

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный университет
промышленных технологий и дизайна»

**ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ. КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ.
КИНЕТИЧЕСКИЕ ИССЛЕДОВАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ**

Утверждено Редакционно-издательским советом
университета в качестве учебного пособия

Санкт-Петербург
2021

УДК 544.4(075.8)

ББК 24.54я73

Ф50

Р е ц е н з е н т ы:

кандидат химических наук, доцент, Ученый секретарь Государственного
научного центра «Российский научный центр «Прикладная химия (ГИПХ)»

В. И. Мануйлова;

кандидат технических наук, доцент,
генеральный директор предприятия «Химинформ»

А. А. Коссой

Ф50

Физическая химия. Кинетика и катализ. Кинетические исследования химических процессов: учебное пособие с интерактивными материалами для выполнения лабораторных работ – электронное издание / Р. И. Ибрагимова, Н. В. Пеганова, Л. И. Холохонова, Н. П. Новоселов. – Санкт-Петербург: ФГБОУВО «СПбГУПТД», 2021. – 3,1 Мб.

ISBN 978-5-7937-1964-3

Учебное пособие содержит основные положения теории формальной и феноменологической кинетики и интерактивные материалы для выполнения лабораторных работ по дисциплине «Физическая химия» с вопросами для самоконтроля, подробными описаниями лабораторных работ с комплексом оформления обработки результатов эксперимента: журналом, отчетом, виртуальными имитациями лабораторных установок. Приведен список рекомендуемой литературы.

Предназначено для студентов очно-заочной и заочной форм обучения по профилю подготовки 18.03.01 – Химическая технология, соответствует ФГОС 3+ для бакалавров и студентов соответствующих форм обучения.

УДК 544.4(075.8)

ББК 24.54я73

ISBN 978-5-7937-1964-3

© ФГБОУВО «СПбГУПТД», 2021

© Ибрагимова Р. И., 2021

© Пеганова Н. В., 2021

© Холохонова Л. И., 2021

© Новоселов Н. П., 2021

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Лабораторная работа 1. Определение порядка реакции по начальной скорости процесса: исследование кинетики реакции каталитического разложения пероксида водорода.....	5
Лабораторная работа 2. Определение константы скорости реакции омыления сложного эфира.....	18
Лабораторная работа 3. Определение константы скорости инверсии сахарозы.....	25
Вопросы для подготовки к коллоквиумам.....	42
Вопросы для подготовки к экзамену.....	44
Заключение.....	46
Библиографический список.....	47

ВВЕДЕНИЕ

Учебное пособие состоит из трех основных разделов: краткого введения в химическую кинетику с представлением о методах анализа систем, изложения теоретических основ химической кинетики применительно к конкретным типам реакций, описания методик исследований с применением классического метода титрования и инструментальных методов. Разобраны методы анализа экспериментальных данных и их особенности в зависимости от природы процесса и способа его изучения. Каждый из разделов снабжен интерактивными видеопособиями, имитирующими работу экспериментальных установок и позволяющими в виртуальном режиме освоить проведение экспериментов.

В основе процессов, составляющих суть разработки процессов химической технологии, лежат химические превращения веществ. Этот раздел физической химии рассматривает реальные и модельные химические процессы, необходимые для выработки у студентов навыков динамического контроля в производственно-технологической деятельности по управлению действующими технологическими процессами при производстве химических волокон и композиционных материалов на их основе, в процессах модификации, крашения и отделки волокнистых материалов, синтеза полимеров и композитов, изготовления изделий из них, для последующей обработки, контроля изменений материалов в процессе эксплуатации (деструкция, старение), а также предотвращения химического загрязнения окружающей среды в процессе указанных работ, дает характеристику загрязнителей, способов определения уровня загрязнения, для разработки физико-химических методов организации и контроля производственных технологических процессов в соответствии со специальностью 18.03.01 – Химическая технология.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОРЯДКА РЕАКЦИИ ПО НАЧАЛЬНОЙ СКОРОСТИ ПРОЦЕССА: ИССЛЕДОВАНИЕ КИНЕТИКИ РЕАКЦИИ КАТАЛИТИЧЕСКОГО РАЗЛОЖЕНИЯ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

Цели работы:

- 1) провести кинетические исследования процесса $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 0,5\text{O}_2$, определить порядок реакции и константу скорости;
- 2) построить график зависимости количества выделившегося O_2 от времени; определить по графику период полупревращения пероксида водорода ($t_{0,5}$) и сравнить с рассчитанным по найденному кинетическому уравнению.

1. Краткие теоретические положения

1.1. Основные понятия

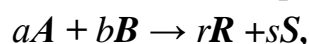
Химическая кинетика – наука о скоростях химических реакций. Она изучает протекание химических реакций во времени, механизмы химических реакций и влияние на них различных факторов. Различают **простые (элементарные)** химические реакции, протекающие в одну стадию (без промежуточных веществ), и **сложные реакции, протекающие через несколько стадий** (являющиеся совокупностью простых реакций).

Механизмом (кинетической схемой) химической реакции называется совокупность простых реакций, через которые она протекает.

В ходе химической реакции концентрации ее участников изменяются. Исходные вещества (реагенты) расходуются, и концентрация их уменьшается, продукты образуются, их концентрация растет. Если реакция является сложной, то образуются промежуточные вещества, концентрация которых сначала возрастает, а затем уменьшается до нуля.

Кинетической кривой называется зависимость концентрации (или прямо пропорциональной ей величины) какого-либо участника реакции от времени.

Пусть в гомогенной системе объемом V проходит химическая реакция



и за время dt количество i -го участника реакции в системе изменилось вследствие химического превращения на величину dn_i .

Если механизм реакции неизвестен, то кинетику процесса характеризуют величиной скорости исчезновения исходного вещества (или образования конечного продукта), которую называют **скоростью реакции (r_i) по веществу i** . Эта величина определяется как производная количества этого

вещества по времени, отнесенная к объему реакционной системы, взятая со знаком «+», если вещество образуется в ходе химической реакции, и со знаком «-», если оно расходуется:

$$r_A = -\frac{dn_A}{dt} \text{ или } r_R = +\frac{dn_R}{dt}, \quad (1)$$

где r_A – скорость реакции по исходному веществу А,

r_R – скорость реакции по веществу R, являющемуся продуктом реакции.

При постоянстве объема (V) реакционной системы, величину V можно внести под знак дифференциала. Тогда скорость химической реакции по веществу i будет равна производной его концентрации (C_i) по времени (t):

$$r_i = \pm \frac{dC_i}{dt}, \quad (2)$$

где знак (+) относится к продукту реакции, знак (-) к исходному веществу.

В химической кинетике очень важно знать, как скорость реакции зависит от концентраций реагирующих веществ. Ответ на этот вопрос дают, опираясь на **основной постулат химической кинетики** (или для элементарных реакций на **кинетический закон действующих масс**).

Основной постулат химической кинетики относится к любой химической реакции (и сложной, и простой), и постулирует степенную форму зависимости скорости реакции от концентраций ее участников

$$r = k[A]^{n_1} \cdot [B]^{n_2} \text{ или } r = k \cdot C_A^{n_1} \cdot C_B^{n_2}, \quad (3)$$

то есть, скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в некоторые степени.

Коэффициент пропорциональности k называется константой скорости химической реакции, в условиях конкретного эксперимента величина k **остаётся неизменной в течение химического процесса и не зависит от времени и концентрации реагентов**.

Показатели степени n_1 и n_2 называются порядками химической реакции по веществам А и В соответственно; они являются эмпирическими параметрами и, вообще говоря, не могут быть предсказаны теоретически.

Сумма порядков реакции по А и В: $n = n_1 + n_2$, называется суммарным (общим) порядком химической реакции. Числа n_1 , n_2 могут быть целыми или дробными, но небольшими, общий порядок реакции не превышает трех ($n = n_1 + n_2 \leq 3$).

Кинетический закон действующих масс применим только к элементарной химической реакции: $aA + bB \rightarrow rR + sS$, и описывает зависимость скорости реакции от концентраций ее участников в виде (4)

$$r = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \quad (4)$$

где C – концентрации реагирующих частиц,

k – константа скорости элементарной реакции,

a, b – стехиометрические коэффициенты химического уравнения элементарной реакции, которые показывают число частиц участвующих в элементарном химическом акте. Сумму $(a+b)$ называют молекулярностью элементарной реакции.

Константа скорости элементарной реакции зависит только от температуры и природы реагирующих частиц и в принципе может быть рассчитана, если принять ту или иную теоретическую модель элементарного химического акта.

Для некоторых сложных химических реакций, форма зависимости скорости от концентраций исходных веществ может иметь существенно более сложный вид, чем выражение (3). Это значит, что основной постулат химической кинетики к таким реакциям неприменим. Тем не менее при изучении сложных реакций, особенно при первичном анализе экспериментальных кинетических данных, выражение скорости химической реакции согласно основному постулату (3) используют как очень удобную аппроксимационную формулу. При этом во многих случаях зависимость скорости от концентраций реагентов действительно подчиняется выражению (3).

Для получения более точных, чем (3) кинетических уравнений в формальной кинетике, теоретический анализ химических реакций осуществляют с помощью дифференциальных уравнений химической кинетики. Их записывают, исходя из определения скорости химической реакции и кинетического закона действующих масс.

Для записи дифференциальных уравнений, соответствующих сложным реакциям как совокупности простых реакций, используют **принцип независимости** протекания химических реакций. Согласно этому принципу, если в системе имеет место несколько простых реакций (стадий сложной реакции), то каждая из них протекает по таким же кинетическим законам и с той же скоростью, как и при отсутствии других реакций.

Из принципа независимости реакций следует: **если вещество является участником нескольких химических реакций, то скорость изменения его концентрации равна сумме скоростей реакций, где это вещество образуется, минус сумма скоростей реакций, где оно расходуется, умноженных на соответствующие стехиометрические коэффициенты.**

Именно на основе принципа независимости элементарных реакций получены кинетические уравнения обратимых, последовательных, параллельных

и каталитических реакций. Об этом можно подробнее прочитать в учебниках по физической химии.

1.2. Кинетика реакции разложения пероксида водорода

Пероксид водорода в водных растворах самопроизвольно медленно разлагается по уравнению



Реакция протекает с заметной скоростью при комнатной температуре только в присутствии катализаторов. Ими могут быть некоторые катионы и анионы в растворе, а также ряд твердых веществ (стекло, многие металлы, в частности, платина, соли и оксиды металлов, активированный уголь и т. п.). В соответствии с этим катализ разложения H_2O_2 подразделяется на гомогенный и гетерогенный. Механизм реакций разложения пероксида водорода в случае гомогенного и гетерогенного катализаторов различается.

