

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ –
МСХА имени К.А. ТИМИРЯЗЕВА

Институт агrobiотехнологии

Кафедра химии

ХИМИЯ ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ

МОСКВА 2026

УДК 541.1(075.8)
ББК 24.5я73
Ф48

Химия физическая и коллоидная: Рабочая тетрадь. Учебное пособие для обучающихся по направлению 19.03.01 «Биотехнология»/ М.В. Григорьева, С.Л. Белопухов, Н.В. Сокорова. М.: РГАУ-МСХА имени К.А. Тимирязева, 2026. – 49 с.

Рецензенты:

Борулько Вячеслав Григорьевич, доктор технических наук, доцент, кафедра техносферной безопасности РГАУ-МСХА имени К.А. Тимирязева.

Жевнеров Алексей Валерьевич, кандидат химических наук, доцент, руководитель УНЦКП «Сервисная лаборатория комплексного анализа химических соединений».

Рабочая тетрадь составлена в соответствии с программой дисциплины «Химия физическая и коллоидная» для студентов заочной формы обучения направления 19.03.01 «Биотехнология» (бакалавриат), является частью учебно-методического комплекса по дисциплине. Предназначена для подготовки и выполнения обучающимися лабораторных работ по дисциплине, а также самостоятельной работы.

Рекомендовано к изданию учебно-методической комиссией института Агробиотехнологии РГАУ-МСХА имени К.А. Тимирязева (протокол № 9/26 от 05.05.2026 г.)

© Григорьева М.В., Белопухов С.Л.,
Сокорова Н.В., 2026

© ФГБОУ ВО РГАУ–МСХА
имени К.А. Тимирязева, 2026

ОГЛАВЛЕНИЕ

Лабораторная работа № 1. Буферные системы. Изучение свойств буферных и небуферных систем. Определение буферной емкости раствора. Определение рН потенциометрическим методом в биологических объектах.	4
Лабораторная работа № 2. Электрическая проводимость и её использование для анализа растворов электролитов.	11
Лабораторная работа № 3. Адсорбция и поверхностные явления.	17
Лабораторная работа № 4. Коллоиды, их образование и свойства.	25
Лабораторная работа № 5. Определение ИЭТ гидрофильного золя желатины вискозиметрическим методом.	30

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ. ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ БУФЕРНЫХ И НЕБУФЕРНЫХ СИСТЕМ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ БУФЕРНОЙ ЕМКОСТИ РАСТВОРА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКИМ МЕТОДОМ В БИОЛОГИЧЕСКИХ ОБЪЕКТАХ

Вода является слабым электролитом и диссоциирует на катионы водорода и анионы гидроксила по уравнению:



Согласно закону действующих масс, константа диссоциации воды будет равна:

$$K = \frac{[\text{H}^+]\cdot[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Диссоциация воды очень мала (при 25°C она равна $1.8\cdot 10^{-9}$), поэтому знаменатель в приведенном уравнении можно считать практически постоянным, и соотношение можно записать следующим образом:

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = K \times [\text{H}_2\text{O}] = K_w = 10^{-14}$$

где K_w – ионное произведение воды. Таким образом, *произведение концентрации ионов водорода и ионов гидроксила в любом водном растворе есть величина постоянная, называемая ионным произведением воды*

Так как компоненты рассматриваемой системы сопряжены, то увеличение концентрации одного иона неизбежно связано с уменьшением концентрации другого. При любой их концентрации ионное произведение останется постоянным – 10^{-14} .

В природных растворах и биологических жидкостях, которые количественно характеризуются как разбавленные растворы ($C \leq 0,1$ М), активность ионов водорода колеблется примерно в пределах $10^{-3} \leq C \leq 10^{-9}$ М, т.е. она очень мала и для практической работы ее удобно выражать через отрицательный десятичный логарифм активности и обозначать pH:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+}$$

Таким образом, *водородным показателем – pH – называют величину, численно равную отрицательному десятичному логарифму активности (концентрации) ионов водорода.*

Буферные системы

Одним из характерных свойств внутренней системы организмов является постоянство концентрации водородных ионов (изогидрия). Так, например, рН крови человека – 7,36. Сохранение этого показателя обеспечивается совместным действием ряда физико-химических и физиологических механизмов, из которых очень важная роль принадлежит буферным системам.

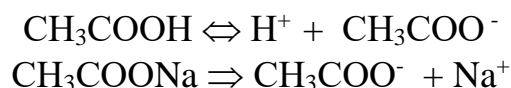
Буферными системами называются растворы, обладающие свойством достаточно стойко сохранять постоянство концентрации водородных ионов как при добавлении к ним небольшого количества сильных кислот или щелочей, так и при разведении.

Буферные системы (смеси или растворы) по составу бывают двух основных типов:

а) *кислотные* - слабая кислота и ее соль, образованная этой кислотой с сильным основанием;

б) *основные* - слабое основание и его соль, образованная этим основанием и сильной кислотой.

Каждая из буферных смесей характеризуется определенной концентрацией водородных ионов, которую буферная система и стремится сохранить при добавлении кислот или щелочей. Рассмотрим, что определяет постоянство рН, например, ацетатной буферной смеси



В ацетатном буферном растворе концентрация водородных ионов будет зависеть от степени диссоциации молекулы кислоты.

При добавлении к слабодиссоциированной уксусной кислоте ($K = 1,86 \times 10^{-5}$) ее сильнодиссоциированной соли происходит резкое увеличение концентрации общего аниона (CH_3COO^-). В соответствии с законом действия масс это вызывает смещение равновесия влево, т.е. приводит к увеличению недиссоциированных молекул кислоты:



Слабая диссоциация уксусной кислоты еще в большей степени будет подавлена и концентрация недиссоциированных молекул кислоты может быть принята равной общей концентрации кислоты. Так как соль полностью продиссоциировала на ионы, то общая концентрация анионов может быть принята за общую концентрацию соли в буферном растворе. Исходя из этого, концентрацию ионов водорода в буферной смеси можно представить в следующем виде:

$$[\text{H}^+] = K_{\text{к}} \cdot \frac{[\text{КИСЛОТА}]}{[\text{СОЛЬ}]}$$

Для основного буфера, каким является, например аммиачный, соответственно будет

$$[\text{OH}^-] = K_o \cdot \frac{[\text{ОСНОВАНИЕ}]}{[\text{СОЛЬ}]}$$

Данные выражения являются **основным уравнением буферных растворов**. В логарифмической форме эти уравнения принимают вид:

$$\text{pH} = \text{pK}_к + \lg[\text{соль}] - \lg[\text{кислота}]$$

$$\text{pH} = \text{pK}_o + \lg[\text{основание}] - \lg[\text{соль}]$$

Таким образом, pH буферных смесей зависит от константы диссоциации кислоты или основания и от соотношения концентрации компонентов буферных смесей. Используя основное уравнение буферного раствора, можно вычислить pH любого буферного раствора, зная константу электролитической диссоциации кислоты или основания и концентрации кислоты и соли, а при одинаковых концентрациях их объемные отношения.

Предел, в котором проявляется буферное действие буферной системы характеризуется буферной емкостью. *Численное значение буферной емкости (Б) определяется числом моль сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо добавить к 1 л буферной смеси, чтобы изменить значение pH на 1:*

$$B = \frac{\text{моль (кислоты, щелочи)}}{\text{л} \cdot \Delta \text{pH}}$$

где: ΔpH – изменение pH при титровании буфера кислотой или щелочью, наиболее близкое к 1 ($\Delta \text{pH} = \text{pH}_1 - \text{pH}_0$).

Под влиянием водородных ионов изменяются основные физико-химические свойства веществ и растворов: растворимость, фильтрация, диализ, поверхностное натяжение, вязкость, устойчивость, осмотическое давление, набухание и т.д. Вот почему определение концентрации водородных ионов нашло применение во всех областях химии, биологии, физиологии, бактериологии, медицины, сельского хозяйства и техники.

КРАТКИЙ КОНСПЕКТ:

ОБЩАЯ ПОСТАНОВКА ЗАДАЧИ: овладение навыками измерения рН на ионометре “ЭКОТЕСТ – 2000” с использованием стеклянно-хлорсеребряной гальванической цепи различных водных растворов, суспензий и буферных систем. Составление ацетатной и фосфатной буферных систем и измерение их буферной ёмкости. Определение концентрации ионов водорода в природных жидкостях по известным значениям рН.

РЕАКТИВЫ И ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Ионометр “ЭКОТЕСТ-2000”.
2. Стеклянный и хлорсеребряный электроды.
3. Подставка для электродов с измерительными стаканчиками.
4. Измерительные пипетки, бюретки и цилиндры.
5. Конические колбы для приготовления буферных растворов и почвенных вытяжек.
6. 0,1 М растворы уксусной кислоты и уксуснокислого натрия.
7. 1/15 М растворы гидрофосфата натрия и дигидрофосфата калия.
8. 0,1 М растворы соляной кислоты и едкого натра.
9. Почвы № 1 и № 2.

Задание 1. Приготовление буферных растворов.

1. АЦЕТАТНЫЙ БУФЕРНЫЙ РАСТВОР

Приготовить 50 мл буферного раствора сливанием 0,1 М CH_3COOH и 0,1 М CH_3COONa при соотношении 1 : 1 (25 мл кислоты + 25 мл соли).

рН этого раствора равен 4,65.

2. ФОСФАТНЫЙ БУФЕРНЫЙ РАСТВОР

Приготовить 50 мл буферного раствора сливанием 0,1 М Na_2HPO_4 и 0,1 М KH_2PO_4 при соотношении 1 : 1 .

рН этого раствора равен 6,86.

Задание 2. Приготовление водной почвенной вытяжки.

