**1.2. Пространство внутренних сред организма. рН. Алкалоз. Ацидоз.**

**Роль буферных систем в организме растений и животных**

**1. Организационный момент (5 мин)**

(СЛАЙД 1)

Цель занятия: сформировать представление о значении гомеостаза для жизни человека, животных и растений.

**2. Актуализация знаний и умений учащихся к изучению новой темы (3–5 мин)**

1. Что такое гомеостаз?

2. Какова среда крови, желудочного сока, слюны?

**3. Объяснение нового материала (37–40 мин)**

(СЛАЙД 2)

**Диссоциация воды. Водородный показатель (рН).** Вода – это слабый электролит. Процесс диссоциации воды протекает по уравнению:

Н2О H+ + ОН‾.

Однако диссоциирует всего лишь 1 молекула из 18 млн! Таким образом, в чистой воде или любом водном растворе при постоянной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная, называемаяионным произведением воды.

(СЛАЙД 3)

В основном, в качестве характеристики реакции среды используют концентрацию ионов водорода. Но так как она крайне мала, для удобства применяется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода, называемый водородным показателем (рН) среды.

pH = -lg[H+]

Например, если [H+] = 10‾3 моль/л (кислая среда), то рН = 3, а когда [Н+] = 10‾9 моль/л (щелочная среда), то рН = 9.

(СЛАЙДЫ 4 – 6)

Из этих примеров ясно, что в нейтральной среде [Н+] = 10‾7 моль/л, рН = 7,0; в кислой среде [Н+] > 10-7 моль/л, рН < 7,0; в щелочной среде [Н+] < 10-7 моль/л, рН > 7,0.

(СЛАЙД 7)

Реакцию среды можно также охарактеризовать и гидроксильным показателем, то есть отрицательным десятичным логарифмом концентрации гидроксид-ионов.

pOH = -lg [OH-]

Соответственно в нейтральной среде рОН = рН = 7, в кислой среде рОН > 7, а в щелочной среде рОН < 7, то есть изменение рОН в кислых и щелочных растворах противоположно изменению в них рН.

Если взять отрицательный десятичный логарифм выражения ионного произведения воды, получают

рН + рОН = 14.

(СЛАЙД 8)

Кроме теоретических расчетов, водородный показатель растворов можно определить экспериментально несколькими способами, основными из которых являются индикаторный и электрохимический.

(СЛАЙД 9)

Индикаторный метод определения pH основан на использовании кислотно-основных индикаторов, которые изменяют свой состав и свойства в зависимости от pH исследуемого раствора. По химической природе pH-индикаторы представляют собой органические кислоты или основания и являются слабыми электролитами.

(СЛАЙД 10)

Часто используют так называемые универсальные индикаторы, представляющие собой смесь нескольких индикаторов и позволяющие определять рH в широких пределах (1–10).

рH-индикаторы используются как в виде растворов, так и в виде различных индикаторных полосок, представляющих собой специальные сорта бумаги, пропитанные соответствующим индикатором. Индикаторный метод определения рH простой и удобный, но недостаточно точный.

(СЛАЙД 11)

Для более точного определения рH используется потенциометрический метод с помощью приборов, называемых рН-метры.

Разработаны различные модификации рH-метров, предназначенных для конкретных целей: определения рH крови, молока, тканевых жидкостей, желудочного сока и других.

(СЛАЙД 12)

Кислотность среды является важнейшим параметром системы, так как имеет немаловажное значение не только при проведении химических реакций в определенной среде, но и для всех живых организмов.

(СЛАЙД 13)

Одним из свойств живых организмов является кислотно-основной гомеостаз – постоянство рН биологических жидкостей, тканей и органов. В таблице 1 представлены значения рН некоторых биологических объектов.

Таблица 1 – Значения рН различных биологических жидкостей и тканей организма

|  |  |
| --- | --- |
| **Биологическая жидкость** | **рН (в норме)** |
| Сыворотка крови | 7,40–7,45 |
| Слюна | 6,35–6,85 |
| Чистый желудочный сок | 0,9–1,1 |
| Моча | 4,8–7,5 |
| Спинно-мозговая жидкость | 7,40 |
| Сок поджелудочной железы | 7,5–8.0 |
| Молоко | 7,0–8,0 |

Это постоянство поддерживается буферными системами организма и необходимо, чтобы обеспечивать нормальную деятельность ферментов и регулировать жизненно важные показатели.

