могучими буферными системами крови являются гемоглобиновый и оксигемоглобиновый буфера, которые находятся в эритроцитах. На их долю приходится примерно 75% всей буферной емкости крови. По своей природе и механизму действия они относятся к белковым буферным системам.

Гемоглобиновый буфер присутствует в венозной крови и его состав можно условно отобразить следующим образом:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| HHв | + | KНв |
| слабая органическая кислота |  | соль этой кислоты |

Поступающие в венозную кровь СО2 и другие кислые продукты обмена веществ реагируют с калиевой солью гемоглобина.

KHв + CO2 → KНСО3 + HHв

Попадая в капилляры легких, гемоглобин превращается в оксигемоглобин ННвО2, присоединяя к себе молекулы О2.

Оксигемоглобин обладает более сильными кислотными свойствами, чем гемоглобин. Он взаимодействует с гидрокарбонатом калия или натрия, вытесняя из него Н2СО3, которая распадается на СО2 и Н2О. Образовавшийся избыточный СО2 через легкие удаляется из крови.

СО2

Н2О

HHвO2 + KНСО3 → KHвO2 + Н2CО3

Системы гемоглобинового и оксигемоглобинового буферов являются взаимопревращающимися системами и существуют как единое целое. Они в значительной степени способствуют поддержанию в крови концентрации гидрокарбонат-ионов НСО3– (так называемый щелочной резерв крови) на постоянном уровне.

### Нарушения кислотно-оснóвного равновесия крови. Ацидоз. Алкалоз

Когда компенсаторные механизмы организма не способны предотвратить сдвиги концентрации водородных ионов, наступает нарушение кислотно-оснóвного равновесия. При этом наблюдаются два противоположных состояния – **ацидоз и алкалоз**.

***При* ацидозе *концентрация водородных ионов в крови становится выше границ нормы. При этом, естественно, рН уменьшается. Снижение величины рН ниже 6,8 вызывает смерть.***

***Состояние* алкалоза *наблюдается при уменьшении концентрации ионов Н+ (рН, соответственно, возрастает) по сравнению с нормой. Увеличение значений рН до 8,0 приводит к быстрому летальному исходу.***

В зависимости от механизмов развития нарушений кислотно-основного равновесия разделяют **дыхательный и метаболический ацидоз или алкалоз**.

***Дыхательный ацидоз*** возникает в результате уменьшения минутного объема дыхания (например, при бронхиальной астме, отеке, эмфиземе легких, асфиксии механического порядка и т.д.). Все эти заболевания ведут к гиповентиляции и к повышению парциального давления СО2 артериальной крови и содержания в плазме НСО3– ионов.

***Дыхательный алкалоз***, наоборот, возникает при вдыхании чистого кислорода, компенсаторной одышке, сопровождающей ряд заболеваний, пребывании в разряженной атмосфере.

При дыхательном алкалозе в крови уменьшается концентрация растворенного СО2 и гидрокарбонат-ионов (щелочной резерв крови).

***Метаболический ацидоз*** – самая частая и тяжелая форма нарушений кислотно-основного равновесия. Он обусловлен накоплением в тканях и крови органических кислот. Этот вид ацидоза связан с нарушением обмена веществ и возможен при диабете, голодании, лихорадке, заболеваниях желудочно-кишечного тракта и т.д.

***Метаболический алкалоз*** развивается при потере в результате неукротимой рвоты большого количества кислотных эквивалентов) и всасывании в кровь большого числа основных эквивалентов кишечного сока, а также при накоплении в тканях основных продуктов обмена веществ.

**Учение о растворах. Буферные растворы.**

**Биомедицинская значимость темы**

В процессе жизнедеятельности в организм поступают извне, а также образуются в результате метаболизма продукты, имеющие как кислый, так и основной характер, однако в норме они не изменяют рН внутренней среды благодаря защитным механизмам, регулирующим кислотно-основное равновесие. Различают физиологические и физико-химические механизмы регуляции кислотного-основного равновесия в организме.