Навеску почвы 10 г переносят в колбу емкостью 100 мл. В эту колбу с помощью цилиндра добавляют 50 мл дистиллированной воды. Содержимое колбы перемешивают вручную и оставляют до конца занятия.

Измерение рН почвенной вытяжки проводится в конце работы (таблица 4).

Задание 3. Изучение буферности дистиллированной, водопроводной воды и буферных растворов (таблица 2)

Для измерения рН используется анализатор жидкости многопараметрический типа «ЭКОТЕСТ–2000» или «ЭКСПЕРТ-001» (иономер). Предел допускаемой погрешности иономера при измерении рН по образцовым буферным растворам составляет $\pm 0,02$ рН.

Для измерения рН погружают электроды в исследуемый раствор. Нажимают кнопку «ИЗМ». На дисплее появляется секундомер и значение рН исследуемого раствора. Если значение рН сразу не устанавливается, т.е. цифры на дисплее меняются, то значение показателя рН снимают через 15 сек.

После окончания измерения нажимают кнопку «ОТМ», вынимают электроды из раствора, промывают их дистиллированной водой и просушивают фильтровальной бумагой.

1. В чистый стаканчик налить 20 мл дистиллированной воды и измерить её рН. Все значения рН следует записывать с точностью до двух сотых.

2. Прибавить в стаканчик с водой из бюретки 0,5 мл 0,1 М раствора HCl, содержимое размешать и через 15 сек измерить рН. Полученные значения записать в таблицу 1.

3. В чистый стаканчик снова налить 20 мл дистиллированной воды, измерить её рН и прибавить из бюретки 0,5 мл 0,1 М NaOH, размешать содержимое и спустя 15 сек измерить рН. Полученные значения записать в таблицу 1.

4. В чистый стаканчик налить 20 мл ацетатного буферного раствора, измерить его рН и прибавить из бюретки 0,5 мл 0,1 М раствора HCl. Содержимое стаканчика размешать и через 15 сек измерить рН. Данные записать в таблицу 1.

5. В чистый стаканчик снова налить 20 мл ацетатного буферного раствора, измерить его рН и прибавить из бюретки 0,5 мл 0,1 М NaOH. Размешать содержимое стаканчика и измерить рН. Данные записать в таблицу 1.

6. Аналогичные исследования провести с водопроводной водой. Данные записать в таблицу 1.

Сделать выводы о буферности исследуемых жидкостей.

Таблица 1

Результаты определения буферного действия растворов

Исследуемый раствор	Объем раствора, мл	рН исследуемого раствора	Объем и концентрация прибавленного раствора	рН раствора после прибавления реактива	Δ рН
H ₂ O дистил.	20		0,5 мл 0,1 М HCl		
H ₂ O дистил.	20		0,5 мл 0,1 М NaOH		
Ацетатный буферный раствор	20		0,5 мл 0,1 М HCl		
Ацетатный буферный раствор	20		0,5 мл 0,1 М NaOH		
H ₂ O водопр.	20		0,5 мл 0,1 М HCl		
H ₂ O водопр.	20		0,5 мл 0,1 М NaOH		

Задание 4. Влияние разбавления на рН буферных растворов (таблица 2)

Налить в чистый стаканчик 20 мл фосфатного буферного раствора, измерить его рН. Разбавить его 10 мл дистиллированной воды, содержимое тщательно перемешать и измерить рН. Прибавить в стаканчик ещё 10 мл дистиллированной воды, размешать и измерить рН. Результаты записать в таблицу 2. Сделать выводы о влиянии разбавления на рН буферного раствора.

Таблица 2

Влияние разбавления на рН буферных растворов

Исследуемый раствор	Объем раствора, мл	рН исследуемого раствора	Объем прибавленного раствора	рН раствора после прибавления реактива	ΔрН
Фосфатный буферный раствор	20		10 мл H ₂ O дист.		
Полученный раствор	30		10 мл H ₂ O дист.		

Задание 5. Определение буферной емкости буферного раствора по кислоте или щелочи. Контрольные растворы для выполнения задания получают у преподавателя, результаты записывают в таблицу 3.

Измерить рН буферного раствора (объёмом 20 мл). Прибавить к нему из бюретки 1 мл 0,1М раствора NaOH или 0,1М раствора HCl в зависимости от того, определяется буферная емкость по кислоте или по щелочи (по заданию преподавателя), стаканчик приподнять и осторожно и тщательно размешать содержимое. Измерить рН и записать полученный результат в таблицу.

Таким путём прибавлять к исследуемому раствору по 1 мл кислоты или щелочи до изменения его рН **приблизительно на единицу** по сравнению с начальным значением рН. Вычислить общий объём прибавленного реактива и соответствующее изменение рН (ΔрН) буферного раствора.

Вычислить буферную емкость по формуле:

$$B = \frac{V_1 C_1}{V \Delta pH},$$

где B – буферная емкость по кислоте или щелочи; C₁ – концентрация кислоты или щёлочи; V₁ – объём прибавленного раствора кислоты или щелочи, мл; V – объём буферного раствора, взятый для исследования, мл; ΔрН – разность значений рН до и после прибавления кислоты или щёлочи (берётся величина ΔрН наиболее близкая к 1).

Таблица 3

Результаты определения буферной емкости номерного раствора

Исследуемый раствор	Объем раствора, мл	pH исследуемого раствора	Объем прибавленного раствора кислоты или щелочи	pH раствора после прибавления реактива	Δ pH
	20		1 2 3 4...		

Б = _____

Задание 5. Измерение рН и вычисления C_{H^+} растворов

Измерить рН в дистиллированной воде и почвенной вытяжке. Вычислить активность ионов водорода, результаты внести в таблицу 4, сделать выводы.

По окончании работы с прибором электроды ополоснуть дистиллированной водой, на электрод сравнения надеть колпачок, стеклянный электрод – погрузить в стаканчик с дистиллированной водой.

Таблица 4

Результаты измерения рН и вычисления C_{H^+} растворов

N п/п	Исследуемый раствор	рН	C_{H^+} , М
1	Дистиллированная вода		
2	Почвенная вытяжка (водная)		

$C_{H^+} =$ _____

ВЫВОДЫ:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).
2. Потенциометрический метод определения рН.
3. Роль концентрации водородных ионов в биологических процессах. Кислотность и щелочность почв.
4. Буферные растворы, их состав, свойства и механизм действия.
5. рН буферных растворов. Основное уравнение буферных растворов.
6. Буферная емкость, её определение. Буферность почв и почвенного раствора.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ЭЛЕКТРИЧЕСКАЯ ПРОВОДИМОСТЬ И ЕЕ ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ДЛЯ АНАЛИЗА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Одним из многообразных физических свойств растворов электролитов является электрическая проводимость, т.е. их способность проводить электрический ток под действием внешнего электрического поля.

Эта способность электролитов объясняется наличием ионов, несущих положительные и отрицательные заряды, которые в отсутствие внешнего электрического поля движутся беспорядочно, все направления перемещения ионов являются равновероятными. При наложении внешнего электрического поля движение ионов становится упорядоченным. *Катионы* двигаются по направлению к катоду, а *анионы* в противоположном направлении - к аноду.

Так как перенос электричества в растворах осуществляется за счет движения ионов, то количество электричества, переносимое через раствор, зависит от ряда факторов: от природы вещества (сильный или слабый электролит); концентрации ионов; температуры и других параметров.

Удельная электрическая проводимость κ - это электрическая проводимость раствора электролита, помещенного между электродами площадью поперечного сечения 1 м^2 , отстоящими друг от друга на 1 м . То есть удельной электрической проводимостью называется электрическая проводимость 1 м^3 данного электролита. В системе СИ единицей электрической проводимости является Сименс (См), следовательно, удельную электрическую проводимость растворов выражают в См / м.

Так как переносчиками электрических зарядов в растворах являются ионы, то электрическая проводимость раствора будет тем больше, чем больше концентрация ионов, чем быстрее они движутся в электрическом поле и чем больше их валентность. С увеличением концентрации удельная электрическая проводимость увеличивается, достигает максимального значения, а при очень больших концентрациях (порядка 10 моль/л и выше) начинает уменьшаться.

Основное уравнение электрической проводимости:

$$1000 \cdot \kappa = C_i (l_k + l_a)$$

где C_i - ионная концентрация в 1 м^3 раствора, l_k и l_a - электролитические подвижности катиона и аниона.

Для слабых электролитов основное уравнение электрической проводимости приобретает вид:

$$1000 \cdot \kappa = C \alpha (l_k + l_a)$$

Степень электролитической диссоциации показывает, какая часть молекул электролита в растворе распалась на ионы:

$$\alpha = \frac{\text{число диссоциированных молекул } n}{\text{общее число молекул } N}$$

Значение α измеряется в пределах от 0 до 1. Зависит от природы элект-

тролита, природы растворителя, температуры раствора и степени его разбавления.

Молярной электрической проводимостью λ_v называется электрическая проводимость столба раствора, содержащего 1 кмоль ($z \times \text{экв}$) электролита, заключенного между электродами, расположенными на расстоянии 1 м друг от друга. Молярную электрическую проводимость обозначают греческой буквой λ («лямбда»). Чтобы показать, к какому разбавлению раствора относится молярная электрическая проводимость, возле буквы λ ставится индекс (v), обозначающий разбавление в литрах ($V = 1/C$), т.е. количество литров, содержащее 1 кмоль электролита, - λ_v .

Формула, связывающая молярную электрическую проводимость с удельной проводимостью имеет вид:

$$\lambda_v = 1000 \cdot \kappa \cdot V$$

Отсюда:

$$\lambda_v = 1000 / C$$

Размерность λ_v - $\text{См} \cdot \text{м}^2 / \text{кмоль}$.

