

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ**

**А.Н. Васюкова, О.П. Задачаина, Н.В. Насонова**

## **ХИМИЯ ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ**

*Практикум*



**БЛАГОВЕЩЕНСК  
Издательство ДальГАУ  
2015**

УДК 541

Васюкова, А.Н. Химия физическая и коллоидная: практикум / сост. А.Н. Васюкова, О.П. Задачаина, Н.В. Насонова. – Благовещенск: ДальГАУ, 2015. – 69 с.

Практикум включает лабораторные работы по основным разделам дисциплины «Химия физическая и коллоидная». В каждой работе изложены теоретические основы, приведены лабораторные работы, описаны приемы исследования и оборудование.

Предназначен для подготовки бакалавров по направлениям 35.03.03 «Агрономия», 35.03.02 «Агрохимия и агропочвоведение», 35.03.04 «Садоводство».

Рецензент – Л.И. Перепелкина, д-р. с.-х. наук, профессор кафедры химии

Печатается по решению методического совета технологического факультета Дальневосточного государственного аграрного университета (Протокол № от 2015 года).

Издательство ДальГАУ

2015

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ .....	4
Правила техники безопасности .....	5
Оказание первой помощи .....	6
Порядок оформления работ .....	6
Построение графиков .....	7
Лабораторная работа №1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВЫХ ЭФФЕКТОВ МЕТОДОМ КАЛОРИМЕТРИИ.....	8
Контрольные вопросы .....	13
Лабораторная работа №2 СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ .....	14
Контрольные вопросы .....	18
Лабораторная работа №3 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ .....	19
Контрольные вопросы .....	23
Лабораторная работа №4 ФОТОМЕТРИЧЕСКИЕ ИЗУЧЕНИЕ КИНЕТИКИ РАЗЛОЖЕНИЯ КОМПЛЕКСНОГО ИОНА ТРИОКСАЛАТА МАРГАНЦА.....	24
Контрольные вопросы .....	26
Лабораторная работа №5 КАТАЛИЗ.....	27
Контрольные вопросы .....	31
Лабораторная работа №6 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ ЗАМЕРЗАНИЯ АНТИФРИЗА .....	32
Контрольные вопросы .....	34
Лабораторная работа №7 ОСМОТИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ В РАСТИТЕЛЬНОЙ КЛЕТКЕ (ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА).....	35
Лабораторная работа №8 АДСОРБЦИЯ И ДЕСОРБЦИЯ. ИЗБИРАТЕЛЬНОСТЬ АДСОРБЦИИ .....	39
Контрольные вопросы .....	43
Лабораторная работа №9 АДСОРБЦИЯ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ ПОЧВОЙ. ПОЛУЧЕНИЕ ИЗОТЕРМЫ АДСОРБЦИИ (ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА).....	44
Лабораторная работа №10 ПОЛУЧЕНИЕ ЛИОФОБНЫХ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ МЕТОДОМ КОНДЕНСАЦИИ .....	47
Контрольные вопросы .....	51
Лабораторная работа №11 ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ПОЧВЕННЫХ ЗОЛЕЙ (ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА).....	52
Контрольные вопросы .....	56
Лабораторная работа №1 КОАГУЛЯЦИЯ ЗОЛЕЙ РАСТВОРАМИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ .....	57
Контрольные вопросы .....	62
Лабораторная работа №13 ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СТЕПЕНЬ НАБУХАНИЯ ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ .....	63
Контрольные вопросы .....	67
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....	68

## ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия физическая и коллоидная» заканчивает химическую подготовку студентов по направлениям «Агрономия» и «Садоводство» и является одним из ведущих разделов химической науки, обеспечивая преемственность и связь с неорганической, органической и аналитической химией.

Соединение в одном курсе двух научных направлений представляет определенную трудность, так как требует базовых знаний физики и химии.

Лабораторные работы имеют целью практическое освоение студентами научно-теоретических положений физической и коллоидной химии, овладение ими техникой экспериментальных исследований и анализа полученных результатов, привитие навыков работы с лабораторным оборудованием, контрольно-измерительными приборами и вычислительной техникой.

Раздел «Физическая химия» изучает химическую термодинамику, кинетику и равновесие, свойства растворов электролитов и неэлектролитов, электрохимические процессы, то есть все то, что в дальнейшем поможет студентам понять процессы, протекающие в почвах и растениях под действием различных факторов.

Предметом изучения раздела «Коллоидная химия» являются дисперсные системы, их получение, свойства, практическое применение. Для сельскохозяйственных наук (почвоведение, агрохимия) это очень важно, так как почвы, растения и все, что их окружает, являются дисперсными системами. Знание их и умение управлять процессами, в них протекающими, поможет решению ряда теоретических и практических вопросов, поставленных перед наукой и практикой сельскохозяйственного производства.

### Правила техники безопасности

1. Запрещается пробовать на вкус химические вещества.
2. Щелочи, кислоты и другие ядовитые вещества необходимо набирать в пипетку только с помощью резиновой груши или шприца во избежание химических ожогов полости рта или отравления.
3. При взбалтывании растворов в колбах или пробирках необходимо закрывать их пробками.
4. При нагревании жидкостей пробирку следует держать отверстием в сторону от себя и от соседей по работе.
5. Во избежание ожогов от брызг и выбросов не наклоняться над сосудом, в котором кипит или налита какая-либо жидкость.
6. При переносе сосудов с горячими жидкостями держать их обеими руками: одной поддерживать дно, другой верхнюю часть; руки от ожогов предохраняют полотенцем, которым обертывают сосуд.
7. При работе с горячими и легковоспламеняющимися веществами (эфир, спирты, бензин и т.д.) нельзя нагревать их на открытом огне или сетке.
8. При определении запаха вещества не следует делать глубокого вдоха, а лишь движением руки направлять к себе воздух.
9. Концентрированную кислоту следует приливать в воду тонкой струйкой при непрерывном помешивании.
10. Ипользованную химическую посуду и приборы, содержащие кислоты, щелочи и другие едкие вещества, нужно освобождать от остатков и тщательно мыть. Прежде чем слить их в раковину, их надо нейтрализовать.
11. Нельзя оставлять без присмотра работающие электроприборы.
12. Если разбит ртутный термометр или электрод, содержащий ртуть (о случившемся необходимо немедленно сообщить лаборанту), рекомендуют капли ртути собрать пластинками из белой жести или меди. После удаления ртути необходимо залить место ее разлива 20%-ым раствором  $\text{FeCl}_3$
13. Во избежание отравлений категорически запрещается принимать пищу в химических лабораториях.

### **Оказание первой помощи**

1. При термических ожогах осторожно обнажить обожженный участок и закрыть сухой асептической повязкой. Обожженный участок нельзя очищать, мочить водой, этиловым спиртом,  $H_2O_2$  или смазать мазью.
2. При химических ожогах промыть обожженное место, не обращая внимание на боль, большим количеством проточной воды (10-15 мин), в случае кислых реагентов – раствором бикарбоната натрия (2%-ым) раствором, а в случае щелочных – разбавленным раствором борной или уксусной кислот.
3. При порезе стеклом:
  - а) промыть рану только в случае попадания в нее едких или ядовитых веществ, а в остальных случаях, даже если в рану попал песок, ржавчина и т.п., промывать ее водой нельзя;
  - б) нельзя смазывать рану мазями; пред наложением повязки смазать настойкой йода участок вокруг раны;
  - в) удалять из раны мелкие осколки стекла может только врач.
4. При отравлении химическими веществами немедленно вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи – если яд попал внутрь – вызвать рвоту, дать противоядие.

### **Порядок оформления работ**

В процессе выполнения лабораторной работы студент должен наблюдать за ходом эксперимента, отмечая все его особенности: изменение цвета, тепловые эффекты, показания прибора и т.д. Результаты наблюдений записывают в тетрадь, придерживаясь определенной последовательности:

- 1) название лабораторной работы, дата выполнения;
- 2) ход работы (краткое описание последовательности действий, уравнения реакций);
- 3) расчетная часть (таблицы, формулы, графики);
- 4) наблюдения;
- 5) выводы.

## Построение графиков

При выполнении некоторых работ требуется построить график или сделать вычисления на основании графика. Поэтому от правильности построения графиков, выбора масштаба по осям координат в значительной мере зависит правильность и точность ответа.

Обычно на осях координат откладывают не численные значения опытных данных, а определенные масштабные числа полученных значений величин. Например, в опыте получено: 0,02, 0,03, 0,05; в этом случае откладывают масштабные величины: 2, 3, 5 и т.д., а когда в опыте получены целые числа с некоторой дробной частью, на соответствующей оси координат следует откладывать только целые числа. Например, получены значения в тысячных или десятичных долях:  $1,2 \cdot 10^{-5}$ ;  $2,35 \cdot 10^{-5}$ ;  $3,45 \cdot 10^{-5}$ , следует брать целые числа.

В некоторых опытах данная функциональная зависимость двух величин является линейной, но опытные данные не укладываются на прямую, а имеют «разброс», что объясняется некоторыми ошибками опыта. В этом случае прямую проводят так, чтобы все полученные точки (данные эксперимента) ложились равномерно по обе стороны прямой.

*Примечание.* В случае если одна из полученных экспериментальных величин намного отличается от других, она отбрасывается и не учитывается при подсчете средней величины.

## Лабораторная работа №1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВЫХ ЭФФЕКТОВ МЕТОДОМ КАЛОРИМЕТРИИ

**Цель работы:** Определить молярную теплоту растворения соли калориметрическим методом. Определить теплоту нейтрализации сильного основания сильной кислотой.

**Оборудование и реактивы:** весы технические, лопаточки, пергамент, штативы с термометрами, химический стакан, 1000 мл; химический стакан, 500 мл, магнитная мешалка, пробирка, секундомер, мерный цилиндр, воронка, дистиллированная вода, исследуемые соли, NaOH (1н), HCl (1н).

### *Теоретические положения*

Практически все химические процессы протекают с изменением количества тепла в системе. Одним из экспериментальных методов изучения тепловых эффектов реакций является калориметрия.

Рассмотрим калориметрические измерения тепловых эффектов процесса растворения соли и реакции нейтрализации.

*Растворение* является сложным физико-химическим процессом. При растворении твердого вещества происходит разрушение его кристаллической решетки, для чего требуется подвод энергии, следовательно, происходит поглощение тепла, процесс эндотермический ( $\Delta H_{\text{r}}^{\circ} > 0$ ). Молекулы соли распадаются на ионы, которые взаимодействуют с растворителем, происходит процесс сольватации, если растворителем является вода – гидратации. Сольватация и гидратация сопровождаются выделением тепла, то есть являются экзотермическими процессами ( $\Delta H_{\text{r}}^{\circ} < 0$ ). В связи с этим процесс растворения твердого вещества характеризуется тепловым эффектом, который рассчитывается как сумма:

$$\Delta H_{\text{M}} = \Delta H_{\text{реш}} + \Delta H_{\text{гидр}}$$

где  $\Delta H_{\text{M}}$  - энтальпия растворения 1 моля вещества, Дж/моль;

$\Delta H_{\text{реш}}$  - энтальпия разрушения кристаллической решетки, Дж/моль;

$\Delta H_{\text{гидр}}$  - энтальпия гидратации, Дж/моль.

В зависимости от соотношения значений теплоты процесс растворения может быть экзотермическим ( $\Delta H^\circ < 0$ ) или эндотермическим ( $\Delta H^\circ > 0$ ). Для процесса растворения большое значение имеет количество взятого растворителя. Увеличение объема растворителя приводит к такому состоянию, когда дальнейшее прибавление не влияет на величину теплового эффекта, т. е. теплота растворения будет постоянной величиной.

*Молярной теплотой растворения* твердого вещества называют тепловой эффект, сопровождающий процесс растворения 1 моля вещества в таком количестве растворителя, дальнейшее добавление которого не влияет на величину теплового эффекта.

У солей с прочной кристаллической решеткой и не обладающих склонностью к сольватации, а также у кристаллогидратов ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и т.д.) растворение сопровождается поглощением теплоты. Если теплота сольватации (гидратации) больше теплоты, идущей на разрушение кристаллической решетки, то суммарный тепловой эффект растворения будет положительным. Например, растворение *безводного* сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ).

*Нейтрализацией* называют реакцию взаимодействия кислоты и основания. Реакция нейтрализации разбавленного водного раствора 1 моля любой сильной кислоты любым сильным основанием всегда сопровождается одинаковым экзотермическим эффектом:

$$\Delta H^\circ_r = -57,3 \text{ кДж/моль}$$

Эта величина является тепловым эффектом реакции образования 1 моля  $\text{H}_2\text{O}$  из ионов:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ .

Тепловой эффект реакции нейтрализации 1 моля разбавленного раствора слабой кислоты сильным основанием или слабого основания сильной кислотой не будет постоянной величиной, т. к. на его величину оказывает влияние процесс диссоциации слабой кислоты или слабого основания.

