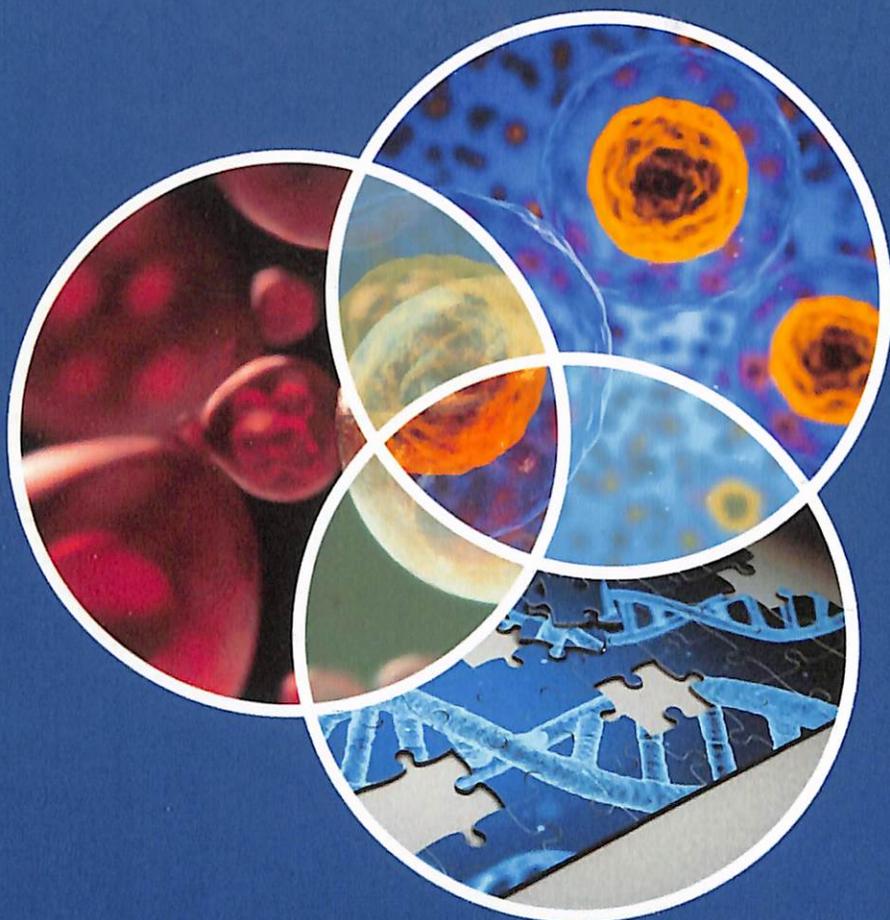


Г.И.МУХАМЕДОВ, П.МИРХАМИДОВА,
Д.ОТАЖОНОВА

37.015
М-92

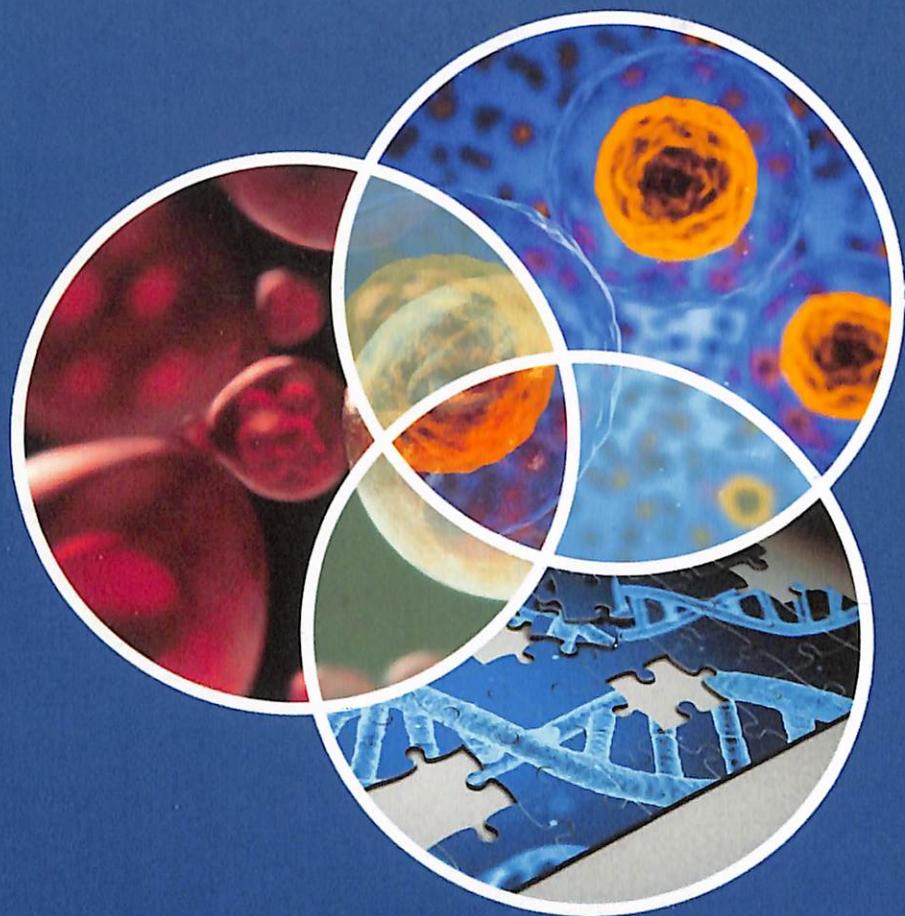
ПРАКТИКУМ ПО БИОЛОГИЧЕСКОЙ ХИМИИ



Г.И.МУХАМЕДОВ, П.МИРХАМИДОВА,
Д.ОТАЖОНОВА

37.015
М-92

ПРАКТИКУМ ПО БИОЛОГИЧЕСКОЙ ХИМИИ



37.015
M-92

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И
СРЕДНЕ СПЕЦИАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН

ЧИРЧИКСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ
ТАШКЕНТСКОЙ ОБЛАСТИ

Г.И.Мухамедов, П.Мирхамидова, Д.Отажонова

ПРАКТИКУМ ПО БИОЛОГИЧЕСКОЙ ХИМИИ

-13106-

Стажер

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIV VA O'RTA MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI
TOSHKENT VILOYATI CHIRCHIQ
DAVLAT PEDAGOGIKA INSTITUTI
AXBOROT RESURS MARKAZI

«MALIK PRINT CO»
ТАШКЕНТ – 2022

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI
OLIV VA O'RTA MAXSUS TA'LIM VAZIRLIGI
TOSHKENT VILOYATI CHIRCHIQ
DAVLAT PEDAGOGIKA INSTITUTI
AXBOROT RESURS MARKAZI
1-FILIALI

УДК: 37.015.3(075)

КБК: 28.072я7

М 92

Мухамедов Г.И., Мирхамидова П., Отажонова, Д.
Биологическая химия [Текст]: пособие / Г.И.Мухамедов,
П.Мирхамидова, Д.Отажонова. -Ташкент: «MALIK PRINT CO»,
2022. -252 с.

Пособие составлено в соответствии с действующей программой по биохимии для педагогических институтов. В нем представлены лабораторные работы, как по статической биохимии, так и по химии процессов обмена веществ.

В книге значительное место уделено применению хроматографических, электрофоретических, фотометрических, спектрофотометрических и других современных методов анализа. Приведен ряд методик, которые могут оказаться полезными для студенческих научно-исследовательских кружков.

The manual is compiled in accordance with the current biochemistry program for pedagogical institutes. It presents laboratory work on both static biochemistry and the chemistry of metabolic processes.

The book devotes considerable space to the use of chromatographic, electrophoretic, photometric, spectrophotometric and other modern methods of analysis. A number of techniques are presented that may be useful for student research circles.

Данное учебное пособие рекомендован Министерством высшего образования Республики Узбекистан для студентов высших учебных заведений (свидетельство №500-067 от 23 ноября 2021 г.)