Так, активность ферментов, а в некоторых случаях и специфика протекающих в тканях биохимических реакций, связаны с узким интервалом допустимых значений рН. Например, оптимальная активность пепсина, фермента желудочного сока, расщепляющего пептидные связи в белках, находится при рН 1,5. Ферменты сока поджелудочной железы – трипсин и химотрипсин, катализирующие гидролиз белков и пептидов, имеют максимальную активность в слабощелочной среде (рН = 7,5–8,0). Фермент слюны – амилаза, под действием которого крахмал и гликоген распадаются до мальтозы, имеет оптимальную активность при рН = 6,7, что соответствует рН слюны.

рН является одной из наиболее важных характеристик почвы. Разные почвы могут иметь рН от 4,5 до 10. По значению рН, в частности, можно судить о содержании в почве питательных веществ, а также о том, какие растения могут успешно расти на данной почве. Например, рост фасоли, салата, черной смородины затрудняется при рН почвы ниже 6,0; капусты – ниже 5,4; яблони – ниже 5,0; картофеля – ниже 4,9. Кислые почвы обычно менее богаты питательными веществами, поскольку хуже удерживают в себе катионы металлов, необходимые растениям. Например, попавшие в почву ионы водорода вытесняют из нее связанные ионы Са2+. А вытесненные из глинистых (алюмосиликатных) пород ионы алюминия в больших концентрациях токсичны для сельскохозяйственных культур.

Для раскисления кислых почв используют их известкование – внесение веществ, постепенно связывающих избыток кислоты. Такими веществами могут служить природные минералы – мел, известняк, доломит, а также известь, шлак с металлургических заводов. Количество внесенного раскислителя зависит от буферной емкости почвы. Например, для известкования глинистой почвы требуется больше раскисляющих веществ, чем для песчаной.

Большое значение имеют измерения рН дождевой воды, которая может оказаться довольно кислой из-за присутствия в ней серной и азотной кислот. Эти кислоты образуются в атмосфере из оксидов азота и серы (IV), которые выбрасываются с отходами многочисленных производств, транспорта, котельных и ТЭЦ. Известно, что кислотные дожди с низким значением рН (менее 5,6) губят растительность, живой мир водоемов. Поэтому постоянно ведется контроль показателя рН дождевой воды.

(СЛАЙД 14)

**Буферные растворы.** Буферными раствораминазывают такие растворы, рН которых сохраняется примерно постоянным при небольшом разбавлении или добавлении к ним небольших количеств сильной кислоты или сильного основания.

Буферные растворы играют большую роль в жизнедеятельности. К числу исключительных свойств живых организмов относится их способность поддерживать постоянство рН биологических жидкостей, тканей и органов. Это постоянство обусловлено наличием нескольких буферных систем, входящих в состав этих тканей.

Классификация кислотно-основных буферных систем. Буферные системы могут быть трех типов. Каждая буферная система состоит, как правило, из 2 компонентов.

(СЛАЙД 15)

1. Кислотная буферная система образована слабой кислотой и солью этой кислоты от сильного основания.

Например, ацетатная буферная система представляет собой смесь уксусной кислоты и ацетата натрия: СН3СООН/СН3СООNa.

(СЛАЙД 16)

Гидрокарбонатная система – смесь угольной кислоты и гидрокарбоната натрия: Н2СО3/NaНСО3.

2. Основная буферная система образована слабым основанием и солью этого основания от сильной кислоты.

Например, аммиачная буферная система – смесь аммиака (или гидроксида аммония) и хлорида аммония NН3/NH4Cl.

3. Солевая буферная система – смесь двух солей многоосновной кислоты.

Например, карбонатная буферная система Na2СO3/NaНСО3.

Фосфатная буферная система – смесь гидрофосфата и дигидрофосфата натрия Na2НРО4/ NaН2РО4.

(СЛАЙДЫ 17, 18)

**Буферные системы в живом организме.** В организмах животных и человека существует несколько буферных систем, которые взаимосвязаны между собой: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, белковая.

Рассмотрим более подробно каждую из систем.

Гидрокарбонатная буферная система: смесь углекислого газа и гидрокарбоната натрия СО2/NаНСО3. Эта система регулирует содержание кислорода и диоксида углерода в крови и действует эффективно вблизи рН 7,4. При поступлении в кровь кислот (доноров Н+) ионы НСО3- связывают их в молекулы Н2СО3, которые затем распадаются до СО2 и воды. Увеличение концентрации углекислого газа в плазме приводит к увеличению его давления в легких и при выдохе избыток СО2 выводится из организма.

При поступлении в кровь оснований (акцепторов Н+) происходит их взаимодействие с углекислым газом с образованием гидрокарбонат-ионов, избыток которых выводится с мочой.

Фосфатная буферная система: смесь кислых солей фосфорной кислоты гидрофосфата и дигидрофосфата натрия NaН2РО4/Na2НРО4. Эта система находится, в основном, в тканевой жидкости. Фосфатная буферная система участвует в нейтрализации как кислых, так и основных продуктов метаболизма. В связи с малым содержанием фосфатов в плазме крови она менее мощная, чем гидрокарбонатная.