Калориметрические исследования связаны с определением те-

плоемкости калориметрической системы. *Теплоемкость системы* (символ  $C$ , единица измерения Дж/°С) - количество теплоты, которое необходимо подвести к системе, чтобы повысить температуру на 1°С. Теплоемкость тела рассчитывается по формуле  $C = Q/\Delta t$ . Удельная теплоемкость (символ  $c$ , единица измерения Дж/кг·°С) рассчитывается по формуле  $c = C/m$ , где  $m$  - масса тела.

Для определения тепловых эффектов процессов применяются калориметрические установки. Конструкция калориметрической установки зависит от особенностей изучаемого процесса. Простейшая калориметрическая установка (рис.1) представляет собой калориметрический стакан с крышкой, в которой закреплены термометр Бекмана и мешалка. Для уменьшения теплообмена с окружающей средой стакан помещен в более широкий сосуд для создания воздушной оболочки.

Такого типа калориметрические установки применяются для определения теплот растворения солей, теплот нейтрализации и др.

### ***Выполнение работы***

Для определения теплоты реакции, протекающей в растворе, можно использовать упрощенный калориметр. Принципиальная схема калориметра с обозначением его деталей изображена на рис. 1.



### **Опыт 1. Определение теплоты растворения соли**

Во взвешенный калориметрический стакан налейте 250 мл воды. Включите мешалку, опустите термометр в воду и в течение 5 минут наблюдайте за изменением температуры. Через каждую минуту записывайте в таблицу 1 показания термометра.

Рис. 1. Установка для калориметрических исследований.

Возьмите навеску 3 г соли и по окончании 5-й минуты высыпьте ее в калориметрический стакан, продолжая следить за изменением температуры раствора в течение следующих 5 минут. Показания термометра записывайте в таблицу 1. Постройте график зависимости температуры  $t$  ( $^{\circ}\text{C}$ ) от времени (мин), (рис.2). Из графика определите скачок температуры  $\Delta t$ . Скачок температуры может быть как положительный, так и отрицательный.

Таблица 1

Изменение температуры чистого растворителя и раствора  
в процессе растворения соли

Изменение температуры чистого растворителя		Изменение температуры в процессе растворения соли	
время от начала, мин	температура, $^{\circ}\text{C}$	время от начала, мин	температура, $^{\circ}\text{C}$
1			
2			
3			
4			
5			

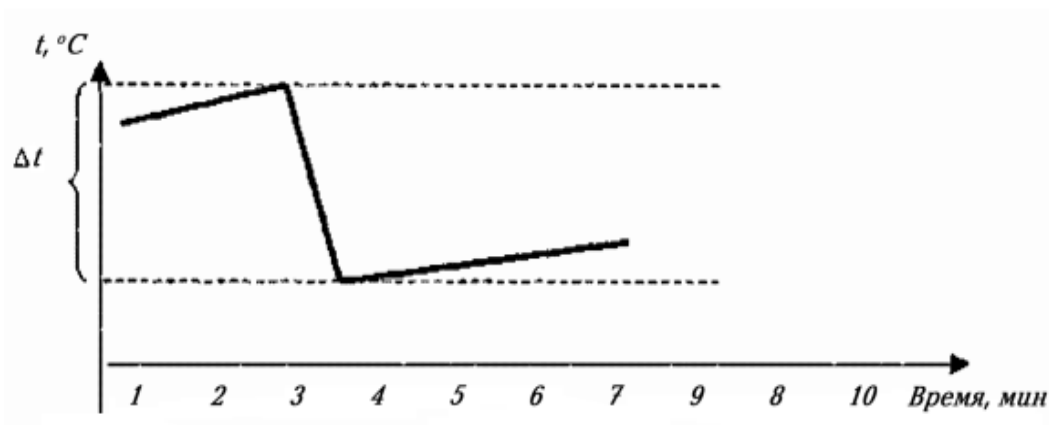


Рис. 2. График зависимости температуры  $t$  ( $^{\circ}\text{C}$ ) от времени (мин)

### Обработка экспериментальных данных:

1. Энтальпия растворения соли вычисляется по формуле:

$$\Delta H_{p-ния}^{\circ} = \{m_{ст} \cdot C_{ст} + (m_{воды} + m_{соли}) \cdot C_{p-ра}\} \cdot \Delta t$$

где  $m_{ст}$  – масса стакана;  $C_{ст}$  – удельная теплоемкость стекла,  $C_{ст} = 0,791$  Дж/г·К;  $m_{воды}$  – масса воды, которая рассчитывается:  $m = \rho \cdot V$ , где  $\rho$  – плотность воды, равна 1 г/мл;  $m_{соли}$  – масса соли;  $\Delta t$  – скачок температуры;  $C_{p-ра}$  – удельная теплоемкость раствора.

Принимая во внимание, что в данном эксперименте используются разбавленные растворы, в которых мольная доля растворенной соли составляет 0,005, вместо удельной теплоемкости раствора  $C_{p-ра}$  можно использовать удельную теплоемкость воды  $C_{воды} = 4,184$  Дж/г·К.

2. Количество вещества (растворенной соли) можно рассчитать по формуле:

$$n = m_{соли} / M_{соли},$$

где  $n$  – количество соли, моль;  $m_{соли}$  – масса соли, г;  $M_{соли}$  – молярная масса соли, г/моль.

3. Молярная энтальпия растворения соли равна отношению:

$$\Delta H^{\circ} = \Delta H_{p-ния}^{\circ} / n, \text{ Дж/моль}$$

### Опыт 2. Определение теплоты нейтрализации

Для записи экспериментальных данных оформите таблицу, подобно таблице 1.

Во взвешенный калориметрический стакан налейте 50 мл раствора кислоты с концентрацией 1 моль-экв/л, включите мешалку, опустите термометр и измеряйте температуру раствора в течение 5 минут. В другой стакан отмерьте 50 мл раствора щелочи с концентрацией 1 моль-экв/л. На 5-й минуте опыта быстро вылейте раствор щелочи в раствор кислоты и наблюдайте за изменением температуры. Когда повышение температуры прекратится, отметьте ее максимальное значение и продолжайте измерение температуры в течение следующих 5 минут.

Взвесьте калориметрический стакан с раствором. Массу раствора

определите как разность массы стакана с раствором и массы сухого стакана.

Постройте график зависимости изменения температуры раствора от времени и из графика оцените скачок температуры  $\Delta t$  (см. рис. 2).

### **Обработка экспериментальных данных:**

1. Теплота, выделившаяся в реакции нейтрализации, расходуется на нагревание раствора и калориметрического стакана.

$$\Delta H_{\text{нейтр}} = (m_{\text{р-ра}} \cdot C_{\text{р-ра}} + m_{\text{ст}} \cdot C_{\text{ст}}) \cdot \Delta t$$

2. Молярный тепловой эффект реакции относится к 1 молю вещества, поэтому рассчитываем количество кислоты, участвующей в реакции нейтрализации:  $n = C_{\text{к-ты}} \cdot V_{\text{к-ты}}$ ,

где  $C_{\text{к-ты}}$  - молярная концентрация эквивалентов кислоты;

$V_{\text{к-ты}}$  - объем раствора кислоты, л.

3. Молярный тепловой эффект реакции нейтрализации равен:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{нейтр}}/n, \text{ Дж/моль}$$

### **Контрольные вопросы**

1. Дайте определение теплоты растворения и энтальпии растворения.
2. Какие реакции называются экзо – и эндотермическими?
3. Как рассчитываются тепловые эффекты химических реакций в стандартных и в нестандартных условиях?
4. При длительном хранении некоторых веществ в пылевидном состоянии происходит их самовозгорание. Каким является этот процесс: экзотермическим или эндотермическим?
5. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него.
6. Какова методика калориметрических измерений, в чём заключается их сущность?

## Лабораторная работа №2 СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

**Цель работы:** рассмотреть влияние некоторых факторов на смещение химического равновесия, подтвердить принцип Ле-Шателье.

**Оборудование и реактивы:** 0,1М раствор FeCl<sub>3</sub>, 0,1М раствор NH<sub>4</sub>CNS, кристаллический NH<sub>4</sub>Cl, концентрированные растворы FeCl<sub>3</sub> и NH<sub>4</sub>CNS, концентрированный раствор NH<sub>4</sub>OH, фенолфталеин, раствор крахмала, спиртовой раствор йода, вода горячая, 0,2М раствор CH<sub>3</sub>COOH, водный раствор лакмуса, кристаллический CH<sub>3</sub>COONa, 0,2М раствор NH<sub>4</sub>OH, 1М раствор NaOH, мел, пробирки химические, мерные пробирки, стаканы химические 250 мл, колба коническая, газоотводные трубки.

### **Теоретические положения**

В общем виде химическую реакцию между веществами А и В можно изобразить следующим образом:  $nA + mB \rightleftharpoons pC + qD$ , где n,m,p,q – стехиометрические коэффициенты. При протекании реакции слева направо концентрации веществ А и В уменьшаются, а концентрации веществ С и D увеличиваются. Если одновременно с прямой реакцией протекает и обратная реакция справа налево, то мы имеем дело с обратимой реакцией. Когда скорость прямой реакции становится равной скорости обратной реакции, наступает химическое равновесие. Если система находится в состоянии равновесия, то она будет пребывать в нем до тех пор, пока внешние условия сохраняются постоянными. Концентрации веществ при равновесии называется равновесными. Если же внешние условия будут изменяться, то система выйдет из состояния равновесия, что скажется на изменении концентраций реагирующих веществ. Смещение химического равновесия подчиняется *принципу Ле-Шателье*:

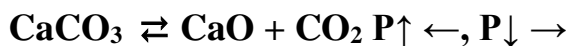
*Если на систему, находящуюся в равновесии оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.*

Факторы, влияющие на химическое равновесие:

1) температура: При увеличении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической (поглощение) реакции, а при понижении - в сторону экзотермической (выделение) реакции.



2) давление: При увеличении давления химическое равновесие смещается в сторону меньшего объёма веществ, а при понижении - в сторону большего объёма. Этот принцип действует только на газы, т.е. если в реакции участвуют твердые вещества, то они в расчет не берутся.



3) концентрация исходных веществ и продуктов реакции: При увеличении концентрации одного из исходных веществ химическое равновесие смещается в сторону продуктов реакции, а при повышении концентрации продуктов реакции - в сторону исходных веществ.



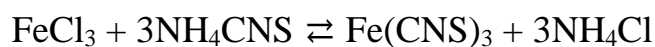
Катализаторы не влияют на смещение химического равновесия.

### ***Выполнение работы***

**Опыт № 1. Влияние концентрации на смещение химического равновесия**

#### *1.1. Влияние увеличения концентраций участников реакции*

Работа заключается в исследовании реакции между хлоридом железа и роданидом аммония. Реакция взаимодействия между хлоридом железа  $\text{FeCl}_3$  и роданидом аммония (или калия)  $\text{NH}_4\text{CNS}$  является примером обратимой реакции



Образующийся в результате реакции к моменту равновесия раствор роданида железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  имеет красный цвет. О смещении химического равновесия этой реакции можно судить по изменению интенсивности

окраски роданида железа. Интенсивность окраски раствора усиливается при смещении реакции вправо.

В колбу на 100 мл вливают по 20 мл 0,1М FeCl<sub>3</sub> и 0,1М NH<sub>4</sub>CNS. Полученный раствор красного цвета разливают в четыре пронумерованные пробирки. В первую пробирку вносят 1 мл концентрированного раствора FeCl<sub>3</sub>, во вторую – 1 мл концентрированного раствора NH<sub>4</sub>CNS, в третью – немного кристаллической соли NH<sub>4</sub>Cl. Раствор в четвертой пробирке оставляют для сравнения. Пробирки тщательно встряхивают и наблюдают за изменением окраски растворов, сравнивая с окраской раствора в контрольной пробирке. Как изменяется окраска растворов? Используя принцип Ле-Шателье, объясните наблюдаемые изменения в исследуемой системе. Напишите выражение константы равновесия для данной системы.

Составить уравнение реакции. Написать выражение для константы равновесия. Результаты наблюдений занесите в таблицу 2.

Таблица 2 – Влияние концентрации веществ на смещение равновесия

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	FeCl <sub>3</sub> <sub>конц.</sub>		
2	NH <sub>4</sub> CNS <sub>конц.</sub>		
3	NH <sub>4</sub> Cl <sub>кр.</sub>		

### 1.2. Влияние уменьшения концентрации продукта реакции

Поместите в пробирку 2-3 кусочка мела, прилейте 1 н раствор соляной кислоты так, чтобы кислота слегка покрыла поверхность мела. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой.

Коническую колбу поставьте на лист белой бумаги, налейте 100 мл воды, несколько капель фенолфталеина и 1 мл 1н раствора гидроксида натрия. В течение 1 минуты через воду необходимо пропускать углекислый газ. Малиновая окраска постепенно исчезает. Снова прилейте немного

щелочи. Окраска появляется и при стоянии вновь исчезает.

Взаимодействие оксида углерода с водой протекает по уравнению:



Объясните исчезновение малиновой окраски, напишите соответствующие уравнения и сделайте вывод о влиянии концентрации продукта реакции на смещение химического равновесия.