В основе физиологических механизмов регуляции кислотно-основного равновесия лежат процессы метаболизма, дыхания и мочевыделения, которые изучаются в курсах биохимии, нормальной физиологии, патологической физиологии. В основе физико-химических механизмов лежит поддержание постоянства рН внутренней среды буферными системами организма, которые представлены буферными системами крови, клеток и внеклеточных пространств тканей.

**Буферные растворы** — это растворы, величина рН которых мало изменяется при добавлении к ним небольших количеств сильных кислот или щелочей, а также при разбавлении.

C точки зрения протонной теории простейший буферный раствор состоит из слабой кислоты и сопряженного ей основания или слабого основания и его сопряженной кислоты. В этом случае буферное действие растворов характеризуется наличием кислотно-основного равновесия:

 НА ⇄ Н+ + А–

слабая сопряженное

кислота основание

В + Н+ ⇄ ВН+

слабое сопряженная

основание кислота

Образуемые сопряженные кислотно-основные парыНА/А– и В/ВН+ называют буферными системами.

Классификация буферных систем

1. **Кислотные.** Состоят из слабой кислоты и соли этой кислоты. Например, ацетатная буферная система (CH3COOH+ СН3СООNa ), гидрокарбонатная буферная система (H2CO3 +NaHCO3 ).

2. **Основные.** Состоят из слабого основания и его соли. Например, аммиачная буферная система (NH3⋅H2O + NH4Cl).

3. **Солевые.** Состоят из кислой и средней соли или двух кислых солей. Например, карбонатная буферная система (NaHCO3+Na2CO3 ), фосфатная буферная система (КН2PO4 + К2НPO4).

4. **Аминокислотные и белковые.** Если суммарный заряд молекулы аминокислоты или белка равен нулю (изоэлектрическое состояние), то растворы этих соединений не являются буферными. Их буферное действие начинает проявляться тогда, когда к ним добавляют некоторое количество кислоты или щелочи. Тогда часть белка (аминокислоты) переходит из изоэлектрического состояния в форму “белок-кислота” или соответственно в форму “белок-основание”. Образуется смесь двух форм белка: а) слабая “белок-кислота” + соль этой слабой кислоты; б) слабое “белок- основание” + соль этого слабого основания:



где R - макромолекулярный остаток белка.

Расчет рН буферных систем

Для расчета рН в буферном растворе на примере ацетатного буфера рассмотрим процессы, в нем протекающие, и их влияние друг на друга.

Ацетат натрия практически полностью диссоциирует на ионы, ацетат-ион подвергается гидролизу, как ион слабой кислоты:

CH3COONa → Na+ + CH3COO–

CH3COO– + HOH ⇄ CH3COOH + OH–

Уксусная кислота, также входящая в буфер, диссоциирует лишь в незначительной степени:

CH3COOН ⇄ CH3COO– + H+

Слабая диссоциация СН3СООН еще более подавляется в присутствии СН3СООNa, поэтому концентрацию недиссоциированной уксусной кислоты принимаем практически равной ее начальной концентрации:

[СН3СООН] = [кислота]

С другой стороны, гидролиз соли также подавлен наличием в растворе кислоты. Поэтому можно считать, что концентрация ацетат-ионов в буферной смеси практически равна исходной концентрации соли без учета концентрации ацетат-ионов, образующихся в результате диссоциации кислоты:

[СН3СОО–] = [соль]

Согласно закону действующих масс, равновесие между продуктами диссоциации уксусной кислоты и недиссоциированными молекулами подчиняется уравнению:

Кд = .

Подставив общую концентрацию кислоты и соли в уравнение константы диссоциации, получим: [Н+] = Кд ,

отсюда **для кислотных буферных систем:**  **рН = рК(кислоты) + lg  .** Это уравнение называют **уравнением Гендерсона – Гассельбаха**.