Молярная электрическая проводимость электролита при бесконечном разбавлении равна сумме электролитических подвижностей катиона и аниона. В этом заключается *закон Кольрауша* (закон аддитивности) или закон независимого перемещения ионов.

$$\lambda_{\infty} = l_k + l_a$$

Степень диссоциации зависит от концентрации и поэтому непригодна для количественной оценки силы электролита. Мерой силы слабого электролита является константа электролитической диссоциации, величина которой для данного электролита постоянна при любых концентрациях. Константа электролитической диссоциации определяется природой электролита и меняется лишь с изменением температуры. Чем константа электролита меньше, тем слабее данный электролит:

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

Приведенная формула является аналитическим выражением *закона разбавления Оствальда*.

КРАТКИЙ КОНСПЕКТ:

ОБЩАЯ ПОСТАНОВКА ЗАДАЧИ: освоение навыков работы на кондуктометре типа «HANNA», измерение удельной электрической проводимости в водных растворах сильных и слабых электролитов. Расчет молярной электрической проводимости, степени и константы электролитической диссоциации слабых электролитов, коэффициента активности для сильных электролитов.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ:

1. Кондуктометр «Mark-II»; «HANNA».
2. Измерительная ячейка для исследуемых растворов.
3. Измерительные цилиндры на 25 мл, градуированные пипетки на 10 мл, стеклянные стаканчики, емкость 100 мл.
4. 0,1 М раствор KCl, вода дистиллированная, водопроводная, исследуемые растворы слабых электролитов (по заданию преподавателя).

Для измерения удельной электрической проводимости раствора электролита используют кондуктометр типа «МАРК-II», «МАРК-601» или «HANNA HI8733».

Задание 1. Определение электрической проводимости раствора слабого электролита

По заданию преподавателя получают исследуемый раствор кислоты, точно отмеряют 20 мл и приступают к измерениям.

На кондуктометре «HANNA» переключатель питания перевести в положение «ON».

Погрузив щуп в исследуемый раствор, включить необходимый диапазон измерения нажатием соответствующей клавиши (растворы слабых электролитов измеряем в микросименсах μS). Следим за тем, чтобы жидкость достигала уровня маленьких отверстий верхней части щупа. Результат записать в таблицу 5.

Сливают раствор из ячейки в сухой стеклянный стаканчик емкостью 150 мл. Разбавляют раствор в 2 раза, добавляя равное количество дистиллированной воды (20 мл), хорошо перемешивают, отбирают цилиндром аликвотную часть (20 мл) в измерительный стаканчик. Измеряют удельную электрическую проводимость раствора. Фиксируют результат.

Затем снова сливают раствор из ячейки в стеклянный стаканчик, где находится разбавленный исследуемый раствор кислоты и разбавляют его еще в 2 раза, добавляя объем дистиллированной воды, равный сумме объемов исходной кислоты и уже добавленной ранее воды, т.е. 40 мл. Раствор хорошо перемешивают, аликвотную часть (20 мл) помещают в ячейку прибора и измеряют его удельную электрическую проводимость. Результаты записывают в таблицу 5. По окончании работы с раствором ячейку промывают несколько раз дистиллированной водой.

Результаты измерения электрической проводимости растворов электролитов

Раствор	C	χ	λ_v	α	K	f_3
Исследуемый раствор кислоты, моль/л	C 0,1 C/2 C/4					-
Вода водопроводная	-		-	-	-	-
KCl, моль/л	0,1			-	-	

ВЫЧИСЛЕНИЯ:

Для каждого разбавления рассчитать:

1. Эквивалентную электропроводность $\lambda_v = \frac{1000 \chi}{C}$
2. Степень электролитической диссоциации $\alpha = \frac{\lambda_v}{l_k + l_a}$
3. Константу электролитической диссоциации $K = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} C$
4. Коэффициент электрической проводимости $f_3 = \frac{\lambda_v}{l_k + l_a}$

Сделать **выводы** об изменении α , K , κ и λ_v для растворов слабого электролита с изменением концентрации:

Задание 2. Определение солесодержания водопроводной воды по измеренному значению удельной электрической проводимости.

В ячейку поместить 20 мл водопроводной воды. Измерить удельную электрическую проводимость воды. Для приблизительной оценки солесодержания следует воспользоваться таблицей перевода удельной электрической проводимости в величину эквивалентного содержания NaCl (мг/л) (таблица 6).

Таблица 6

Таблица перевода удельной электрической проводимости (УЭП) раствора при температуре 25°C в диапазоне от 0 до 1095 мкСм/см в эквивалентное содержание NaCl

УЭП, мкСм/см	0	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50	55	60	65	70	75	80	85	90	95
0	0	2	5	7	9	12	14	16	19	21	24	26	28	31	33	35	38	40	43	45
100	47	50	52	54	57	59	62	64	66	69	71	74	76	78	81	83	86	88	90	93
200	95	98	100	103	105	107	110	112	115	117	119	122	124	127	129	132	134	136	139	141
300	144	146	149	151	153	156	158	161	163	166	168	171	173	175	178	180	183	185	188	190
400	193	195	197	200	202	205	207	210	212	215	217	220	222	224	227	229	232	234	237	239
500	242	244	247	249	252	254	256	259	261	264	266	269	271	274	276	279	281	284	286	289
600	291	294	296	299	301	303	306	308	311	313	316	318	321	323	326	328	331	333	336	338
700	341	343	346	348	351	353	356	358	361	363	366	368	371	373	376	378	381	383	386	388
800	391	393	396	398	401	403	406	408	411	413	416	418	421	423	426	428	431	433	436	438
900	441	443	446	448	451	343	456	458	461	463	466	468	471	473	476	478	481	484	486	489
1000	491	494	496	499	501	504	506	509	511	514	516	519	521	524	526	529	531	534	537	539

Содержание солей в воде составляет: _____

Задание 3. Определение коэффициента электропроводности сильно-го электролита (0,1М раствора KCl)

Ячейку для определения электрической проводимости промыть несколько раз дистиллированной водой. Поместить 20 мл 0,1М KCl в ячейку и определить удельную электрическую проводимость раствора (растворы сильных электролитов измеряем клавишей - миллисименс mS). По окончании работы щуп хорошо промыть дистиллированной водой.

ВЫЧИСЛЕНИЯ:

Рассчитайте эквивалентную электропроводность и коэффициент электрической проводимости по формуле

$$f_{\text{э}} = \frac{\lambda v}{l_k + l_a}$$

Электролитическая подвижность ионов при 25⁰С равна:

$$l_{\text{K}^+} = 73,5 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2/\text{моль}; \quad l_{\text{Cl}^-} = 76,3 \text{ Ом}^{-1}\text{см}^2/\text{моль};$$

Результаты записывают в таблицу 5.

Выводы:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Понятие электролита. Сильные и слабые электролиты. Понятие степени и константы электролитической диссоциации.
2. Удельная электрическая проводимость растворов и факторы, влияющие на её величину.
3. Основное уравнение электропроводности для сильных и слабых электролитов.
4. Молярная электрическая проводимость. График зависимости молярной электрической проводимости от разбавления для сильных и слабых электролитов.
5. Закон независимого перемещения ионов (закон Кольрауша). Закон разведения Оствальда.
6. Кондуктометрический анализ.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

АДСОРБЦИЯ И ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

Процесс *самопроизвольного* концентрирования газов или растворенных веществ на поверхности раздела фаз называют *адсорбцией*. В зависимости от природы контактирующих фаз различают адсорбцию на границах: газ - твердое тело, газ – жидкость, жидкость - твердое тело и жидкость - жидкость.

Адсорбция является следствием снижения ненасыщенности молекулярных, атомных или ионных сил на поверхности раздела фаз и обусловлена накоплением вещества, снижающего свободную поверхностную энергию. *Адсорбция – процесс самопроизвольный*, т.к. в результате процесса адсорбции происходит уменьшение свободной поверхностной энергии, а по второму закону термодинамики такие процессы являются самопроизвольными.

Вещества, которые адсорбируются, называют *адсорбатами* (иногда - адсорбтивами), а вещества, которые адсорбируют на своей поверхности - *адсорбентами*.

В зависимости от характера сил, действующих между частицами (молекулы, атомы, ионы) адсорбата и адсорбента, различают *физическую* или ван-дер-ваальсову адсорбцию и *химическую* или хемосорбцию.

Молекулы, находящиеся на поверхности отличаются по силам молекулярного притяжения от молекул, находящихся внутри жидкости. Дело в том, что молекулы в объеме жидкости равномерно окружены такими же молекулами и поэтому их силовые поля скомпенсированы. Поверхностные же молекулы, взаимодействуют как с молекулами одной фазы (жидкость), так и с молекулами другой фазы (газ), в результате чего равнодействующая молекулярных сил в поверхностном слое не равна нулю и направлена внутрь той фазы, с которой взаимодействие больше.

Нескомпенсированность молекулярных сил приводит к тому, что поверхностные молекулы обладают большей свободной энергией, чем молекулы внутри фаз (рис.19). Следовательно, чтобы переместить молекулы из глубины фазы на поверхность, необходимо совершить работу против равнодействующей силы, т.е. образование новой поверхности раздела фаз требует совершения работы. Величина работы, отнесенная к единице поверхности 1см^2 и выраженная в эрг/ см^2 , получила название *поверхностного натяжения*:

$$-\delta A = \delta G = \sigma dS$$

где δA – затраченная работа, δG –приращение свободной энергии при увеличении поверхности на dS ; σ - поверхностное натяжение, являющееся мерой нескомпенсированности межмолекулярных сил в поверхностном (межфазном) слое.