## **Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие**

### *2.1 Зависимость растворимости аммиака от температуры*

Гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  – слабое основание, которое в водном растворе диссоциирует:



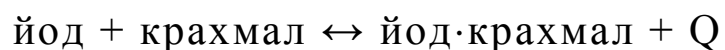
Количество гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  в растворе зависит от температуры. С повышением температуры равновесие смещается в сторону обратной реакции, образования  $\text{NH}_4\text{OH}$  и уменьшения концентрации гидроксид-ионов.

В пробирку налить 1 каплю концентрированного раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$ , 30 капель воды и 1 каплю фенолфталеина. Обратить внимание на изменение окраски раствора при его нагревании на спиртовке и последующем охлаждении под струей водопроводной воды.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из принципа Ле-Шателье.

### *2.2 Исследование реакции между раствором йода и крахмалом*

В результате взаимодействия йода с крахмалом образуется комплекс синего цвета. Данная реакция является качественной реакцией на крахмал. При этом выделяется тепло, т.е. реакция является экзотермической.



желто-бесцветный                      синий  
 бурый

В колбу на 100 мл вливают 25 мл раствора крахмала и добавляют 2-3 капли раствора йода. Полученный раствор синего цвета разливают в 3

пробирки. 1-ю пробирку помещают в стакан с горячей водой, 2-ю пробирку охлаждают под струей холодной воды. Пробирки перемешивают и наблюдают за изменением окраски, сравнивая ее с окраской раствора в 3-й контрольной пробирке. Как изменяется окраска раствора при нагревании и охлаждении? Объясните изменение окраски согласно принципу Ле-Шателье.

### **Опыт 3. Смещения равновесия диссоциации**

#### *3.1. Исследование процесса диссоциации уксусной кислоты*

В две пробирки помещают по 2 мл 0,1М раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и добавляют 1-2 капли раствора лакмуса. В 1-ю пробирку прибавляют 2-3 кристаллика  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и наблюдают за изменением окраски по сравнению с окраской раствора во 2-й контрольной пробирке. Напишите уравнение диссоциации  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Объясните изменение окраски с точки зрения принципа Ле-Шателье.

#### *3.2. Исследование процесса диссоциации раствора аммиака*

В две пробирки наливают по 2 мл 0,1М раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$  и добавляют 1-2 капли раствора фенолфталеина. В 1-ю пробирку прибавляют по 2-3 кристаллика  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и наблюдают за изменением окраски по сравнению с окраской контрольного раствора во 2-й пробирке. Напишите уравнение диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Сделайте вывод, как влияет введение одноименного иона на смещение равновесия диссоциации.

### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое химическое равновесие?
2. Как влияет температура на смещение химического равновесия?
3. Какие факторы влияют на смещение равновесия при диссоциации?

### Лабораторная работа №3

## СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

**Цель работы:** изучить влияние некоторых факторов на скорость химической реакции.

**Оборудование и реактивы:** 1Н раствор тиосульфата натрия, 2Н раствор серной кислоты, 5 % нитропруссид натрия, 0,5 % тиомочевина, насыщенный раствор  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KI}$  (кр.),  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (кр.), пробирки, химический стакан, 2 сосуда с плоскопараллельными стенками, термометр, секундомер, источник света (лампа на 300-500 Вт).

#### **Теоретические положения**

*Химической кинетикой* называется учение о скорости химических реакций и ее зависимости от различных факторов – природы и концентрации реагирующих веществ, давления, температуры, катализаторов.

Скоростью химической реакции в гомогенной системе называется изменение концентрации вещества, вступающего в реакцию или образующегося в реакции, за единицу времени.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ выражает закон действующих масс (Гульдберг, Вааге, 1867). Для реакции  $aA + bB = cC + dD$  в растворе или газовой фазе:

$$-\frac{dc}{dt} = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \qquad -\frac{dP}{dt} = k \cdot P_A^a \cdot P_B^b$$

**Правило Вант-Гоффа:** При повышении температуры на каждые  $10^\circ \text{C}$  скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

$$V_{T_2} = V_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Величина отношения констант скоростей реакции при температуре  $(T+10^\circ \text{C})$  и  $T^\circ \text{C}$  называется температурным коэффициентом.

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \qquad \gamma = \frac{V_{T+10}}{V_T} \approx 2 \div 4 \gamma$$

Точнее зависимость скорости химической реакции от температуры передает соотношение  $\ln k = -a/T + b$ , опытно полученное Аррениусом (1889),  $a, b$  – эмпирические константы, зависящие от природы реагентов.

Молекулы, обладающие высокой кинетической энергией для того, чтобы их столкновение с другими молекулами привело бы к элементарному акту реакции, называют **активными**.

Избыток энергии по сравнению со средней энергией реагирующих веществ, который необходим для того, чтобы соударения были результативными, называется **энергией активации**. Энергия активации зависит от природы реагирующих веществ, но не зависит от температуры.

Константа скорости реакции связана с энергией активации зависимостью, описанной уравнением Аррениуса:

$$k = z_0 e^{\frac{-E_a}{RT}},$$

где  $k$  – константа скорости,  $z_0$  – число соударений молекул в единице объёма за секунду,  $e$  – основание натурального логарифма,  $T$  – термодинамическая температура,  $R$  – универсальная газовая постоянная,  $E_a$  – энергия активации.

### **Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции**

Прежде чем приступить к работе, необходимо ознакомиться с действием серной кислоты на тиосульфат натрия. Для этого к пяти каплям тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  добавить такое же количество 2%-го раствора серной кислоты и обратить внимание на появляющееся через несколько секунд помутнение. С течением времени оно усиливается, так как возрастает концентрация выделяющейся серы. Реакция протекает по следующему уравнению:



Полного помутнения при проведении реакции ждать не следует, поэтому необходимо определить, через сколько секунд появится чёткая муть.

### **Выполнение работы**

Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внести: в первую – 5 капель 1н раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую – 10 капель 1н раствора тиосульфата натрия и 5 капель воды, в третью - 15 капель 1н раствора тиосульфата натрия без воды.

Таким образом, начальная концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  будет: в пробирке №1 – 1С в пробирке №2 – 2С, в пробирке №3 – 3С.

Включить секундомер. В пробирку №1 добавить одну каплю 2 н раствора серной кислоты. По секундомеру измерить время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавить по одной капле 2н серной кислоты в пробирки №2 и №3, отмечая время до появления в растворе опалесценции.

Таблица 3 – Влияние концентрации на скорость химической реакции

№ пробирки (наблюдения)	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель $\text{H}_2\text{O}$	Общий объем раствора (число капель)	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , (условная)	Время течения реакции по секундомеру, t (с)	Скорость реакции $v = 1/t$ , (усл. ед)
1	5	10	15	1С		
2	10	5	15	2С		
3	15	0	15	3С		

Данные опыта занести в таблицу 3. Рассчитать относительную скорость реакции  $V = 1/t$  и вписать ее значения в таблицу. Оформить результаты наблюдений в виде графика, откладывая на оси абсцисс концентрацию тиосульфата натрия в виде равномерно стоящих от начала координат трех точек, на оси ординат – относительную скорость. Сделать вывод о характере этой зависимости, а также о том, почему зависимость должна выражаться прямой линией и почему в качестве первой точки этой прямой правомерно использовать точку начала координат.

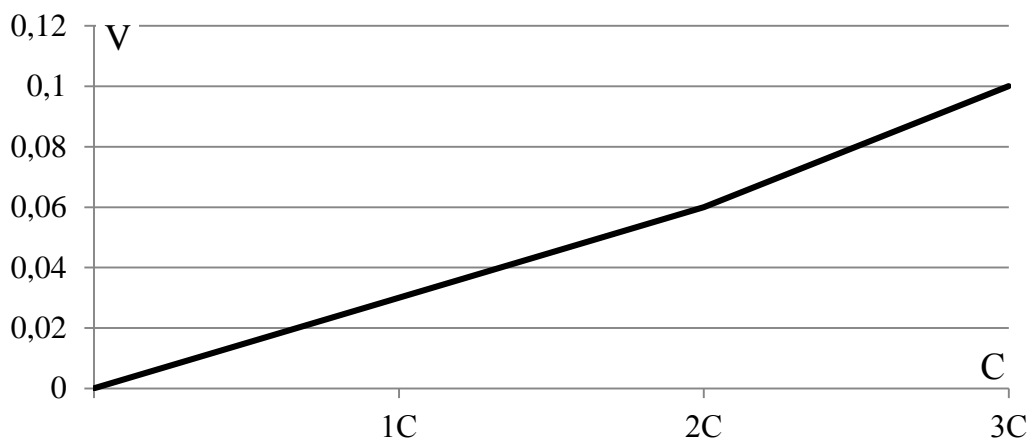


Рис. 3 – График зависимости скорости химической реакции от концентрации

### Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Поместить в пробирку 5 капель раствора тиосульфата натрия. Опустить её в химический стакан с водой, предварительно измерив температуру воды, а затем быстро, не вынимая пробирку с раствором гипосульфита натрия из стакана, добавить к нему 2 капли раствора серной кислоты и отметить через сколько секунд появится муть.

Эту же операцию повторить с тремя другими пробирками, повышая температуру воды в стакане каждый раз на 5 °С. Полученные результаты занести в таблицу 4.

Таблица 4 – Влияние температуры на скорость реакции

Номер пробирки	Объём $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , капли	Объём $\text{H}_2\text{SO}_4$ , капли	Температура опыта, °С	Время появления мути, с	Скорость реакции 1/ t

Исходя из полученных данных, начертить график зависимости скорости химической реакции от температуры, отложив на оси абсцисс температуру опыта, а на оси ординат – величину, обратную времени появления мути.

Сделать вывод о влиянии температуры на скорость реакции и рассчитать температурный коэффициент скорости для данной реакции.

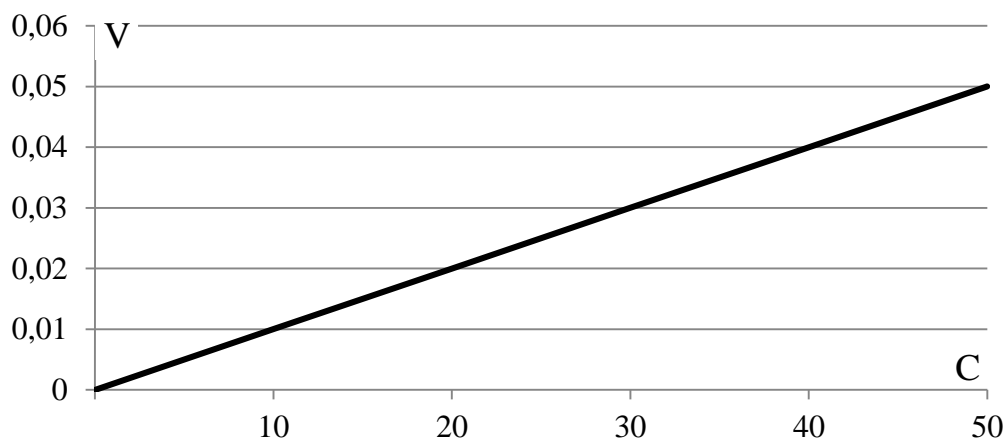


Рис. 4 – График зависимости скорости химической реакции от температуры

### **Опыт 3. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость гетерогенной химической реакции**

Несколько кристаллов иодида калия KI и нитрата свинца  $Pb(NO_3)_2$  поместите в сухую чистую ступку не растирая. Происходит ли изменение окраски? Энергично разотрите пестиком кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавьте несколько капель воды; обратите внимание на изменение окраски. Объясните опыт. Напишите уравнение реакции.

### **Опыт 4. Влияние освещения на скорость химической реакции (фотохимические реакции)**

Слейте в стакан по 50 мл следующих растворов: нитропруссид натрия, тиомочевины и насыщенного раствора  $NaHCO_3$ . После перемешивания раствор разделите на две части и перелейте в сосуды с плоскопараллельными стенками. Один из них поставьте под яркий свет, и наблюдайте за изменением окраски на фоне белого листа бумаги.

Через 1-2 минуты раствор, находящийся в лучах яркого источника света, становится синим, что указывает на протекание реакции. Другая, не освещенная часть раствора не меняет окраски.

### ***Контрольные вопросы***

1. Каким образом на скорость химической реакции влияют температура, концентрация и степень измельчения реагентов?

**Лабораторная работа №4**  
**ФОТОМЕТРИЧЕСКИЕ ИЗУЧЕНИЕ КИНЕТИКИ РАЗЛОЖЕНИЯ**  
**КОМПЛЕКСНОГО ИОНА ТРИОКСАЛАТА МАРГАНЦА**

**Цель работы:** измерение изменения во времени оптической плотности раствора комплексного иона триоксалата марганца, определение константы скорости и энергии активации.