ISBN 978-9943-7906-6-7

ГЛАВА I. БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ. МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ВОДОРОДА

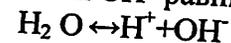
Ключевые слова: индикатор, растворы, буферные растворы, спирт, тимол, бромтимол, водородный показатель, фенолфталеин

Водородный показатель

Одно из важнейших свойств водных растворов – их кислотность (или щелочность), которая определяется концентрацией ионов H^+ и OH^- . Концентрации этих ионов в водных растворах связаны простой зависимостью $[H^+][OH^-] = K_w$; (квадратными скобками принято обозначать концентрацию в единицах моль/л). Величина K_w называется ионным произведением воды и при данной температуре постоянна. Чаще всего пользуются значением K_w при $25^\circ C$, которое равно $1,00 \cdot 10^{-14}$.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7}$$

В абсолютно чистой воде, не содержащей даже растворенных газов, концентрации ионов H^+ и OH^- равны (раствор нейтрален).



В других случаях эти концентрации не совпадают: в кислых растворах преобладают ионы H^+ , в щелочных – ионы OH^- . Но их произведение в любых водных растворах постоянно. Поэтому если увеличить концентрацию одного из этих ионов, то концентрация другого иона уменьшится во столько же раз.

$$pH = -\lg[H^+];$$

Эта величина может изменяться в небольших пределах – всего от -1 до 14 . При этом изменению концентрации ионов H^+ в 10 раз соответствует изменение pH на одну единицу.

При комнатной температуре в нейтральных растворах $pH = 7$, в кислых растворах $pH < 7$, а в щелочных $pH > 7$. Приблизительно значение pH водного раствора можно определить с помощью индикаторов.

Буферные растворы

Растворы, способные сохранять постоянную концентрацию ионов H^+ при добавлении к ним небольшого количества сильной кислоты или щелочи, а также при разбавлении, называются буферными растворами или буферными системами.

Различают в основном протолитические буферные растворы двух типов:

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

CH_3COOH		CH_3COONa	=	ацетатный буфер
слабая кислота		соль кислоты		

H_2CO_3 ($H_2O + CO_2$)	+	$NaHCO_3$	=	гидрокарбонатный или бикарбонатный буфер
слабая кислота		соль кислоты		

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

$NH_3 \cdot H_2O$ (NH_4OH)	+	NH_4Cl	=	аммиачный буфер
Слабое основание		соль		
$C_2H_5-NH_2$	+	$C_2H_5NH_3Cl$	=	этиламинный буфер
слабое основание		соль		

Уровень pH буферных растворов зависит от соотношения в нем кислот и солей, поэтому уровень pH раствора всегда одинаков. Уровень pH буферных растворов теоретически рассчитывается по следующей формуле.

$$[H^+] = \frac{C_{\text{кислота}}}{C_{\text{соль}}} K \quad \text{или} \quad [OH^-] = \frac{C_{\text{основание}}}{C_{\text{соль}}} K$$

Здесь $C_{\text{кислота}}$ - концентрация кислоты; $C_{\text{соль}}$ - концентрация соли; $C_{\text{основание}}$ - это концентрация основания; Точка электролитической диссоциации K -кислоты (основания)

Для живых организмов характерно поддержание кислотно-основного гомеостаза на определенном уровне. Это находит выражение в достаточно постоянных значениях pH биологических сред и способности восстанавливать нормальные значения pH при воздействии протолитов. В процессе метаболизма в организме постоянно происходит синтез, распад и взаимодействие огромного количества химических соединений. Все эти процессы осуществляются при помощи ферментов, активность которых связана с определенным значением pH.

Обеспечение постоянства pH крови и других органов и тканей является одним из важнейших условий нормального существования организма. Это обеспечение достигается наличием в организме многочисленных регулирующих систем, важнейшими из которых являются буферные системы. Таким образом, важнейшая физиологическая функция клеток также зависит от концентрации ионов водорода и их соотношения. Изменения концентрации соли в биологических жидкостях приводят к нарушению ряда важных физиологических функций.

Буферная емкость

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

Это связано с тем, что в результате протекающей реакции изменяется соотношение молярных концентраций компонентов буферной системы: $C_{\text{кислоты}}/C_{\text{соли}}$ или $C_{\text{основания}}/C_{\text{соли}}$.

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