Несмотря на это, в большинстве случаев кинетическое уравнение реакции каталитического разложения пероксида водорода подчиняется основному постулату химической кинетики и может быть выражено дифференциальным уравнением (5):

$$r = k \cdot C^n \text{ или } -\frac{dC}{dt} = k \cdot C^n, \quad (5)$$

где C – концентрация H_2O_2 в водном растворе;

k – константа скорости;

n – порядок реакции.

Порядок реакции может быть числом целым или дробным, но не большим трех ($n \leq 3$).

Кинетические параметры реакции, т.е. ее порядок и константу скорости можно определить, если знать, как меняется концентрация реагирующего вещества во время протекания химического процесса. Чтобы получить необходимые данные, ставят **кинетический опыт** и измеряют концентрацию пероксида водорода или пропорциональные ей величины, например, **объем выделившегося кислорода в разные моменты времени после начала реакции**.

Анализируя полученные экспериментальные данные, можно сделать выводы о порядке (n) реакции и рассчитать величину константы скорости (k).

1.3. Методы обработки экспериментальных данных

Логично сначала установить, является ли порядок реакции **целым** числом. В этом случае задача исследователя: проверить можно ли описать экспериментальные данные одним из 4-х интегральных кинетических уравнений, характеризующих кинетику реакций 0-го, 1-го, 2-го или 3-го порядка (*табл.1*). Этот способ обработки результатов эксперимента называют методом подбора уравнений.

Графический метод подбора нужного уравнения основан на том, что зависимость концентрации реагирующего вещества от времени может выражаться прямой линией, но в разных координатах для реакций разных порядков, как это видно из *табл. 1*.

Т а б л и ц а 1. Кинетические уравнения реакций $A \rightarrow B + C$ при условии, что порядок реакции целый

Порядок реакции	Дифференциальное кинетическое уравнение	Интегральное кинетическое уравнение	График $y = a x + b$
$n = 0$	$-\frac{dC}{dt} = kC^0$	$\underbrace{c} = \underbrace{c_0} - \underbrace{k \cdot t}$ $\underbrace{y} = \underbrace{b} + \underbrace{a \cdot x}$ $k = \frac{C_0 - C}{t}$	
$n = 1$	$-\frac{dC}{dt} = kC^1$	$\underbrace{\ln c} = \underbrace{\ln c_0} - \underbrace{k \cdot t}$ $\underbrace{y} = \underbrace{b} + \underbrace{a \cdot x}$	
$n = 2$	$-\frac{dC}{dt} = kC^2$	$\underbrace{1/c} = \underbrace{1/c_0} + \underbrace{k \cdot t}$ $\underbrace{y} = \underbrace{b} + \underbrace{a \cdot x}$	

Порядок реакции	Дифференциальное кинетическое уравнение	Интегральное кинетическое уравнение	График $y = a x + b$
$n = 3$	$-\frac{dC}{dt} = kC^3$	$\underbrace{\frac{1}{c^2}}_y = \underbrace{\frac{1}{c_0^2}}_b + \underbrace{2k \cdot t}_a \cdot x$	

Аналитический метод подбора уравнения заключается в подстановке концентрации реагирующего вещества (или величины пропорциональной ей) для каждого момента времени от начала реакции в кинетические уравнения 0-го, 1-го, 2-го или 3-го порядка и вычисления в каждом случае значения k . Порядок реакции соответствует уравнению, для которого число k **остается постоянным** в пределах ошибки эксперимента, а **не растет или убывает** монотонно с течением времени.

Если окажется, что ни одно из четырех кинетических уравнений не годится для описания полученных экспериментальных данных, можно сделать вывод, что порядок реакции дробный. Разработано несколько методов определения дробного порядка реакции, о которых можно прочитать в учебниках.

В данной работе вместо концентрации исходного вещества ($C_{H_2O_2}$) измеряется объем выделившегося кислорода (V_{O_2} *измеряется при определенных фиксированных температуре и давлении*).

Из химического уравнения реакции следует, что количество моль разложившегося пероксида водорода ($n_{\text{разлож.}H_2O_2}$) пропорционально объему выделившегося кислорода (V_{O_2}), измеренному при фиксированных температуре (T) и давлении (P).

$$n_{\text{разлож.}H_2O_2} = 0.5 \cdot n_{O_2} = 0.5 \cdot \left(\frac{P}{RT} \right) \cdot V_{O_2}, \quad (6)$$

а количество оставшегося в реакционной смеси пероксида водорода ($n_{H_2O_2}$) пропорционально величине ($V_\infty - V_t$).

$$n_{H_2O_2} = (n_0 - n_{\text{разлож.}H_2O_2}) = 0.5 \cdot \left(\frac{P}{RT} \right) \cdot (V_\infty - V_{O_2}), \quad (7)$$

где V_∞ – объем кислорода, выделившийся после полного разложения H_2O_2 .

Другими словами, в соответствии с химическим уравнением реакции справедливы соотношения:

$$C_{0,H_2O_2} = const \cdot V_{\infty}; \quad (8)$$

$$C_{H_2O_2} = const \cdot (V_{\infty} - V_t), \quad (9)$$

где C – концентрация H_2O_2 в водном растворе,;

$const$ – постоянное при фиксированной температуре и давлении число;

V_{∞}, V_t – объем кислорода, выделившегося при полном разложении H_2O_2 и за время t после начала реакции (в текущий момент времени t).

Соотношения (8) и (9) дают возможность записать кинетические уравнения не через концентрацию H_2O_2 , а через объем выделившегося газа, получить выражения (10) – (13) и использовать их для определения кинетических параметров реакции разложения пероксида водорода (табл. 2).

Т а б л и ц а 2. Кинетические уравнения реакции: $A_{\text{раствор}} \rightarrow B_{\text{раствор}} + C_{\text{газ}}$

Порядок реакции	Кинетические уравнения, выражающие зависимость концентрации исходного вещества от времени	Кинетические уравнения, выражающие зависимость объема (V) выделившегося газа от времени	
$n = 0$	$-\frac{dC}{dt} = kC^0$ $\underbrace{c}_{y} = \underbrace{c_0}_{b} - \underbrace{k \cdot t}_{a \cdot x}$ $k = \frac{C_0 - C}{t}$	$V_t = k'_0 \cdot t \quad (10)$	$k'_0 = \frac{k}{const}$ $k'_0 = \frac{V_t}{t} \quad (10)$
$n = 1$	$-\frac{dC}{dt} = kC^1$ $\underbrace{\ln c}_{y} = \underbrace{\ln c_0}_{b} - \underbrace{k \cdot t}_{a \cdot x}$ $k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}$	$\ln(V_{\infty} - V_t) = \ln V_{\infty} - k \cdot t \quad (11)$	$k'_1 = k$ $k'_1 = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{V_{\infty}}{V_{\infty} - V_t} \quad (11)$

Порядок реакции	Кинетические уравнения, выражающие зависимость концентрации исходного вещества от времени	Кинетические уравнения, выражающие зависимость объема (V) выделившегося газа от времени	
n = 2	$-\frac{dC}{dt} = kC^2$ $\underbrace{\frac{1}{c}}_y = \underbrace{\frac{1}{c_0}}_b + \underbrace{k \cdot t}_{a \cdot x}$ $k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right)$	$\frac{1}{(V_\infty - V_t)} = \frac{1}{V_\infty} + k'_2 \cdot t \quad (12)$	$k'_2 = k \cdot const$ $k'_2 = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{V_\infty - V_t} - \frac{1}{V_\infty} \right) \quad (12)$
n = 3	$-\frac{dC}{dt} = kC^3$ $\underbrace{\frac{1}{c^2}}_y = \underbrace{\frac{1}{c_0^2}}_b + \underbrace{2k \cdot t}_{a \cdot x}$ $k = \frac{1}{2t} \left(\frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right)$	$\frac{1}{(V_\infty - V_t)^2} = \frac{1}{V_\infty^2} + 2k'_3 \cdot t \quad (13)$	$k'_3 = k \cdot const^2$ $k'_3 = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{(V_\infty - V_t)^2} - \frac{1}{V_\infty^2} \right) \quad (13)$

V_t – объем газа, выделившегося за время t ;

V_∞ – конечный объемгаза;

k' – константа в кинетическом уравнении, выраженном через объем газа;

k – константа скорости в кинетическом уравнении, выраженном через концентрацию H_2O_2 ;

$const$ – постоянное число при фиксированных P и T .

Методика эксперимента

В данной работе измеряют скорость разложения пероксида водорода заданной концентрации в присутствии катализатора при заданной температуре. Для этой цели применяют газометрический способ, который позволяет последить за объемом выделяющегося кислорода по ходу протекания процесса, т. е. во времени: установка представлена на *рис. 1*.



Рис. 1. Лабораторная установка: 1 – пробирка с реакционной смесью, закрытая пробкой; 2 – уравнивательный сосуд; 3 – бюретка с измерительной шкалой, заполненная подкрашенной водой; 4 – штатив

Методика выполнения работы

1. Сборка лабораторной установки

В бюретке устанавливают уровень жидкости (подкрашенной воды) в начале измерительной шкалы, имеющейся на бюретке (на нуле), поднимая или опуская уравнивательный сосуд в штативе. В это время пробка должна быть открыта.

2. Проверка лабораторной установки на герметичность

Пробирку закрывают пробкой и опускают уравнивательный сосуд ниже уровня воды в бюретке. Если уровень воды в бюретке не изменится в течение трех минут, то считают, что герметичность системы обеспечена.

3. Проведение измерений

3.1. В пробирку, при помощи градуированной на 5 мл пипетки, вносят 3,0 мл 0,1 М раствора KI.

3.2. В каждую из пробирок одновременно приливают 0,2 мл концентрированного раствора пероксида водорода, пробирку быстро закрывают пробкой.

3.3. Проводят измерение изменения уровня жидкости в бюретке через одну минуту первые 15 измерений, потом через пять минут – еще два измерения.

При каждом измерении внимательно следят за тем, чтобы уровни жидкости в бюретке и уравнительном сосуде в момент измерения были одинаковы.

3.4. В ходе проведения опыта пробирку с реакционной смесью аккуратно встряхивают для того, чтобы образующийся в ходе реакции кислород не скапливался на стенках колбочки, а равномерно выделялся из раствора и вытеснял жидкость из бюретки.

3.4. После проведения всех измерений пробирку с реакционной смесью помещают в стаканчик с водой, предварительно нагретой до 40 °С и выдерживают при этой температуре до полного разложения пероксида водорода. Реакция считается законченной, если уровень в жидкости в бюретке перестает меняться и в колбочках не видно пузырьков газа.

