

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

ИМЕНИ ИМПЕРАТОРА ПЕТРА I

Кафедра химии

Реферативный доклад

## **Биологическая роль буферных систем**

Выполнил студент:

ФВМиТЖ 1 курса 8 группы

Терентьева Светлана

Воронеж 2017

## Буферные системы. Виды буферных систем.

Буферные системы – растворы, способные сохранять приблизительно постоянное значение рН, при добавлении к ним небольших количеств сильных кислот и оснований.

Буферные растворы – смеси, состоящие из слабой кислоты и ее соли или слабого основания и его соли.

Буферные системы, буферные растворы, буферные смеси, системы, поддерживающие определённую концентрацию ионов водорода  $H^+$ , то есть определённую кислотность среды. Кислотность буферных растворов почти не изменяется при их разбавлении или при добавлении к ним некоторых количеств кислот или оснований.

Примером буферной системы служит смесь растворов уксусной кислоты  $CH_3COOH$  и её натриевой соли  $CH_3COONa$ . Эта соль как сильный электролит диссоциирует практически нацело, т. е. даёт много ионов  $CH_3COO^-$ . При добавлении к буферной системе сильной кислоты, дающей много ионов  $H^+$ , эти ионы связываются ионами  $CH_3COO^-$  и образуют слабую (то есть мало диссоциирующую) уксусную кислоту:



Наоборот, при подщелачивании буферной системы, то есть при добавлении сильного основания (например,  $NaOH$ ), ионы  $OH^-$  связываются  $H^+$ -ионами, имеющимися в буферной системе благодаря диссоциации уксусной кислоты; при этом образуется очень слабый электролит — вода:



По мере расходования  $H^+$ -ионов на связывание ионов  $OH^-$  диссоциируют всё новые и новые молекулы  $CH_3COOH$ , так что равновесие (1) смещается влево. В результате, как в случае добавления  $H^+$ -ионов, так и в случае добавления  $OH^-$ -ионов, эти ионы связываются и потому кислотность раствора практически не меняется.

Кислотность растворов принято выражать так называемым водородным показателем рН (для нейтральных растворов  $pH=7$ , для кислых — рН меньше, а для щелочных — больше 7). Приливание к 1 л чистой воды 100 мл 0,01 молярного раствора  $HCl$  (0,01 М) изменяет рН от 7 до 3. Приливание того же раствора к 1 л буферной системы  $CH_3COOH + CH_3COONa$  (0,1 М) изменит рН от 4,7 до 4,65, то есть всего на 0,05. В присутствии 100 мл 0,01 М раствора  $NaOH$  в чистой воде рН

изменится от 7 до 11, а в указанной буферной системе лишь от 4,7 до 4,8. Кроме рассмотренного примера, имеются многочисленные другие буферные системы.

Кислотность (и, следовательно, рН) буферной системы зависит от природы компонентов, их концентрации, а для некоторых буферных систем и от температуры. Для каждой буферной системы рН остаётся примерно постоянным лишь до определённого предела, зависящего от концентрации компонентов.

Способность буферного раствора сохранять рН не безгранична. Буфер имеет определенную «буферную емкость». «Буферная емкость» - способность буферного раствора оказывать сопротивление действию кислот или щелочей, вводимых в раствор в одинаковых количествах и определенной концентрации.

Если буферная емкость будет исчерпана, то при прибавлении кислоты или основания рН буферного раствора резко изменится. Буфер перестает быть буфером. Практически допускается изменение рН раствора на  $\pm 1$ .

Число эквивалентов  $N$  кислоты или основания, необходимое для смещения рН одного литра буферного раствора на 1 единицу называется буферной емкостью:

$$B = N / (pH_1 - pH_0),$$

где  $pH_1$  - рН буферного раствора после добавления кислоты или основания;  $pH_0$  - рН исходного раствора

Буферная емкость раствора тем больше, чем больше концентрация компонентов буфера (кислоты и её соли, основания и его соли).

Буферное действие раствора прекращается, как только один из компонентов раствора будет израсходован примерно на 90 %. Наиболее часто применяют буферные растворы с концентрацией компонентов 0.1М.

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 рН. Буферные системы имеют важнейшее значение для жизнедеятельности организмов; они определяют постоянство кислотности различных биологических жидкостей (крови, лимфы, межклеточных жидкостей). Основные буферные системы 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 буферные системы в почве играют большую роль в сохранении плодородия полей.