**Оборудование и реактивы:** секундомер термометр, КФК-2, колбы на 50 мл, мерные цилиндры, водяная баня, 0,01 М раствор перманганата калия. 0,1 М сульфата марганца (II), 0,1 М щавелевой кислоты.

***Теоретические положения***

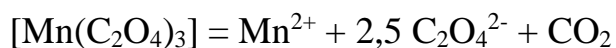
Фотометрический метод изучения кинетики химических реакций удобен тем, что вещество анализируется непосредственно в растворе без отбора и анализа проб. Данный метод исследования применим в тех случаях, когда окраска исходного раствора отличается от окраски смеси продуктов реакции.

Определения основаны на сравнении поглощения или пропускания света стандартным и исследуемым окрашенным растворами. Бугера-Ламберта–Бера:

$$D = \varepsilon \cdot l \cdot c$$

$D$  – оптическая плотность раствора;  $\varepsilon$  – молярный коэффициент поглощения;  $l$  – толщина поглощающего слоя, см;  $c$  – концентрация раствора, моль/л.

Одним из примеров таких реакций может служить распад комплексного иона триоксалата марганца, окрашенного в коричневый цвет, до смеси продуктов, которые бесцветны. Распад комплексного иона триоксалата марганца, окрашенного в коричневый цвет, протекает по уравнению



Продукты распада бесцветны. Зависимость скорости реакции от времени подчиняется уравнению первого порядка. Константу скорости при данной температуре рассчитывают по формуле (1):

$$k = \frac{1}{t} \ln \left( \frac{a}{a-x} \right) \quad (1)$$

Где  $a$ - начальная концентрация исходного вещества;  $x$  – количество исходного вещества, израсходованного к моменту времени  $t$ ;  $(a - x)$  – текущая концентрация реагирующего вещества.

Если вместо концентрации реагента измерять оптическую плотность системы, то константа скорости будет рассчитываться по уравнению (2).

$$k = \frac{2,3}{t} \lg \frac{\varepsilon_0}{\varepsilon_t} \quad (2)$$

где  $\varepsilon_0$ ,  $\varepsilon_t$  - оптическая плотность раствора соответственно в начальный момент и в момент времени  $t$ .

### ***Выполнение работы***

Подготовить прибор к работе. Измерения проводить с синим светофильтром (в области 440-495 нм). Смешать 5 мл раствора сульфата марганца и 35 мл раствора щавелевой кислоты. Затем взять 20 мл бесцветной смеси и добавить 5 мл раствора перманганата калия. Быстро образуется коричневая комплексная соль.

Поместить ее в 10-миллиметровую кювету и начать измерения. За начало опыта принять первое измерение, в этот момент включить секундомер. Измерять через 1, 2 и 4 минуты. Закончить измерения, когда оптическая плотность снизится до 0,1. Измерить и записать температуру раствора. Во избежание нагрева раствора держать закрытыми шторы на пути лучей между измерениями.

Результаты оформить в виде таблицы 5. Вычислить значение  $k_t$  уравнению (2) для всех значений  $t$ , а затем – среднее арифметическое значение полученных констант  $k_{cp}$ .

Таблица 5 – Изменение оптической плотности раствора

Время $\tau$	$\varepsilon_t$	$\lg \varepsilon_t$	$k_t$
0			
1			
3			
7			

Построить график в координатах  $\lg \varepsilon_t$  и  $\tau$ . По графику рассчитать среднюю константу скорости:  $k_{cp} = -2,3 \operatorname{tg} \beta$  (где  $\alpha$  – угол наклона прямой).

Преобразования формулы (2) приводит к уравнению прямой (3):

$$\lg \varepsilon_t = \lg \varepsilon_0 + k_t / 2,3 \cdot \tau \quad (3)$$

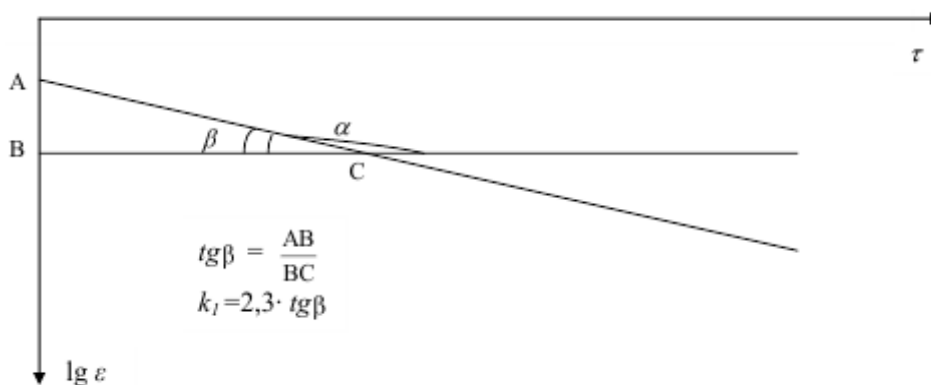


Рис. 5. График для определения константы скорости

Повторить опыт при температуре  $T + 10^\circ$ . Рассчитать энергию активации по формуле:

$$E_a = \frac{R(\ln K_2 - \ln K_1)}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}}$$

### **Контрольные вопросы**

1. Что такое оптическая плотность?
2. Почему, измеряя оптическую плотность раствора, можно сделать вывод о скорости реакции?

## Лабораторная работа №5

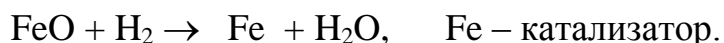
### КАТАЛИЗ

**Цель работы:** ознакомиться с различными видами катализа и катализаторами.

**Оборудование и реактивы:** 3%  $\text{H}_2\text{O}_2$ , кристаллические  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ , растворы  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NCS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ , 1% раствор гидрохинона на дистиллированной прокипяченной воде, картофель, набухшие семена сои, пластмассовые терки, марля, пробирки, шпатель, микропипетки, водяная баня.

#### **Теоретические положения**

*Катализ* – явление изменения скорости реакции или возбуждения ее под действием веществ, называемых *катализаторами*, которые, участвуя в процессе, к концу реакции остаются химически неизменными. Катализ принято называть положительным, когда катализатор увеличивает скорость реакции и отрицательным, когда катализатор уменьшает скорость реакции. Реакции, которые каталитически ускоряются продуктами, получаемыми в этой реакции, называются *автокаталитическими (самоускоряющимися)*. Скорость этих реакций возрастает во времени:



*Ингибиторы* замедляют реакцию. Если ингибитор тормозит окисление, то его называют *антиоксидантом*. Например, прогорканию жиров препятствуют лимонная и аскорбиновые кислоты. Добавление витамина Е в жиры повышает их стойкость к прогорканию.

Катализатор активно участвует в элементарном акте реакции. Он образует активированный комплекс с реагирующим веществом. После каждого химического акта он регенерируется и может вступать во взаимодействие с новыми молекулами реагирующих веществ. Для реакции  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$  в присутствии катализатора К:



Участие катализатора не отражается на ее стехиометрическом уравнении, но скорость реакции прямо пропорциональна количеству катализатора.

Катализаторы могут возбуждать реакцию или изменять ее скорость, но не предел ее протекания в данных условиях, то есть они не изменяют состояния равновесия, а лишь облегчают или затрудняют его достижение. Катализаторы всегда изменяют значение энергии активации реакции (уменьшают при положительном катализе).

При *гомогенном катализе* реагирующие вещества и катализатор находятся в одной фазе.

Например, реакция термического разложения ацетальдегида



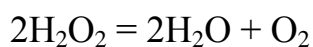
*Ферментативный катализ.* Ферменты – это биологические катализаторы, являющиеся продуктами жизнедеятельности живых организмов и ускоряющие биохимические процессы.

При *гетерогенном катализе* катализатор образует самостоятельную фазу, отделенную границей раздела от фазы, в которой находятся реагирующие вещества. Например, при производстве твердых жиров (маргарина) из жидких масел гидрирование над катализатором Ni+Cu или Ni+Al. При гетерогенном катализе реакция протекает на поверхности катализатора. Площадь поверхностного слоя и строение катализатора определяют его активность.

### ***Выполнение работы***

#### **Опыт 1. Активность различных катализаторов в реакции разложения пероксида водорода**

Разложение пероксида водорода проходит по уравнению реакции:



Основная расчетная формула:  $r = \frac{100}{t}$ ,

где  $r$  – условная скорость реакции,  $\text{с}^{-1}$ ;  $t$  – время протекания реакции,

В три пробирки налейте по 1 мл 3% раствора перекиси водорода и добавьте по несколько кристаллов катализаторов:  $K_2Cr_2O_7$ ,  $FeCl_3$ ,  $KI$ . Результаты наблюдений оформите в виде таблицы.

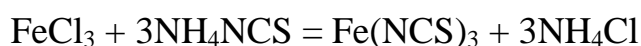
Таблица 6 – Эффективность действия катализаторов на разложение перекиси

Катализатор	Относительная скорость выделения пузырьков газа	Изменение окраски раствора	Время протекания реакции $t$ , с	Условная скорость реакции $r$ , $c^{-1}$
$K_2Cr_2O_7$				
$FeCl_3$				
$KI$				

Сравнить эффективность действия данных катализаторов. Расположить их в убывающий ряд по активности.

### Опыт 2. Каталитическое восстановление ионов железа (III)

В две пробирки налить по 10 капель раствора роданида аммония и по 1 капле хлорида железа (III). Наблюдать изменение окраски. Уравнение реакции получения роданида железа (III):



красный

В одну пробирку внести 1 каплю раствора сульфата меди, затем одновременно в обе пробирки добавить по 10 капель тиосульфата натрия (предварительно приготавливаем его в двух других пробирках). Наблюдать изменение окраски в пробирке 1 в оранжевый цвет, в пробирке 2 – сначала в красный, затем в оранжевый.

Уравнение реакции восстановления ионов железа (III):



красный

бесцветный

Отметьте влияние присутствия ионов  $Cu^{2+}$  на скорость реакции восстановления  $Fe^{3+}$ .

### **Опыт 3. Изучение распределения каталазы в намоченных семенах сои и влияния температуры на активность фермента (с элементами НИР)**

Каталаза - это фермент, катализирующий разложение пероксида водорода с образованием кислорода, выделяющегося в виде пузырьков газа. Пероксид водорода образуется в растительных и животных клетках в качестве побочного продукта метаболизма. Соединение это токсично для клеток и каталаза обеспечивает эффективное его удаление.

Убедитесь в наличии каталазы. Для этого разомните одно набухшее семя сои и нанесите на него несколько капель пероксида водорода. Снимите с боба кожуру и проверьте на каталазу по отдельности кожуру и семядоли.

Поставьте две пробирки с дистиллированной водой на водяную баню с температурой 38 °С. Прокипятите на пламени спиртовки в отдельной в пробирке с водой три боба сои, затем поместите их в одну из пробирок на водяной бане. В другую пробирку на водяной бане положите три семени сои, не подвергавшиеся кипячению. Выдержите пробирки на водяной бане в течение 7 - 10 минут. Проверьте каждое из семян сои на каталазную активность. Повторите этот же эксперимент при 50, 60, 70, 80 и 100 °С. Зафиксируйте наблюдения и объясните полученные результаты.

### **Опыт 4. Обнаружение пероксидазы в соке клубня картофеля (с элементами НИР)**

Пероксидаза относится к группе ферментов оксидаз. По химической природе это гемопротеид, который с помощью перекиси водорода катализирует дегидрирование различных субстратов, например, фенолов, которые при окислении превращаются в хиноны. Пероксидаза широко распространена в растительных тканях.

Клубни картофеля измельчить на пластмассовой терке и из полученной массы через марлю отжать сок, который богат пероксидазой. В три пробирки налить по 5 мл 1% раствора гидрохинона, приготовленного на прокипяченной дистиллированной воде. В первую пробирку добавить по

1 мл 3% раствора перекиси водорода и картофельного сока, во вторую — внести только перекись водорода, а в третью — сок клубня картофеля.

Интенсивное побурение наблюдается только в первой пробирке, где происходит окисление гидрохинона в хинон за счет кислорода перекиси (при участии пероксидазы).

Во второй пробирке окраска раствора почти не изменяется, но при длительном стоянии может появиться слабое побурение, так как гидрохинон окисляется кислородом, образующимся при спонтанном разложении перекиси водорода.

Медленное побурение может наблюдаться и в третьей пробирке за счет окисления гидрохинона кислородом воздуха при участии полифенолоксидазы, также в небольшом количестве содержащейся в соке клубня картофеля.

Результаты наблюдений записать в таблицу 7, на их основании сделать вывод о характере действия фермента пероксидазы.

Таблица 7 – Определение наличия пероксидазы

Варианты	Состав смеси в пробирках			Окраска раствора в пробирках
	гидрохинон	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	сок клубня	
1	+	+	+	
2	+	+	-	
3	+	-	+	

### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое автокаталитические реакции?
2. Чем гомогенный катализ отличается от гетерогенного?
3. В чём отличительные особенности ферментативного катализа?