3.5. После полного разложения пероксида водорода пробирку охлаждают до первоначальной температуры опыта (комнатной температуры). Установившийся после охлаждения уровень жидкости в бюретке выравнивают с уровнем жидкости в уравнительном сосуде и проводят последнее измерение при $t = \infty$. Полученные экспериментальные данные для каждого опыта и результаты расчетов записывают в *табл. 3*.

Обработка результатов

1. Заполнить *табл. 3*.

2. Построить кинетическую кривую $\cdot (V_{\infty} - V_t) = f(t)$ и найти по графику период полупревращения ($t_{0.5}$) – время, за которое распадается половина исходного вещества.

3. Построить графики в координатах

$$\ln(V_{\infty} - V_t) = f(t), \quad \frac{1}{(V_{\infty} - V_t)} = f(t), \quad \frac{1}{(V_{\infty} - V_t)^2} = f(t)$$

и сделать вывод о порядке реакции и ее константе скорости.

Т а б л и ц а 3. Данные для определения порядка реакции и константы скорости графическим методом

Температура опыта, °C	
Конечный объем газа, V_{∞} , см ³	

Время после начала реакции, t , мин	Объем выделившегося кислорода, V_t , см ³	$(V_{\infty} - V_t)$, см ³	$\ln(V_{\infty} - V_t)$	$\frac{1}{(V_{\infty} - V_t)}$, см ⁻³	$\frac{1}{(V_{\infty} - V_t)^2}$, см ⁻⁶
0					
0,5					
....					

4. Заполнить *табл. 4*, значения k' рассчитать по формулам (11) – (13). Сделать вывод о порядке реакции. Для этого следует проанализировать результаты расчетов и выбрать то кинетическое уравнение, где вычисленные значения k' в пределах ошибки опыта можно считать константой, не зависящей от времени, прошедшего после начала реакции. Выбранное таким способом кинетическое уравнение соответствует порядку исследуемой реакции, константу скорости реакции вычисляют как среднее арифметическое значений k' для данного уравнения. (Для реакции 1-го порядка величины k и k' совпадают).

Т а б л и ц а 4. Данные для определения порядка реакции и константы скорости аналитическим методом

Температура опыта, t , °C	
Конечный объем газа, V_{∞} , см ³	

Время после начала реакции, t , мин	Объем выделившегося кислорода, V_t , см ³	$(V_{\infty}-V_t)$, см ³	Число k' , рассчитанное по кинетическим уравнениям		
			1-го порядка	2-го порядка	3-го порядка
0					
0,5					
....					
....					
....					

5. Сравнить значения константы скорости (k), рассчитанные графическим и аналитическим методами.

4. Приложения

1. Листок лабораторного журнала.
2. Имитация лабораторной установки и виртуальная лабораторная работа.
3. Образец *табл. 3 и 4* в Excel.
4. Рекомендуемая форма отчета.
5. Вопросы для самоконтроля и защиты.

Вопросы и задания для самоконтроля и защиты работы

1. Полагая, что в присутствии катализатора реакция разложения пероксида водорода идет как реакция 1-го порядка, записать дифференциальное кинетическое уравнение реакции, проинтегрировать и получить интегральное кинетическое уравнение в формах (14) и (14а).

$$\ln C = \ln C_0 - k \cdot t, \quad (14)$$

из чего следует:

$$k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}, \quad (14a)$$

где k –

C_0 –

C –

t –

2. Что означает каждая буква в уравнениях (11) и (11а)?

$$\ln(V_\infty - V_t) = \ln(V_\infty) - k \cdot t, \quad (15)$$

и

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{V_\infty - V_t}{V_\infty}, \quad (15a)$$

где k –

C_0 –

α_∞ –

α_t –

t –

3. Как определить по результатам кинетического опыта порядок реакции:

$A \rightarrow B + C$ графическим методом, если предположить, что порядок целый?

4. Как определить по результатам кинетического опыта порядок реакции:

$A \rightarrow B + C$ аналитическим методом, если предположить, что порядок целый?

5. Сформулировать основной постулат химической кинетики.

6. Сформулировать закон действующих масс для элементарных реакций.

7. Проанализировать выполненную работу и указать возможные причины ошибок, которые могли повлиять на достоверность экспериментальных результатов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2.

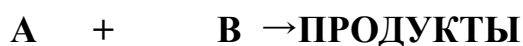
ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОМЫЛЕНИЯ СЛОЖНОГО ЭФИРА

Цели работы:

- 1) провести кинетические исследования и подтвердить, что реакция омыления эфира является реакцией 2-го порядка;
- 2) определить константу скорости реакции омыления эфира щелочью при заданной температуре.

1. Теоретическое обоснование

Реакция омыления эфира протекает в водном растворе по уравнению:



Механизм реакции довольно сложен. Однако установлено, что порядок кинетического уравнения этой реакции по веществу **A** и по веществу **B** равен одному. Общий порядок реакции (n) равен двум: $n = 1 + 1 = 2$.

Требуется это проверить и определить константу скорости (k) при температуре опыта.

Зависимость скорости реакции (*) от концентрации реагентов описывает дифференциальное кинетическое уравнение 2-го порядка (12а, 12б):

$$-\frac{dC_A}{dt} = kC_A^1 \cdot C_B^1 \quad (16a)$$

или

$$-\frac{d(C_{0,A} - x)}{dt} = k(C_{0,A} - x)(C_{0,B} - x), \quad (16b)$$

где x – количество моль **A**, прореагировавшее к моменту времени t в единице объема реакционной смеси;

$C_{0,A}$, $C_{0,B}$ – начальная концентрация реагентов **A** и **B**;

$C_A = (C_{0,A} - x)$ – концентрация вещества **A** (щелочи) в текущий момент времени t ;

$C_B = (C_{0,B} - x)$ – концентрация вещества **B** (эфира) в текущий момент времени t ;

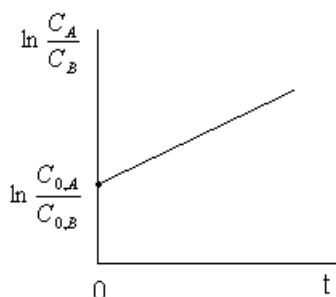
k – константа скорости при температуре опыта.

После разделения переменных и интегрирования уравнения (16б) можно получить интегральное кинетическое уравнение (17), которое характеризует изменение состава реакционной смеси во времени: $\frac{C_A}{C_B} = f(t)$. По уравнению

(17) можно определить величину k аналитическим или графическим способом, если поставить кинетический опыт и экспериментально определить концентрации реагентов в различные моменты времени после начала реакции.

Количества реагентов определяют титрованием проб раствором кислоты известной концентрации (C_K). В данной работе удобно пользоваться методом обратного титрования.

$$\ln \frac{C_A}{C_B} = \ln \frac{C_{0,A}}{C_{0,B}} + (C_{0,A} - C_{0,B})k \cdot t; \quad y = M + N \cdot x \quad (17)$$



Концентрации веществ **A** (NaOH) и **B** (эфир) в реакционной смеси в определенный момент времени (т.е. C_A и C_B) можно выразить через объем кислоты, который идет на нейтрализацию NaOH, которая к данному моменту еще не прореагировала.

Пусть на нейтрализацию щелочи в пробе объемом V (в данной работе $V=20$ мл) тратятся следующие объемы кислоты, мл:

V_0 – для пробы в начальный момент ($t = 0$);

V_t – для пробы, взятой в момент t ;

V_∞ – для пробы, взятой после того, как весь эфир израсходуется ($t = \infty$).

Тогда справедливы соотношения (14) – (17):

$$C_{0,A} = V_0 \frac{C_K}{V} = V_0 \frac{C_K}{20}, \quad (18)$$

$$C_{0,B} = (V_0 - V_\infty) \frac{C_K}{V} = (V_0 - V_\infty) \frac{C_K}{20}, \quad (19)$$

$$C_A = V_t \frac{C_K}{V} = V_t \frac{C_K}{20}, \quad (20)$$

$$C_B = (V_t - V_\infty) \frac{C_K}{V} = (V_t - V_\infty) \frac{C_K}{20}. \quad (21)$$

После подстановки (14) – (17) в уравнение (13), получается соотношение (18), которым удобно пользоваться для обработки экспериментальных данных.

Зависимость $\ln \frac{V_t}{V_t - V_\infty} = f(t)$ согласно (18) линейна и графически (см. табл. 2)

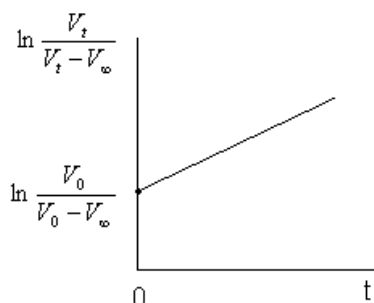
должна выражаться прямой линией, угловой коэффициент которой зависит от

величины константы скорости реакции $N = (V_\infty \frac{C_K}{V})k$.

$$\ln \frac{V_t}{V_t - V_\infty} = \ln \frac{V_0}{V_0 - V_\infty} + (V_\infty \frac{C_K}{V})k \cdot t; \quad y = M + N \cdot x, \quad (22)$$

где N – угловой коэффициент прямой.

$$N = (V_\infty \frac{C_K}{V})k \quad (22a)$$



Из уравнения (22) можно выразить k и получить соотношение (23):

$$k = \frac{V}{V_\infty C_K} \ln \frac{(V_0 - V_\infty) \cdot V_t}{V_0 \cdot (V_t - V_\infty)} \cdot \frac{1}{t}, \quad (23)$$

где k – константа скорости;

$V = 20$ мл – объем пробы;

V_∞ – объем раствора кислоты, который необходим для титрования пробы, взятой после того, как весь эфир израсходуется ($t = \infty$);

V_0 – объем раствора кислоты, который идет на титрование пробы, взятой в начальный момент;

V_t – объем раствора кислоты, который идет на титрование пробы в текущий момент t ;

C_K – концентрация кислоты, моль/л;

t – время, мин.

Если порядок исследуемой реакции соответствует уравнению второго порядка, то

1) величина k в уравнениях (22) и (23) должна оставаться постоянной и не меняться в процессе протекания реакции;

2) график зависимости $\ln \frac{V_t}{V_t - V_\infty} = f(t)$ в хорошем приближении должен

выражаться прямой линией, угол наклона которой зависит от константы скорости реакции.

2. Методика эксперимента

Перед тем как начать эксперимент, устанавливают соотношение растворов кислоты и щелочи (титр). Для этого отмеряют бюреткой 10 мл кислоты и оттитровывают по фенолфталеину щелочью. Результат показывают преподавателю.