Единица поверхностного натяжения $[\sigma] = 1 \text{ Дж/м}^2 = 1 \text{ Н/м}$.

Стремление системы к уменьшению свободной энергии, кроме сокращения поверхности раздела фаз реализуется снижением поверхностного натяжения вследствие процессов адсорбции, адгезии, смачивания и др.

Связь между адсорбцией веществ и поверхностным натяжением установил Гиббс:

$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \frac{d\sigma}{dC}$$

где R – универсальная газовая постоянная, C – концентрация адсорбата, T – абсолютная температура, °К, $d\sigma/dC$ – поверхностная активность.

Все вещества по их действию на поверхностное натяжение жидкостей можно разделить на два класса: поверхностно - активные и поверхностно - инактивные.

К поверхностно - инактивным веществам (ПИАВ) относятся вещества, растворение которых в жидкости увеличивает её поверхностное натяжение (называть такие вещества поверхностно - неактивными не корректно, так как неактивные вещества не изменяли бы σ). Это соли, щелочи, минеральные кислоты, т.е. любые соединения, дающие в растворе только неорганические ионы. Их действие объясняется следующим образом: силы притяжения ионов и диполей воды сильнее, чем диполей друг к другу, поэтому при растворении ПИАВ в воде увеличиваются межмолекулярные взаимодействия в поверхностном слое, и, следовательно, увеличивается и σ . Для таких веществ $(d\sigma/dC) > 0$ и, согласно уравнению Гиббса, $\Gamma < 0$. Адсорбция ПИАВ отрицательна, т.е. поверхностный слой обеднён ионами ПИАВ по сравнению с объёмом раствора.

Вещества, растворение которых приводит к снижению поверхностного натяжения растворителя, носят название поверхностно-активных веществ (ПАВ), а их свойство понижать σ называют поверхностной активностью. ПАВ – это обычно органические соединения, молекулы которых имеют несимметричное, дифильное строение, т.е. состоят из двух частей или групп - полярной и неполярной. Примером полярных групп могут служить: —ОН, —СООН, —NO₂, —CN, —NH₂ и т.д. Неполярной частью молекулы обычно являются *углеводородные радикалы*. Примером наиболее распространенного ПАВ является обычное мыло (натриевые соли жирных карбоновых кислот), к ПАВ относят также карбоновые кислоты, спирты, амины, сульфокислоты и другие вещества.

Условно принято обозначать молекулу ПАВ символом —**О**, где кружок соответствует полярной группе, а палочка - неполярной части.

Для ПАВ $(d\sigma/dC) < 0$ и, согласно уравнению Гиббса, $\Gamma > 0$, т.е. молекулы ПАВ адсорбируются на поверхности раздела фаз, снижая тем самым поверхностное натяжение растворителя. Адсорбция ПАВ происходит по следующей причине. Взаимодействие между диполями воды значительно сильнее, чем между диполями и неполярными частями ПАВ. Поэтому энергетиче-

чески выгоден переход молекул ПАВ из фазы на поверхность или в другую фазу, при этом восстанавливаются сильные диполь - дипольные и водородные связи молекул воды. Чем длиннее углеводородный радикал, тем больше молекул воды он разобщает и тем больше тенденция выхода молекул ПАВ на поверхность, т.е. тем больше их адсорбция.

КРАТКИЙ КОНСПЕКТ:

ОБЩАЯ ПОСТАНОВКА ЗАДАЧИ: измерение поверхностного натяжения ПАВ и ПИАВ методом наибольшего давления пузырька воздуха (метод Ребиндера в модификации С.Н. Алешина). Расчет теоретических величин: поверхностный избыток - Γ (моль/м²), площадь одной молекулы в насыщенном адсорбционном слое (м²), длина молекулы ПАВ - в метрах.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ:

1. Манометрическая трубка для измерения поверхностного натяжения с измерительной пробиркой и капилляром.
2. Два стеклянных стакана ёмкостью 500мл.
3. 0,8 М растворы этилового, изобутилового спирта.
4. Растворы изобутилового спирта с различными концентрациями (6 концентраций).
5. Дистиллированная вода.

Порядок выполнения работы

В данной работе используется метод максимального давления пузырьков воздуха. Определение проводится на приборе Ребиндера (рис.1).

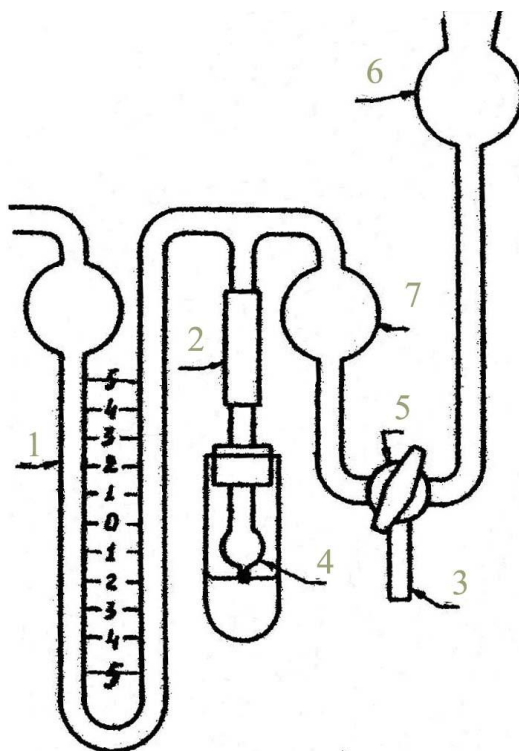


Рис. 1. Прибор для определения поверхностного натяжения жидкостей методом наибольшего давления пузырьков воздуха: 1 - манометр; 2 - соединительная резиновая трубка; 3 - трубка для слива воды; 4 - капилляр; 5 - трехходовой кран; 6 - воронка для водопроводной воды; 7 - буферный шарик

Метод основан на измерении давления, необходимого для образования и проскока пузырька воздуха и пропорциональности этого давления P поверхностному натяжению – σ : $\sigma = Z \cdot P$

Для измерения поверхностного натяжения на приборе Ребиндера необходимо определить постоянную капилляра (Z) используя жидкость, с известным поверхностным натяжением - σ . Обычно с этой целью применяют дистиллированную воду, для которой $\sigma_0 = 72,8 \cdot 10^{-3}$ Дж/м² при 20⁰С. Измеряют максимальное давление h_0 в пузырьке газа, выдавливаемого в воду. Далее рассчитывают константу ячейки Z :
$$Z = \frac{\sigma_0}{h_0}$$

Измерив максимальное давление h в пузырьке газа, выдавливаемого в исследуемую жидкость, по известной величине Z вычисляют поверхностное натяжение: $\sigma = Z \cdot h_{cp}$.

Задание 1. Определение постоянной капилляра.

Трехходовой кран - 5 ставят меткой вверх (рис.1). В воронку 6 заливают водопроводную воду до сужающейся части. В измерительную ячейку наливают дистиллированную воду и промывают капилляр. **Капилляр нельзя трогать руками!** Наливают новую порцию дистиллированной воды и устанавливают капилляр так, чтобы он едва касался поверхности. После этого осторожно поворачивают трехходовой кран по часовой стрелке, создавая давление в манометре. **Не допускать наполнения буферного шарика более, чем на половину!** В момент проскока пузырька в манометре достигается максимальная разность уровней, которую необходимо измерить. Отсчет производят сначала в одном колене, а затем в другом. Например, в одном колене уровень жидкости поднялся до 35 мм, а в другом – опустился до 36 мм. Тогда разность уровней $H = 35 + 36 = 71$ мм. Проводят не менее трех измерений, отличающихся друг от друга не более чем на 1 мм, и записывают их в табл.13.

Отсоединяют измерительную пробирку от прибора **и только после этого выливают воду из шарика 7**, повернув трехходовой кран против часовой стрелки. Вычисляют постоянную капилляра Z по приведенному выше уравнению.

Задание 2. Определение поверхностного натяжения поверхностно-активных веществ – органических соединений одного гомологического ряда (предельных спиртов).

При определении поверхностного натяжения нескольких органических веществ одного гомологического ряда их исследование начинают с вещества, имеющего наименьшую длину углеводородного радикала.

Измерения проводят аналогично тому, как описано в задании 1.

Результаты измерений записывают в таблицу 7.

Поверхностное натяжение спиртов

Исследуемая жидкость	H, мм				Z ячейки	σ
	1 изм.	2 изм.	3 изм.	h ср		
Вода СН ₃ ОН 0,8 М С ₂ Н ₅ ОН 0,8 М С ₄ Н ₉ ОН 0,8 М						

ВЫЧИСЛЕНИЯ:

! ЕСЛИ ЕСТЬ УКАЗАНИЕ ПРЕПОДАВАТЕЛЯ – ВЫПОЛНИТЬ ЗАДАНИЕ 3.

Задание 3. Определение поверхностного натяжения водных растворов изобутилового спирта различной концентрации. Построение графика зависимости поверхностного натяжения и величины адсорбции от концентрации.

Измерения проводят по методике, описанной в задании 1. Результаты заносят в таблицу 8.

