

**Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Уральский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
(ФГБОУ ВО УГМУ Минздрава России)**

Кафедра фармации и химии

ПРАКТИКУМ ПО ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ
для студентов фармацевтического факультета

ЕКАТЕРИНБУРГ, 2018

УДК 346:376.14

Т.А. Афанасьева, В.Д. Тхай. Лабораторный практикум по физической химии (для студентов фармацевтического факультета УГМУ). - Екатеринбург: УГМУ, 2018, 30 с.

Составитель: ст. преп. Т. А. Афанасьева.

Под редакцией проф., д.х.н. В. Д. Тхай.

Рецензент: проф., д.ф.н. А. Ю. Петров.

Лабораторный практикум по физической химии предназначен для студентов фармацевтического факультета. Физическая химия является теоретической основой для изучения химических и прикладных дисциплин, в частности, аналитической химии, биохимии, фармацевтической химии, технологии лекарств, физико-химических методов анализа и др.

Практикум написан в соответствии с программой курса физической химии для студентов фармацевтического факультета.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Лабораторные работы по физической химии необходимы для понимания сущности химических и физико-химических процессов.

Практикум содержит информацию о подготовке и проведении лабораторно-практических занятий по 7 темам. Каждое занятие включает краткое обоснование изучения данной темы, указывает цель занятия, где дается представление о том, какие знания и умения должен приобрести студент на занятии. Контрольные вопросы ориентируют студента в самостоятельной работе с литературой, помогают лучше усвоить материал.

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	3
РАБОТА 1. ИЗМЕРЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ.....	5
РАБОТА 2. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ.....	8
РАБОТА 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ИЗВЛЕЧЕНИЯ ИОДА МЕТОДОМ ЭКСТРАКЦИИ ИЗ ВОДНОГО РАСТВОРА ХЛОРОФОРМОМ.....	12
РАБОТА 4. КОНДУКТОМЕТРИЯ.....	15
РАБОТА 5. КИНЕТИКА РАЗЛОЖЕНИЯ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА.....	20
РАБОТА 6. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.....	23
РАБОТА 7. АНАЛИЗ ФАРМПРЕПАРАТА «ЖЕЛУДОЧНЫЙ СОК» НА АКТИВНУЮ И ОБЩУЮ КИСЛОТНОСТЬ МЕТОДОМ ПОТЕНЦИОМЕТРИ- ЧЕСКОГО ТИТРОВАНИЯ.....	27

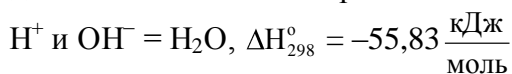
РАБОТА 1. ИЗМЕРЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Определение тепловых эффектов химических процессов является задачей термохимии. Изменение энтальпии химических и физико-химических процессов является одной из термодинамических величин, знание которых позволяет предсказать возможность протекания данного процесса. Термохимические методы имеют большое значение не только в химических, но и в медико-биологических науках. Энергия, необходимая живым организмам для совершения работы, поддержания постоянной температуры тела и т.д., получается за счет экзотермических реакций окисления, протекающих в клетках. Запас окисляющихся веществ (углеводов, жиров) постоянно возобновляется при приеме пищи. Термодинамические расчеты позволяют определить пищевые рационы, необходимые человеку при различных условиях труда и жизни.

Реакции нейтрализации играют важную роль в аналитической и фармацевтической химии. На них основано действие антацидных фармацевтических препаратов.

Теплота нейтрализации – это количество теплоты (или изменение энтальпии), которое выделяется при нейтрализации 1 моль-эквивалента кислоты 1 моль-эквивалентом основания.

Для сильных электролитов этот процесс сводится к взаимодействию H^+ и OH^- с образованием воды:



При реакциях нейтрализации слабых (или труднорастворимых) кислот и оснований будет выделяться меньше энергии, т.к. часть энергии затрачивается на доведение диссоциации до конца.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

Овладеть методикой калориметрического метода измерения теплового эффекта реакции нейтрализации и расчета энтальпии нейтрализации.

ЗАДАНИЕ

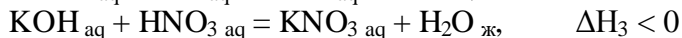
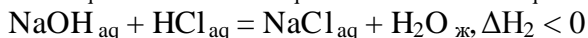
Выполните три лабораторных опыта, результаты запишите в таблицу. Составьте отчет по теме.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

Измерьте начальную температуру (t_1) кислоты и основания.