Затем готовят раствор эфира с концентрацией 0,03125 моль/л в количестве 100 мл. Для этого рассчитают необходимое количество эфира, мл, зная, что его исходная концентрация 100 %, а плотность 0,901 г/см³. Найденное количество эфира отмеряют с помощью пипетки (цена деления выбранной пипетки должна быть равна десятой доле миллилитра). Переносят его в мерную колбу на 100 мл, доливают до метки дистиллированной водой, закрывают пробкой и тщательно взбалтывают. Затем берут 8 конических колб на 50 или 100 мл и каждую наливают из бюретки по одинаковому количеству соляной кислоты с концентрацией 0,0333 моль/л (**по заданию преподавателя**).

Затем готовят реакционную смесь, для чего полученный раствор эфира (100 мл) переливают в мерную колбу на 200 мл, доводят до метки щелочью из склянки и тщательно взбалтывают. Момент смешения растворов является моментом начала реакции. Так как раствор щелочи энергично поглощает двуокись углерода из воздуха, реакционная смесь должна быть всегда хорошо закрыта пробкой. Через определенные промежутки времени (заданные преподавателем) отбирают пробы пипеткой на 20 мл и вливают в одну из колб с кислотой.

При вливании реакционной смеси в кислоту реакция останавливается, так как непрореагировавшая щелочь нейтрализуется кислотой. Избыток кислоты оттитровывают тем же раствором щелочи, который взят для реакции. Титрование следует вести в присутствии фенолфталеина до появления розового окрашивания. Результат не зависит от времени титрования, так как реакция приостановлена. Обычно при стоянии оттитрованного раствора окраска исчезает. Это происходит вследствие нейтрализации избытка щелочи двуокисью углерода, который поступает из воздуха, а не от того, что смесь была недотитрована.

Реакция омыления заканчивается при комнатной температуре примерно за сутки. Чтобы довести ее до конца за более короткий срок, отдельную пробу реакционной смеси (20 мл) без кислоты нагревают на кипящей водяной бане 1 ч с обратным холодильником (во избежание улетучивания эфира). После

нагревания смесь охлаждают и остаток щелочи оттитровывают кислотой (0,0333 моль/л) по фенолфталеину до исчезновения окраски.

3. Обработка результатов эксперимента

1. Заполнить *табл. 5*.

Т а б л и ц а 5. Данные для определения концентрации раствора NaOH, приготовленного для опыта

	Концентрация кислоты, приготовленной для опыта, C_K , моль/л	Объём пробы (аликвотной части) раствора кислоты, V_K , мл	Объём титранта (щёлочи), который пошёл на титрование аликвотной части кислоты, $V_{щ}$, мл	$z = \frac{C_{щ}}{C_K} = \frac{V_K}{V_{щ}}$	
		10			

2. Результаты кинетического опыта внести в *табл.б*.

Т а б л и ц а б. Результаты кинетического опыта

Номер пробы	Астрономич. время	Время от начала реакции, t , мин	Объём кислоты в конической колбе с пробами, $V_{кисл}$, мл	Объём титранта (щёлочи), который пошёл на титрование избытка кислоты, $V_{t, щ}$, мл	Объём кислоты, который пошёл на титрование реагента (NaOH) в данной пробе, $V_{t, мл}$. $V_t = V_{кисл} - z \cdot V_{t, щ}$	$V_t - V_\infty$, мл	Константа скорости реакции, k , л/моль мин	$\ln \frac{V_t}{V_t - V_\infty}$
		0			*) $V_0 = z \cdot 10$			
1		5						
2		10						
3		20						
4		30						
5		45						
6		60						
7		75						
8		90						

3. Построить график в координатах $\ln \frac{V_t}{V_t - V_\infty} = f(t)$ и сделать вывод о порядке реакции. Найти по графику угловой коэффициент прямой и рассчитать константу скорости реакции по формуле (18а) (*графический метод*).

4. Рассчитать величину k для каждого момента времени по формуле (19). Убедиться, что величину k можно считать постоянной в пределах ошибки эксперимента и вычислить среднее значение k_{cp} (*аналитический метод*).

5. Сравнить значения константы скорости (k), рассчитанные графическим и аналитическим методами.

4. Приложения

1. Листок лабораторного журнала.
2. Образец *табл. 5 и 6* в Excel.
3. Рекомендуемая форма отчета.
4. Вопросы для самоконтроля и защиты.

Вопросы и задания для самоконтроля и защиты работы

1. Изложить основы поляриметрического метода исследования.

2. Почему для того, чтобы следить за изменением состава смеси в процессе гидролиза сахарозы удобно пользоваться поляриметрическим методом?

3. Полагая, что в избытке воды реакция гидролиза сахарозы идет как реакция 1-го порядка, записать дифференциальное кинетическое уравнение реакции, проинтегрировать и получить интегральное кинетическое уравнение в формулах (20) и (20а).

$$\ln C = \ln C_0 - k \cdot t, \quad (20)$$

из чего следует (20а):

$$k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}, \quad (20a)$$

где k –.....;

C_0 –.....;

C –.....;

t –.....

4. Что означает каждая буква в уравнениях (21) и (21а)?

$$\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty) - k \cdot t, \quad (21)$$

и

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{\alpha_0 - \alpha_\infty}{\alpha_t - \alpha_\infty} \quad (21a)$$

где k –.....;

C_0 –.....;

α_∞ –.....;

α_t –.....;

t –.....

5. Привести вывод уравнений (21) и (21а).

6. Как на основании поляриметрических данных рассчитать константу скорости реакции гидролиза сахарозы аналитическим методом?

7. Как на основании поляриметрических данных рассчитать константу скорости реакции гидролиза сахарозы графическим методом?

8. Проанализировать выполненную работу и указать возможные причины ошибок, которые могли повлиять на достоверность экспериментальных результатов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ СКОРОСТИ ИНВЕРСИИ САХАРОЗЫ

Цели работы:

- 1) изучить устройство поляриметра и освоить методику поляриметрических измерений;
- 2) определить константу скорости реакции гидролиза сахарозы поляриметрическим методом.

1. Теоретическое обоснование

Поляриметрия – метод анализа, основанный на определении содержания оптически активного вещества по углу вращения плоскости поляризации проходящего поляризованного света, который можно измерить прибором – **поляриметром**. Этим методом можно определять только оптически активные вещества, т. е. вещества, вращающие плоскость поляризации света. Очень часто поляриметрию применяют для определения концентрации растворов углеводов – сахара, глюкозы, фруктозы, молекулы которых имеют ассиметричный атом углерода и поэтому оптически активны.

Поляризованный свет отличается от неполяризованного тем, что колебания световых волн в нем происходят только в одной плоскости, а в неполяризованном – во всех плоскостях. **Плоскостью поляризации** называют плоскость, в которой происходит колебание волн поляризованного света.

Если через прозрачные кристаллы, обладающие оптической неоднородностью (турмалин, исландский шпат и др.), пропускать поляризованный свет, то при рассматривании через них какого-либо объекта наблюдается двойное изображение. В кристалле происходит раздвоение луча света, причем оба луча поляризованы, однако их плоскости поляризации взаимно перпендикулярны. Поэтому один луч преломляется в большей мере чем другой. На этом основано действие поляризатора – призмы Николя (*рис.2*).

Луч света, пройдя через призму Николя (поляризатор 4 на *рис.2*), полностью поляризован, а его плоскость поляризации вращается в растворах оптически активных веществ. Оптически активные вещества могут быть право- и левовращающими. Оптическая активность особенно свойственна органическим веществам, содержащим атом углерода, связанный с четырьмя различными функциональными группами, т. е. ассиметричный атом углерода. При прохождении света через растворы, содержащие оптически активные вещества, из-за ассиметричности структуры их молекул плоскость поляризации поляризованного света по сравнению с первоначальным положением изменяется.

Отклонение плоскости поляризации выражается в угловых градусах и называется **углом вращения плоскости поляризации**. Значение последнего зависит от природы вещества, его концентрации в растворе, толщины слоя и температуры раствора, а также длины волны света. При постоянстве толщины слоя раствора, длины световой волны и температуры (легко контролируемых параметров) для данного вещества угол вращения зависит только от концентрации.

Вращение плоскости поляризации (в правую или левую сторону), происходящее при прохождении света определенной длины волны через слой раствора в 1 дм с концентрацией оптически активного вещества 1 г/см^3 (кг/дм^3), называют **удельным вращением** данного вещества. Эту величину обозначают символами $[\alpha]_D^{t^0}$ (D – длина волны желтого света (линия D в спектре натриевой лампы), а t^0 – температура раствора).

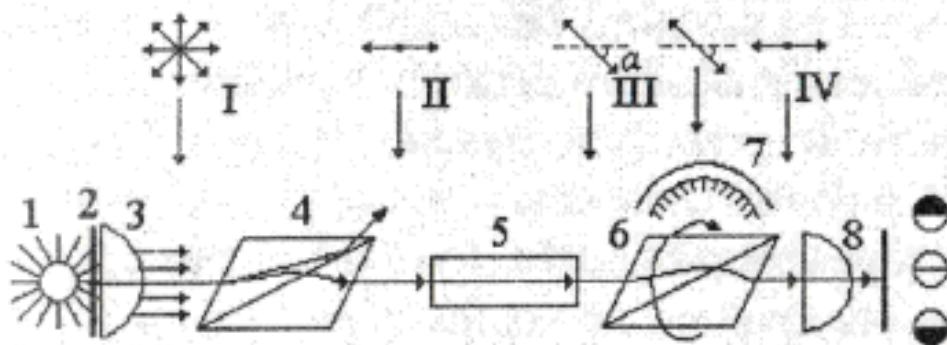


Рис. 2. Схема поляриметра:

неполяризованный (I), поляризованный (II) свет; вращение плоскости поляризации (III); приведение плоскости поляризации с оптической оси анализатора (IV).

1 – источник света; 2 – светофильтр; 3 – конденсор; 4 – поляризатор (призма Николя); 5 – кювета; 6 – анализатор; 7 – шкала; 8 – окуляр

Если поляризованный свет проходит через слой раствора длиной l , и концентрация оптически активного вещества в этом растворе C , то угол вращения α определяют по формуле (1):

$$\alpha = [\alpha] \cdot l \cdot C \quad (22)$$

где α – угол вращения в градусах;

$[\alpha]$ – удельное вращение,

l – толщина слоя жидкости, дм;

C – концентрация раствора, г/см^3 .

Правое удельное вращение обозначают знаком «плюс», левое – знаком «минус».

Величина $[a] = [a]_D^{20^\circ C}$ для многих оптически активных веществ известна. Так у сахарозы $[a] = [a]_D^{20^\circ C} = +66,55^\circ$, у глюкозы $[a] = [a]_D^{20^\circ C} = +52,56^\circ$, у фруктозы $[a] = [a]_D^{20^\circ C} = -91,9^\circ$.