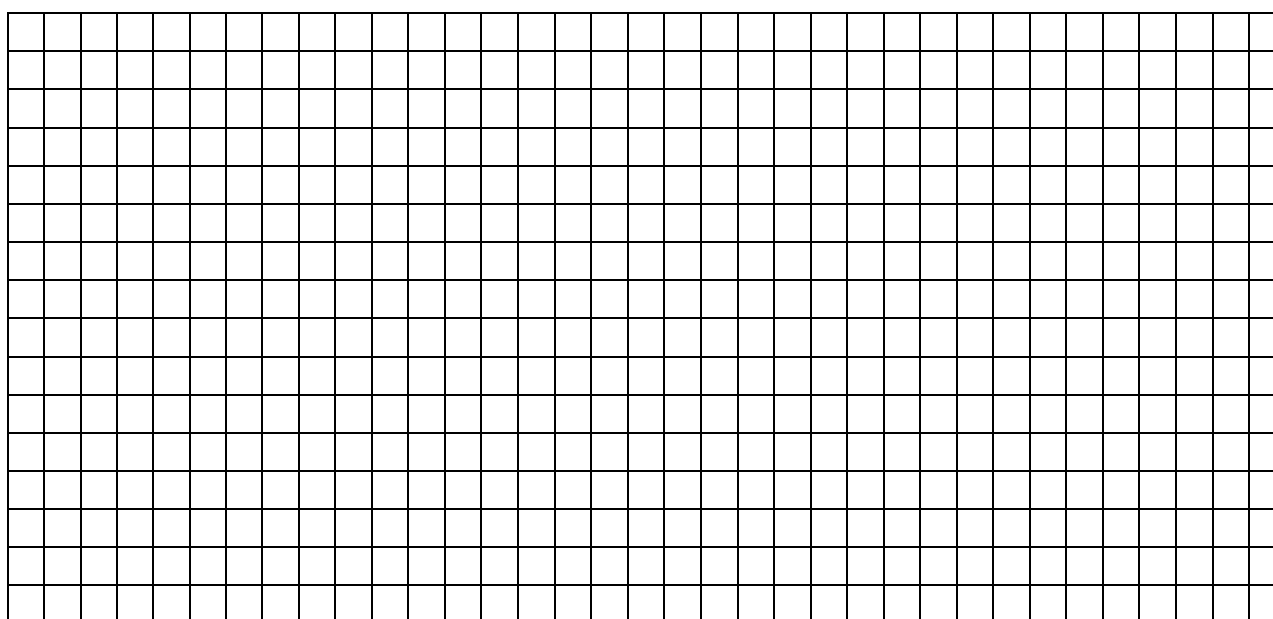
Таблица 8

Зависимость поверхностного натяжения изобутилового спирта от концентрации раствора

Исследуемая жидкость	H, мм				Z ячейки	σ
	1 изм.	2 изм.	3 изм.	h ср		
Вода C ₄ H ₉ OH 0,025M C ₄ H ₉ OH 0,05 M C ₄ H ₉ OH 0,1 M C ₄ H ₉ OH 0,2 M C ₄ H ₉ OH 0,3 M C ₄ H ₉ OH 0,8 M						

Построить график зависимости поверхностного натяжения от концентрации раствора (по оси абсцисс концентрация раствора, а по оси ординат поверхностное натяжение).

График зависимости величины поверхностного натяжения (σ) от концентрации (C) раствора изобутилового спирта.



Задание 4. Расчет некоторых теоретических величин

По полученным опытным данным зависимости поверхностного натяжения изобутилового спирта от концентрации (табл.8) рассчитывают константу поверхностной активности (K) для растворов всех концентраций изобутилового спирта и результаты вычислений записывают в таблицу 15:

$$K = \left(\frac{\sigma_{H_2O} - \sigma_{cn}}{\sigma_{H_2O} - \sigma} - 1 \right) C$$

где σ_{H_2O} - поверхностное натяжение воды, равное $72,8 \cdot 10^{-3}$ Дж/м², σ_{cn} - поверхностное натяжение чистого изобутилового спирта, равное $22,8 \cdot 10^{-3}$ Дж/м², σ - опытное значение поверхностное натяжение раствора изобутилового спирта (данные табл.11), C - концентрация раствора спирта. **Вычисляют среднее значение величины K (K_{ср}).**

По уравнению:

$$\sigma_{выч} = \sigma_{H_2O} - \frac{(\sigma_{H_2O} - \sigma)C}{K_{ср} + C}$$

рассчитывают вычисленные значения $\sigma_{выч}$, их заносят в таблицу 9.

Таблица 9

Результаты вычислений K и адсорбционных характеристик ПАВ

Концентрация	σ ,	$\sigma_{H_2O} - \sigma$	K	$\sigma_{выч}$	Γ , моль/м ²	Γ_{max}	S	L
С ₄ Н ₉ ОН 0,025 М								
С ₄ Н ₉ ОН 0,05 М								
С ₄ Н ₉ ОН 0,1 М								
С ₄ Н ₉ ОН 0,2 М								
С ₄ Н ₉ ОН 0,3 М								
С ₄ Н ₉ ОН 0,8 М								

$$K_{ср} = \dots\dots, \Gamma_{\infty} = \dots\dots \text{моль/м}^2, S = \dots\dots \text{м}^2, l = \dots\dots \text{м}$$

Далее по уравнению

$$\Gamma = \frac{\sigma_{H_2O} - \sigma}{RT} \frac{K_{cp} C}{(K_{cp} + C)^2}$$

где Γ – адсорбция ПАВ на поверхности раствора (моль/см²), R – универсальная газовая постоянная, T – абсолютная температура в К, вычисляют Γ для каждой концентрации C . Результаты вычислений заносят в табл. 15. Строят график в координатах Γ от C .

Вычисляют ёмкость монослойного покрытия поверхности молекулами изобутилового спирта Γ_{\max} (сколько моль спирта – ПАВ может поместиться на 1 м² поверхности) по уравнению:

$$\Gamma_{\infty} = \frac{\sigma_{H_2O} - \sigma}{4 RT},$$

где σ – величина поверхностного натяжения чистого изобутилового спирта, равная $22,8 \cdot 10^{-3}$ Дж/м².

Вычисляют площадь S , занимаемую одной молекулой изобутилового спирта в насыщенном адсорбционном слое: $S = \frac{1}{N \Gamma_{\infty}}$;

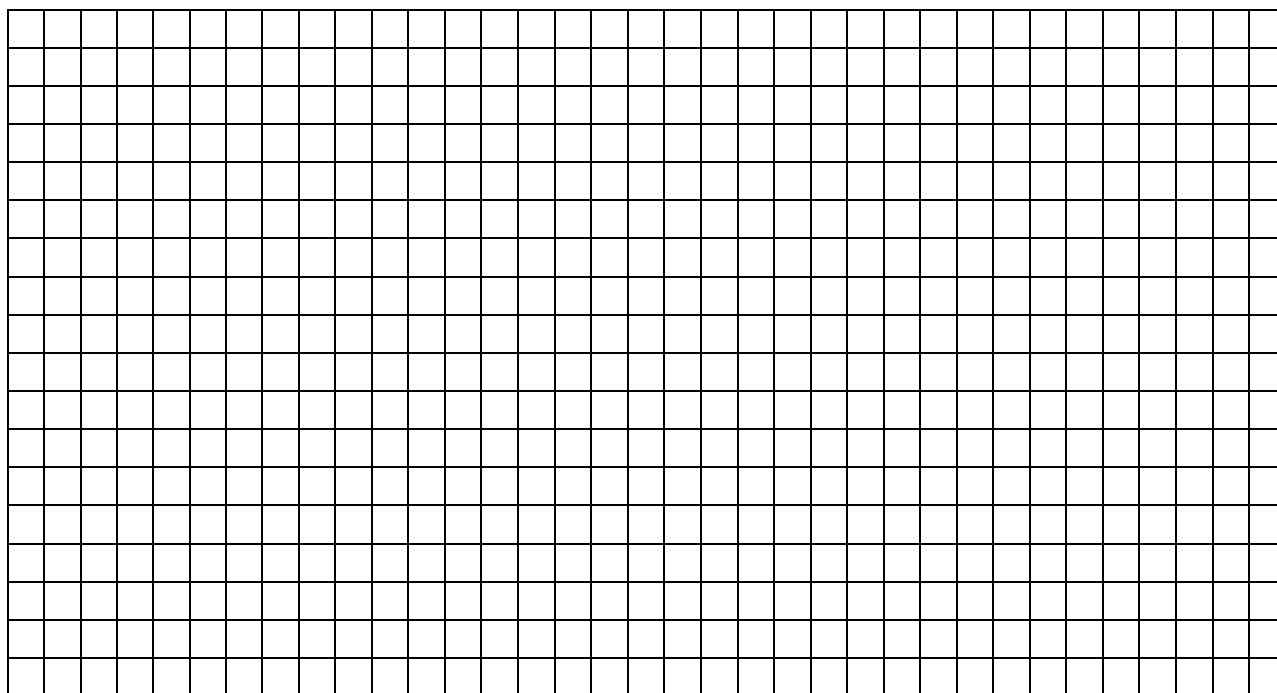
где N – число Авогадро, равное $6,023 \cdot 10^{23}$.

Вычисляют длину молекулы (l) изобутилового спирта: $l = M \cdot \Gamma_{\max} / d$,

где M – молекулярная масса изобутилового спирта,

d – удельная плотность спирта – $d = 0,808$

График изменения количества адсорбированного вещества (Г) от концентрации раствора изобутилового спирта



ВЫВОДЫ:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Что такое поверхностное натяжение? Каковы методы его измерения?
2. Что такое поверхностная активность? Поверхностно-активные вещества. Примеры.
3. Практическое применение ПАВ в сельском хозяйстве.
4. Правило Дюкло-Траубе.
5. Охарактеризовать адсорбцию ПАВ на разделе жидкость/газ. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое раствора. Правило Ребиндера.
6. Смачивание, виды смачивания и его мера.
7. В чем сущность хроматографического анализа по Цвету?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

КОЛЛОИДЫ, ИХ ОБРАЗОВАНИЕ И СВОЙСТВА

Системы, содержащие одно или несколько веществ в виде частиц (*дисперсная фаза*), распределенных в той или иной среде (*дисперсионная среда*), называются дисперсными. Слово "дисперсность" означает измельчение, раздробление.