Во взвешенный калориметрический стакан поместите 50 мл 1,0 М раствора основания. Затем в калориметр через воронку влейте 50 мл 1,0 М раствора кислоты. Отметьте самую высокую температуру, которую покажет термометр после сливания растворов (t_2).

Определение проведите два раза с сильными кислотами и основаниями и один раз со слабыми. Начинайте определение со слабых:



Результаты занесите в таблицу 1.

Таблица 1

Наименование величины	1	2	3
Масса калориметрического стакана m , г			
Концентрация растворов, М			
Объем каждого раствора, V , мл			
Начальная температура $t_1 = 0,5(t_{\text{осн}} + t_{\text{к}})$, °С			
Температура после нейтрализации t_2 , °С			
Общая масса растворов, $m_2 = 2 \cdot V \cdot \rho$, г			
Энтальпия нейтрализации, $\Delta H_{\text{нейтр.}}^\circ$, Дж/моль			

По результатам опытов вычислите энтальпию нейтрализации 1 моля кислоты (основания) по формуле:

$$\Delta H_{\text{нейтр.}} = -\frac{\Delta t \cdot C}{V_{(a)} \cdot M};$$

где $\Delta t = t_2 - t_1$

C – теплоемкость калориметрической жидкости и соприкасающегося с ней стакана.

$$C = C_1 \cdot m_1 + C_2 \cdot m_2$$

Удельная теплоемкость стекла (C_1) равна 0,753 Дж/г·град, раствора (C_2) – 4,184 Дж/г·град, ρ – плотность раствора ≈ 1 г/мл, V и M – объем и молярная концентрация кислоты (основания).

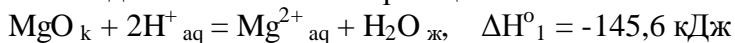
ВЫВОДЫ

1. Объясните, почему реакция нейтрализации моля любой сильной одноосновной кислоты (HCl, HNO₃ и т.п.) сильными основаниями (NaOH, KOH и т.п.) в достаточно разбавленных водных растворах сопровождается почти одинаковым экзотермическим тепловым эффектом, при 298 К незначительно отклоняющимся от – 55,900 кДж/моль.

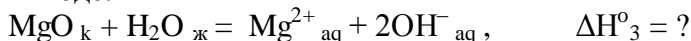
2. Объясните, почему для слабых электролитов в реакции нейтрализации выделяется значительно меньшее количество теплоты.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Исходя из значений ΔH° реакций:

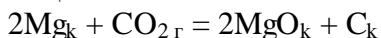


вычислите значение ΔH°_3 для реакции растворения оксида магния в воде:



Сокращение «aq» обозначает разбавленный водный раствор.

2. Используя значения стандартных энтальпий образования CO_2 и MgO , (см. справочные таблицы) вычислите ΔH° реакции:



РАБОТА 2. БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

Буферные системы используют для поддержания определенного значения рН среды.

Буферные растворы применяются в аналитической, коллоидной химии. Анализ многих фармацевтических препаратов проводится с использованием буферных систем с определенным значением рН.

Нормальная жизнедеятельность организма невозможна без поддержания постоянных характеристик (температура, давление, концентрация веществ) во внутриклеточных и тканевых жидкостях организма. Значительные изменения рН любых биологических систем и особенно крови могут привести к гибели всего организма. Отсюда понятна огромная важность для организма поддержания величины рН в заданных природой пределах.

Кислотно-щелочное равновесие внутренних сред организма определяет в ряде случаев восприимчивость организма к инфекционным заболеваниям.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

Освоить расчет состава буферных растворов с заданным рН. Научиться готовить буферные растворы. Владеть практическими навыками измерения рН потенциометрическим методом и определения буферной емкости растворов.

ЗАДАНИЕ

1. Определите состав буферной системы: рассчитайте объемы 0,1 М растворов соли и кислоты, необходимые для

приготовления 60 мл ацетатного буферного раствора с заданным значением рН

2. Приготовьте и определите рН буферного раствора.

3. Определите буферную емкость по кислоте и по основанию приготовленного раствора.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

ОПЫТ 1. *Приготовление и определение рН буферного раствора*

1. Рассчитайте объемы 0,1 М растворов уксусной кислоты и ацетата натрия, необходимые для приготовления 60 мл буферного раствора с заданным значением рН.

