

ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ «АЛЕКСЕЕВСКИЙ АГРАРНЫЙ  
КОЛЛЕДЖ»

ИНФОРМАЦИОННЫЙ ПРОЕКТ

На тему: «БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ В ЖИВЫХ ОРГАНИЗМАХ»

Выполнила: Прыткова Анастасия Андреевна

Группа 13с 1 курс

Специальность: 36.02.01 «Ветеринария»

Руководитель: Галеева Эльмира

Нургалиевна

2023г.

Сод ание

### **Основная часть**

Понятие буферных решений.

Классификация буферов.

Механизм действия буферов.

Использование буферных растворов в химическом анализе.

Буферные системы в организме человека.

### **Практическая часть**

Приготовление буферных растворов.

Реактивы, посуда, оборудования.

Приготовление раствора гидроксида натрия.

Приготовление раствора тетрабората натрия.

Расчет значения рН.

Измерение рН полученного буфера.

Заключение опыта.

Заключение.

Список использованной литературы.

## Введение:

Многие реакции в растворе протекают в нужном направлении только при определенной концентрации ионов  $H^+$ . Его изменение в ту или иную сторону от соответствующего оптимального значения приводит к появлению новых, часто нежелательных продуктов. В связи с этим поддержание постоянного значения рН в течение всей продолжительности реакции часто является важным условием ее успешного завершения.

Это особенно верно для биохимических процессов в живых организмах. Большинство из них катализируются различными ферментами или гормонами, проявляющими свою биологическую активность только в строго определенном и довольно узком диапазоне значений рН.

Растворы, которые могут поддерживать постоянную концентрацию ионов  $H^+$ , когда к ним добавляются небольшие количества сильной кислоты или щелочи, а также при разбавлении, называются буферными растворами или буферными системами.

**Целью данной работы является** изучение литературы по различным буферным системам и приготовление одного из буферных растворов.

При выполнении этой работы предполагалось решить следующие **задачи:**

Провести литературный обзор существующих буферов.

Подготовить буферный раствор с указанным значением рН.

**Объектом исследования является** – изучение понятия буферных решений, а так же классификации буферов.

**Методы исследования данного проекта** - являются использование буферных растворов в химическом анализе, а так же приготовление растворов для изучения данного проекта.

## **Основная часть**

### **Понятие буферных решений**

Буферные растворы - это растворы, рН которых практически не изменяется при разбавлении, а также при добавлении небольших количеств кислот или щелочей. В лабораторной практике очень часто необходимо работать с растворами, которые должны иметь определенное значение рН. Для этого готовятся буферные растворы.

Когда к воде добавляют небольшое количество кислоты или щелочи, концентрация ионов водорода и, следовательно, рН раствора изменяются. Если такие же количества кислоты или щелочи добавляют не в воду, а в смесь водных растворов слабой кислоты и ее соли или слабого основания и ее соли, то  $[H^+]$  и, следовательно, рН раствора практически не изменится.

Свойство этих растворов сохранять неизменной концентрацию ионов водорода при разбавлении, добавляя к ним небольшое количество сильных кислот или щелочей, называется буферизацией.

Буферные растворы находятся в водах океанов, почвенных растворах и живых организмах. Они выполняют функции регуляторов, которые поддерживают активную реакцию среды на определенное значение, что необходимо для успешного протекания метаболических реакций.

Действие буферных растворов основано на том факте, что отдельные компоненты буферных смесей связывают ионы  $H^+$  или  $OH^-$  введенных в них кислот или оснований, образуя слабый электролит.

При добавлении небольших количеств кислоты или щелочи в буферные растворы и при разбавлении их рН практически не изменяется. Однако это

верно только при добавлении кислот и щелочей в определенных пределах; если вы добавите их много, свойства буфера исчезнут, так как буферная емкость решения будет превышена.

