

Министерство здравоохранения Республики Беларусь  
Учреждение образования  
«Гомельский государственный медицинский университет»

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;  
Ж.Н. Громько, старший преподаватель кафедры;  
М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;  
А.А. Шихалова, преподаватель кафедры.

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**

для проведения лабораторного занятия  
по учебной дисциплине «Медицинская химия»  
**для студентов**  
I курса лечебного факультета,  
обучающихся по специальности 7-07-0911-01 «Лечебное дело»

### **Тема 11: Кислотно-основное равновесие. Буферные растворы**

Время: 2 часа

Утверждено на заседании кафедры  
общей и биоорганической химии  
(протокол от 31.08.2024 № 9)

## УЧЕБНАЯ И ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ ЦЕЛЬ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

### Учебная цель:

– формирование у студентов базовой профессиональной компетенции для решения диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности на основе знаний о кислотно-основном равновесии в организме человека и биологических буферных системах, поддерживающих кислотно-основной гомеостаз.

### Воспитательная цель:

– развить свой целостно-личностный, духовный потенциал;  
– сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;  
– научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии;  
– осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности.

### Задачи:

В результате проведения учебного занятия студент должен

#### знать:

– понятия о буферных растворах, кислотно-основном и электролитном гомеостазе;  
– классификацию буферных систем;  
– механизм действия буферных растворов;  
– буферные системы организма;

#### уметь:

– описывать с помощью уравнений химических реакций механизм буферного действия;  
– решать расчетные задачи на вычисление рН буферных растворов;

#### владеть:

– навыками приготовления различных типов буферных растворов и расчетов величины рН в них.

### Мотивация для усвоения темы:

Биологические жидкости человека содержат большое количество электролитов: NaCl, CaCl<sub>2</sub>, KCl, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> и др. В процессе жизнедеятельности в организм поступают извне, а также образуются в результате метаболизма продукты, имеющие как кислый, так и основной характер. Организм человека постоянно теряет воду с потом, мочой, через легкие, кожу. Однако, в норме концентрация ионов в клетках и тканях поддерживается постоянной. Это свойство живых систем называется кислотно-основным гомеостазом. Поддержание кислотно-основного и электролитного равновесия в тканях, биологических жидкостях крайне важно для нормального функционирования организма. Изменение электролитного состава приводит к изменению реакции среды биологических жидкостей.

Различают физиологические и физико-химические механизмы регуляции кислотно-основного равновесия в организме. В основе физиологических механизмов регуляции лежат процессы метаболизма, дыхания, мочеиспускания, которые изучаются в курсах биохимии, нормальной и патологической физиологии.

К физико-химическим механизмам поддержания постоянного кислотно-основного и электролитного гомеостаза в крови и тканевых жидкостях относятся буферные системы, которые представлены буферными системами крови, клеток и межклеточных жидкостей в тканях.

### **МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ**

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Кислотно-основное равновесие. Буферные растворы».

2. Учебные таблицы:

а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

б) таблица растворимости кислот, оснований и солей;

3. Справочные материалы по основным физико-химическим величинам.

4. Химические реактивы и оборудование, необходимые для проведения лабораторной работы.

### **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ**

1. Кислотно-основное равновесие в растворах.

2. Буферные растворы: классификация, механизм действия. Буферная емкость. Расчет pH буферных систем.

3. Буферные системы крови. Механизмы регуляции кислотно-основного равновесия в организме человека.

### **ХОД ЗАНЯТИЯ**

#### **Теоретическая часть**

#### **1. КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ**

#### **2. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ: КЛАССИФИКАЦИЯ, МЕХАНИЗМ ДЕЙСТВИЯ. БУФЕРНАЯ ЕМКОСТЬ. РАСЧЕТ PH БУФЕРНЫХ СИСТЕМ**

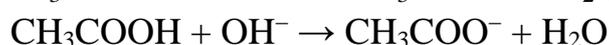
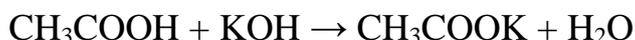
**ПРИМЕР 1.** Рассчитайте pH буферного раствора, который содержит 1 моль  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 1 моль  $\text{CH}_3\text{COOK}$  в 1 литре. Рассчитайте изменение pH после добавления к этому буферу 0,005 моль  $\text{KOH}$ .