Расчетная формула:

$$\text{pH} = \text{pK}_k + \lg \frac{V_c}{V_k},$$

$$\frac{V_c}{V_k} = \frac{C_k \cdot V_c}{C_c \cdot V_k}, \quad V_c = 60 - V_k, \quad C_c = C_k,$$

$$\text{pH} = \text{pK}_k + \lg \frac{60 - V_k}{V_k}, \quad \lg \frac{60 - V_k}{V_k} = \text{pH} - \text{pK}_k.$$

Найдите величину $\frac{60 - V_k}{V_k} = 10^{(\text{pH} - \text{pK}_k)}$, рассчитайте V_k и V_c .

Результаты проверьте у преподавателя.

2. Приготовьте 60 мл буферного раствора. С помощью бюретки налейте в стакан рассчитанные объемы 0,1 М раствора уксусной кислоты и 0,1 М раствора ацетата натрия. Общий объем смеси составляет 60 мл. Содержимое стакана перемешайте стеклянной палочкой.

3. Определите рН приготовленной буферной системы на рН-метре. **ВНИМАНИЕ!** Буферный раствор сохраните для опыта 2.

4. Результаты расчетов и измерений занесите в таблицу 2.

Таблица 2

рН буферной системы			Данные расчета			
Задано	рН по прибору	ΔрН	$\lg \frac{60 - V_k}{V_k}$	$\frac{60 - V_k}{V_k}$	V _к , мл	V _с , мл

5. Поясните причину отклонений рН от заданного значения.

ОПЫТ 2. Определение буферной емкости по кислоте и основанию

В один чистый стакан с помощью мерного цилиндра налейте 30 мл приготовленного буферного раствора и добавьте из бюретки 3 мл 0,1 н раствора соляной (азотной) кислоты. В другой стакан отмерьте тоже 30 мл буферного раствора и добавьте 3 мл 0,1 н раствора гидроксида натрия. Содержимое **каждого** стакана по отдельности перемешайте и определите значение рН на рН-метре. Результаты занесите в таблицу 3. По полученным данным рассчитайте буферную емкость по кислоте и основанию. Результаты расчета занесите в таблицу 3. Формула расчета:

$$B = \frac{V_2}{\Delta pH \cdot V_{(л)}}$$

где: B_к(B_о) – буферная емкость по кислоте (основанию), моль экв/л; v₂ – число моль эквивалентов добавленных кислоты или основания; V – объем буферного раствора, л.

Таблица 3

№ пп	pH буферной системы	pH после добавления щелочи	pH после добавления кислоты	ΔpH	v_c добавленных кислоты или щелочи (моль экв)	Буферное соотношение v_c / v_k	V_k или V_o моль экв/л
1.			//////////				
2.		//////////					

ВЫВОДЫ

1. Покажите подробный расчет буферной емкости по кислоте и по основанию.
2. Какая буферная емкость больше (по кислоте или основанию) и почему?
3. Напишите уравнения реакций, отражающих механизм буферного действия.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. К какому типу относятся следующие буферные системы: ацетатная, аммиачная, фосфатная, гемоглобиновая?
2. При помощи каких уравнений можно рассчитать pH для буферных систем I и II типа?
3. Буферная система приготовлена из 100 мл 0,1 н раствора NaH_2PO_4 и 200 мл 0,1 н раствора Na_2HPO_4 . Какая емкость больше: по кислоте или по основанию? Ответ доказите соответствующими расчетами и уравнениями.

РАБОТА 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ИЗВЛЕЧЕНИЯ ИОДА МЕТОДОМ ЭКСТРАКЦИИ ИЗ ВОДНОГО РАСТВОРА ХЛОРОФОРМОМ

При определении качества лекарственных средств фармацевту часто приходится проводить выделение микрокомпонентов с последующим их определением либо осуществлять концентрирование разбавленных растворов. Метод, который позволяет достаточно быстро и точно выполнять эту стадию анализа, называется *экстракцией*. Экстракция – это метод извлечения одного из компонентов раствора с помощью растворителя (экстрагента), не смешивающегося с первым растворителем. Процесс экстракции характеризуется двумя показателями – коэффициентом распределения и степенью извлечения определяемого компонента.

Коэффициент распределения $K_c = \frac{C_{i(I)}}{C_{i(II)}}$, где $C_{i(I)}$ и $C_{i(II)}$ – это концентрации компонента i в I и во II фазах.

Величина K_c зависит от температуры, свойств вещества и растворителя, ионной силы раствора, но не зависит от соотношения объемов органической и водной фаз.

В справочниках обычно указывают $K_c = \frac{C_i^{\text{орг}}}{C_i^{\text{водн}}}$. Чем больше

K_c , тем эффективнее экстракция.