На единицу буферной емкости смеси обычно берется емкость такого раствора, для изменения рН которой на единицу необходимо ввести 1 моль-эквивалент сильной кислоты или щелочи на 1 литр буфера. решение.

Если буферная емкость раствора А больше, чем буферная емкость раствора В, это означает, что для того, чтобы изменить рН раствора на одну единицу, в раствор А необходимо добавить более высокую концентрацию кислоты или щелочи, чем в раствор В.

Если к буферному раствору, имеющему различные концентрации компонентов, добавляют равные количества кислоты или щелочи, то рН раствора изменяется в различной степени.

Для одного и того же буферного раствора, чем выше концентрация его компонентов, тем выше буферная емкость.

Таким образом, мы можем сделать выводы:

- буферный раствор имеет определенную буферную емкость;
- растворы, содержащие равные концентрации слабой кислоты и ее соли или - слабого основания и ее соли, имеют максимальную буферную емкость;
- буферная емкость тем больше, чем выше концентрация компонентов буферной смеси.

Часто на практике возникает необходимость проводить операции или реакции при определенных значениях рН. И если в результате реакции высвобождаются ионы  $H^+$  или  $OH^-$ , то рН изменится, и кинетика, механизм процессов, растворимость осадков, ионизация соединений и т. д. Могут измениться. В этих случаях буферные растворы используются для поддержания определенного рН раствора.

## Классификация буферов

Различают натуральные и искусственные буферы. Природный буферный раствор представляет собой кровь, содержащую бикарбонатную, фосфатную, белковую, гемоглобиновую и кислотную буферные системы. Искусственный буфер может представлять собой ацетатный буфер, состоящий из  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Буферные растворы могут быть кислыми ( $\text{pH} < 7$ ) или щелочными ( $\text{pH} > 7$ ).

Буферные системы могут быть четырех типов:

1. Слабая кислота и ее анион: Например: ацетатная буферная система  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , зона действия  $\text{pH} = 3,8 - 5,8$ .
2. Слабая база и ее катион: Например: аммиачная буферная система  $\text{NH}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , диапазон действия  $\text{pH} = 8,2 - 10,2$ .
3. Анионы кислой и средней соли: Например: карбонатная буферная система  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaHCO}_3$ , зона действия  $\text{pH} = 9,3 - 11$ .
4. Смесь двух кислых солей: Например: фосфатная буферная система  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , зона действия  $\text{pH} = 7,4 - 8$ .

## Механизм действия буферов

Давайте разберемся, на чем основаны свойства буферных растворов, на примере буферной смеси уксусной кислоты и ацетата натрия.

Разведение водой

Уксусная кислота является слабой кислотой, кроме того, ее диссоциация дополнительно снижается за счет присутствия ацетата натрия (эффект действия иона того же названия). буферный раствор гидроксида тетрабората

Предположим, что рассматриваемый раствор разбавлен водой в 10 или 20 раз. Казалось бы, из-за сильного снижения концентрации уксусной кислоты концентрация ионов  $\text{H}^+$  должна уменьшиться, но этого не происходит, потому

что степень диссоциации уксусной кислоты увеличивается при разбавлении, поскольку концентрация ацетата натрия, который подавляет диссоциацию уксусной кислоты в этом растворе, уменьшается. Поэтому при разбавлении водой рН практически не меняется.

#### Добавление сильной кислоты

Когда небольшое количество сильной кислоты, такой как соляная кислота, добавляется в буферную смесь, происходит следующая реакция:  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$ .

Поступающие в раствор ионы  $\text{H}^+$  будут связываться с образованием молекул уксусной кислоты с низкой степенью диссоциации. Таким образом, концентрация ионов  $\text{H}^+$  вряд ли увеличится, а рН раствора практически не изменится.

Если к чистой воде добавить такое же количество кислоты, все ионы  $\text{H}^+$  останутся в растворе, концентрация ионов водорода увеличится во много раз, и рН раствора заметно изменится. А водород, как вы знаете, является наиболее распространенным химическим элементом.