## Лабораторная работа №6

### ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ ЗАМЕРЗАНИЯ АНТИФРИЗА

**Цель работы:** определить температуру замерзания антифриза; на практике убедиться, что растворы замерзают при температурах ниже, чем температура замерзания чистого растворителя.

**Оборудование и реактивы:** криостат, раствор антифриза

#### **Теоретические положения**

Обменные процессы в живых организмах, а также большинство процессов в промышленности и сельском хозяйстве протекают в водных растворах, что предопределяет необходимость знания характеристик и законов, лежащих в основе их описания.

Антифризы (жидкости, замерзающие при отрицательных температурах) применяются в системах охлаждения автомобильных, авиационных и тракторных двигателей при температуре окружающего воздуха от  $-75$  до  $0^\circ \text{C}$ . Они должны удовлетворять следующим требованиям: иметь высокую теплопроводность, низкую температуру замерзания, не вызывать коррозию металлических деталей в системе охлаждения, быть негорючими, неядовитыми и дешевыми. Антифризы получают путем растворения в воде некоторых органических веществ (например, этиленгликоля, глицерина, этанола и др.) и антикоррозийных добавок.

Действие антифризов связано с криоскопическим законом Рауля, согласно которому понижение температуры замерзания (кристаллизации) раствора  $\Delta T_{\text{зам}}$  по сравнению с чистым растворителем прямо пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества:

$$\Delta T_{\text{зам}} = T^\circ - T_{\text{р-ра}} \quad \Delta T = K \frac{g \cdot 1000}{M \cdot G}$$

где  $T^\circ$  - температура замерзания чистого растворителя;  $T_{\text{р-ра}}$  – температура замерзания раствора;  $g$  – масса растворенного вещества, г;  $M$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;  $G$  – масса растворителя, г;  $K$  – криоскопическая постоянная (для воды  $K = 1,86 \text{ K} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$ ).

### **Выполнение работы**

Для определения температуры замерзания применяют прибор, называемый криостатом. Его схема приведена на рисунке 6.

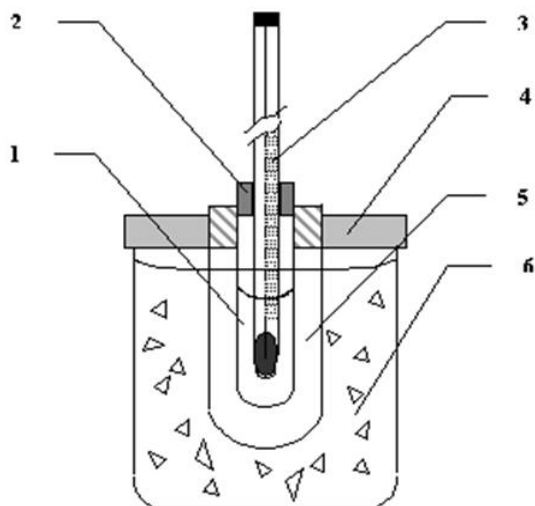


Рис. 6. Схема криостата

Криостат представляет собой толстостенный стакан, наполненный охлаждающей смесью. Стеклянная широкогорлая пробирка 1 предназначена для растворителя и раствора. Пробирку закрывают пробкой 2, в которую вставляют термометр 3 (в исходном варианте экспериментальной установки предполагается использование термометра Бекмана, но в нашей

работе достаточным является применение химического термометра с точностью  $0,01^{\circ}\text{C}$ ). При помощи резиновой прокладки 4 пробирку помещают в воздушную стеклянную муфту 5, которую погружают в криостат 6 с охлаждающей смесью. В качестве охлаждающей смеси используется раствор хлорида натрия.

Для проведения эксперимента следует достать из прибора пробирку (1), вынуть пробку с термометром и мешалкой (2) и налить в пробирку  $10\text{ см}^3$  исследуемого раствора. Закрывать пробирку пробкой с термометром и мешалкой и тщательно перемешать раствор. Опустить пробирку с раствором в охлаждающую смесь и, непрерывно помешивая мешалкой раствор, наблюдать за изменением его температуры.

Начиная примерно с  $+4^{\circ}\text{C}$ , отмечать показания термометра через каждые 10 секунд. Полученные данные занести в таблицу 8.

Температурные данные опыта

$\tau, \text{с}$	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$T, \text{°C}$										

Построить график зависимости изменения температуры раствора от времени – кривую охлаждения

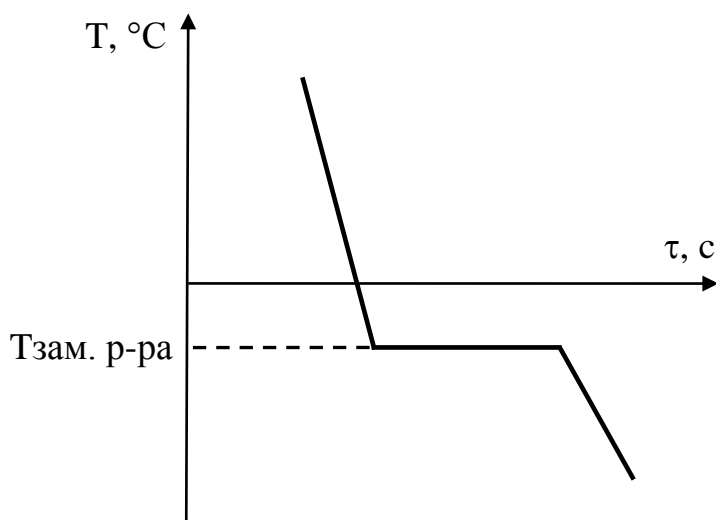


Рис. 7. Кривая охлаждения

Определить по графику температуру замерзания раствора.

Используя криоскопический закон Рауля, рассчитать теоретическую температуру замерзания раствора антифриза. Растворенное вещество и его концентрацию называет преподаватель. Температуру замерзания чистой воды (растворителя) принять равной  $0\text{°C}$ .

### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое антифриз и каким требованиям он должен удовлетворять?
2. На чем основано действие антифризов?
3. Как формулируется и математически записывается криоскопический закон Рауля?
4. Почему раствор закипает при более высокой температуре, а замерзает при более низкой по сравнению с чистым растворителем?

**Лабораторная работа №7**  
**ОСМОТИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ В РАСТИТЕЛЬНОЙ КЛЕТКЕ**  
**(ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА)**

**Цель работы:** изучить формы плазмолиза на препарате эпидермиса лука.

**Оборудование и реактивы:** лук (*Allium cepa* L.), эпидермис; 1М раствор  $KNO_3$ ; 1М раствор  $Ca(NO_3)_2$ ; предметные и покровные стекла; скальпель, бритва; препаровальные иглы; фильтровальная бумага; микроскоп.

**Теоретические положения**

Все биологические мембраны являются полупроницаемыми, одни вещества (воду, газы) они пропускают, а другие (крупные заряженные молекулы, к примеру, глюкозу) — нет. Избирательность транспорта веществ через мембрану считается одним из признаков жизни на клеточном уровне.

Избирательность транспорта через проницаемую мембрану ведет к возникновению в клетке осмотических явлений. *Осмотическими* называют явления, происходящие в системе, состоящей из двух растворов, разделенных полупроницаемой мембраной. В растительной клетке роль полупроницаемых пленок выполняют: плазмалемма — мембрана, разделяющая цитоплазму и внеклеточную среду, и тонопласт — мембрана, разделяющая цитоплазму и клеточный сок, представляющий собой содержимое вакуоли.

*Осмоз* — диффузия воды через полупроницаемую мембрану из раствора с низкой концентрацией растворенного вещества в раствор с высокой концентрацией растворенного вещества.

Давление, при котором диффузия жидкости прекращается, называется *осмотическим давлением*. Описанным образом осмотическое давление измеряется для раствора, к которому прикладывается давление (то есть в описанном примере измерено осмотическое давление раствора с большей

начальной концентрацией соли). Осмотическое давление — очень важная величина, характеризующая осмос.

В физической химии осмотическое давление обозначается буквой  $\pi$  и вычисляется по простой формуле:

$$\pi = CRT,$$

где  $C$  — концентрация раствора,  $R$  — универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/(К·моль);  $T$  — абсолютная температура (К).

При постоянной температуре осмотическое давление раствора зависит только от его концентрации, причем зависимость линейная: чем больше концентрация соли (или другого *осмотически активного вещества*, не проходящего через полупроницаемую мембрану) в растворе, тем больше его осмотическое давление.

Если осмотическое давление раствора больше, чем давление исследуемой жидкости, раствор называют *гипертоническим*; если меньше — *гипотоническим*, если такое же — *изотоническим*.

Осмотическое давление жидкостей живых организмов может быть очень значительным. К примеру, осмотическое давление жидкостей человеческого тела в среднем равно семи (!) атмосферам. Именно за счет осмотического давления вода из корней деревьев доходит до листьев.

*Тургор растительной клетки.* Если поместить взрослые клетки растений (в составе ткани, к примеру, эпидермиса) в гипотонические условия, они не лопнут, поскольку каждая клетка растения окружена более или менее толстой клеточной стенкой. Она служит ригидной структурой, не позволяющей притекающей воде разорвать клетку. Давление протопласта изнутри на клеточную стенку называется *тургорным давлением*. Оно препятствует дальнейшему поступлению воды в клетку. Состояние внутреннего напряжения клетки, обусловленное высоким содержанием воды и развивающимся давлением содержимого клетки на её оболочку, называется *тургор*.

Клетки растений обычно находятся в гипотонических условиях, поскольку их содержимое богато осмотически активными веществами, большая часть которых (органические кислоты, сахара, соль, низкомолекулярные пигменты) входят в состав клеточного сока, расположенного внутри вакуоли.

*Тургор* — показатель оводнённости и состояния водного режима растений. Снижением тургора сопровождаются процессы, увядания и старения клеток. За счет тургора органы растений находятся в выпрямленном, упругом состоянии. Увядание растения — понижение тургорного давления его клеток.

Под *плазмолизом* понимается отделение протопласта клетки от оболочки под действием на клетку гипертонического раствора. Он характерен, главным образом, для клеток растений, обладающих жесткой клеточной стенкой.

При помещении клетки в раствор, концентрация осмотически активных веществ в котором больше, чем в клеточном соке, — скорость диффузии воды из клеточного сока будет превышать скорость ее диффузии в клетку извне. Вследствие выхода воды из клетки объем клеточного сока сокращается, тургор уменьшается. Уменьшение объема клеточной вакуоли сопровождается отделением цитоплазмы от оболочки. В процессе плазмолиза протопласт теряет воду, уменьшается в размерах и отделяется от клеточной стенки.

Плазмолиз чаще всего исследуют на препаратах, в которых клетки расположены в один или несколько слоев и удобны для изучения. К таким препаратам можно отнести кожицу лука, листья элодеи, эпидермис листьев высших растений.

В зависимости от вязкости цитоплазмы, от разницы между осмотическим давлением клетки и внешнего раствора, а, следовательно, от скорости и степени потери воды цитоплазмой, различают плазмолиз *выпуклый, вогнутый, судорожный и колпачковый*.

### Выполнение работы

Взять два чистых предметных стекла, капнуть на одно из них 1М  $KNO_3$  на другое — 1М  $Ca(NO_3)_2$ , в каждую каплю поместить кожицу лук, накрыть покровным стеклом. Через пять-десять минут рассмотреть препараты под микроскопом, сначала на малом (окуляр  $\times 15$ , объектив  $\times 8$ ), потом на большом (окуляр  $\times 15$ , объектив  $\times 40$ ) увеличении. Найти участки с плазмолизированными клетками, зарисовать клетки в состоянии плазмолиза.

В растворе нитрата калия возникает главным образом выпуклый плазмолиз (рис. 8 Г), в растворе нитрата кальция — судорожный плазмолиз (рис. 8 Д). Ион калия (очень медленно по сравнению с водой проходящий через мембрану за счет наличия калиевых каналов) уменьшает вязкость цитоплазмы, способствуя ее отделению от клеточной стенки, вследствие чего возникает выпуклый плазмолиз. Ион кальция, напротив, повышает вязкость цитоплазмы, увеличивая силы ее сцепления с клеточной стенкой, что вызывает преимущественно судорожный плазмолиз. Оба описанных вида плазмолиза обычно предваряются вогнутым плазмолизом.