*Решение:*

Согласно уравнению Гендерсона-Гассельбаха:

$$pH_{(исх)} = pK_a (\text{CH}_3\text{COOH}) - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сопряженное основание}]} = 4,75 - \lg \frac{1}{1} = 4,75$$

Нейтрализация добавленного основания:



После добавления КОН химическое количество  $\text{CH}_3\text{COOH}$  уменьшается, так как кислота расходуется в реакции, химическое количество  $\text{CH}_3\text{COOK}$  увеличивается, так как  $\text{CH}_3\text{COOK}$  дополнительно образуется в ходе реакции:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{(после добавления КОН)}} = 1 - 0,005 = 0,995 \text{ моль}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOK})_{\text{(после добавления КОН)}} = 1 + 0,005 = 1,005 \text{ моль}$$

$$pH_{\text{(после добавления КОН)}} = pK_a - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{сопряженное основание}]} = 4,75 - \lg \frac{0,995}{1,005} = 4,7543$$

$$\Delta pH = pH_{\text{(после добавления КОН)}} - pH_{\text{(исх)}} = 4,7543 - 4,75 = 0,0043$$

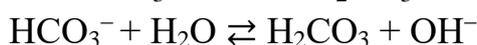
$$\text{Ответ: } pH_{\text{(исх)}} = 4,75; \Delta pH = 0,0043$$

### 3. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ КРОВИ. МЕХАНИЗМЫ РЕГУЛЯЦИИ КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО РАВНОВЕСИЯ В ОРГАНИЗМЕ ЧЕЛОВЕКА

В организме человека и животных буферные системы находятся в крови (плазме и эритроцитах), в клетках и межклеточных пространствах тканей. Наибольшей емкостью характеризуются буферные системы крови.



**1. Гидрокарбонатная буферная система ( $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ )** характеризуется равновесием молекул слабой угольной кислоты с образующимися при ее диссоциации гидрокарбонат-ионами:



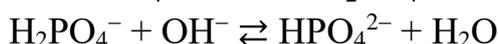
В организме угольная кислота образуется при гидратации  $\text{CO}_2$  – продукта окисления органических веществ; процесс катализируется ферментом карбоангидразой:



В крови избыток гидрокарбоната создает щелочной резерв крови ( $V_k = 20$  ммоль/л;  $V_{щ} = 1-2$  ммоль/л).

**2. Гидрофосфатная буферная система ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ )** составляет около 2 % от всей буферной емкости крови в связи с низким содержанием в ней фосфатов. Гидрофосфатный буфер выполняет значительную функцию в поддержании физиологических значений pH во внутриклеточных жидкостях и моче.

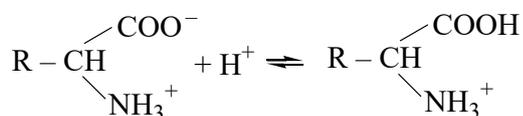
Буферное действие гидрофосфатной системы основано на возможности связывания ионов водорода и гидроксид-ионов согласно уравнениям:



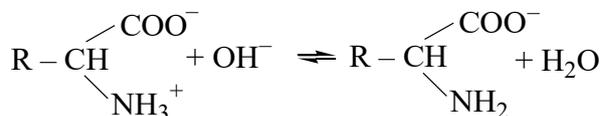
### 3. Белковая буферная система (альбумины, глобулины).

Белки плазмы крови благодаря наличию кислотно-основных групп в их молекулах образуют буферную систему, наиболее эффективную в области значений рН 7,2-7,4. Основную часть белков плазмы крови (около 90 %) составляют альбумины и глобулины.

Механизм буферного действия:



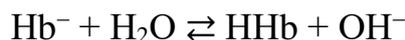
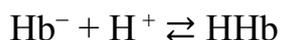
*нейтрализация кислот*



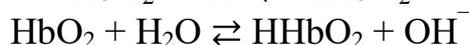
*нейтрализация оснований*

Буферная емкость, определяемая белками плазмы, вследствие преобладания формы «белок-основание» значительно выше по кислоте:  $V_k$  (альбуминов) = 10 ммоль/л;  $V_k$  (глобулинов) = 3 ммоль/л.