#### Добавление небольшого количества щелочи

Щелочь, добавленная в буферную смесь, реагирует с уксусной кислотой:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ .

Ионы  $\text{OH}^-$  связаны ионами  $\text{H}^+$  уксусной кислоты с образованием недиссоциированных молекул воды. Однако потеря этих ионов восполняется в результате диссоциации молекул уксусной кислоты. Таким образом, рН раствора практически не изменится после добавления щелочи.

Если вы добавите щелочь в чистую воду, все ионы  $\text{OH}^-$  останутся в растворе. Концентрация ионов  $\text{OH}^-$  резко возрастет, концентрация ионов  $\text{H}^+$  соответственно уменьшится, и рН раствора заметно изменится.

Подобные явления наблюдаются при добавлении небольших количеств кислот и щелочей в другие буферные смеси.

### Использование буферных растворов в химическом анализе

Буферные растворы широко используются в химическом анализе в тех случаях, когда, согласно условиям эксперимента, химическая реакция должна протекать с точным значением рН, которое не изменяется при разбавлении раствора или добавлении в него других реагентов.

Например, при окислительно-восстановительной реакции, при осаждении сульфидов, гидроксидов, карбонатов, хроматов, фосфатов и т. д.

Например: Ацетатный буферный раствор ( $\text{CH}_3\text{COONa}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) используется для осаждения осадков, которые не осаждаются в кислых или щелочных растворах. Вредное воздействие кислот тормозит ацетат натрия, который реагирует с сильными кислотами.

Аммоний-аммониевый буферный раствор ( $\text{NH}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) используется для осаждения карбонатов бария, стронция, кальция и их отделения от ионов магния; при осаждении никеля, кобальта, цинка, марганца, сульфидов железа, а также при разделении гидроксидов алюминия, хрома, бериллия, титана, циркония, железа и др.

Буферный раствор формиата ( $\text{HCOOH}$  и  $\text{HCOONa}$ ) используется для отделения ионов цинка, выделяющихся в присутствии ионов кобальта, никеля, марганца, железа, алюминия и хрома.

Фосфатно-солевой буфер ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ) используется во многих окислительно-восстановительных реакциях.

Для успешного использования буферов для анализа необходимо помнить, что не каждая смесь подходит для этого анализа.

Буферная смесь выбирается в зависимости от ее назначения. Он должен удовлетворять определенному качественному составу, а его компоненты должны присутствовать в растворе в определенных количествах, поскольку влияние буферных смесей зависит от соотношения концентраций их компонентов.

### **Буферные системы в организме человека**

Организм может быть определен как физико-химическая система, которая существует в окружающей среде в стационарном состоянии. Именно эта способность живых систем поддерживать стационарное состояние в постоянно меняющейся среде определяет их выживание. Для обеспечения стационарного состояния у всех организмов - от морфологически самых простых до самых сложных - были разработаны различные анатомические, физиологические и поведенческие адаптации, служащие одной и той же цели - поддержание постоянства внутренней среды.

Это относительное динамическое постоянство внутренней среды (кровь, лимфа, тканевая жидкость) и стабильность основных физиологических функций (кровообращение, дыхание, терморегуляция, обмен веществ и т. д.) Организма человека и животного называют гомеостазом.

Этот процесс осуществляется в основном за счет активности легких и почек за счет дыхательной и выделительной функций. В основе гомеостаза лежит поддержание кислотно-щелочного баланса.

Основной функцией буферных систем является предотвращение значительных изменений рН путем взаимодействия буфера с кислотой и основанием. Действие буферных систем в организме направлено прежде всего на нейтрализацию образующихся кислот.

Несколько различных буферных систем существуют одновременно в организме. Функционально их можно разделить на бикарбонатные и некарбонатные. Некарбонатная буферная система включает гемоглобин,

различные белки и фосфаты. Наиболее активно он действует в крови и внутри клеток .