Эти системы делятся на однофазные (гомогенные) и многофазные (гетерогенные). Все молекулярно-ионные растворы относятся к гомогенным однофазным системам и называются истинными растворами.

В основу классификации гетерогенных дисперсных систем положены следующие признаки:

- степень дисперсности, т.е. размер частиц дисперсной фазы;
- агрегатное состояние фаз;
- интенсивность взаимодействия частиц дисперсной фазы с дисперсионной средой.

1. Различают три класса дисперсных гетерогенных (неоднородных) систем, отличающихся размерами частиц (d) дисперсной фазы:

- *микрoгетерогенные* или *грубодисперсные* системы, $d > 10^{-7}$ м (суспензии, эмульсии, порошки и др.);
- коллоидные или *ультрамикрoгетерогенные* системы, $10^{-9} < d < 10^{-7}$ м;
- *истинные растворы*, $d < 10^{-9}$ м.

Дисперсные системы, размер частиц дисперсной фазы которых лежит в пределах от 10^{-9} до 10^{-7} м, относятся к коллоидно-дисперсным системам и являются основным объектом изучения коллоидной химии.

Структурной и кинетической единицей коллоидных систем является не ион и не молекула в обычном смысле, а либо комплекс (агрегат), состоящий из большого числа обычных молекул, атомов или ионов, называемых *мицеллой*, либо *макромолекула*, т.е. молекула-полимер «гигантских» размеров, обладающая молекулярным весом в десятки и сотни тысяч углеродных единиц.

2. По агрегатному состоянию различают дисперсные системы с газообразной, жидкой и твердой дисперсионной средой. Дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой называются *аэрозолями* (дым, туман). Водные коллоидные растворы называются гидрозолями, спиртовые - алкозолями, эфирные - эфирозолями и т.д. Затвердевший золь, или отделившаяся от дисперсионной среды дисперсная фаза образует гель. Каждая дисперсная фаза и дисперсионная среда могут быть в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом. Исходя из этого, можно было бы ожидать существования в природе девяти групп различных дисперсных систем, но система газ в газе не образует агрегатов, а представляет собой гомогенную смесь, не

имеющую поверхности раздела между фазами.

3. По интенсивности взаимодействия между частицами дисперсной фазы и дисперсионной средой различают два класса коллоидных систем: *лиофильные* (от греческих *лио* - растворяю и *филио* - люблю) системы и *лиофобные* (от греческих *лио* - растворяю и *фобос* - страх) системы.

Лиофильными коллоидными системами являются такие системы, в которых частицы дисперсной фазы прочно связывают большое количество молекул растворителя и также прочно удерживают их, если коллоид выделяется из раствора.

Лиофильные системы (растворы высокомолекулярных соединений) вследствие их «любви» к растворителю образуются самопроизвольно. Так, при помещении кусочка сухого желатина или крахмала (состояние геля) в воду через некоторое время в результате гидратации геля образуется коллоидный раствор (золь).

Лиофобными коллоидными системами являются такие системы, в которых частицы дисперсной фазы очень слабо взаимодействуют с молекулами растворителя.

Для получения золь гидрофобного коллоида необходимо затратить работу (химическую - получение нерастворимого вещества в ходе реакции, или физическую - растирания и др.).

Коллоидные растворы обнаруживают ярко выраженные *оптические свойства*. Простое наблюдение показывает, что растворы лиофильных коллоидов всегда мутные (раствор желатина, альбумина и др.), а растворы лиофобных коллоидов почти всегда имеют окраску (гидрозоль гидроокиси железа - красно-коричневую; гидрозоль берлинской лазури - синюю).

Было установлено, что при прохождении света через коллоидный раствор, коллоидные частицы рассеивают свет и тем больше, чем больше их число и сильнее интенсивность света. Этот эффект получил название *конуса Тиндаля*.

Конус Тиндаля в коллоидном растворе является выражением эффекта светорассеяния. Светорассеяние достигается только тогда, когда величина частицы, рассеивающей свет, начинает приближаться к величине длины световой волны. Истинные растворы таким свойством не обладают. По этому свойству легко отличить истинные растворы от коллоидных.

Устойчивость характеризуется длительностью нахождения системы в неизменном состоянии. Различают *кинетическую* и *агрегативную* устойчивость коллоидных систем.

Кинетическая устойчивость характеризуется временем сохранения равномерного распределения частиц дисперсной фазы по всему объёму дисперсионной среды.

Агрегативная устойчивость характеризуется временем сохранения неизменной степени дисперсности (раздробления частиц) дисперсной фазы коллоидной системы.

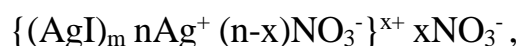
В природе коллоидные системы образуются двумя путями: *конденсационным* и *дисперсионным*. Воспроизведение этих путей и лежит в основе методов получения коллоидов.

В первом случае коллоиды получаются за счет соединения (конденсации) ионов или молекул с образованием более крупных частиц. Причиной вызывающей образование таких частиц является пересыщенное состояние данного вещества в среде другого вещества, в котором первое находится в растворенном состоянии.

Во втором случае - коллоиды образуются за счет раздробления (диспергирования) крупных частиц до частиц коллоидных размеров. Так, например, для раздробления глинистых минералов применяют шаровые мельницы, представляющие собой эксцентрически вращающиеся барабаны из прочной стали, частично заполненные шарами из того же материала.

При конденсационном способе получения коллоидных растворов частицы дисперсной фазы в зависимости от условий образования могут приобретать положительный или отрицательный знак заряда. Например, при взаимодействии растворов KI и AgNO₃ одинаковой концентрации, но при избытке AgNO₃. Вследствие образования осадка AgI по всему объему дисперсионной среды возникают мельчайшие частички иодида серебра, образуя ядро коллоидной мицеллы. Возникшие частицы растут за счет имеющихся в растворе ионов Ag⁺ и I⁻, чередуясь в последовательности AgI AgI AgI Ag⁺... до тех пор, пока рост не приостановится из-за недостатка одного из этих ионов. В приведенном примере рост, очевидно, закончится тогда, когда все ионы I⁻ будут закрыты ионами Ag⁺ на поверхности образовавшихся частиц, вследствие чего эта поверхность зарядится положительно. Такие ионы будут называться потенциалопределяющими. Они должны входить в состав ядра и находиться в избытке. В данном случае это ион Ag⁺. Ядро мицеллы с роом потенциалопределяющих ионов получило название *агрегат*. Под действием электростатических сил притяжения к положительно заряженной поверхности (агрегату) притягиваются противоположно заряженные ионы из избытка. Большое количество («рой») противоионов, окружающих частицу, состоит из двух качественно неодинаковых слоев. Первый слой состоит из противоионов, находящихся под максимальным воздействием электрического поля частицы, а потому и менее подвижных, второй слой состоит из противоионов, более удаленных от поверхности частицы, а потому более подвижных, в силу чего этот слой ионов и называют подвижным или диффузным.

Такие частицы схематически записываются следующим образом:



где (AgI)_m – ядро коллоидной мицеллы, nAg⁺ – количество потенциалопределяющих ионов, (n-x)NO₃⁻ – количество противоионов (компенсирующих) в неподвижном слое, xNO₃⁻ – количество противоионов в подвижном (диффузном) слое.

Согласно Штерну, первый слой противоионов притягивается к твердой поверхности под влиянием как электростатических, так и адсорбционных сил. В результате этого часть противоионов удерживается поверхностью на очень близком расстоянии, слой порядка 1-2 молекул, образуя плоский конденсатор. Противоионы, необходимые для полной компенсации потенциалопределяющих ионов, в результате теплового движения образуют диффузную часть двойного электрического слоя (ДЭС). Толщина этого слоя может быть значительной и зависит от свойств и состава системы.

Потенциал, который возникает на границе неподвижного и диффузного слоев противоионов, называется *электрокинетическим* или *дзета-потенциалом* (ζ). ζ – потенциал определяет агрегативную устойчивость коллоидной системы.

КРАТКИЙ КОНСПЕКТ:

ОБЩАЯ ПОСТАНОВКА ЗАДАЧИ: Получение коллоидных систем конденсационным методом. Использование электрофоретического метода для измерения величины и знака электрокинетического потенциала. Устойчивость коллоидных систем, величина электрокинетического потенциала как мера устойчивости системы. Расчет дзета-потенциала по формуле Смолуховского. Кинетические явления в коллоидных системах, наблюдение броуновского движения с помощью ультрамикроскопа. Наблюдение эффекта Тиндаля.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ:

1. Электрокинетическая трубка, электроды, источник постоянного тока.
2. Две конические колбы по 250 мл и коническая колба на 100 мл.
3. Покровное стекло, фильтровальная бумага для определения знака электрода.
4. Газовая горелка.
5. Ультрамикроскоп.
6. Набор коллоидных и истинных растворов, источник света с собирающими линзами.
7. 0,02 М растворы хлорида калия (KCl) и азотнокислого серебра (AgNO_3), надстиляющая жидкость.
8. 2% раствор хлорного железа (FeCl_3), насыщенный раствор хлорида калия, фенолфталеин.
9. Дистиллированная вода.

Задание 1. Получение гидрозоля гидрата окиси железа конденсационным методом.

В тщательно вымытой конической колбе емкостью 250 мл нагревают до кипения 100 мл дистиллированной воды. Затем в кипящую воду по каплям добавляют 10 мл 2% раствора хлорида железа (III) и кипятят раствор еще несколько минут.

После прибавления к кипящей воде раствора хлорида железа (III) образуется коллоидный раствор гидроокиси железа, окрашенный в интенсивно красно-коричневый цвет.