Организм человека располагает тонкими механизмами координации, происходящих в не физиологических и биохимических процессов и, поддержания постоянства внутренней среды (оптимальных значений рН и уровней содержания различных веществ в жидкостях организма, температуры, кровяного давления и т. д.). Эта координация названа, по предложению В. Кеннона (1929), гомеостазисом (от греч. "гомео" - подобный; "стазис" - постоянство, состояние). Она осуществляется путем гуморальной регуляции (от лат. "гумор" - жидкость), т. е. через кров, тканевую жидкость, лимфу и т. д. с помощью биологически активных веществ (ферментов, гормонов и др.) при участии нервных регулирующих механизмов. Гуморальные и нервные компоненты тесно взаимосвязаны между собой, образуя единый комплекс нейро-гуморальной регуляции. Примером гомеостазиса является стремление организма к сохранению постоянства температуры, энтропии, энергии Гиббса, содержания в крови и межтканевых жидкостях различных катионов, анионов, растворенных газов и др., величины осмотического давления и стремление поддерживать для каждой из его жидкостей определенную оптимальную концентрацию ионов водорода. Сохранение постоянства кислотности жидких сред имеет для жизнедеятельности человеческого организма первостепенное значение, потому что, во-первых, ионы  $H^+$  оказывают каталитическое действие на многие биохимические превращения; во-вторых, ферменты и гормоны проявляют биологическую активность только в строго определенном интервале значений рН; в-третьих, даже небольшие изменения концентрации ионов водорода в крови и межтканевых жидкостях ощутимо влияют на величину осмотического давления в этих жидкостях.

Нередко отклонения рН крови от нормального для нее значения 7,36 всего лишь на несколько сотых приводят к неприятным последствиям. При отклонениях порядка 0,3 единицы в ту или другую сторону может наступить тяжелое коматозное состояние, а отклонения порядка 0,4 единицы могут повлечь даже смертельный исход. Впрочем, в некоторых случаях, при ослабленном иммунитете, для этого оказывается достаточными и отклонения порядка 0,1 единицы рН.

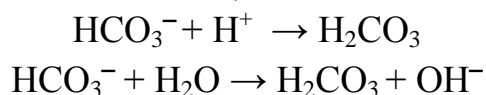
Особенно большое значение буферных систем имеют в поддержании кислотно-основного равновесия организма. Внутриклеточные и внеклеточные жидкости всех живых организмов, как правило, характеризуются постоянным значением рН, которое поддерживается с помощью различных буферных систем. Значение рН большей части внутриклеточных жидкостей находится в интервале от 6,8 до 7,8.

Кислотно-основное равновесие в крови человека обеспечивается водородкарбонатной, фосфатной и белковой буферными системами.

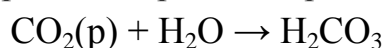
Нормальное значение рН плазмы крови составляет 7,40 ± 0,05. Этому соответствует интервал значений активной кислотности  $a(\text{H}^+)$  от 3,7 до 4,0  $10^{-8}$  моль/л. Так как в крови присутствуют различные электролиты -  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , белки, аминокислоты, это означает, что они диссоциируют в такой степени, чтобы активность  $a(\text{H}^+)$  находилась в указанном интервале.

### Водородкарбонатная (гидро-, бикарбонатная) буферная система

$\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$  плазмы крови характеризуется равновесием молекул слабой угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  с образующимися при ее диссоциации гидрокарбонат-ионами -  $\text{HCO}_3^-$  (сопряженное основание):

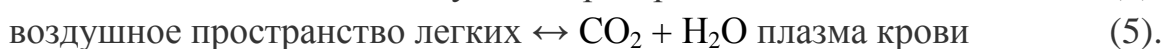
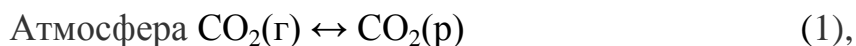


В организме угольная кислота возникает в результате гидратации диоксида углерода - продукта окисления углеводов, белков и жиров. Причем процесс этот ускоряется под действием фермента карбоангидразы:



Равновесная молярная концентрация в растворе свободного диоксида углерода при 298, 15 К в 400 раз выше, чем концентрация угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_2 = 0,00258$ .

Между  $\text{CO}_2$  в альвеолах и водородкарбонатным буфером в плазме крови, протекающей через капилляры легких, устанавливается цепочка равновесий:



В соответствии с уравнение Гендерсона-Гассельбаха рН водородкарбонатного буфера определяется отношением концентрации кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и соли  $\text{NaHCO}_3$ .