Бикарбонат является ключевым компонентом основной буферной системы организма. Он состоит из двух кислотно-основных частей в динамическом равновесии: уголекислота / бикарбонат-ион и бикарбонат-ион / карбонат-ион.

Кислоты от обмена веществ нейтрализуются бикарбонатом. При рН около 7,4 бикарбонат-ион преобладает в организме, и его концентрация может быть в 20 раз выше, чем концентрация уголекислоты. По своей природе уголекислота очень нестабильна и сразу же после своего образования расщепляется на уголекислый газ и воду. Реакции образования и последующего быстрого разложения уголекислоты в организме настолько совершенны, что им часто не придают особого значения. Эти реакции катализируются ферментом карбоангидразой, который содержится в эритроцитах и почках. В зависимости от условий обе реакции могут идти в ту или иную сторону.

Если в замкнутой системе появляется избыток уголекислого газа, равновесие этих реакций сдвигается влево, что приводит к незначительному снижению рН. Особенность бикарбонатной буферной системы в том, что она открыта. Избыток ионов водорода связывается с бикарбонатом, образующийся уголекислый газ стимулирует дыхательный центр, усиливается вентиляция легких, а избыток уголекислого газа удаляется во время дыхания. Так организм поддерживает баланс рН. Чем больше ионов водорода образуется в клетках, тем больше расход бикарбонатного буфера. На этой стадии обмена веществ соединяются почки, которые удаляют избыток ионов водорода, а количество бикарбоната в организме восстанавливается.

Некарбонатные буферные системы активно функционируют в крови и в клетках. Фосфатный буфер может действовать как в органических молекулах,

так и в виде свободных ионов. Одна из его молекул способна связывать до трех катионов водорода. Белки могут присоединять как кислотные, так и основные группы к своей полипептидной цепи.

Буферная емкость белковой буферной системы может охватывать широкий диапазон рН. В зависимости от доступного значения рН он может связывать как гидроксильные группы, так и ионы водорода. Третья часть буферной емкости крови - гемоглобин. Каждая молекула гемоглобина может нейтрализовать несколько ионов водорода. Когда кислород попадает из гемоглобина в ткани, способность гемоглобина связывать ионы водорода увеличивается, и наоборот: когда гемоглобин насыщается кислородом в легких, он теряет присоединенные ионы водорода. Высвобожденные ионы водорода реагируют с бикарбонатом с образованием углекислого газа и воды. Образующийся углекислый газ удаляется из легких путем дыхания. Этот пример иллюстрирует процесс восстановления некарбонатных буферных систем с использованием бикарбонатной буферной системы.

Этот процесс можно рассматривать как цепочку реакций, в результате которых ион водорода перемещается между различными буферными системами, в конечном итоге достигая бикарбонатного буфера.

Как описано выше, кислоты, образующиеся в результате метаболизма, немедленно попадают под контроль различных буферных систем. Это предотвращает резкие изменения рН внутренней среды организма. Образующийся углекислый газ выделяется через легкие во время дыхания, а нелетучие кислоты могут выводиться только почками.

Поддержание буферной емкости организма и восстановление различных буферных систем происходит за счет восстановления уровня бикарбоната в сыворотке. Этот процесс происходит в почках.

На первом этапе образования мочи ( клубочковая фильтрация) образуется ультрафильтрат плазмы, представляющий собой первичную мочу, схожую по составу с плазмой. Первичная моча содержит значительное количество бикарбоната, который организм должен хранить. Поэтому, когда уровень бикарбоната в плазме падает ниже физиологических показателей, в проксимальных канальцах почек при участии фермента карбоангидразы начинается процесс реабсорбции ионов бикарбоната, отфильтрованных в клубочках.