Для практических целей при проведении экстракции большое значение имеет величина степени извлечения определяемого компонента:

$$\alpha = \frac{m_o - m_1}{m_o} \cdot 100, \%$$

где m_o – масса вещества (г) в исходном растворе до экстракции;

m_1 – масса вещества (г) в растворе после экстракции.

В анализе используют вместо одной порции экстракта две-три с тем же суммарным объемом для увеличения полноты извлечения определяемого вещества.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

1. Познакомиться с особенностями метода экстракции как процесса, подчиняющегося закону распределения Нернста в системе из двух несмешивающихся жидкостей.
2. Освоить расчет и экспериментальное определение степени извлечения анализируемого вещества в процессе экстракции.
3. Познакомиться с возможностью проведения экстракции в несколько стадий для наиболее полного извлечения определяемого компонента.

ЗАДАНИЕ

1. Проведите экстракцию иода хлороформом, определите истинное содержание иода в водной фазе методом иодометрии. По полученным результатам определите степень его извлечения.
2. Рассчитайте массу (г) иода, оставшуюся после одностадийной (однократной) экстракции иода хлороформом при соотношении объемов водной и органической фаз 1:1.
3. Рассчитайте теоретическую степень извлечения иода в данных условиях.
4. Проведите сравнение этих величин, сделайте вывод.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ПРОВЕДЕНИЮ РАБОТЫ

Проведение лабораторной работы включает следующие этапы:

1. Заполните бюретки: одну – раствором иода, другую – раствором тиосульфата натрия. Запишите в отчет концентрации веществ.
2. Измерьте и запишите температуру опыта.

3. В делительную воронку поместите 50 мл исходного водного раствора иода ($C = 2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л), взятого пипеткой.

4. Мерным цилиндром отмерьте 50 мл хлороформа (CHCl_3) для однократной экстракции и поместите в ту же делительную воронку.

5. Перемешайте систему из двух несмешивающихся жидкостей, открывая пробку воронки время от времени, в течение 3-5 минут.

6. Слейте слой хлороформа, открыв кран делительной воронки, в подготовленную колбу.

7. Полученный водный раствор иода ($V = 50$ мл) оттитруйте раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($C^{\circ} = 10^{-3}$ моль экв/л) в присутствии крахмала. Раствор должен полностью обесцветиться. Запишите объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл), пошедший на титрование.

8. Запишите уравнение реакции, проходящей при титровании; с помощью значений стандартных потенциалов докажите возможность ее протекания.

9. Пользуясь законом эквивалентов, рассчитайте массу I_2 в водном растворе после экстракции и массу I_2 в органической фазе.

10. Рассчитайте по результатам опыта степень извлечения иода хлороформом $\alpha_{\text{практ.}}$ при однократной

экстракции: $\alpha_{\text{практ.}} = \frac{m_0 - m_1}{m_0} \cdot 100, \%$

11. Рассчитайте $\alpha_{\text{теорет.}}$ – теоретическую степень извлечения иода хлороформом при однократной экстракции

$$V_{\text{I}_2(\text{водн})} = 50 \text{ мл}$$

$$C_{\text{I}_2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$V_{\text{CHCl}_3} = 50 \text{ мл}$$

$$K_c = 18 \text{ при } t = 18^\circ\text{C}$$

m_0 – масса I_2 (г) в исходном

водном растворе до экстракции

$$m_0 = C \cdot V(\text{л}) \cdot M_{\text{I}_2}$$

m_1 – масса I_2 , оставшегося в

водном растворе после экстракции

$\alpha_{\text{теорет.}} - ?$

$$m_1 = m_o \cdot \frac{V_1}{K_c V_2 - V_1};$$

V_1 – объем водной фазы;

V_2 – объем органической фазы.

$$\alpha = \frac{m_o - m_1}{m_o} \cdot 100.$$

ВЫВОДЫ

Сравните величины практической и теоретической степени извлечения иода хлороформом.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какое вещество лучше применить для экстрагирования брома из водного раствора:

а) этанол;

б) пропанон;

в) толуол?

Ответ поясните.

2. $K_{\text{с иода}}^{\text{CCl}_4/\text{H}_2\text{O}} = 85$. В какой фазе иода содержится больше: в хлороуглероде или в воде?

3. На положениях какого закона основан метод экстракции?

РАБОТА 4. КОНДУКТОМЕТРИЯ

Кондуктометрией называется физико-химический метод исследования, основанный на измерении электрической проводимости жидких сред.