Запишите происходящую реакцию образования коллоидной частицы $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (при нагревании).

Напишите формулу образовавшейся мицеллы.

Аналогичный опыт проводят с холодной водой.

Задание 2. Испытание на коллоидность полученных растворов – эффект Тиндаля.

Полученные в 1 задании растворы, помещенные в сосуд с плоскопараллельными стенками, ставят на пути прохождения луча от источника света. В случае прохождения света через коллоидный раствор наблюдается яркая полоса, образованная совокупностью частиц дисперсной фазы, рассеивающих падающий на них свет. При прохождении того же пучка света через истинный раствор эффекта Тиндаля не наблюдается.

Запишите наблюдения:

Сделайте вывод:

Задание 3. Наблюдение броуновского движения частиц гидрозоля при помощи ультрамикроскопа. (Выполняется при дополнительном указании преподавателя!)

Задание 4. Определение знака заряда и величины дзета-потенциала гидрозоля хлорида серебра электрофоретическим методом.

1. Приготовление золя хлорида серебра (метод реакции двойного обмена).

В колбу емкостью 100 мл наливают определенный объем (полученный по заданию преподавателя) 0,02 н раствора азотнокислого серебра. К этому раствору небольшими порциями и при непрерывном и энергичном встряхивании приливают определенное преподавателем количество 0,02н хлорида калия. В приготовленном золе хлорида серебра методом электрофореза определяют величину и знак электрокинетического потенциала.

2. Определение катода и анода источника тока.

Определяют катод и анод источника тока. Для этого на стеклянную пластинку помещают фильтровальную бумажку и смачивают её небольшим количеством насыщенного раствора KCl и каплей фенолфталеина. Вилку шнура включают в сеть. Прикасаются двумя электродами к смоченной

фильтровальной бумаге, обнаруживают и помечают **катод** по розовой окраске фенолфталеина вокруг него (не допускать соприкосновения электродов, так как это вызовет короткое замыкание).

3. Определение ζ -потенциала методом электрофореза.

Приготовленным гидрозолем хлорида серебра заполняют электрофоретическую трубку (рис. 2): через воронку (В) наливают небольшую порцию гидрозоля. Осторожно открывают кран (К) так, чтобы гидрозоль заполнил отверстия крана, не выступая из него, следя за тем, чтобы в трубке не образовались пузырьки воздуха, после чего кран закрывают. Через одно из колен U-образной трубки наполняют её надстиляющей жидкостью до половины. Затем заполняют воронку оставшимся гидрозолем, следя за тем, чтобы в трубке не образовались пузырьки воздуха. Вставляют электроды в отверстия колен U-образной трубки.

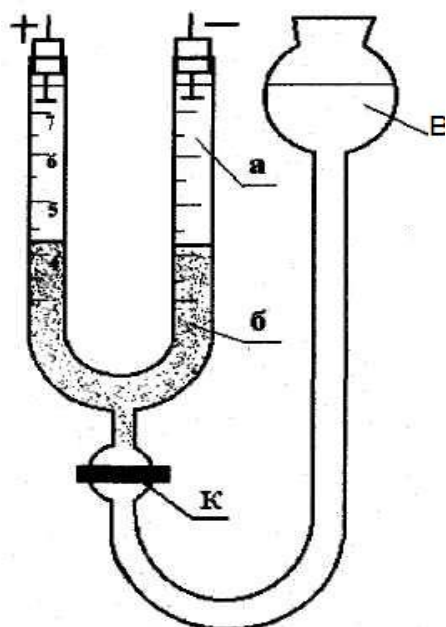


Рис.2 Электрофоретическая трубка:
В - воронка; К - кран; а - надстиляющая жидкость; б — гидрозоль.

Постепенно открывают кран. Вследствие разности уровней в трубке и воронке гидрозоль начнет медленно поступать в трубку. Чем медленнее поднимается гидрозоль, тем резче будет граница между ним и надстиляющей жидкостью. При правильном заполнении электрофоретической трубки электроды должны быть погружены в надстиляющую жидкость приблизительно на 0,5 см, а граница раздела - находиться в пределах градуированной части трубки.

После заполнения трубки кран закрывают и записывают положение границы золя и надстиляющей жидкости в катодном и анодном коленах в таблицу. Включают электроды в розетку и пропускают через трубку постоянный ток в течение 5 мин. В процессе прохождения тока по вольтметру фиксируют электродвижущую силу.

Через 300 секунд выключают ток и вновь записывают положение гра-

ниц раздела в таблицу 10.

Смещение золя S равно полусумме расстояний, пройденных дисперсной фазой в катодном и анодном коленах U - образной трубки.

Знак заряда коллоидных частиц противоположен знаку заряда того электрода, по направлению к которому смещался золь.

Таблица 10

Результаты определения ζ – потенциала

Положение границ раздела, см				Смещение S , см	Время t , с	E , В	l , см	ζ - потенциал, В	Знак заряда
До прохождения тока		После прохождения тока							
Катод	анод	катод	анод						
							28,4		

Вычисляют величину ζ - потенциала по уравнению

$$\zeta = \frac{6\pi \cdot \eta \cdot S}{\varepsilon} \cdot \frac{l}{\tau \cdot E},$$

где η - вязкость дисперсионной среды, ε - диэлектрическая проницаемость, l - расстояние между электродами (см), E – электродвижущая сила (В), S - расстояние (см), пройденное дисперсной фазой за время τ (с).

После подстановки постоянных величин уравнение принимает вид

$$\zeta = 209 \frac{S}{\tau} \cdot \frac{l}{E}$$

ВЫВОДЫ:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Классификация дисперсных систем. Аэрозоли, пены, эмульсии, суспензии, золи, пасты, порошки, твердые пены, твердые золи.
2. Методы получения и очистки коллоидных систем.
3. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Факторы, которые обуславливают эти виды устойчивости.
4. Теория ДЭС по Штерну.
5. Строение коллоидной мицеллы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИЭТ ГИДРОФИЛЬНОГО ЗОЛЯ ЖЕЛАТИНЫ ВИЗКОЗИМЕТРИЧЕСКИМ МЕТОДОМ

К высокомолекулярным соединениям (ВМС) относится обширный класс веществ, основным признаком которых является высокая молекулярная масса и большой размер молекул. Молекулярная масса их превосходит 10 000 углеродных единиц и нередко достигает нескольких миллионов, а размер частиц в растворе составляет $10^{-5} - 10^{-8}$ м.

Растворы ВМС способны образовывать системы, промежуточные между твердым и жидким состояниями, так называемые, студни. ВМС способны образовывать волокна, пленки; растворы ВМС отличаются повышенной вязкостью.

По своим свойствам растворы ВМС напоминают коллоидные системы. Растворы ВМС неотличимы от растворов низкомолекулярных соединений, но из-за гигантских размеров своих молекул по некоторым свойствам напоминают золи.

Из природных ВМС обширную и исключительно важную группы представляют **белки**, или протеины. белковая макромолекула построена из остатков α -аминокислот, соединенных друг с другом пептидными связями $[-CO-NH-]$. Наличие в аминокислотах, из которых состоят белки, двух полярных групп – основной NH_2 и кислотной – $COOH$ – сообщает белкам амфотерные свойства. Белки не просто электролиты, а электролиты-амфолиты. Это значит, что в водных растворах их макромолекулы способны диссоциировать в двух направлениях: и как кислота, т.е. с отщеплением свободных ионов водорода, и как основание, т.е. с отщеплением ионов гидроксила. Изменяя рН среды, можно создать такие условия, при которых суммарный заряд белковой молекулы будет равен нулю. Такое состояние называется *изоэлектрическим*, а значение рН, при котором система находится в изоэлектрическом состоянии, называется *изоэлектрической точкой* (ИЭТ).

В изоэлектрическом состоянии свойства растворов белков резко меняются: они имеют наименьшую растворимость, наименьшую вязкость, что связано как с изменением формы макромолекулы, так и степени ее гидратации. При значении рН, близком к изоэлектрической точке, разноименно заряженные группы $[-NH_3^+]$ и $[-COO^-]$ притягиваются друг к другу и нить закручивается в спираль. При смещении рН среды от ИЭТ одноименно заряженные группы отталкиваются друг от друга и цепь выпрямляется.

Одним из характерных свойств коллоидных систем является вязкость. *Вязкость* - это внутреннее трение жидкости, которое испытывает один слой жидкости относительно другого при истечении.

Относительная вязкость гидрофобных коллоидов описывается уравнением Эйнштейна:

$$\frac{\eta}{\eta_0} = 1 + \alpha \varphi$$

где η и η_0 - вязкость золя и дисперсионной среды соответственно, φ - объемная концентрация дисперсной фазы, α - коэффициент, учитывающий форму частиц дисперсионной фазы.

Если коллоидные мицеллы имеют сферическую форму, то уравнение Эйнштейна принимает вид:

$$\frac{\eta}{\eta_0} = 1 + 2,5\varphi$$

Измерение вязкости в приборе Оствальда основано на определении времени истечения определенного объема жидкости через капилляр. Данный метод измерения является относительным, в качестве стандарта используется дистиллированная вода с известной вязкостью η_0 . Измерив время истечения воды τ_0 и исследуемой жидкости τ , вычисляют вязкость последней η (для разбавленных растворов):

$$\eta = \eta_0 \frac{\tau}{\tau_0}$$

Характерным свойством высокомолекулярных соединений является *набухание*, то есть проникновение молекул растворителя в среду высокомолекулярного соединения и связанное с этим увеличение его массы и объема.