Но одного только сохранения бикарбоната недостаточно, поскольку большое его количество расходуется на восстановление других буферов в организме и теряется при дыхании в виде углекислого газа. Количество бикарбоната в организме должно постоянно пополняться. Этот процесс проводится в дистальных канальцах с участием карбоангидразы. В этом случае ионы водорода выделяются в мочу, которые связываются с фосфатами или аммонием в трубчатом фильтрате, а ионы бикарбоната возвращаются в кровь. Существует секреция нелетучих кислот и восстановление бикарбоната.

В результате описанных выше процессов предотвращается потеря бикарбоната в моче и образуются дополнительные количества бикарбонат-ионов, что соответствует эндогенной продукции катионов водорода. При нормальных условиях физиологический уровень бикарбоната в крови восстанавливается (24 - 27 моль / л).

Ухудшение почечной функции приводит к снижению секреции ионов водорода и реабсорбции бикарбоната, в организме накапливаются кислоты, а уровень бикарбоната в плазме падает ниже физиологической нормы. На начальной стадии почечной недостаточности из-за гипервентиляции физиологический уровень рН в плазме может поддерживаться в течение некоторого времени, хотя затем метаболический ацидоз все же развивается.

Чтобы снизить кислотную нагрузку и улучшить самочувствие пациентов на этой стадии почечной недостаточности, назначают белково-ограниченную диету и бикарбонатные таблетки.

По мере прогрессирования почечной недостаточности все имеющиеся в организме буферы, включая карбонат, содержащийся в костях, участвуют в обмене веществ. Позже, когда симптомы становятся опасными для жизни, требуется диализное лечение.

Несмотря на усилия врачей, большинство пациентов на диализе постоянно находятся в состоянии метаболического ацидоза. Это объясняется тем, что при гемодиализе они не корректно корректируют кислотно-основное состояние.

В результате различных обменных процессов в нашем организме постоянно образуются различные кислоты. Они немедленно нейтрализуются буферными системами, из которых наиболее важным является бикарбонат. Для поддержания постоянного уровня рН внутренней среды организма, бикарбонат потребляется, что требует его постоянной регенерации. Обычно этот процесс происходит в почках. У пациентов с почечной недостаточностью диализ заменяет функцию почек, и буферная емкость крови восстанавливается путем включения в буферный раствор различных источников буфера, наиболее физиологическим из которых является бикарбонат. Из-за недостаточной корреляции кислотно-основного состояния во время сеанса гемодиализа многие диализные пациенты постоянно находятся под влиянием метаболического ацидоза.

## Практическая часть

### Приготовление буферных растворов

В лабораторной практике используются буферные растворы с ранее известными значениями рН. Так, приготовление буферных растворов осуществляется с использованием растворов слабой кислоты и ее соли с сильным основанием или слабого основания и ее соли с сильной кислотой. Затем, изменяя количественные соотношения компонентов, готовят буферные растворы с заданным значением рН.

Например, вам нужно приготовить ацетатный буфер с несколькими значениями рН. Сначала готовят 5М растворы ацетатной кислоты и ацетата натрия. Чтобы приготовить первый раствор, возьмите 50 мл каждого из компонентов. Руководствуясь формулой, определяется концентрация ионов  $H^+$  в полученном растворе. Для следующего буферного раствора, например, берут 80 мл раствора кислоты и 20 мл раствора соли, приготовленного ранее. Существуют методы приготовления различных буферных растворов, используемые в химическом анализе и лабораторной практике.

Мы будем готовить боратный буферный раствор (рН = 9,3-11). Боратный буферный раствор представляет собой смесь растворов щелочи (NaOH) и тетрабората натрия ( $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ ). Способ приготовления: поместите раствор NaOH (0,1 М) с объемом, указанным в таблице 1, в колбу объемом 100 мл и разбавьте раствором тетрабората натрия (0,05 М) до отметки

Таблица 1. Соотношение объемов NaOH и значений pH боратного буфера[15].

В нашем эксперименте мы готовили боратный буфер (pH = 9.9) и затем сравнили данные полученные теоретически и практически полученное значение pH приготовленного буфера.