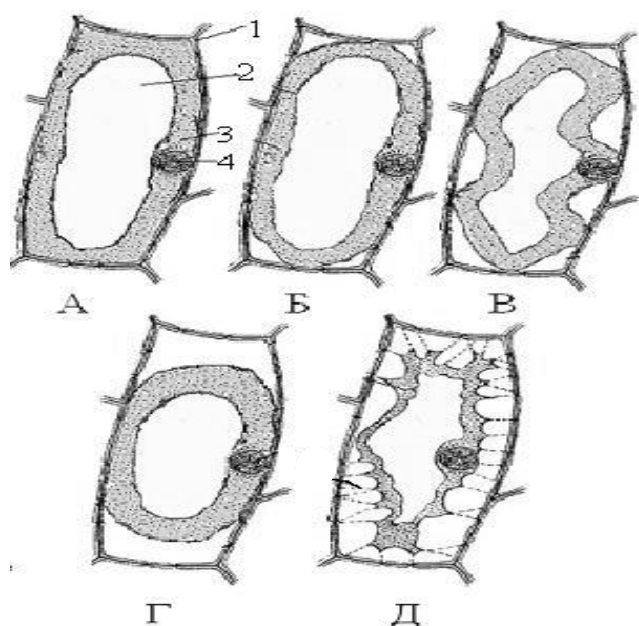


Рис. 8 Плазмолиз растительной клетки: А — клетка в состоянии тургора; Б — угловатый; В — вогнутый; Г — выпуклый; Д — судорожный. 1 — оболочка, 2 — вакуоль, 3 — цитоплазма, 4 — ядро.

Сделать вывод.

## Лабораторная работа №8

### АДСОРБЦИЯ И ДЕСОРБЦИЯ. ИЗБИРАТЕЛЬНОСТЬ АДСОРБЦИИ

**Цель работы:** качественно проследить адсорбцию и возможность обратного процесса десорбции; избирательность адсорбции.

**Оборудование и реактивы:** пробирки, воронки, фарфоровые ступки с пестиком, фильтры, активированный уголь, разбавленные растворы (0,05%) фуксина, метиленового синего, дихромата калия, нитрата свинца, эозина (или флуоресцеина), ацетон; 0,1М  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; 0,1М и 2М растворы  $\text{NaOH}$ ; 2М раствор соляной кислоты, этанол, каолин, белые шерстяные нитки, 0,02 н раствор нитрата кальция, 0,1 н оксалат аммония; 2 % спиртовой раствор фенолфталеина, этиловый спирт, бензин, дистиллированная вода, хроматографическая колонка, заполненная сухим крахмалом, свежие или высушенные зеленые листья.

#### **Теоретические положения**

Особенности состояния поверхностных слоев определяют и такой физико-химический процесс, как *сорбция* – поглощение газов или растворенных веществ твердыми материалами или жидкостями.

Вещества-поглотители называют *сорбентами*, поглощаемые газы или растворимые вещества – *сорбатами* или *сорбтивами*.

*Абсорбцией* называют процесс поглощения газа или растворимого вещества всем объемом твердого тела или жидкости. Проникновение поглощаемого вещества осуществляется путем диффузии.

*Адсорбция* – самопроизвольное концентрирование вещества на твердой или жидкой поверхности раздела фаз.

Адсорбируемое вещество называют адсорбатом, адсорбирующее – адсорбентом. Адсорбция – поверхностный процесс, который осуществляется

за счет межмолекулярных сил взаимодействия Ван-дер-Ваальса, водородных связей и электростатического взаимодействия.

Адсорбция зависит не только от природы поглотителя, но и от природы поглощаемого вещества. Когда в растворе содержится не одно, а несколько веществ, то они будут адсорбироваться поглотителем в соответствии с их адсорбционной способностью. Однако если сначала адсорбируется одно адсорбционно-активное вещество, а затем в раствор добавляют другое, более адсорбционно-активное, то происходит вытеснение первого вещества вторым. При этом соотношение количества адсорбированных поглотителем веществ будет соответствовать их адсорбционной активности. Например, катионы тяжелых металлов адсорбируются лучше, чем катионы такой же валентности легких металлов.

Типичным примером адсорбентов, проявляющих обменную адсорбцию, могут служить природные цеолиты (водные алюмосиликаты натрия и кальция) или искусственные пермутиты того же состава. Они хорошо поглощают ионы кальция и магния, выделяя в раствор эквивалентное количество ионов натрия. Это свойство цеолитов и пермутитов широко используют для уменьшения так называемой жесткости воды.

### ***Выполнение работы***

#### **Опыт 1. Вытеснение с поверхности адсорбента одного вещества другим**

В три конические колбы на 200—300 мл, перенумерованные восковым карандашом, наливают пипеткой по 20 мл 0,1 н. раствора уксусной кислоты. В колбы 1 и 2 добавляют по 20 мл дистиллированной воды, а в колбу 3—20 мл ацетона. Колба 1 — контрольная. В колбы 2 и 3 вносят точно по 1,0 г животного угля и взбалтывают жидкость в каждой колбе в течение 5 мин.

За первыми тремя колбами ставят предварительно перенумерованные три такие же колбы с воронками и сухими фильтрами и отфильтровывают в них содержимое колб первого ряда (из первой колбы в первую, из второй во вторую и т.д.). Убирают первые три колбы в сторону, на их место ставят три

маленькие колбы (1, 2, 3) и пипеткой переносят в них по 10 мл фильтратов в том же порядке (из первой в первую и т.д.). Наливают в бюретку 0,1 н. раствор едкого натра. В каждую из трех колб с фильтратами вносят по две капли фенолфталеина и титруют уксусную кислоту.

Таблица 9 – Форма записи результатов наблюдений

Содержимое колб	№ колбы		
	1	2	3
Взято 0,1 н. раствора уксусной кислоты, <i>мл</i>	20	20	20
Добавлено воды, <i>мл</i>	20	20	-
Добавлено ацетона, <i>мл</i>	-	-	20
Внесено в раствор угля, <i>г</i>	-	1	1
Израсходовано на титрование 0,1 н. раствора едкого натра, <i>мл</i>			
Число <i>мл</i> 0,1 н. раствора NaOH, отвечающее адсорбированной углем кислоте (по разности между первой и остальными колбами)			
Количество адсорбированной уксусной кислоты в колбах 2 и 3 (за 100% принимается число миллилитров NaOH, пошедшее на титрование кислоты в колбе 1)			

Отмечают число миллилитров раствора едкого натра, пошедшее на каждое титрование.

### **Опыт 2. Избирательность адсорбции кислых и основных веществ**

Избирательность адсорбции можно проследить на адсорбции кислых и основных красок каолином. Для этого в пробирки соответственно наливают по 5 мл разбавленных растворов эозина (или флуоресцеина) и метиленового синего. В каждую пробирку вносят по 0,5 г каолина, взбалтывают и фильтруют. Эозин не адсорбируется каолином, а метиленовый синий адсорбируется.

### **Опыт 3. Зависимость адсорбции от pH среды**

Окрашивание шерсти в разных средах может служить примером избирательной адсорбции. В три пробирки наливают соответственно по 10 мл 0,05% раствора метиленового синего, только во вторую прибавляют 10 капель 2М раствора соляной кислоты, а в третью - 10 капель 2М раствора гидроксида натрия. В каждую пробирку вносят по несколько белых шерстяных ниток, оставляют их на 20-30 минут при комнатной температуре, а затем нити тщательно отполаскивают в воде. Шерсть окрашивается в щелочном растворе, слабо – в нейтральном и не окрашивается в кислом. Какой электрический заряд имеет шерсть (белок) в кислом и щелочном растворах? Окрасится ли шерсть в кислом и щелочном растворе кислой краской, например эозином? Проверьте.

### **Опыт 4. Адсорбция углем различных веществ из растворов**

В две пробирки наливают по 10 мл 0,05% раствора нитрата свинца. В первой пробирке при действии раствором  $K_2Cr_2O_7$  образуется объемистый осадок  $PbCrO_4$ . Во вторую пробирку вносят 0,5 г активированного угля, взбалтывают 5 мин, фильтруют в чистую пробирку; при действии на фильтрат бихромата калия осадок не образуется. Следовательно, вследствие адсорбции, ионов свинца в растворе практически нет.

В две другие пробирки наливают до половины 0,02 н. раствор нитрата кальция. В отсутствие активированного угля ионы кальция обнаруживают реакцией с оксалатом аммония; после обработки раствора активированным углем ионов кальция не окажется.

### **Опыт 5. Разделение пигментов хлорофилла методом адсорбционной хроматографии (с элементами НИР)**

Разотрите в ступке с песком свежие или высушенные зеленые листья (лучше всего крапивы). В обычную пробирку поместите слой листьев (1-2 см), смочите 3-5 каплями этилового спирта и оставьте, слегка встряхивая, на 3-4 минуты. Затем в пробирку добавьте бензин, покрыв им листья. Спирт хорошо экстрагирует хлорофилл из листьев, после встряхивания

бензиновый раствор приобретает темно-зеленую окраску. По стенке прилейте дистиллированную воду в пробирку.

Всплывший бензиновый слой слейте в чистую пробирку и снова промойте его водой от спирта, слегка встряхивая пробирку. Спирт мешает разделению компонентов на колонке.

На дно хроматографической колонки (длиной 8-9 см и диаметром 1 см) поместите ватный тампон слоем около 0,5 см, заполните ее сухим крахмалом, внося небольшими порциями и уплотняя легкими постукиваниями колонки о стол. Колонка должна быть равномерно заполнена на 2/3, без пустот, и закреплена в вертикальном положении.

Несколько капель (8-10) бензинового экстракта внесите пипеткой в верхнюю часть колонки, стараясь не допустить попадания воды. При перемещении экстракта вдоль колонки идет разделение на адсорбционные слои (первичная хроматография). Хроматограмму проявите, добавляя сверху чистый бензин. Он увлекает с собой разделяемые вещества по степени их адсорбируемости. Основные пигменты зеленого листа располагаются сверху вниз следующим образом: I - желтая (ксантофилл в); II - желто-зеленая (хлорофиллин в); III - сине-зеленая (хлорофиллин а); IV - желтая (ксантофилл); V - желтая (ксантофилл а); VI - желтая (ксантофилл а); VII - красная (каротин).

Ксантофиллы слабо адсорбируются, а каротин на крахмале не адсорбируется совсем.

### ***Контрольные вопросы***

1. Объяснить, почему в опыте 1 при одинаковой концентрации уксусной кислоты процент адсорбированной кислоты в колбах 2 и 3 различен.
2. Сравнить различную адсорбируемость катионов тяжелых и легких металлов.

## Лабораторная работа №9

### АДСОРБЦИЯ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ ПОЧВОЙ. ПОЛУЧЕНИЕ ИЗОТЕРМЫ АДСОРБЦИИ (ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА)

**Цель работы:** изучить процесс адсорбции на границе жидкой и твёрдой фазы. Построить изотерму адсорбции. Определить количество уксусной кислоты, адсорбированное почвой.

**Оборудование и реактивы:** шесть колб на 250 мл с пробками, шесть конических колб на 250 мл без пробок, пипетка на 50 мл, пипетка на 25 мл, пипетка на 10 мл, пипетка на 5 мл, пипетка на 2 мл, пипетка на 1 мл, бюретка на 50 мл с делениями в 0,1 мл, шесть воронок для фильтрования, фильтровальная бумага, животный уголь, растворы: 2 М  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , 0,1 М  $\text{NaOH}$ , фенолфталеин (индикатор), устройство для перемешивания растворов.

#### **Теоретические положения**

Величину адсорбции ( $\Gamma$ ) принято выражать количеством адсорбированного вещества ( $x$ ) на единицу поверхности ( $\text{моль}/\text{м}^2$ ) или на единицу массы ( $\text{моль}/\text{кг}$ ) адсорбента (на практике так же используется величина удельной адсорбции - число грамм адсорбата на единицу массы адсорбента), то есть

$$a = \frac{x}{S} \quad \text{или} \quad a = \frac{x}{m}$$

Чем больше поверхность адсорбента, тем лучше адсорбируется вещество. Любые гетерогенные процессы, например, разложение или образование твердого химического соединения, растворения твердых тел, газов и жидкостей, испарение, возгонка, а также важные процессы гетерогенного катализа и электрохимические процессы, проходят через *поверхности раздела*: "твердое тело-газ", "твердое тело-жидкость", "жидкость-жидкость" или "жидкость-газ".

### **Выполнение работы**

Приготовить растворы уксусной кислоты с разной концентрацией. Для этого в сухие колбы емкостью 100 мл отмерить следующие количество 0,4 Н уксусной кислоты и воды:

Таблица 10 – Варианты концентрации растворов

№ раствора	V кислоты, мл	V H <sub>2</sub> O, мл
1	50	0
2	40	10
3	30	20
4	20	30

Определить концентрацию ( $C_0$ ) каждого раствора до адсорбции объемным методом. Раствор оттитровать 0,1 н раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина до слабо розового окрашивания. Для титрования отбирать по 5 мл раствора из колб № 1, № 2, и по 10 мл раствора, из колб № 3, № 4.

Концентрация уксусной кислоты до адсорбции ( $C_0$ ) и после адсорбции ( $C_p$ ) вычислить по формуле:

$$C = \frac{V_{NaOH} \cdot N_{NaOH} \cdot 10^3}{V_{кислоты}} \text{ ммоль/л}$$

Для проведения адсорбции в четыре сухие колбы отобрать по 25 мл растворов уксусной кислоты, добавить в каждую по 1 г измельченной воздушно – сухой почвы, перемешать в течение 10 мин (до установления равновесия). При равновесии концентрация раствора не изменяется.

Суспензию почвы в растворе отфильтровать через сухой фильтр в сухие колбы.