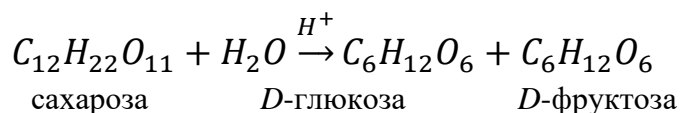
Выпускают несколько модификаций поляриметров для измерения угла вращения. На *рис.2* представлена схема кругового поляриметра. Луч света от источника света (1) проходит светофильтр и конденсор (2); затем попадает на поляризатор (3), проходит кювету (4) с раствором и анализатор (5). В качестве поляризатора используют призму Николя, которая связана со шкалой (6). Вращением анализатора добиваются в окуляре (7) прибора одинаковой освещенности полей (это указывает на совпадение его оптической оси с плоскостью поляризации), и по шкале замеряют угол поворота анализатора.

Настоящая работа является примером использования поляриметрии в кинетическом исследовании.

Поляриметрический метод применили для определения состава реакционной смеси, содержащей различные количества сахарозы и продуктов ее гидролиза (*D*-глюкозы и *D*-фруктозы). Это возможно потому, что и сахароза, и *D*-глюкоза, и *D*-фруктоза являются оптически активными веществами, вращающими плоскость поляризации на определенный угол в зависимости от их концентрации в растворе, а измеряемый поляриметром угол вращения смеси оптически активных веществ представляет собой алгебраическую сумму углов вращения отдельных веществ (**свойство аддитивности углов вращения смеси**).

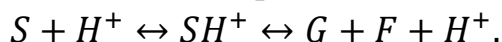
Кинетика реакции гидролиза сахарозы

При гидролизе сахарозы (*S*) образуется *D*-глюкоза (*G*) и *D*-фруктоза (*F*) (инвертный сахар):



В водном растворе реакция практически не идет. Ее катализируют катионами водорода, добавляя к раствору сахарозы кислоту.

Предложен следующий механизм реакции:



Установлено, что скорость реакции гидролиза сахарозы описывается кинетическим уравнением, общий порядок которой равен двум ($n = 1 + 1 = 2$):

$$-\frac{dC_{C_{12}H_{22}O_{11}}}{dt} = k' \cdot C_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot C_{H_2O}. \quad (23)$$

где k' – константа скорости реакции гидролиза сахарозы.

Однако при большом избытке воды ее концентрация практически не меняется по мере протекания реакции и может считаться постоянной величиной ($C_{H_2O} = const$).

Это легко подтвердить следующими расчетами. Для изучения скорости гидролиза обычно берут водный раствор сахарозы с массовой долей 10 – 20 %. Один литр такого раствора содержит 0,3 – 0,6 моль сахарозы и 50,0 – 44,4 моль воды. Когда реакция пройдет до конца, израсходуется 0,6 моль воды, что весьма незначительно скажется на изменении концентрации воды в ходе реакции. Поэтому концентрацию воды можно считать постоянной.

Тогда кинетическое уравнение реакции гидролиза сахарозы можно записать в виде выражения (24) и считать уравнением 1-го порядка:

$$-\frac{dC}{dt} = (k' \cdot C_{H_2O}) \cdot C^1 \text{ или } -\frac{dC}{dt} = k \cdot C, \quad (24)$$

где C – концентрация сахарозы в водном растворе;

$k = k' \cdot C_{H_2O}$ – константа скорости реакции 1-го порядка.

Константу скорости гидролиза сахарозы определяют по интегральному кинетическому уравнению реакции первого порядка: (25) или (25а):

$$\ln C = \ln C_0 - k \cdot t, \quad (25)$$

из чего следует (25а):

$$k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{C_0}{C}, \quad (25a)$$

где k – константа скорости реакции;

C_0 – начальная концентрация сахарозы;

C – концентрация сахарозы в данный момент t ;

t – время от начала реакции до момента измерения.

Для определения концентрации сахарозы пользуются свойством оптической активности сахарозы и продуктов реакции гидролиза: глюкозы и фруктозы. Это связано с наличием в их молекулах асимметричных атомов углерода. Если через раствор оптически активных веществ пропустить поляризованный свет определенной длины волны, будет наблюдаться поворот плоскости поляризации. Угол вращения при концентрации вещества 1г/мл, длине трубки 10см, температуре 20°C и желтом свете с длиной волны 589,3нм составляет для сахарозы, *D*-глюкозы и *D*-фруктозы соответственно +66,55, +52,5 и

-91,9. При этом знак плюс означает правое направление вращения плоскости поляризации, а знак минус – левое.

По мере протекания гидролиза концентрация сахарозы снижается, а *D*-глюкозы и *D*-фруктозы растет, поэтому угол вращения плоскости поляризации уменьшается, падает до нуля, а затем становится отрицательным, т.к. правое вращение сменяется левым. Поэтому гидролиз сахарозы называют *инверсией* (инверсия – переворачивание, перестановка).

Для смеси оптически активных веществ угол вращения равен алгебраической сумме углов вращения для каждого оптически активного вещества.

Обозначим через x долю сахарозы, не вступившей в реакцию к данному моменту времени. А через α_0 – угол вращения в момент начала реакции. Тогда угол вращения, который обеспечивает присутствующая в реакционной смеси сахароза в момент времени t , составит $\alpha_0 \cdot x$.

Доля продуктов гидролиза составляет $(1 - x)$. После окончания инверсии угол вращения продуктов равен α_∞ , а в момент времени t он составит $\alpha_\infty \cdot (1 - x)$.

В силу свойства аддитивности угол вращения (α_t) всех компонентов реакционной смеси в момент времени t можно выразить соотношением (26):

$$\alpha_t = \alpha_0 \cdot x + \alpha_\infty \cdot (1 - x), \quad (26)$$

из чего следует (26а):

$$x = \frac{\alpha_t - \alpha_\infty}{\alpha_0 - \alpha_\infty}, \quad (26a)$$

где x – доля сахарозы, не вступившей в реакцию к данному моменту времени;

α_0 – угол вращения в момент начала реакции;

α_∞ – угол вращения продуктов после окончания инверсии;

α_t – угол вращения всех компонентов реакционной смеси в момент времени t .

Принимая во внимание, что доля (x) непрореагировавшей к моменту времени t сахарозы в реакционной смеси равна отношению концентрации сахарозы в данный момент времени к ее начальной концентрации $x = \frac{C}{C_0}$,

кинетические уравнения (25) и (25а) можно переписать в виде (27) и (27а):

$$\ln(x \cdot C_0) = \ln C_0 - k \cdot t, \quad (27)$$

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{1}{x}, \quad (27a)$$

где k – константа скорости реакции;

C_0 – начальная концентрация сахарозы;

x – доля сахарозы, оставшейся не гидролизованной в момент t ;

t – время от начала реакции до момента измерения.

Подставляя в уравнения (27) величину x , выраженную через экспериментально измеряемые углы вращения α , получаем уравнения (28) и (28a), которые и используют, чтобы рассчитать константу скорости реакции. Это можно сделать аналитическим и графическим методами.

$$\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty) - k \cdot t, \quad (28)$$

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{\alpha_0 - \alpha_\infty}{\alpha_t - \alpha_\infty}, \quad (28a)$$

где k – константа скорости реакции;

C_0 – угол вращения в момент начала реакции;

α_∞ – угол вращения продуктов после окончания инверсии;

α_t – угол вращения всех компонентов реакционной смеси в момент времени t ;

t – время от начала реакции до момента измерения.

2. Методика эксперимента

2.1. Отработка методики поляриметрических измерений

Конструкция поляриметра СУ-4 (сахариметра), который используется в данной работе для измерения угла вращения сахарных растворов, представлена на рисунке (рис. 3).

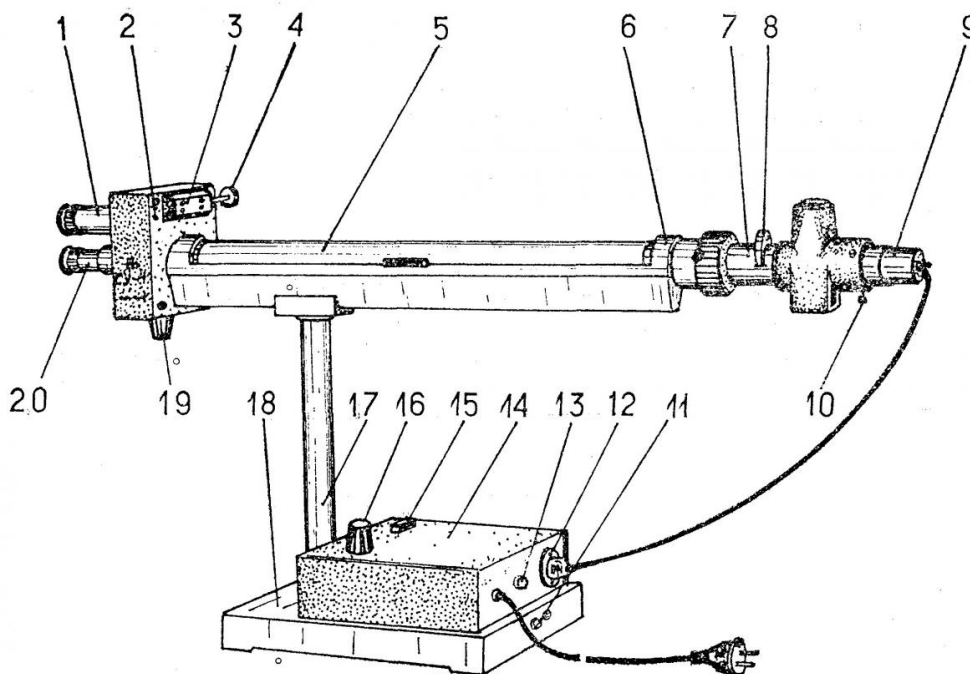


Рис. 3. Общий вид и основные части поляриметра СУ-4:

- 1 – лупа; 2 – измерительная головка; 3 – механизм установки нониуса;
4 – ключ; 5 – кюветное отделение; 6 – траверса; 7 – оправа поляризатора;
8 – поворотная обойма; 9 – осветительный узел; 10 – регулировочный винт;
11 – винт заземления; 12 – вилка разъема; 13 – вставка плавкая; 14 – крышка;
15 – кнопка; 16 – ручка резистора; 17 – стойка; 18 – основание;
19 – рукоятка клинового компенсатора; 20 – зрительная труба

Поляриметр состоит из узла измерительной головки (2) и осветительного узла (9), соединенных между собой траверсой (6), которая через стойку (17) крепится к основанию (18). На траверсе укреплены два узла: кюветное отделение (5) для поляриметрических кювет и оправа (7) с поляризатором и полутеневого пластиной.