Кондуктометрия используется в неорганической, органической, физической, фармацевтической химии для определения констант и степеней ионизации электролитов. Кондуктометрическое титрование применяют в аналитической химии.

Кондуктометрия находит применение в биохимических, физиологических, санитарно-гигиенических и клинических исследованиях. Этот метод используют для определения общего содержания электролитов в различных биологических объектах: плазме крови, желудочном соке, моче, тканевой жидкости.

Электропроводимость клеток и тканей определяется концентрацией свободных ионов, по электропроводимости судят о проницаемости клеточных мембран для ионов. Повышение электропроводимости указывает на увеличение свободных ионов, уменьшение – на то, что их концентрация падает.

Сущность всех кондуктометрических методов сводится к измерению сопротивления или электропроводимости.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

1. Научиться измерять электропроводимость при помощи кондуктометра;
2. Определить значения степени и константы ионизации слабого электролита кондуктометрическим методом;

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

Необходимое оборудование: кондуктометр, набор пипеток, колбы конические, стеклянная палочка.

Кондуктометрические измерения: перед началом измерений подготовьте рабочее место, дистиллированную воду, фильтровальную бумагу и анализируемый раствор. Ополосните датчик и осушите его фильтровальной бумагой.

Опустите датчик в исследуемый раствор, и перемешайте раствор датчиком для смачивания поверхностей ячейки электродов и ускорения процесса установления температурного режима. Включите прибор.

После включения питания прибору необходимо прогреться 3 мин. При этом рекомендуется раствор периодически перемешивать.

После каждого измерения необходимо датчик ополоснуть дистиллированной водой и осушить фильтровальной бумагой.

ОПЫТ 1. Кондуктометрическое определение константы и степени ионизации слабого электролита (CH_3COOH) в водных растворах

1. Измерьте электропроводимость 5 растворов CH_3COOH с различной концентрацией.

2. Рассчитайте молярную электропроводимость по формуле:

$$\lambda = \frac{\chi}{C}$$

3. Вычислите молярную электропроводимость раствора при бесконечном разведении по закону Кольрауша:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{+} + \lambda_{-}, \text{ где } \lambda_{+}, \lambda_{-} - \text{ подвижности катионов и анионов (табл. данные).}$$

4. Рассчитайте степень ионизации в каждом растворе:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$$

5. Вычислите величину константы ионизации для каждого раствора по закону разведения Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

6. Рассчитайте среднее значение константы ионизации (\bar{K}).

7. Все данные занесите в таблицу 4.

8. Сравните среднее значение константы ионизации со справочным значением и рассчитайте ошибку:

$$\text{Ошибка \%} = \frac{|K_T - \bar{K}|}{\bar{K}} \cdot 100\%$$

Таблица 4

№ оп.	$C, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3}$	$\chi, \text{СМ} \cdot \text{М}^{-1}$	$\lambda_c, \text{СМ} \cdot \text{М}^2 \cdot \text{МОЛЬ}^{-1}$	α	К
1					
2					
3					
4					
5					

ОПЫТ 2. *Определение электропроводимости желудочного сока*

Проведите измерение электропроводимости проб желудочного сока. Электропроводимость желудочного сока зависит, в основном, от содержания в нем соляной кислоты:

Таблица 5

	гиперкислотность	N	гипокислотность	бескислотность
$\chi, \text{СМ} / \text{М}$	выше 1,25	1,0 – 1,2 5	0,8 – 1,0	меньше 0,8

Занесите данные в таблицу 6 и сделайте выводы о кислотности.

Таблица 6

Проба желудочного сока	$\chi, \text{СМ} / \text{М}$	Выводы
№1		

ОПЫТ 3. Измерение удельной электрической проводимости растворов лекарственных препаратов (аскорбиновая, глутаминовая и борная кислоты)

Измерьте и запишите величины УЭП растворов аскорбиновой, глутаминовой и борной кислот.

ВЫВОДЫ

Сравните значения $K_{\text{ион}}$, полученной в 1 опыте со справочными данными. Определите степень кислотности желудочного сока пробы 1 и 2.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Степень ионизации электролитов.
2. Константа ионизации электролитов.
3. Закон разведения Оствальда.
4. Электропроводимость растворов: удельная и молярная.
5. Зависимость электропроводимости от ионизации.
6. Скорость движения ионов. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.

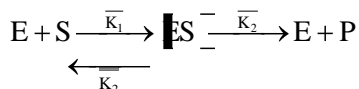
РАБОТА 5. КИНЕТИКА РАЗЛОЖЕНИЯ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

Катализ – процесс изменения скорости химических реакций под действием специальных веществ, называемых **катализаторами**.