Для того чтобы приготовить боратный буфер мы использовали 0.1M раствор NaOH и 0.05M раствор  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

**Реактивы, посуда, оборудование:**

Реактивы: NaOH

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Посуда: мерные колбы на 100 мл

воронка

бюксы

Оборудование: аналитические весы ВЛР-200

УЛК «Химия»

**Приготовление раствора гидроксида натрия**

Расчет навески NaOH, которую нужно взять для приготовления 100 мл 0.1M раствора:

0.1 моль - 1000 мл

X моль - 100 мл

X = 0.01 моль

M (NaOH) = 39.997 г/моль

m (NaOH) = 0.01\*39.997 = 0.39997 г

pH	V,мл	pH	V,мл	pH	V,мл	pH	V,мл
9.3	8.9	9.8	38.2	10.3	40.0	10.8	49.1
9.4	15.4	9.9	39.9	10.4	45.2	10.9	49.5
9.5	21.0	10.0	41.1	10.5	46.3	11.0	49.9
9.6	26.8	10.1	42.3	10.6	47.2		
9.7	34.3	10.2	43.0	10.7	48.6		

### Взятие навески NaOH

m (бюкс техн.)	m (бюкс аналит.)	m (бюкс+в-во)	m (вещества)
18.470г	18.4372г	18.8237г	0.3865г

$$m(\text{NaOH}) = 0.3865 \text{ г}$$

Растворяем навеску щелочи в колбе на 100 мл и тщательно перемешиваем. С

$$C(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / V * M(\text{NaOH})$$

$$C(\text{NaOH}) = 0.3865 / 0.1 * 39.997 = 0.097\text{M}$$

### Приготовление раствора тетрабората натрия

Расчет навески тетрабората натрия ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), которую нужно взять для приготовления 100 мл 0.05M раствора:

$$0.05 \text{ моль} - 1000 \text{ мл}$$

$$X \text{ моль} - 100 \text{ мл}$$

$$X = 0.005 \text{ моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 381.3654 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0.005 * 381.3654 = 1.9068 \text{ г}$$

Взятие навески  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

m (бюкс техн.)	m (бюкс аналит.)	m (бюкс аналит.)	m (бюкс аналит.)
16.905г	16.8974г	18.8134г	1.916г

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1.916 \text{ г}$$

Растворяем навеску тетрабората натрия в колбе на 100 мл и тщательно перемешиваем.

$$C(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) / V * M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$$

$$C(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1.916 / 0.1 * 381.3654 = 0.0503\text{M}$$

### 3.4 Расчет значения pH

Так как наша концентрация растворов немного отличается от той, которая представлена в литературных источниках, то необходимо провести перерасчет значения pH.

Для получения раствора с  $pH = 9.9$  необходимо 39.9 мл 0.1М раствора щелочи (см. Таблица 1).

39.9 мл - 0.1М

X мл - 0.097М

X = 38.703 мл

38.703 мл 0.097М раствора щелочи требуется для  $pH = 9.9$ . Мы использовали 40 мл NaOH.

38.703 мл для приготовления раствора с  $pH = 9.9$

40 мл для приготовления раствора с  $pH = Y$

$Y = 10.232$

### 3.5 Измерение pH полученного буфера

Для точного измерения значения водородного показателя среды мы используем прибор УЛК «Химия».

Значение pH раствора мы будем искать по формуле:

$$E = E' - (17.58 * pH) / t \text{ (оК)}$$

Чтобы определить потенциал мы используем стандартный раствор тетрабората натрия с установленным  $pH = 9.2$ . Стандартный раствор наливаем в сухой стеклянный стакан и опускаем в него электроды.

$$E = -0.2939$$

$$t = 298.431 \text{ К}$$

Далее найдем  $E'$ :

$$-0.2939 = E' - (17.58 * 9.2) / 298.431$$

$$E' = 0.248$$

Для дальнейшей работы с прибором, необходимо промыть электроды дистиллированной водой. Полученный буферный раствор наливаем в сухой стеклянный стакан и опускаем в него электроды.

$$E = -0.3335$$

$$t = 298.309 \text{ К}$$

Найдем значение рН:

$$-0.3335 = 0.248 - (17.58 \cdot \text{pH}) / 298.309$$

$$\text{pH} = 9.87$$

Значение водородного показателя среды для приготовленного боратного буферного раствора составило 9.87.