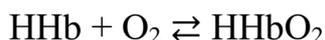
**4. Гемоглибиновая буферная система (Hb/Hb<sup>-</sup>, HHbO<sub>2</sub>/ HbO<sub>2</sub><sup>-</sup>),** на долю которой приходится приблизительно 75 % емкости крови, характеризуется равновесием между ионами гемоглобина Hb<sup>-</sup> и самим гемоглобином HHb (очень слабая кислота,  $K_{\text{HHb}} = 6,3 \cdot 10^{-9}$ ;  $\text{p}K_{\text{HHb}} = 8,2$ ):



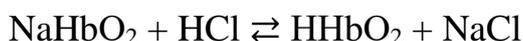
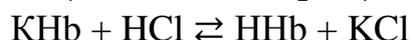
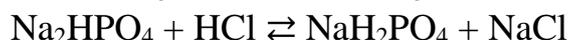
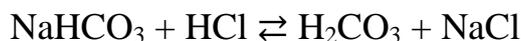
а также между ионами оксигемоглобина HbO<sub>2</sub><sup>-</sup> и самим оксигемоглобином HHbO<sub>2</sub> (более сильная кислота, чем HHb кислота –  $K(\text{HHbO}_2) = 1,12 \cdot 10^{-7}$ ,  $\text{p}K(\text{HHbO}_2) = 6,95$ ):



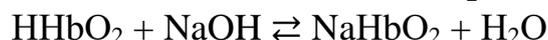
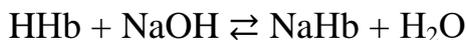
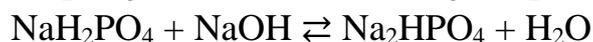
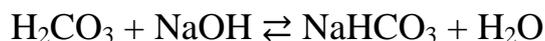
Гемоглобин и оксигемоглобин связаны равновесием:



При поступлении в кровь сильных кислот значительная часть ионов H<sup>+</sup> тотчас же связывается с ионами HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Hb<sup>-</sup> и HbO<sub>2</sub><sup>-</sup> согласно уравнениям:



Эти же буферные системы ограничивают возрастание рН при поступлении в кровь щелочей. Гидроксид-ионы взаимодействуют со свободными H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HHb, HHbO<sub>2</sub> и дигидрофосфат-ионами по схемам:



Таким образом, все буферные системы крови и тканевых жидкостей образуют единую взаимосвязанную систему.

Для биологических жидкостей характерен **кислотно-основной гомеостаз** – относительное постоянство водородного показателя (рН) внутренней среды организма, обусловленное совместным действием буферных и некоторых физиологических систем, определяющее полноценность метаболических превращений в клетках организма. Изменение показателей кислотно-основного гомеостаза свидетельствует о нарушениях газового обмена и метаболических процессов в организме и о степени их тяжести.

В поддержании относительного постоянства концентрации водородных ионов в организме, в частности, относительного постоянства рН крови участвуют, по крайней мере, три системы в организме человека – комплекс буферных систем, способных быть акцепторами и донорами протонов без существенных сдвигов величины рН среды, дыхательная система (легкие) и выделительная система (почки).

Сохранение постоянства кислотности жидких сред в жизнедеятельности человеческого организма играет важную роль. 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 незначительное изменение концентрации ионов водорода в крови и межтканевых жидкостях ощутимо влияют на величину осмотического давления в этих жидкостях.

### Практическая часть

Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

### Лабораторная работа № 1

#### Приготовление буферных растворов

**ЗАДАНИЕ 1.** Приготовьте ацетатные буферные растворы по прилагаемой схеме в таблице 1.

Таблица 1 – Приготовление буферных растворов

Номер буферного раствора	1	2	3
Объем раствора кислоты, мл $C(CH_3COOH) = 0,1$ моль/л)	9,0	5	1,0
Объем раствора соли, мл $C(CH_3COONa) = 0,1$ моль/л)	1,0	5	9,0
рН экспериментальное			
рН вычисленное (теоретическое)			

**ЗАДАНИЕ 2.** Определите для каждого буферного раствора рН опытным путем и рассчитайте значения рН по формуле Гендерсона-Гассельбаха:

$$pH = pK_a - \lg \frac{[кислота]}{[соль]} \quad (1)$$

Поскольку концентрации кислоты и соли одинаковы, отношение концентраций можно заменить отношением объемов:

$$pH = pK_a - \lg \frac{V_{\text{кислоты}}}{V_{\text{соли}}} \quad (2)$$

Данные внесите в таблицу 1.