Все биохимические реакции идут с определенной скоростью, благодаря ферментативному катализу. Ферменты (энзимы) – это белковые молекулы, которые катализируют химические реакции в живых системах.

В молекуле фермента имеется два участка: активный, в котором идет активация субстрата, и аллостерический центр, распознающий субстрат и способствующий его размещению в активном центре.

Для каждой ферментативной реакции промежуточной стадией является присоединение к активному центру фермента (E) молекулы субстрата (S) с возникновением фермент-субстратного комплекса [ES], который в дальнейшем распадается на продукты реакции (P) и молекулу фермента:



Лимитирующей является вторая стадия – распада комплекса на продукты и фермент.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

Научиться:

- 1) экспериментально определять скорость реакции;
- 2) разбирать основные типы катализмов;
- 3) определять срок годности лекарственных препаратов.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

ОПЫТ 1. Кинетика разложения H_2O_2 под действием катализатора MnO_2

Прибор: Круглодонная колбочка из толстого стекла объемом 100-150 см³ с резиновой пробкой, в отверстие которой вставлена трубка с тонким шлангом, подведенным под водой к градуированной бюретке, заполненной водой.

Описание: 1) в колбочку вносят 25-40 мл 1,5 %-го раствора H_2O_2 и добавляют несколько миллиграммов MnO_2 (порошок). Содержимое колбочки перемешивают, замечают время и выдерживают в открытом состоянии 1-3- мин. Наблюдают выделение кислорода;

2) по истечении 3-4 мин колбочку плотно закрывают пробкой. При этом из шланга в бюретку выдавливается газ. Замечают время, принимаемое за $t = 0$. Отмечают положение мениска в бюретке и начинают отсчет объема выделяемого кислорода. Результаты записывают в таблицу;

3) показания по бюретке отмечают через каждую минуту в течение 10-15 минут. Результаты записывают в таблицу;

4) рассчитывают скорость реакции V как разность показаний бюретки – из предыдущего показания вычитается последующее и т.д. Т.к. $\Delta t = 1$ мин, то $V = \Delta V$. Значения V логарифмируют и по данным $\lg V$ как функция t строят график, по которому находят $\lg \alpha$ и K .

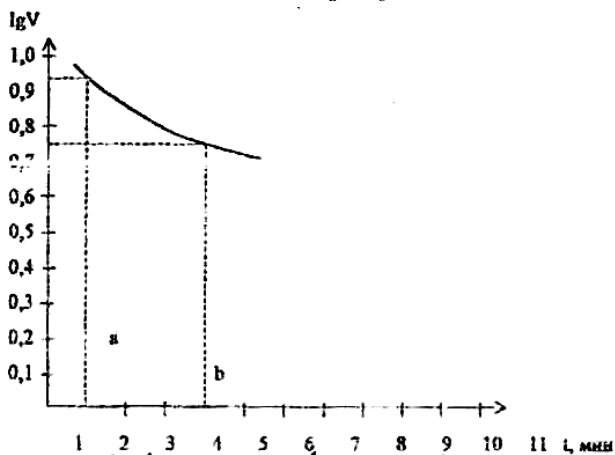
ОФОРМЛЕНИЕ РАБОТЫ:

Реакция $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$; $V = \frac{\Delta V_{O_2}}{\Delta t}$ (см³/мин); $V = V_0 \cdot e^{-kt}$

Таблица 7

t, мин	Показания бюретки, см ³	$V = \frac{\Delta V_{O_2}}{\Delta t}$	lgV
0			
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			

Построение графика $\lg V - t$; $\operatorname{tg} \alpha = \frac{\lg V_a - \lg V_b}{t_a - t_b}$; $t_a < t_b$, $\operatorname{tg} \alpha < 0$.

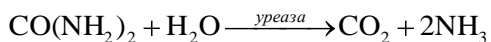
Рис. Зависимость $\lg V$ от t

$\lg V = \lg V_0 - 0,43Kt$, отсюда видно, что $\operatorname{tg} \alpha = -0,43K$,

$$K = \frac{\operatorname{tg} \alpha}{-0,43} = \dots$$

ОПЫТ 2. Действие уреазы на скорость гидролиза мочевины

Уреаза катализирует гидролиз мочевины на двуокись углерода CO_2 и аммиак NH_3 :



В качестве источника уреазы используется соевая мука или экстракт из нее, в которой содержится значительное количество уреазы.