После аналогичного вывода **для основных буферных систем:**

**рОН = рК(основания) + lg  , рН =14 – рК(основания) – lg **

где рК(кислоты), рК(основания) - отрицательный десятичный логарифм константы электролитической диссоциации слабой кислоты; слабого основания; [соль] - концентрация соли, [кислота] - концентрация кислоты, [основание] - концентрация основания.

Из этих уравнений видно, что **рН кислотной (основной) буферной системы зависит от природы слабого электролита (рК(кислоты), рК(основания)) и от соотношения концентраций соли и кислоты (основания).**

Следует отметить, что буферные системы эффективно поддерживают рН в диапазоне: рК(кислоты) ± 1 для кислотных систем; 14 – (рК(основания) ± 1) для основных систем.

**Механизм действия буферных систем:**

1. **Разбавление.** При разбавлении водой происходит уменьшение концентрации обоих компонентов в буферной системе в одинаковой степени, поэтому величина их соотношения не изменится. рК(кислоты) и рК(основания) являются постоянными при данной температуре и не зависят от разбавления. Действительно, одновременное понижение концентраций кислоты и соли в ацетатной буферной системе от 0,1М до 0,001М при разбавлении водой изменяет рН буферного раствора с 4,63 до 4,73 (это ничтожное изменение рН при разбавлении буферного раствора в 100 раз обусловлено некоторым изменением коэффициента активности соли). Следовательно, **разбавление** в конечном итоге **мало изменяет рН буферных систем.**

2. **Добавление кислот и оснований.** При добавлении небольших количеств сильных кислот или оснований рН буферных систем изменяется незначительно. Например, рассмотрим ацетатный буфер:

СН3СООН / СН3СОО–

кислотный компонент – основной компонент–

слабая кислота сопряженное основание

**а)** При добавлении к ацетатному буферу небольшого количества HCl, происходит взаимодействие ионов Н+ с основным компонентом буферного раствора:

Н+ + СН3СОО– ⇄ СН3СООН.

Степень диссоциации СН3СООН мала и концентрация [H+] практически не меняется. рН буферного раствора уменьшится, но незначительно.

Таким образом, если к ацетатному буферу добавить Х моль/л HCl, то уравнение для расчета рН буферной системы принимает вид:

**рН = рК(кислоты) + lg **

**б)** При добавлении небольшого количества NaOH, – ионы нейтрализуются кислотным компонентом буферного раствора:

+ СН3СООН ⇄ СН3СОО – + Н2О.

В результате этого, добавленное сильное основание заменяется эквивалентным количеством слабого сопряженного основания (СН3СОО–), которое в меньшей степени влияет на реакцию cреды. рН буферного раствора увеличивается, но незначительно.

Таким образом, если к ацетатному буферу добавить У моль/л NaOH, то уравнение для расчета рН буферной системы принимает вид:

**рН = рК(кислоты) + lg **

Буферная емкость

Способность буферного раствора сохранять значение рН при добавлении сильной кислоты или щелочи приблизительно на постоянном уровне характеризует буферная емкость.

**Буферная емкость (В) - это число молей эквивалента сильной кислоты или щелочи, которое необходимо добавить к 1 л буферного раствора, чтобы сместить его рН на единицу.**

Буферная емкость системы определяется по отношению к добавляемым кислоте (Вкисл.) или основанию (щелочи) (Восн.) и рассчитывается по формулам:

Вкисл.=  Восн.= 

где V(HA), V(B) - объемы добавленных кислоты или щелочи, л.; Сн(НА), Сн(В) - молярные концентрации эквивалента соответственно кислоты и щелочи; V(б.р.) - объем исходного буферного раствора, л.; рНо, рН - значения рН буферного раствора до и после добавления кислоты или щелочи; |рН-рНо| - разность рН по модулю.

Буферная емкость по отношению к кислоте (Вкисл.) определяется концентрацией (количеством эквивалентов) компонента с основными свойствами; буферная емкость по отношению к основанию (Восн.) определяется концентрацией (количеством эквивалентов) компонента с кислотными свойствами в буферном растворе.