(СЛАЙД 19)

Гемоглобиновая буферная система представлена в 2 формах: гемоглобин и его соль HHb/КHb; оксигенированный гемоглобин и его соль HHbО2/КHbО2. Эта буферная система находится в эритроцитах и обеспечивает буферную емкость крови на 70%.

(СЛАЙД 20)

Белковые буферные системы образованы белками и их натриевыми солями. Они содержатся в крови и тканях и обеспечивают примерно 10% буферной емкости крови. Белки являются амфолитами, то есть проявляют как кислотные, так и основные свойства, поскольку содержат и основные (–NH2) и кислотные (–COOH) группы.

Таким образом, в поддержании постоянства кислотно-щелочного равновесия в крови участвует ряд буферных систем, которые взаимосвязаны друг с другом и обеспечивают кислотно-основной гомеостаз в организме.

(СЛАЙД 21)

Смещение значения рН крови в кислую область от нормальной величины называется ацидозом, а в щелочную область – алкалозом.

(СЛАЙД 22)

Знакомство с профессией – лаборант агрохимического анализа. Эта профессия на сегодняшний день достаточно широко распространена в нашей стране и востребована на рынке труда. Лаборант агрохимического анализа осуществляет отбор и подготовку проб почв, кормов, продукции растениеводства, минеральных и органических удобрений, химической продукции, поставляемой сельскому хозяйству.

(СЛАЙД 23)

Он определяет кислотность почв и тепличных грунтов, содержание влаги, органического вещества, нитратов, питательных веществ и микроэлементов, засоленность почв и их физико-механические свойства. Лаборант агрохимического анализа определяет в кормах и продукции растениеводства массовую долю влаги, каротина, золы, сырой клетчатки, сырого жира, азота, фосфора, кальция, углеводов, микроэлементов, аминокислот, витаминов, выполняет контрольные и арбитражные анализы удобрений, выполняет отладку лабораторных установок, приборов и оборудования, осуществляет наблюдение за их работой и запись показаний, выполняет расчеты и математико-статистическую обработку полученных данных.

**4. Практическая работа (37–40 мин)**

Цель: приготовление буферных растворов;

Порядок выполнения работы.

Опыт 1. Приготовление буферных растворов.

Возьмите три пронумерованные пробирки. В первую отмерьте 2,5 мл раствора CH3COOH с молярной концентрацией 0,1 моль/л и 2,5 мл раствора CH3COONa с такой же концентрацией (ацетатный буферный раствор № 1).

Во вторую – по 2,5 мл раствора аммиака и NH4Cl с концентрацией 0,1 моль/л (аммиачный буферный раствор).

В третью – 2,5 мл раствора CH3COOH с концентрацией 0,1 моль/л и 2,5 мл раствора CH3COONa с концентрацией 0,01 моль/л (ацетатный буферный раствор № 2).

Определите рН полученных буферных растворов с помощью индикаторной бумаги. Для этого каплю буферного раствора нанесите на полоску индикаторной бумаги и сравните окраску с эталоном. Результаты занесите в таблицу 1.

Опыт 2. Разбавление буферных растворов.

В две колбы по 100 мл отмерьте по 1 мл ацетатного (№ 1) и аммиачного буферных растворов и добавьте по 50 мл дистиллированной воды. С помощью индикаторной бумаги определите рН разбавленных растворов и сделайте вывод, как влияет разбавление на величину рН (таблица 2).

Протокол оформления работы

Таблица 1 – Приготовление буферных растворов

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Название буферного раствора** | **Состав** **буферного раствора** | **Значение рН** |
| Ацетатный буферный раствор № 1 |  |  |
| Аммиачный буферный раствор |  |  |
| Ацетатный буферный раствор № 2 |  |  |

Вывод:

Таблица 2 – Разбавление буферных растворов

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Буферный****раствор** | **Добавлено H2O, мл** | **Практическое значение рН** |
| **исходного** **раствора** | **после добавления воды** |
| Ацетатный буферный раствор № 1 |  |  |  |
| Аммиачный буферный раствор |  |  |  |

Вывод.

(СЛАЙД 24)

**5. Подведение итогов факультативного занятия (5 мин)**

1. Как называются системы, поддерживающие гомеостаз?

2. Из чего состоят буферные системы?

3. Какие буферные системы присутствуют в живых организмах?

4. Какие значения он принимает в кислой, нейтральной и щелочной среде?

5. Какое значение имеет постоянные цифры рН в биологических жидкостях, органах и тканях человека, животных и растений?

6. Что такое алкалоз и ацидоз?

7. Что такое водородный показатель?

8. Назовите методы определения рН.