Методика выполнения практической работы: 1) берут 3 пробирки. В первую и вторую отмеривают по 1,0 мл 1 %-го раствора тиомочевины. В пробирки добавляют по 2 капли индикатора фенолфталеина;

2) в первую и третью пробирки вводят по 1 мл экстракта соевой муки или 10-15 мл соевой муки; во вторую – 1 мл дистиллированной воды. Пробирку встряхивают и оставляют на некоторое время при комнатной температуре, наблюдая за изменением окраски в пробирках;

3) результаты наблюдений записывают в протокол и объясняют полученный эффект.

ВЫВОДЫ

1. Запишите значение константы скорости реакции разложения пероксида водорода.

2. Поясните изменение скорости реакции гидролиза мочевины под действием уреазы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализы.
2. Кислотно-щелочной катализ.
3. Ферментативный катализ.

РАБОТА 6. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Изучение скорости химической реакции и влияние различных факторов (температуры, катализатора, концентрации реагирующих веществ) необходимо для понимания протекания биохимических процессов в организме. Основная задача химической кинетики – управление химическим процессом, направленное влияние на его скорость.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

Научиться устанавливать закономерности влияния на скорость химической реакции концентрации реагирующих веществ и температуры. Научиться экспериментально определять относительную скорость реакции.

ЗАДАНИЕ

Выполните два лабораторных опыта. Составьте отчет по теме.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

ОПЫТ 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

В пять пробирок налейте из бюретки 0,1 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 1, 2, 3, 4, 5 мл и добавьте соответственно 4, 3, 2, 1, 0 мл воды (в сумме в одной пробирке 5 мл). В другие пять пробирок налейте по 5 мл 1 М раствор H_2SO_4 . Вылейте в стакан H_2SO_4 и прилейте $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ из одной пробирки. Отсчитайте время в секундах от момента сливания растворов до начала появления помутнения (выпадения серы). Такой опыт проделайте для всех пяти растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Таблица 8

№ пробирки	$V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	$V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	$V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$, мл	Время τ , с	Относит. скорость, $1/\tau$, с^{-1}
1	1	4	5		
2	2	3	5		
3	3	2	5		
4	4	1	5		
5	5	0	5		

ВЫВОДЫ

1. На основании полученных результатов постройте график зависимости условной скорости реакции от концентрации.
2. Сделайте вывод о порядке исследуемой реакции в целом; запишите суммарные уравнения реакции и ее стадии; покажите, какой стадией определяется скорость суммарного процесса.
3. Сделайте вывод о результате, полученном на практике.

ОПЫТ 2. Зависимость скорости реакции от температуры

В две пробирки налейте по 5 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие две пробирки – по 5 мл 1 М серной кислоты. Одну пару пробирок с H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ поместите в стакан с водой при температуре 30°C , другую пару пробирок – в стакан с водой при температуре 40°C на 10 минут. Слейте в пустой стаканчик пару пробирок с H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и отсчитайте время до появления мути.

То же сделайте с другой парой. В этом опыте учтите результат предыдущего опыта при сливании 5 мл H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при комнатной температуре.

Таблица 9

№ пп	t, °C	Время помутнения τ, с	Относит. скорость, 1/τ, с ⁻¹
1	20		
2	30		
3	40		

ВЫВОДЫ

1. Постройте график зависимости условной скорости от температуры.
2. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость.
3. Рассчитайте температурный коэффициент реакции по правилу Вант-Гоффа.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что называется скоростью химической реакции? Математическое выражение скорости гомогенных и гетерогенных реакций.
2. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
3. Классификация сложных химических реакций.
4. Закон действующих масс.
5. Молекулярность реакции.
6. Порядок реакции.
7. Как влияет температура на скорость химической реакции? Правило Вант-Гоффа.
8. Теория активации, уравнение Аррениуса.
9. Определите молекулярность и порядок прямой и обратной реакций:

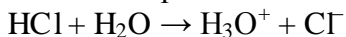


10. Во сколько раз изменится скорость реакции разложения оксида серы (VI):



**РАБОТА 7. АНАЛИЗ ФАРМПРЕПАРАТА
«ЖЕЛУДОЧНЫЙ СОК» НА АКТИВНУЮ И ОБЩУЮ
КИСЛОТНОСТЬ МЕТОДОМ
ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКОГО ТИТРОВАНИЯ**