Максимальная буферная емкость при добавлении сильных кислот и оснований достигается при соотношении компонентов буферного раствора равном единице, когда рН = рК, при этом Восн. = В кисл. (рис.1).

****

Рис.1. Изменение буферной емкости в зависимости от величины

 отношения [соль]/[кислота].

Поэтому, применение любой буферной смеси ограничено определенной областью рН (областью буферирования), а именно:

 рН = рК(кислоты) ± 1 для кислотных систем, или

 рН= 14 – (рК(основания) ± 1) для основных систем.

Буферная емкость зависит не только от отношения концентраций компонентов буферного раствора, но и от общей концентрации буферной смеси.

Пусть, например, даны два буферных раствора, один из которых содержит по 100, а другой – по 10 миллимолей уксусной кислоты и ацетата натрия. Сравним, как изменяются их рН при добавлении к 1 л каждого раствора 5 миллимолей соляной кислоты.

Добавляемая кислота вступит в реакцию с ацетатом натрия, и это отношение в первом растворе станет равным 0,9, а во втором 0,33. В итоге у первого раствора отношение соль/кислота и, следовательно, величина рН изменились меньше. Отсюда видно, что первый буферный раствор обладает большей буферной емкостью.

Таким образом, **буферная емкость в основном зависит от соотношения концентраций компонентов и их абсолютных концентраций, а следовательно, от разбавления.**

Буферные системы организма

Главным источником ионов водорода в организме является углекислый газ, образующийся в результате метаболизма (обмена веществ) ≈ 15000 ммоль/сутки.

Гидратация углекислого газа приводит к образованию угольной кислоты:

СО2 + Н2О ⇄ Н2СО3 ⇄  + Н+

В меньшей степени количество ионов Н+ (30–80 ммоль/сутки) обусловлено поступлением в организм, а также образованием в нем таких кислот как серной (в результате обмена серусодержащих аминокислот), фосфорной (при метаболизме фосфорсодержащих соединений), органических кислот, образующихся при неполном окислении липидов и углеводов.

Организм освобождается от кислот благодаря процессам дыхания и мочевыделения, т.е. в организме существует взаимосвязь между метаболическими процессами и газообменом. В оценке кислотно-основного состояния организма важно не только определение значения рН, но и характеристика механизмов, обеспечивающих регуляцию этого параметра.

Если бы в организме не было немедленных буферных механизмов и респираторной (дыхательной) компенсации, то тогда даже обычные, ежедневные нагрузки кислотами сопровождались бы значительными колебаниями величины рН.

Постоянство рН жидких сред организма поддерживается в живых организмах буферными системами. Главным из них являются гидрокарбонатная, гемоглобиновая, фосфатная и белковая. Действие всех буферных систем в организме взаимосвязано, что обеспечивает биологическим жидкостям постоянное значение рН. В организме человека и животных буферные системы находятся в крови (плазме и эритроцитах), в клетках и межклеточных пространствах других тканей.

Буферные системы крови представлены буферными системами плазмы крови и буферными системами эритроцитов. **Буферные системы плазмы – гидрокарбонатная, белковая и фосфатная,** роль последней незначительна. На их долю приходится ≈ 44% буферной емкости крови. **Буферные системы эритроцитов – гемоглобиновая, гидрокарбонатная, система органических фосфатов (фосфатная).** На их долю приходится ≈ 56% буферной емкости крови.