Согласно цепочке равновесий содержание  $\text{H}_2\text{CO}_3$  определяется концентрацией растворенного  $\text{CO}_2$ , которая пропорциональна парциальному давлению  $\text{CO}_2$  в газовой фазе (по закону Генри):

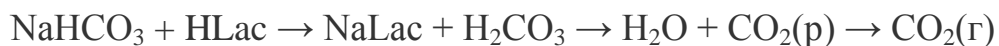
$\text{CO}_2\text{p} = \text{K}_{\text{Гр}}(\text{CO}_2)$ . В конечном счете оказывается, что  $c(\text{H}_2\text{CO}_3)$  пропорциональна  $p(\text{CO}_2)$ .

При поступлении в кровь кислот - доноров  $\text{H}^+$  равновесие 3 в цепочке по принципу Ле Шателье смещается влево в результате того, что ионы  $\text{HCO}_3^-$  связывают ионы  $\text{H}^+$  в молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . При этом концентрация  $\text{H}_2\text{CO}_3$  повышается, а концентрация ионов  $\text{HCO}_3^-$  соответственно понижается. Повышение концентрации  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , в свою очередь, приводит к смещению равновесия 2 влево. Это вызывает распад  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и увеличению концентрации  $\text{CO}_2$ , растворенного в плазме. В результате смещается равновесие 1 влево и повышается давление  $\text{CO}_2$  в легких. Избыток  $\text{CO}_2$  выводится из организма.

При поступлении в кровь оснований - акцепторов  $\text{H}^+$  сдвиг равновесий в цепочке происходит в обратной последовательности.

В результате описанных процессов водородкарбонатная система крови быстро приходит в равновесие с  $\text{CO}_2$  в альвеолах и эффективно обеспечивает поддержание постоянства рН плазмы крови и действует как эффективный физиологический буферный раствор вблизи рН 7,4.

Вследствие того, что концентрация  $\text{NaHCO}_3$  в крови значительно превышает концентрацию  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , буферная емкость этой системы будет значительно выше по кислоте. Иначе говоря, водокарбонатная буферная система особенно эффективно компенсирует действие веществ, увеличивающих кислотность крови. К числу таких веществ, прежде всего, относят молочную кислоту  $\text{HLac}$ , избыток которой образуется в результате интенсивной физической нагрузки. Этот избыток нейтрализуется в следующей цепочке реакций:



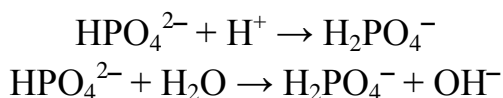
Таким образом, эффективно поддерживается нормальное значение рН крови при слабо выраженном сдвиге рН, обусловленным ацидозом.

В замкнутых помещениях часто испытывают удушье - нехватку кислорода, учащение дыхания. Однако удушье связано не столько с недостатком кислорода, сколько с избытком  $\text{CO}_2$ . Избыток  $\text{CO}_2$  в атмосфере приводит к дополнительному растворению  $\text{CO}_2$  в крови (согласно закону Генри), а это приводит к понижению рН крови, т. е. к ацидозу (уменьшение резервной щелочности).

Водородкарбонатная буферная система наиболее "быстро" отзывается на изменение рН крови. Ее буферная емкость по кислоте составляет  $V_k = 40$  ммоль/л плазмы крови, а буферная емкость по щелочи значительно меньше и равна примерно  $V_{щ} = 1 - 2$  ммоль/л плазмы крови.

### Фосфатная буферная система

Фосфатная буферная система  $\text{HPO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{PO}_4^-$  состоит из слабой кислоты  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  и сопряженного основания  $\text{HPO}_4^{2-}$ . В основе ее действия лежит кислотно-основное равновесие, равновесие между гидрофосфат- и дигидрофосфат-ионами:



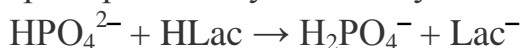
Фосфатная буферная система способна сопротивляться изменению рН в интервале 6,2 - 8,2, т. е. обеспечивает значительную долю буферной емкости крови.

Из уравнения Гендерсона-Гассельбаха для этой буферной системы следует, что в норме при рН 7,4 отношение концентраций соли ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ) и кислоты ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ) примерно составляет 1,6. Это следует из равенства:

$$\text{pH} = 7,4 = 7,2 + \lg c(\text{HPO}_4^{2-}), \text{ где } 7,2 = \text{pK}_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \text{ с } (\text{HPO}_4^{2-})$$

Отсюда  $\lg c(\text{HPO}_4^{2-}) = 7,4 - 7,2 = 0,2$  и  $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 1,6$

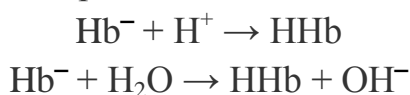
Фосфорная буферная система имеет более высокую емкость по кислоте, чем по щелочи. Поэтому она эффективно нейтрализует кислые метаболиты, поступающие в кровь, например молочную кислоту НЛас:



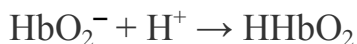
Однако различия буферной емкости данной системы по кислоте и щелочи не столь велики, как у водородкарбонатной:  $V_k = 1-2$  ммоль/л;  $V_{щ} = 0,5$  ммоль/л. Поэтому фосфатная система в нейтрализации как кислых, так и основных продуктов метаболизма. В связи с малым содержанием фосфатов в плазме крови она менее мощная, чем водородкарбонатная буферная система.