Отбирать пробы фильтрата по 5 мл из фильтрата № 1, № 2 и по 10 мл из фильтрата № 3, № 4. Оттитровать их 0,1 н NaOH в присутствии фенолфталеина до слабого розового окрашивания. Рассчитать равновесную концентрацию  $C_p$ .

Определить количество вещества (а), адсорбированного на границе раздела фаз жидкость – твердое тело:

$$a = \frac{x}{m} \cdot \left( \frac{C_0 - C_p}{1000} \right) \cdot V, \text{ ммоль/г}$$

Результаты приводим в таблице 9:

Таблица 11 – Адсорбция уксусной кислоты почвой

№	До адсорбции			После адсорбции			$\lg C_p$	а, ммоль/г	$\lg a$
	V (мл) CH <sub>3</sub> COOH	V (мл) NaOH	C <sub>0</sub> , ммоль/л	V (мл) CH <sub>3</sub> COOH	V (мл) NaOH	C <sub>p</sub> , ммоль/л			
1	5			5					
2	5			5					
3	10			10					
4	10			10					

Из полученных данных графически найти постоянные уравнения Фрейндлиха:  $\beta$  и  $1/n$ . Для этого прологарифмируем уравнение Фрейндлиха

$$a = \beta \cdot C_p^{1/n} \qquad \lg a = \lg \beta + \frac{1}{n} \lg C_p$$

и построим график зависимости  $\lg a = f(\lg C_p)$ .

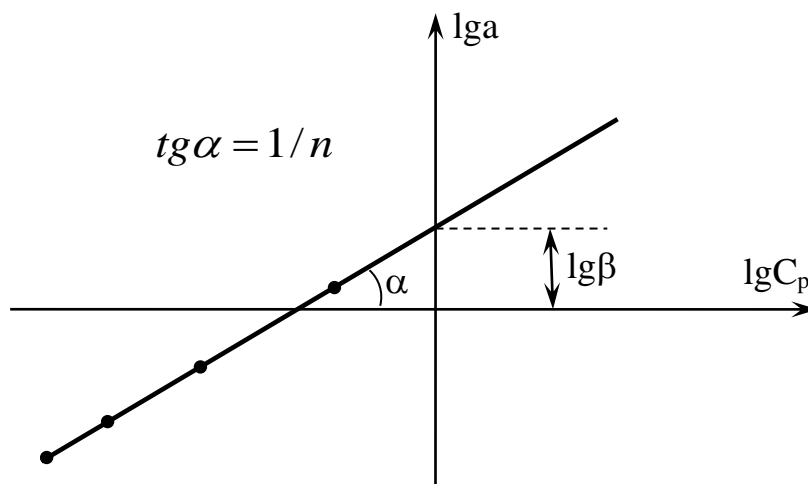


Рис. 9. Изотерма адсорбции Фрейндлиха в логарифмических координатах

В уравнение Фрейндлиха подставить полученные значения  $\beta$  и  $1/n$  и рассчитать величину адсорбции уксусной кислоты почвой.

**Лабораторная работа №10**  
**ПОЛУЧЕНИЕ ЛИОФОБНЫХ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ**  
**МЕТОДОМ КОНДЕНСАЦИИ**

**Цель работы:** освоить методику получения золей методом конденсации. Построить мицеллярные формулы полученных золей.

**Оборудование и реактивы:** 2% раствор канифоли в этиловом спирте, насыщенный раствор серы в этиловом спирте, 2% раствор  $\text{FeCl}_3$ , дистиллированная вода, две конические колбы, две пипетки на 20 мл, две бюретки на 25 мл с делениями в 0,1 мл, 0,05 М раствор  $\text{KI}$ , 0,5 М раствор  $\text{AgNO}_3$ , плоскодонная колба на 50 мл, 0,1% раствор  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , 1% раствор  $\text{CuSO}_4$ , колба на 100 мл, 0,1М раствор  $\text{AgNO}_3$ , 1% раствор  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , 1% раствор танина, 1,5% раствор  $\text{KMnO}_4$ , 1%-ного раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , три стакана на 300 мл, капельная воронка, водяная баня, термометр, стеклянный фильтр, лед, концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ), насыщенный раствор  $\text{NaCl}$ , кристаллический тиосульфат натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

***Теоретические положения***

*Методы конденсации* основаны на образовании частиц в результате конденсации или кристаллизации путем агрегации молекул или ионов.

*Методы химической конденсации* основаны на проведении химических реакций (окислительно-восстановительных, реакций гидролиза, обмена), сопровождающихся образованием нерастворимых или плохо растворимых веществ. Основными условиями образования золей являются малые концентрации реагирующих веществ и для реакции между растворенными веществами – избыток одного из реагентов, который необходим как стабилизатор коллоидной системы.

*Замена растворителя.* Этот метод относится к физической конденсации. Растворенное вещество, находящееся в молекулярно – дисперсном раздроблении, переводят в коллоидное раздробление. Например,

сера хорошо растворяется в спирте и нерастворима в воде. При добавлении к спиртовому раствору серы воды происходит резкое понижение растворимости серы, в результате чего образуется коллоидный раствор. Этим же методом получают гидрозоль канифоли, холестерина.

### ***Выполнение работы***

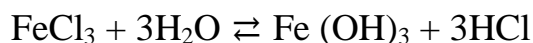
#### **Опыт 1. Получение гидрозоль серы и канифоли**

Сера и канифоль растворяются в этиловом спирте, образуя истинный раствор. В воде сера и канифоль практически нерастворимы, поэтому при добавлении воды к их спиртовому раствору молекулы конденсируются в более крупные агрегаты.

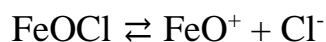
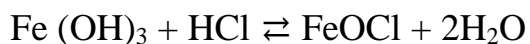
Насыщенный раствор серы в абсолютном спирте вливают по каплям в дистиллированную воду при взбалтывании. Получается молочно- белый опалесцирующий золь. 5-10 мл 2% спиртового раствора канифоли добавляют по каплям при энергичном взбалтывании к 100 мл дистиллированной воды. Образуется молочно- белый довольно устойчивый золь.

#### **Опыт 2. Получение золя гидроксида железа (III) методом гидролиза**

Реакция получения гидроксида железа (III) идет по схеме



Поверхностные молекулы агрегата  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  вступают в химическую реакцию с  $\text{HCl}$ , образуя оксохлорид железа, способный диссоциировать на ионы



Последние адсорбируются на поверхности мелких частиц  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , образуя водный поверхностный слой мицеллы, что и обеспечивает устойчивость водной дисперсии коллоидного гидроксида железа.

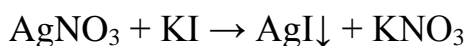
100 мл дистиллированной воды нагревают до кипения. Затем в кипящую воду по каплям добавляют 5-10 мл 2% раствора  $\text{FeCl}_3$ . Получают

коллоидный раствор гидроксида железа (III) интенсивного красно-коричневого цвета. Напишите формулу мицеллы и определите заряд золя.

### **Опыт 3. Получение золя иодида серебра (реакция двойного обмена)**

Галогениды серебра очень трудно растворимы в воде, за исключением  $\text{AgF}$ , и при смешении  $\text{AgNO}_3$  и хорошо растворимой соли галогена обычно выпадают в осадок. Однако если смешивать разбавленные растворы и брать одно вещество в избытке, то соль не выпадет в осадок, а образуется коллоидный раствор. Таким путем можно получить золи йодистого, бромистого и хлористого серебра. Растворимости йодистого, бромистого и хлористого серебра равны соответственно:  $9,7 \cdot 10^{-9}$ ;  $6,6 \cdot 10^{-7}$ ;  $1,25 \cdot 10^{-5}$  моль/л. Устойчивость полученных золь тем больше, чем меньше растворимость вещества, образующего частицы дисперсной фазы, т.е. наиболее устойчивыми будут золи  $\text{AgI}$ .

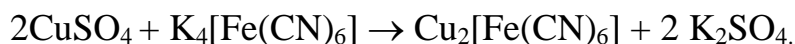
От того, какой из реагентов взят в избытке, зависят строение мицелл и многие физические и химические свойства полученного коллоидного раствора. Если, например, прибавляют  $\text{AgNO}_3$  к  $\text{KI}$  так, чтобы в системе осталось некоторое количество не прореагировавшего  $\text{KI}$ , то получаются золи с отрицательно заряженными частицами. Если же в избытке был взят раствор  $\text{AgNO}_3$ , то частицы золя будут заряжены положительно. В обоих случаях заряд объясняется преимущественной адсорбцией одноименного иона, находящегося в избытке в растворе, окружающем  $\text{AgI}$ . Обычно устойчивость отрицательно заряженных золь  $\text{AgI}$  выше, чем положительно заряженных, это объясняется тем, что  $\text{I}^-$  адсорбируется сильнее, чем ион  $\text{Ag}^+$ .



В одну коническую колбу наливают пипеткой 2 мл раствора  $\text{AgNO}_3$ , а затем из бюретки медленно при сильном взбалтывании добавляют 1,5 мл  $\text{KI}$ , а во вторую колбу 2 мл  $\text{KI}$  и 1,5 мл из бюретки  $\text{AgNO}_3$ . Сравнить внешний вид золь и записать формулы двух мицелл в случае избытка  $\text{KI}$  и  $\text{AgNO}_3$ . Определить знаки зарядов каждого из золь.

**Опыт 4. Получение золя железистосинеродистой меди – гексацианоферрат (II) меди (реакция двойного обмена)**

К 10 мл 0,1%-го раствора  $K_4[Fe(CN)_6]$  приливают 1 мл 1%-го раствора  $CuSO_4$ . Полученный золь имеет коричнево-красный цвет.



Определите знак заряда золя. Напишите формулы мицелл, если в избытке  $CuSO_4$  и  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

**Опыт 5. Получение золя серебра (реакция восстановления)**

Коллоидные растворы можно получать путем восстановления металлов из их соединений. В качестве восстановителей чаще всего используют формальдегид, этиловый спирт, пероксид водорода, танин, гидрохинон и др.

В колбу со 100 мл дистиллированной воды добавляют 1 мл 1 мл 0,1М раствора  $AgNO_3$ , 1-2 капли 1% свежеприготовленного раствора  $K_2CO_3$  и 2-3 капли свежеприготовленного раствора танина. Раствор принимает желто-коричневую окраску, которая при слабом нагревании делается более интенсивной.

**Опыт 6. Получение золя диоксида марганца (реакция восстановления)**

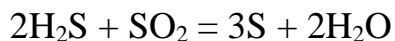
Соль марганца восстанавливают тиосульфатом натрия. Для этого 5 мл 1,5% раствора  $KMnO_4$  разбавляют водой до 50 мл. В разбавленный раствор вводят по каплям 1,5-2 мл 1%-ного раствора  $Na_2S_2O_3$ . Образуется вишнево-красный золь двуокиси марганца.



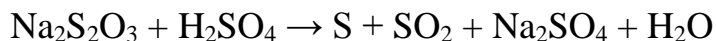
Определить знак заряда частицы. Записать формулу мицеллы. Согласно правилам Фаянса последним ионом, достраивающим кристаллическую решетку ядра частицы и, сообщая ей заряд является ион, введенный в реакцию в избытке (входящий в ядро частицы). В данном случае потенциалопределяющим ионом является  $MnO_4^-$ .

### Опыт 7. Получение гидрозолья серы методом окисления

При окислении сероводорода кислородом воздуха или оксидом серы (IV) сера выпадает в коллоидном состоянии



Практически наиболее удобно получать золь серы из раствора тиосульфата натрия, действуя на него серной кислотой



50 г кристаллического тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  растворяют в 30 мл воды. В стакан на 300 мл прибавляют 38 мл концентрированной серной кислоты ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ). Стакан погружают в мелко истолченный лед, тщательно перемешивают кислоту и медленно приливают к ней из капельной воронки приготовленный раствор тиосульфата натрия (*работать под тягой!*). В результате реакции образуется густая масса бледно-желтого цвета. К ней прибавляют 100 мл воды и нагревают на водяной бане, изредка перемешивая, в течение 30-60 минут. После охлаждения полученный молочно-белый золь серы отфильтровывают через стеклянный фильтр. Золь серы содержит значительный избыток электролитов, главным образом серной кислоты и сульфата натрия. Для удаления последних золь сразу же подвергают полной коагуляции (осаждению) путем прибавления к нему небольшого количества насыщенного раствора хлорида натрия. Полученный осадок после полного отстаивания отделяют от жидкости, отжимая между листьями фильтровальной бумаги и пептизируют его в дистиллированной воде. Не растворившуюся в воде часть отделяют сливанием золя в другой стакан. Полученный таким образом коллоидный раствор серы обладает высокой степенью дисперсности.

#### *Контрольные вопросы*

1. Методы получения лиофобных коллоидных растворов?
2. На чем основаны конденсационные методы получения коллоидных систем?