С лицевой стороны измерительной головки расположены лупа (1) для отсчета показаний по шкале и зрительная труба (20). С тыльной стороны измерительной головки находится механизм установки нониуса (3), служащий для совмещения нулевого деления нониуса с нулевым делением шкалы съемного ключа (4).

В нижней части измерительной головки расположена рукоятка клинового компенсатора (19), вращением которой перемещают подвижный кварцевый клин и связанную с ним шкалу.

Осветительный узел состоит из патрона с лампой (патрон устанавливается тремя винтами (10) и поворотной обоймой (8) со светофильтром и диафрагмой).

На основании установлены кнопки (15) для включения осветителя и ручка резистора (16) для регулирования яркости поля зрения.

В основании смонтирован понижающий трансформатор. На тыльной стороне основания находится винт заземления (11), вилка (12) разъема для подключения осветителя сахариметра к трансформатору и плавкая вставка (13).

Принцип действия. В поляриметре применен принцип уравнивания яркостей разделенного на две части поля зрения. Яркости уравнивают вблизи полного затемнения поля зрения. При введении в систему оптически активного вещества нарушается равенство яркостей полей сравнения. Поворотом лимба соответствующего устройства (анализатора) равенство яркостей может быть восстановлено. При этом угол поворота равен углу вращения плоскости поляризации данным оптически активным веществом.

Устройство кюветы. Кювета состоит из трубки, покровных стекол, резиновых прокладок, втулок, гаек. На стеклянной трубке имеется выпуклость, необходимая для сбора пузырьков воздуха. На трубке кюветы нанесена ее фактическая длина между торцами.

Порядок работы на поляриметре

1. Настройка поляриметра (подстройка резкости изображения)

Перед началом работы, убрав из камеры прибора поляриметрическую трубку, необходимо установить по глазу окуляр зрительной трубы и отсчетную лупу шкалы.

Для этого вращением оправ передвигают их вдоль оси, чтобы в поле зрения окуляра зрительной трубы вертикальная линия, разделяющая поле зрения на две половины, была четко и ясно видна, а в поле зрения отсчетной лупы четко видны штрихи и цифры шкалы нониуса (*вспомогательная шкала, устанавливаемая на измерительном приборе, служащая для более точного определения количества долей делений основной шкалы*) поляриметра.

2. Определение нулевого отсчета (нулевого положения анализатора)

Для этого при отсутствии в камере прибора поляриметрической трубки, вращая рукоятку кремальерной (передача вращательного движения в поступательное) передачи, добиваются полной однородности обеих половинок поля зрения. Отсчет по шкале производят с помощью нониуса. Продолжая вращение анализатора, приводят части поля к ясно видимой перемене освещенности. После этого вращением в противоположную сторону вновь приводят части поля к одинаковой освещенности и записывают отсчет.

Повторением этих действий (до 3–5 раз) добиваются хорошей сходимости отсчетов (с точностью до 0,1), после чего берут за **нулевой отсчет** среднее из полученных значений, т.е. отсчет по шкале в этом случае представляет собой **инструментальную поправку** α_n . Знак поправки считают положительным, если нуль нониуса расположен в положительном направлении от нуля шкалы, т.е. справа. Истинные углы вращения получаются вычитанием инструментальной поправки (с учетом знака) из полученных отсчетов.

После нахождения нулевой точки поляриметра (т.е. инструментальной поправки) можно приступить к измерениям углов вращения плоскости поляризации растворов.

3. Чистка кювет и наполнение исследуемым раствором

- При необходимости прочистить кювету. Покровные стекла протереть салфеткой.
- На один конец трубки положить покровное стекло, резиновую прокладку, прижать втулкой и затянуть гайкой.
- Наполнять кювету раствором следует до тех пор, пока на верхнем конце кюветы не появится выпуклый мениск. Этот мениск нужно сдвинуть в сторону при помощи покровного стекла (т.е. покровное стекло надвинуть сбоку). На покровное стекло положить резиновую прокладку, прижать втулкой и затянуть гайкой.
- Тщательно протереть покровные стекла с наружной стороны мягкой салфеткой.

ОБРАТИТЬ ВНИМАНИЕ!

1. При завинчивании гаек не должно быть натяжения в покровных стеклах (в противном случае возможно растрескивание стекла) и кюветы не должны подтекать.

2. В кювете не должно оставаться воздушных пузырьков. Если они имеются, то их необходимо наклонами трубки завести в утолщенную часть кюветы, чтобы они не мешали наблюдению.

4. Определение угла вращения плоскости поляризации

В камеру прибора вкладывают поляриметрическую трубку с испытуемым раствором. При этом изменяется освещенность обеих половинок поля зрения. Вращая рукоятку кремальерной передачи, поле зрения приводят к одинаковой освещенности обеих половинок, как это было при наблюдении без поляриметрической трубки. При этом не должно наблюдаться окрашивание частей поля зрения. Если есть окрашивание, то необходимо отжать покровные стекла кюветы. Вращением оправ зрительной трубы (20) установить окуляр на резкое изображение границы раздела полей сравнения. Плавным и медленным поворотом ручки (19) установить равенство яркостей полей сравнения в чувствительном режиме и произвести отсчет показания.

5. Порядок снятия отсчета

а) Способ отсчета с помощью нониуса ясен из *рис. 4 – 6, Интерактивной модели шкалы поляриметра* и описания примера (см. ниже).

б) Измерений угла вращения необходимо сделать три, взять среднее арифметическое из них. Из полученного среднего арифметического отсчета вычесть нулевой отсчет.

Пример. При определении нулевого положения с кюветой, заполненной дистиллированной водой, был получен результат $0,10^\circ$ (*рис. 4*), а после ввода кюветы, заполненной исследуемым раствором яркость полей сравнения изменяется (*рис. 5*), после установки равной освещенности полей получен отсчет $+1,55^\circ$ (*рис. 6*). Разность в отсчетах между конечной и начальной установками равна углу вращения плоскости поляризации исследуемого раствора: $1,55^\circ - 0,10^\circ = 1,45^\circ$ (правое вращение).

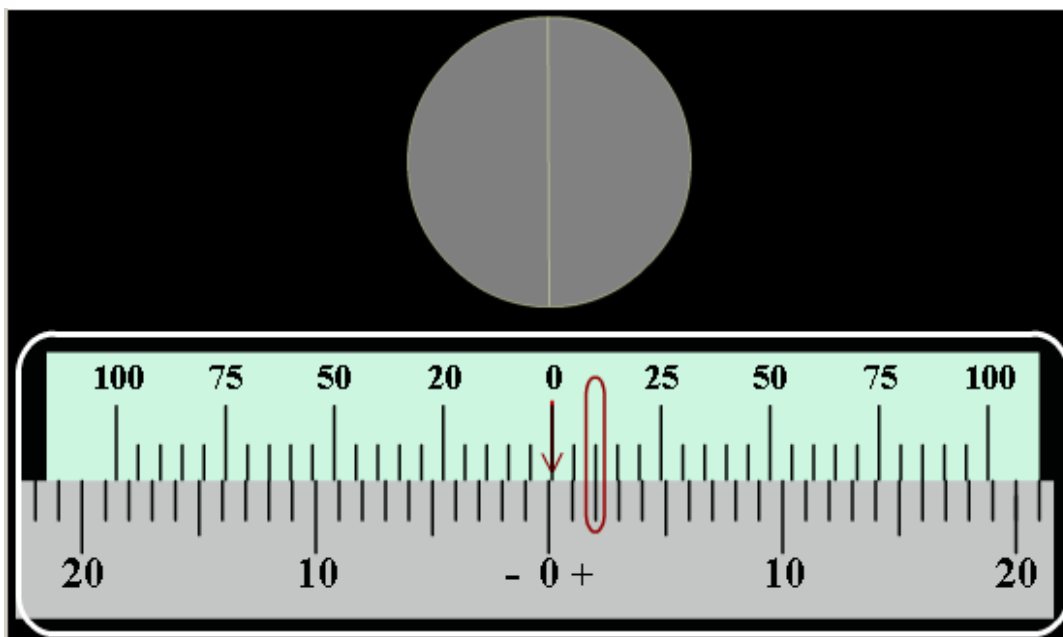


Рис. 4. Положение лимба и поле зрения при установке анализатора на равную яркость полей сравнения в чувствительном положении при введенной кювете, заполненной дистиллированной водой (нулевое положение)

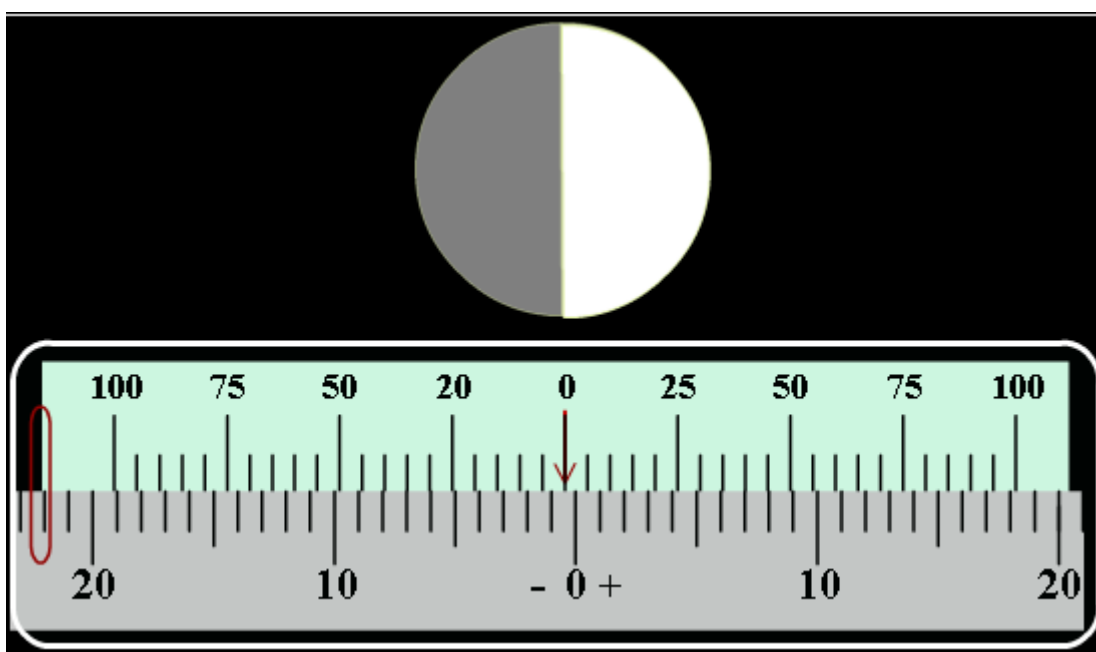


Рис. 5. Положение лимба и поле зрения после ввода кюветы, наполненной раствором: освещенность полей разная