### Буферная система оксигемоглобин-гемоглобин

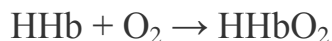
Буферная система оксигемоглобин-гемоглобин, на долю которой приходится около 75% буферной емкости крови, характеризующаяся равновесием между ионами гемоглобина  $\text{Hb}^-$  и самим гемоглобином  $\text{HHb}$ , являющимся очень слабой кислотой ( $K_{\text{HHb}} = 6,3 \cdot 10^{-9}$ ;  $\text{pK}_{\text{HHb}} = 8,2$ ).



а также между ионами оксигемоглобина  $\text{HbO}_2^-$  и самим оксигемоглобином  $\text{HHbO}_2$ , который является несколько более сильной, чем гемоглобин, кислотой ( $K_{\text{HHbO}_2} = 1,12 \cdot 10^{-7}$ ;  $\text{p}K_{\text{HHbO}_2} = 6,95$ ):



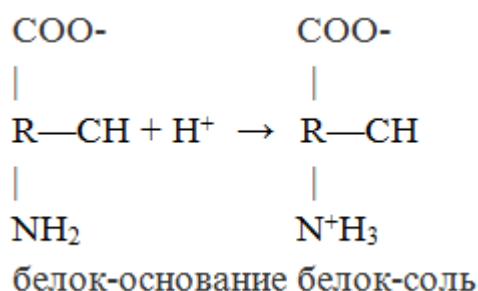
Гемоглобин  $\text{HHb}$ , присоединяя кислород, образует оксигемоглобин  $\text{HHbO}_2$



и, таким образом, первые два равновесия взаимосвязаны со следующими двумя.

### Белковая буферная система

Белковая буферная система состоит из "белка-основания" и "белка-соли".



Соответствующее кислотно-основное равновесие в средах, близких к нейтральным, смещено влево и "белок-основание" преобладает.

Основную часть белков плазмы крови (90%) составляют альбумины и глобулины. Изоэлектрические точки этих белков (число катионных и анионных групп одинаково, заряд молекулы белка равен нулю) лежат в слабокислой среде при  $\text{pH}$  4,9 - 6,3, поэтому в физиологических условиях при  $\text{pH}$  7,4 белки находятся преимущественно в формах "белок-основание" и "белок-соль".

Буферная емкость, определяемая белками плазмы, зависит от концентрации белков, их вторичной и третичной структуры и числа свободных протон-акцепторных групп. Эта система может нейтрализовать как кислые, так и основные продукты. Однако вследствие преобладания формы "белок-основание" ее буферная емкость значительно выше по кислоте и составляет для альбуминов  $\text{Вк} = 10$  ммоль/л, а для глобулинов  $\text{Вк} = 3$  ммоль/л.

Буферная емкость свободных аминокислот плазмы крови незначительна как по кислоте, так и по щелочи. Это связано с тем, что почти все аминокислоты имеют значения  $\text{p}K_a$ , очень далекие от  $\text{p}K_a = 7$ . Поэтому при физиологическом значении  $\text{pH}$  их мощность мала. Практически только одна аминокислота - гистидин ( $\text{p}K_a = 6,0$ ) обладает значительным буферным действием при значениях  $\text{pH}$ , близких к  $\text{pH}$  плазмы крови.



Таким образом, мощность буферных систем плазмы крови уменьшается в направлении:



Эритроциты. Во внутренней среде эритроцитов в норме поддерживается постоянное рН, равное 7,25. Здесь также действуют водородкарбонатная и фосфатная буферные системы. Однако их мощность отличается от таковой в плазме крови. Кроме того, в эритроцитах белковая система гемоглобин-оксигемоглобин играет важную роль как в процессе дыхания (транспортная функция по переносу кислорода к тканям и органам и удалению из них метаболической  $\text{CO}_2$ ), так и в поддержании постоянства рН внутри эритроцитов, а в результате и в крови в целом. Необходимо отметить, что эта буферная система в эритроцитах тесно связана с водородкарбонатной системой. Т. к. рН внутри эритроцитов 7,25, то соотношение концентраций соли ( $\text{HCO}_3^-$ ) и кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) здесь несколько меньше, чем в плазме крови. И хотя буферная емкость этой системы по кислоте внутри эритроцитов несколько меньше, чем в плазме, она эффективно поддерживает постоянство рН.