Таблица 1

Буферная емкость отдельных буферов крови

|  |  |
| --- | --- |
| Название буферной системы | % относительнойбуферной емкости |
| Гемоглобин и оксигемоглобин | 35% |
| Органические фосфаты | 3% |
| Неорганические фосфаты | 2% |
| Белки плазмы | 7% |
| Гидрокарбонат плазмы | 35% |
| Гидрокарбонат эритроцитов | 18% |

**Наиболее важным буфером организма является гидрокарбонатная буферная система,** обеспечивающая около 55% буферной емкости крови. Более того, эта система занимает центральное положение среди всех других важных механизмов гомеостаза ионов водорода, включая гемоглобиновую буферную систему (которая обеспечивает 35% буферной емкости крови), а также секрецию ионов водорода в почках. Непосредственно измерить очень низкую концентрацию угольной кислоты в крови практически невозможно. При равновесии с растворенным СО2 в уравнение вместо [Н2СО3] вводят [СО2]. Уравнение Гендерсона – Гассельбаха принимает следующий вид:

рН = 6,1 + lg , где рК = –lg(Н2СО3) = 6,1

Практически в крови измеряют парциальное давление углекислого газа СО2. Концентрацию растворенного в плазме СО2 рассчитывают, умножая  на константу растворимости СО2. Если выражено в килопаскалях (кПа), то константа равна 0,23, если в мм. рт. ст. – 0,03.

Поэтому, если выражено в кПа, уравнение приобретает следующую форму:

рН = 6,1 + lg 

Парциальное давление СО2 в плазме крови в норме составляет ~ 5,3 кПа (40 мм.рт.ст.), что соответствует концентрации СО2~ 1,2 ммоль/л. Поддержание постоянства этого уровня зависит от равновесия между высвобождением СО2 в результате реакций обмена веществ и его потерями из организма через альвеолы.

В клетках почечных канальцев и в эритроцитах часть СО2 задержанная легкими, используется для образования гидрокарбонат-ионов. Почки играют ведущую роль в поддержании постоянства концентрации бикарбонатов в циркулирующей крови. Эритроциты осуществляют тонкую регуляцию бикарбонатов в плазме крови.

При  плазмы крови 5,3 кПа эти две ткани поддерживают в норме постоянную внеклеточную концентрацию гидрокарбонат-ионов 24 ммоль/л. Соотношение во внеклеточной жидкости [НС] / [СО2] (обе величины в ммоль/л) составляет 20:1. По уравнению Гендерсона–Гассельбаха это соотношение соответствует величине рН плазмы крови, равной 7,4:

рН = 6,1 + lg= 6,1 + lg20 = 6,1 + 1,3 = 7,4

Таким образом, активная реакция плазмы артериальной крови у здоровых людей соответствует рН= 7,40.

Снижение соотношения [НС] / [СО2] < 20 является причиной **ацидоза.** Ацидоз может быть обусловлен повышенным образованием ионов водорода Н+ или усиленным выделением из организма гидрокарбонатов.

Повышение соотношения [НС] / [СО2]> 20 приводит к **алкалозу.**

**Так как в плазме крови основную роль в связывании ионов Н+ играет гидрокарбонат – анион, его концентрация в плазме обусловливает резервную щелочность крови.**

**Фосфатная буферная система** содержится как в крови, так и в клеточной жидкости других тканей, особенно в почках.

В клетках она представлена КН2РО4 и К2НРО4. В плазме крови и межклеточном пространстве NaH2PO4 и Na2HPO4. Основную роль в механизме действия этой системы играет ион :

 ⇄ Н+ + 

 кислота сопр.основание

Увеличение концентрации Н+ приводит к сдвигу реакции влево, т.е. к образованию кислоты: + Н+ ⇄ 

 основание сопр. кислота

**Белковые буферные системы** являются амфолитными, т.к. в их состав входят α – аминокислоты, содержащие группы с кислотными свойствами (–СООН и – ) и основными свойствами (–СОО– и –NH2). Механизм действия такой буферной системы можно представить следующим образом:

**кислотная буферная система**

**а)** H3N+ – R – COOH + OH– ⇄H3N+ – R – COO– + H2O

 белок–кислота

**б)** H3N+ – R – COO– + H+ ⇄H3N+ – R – COOН

 соль белка–кислоты

(сопряженное основание)

**основная буферная система**

**а)** H2N – R – COO– + Н+ ⇄H3N+ – R – COO–

белок–основание

**б)** H3N+ – R – COO– + ОН– ⇄H2N – R – COO– + Н2О

 соль белка–основания

(сопряженная кислота)

где R – макромолекулярный остаток белка.