**ЗАДАНИЕ 3.** Сравните экспериментальные данные с теоретически рассчитанными. Рассчитайте абсолютную и относительную ошибки результатов эксперимента.

### **Контроль усвоения темы**

Проводится в форме письменной самостоятельной работы студентов.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА (СРС)**

**Время, отведенное на самостоятельную работу, может использоваться студентами на:**

- подготовку к лабораторным занятиям;
- конспектирование учебной литературы;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций.

### **Основные методы организации самостоятельной работы:**

- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний.

### **Перечень заданий СРС:**

1. Какова концентрация гидроксид-ионов в растворе, рН которого равен 10,8?

*Ответ:*  $6,3 \cdot 10^{-4}$  моль/л

2. Рассчитайте рН буферного раствора, который содержит 0,50 моль аммиака ( $\text{NH}_3$ ) и 0,30 моль аммоний хлорида ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) в 1 литре раствора ( $pK_a(\text{NH}_4^+) = 9,25$ ). Рассчитайте изменение рН в результате добавления 3,65 г  $\text{HCl}$  к этому раствору.

*Ответ:* 9,47; 0,22

3. Рассчитайте рН буферного раствора, содержащего в 1 л 0,1 моль уксусной кислоты и 0,01 моль натрий ацетата.  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . Как изменится рН при добавлении к 1 л раствора: а) 0,001 моль  $\text{HCl}$ , б) 0,001 моль  $\text{NaOH}$ ?

*Ответ:* 3,75; а) уменьшится на 0,05; б) увеличится на 0,05

### **Контроль СРС осуществляется в виде:**

- оценки устного ответа на вопрос, сообщения, доклада или презентации;
- индивидуальной беседы.

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Болтromeюк, В.В. Общая химия : пособие для студентов учреждений высш. образования, обучающихся по специальностям 1-79 01 01 "Лечеб. дело", 1-79 01 02 "Педиатрия", 1-79 01 04 "Мед.-диагност. дело", 1-79 01 05 "Мед.-психол. дело", 1-79 01 06 "Сестр. дело" / В. В. Болтromeюк ; УО "ГрГМУ", Каф. общей и биоорганической химии. - Гродно : ГрГМУ, 2020. - 574 с. : ил., фот., табл. - Рек. УМО по высш. мед., фармацевт. образованию.

2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. [В 2 кн.] Кн. 1 : учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд ; под ред. Ю. А. Ершова. – 10-е изд., испр. и доп. – Москва : Юрайт, 2018. – 214, [1] с. : ил. – (Бакалавр. Академический курс). – Рек. УМО высш. образования. – Рек. М-вом образования и науки РФ.

3. Медицинская химия : нац. учебник : для студентов высш. учеб. заведений – мед. ун-тов, ин-тов и акад. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др. ; под ред. В.А. Калибабчук. – 3-е изд., испр. – Киев : Медицина, 2017. – 399 с. : ил., табл. – Утв. М-вом образования и науки Украины.

4. Общая и бионеорганическая химия : пособие / В.П. Хейдоров [и др.] ; под ред. В.П. Хейдорова. – Витебск : [ВГМУ], 2023. – 524, [1] с. – Режим доступа: [https://www.elib.vsmu.by/bitstream/123/24676/1/Obshchaia\\_i\\_bioneorganicheskaia\\_khimiia\\_Khejdorov-VP\\_2023.pdf](https://www.elib.vsmu.by/bitstream/123/24676/1/Obshchaia_i_bioneorganicheskaia_khimiia_Khejdorov-VP_2023.pdf). – Дата доступа: 17.06.2023.

5. Руководство к лабораторным занятиям по общей химии : учеб.-метод. пособие для студентов 1 курса лечеб. фак-та учреждений высш. мед. образования / Л. В. Чернышева [и др.]. – Гомель : ГомГМУ, 2019. – 144 с. – Режим доступа: <http://elib.gsmu.by/handle/GomSMU/4752>. – Дата доступа: 17.06.2023.

6. Ткачев, С.В. Общая химия : учеб. пособие для студентов учреждений высш. образования по специальностям "Лечеб. дело", "Педиатрия", "Стоматология", "Мед.-профилакт. дело" / С.В. Ткачев, В.В. Хрусталева. – Минск : Вышэйшая школа, 2020. – 494, [1] с. : ил., табл. – Допущено М-вом образования Респ. Беларусь.