Фосфатная буферная емкость играет в клетках крови гораздо более важную роль, чем в плазме крови. Прежде всего, это связано с большим содержанием в эритроцитах неорганических фосфатов. Кроме того, большое значение в поддержании постоянства рН имеют эфиры фосфорных кислот, главным образом фосфолипиды, составляющие основу мембран эритроцитов.

Фосфолипиды являются относительно слабыми кислотами. Значения рКа диссоциации фосфатных групп находятся в пределах от 6,8 до 7,2. Поэтому при физиологическом рН 7,25 фосфолипиды мембран эритроцитов находятся как в виде неионизированных, так и ионизированных форм. Иначе говоря, в виде слабой кислоты и ее соли. При этом соотношение концентраций соли и слабой кислоты составляет примерно (1,5-4) : 1. Следовательно, сама мембрана эритроцитов обладает буферным действием, поддерживая постоянство рН внутренней среды эритроцитов.

Таким образом, в поддержании постоянства кислотно-щелочного равновесия в крови участвует ряд буферных систем, обеспечивающих кислотно-основной гомеостаз в организме.

В современной клинической практике кислотно-щелочное равновесие (КЩР) организма обычно определяют путем исследования крови по микрометоду

Аструп и выражают в единицах ВЕ (от лат. "би-эксцесс" - избыток оснований). При нормальном кислотно-щелочном состоянии организма  $BE = 0$  (в аппарате Аструпа этому значению ВЕ отвечает  $pH\ 7,4$ ).

При значениях ВЕ от 0 до 3 КЩС организма считается нормальным, при  $BE = (6-9)$  - тревожным, при  $BE = (10-14)$  - угрожающим, а при абсолютном значении ВЕ, превышающем 14, - критическим. Для коррекции КЩР при ВЕ 0 (ацидоз) чаще используют 4%-ный раствор гидрокарбоната натрия, который вводят внутривенно. Необходимый объем этого раствора в мл рассчитывают по эмпирической формуле  $v = 0,5mBE$ , где  $m$  - масса тела, кг. Если состояние ацидоза возникло в результате кратковременной остановки сердца, то объем 4%-ного раствора  $NaHCO_3$  ( $v$  мл), необходимый для компенсации сдвига КЩР в кислую область, рассчитывают по формуле  $v = mz$ , где  $z$  - продолжительность остановки сердца, мин. Коррекция КЩР при алкалозе более сложна и требует учета многих привходящих обстоятельств. В качестве одной из временных мер целесообразно введение от 5 до 15 мл 5%-го раствора аскорбиновой кислоты.

Метод кислотно-основного титрования в одном из своих вариантов (алкалометрия) позволяет определять количества кислот и кислотообразующих веществ (солей, составленных из катиона слабого основания и аниона сильной кислоты и т. п.) с помощью растворов щелочной известной концентрации, называемых рабочими. В другом варианте (ацидиметрия) этот метод позволяет определять количества оснований и веществ основного характера (оксидов, гидридов и нитридов металлов, органических аминов, солей, составленных из катионов сильных оснований и анионов слабых кислот и т. п.) с помощью рабочих растворов кислот.

Метод кислотно-основного титрования используется в практике клинических, судебно-экспертных и санитарно-гигиенических исследований, а также при оценке качества лекарственных препаратов.

## **Заключение.**

В заключение следует отметить, что в организме человека вследствие процессов дыхания и пищеварения происходит постоянное образование двух противоположностей: кислот и оснований, причем преимущественно слабых, что обеспечивает равновесный характер протолитическим процессам, протекающим в организме. В то же время из организма постоянно выводятся кислотно-основные продукты, в основном через легкие и почки. За счет сбалансированности процессов поступления и выведения кислот и оснований, а также за счет равновесного характера протолитических процессов, определяющих взаимодействие этих двух противоположностей, в организме поддерживается состояние протолитического (кислотно-основного) гомеостаза.

## **Список использованной литературы.**

1. В.И.Слесарев «Химия: Основы химии живого: Учебник для вузов»-СПб: Химиздат,2000.
2. В.А.Попков, С.А. Пузаков «Общая химия:учебник»-М.:ГЭОТАР-Медиа,2009.
3. Ю.А.Ершов,В.А.Попков,А.С.Берлянд и др.; Под ред. Ю.А.Ершова «Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов»-М.: Высш.шк.,1993
4. <https://ru.wikipedia.org/>