В фармации в целях коррекции кислотно-щелочного равновесия внутренней среды организма разработаны и внедрены в клиническую практику различные препараты, среди которых особое место занимает «желудочный сок». Вырабатываемый клетками слизистой оболочки желудка, последний характеризуется достаточно низким значением рН (в норме 0,9 – 1,1), что обусловлено высокой концентрацией в нем ионов гидроксония H_3O^+ , образующих в результате протекания протолитической реакции:



к-та 1 осн.2 к-та 2 осн.1

Помимо собственно соляной кислоты в желудочном соке содержатся: H_2PO_4^- ; HSO_4^- ; белок муцин; молочная кислота (следовые количества). В этой связи принято выделять следующие виды кислотности желудочного сока:

- активную (обусловлена содержанием свободной HCl);
- резервную (определяется содержанием малодиссоциирующих кислот H_2PO_4^- , HSO_4^- , белки, молочная кислота);
- общую (представляет собой сумму активной и резервной кислотности).

Приготовление и последующая стандартизация фармпредпарата «желудочный сок» предполагает наличие достоверных данных о нормативном содержании в нем соляной кислоты. Для этого в клинических лабораториях используют несколько методов анализа (объемный, фотометрический, потенциометрический), среди которых наиболее точным является метод потенциометрии: погрешность потенциометрического титрования составляет 0,5-1 %, в то время как при титровании с индикаторами – 1,5-

2 %. Кроме того, потенциометрический метод позволяет анализировать мутные и окрашенные биологические жидкости.

ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ

1. Изучить основы потенциометрии как физико-химического метода анализа.
2. Овладеть методом потенциометрического титрования на примере анализа желудочного сока на активную и общую кислотность.
3. На основании полученных результатов провести расчет активной и общей кислотности желудочного сока в моль/л.
4. Сделать вывод о содержании соляной кислоты в анализируемом фармпрепарате, руководствуясь следующими данными: общая кислотность желудочного сока в норме колеблется в интервале 40-60 ммоль/л.

ЗАДАНИЕ

1. Выполните кислотно-основное потенциометрическое титрование препарата «желудочный сок» в соответствии с методическими указаниями.
2. Проведите расчет активной и общей кислотности желудочного сока в моль/л.
3. Сделайте вывод о содержании HCl в препарате- норма, гипо-, гиперкислотность.
4. Оцените возможности и преимущества потенциометрического метода анализа в сравнении с известным Вам методом нейтрализации.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ

Анализ желудочного сока на активную и общую кислотность проводят на рН-метре со стеклянным и хлорсеребряным электродами. Для этого с помощью пипетки

переносят в стаканчик 20 мл желудочного сока, разбавленного непосредственно перед работой в 10 раз, и опускают в него промытые и осушенные электроды. Измеряют значение рН желудочного сока и заносят в таблицу. Затем приступают к процедуре титрования, используя в качестве рабочего раствора титрованный раствор NaOH концентрации 0,01 моль экв/л. Для этого к анализируемой пробе приливают из бюретки по 1,0 мл раствора щелочи, каждый раз тщательно перемешивая раствор стеклянной палочкой, и измеряют соответствующее значение рН вплоть до величины рН = 4,0. Далее прибавление щелочи ведут по 0,5 мл до величины рН = 9. Полученные результаты записывают в таблицу 8.

Таблица 10

V_{NaOH} , мл	рН	ΔpH	ΔV_{NaOH} , мл	$\frac{\Delta\text{pH}}{\Delta V_{\text{NaOH}}}$	V_{NaOH} , мл (ТЭ)

На основании табличных данных строят дифференциальную кривую титрования в координатах

$$\frac{\Delta\text{pH}}{\Delta V_{\text{NaOH}}} - V_{\text{NaOH}}$$

Максимумы на дифференциальной кривой титрования соответствуют точкам эквивалентности взаимодействующих растворов.

В таблицу 10 заносят V_{NaOH} (т. э.), определенные по кривой титрования. После окончания опыта содержимое стаканчика выливают, промывают электроды дистиллированной водой и погружают в стакан с водой или буферным раствором. Кислотность желудочного сока рассчитывают на основе закона эквивалентов.

ВЫВОДЫ

Рассчитайте активную и общую кислотность данной пробы желудочного сока.

Сравните полученные данные с кислотностью желудочного сока в норме.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Сущность потенциметрического метода исследования. Прямая потенциметрия.

2. Какой электрод применяется в качестве индикаторного при кислотно-основном потенциметрическом титровании? Дайте краткое описание.

3. Как определяется точка эквивалентности при потенциметрическом кислотно-основном титровании?

4. На чем основаны расчеты в титриметрическом анализе?