Различают ограниченное и неограниченное набухание. Неограниченное набухание – это набухание, которое в конечном итоге заканчивается растворением ВМС. В качестве примера неограниченного набухания можно назвать растворение белка в воде или каучука в бензине. Ограниченное набухание – это набухание, которое не доходит до стадии растворения. В этом случае ВМС поглощает низкомолекулярную жидкость, но само в ней не растворяется или растворяется очень мало, образуя студень. В качестве примера ограниченного набухания можно назвать набухание желатина в воде при комнатной температуре.

КРАТКИЙ КОНСПЕКТ:

ОБЩАЯ ПОСТАНОВКА ЗАДАЧИ: Измерение относительной вязкости на вискозиметре Оствальда в модификации С.Н. Булычёва. Измерение вязкости гидрофильного золя в зависимости от величины рН среды. Нахождение изоэлектрической точки (ИЭТ).

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ:

1. Вискозиметр Оствальда в модификации С.Н. Булычёва с термостатом.
2. Измерительный стаканчик.
3. 1 % раствор желатины с различными значениями рН.
4. Дистиллированная вода.

Задание 1. Определение постоянной вискозиметра

Поскольку вязкость, плотность, а, следовательно, и время истечения являются величинами постоянными при данных условиях, то

$$\frac{\eta_0}{\tau_0} = Z = const$$

Величина Z называется *постоянной вискозиметра*. Тогда вязкость исследуемого золя можно рассчитать по формуле

$$\eta = Z\tau$$

Постоянную вискозиметра Z определяют по времени истечения дистиллированной воды. Для этого в небольшой стаканчик наливают 10-15 мл дистиллированной воды. Засасывают воду в вискозиметр так, чтобы уровень воды в нем был на 2 - 3 см выше верхней метки измерительного шарика вискозиметра. Дают воде свободно вытекать, и в момент прохождения мениска через верхнюю метку измерительного шарика включают секундомер. После прохождения мениска воды через нижнюю метку измерительного шарика секундомер выключают и отсчитывают время истечения воды с точностью до 0,2 сек. Повторяют определение времени истечения воды до тех пор, пока не получат трех значений, различающихся между собой не более, чем на 3 сек. Результаты измерений записывают в таблицу 11 и рассчитывают постоянную вискозиметра с точностью до трех значащих цифр, используя среднее значение времени истечения.

Вязкость воды при 25⁰С – 0,8939 сП, плотность – 0,99707 г/см³.

Задание 2. Измерение вязкости лиофильного золя при различных значениях рН среды. Нахождение изоэлектрической точки

Приступают к измерению времени истечения растворов гидрофильного золя одинаковой концентрации, но с различными значениями рН. Измерения начинают с раствора имеющего минимальное значение рН. Перед работой с каждым последующим раствором вискозиметр ополаскивают дистиллированной водой.

Для каждого раствора измерения проводят в трехкратной повторности. Точность измерения времени истечения при этом должна быть ∓ 5 сек.

Рассчитывают вязкость зелей. Данные записывают в таблицу 11. По полученным данным строят график зависимости вязкости $\eta_{\text{отн}}$ лиофильного золя от рН. Допускаются и графики в координатах $\frac{\eta}{\eta_0}$ от рН.

На графике находят ИЭТ исследуемого лиофильного золя.

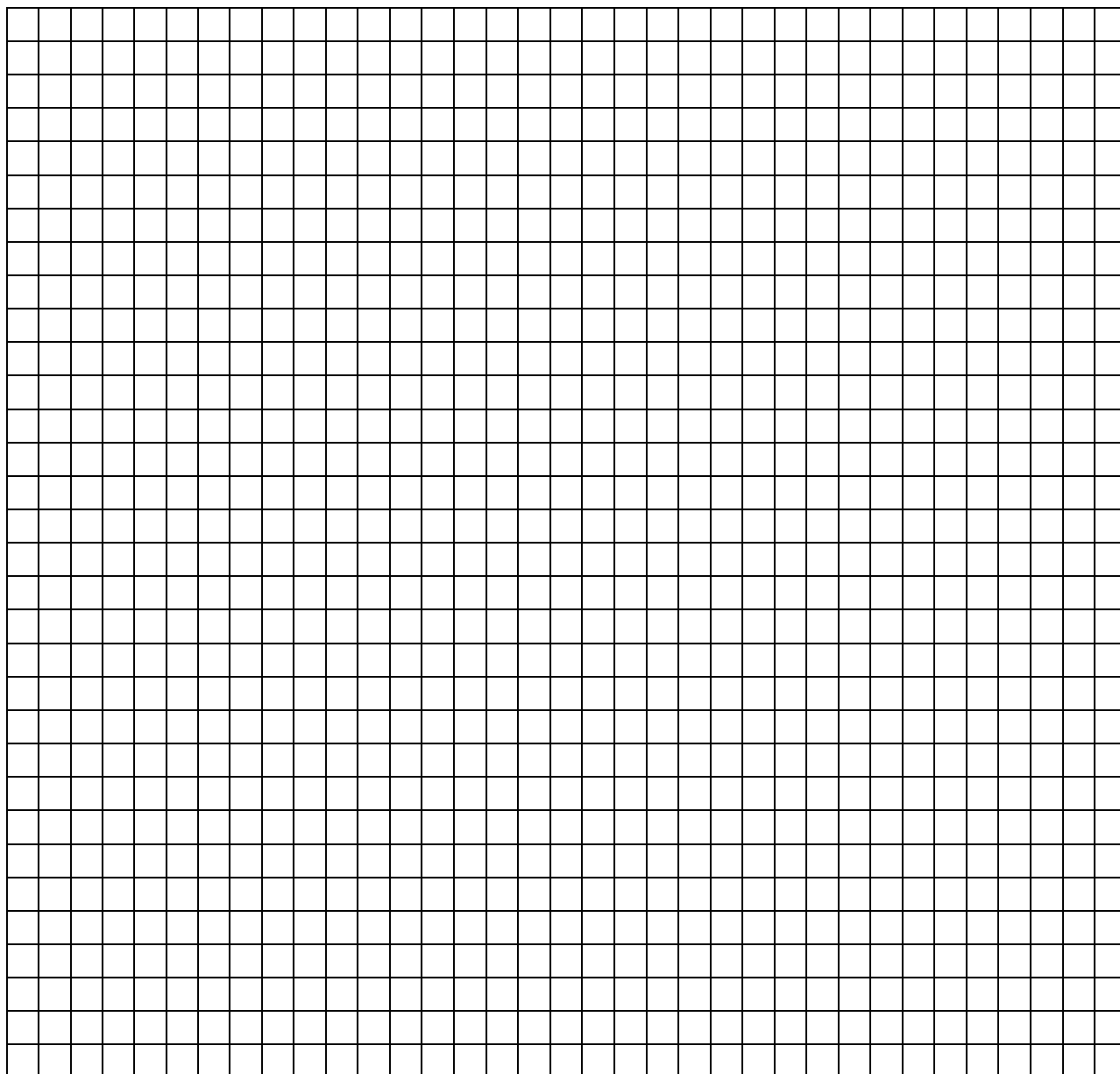
Таблица 11

Результаты измерений

Исследуемый раствор	рН Раствора	Время истечения определённого объёма раствора, τ , с				η раствора
		Измерения				
		1	2	3	Среднее	
Вода	5,70					
1 % желатины	1,54					
	2,80					
	3,46					
	4,70					
	6,70					
	9,00					
	12,0					

Z =

График зависимости относительной вязкости от рН и нахождения ИЭТ.



ВЫВОДЫ:

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ:

1. Что такое вязкость. От каких факторов зависит вязкость растворов?
2. Напишите формулу Эйнштейна. Зависимость вязкости от концентрации.
3. В каких системах образуются студни? Чем отличается студень от геля? Обратим ли эластичный студень.
4. Что такое набухание и чем обусловлено это явление? Какие факторы влияют на набухание?
5. Биологическое значение вязкости и набухания.
6. Что такое изоэлектрическое состояние белка? Почему ИЭТ является важной характеристикой белка?

Библиографический список

1. Белопухов С.Л., Немировская И.Б., Старых С.Э. Физическая и коллоидная химия. Лабораторный практикум. М.: Проспект. 2016. 240 с. Под общ. ред. проф. С.Л. Белопухова.
2. Белопухов С.Л., Дмитриевская И.И., Старых С.Э. Химия: сборник информационно-справочных материалов к лабораторно-практическим занятиям: учебное пособие. – М.: Проспект. 2019. – 128 с.
3. Белопухов С.Л., Пржевальский Н.М., Наумов В.Д. и др. Сборник задач и упражнений по химии М.: Изд-во РГАУ-МСХА, 2015. - 247 с. Под общ. ред. проф. Белопухова С.Л.
4. Соколова Н.В. Кислотные и основные параметры свободной поверхностной энергии полимеров и полимерных композиционных материалов /диссертация на соискание ученой степени кандидата химических наук / Казанский национальный исследовательский технологический университет. Казань, 2011. - 168 с.
5. Белопухов С.Л., Старых С.Э., Глазко В.И., Будажапова М.Ж. Химический словарь. Термины и определения по физической, коллоидной и нанохимии. М.: Изд-во РГАУ-МСХА, 2013. - 260 с.
6. Белопухов С.Л., Григорьева М.В., Дмитриевская И.И., Старых С.Э. Коллоидная химия. Учебник. М.: Прогресс. 2021. 144 с.

Учебное издание

Составители:
Григорьева Марина Викторовна
Белопухов Сергей Леонидович
Соколова Наталья Вячеславовна

ХИМИЯ ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ

Рабочая тетрадь

Учебное пособие

Издано в редакции составителей
Корректурa составителей

РГАУ-МСХА имени К.А. Тимирязева
2026 г.