Рассчитаем относительную ошибку, которая была допущена в ходе эксперимента.

$$A = X_{\text{найд}} - X_{\text{ист}}$$

$$A = 10.232 - 9.87 = 0.362$$

$$O = (A/X_{\text{ист}}) \cdot 100\%$$

$$O = (0.362/10.232) \cdot 100\% = 3.54\%$$

В ходе эксперимента нами была допущена относительная ошибка равная 3.54%.

Заключение опыта

В ходе выполнения курсовой работы мы выяснили, что буферные растворы выполняют функции регуляторов, поддерживающих активную реакцию среды при определенном значении, необходимом для успешного протекания реакций обмена веществ.

Так же мы ознакомились с литературными источниками, содержащими информацию о буферных растворах.

Рассмотрели методики расчета и приготовления буферных растворов.

В работе был приготовлен боратный буфер с относительной ошибкой по рН равной 3.54%.

## **Заключение**

Итак, буферными растворами называют растворы, поддерживающие постоянное значение рН при разбавлении и добавлении небольших количеств кислоты или основания. Важным свойством буферных растворов является их способность сохранять постоянное значение рН при разбавлении раствора. Растворы кислот и оснований не могут называться буферными растворами, т.к. при разбавлении их водой рН раствора изменяется. Наиболее эффективные буферные растворы готовят из растворов слабой кислоты и ее соли или слабого основания и его соли.

Буферные растворы можно рассматривать как смеси электролитов, имеющих одноименные ионы. Буферные растворы играют важную роль во многих технологических процессах. Они используются, например, при электрохимическом нанесении защитных покрытий, в производстве красителей, кожи, фотоматериалов. Широко используют буферные растворы в химическом анализе и для калибровки рН-метров.

Многие биологические жидкости являются буферными растворами. Например, рН крови в организме человека поддерживается в пределах от 7,35 до 7,45; желудочного сока от 1,6 до 1,8; слюны от 6,35 до 6,85. Компонентами таких растворов являются карбонаты, фосфаты и белки. В бактериологических исследованиях при выращивании бактерий тоже приходится использовать буферные растворы.

Мы также ознакомились с литературными источниками, содержащими информацию о буферных решениях.

Мы рассмотрели методы расчета и приготовления буферных растворов. В этой работе был приготовлен боратный буфер с относительной погрешностью рН 3,54%. Поставленная цель исследовательской работы была достигнута, задачи решены.

#### Список использованной литературы

1. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии Справ, изд.-6-е изд., перераб. и доп.— М.: Химия, 1989. — 448 с.: ил. - ISBN 5-7245-0000-0
2. Бончев П. Р. Введение в аналитическую химию. Л.: Химия, 1978.
3. Васильев В.П. Аналитическая химия: В 2 ч. М.: Высш. шк., 2005. Ч. 1. - 320 с.; Ч. 2. - 384 с.
4. Конспект лекций по аналитической химии./ В.В. Болотов, Е.В. Дынник, Т.В. Жукова - НФАУ, 2002
5. Болтromeюк В. В «Общая химия»
6. Аналитическая химия. Проблемы и подходы Т.1/ Р. Кельнер - М.: Аст, 2004
7. Аналитическая химия./ О.М. Петрухин - М.: Химия, 2001
8. Буферные растворы: Метод указ./Сост. Н. И. Ульянова, Г. Н. Олисова - Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2006