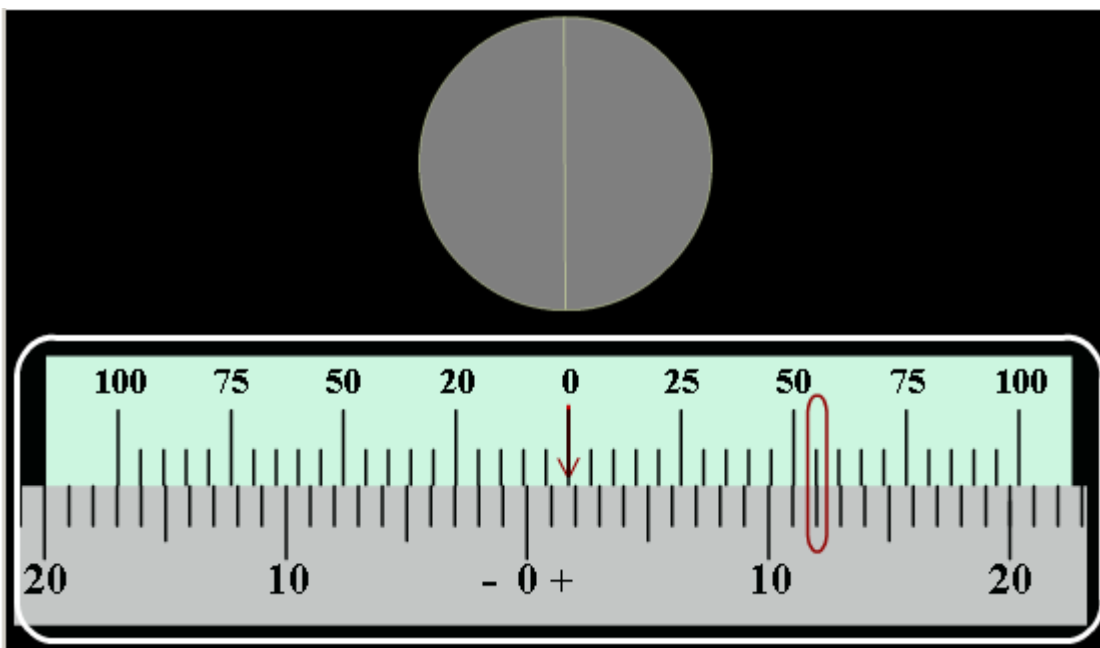


Рис. 6. Положение лимба и поле зрения при установке анализатора на равную яркость полей сравнения в чувствительном положении с кюветой наполненной раствором

Чтобы лучше освоить технику измерения на поляриметре, можно пользоваться интерактивной моделью шкалы поляриметра, которую можно открыть по ссылке: «[Модель шкалы поляриметра](#)».

2.2. Методика проведения кинетического исследования¹

Готовят 20%-й водный раствор сахарозы, для чего на химико-технических весах (с точностью до 0,01 г) отвешивают 10 г сахарозы, прибавляют 40 мл дистиллированной воды; если раствор мутный, его фильтруют. Детально знакомятся с устройством поляриметра и осваивают технику измерения углов вращения.

Определяют инструментальную поправку α_n , затем проводят измерение углов вращения приготовленного раствора сахарозы. Заполнение поляриметрической трубки проводят следующим образом: осторожно, держа трубку над столом, отвинчивают штуцер с одного конца трубки, споласкивают ее дистиллированной водой, затем исследуемым раствором; после этого наполняют трубку раствором так, чтобы образовался выпуклый мениск, затем сбоку (быстро) надвигают покрывное стекло и навинчивают штуцер с резиновой прокладкой. Следят за тем, чтобы в трубке не оказалось пузырьков воздуха, так как их присутствие мешает наблюдениям.

¹ Прежде чем начинать работу, следует ознакомиться с устройством поляриметра и правилами работы на нем.

Трубку хорошо вытирают (особенно тщательно должны быть протерты стекла на концах трубки) и помещают в поляриметр таким образом, чтобы она упиралась в заднюю стенку прибора. Затем определяют вращение плоскости поляризации исходным сахарным раствором.

Все углы в формулу вводят с инструментальной поправкой, последнюю следует учитывать, если она превышает 0,2 (см. рис. 4).

Смешивают в колбочке **сахарный раствор** и соляную кислоту в соотношениях по заданию преподавателя, момент смешения отмечают по часам с точностью до минуты и записывают в тетрадь. Поляриметрическую трубку, освобожденную от раствора сахарозы и промытую водой, наполняют реакционной смесью – это **момент начала реакции**, которому отвечает начальный угол

$$\alpha_0 = (\alpha'_0 - \alpha_n) \cdot V,$$

где V – объемная доля сахарного раствора $V = \frac{V_{сах}}{V_{сах} + V_{к-ты}}$.

Освобожденную от сахарного раствора поляриметрическую трубку 2–3 раза ополаскивают полученной смесью сахарного раствора с кислотой, затем заполняют ее этим раствором. Измерения проводят при комнатной температуре и в **промежутках времени t , заданных преподавателем**, находят α_t .

Во время измерения реакция в трубке продолжается, так что отсчеты необходимо делать быстро, хорошо освоив технику измерения.

Для расчета константы скорости реакции следует знать угол вращения плоскости поляризации реакционной смесью после окончания реакции α_∞ . Инверсия сахарозы при комнатной температуре заканчивается за 1 – 5 суток (в зависимости от концентрации катализатора). Однако ее можно ускорить, для чего отдельную порцию реакционной смеси (остаток после заполнения поляриметрической трубки) в колбочке помещают на водяную баню при температуре 50 – 60 °С (не выше, во избежание разрушения сахара, особенно фруктозы) на 30 – 40 мин. В целях экономии времени нагревание следует начать сразу же после приготовления смеси и заполнения трубки (прежде чем нагревать, необходимо сделать один отсчет в поляриметре, чтобы убедиться в том, что трубка заполнена полностью, пузырьков нет). Пока ведут измерения при комнатной температуре, реакция при температуре 50 – 60 °С пройдет практически полностью.

После нагревания смесь охлаждают до комнатной температуры (температуры опыта), затем наливают в поляриметрическую трубку

(предварительно сполоснув ее этим раствором) и определяют предельный угол вращения α_∞ .

3. Обработка результатов эксперимента

Константу скорости реакции можно определить **аналитическим методом**. Для этого следует рассчитать величину k по формуле (28а) для каждого значения t , затем найти среднюю величину из констант, полученных в разные моменты времени.

Другой метод обработки экспериментальных результатов и вычисления константы скорости называют **графическим**. Согласно уравнению (28) график функции $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = f(t)$ является прямой линией, угловой коэффициент которой равен $(-k)$:

$$\begin{array}{l} \ln(\alpha_t - \alpha_\infty) \\ y \end{array} = \begin{array}{l} -k \cdot t \\ a \cdot x \end{array} + \begin{array}{l} \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty) \\ b \end{array}$$

График можно строить на миллиметровой бумаге, или пользуясь подходящей компьютерной программой, например, MSExcel.

Угловой коэффициент прямой можно найти любым известным Вам способом.

По графику можно также определить свободный член прямой: $b = \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty)$ и проверить величину начального угла α_0 . Полученное значение следует сравнить с величиной α_0 , которая уже была в начале работы вычислена при анализе чистого сахарного раствора.

Замечания: если график линейной функции построен на миллиметровой бумаге, то свободный член – это отрезок, который отсекает прямая на оси ординат, проходящей через начало координат, а угловой коэффициент равен тангенсу угла, который прямая образует с осью абсцисс.

Если для построения графика использовать компьютерную программу, то есть возможность провести линию тренда в предположении линейной зависимости, и вывести на экран уравнение линейной функции, описывающей экспериментальные данные.

Результаты опыта и расчетов нужно оформить в виде *табл. 7* и *8*.

Т а б л и ц а 7

Температура, °С	
Объём раствора сахарозы, $V_{сах}$, мл	
Объём раствора кислоты, $V_{кисл}$, мл	
Объёмная доля раствора сахарозы, $V = V_{сах} / (V_{сах} + V_{кисл})$	
*) Инструментальная поправка, a_n	
Угол вращения раствора сахарозы a'_0	
Начальный угол вращения смеси, a_0 , $a_0 = (a'_0 - a_n) \cdot V$	

*) Все углы вращения плоскости поляризации имеют размерность град.

Т а б л и ц а 8

Номер пробы	Астрономическое время	Время от начала реакции, t , мин	Измеренный угол вращения, a'	Угол вращения с инструментальной поправкой, $a_t = a' - a_n$	$a_t - a_\infty$	$\ln(a_t - a_\infty)$	Константа скорости реакции k , мин ⁻¹
		0					
1		5					
2		10					
3		20					
4		30					
5		45					
6		60					
7		75					
8		90					

Время	a'_∞	$a_\infty = (a'_\infty - a_n)$	$a_0 - a_\infty$	$\ln(a_0 - a_\infty)$
∞				

Табл. 7 и 8 следует сделать заранее при подготовке к лабораторной работе, для этого можно открыть по гиперссылке и скопировать «Листок лабораторного журнала»

Отчет о работе следует оформить в соответствии с «рекомендуемой формой».

4. Приложения

1. Рекомендуемая форма отчета.
2. Модель шкалы поляриметра.
3. Листок лабораторного журнала.
4. Образец таблиц 7 и 8 в Excel
5. Данные виртуального кинетического опыта.
6. Вопросы для самоконтроля и защиты.

Вопросы для самопроверки

К лабораторной работе «Омыление сложного эфира»

1. Что называется скоростью реакции? Запишите выражение для скорости химической реакции через изменение концентрации (а) эфира, (б) эфира и щелочи, (в) кислоты (соли) – продукта реакции. Проинтегрируйте последнее.

2. Что называется константой скорости реакции? Изменяется ли константа скорости реакции с изменением концентрации? О чем говорит изменение константы скорости реакции с изменением концентрации?

3. Зависит ли численное значение константы скорости химической реакции от используемых методов выражения концентрации реагирующих веществ?

4. Что называется порядком реакции? От чего зависит порядок реакции? Что называется молекулярностью реакции? Совпадает ли порядок и молекулярность реакции и почему?

5. Укажите источники погрешностей в лабораторной работе.

6. Предложите схему проведения этой работы с использованием других физико-химических методов. Обоснуйте предлагаемый метод. Оцените его преимущества и недостатки по сравнению с титриметрическим методом анализа.

7. Что подтверждает предлагаемый Вами на основе выполненной лабораторной работы механизм реакции омыления сложного эфира?