Роль белков плазмы крови в гомеостазе ионов водорода весьма мала.

**Гемоглобиновая буферная система находится только в эритроцитах.** Механизм ее действия связан с присоединением и отдачей кислорода. В связи с этим гемоглобин (Нв) имеет окисленную ННвО2 и восстановленную ННв формы.

ННв + О2 ⇄ ННвО2⇄ Н+ + 

 кислота сопряженное

 основание

 ННв ⇄ Н+ + Нв–

 кислота сопряженное

 основание

Механизм действия основан на реакциях:

  + Н+ ⇄ ННвО2→ ННв + О2

 основание

 ННвО2  + ОН– ⇄  + Н2О

 кислота

 ННв + ОН– ⇄ Нв– + Н2О

 кислота

 Нв– + Н+→ННв

 основание

Из представленных выше схематических реакций видно, что добавление сильной кислоты или сильной щелочи вызвает защитную реакцию буферной системы по сохранению постоянного значения рН среды, что объясняется связыванием добавляемых Н+ и ОН– и образованием малодиссоциирующих электролитов.

**Гемоглобиновая буферная система в организме эффективно функционирует только в сочетании с гидрокарбонатной системой.**  Поскольку аэробные процессы обмена веществ в эритроцитах почти не происходят, они вырабатывают относительно мало СО2. Из плазмы крови в соответствии с концентрационным градиентом СО2 диффундирует в эритроциты, где фермент карбоангидраза катализирует ее взаимодействие с водой, приводящее к образованию угольной кислоты. По мере диссоциации Н2СО3 освобождающиеся ионы Н+ в основном взаимодействуют с гемоглобином как буферной системой. В эритроцитах увеличивается концентрация гидрокарбонат-ионов, которые диффундируют во внеклеточную жидкость в соответствии с концентрационным градиентом.



Рис.2. Образование гидрокарбонатов в эритроцитах

Таким образом, большая часть СО2 поступившего в кровь, появляется в плазме совсем не в виде кислоты, а как гидрокарбонат-ионы. Именно присутствие в эритроцитах гемоглобиновой буферной системы и карбоангидразы дает возможность эритроцитам проделать этот фокус.

Действие всех буферных систем организма взаимосвязаны. Поступившие извне или образовавшиеся в процессе обмена веществ Н+ ионы связываются в слабо диссоциирующие соединения, поэтому в жидкостях организма содержится значительно меньше свободных ионов Н+, чем поступает туда.

Однако при заболеваниях органов системы дыхания, кровообращения, печени, почек, при отравлениях, голодании, ожоговой болезни, неукротимой рвоте, изнуряющих поносах и т.д. может иметь место нарушение кислотно-основного равновесия. Оно может сопровождаться либо увеличением концентрации ионов водорода в жидкостях организма и такое состояние получило название **ацидоза**, либо уменьшением концентрации ионов водорода, и такое состояние получило название **алкалоза**.

Схема защиты против ацидоза



Ацидоз встречается чаще, так как в организме при распаде многих веществ образуются кислоты. Как указывалось выше, буферные системы крови и почки стабилизируют рН крови и тем самым всей внутренней среды организма.

Разберем более подробно механизм защиты против ацидоза.

Появившийся ион водорода при ацидозе нейтрализуется гидрокарбонат-ионом буферной системы крови с образованием слабо диссоциирующей угольной кислоты:

Н+ + ⇄Н2СО3

Избыточное количество последней расщепляется до Н2О и СО2.

Н2СО3 → Н2О + СО2

 удаляется

 через легкие

Удаление СО2 через легкие означает замещение ионов водорода молекулами воды за счет гидрокарбонат-ионов. Это истощает буферную систему, однако в почках вырабатывается новое количество гидрокарбонат-ионов.