Вопросы для подготовки к коллоквиумам

Кинетика сложных реакций	
<p style="text-align: center;">1. Зависимость скорости реакции от температуры</p> <p>Уравнение Аррениуса и его обоснование для обратимой реакции с помощью уравнения изобары Вант Гоффа. Физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя в константе скорости обратимой реакции</p>	Учебник [1], § 20
<p style="text-align: center;">2. Обратимые реакции</p> <p>Уравнение для расчета концентрации исходного вещества и продукта реакции в заданный момент времени (прямая задача кинетики). Решение обратной задачи</p>	Учебник [1]
<p style="text-align: center;">3. Параллельные реакции</p> <p>Уравнение для расчета концентрации исходного вещества и продуктов обеих реакции в заданный момент времени (прямая задача кинетики). Лимитирующая стадия параллельных реакций</p>	Учебник [1]
<p style="text-align: center;">4. Конкурирующие обратимые реакции. Термодинамический и кинетический контроль</p>	Учебник [1]
<p style="text-align: center;">5. Последовательные реакции</p> <p>Уравнение для расчета концентрации исходного вещества и промежуточных и конечных продуктов реакции в заданный момент времени (прямая задача кинетики). Метод стационарных концентраций для анализа кинетических уравнений. Вид кинетических кривых. Лимитирующая стадия последовательных реакций</p>	Учебник [1]
<p style="text-align: center;">6. Приближённые методы в кинетике</p> <p>Метод стационарных концентраций и метод квазиравновесного состояния</p>	Учебник [1]
<p style="text-align: center;">7. Основные положения теории катализа</p> <p>Классификация катализаторов. Влияние катализаторов на кинетику и термодинамику химических процессов. Энергетический профиль каталитической реакции. Основные характеристики катализаторов: частота оборотов, селективность, активность. Принцип энергетического соответствия и принцип структурного соответствия для анализа эффективности катализа</p>	Учебник [1]
<p style="text-align: center;">8. Гомогенный катализ</p> <p>Кинетическое уравнение на основе простейшей схемы каталитического процесса. Кислотный и основной катализ как пример гомогенных каталитических процессов</p>	Учебник [1]

<p>9. Ферментативный катализ</p> <p>Простейшая схема ферментативного катализа и полученное на ее основе кинетическое уравнение. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Ингибирование в процессах ферментативного катализа</p>	Учебник [1]
<p>10. Гетерогенный катализ</p> <p>Основные стадии гетерогенного катализа. Рисунок «Изменение энергетического профиля реакции при гетерогенном катализе». Выражение для скорости гетерогенной каталитической реакции</p>	Учебник [1]
<p>11. Кинетика реакций в растворах</p> <p>Процессы диффузии в конденсированных средах и их влияние на скорость химических процессов. Законы Фика. Примеры реакций, лимитированных диффузией. Кинетика процессов, где лимитирующей стадией является химическая реакция</p>	Учебник [1]
Теории элементарного акта	
<p>12. Теория активных столкновений (ТАС)</p> <p>Основные положения. Кинетическое уравнение бимолекулярной реакции. Физический смысл энергии активации. Сечение межмолекулярных столкновений. Схема Линдемана для описания мономолекулярных реакций в рамках теории ТАС. Достоинства и недостатки теории ТАС</p>	Метод. указания [2]*
<p>13. Теория активированного комплекса</p> <p>Основные положения. Координата реакции, активированный комплекс. Кинетическое уравнение. Рисунок «Профиль потенциальной энергии для простейшего элементарного акта». Физический смысл истинной энергии активации. Достоинства и недостатки теории. Вывод выражения для константы скорости в общем виде. Энтальпия и энтропия активации</p>	Метод. указания [2]*
<p>14. Фотохимические реакции</p> <p>Основные законы фотохимии. Влияние электромагнитного излучения на скорость химической реакции и состояние равновесия (константу равновесия). Влияние света на энергетический профиль реакции</p>	Метод. указания [2]
<p>15. Цепные реакции</p> <p>Стадии цепной реакции. Разветвлённые и не разветвлённые химические реакции. Уравнение Семенова и его анализ. Как можно управлять цепной химической реакцией. Индукционный период. Полуостров воспламенения</p>	Метод. указания [2]

[1] Основы физической химии, Ч. 1, Теория / В. В. Еремин и др.

[2] Кинетика химических реакций. / Л. И. Холохонова и др.

Вопросы для подготовки к экзамену

1	Феноменологическое описание неравновесных процессов. Кинетические измерения. Обработка кинетических кривых. Скорость химической реакции. Задачи формальной и молекулярной кинетик
2	Терминология химической кинетики. Элементарная стадия, механизм, схема процесса, лимитирующая стадия. Примеры различных типов реакций (гомо- и гетерогенных, гомо- и гетеролитических, гомо- и гетерофазных)
3	Общность и различие термодинамического и кинетического описания химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от температуры
4	Уравнение Аррениуса и его обоснование для обратимой реакции с помощью уравнения изобары Вант Гоффа. Физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя в константе скорости обратимой реакции
5	Теория активных соударений на примере гомогенной бимолекулярной реакции. Сечение межмолекулярных столкновений. Понятие о сечении реакции (процесса)
6	Теория переходного состояния Эйринга и Поляни. Основные положения. Координата реакции, активированный комплекс, реагенты и продукты. Вывод выражения для константы скорости в общем виде. Энтальпия и энтропия активации
7	Принцип линейности свободных энергий как следствие теории переходного состояния. Использование принципа линейности свободных энергий для объяснения влияния растворителя и солевых эффектов на кинетику и термодинамику процессов в растворах
8	Применение принципа линейности свободных энергий для установления связи между строением и реакционной способностью соединений на примере уравнений Гаммета и Тафта
9	Прямая и обратная задача кинетических исследований. Решение прямой задачи на примере кинетики обратимой, параллельной и последовательной реакций. Термодинамический и кинетический контроль
10	Признаки простых и сложных реакций. Кинетическая интерпретация закона действующих масс. Методы определения лимитирующей стадии в сложных реакциях
11	Процессы диффузии в газах и конденсированных средах. Примеры

	реакций, лимитированных диффузией. Законы Фика. Статистическая и термодинамическая интерпретация. Быстрые реакции.
12	Терминология сложных реакций. Примеры механизмов сопряженных, цепных, фотохимических реакций. Особенности и методы исследования. Микроволновая активация
13	Молекулярность и порядок реакции. Примеры реакций с различными и с одинаковыми молекулярностью и порядком. Приведите объяснение в каждом примере с точки зрения статистической термодинамики
14	Кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной форме. Примеры для реакций с целым, дробным, нулевым, первым порядком и вторым порядком
15	Общий и частный (по реагенту) порядки реакции. Способы определения порядков реакции по реагентам для различных типов реакций
16	Определение лимитирующей стадии гетерогенного процесса по величине энергии активации. Соотношение скоростей молекулярной и диффузионной стадии в процессе полимеризации в растворе мономера
17	Определение и свойства катализаторов. Примеры механизмов каталитического действия. Селективный и неселективный катализ. Ингибирование и инициирование каталитических реакций
18	Влияние катализаторов на кинетику и термодинамику химических процессов. Механизм воздействия на кинетику реакции на примере кислотно-основного катализа. Специфический и общий катализ
19	Виды гомогенного и гетерогенного катализа. Примеры количественного влияния на энергию активации различных химических процессов. Ферментативный и межфазный катализ
20	Факторы, влияющие на кинетику адсорбции. Вероятность акта и степень адсорбции. Примеры эмпирических изотерм адсорбции. Вывод изотермы Ленгмюра. Выражение для скорости гетерогенной каталитической реакции

Вопросы 1, 2, 3, 4, 13, 14, 15, 16 входят в 1-й коллоквиум.

Вопросы 2, 4, 5, 9, 11, 17, 18 входят во 2-й коллоквиум.

Заключение

Использование методов и приборов для определения состава и свойств веществ и материалов и их превращений и защиты окружающей среды от влияния промышленного производства текстильных и полимерных материалов, а также способы рационального использования сырьевых, энергетических и других видов ресурсов при изготовлении текстильного сырья, композиционных материалов и красителей составляют основу знаний химика-технолога для оптимизации и моделирования технологических процессов изготовления и обработки текстильных и полимерных материалов и сырья.

Изученные кинетические приемы описания протекающих во времени процессов пригодятся не только для технологических разработок, их используют как в смежных с химической технологией областях знаний: микробиологии, токсикологии, фармакологии (т.н. «период полувыведения»), экологических исследованиях, так и в финансовой сфере и экономике, и многих других.

Навык математического описания процессов и критического анализа сложных систем с выделением лимитирующих стадий и выявлением их физического смысла универсален и необходим в каждом виде деятельности.

Библиографический список

1. Основы физической химии: учебное пособие / В. В. Еремин и др. – Москва: ЭКЗАМЕН, 2005. – 480 с.
2. Холохонова Л. И. Кинетика химических реакций: учебное пособие / Л. И. Холохонова, Е. В. Короткая.– Кемерово: Кем. техн. ин-т пищевой промышленности, 2004. – 80 с.
3. Физическая химия: в 2 кн. Кн. 2. Электрохимия. Химическая кинетика и катализ: учебник для вузов. Рекомендован МО РФ. / К. С. Краснов и др. – Изд. 3-е, испр. – Москва: Высшая школа, 2001. – 560 с.

Дополнительные учебные материалы

1. Практикум по физической химии. Кинетика гомогенного каталитического разложения пероксида водорода в водном растворе в присутствии йодид-ионов: методическое пособие / А. В. Леванов и др. – Москва-Баку: Химический факультет МГУ, 2018. – 19 с. – Режим доступа: <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/levanov-et-al-kinetics-h2o2-i.pdf>.
2. Ведение в химическую кинетику: учебное пособие / А. В. Леванов, Э. Е. Антипенко. – Москва: Химический факультет МГУ, 2006. – 51 с. – Режим доступа: <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/levanov/levanov.pdf>.

Учебное издание

Ибрагимова Римма Ильгизовна
Пеганова Наталья Владимировна
Холохонова Лариса Ивановна
Новоселов Николай Петрович

Физическая химия. Кинетика и катализ.
Кинетические исследования химических процессов.

Учебное пособие с интерактивными материалами
для выполнения лабораторных работ

Издательский редактор Т. Н. Козлова
Оригинал-макет подготовлен авторами

Учебное электронное издание сетевого распространения

Системные требования:

электронное устройство с программным обеспечением
для воспроизведения файлов форматов PDF, SWF

Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=202168, по паролю.
– Загл. с экрана.

Дата подписания к использованию 02.04.2021 г. Рег. № 68/21

ФГБОУВО «СПбГУПТД»
Юридический и почтовый адрес:
191186, Санкт-Петербург, ул. Большая Морская, 18.
<http://sutd.ru/>