**Лабораторная работа №11**  
**ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ПОЧВЕННЫХ ЗОЛЕЙ**  
**(ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКАЯ РАБОТА)**

**Цель работы:** получить почвенный коллоид методом пептизации

**Оборудование и реактивы:** NaCl (0,1 н, 1 н и 2 н), насыщенный раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ , 0,1 н  $\text{AlCl}_3$ , 0,1 н HCl, 0,1 н NaOH, 0,1 н  $\text{CaCl}_2$ , 0,1 н  $\text{MgCl}_2$ , 0,1 н  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; колбы конические на 250 мл, на 25 мл, воронки, бюретки, фильтры, почва, 4 цилиндра на 250 мл, штатив с пробирками, мелкозем чернозема, восковой карандаш, спиртовки.

***Теоретические положения***

*Диспергированием* называют тонкое измельчение твердых материалов или жидкостей и распределение их частиц в жидкой или газообразной среде, в результате чего образуются дисперсные системы: порошки, суспензии, эмульсии, аэрозоли.

Методы измельчения крупных образований до коллоидного состояния подразделяют на механические, физические и физико-химические.

*Механическое диспергирование.* Это один из основных путей образования коллоидных систем в природе: при обвалах, выветривании, эрозии почв. Искусственное механическое диспергирование осуществляется различными способами измельчения.

*Физико-химическое диспергирование, или пептизация.* Свежий (рыхлый) осадок переводят в золь путем обработки пептизаторами: раствором электролита, раствором ПАВ или растворителем. Фактически пептизация – это дезагрегация имеющихся частиц.

Методы диспергирования основаны на дроблении крупных частиц до коллоидной степени дисперсности. В отдельную группу выделяют метод

пептизации, заключающийся в дезагрегации осадка золя (коагулята) на первичные частицы – процесс противоположный коагуляции.

Обработка почвы раствором соли с одновалентным катионом приводит к пептизации ее коллоидных частей. В этом случае имеет место не адсорбция потенциалопределяющих ионов, а обмен ионами в диффузном слое. В черноземных почвах коллоидные частицы содержат в диффузном слое преимущественно ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , что обуславливает слабые силы отталкивания. Формулу золя почвенного коллоида можно представить следующим образом:



Почвенные коллоиды находятся в коагулированном состоянии, поэтому они не вымываются из почвы. При обработке почвы раствором хлорида натрия ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  в диффузном слое в результате ионного обмена замещаются на ионы натрия, что приводит к пептизации почвенных коллоидов и к переходу их при достаточном увлажнении в состояние золя. Перешедшие в состояние золя коллоиды легко вымываются водой из верхних горизонтов почвы в нижние, в результате чего почва теряет свои ценные агрономические свойства, становится бесструктурной. Подобные процессы происходят в солонцовых почвах, содержащих значительное количество ионов натрия.

Основатель учения о почвенном поглощающем комплексе (ППК) К.К. Гедройц назвал кальций стержнем плодородия почв.

### *Выполнение работы*

#### Опыт 1. Пептизация почвенных коллоидов

Для изучения пептизации почвенных коллоидов берется 4 цилиндра на 250 мл, в которые отдельно приливается по 100 мл: в первый —  $\text{H}_2\text{O}$ , во второй — 0,1 н.  $\text{NaOH}$ , в третий 0,1 н.  $\text{NaCl}$ , в четвертый — 0,1 н.  $\text{CaCl}_2$ . В каждый цилиндр насыпается по одной мерке растертого чернозема (горизонт А). Объем жидкости доводится теми же растворами до 250 мл и

взбалтывается так, чтобы мелкозем почвы распределился во всем слое жидкости. Суспензию в цилиндрах оставляют на 40 мин.

Результаты наблюдений сопоставляют и записывают в таблицу по форме

Таблица 12 – Пептизация почвенных коллоидов

Вариант	Степень пептизации *	С чем связано явление пептизации
H <sub>2</sub> O		
NaOH		
NaCl		
CaCl <sub>2</sub>		

\* Степень пептизации: сильная (++); слабая (+); отсутствует (—).

### **Опыт 2. Получение золя почвенных частиц**

Стеклянную воронку диаметром 5—9 см с фильтром устанавливают в штатив. Фильтр смачивают дистиллированной водой. Под воронку ставят стеклянный стакан.

Образец гумусированной почвы весом 5 г переносят на фильтр и промывают 2 н раствором NaCl.

После того как на промывание будет израсходовано 0,5 л раствора NaCl, из-под воронки берут в пробирку пробу и приливают в нее немного насыщенного раствора щавелевокислого аммония. Содержимое пробирки подогревают. Появление белого осадка или мути укажет на присутствие в фильтрате кальция. В этом случае промывание образца почвы следует продолжить.

После того как в пробах фильтрата не окажется следов кальция (фильтрат при добавлении щавелевокислого аммония и подогревании не мутнеет), стакан с фильтратом отставляют от воронки и ставят новый, пустой.

Почву в воронке промывают дистиллированной водой. После 3—4 добавлений воды в воронку внимательно следят за трубкой воронки. Как только в ней появится темноокрашенная жидкость, подставляют чистый стакан и продолжают промывание дистиллированной водой. В подставленный стакан собирают 60—80 см<sup>3</sup> окрашенного фильтрата. Промывание прекращают, а фильтрат переливают в колбу. Он представляет собой коллоидный раствор минеральных частиц и гумуса.

### **Опыт 3. Изучение коагуляции золя почвенных частиц электролитами**

Коагуляция коллоидов происходит при высушивании и промораживании почвы, а также от действия электролитов. Коагулирующее действие ионов тем выше, чем больше валентность катионов, а у ионов одинаковой валентности тем сильнее, чем больше атомная масса. Исключением из этого правила являются ионы  $H^+$  и  $OH^-$ , вызывающие коагуляцию при очень малых концентрациях. Большие дозы электролитов могут перезарядить коллоиды, при этом коагуляция не происходит.

Исследуйте зависимость коагуляции почвенного коллоида (золя) от природы и концентрации электролита.

Взять 6 пробирок, протарировать их восковым карандашом: первая метка (примерно 1/2 пробирки) — уровень раствора коллоидов, вторая — уровень раствора электролита (примерно 3/4). Метки на всех пробирках должны быть на одном уровне, чтобы объем растворов был одинаковым, иначе результаты будут несопоставимы.

Прилить во все пробирки до уровня первой метки раствор коллоидов. Затем, по возможности одновременно, прилить одинаковое количество растворов электролитов (до уровня второй метки). В первую пробирку —  $CaCl_2$ , во вторую —  $MgCl_2$ , в третью —  $AlCl_3$ , в четвертую —  $HCl$ , в пятую —

NaCl, в шестую – NH<sub>4</sub>Cl. Быстро взболтать и следить за скоростью коагуляции.

Установить, в каком порядке по скорости коагуляции действуют катионы. Следует учесть, что один из них вызывает почти мгновенную коагуляцию, другие действуют медленно. Построить лиотропный ряд катионов по убывающей силе коагуляции. Результаты записывают в таблицу по форме

Таблица 13 – Коагулирующее действие катионов

Электролиты	Порядковый № по скорости коагуляции (можно записать интервалы времени, через которые появились хлопья, сек)
CaCl <sub>2</sub>	
MgCl <sub>2</sub>	
AlCl <sub>3</sub>	
HCl	
NaCl	
NH <sub>4</sub> Cl	

### ***Контрольные вопросы***

1. Почему NaCl может способствовать коагуляции, а NaOH вызывает пептизацию коллоидов?
2. От каких свойств катионов зависит их коагулирующая способность?
3. Как действует H<sup>+</sup> по сравнению с другими катионами и в чем его особенность?
4. Объяснить, почему электролиты вызывают коагуляцию коллоидов.
5. Как связаны свойства коллоидов с почвенным плодородием?

## Лабораторная работа №1

### КОАГУЛЯЦИЯ ЗОЛЕЙ РАСТВОРАМИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

**Цель работы:** Провести коагуляцию электролитами, содержащими ионы-коагуляторы разной величины заряда, вычислить пороги коагуляции для каждого электролита. Проверить выполнение правила Шульце-Гарди.

**Оборудование и реактивы:** 3,0 М КСl, 0,005М К<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 0,0005М К<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], золь гидроксида железа (III), градуированных пипеток на 5 мл, мерные пробирки или цилиндры, ФЭК, колбы на 50 мл, 0,0005М раствор К<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,

#### **Теоретические положения**

Под устойчивостью дисперсной системы понимают постоянство во времени ее состояния и основных свойств: дисперсности, равномерного распределения частиц дисперсной фазы в объеме дисперсионной среды и характера взаимодействия между частицами. Различают два вида устойчивости дисперсных систем: седиментационную (кинетическую) и агрегативную.

*Седиментационная устойчивость* позволяет системе сохранять равномерное распределение частиц в объеме, то есть противостоять действию силы тяжести и процессам оседания или всплывания частиц.

*Агрегативная устойчивость* дисперсных систем – это способность противостоять агрегации частиц.

*Коагуляция*- процесс укрупнения (слипания) коллоидных частиц в результате потери их агрегативной устойчивости. Если дисперсная фаза состоит из капелек жидкости, то процесс слияния называется *коалесценцией*.

*Факторы, вызывающие коагуляцию:*

- повышение или понижение температуры;

- воздействие электрических и электромагнитных полей;
- перемешивание, встряхивание или другое механическое воздействие;
- ультразвук;
- добавление электролитов и т.д.

Коагуляция зелей электролитами подчиняется определенным закономерностям.

1. *Порогом коагуляции* называется минимальная концентрация электролита в растворе, вызывающая коагуляцию.

$$\gamma = \frac{V_{эл} \cdot C_{эл}}{V_{эл} + V_з} \quad \text{или} \quad \gamma = \frac{V_{эл} \cdot C_{эл} \cdot 1000}{V_з}$$

$\gamma$  - порог коагуляции (моль/м<sup>3</sup> или ммоль/л),

$V_{эл}$ - объём прилитого электролита (м<sup>3</sup>),

$V_з$ - объём коагулирующего золя (м<sup>3</sup>),

$C_{эл}$  - молярная концентрация эквивалента электролита (Моль/м<sup>3</sup>).

Величина, обратная порогу коагуляции, называется *коагулирующей способностью электролита*:

$$p = \frac{1}{\gamma}$$

Коагуляция зелей растворами электролитов подчиняется правилу Шульцу –Гарди (или правилу значности): коагулирующим действием обладает тот ион электролита, который имеет заряд, противоположный заряду гранулы; коагулирующее действие тем сильнее, чем выше заряд иона - коагулятора.

### ***Выполнение работы***

#### **Опыт 1. Определение порога коагуляции**

После определения знака заряда коллоидных частиц зелей делают вывод, какой ион электролита — коагулятора должен оказывать

коагулирующее действие на тот или другой золь. А затем на опыте сопоставляется коагулирующая способность различных электролитов. Сопоставление коагулирующей способности производится при одинаковом анионе, если ионом-коагулятором является катион, и, наоборот — при одинаковом катионе, если ион-коагулятор — анион.

Чтобы определить пороги коагуляции золью электролитами, готовят растворы электролитов с убывающей концентрацией. Для этого берут три ряда пробирок по шесть штук, заливают в определённую пробирку каждого ряда заданный объём воды, раствора электролита и золя (в соответствии с таблицей 20). Заполнение пробирок водой и золем производится из бюреток на 25 мл и 50 мл соответственно, а растворами электролитов — с помощью градуированных пипеток на 5 мл.

После добавления золя содержимое пробирок перемешивают встряхиванием, записывают время начала опыта и оставляют на 30 минут. Контрольный раствор готовят сливанием 5 мл дистиллированной воды и 5 мл золя.

Коагуляцию отмечают, сопоставляя контрольную и исследуемую пробирку в проходящем свете. В таблице 20 отмечают наличие коагуляции знаком «плюс», отсутствие коагуляции — знаком «минус».

Затем вычисляют порог коагуляции золью для каждого электролита — коагулятора, вызывающего коагуляцию 10 мл золя.

После вычисления порогов коагуляции для всех электролитов, полученные данные сопоставляют с правилом Шульце-Гарди:

*из двух ионов электролита коагулирующим действием обладает тот, знак которого противоположен знаку заряда коллоидных частиц, причём это действие тем сильнее, чем выше валентность коагулирующего иона.*

Таблица 14 – Коагуляция золя гидроксида железа (III) под влиянием электролитов

Ряд пробирок	Коагулятор		Порог коагуляции $\gamma$ , ммоль/л	Номер пробирок					
	Электролит	Ион		1	2	3	4	5	6
1	3,0 М КСl								
2	0,005М К <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>								
3	0,0005М К <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]								
Объем, мл	дистиллированной воды			0	1	2	3	4	4,5
	раствора электролита			5	4	3	2	1	0,5
	золя гидроксида железа (III)			5	5	5	5	5	5

В случае если во всех пробирках произойдет коагуляция, то повторяют опыт с менее концентрированными растворами электролитов (в 2-5 раз). Вычисляют порог коагуляции для каждого электролита и записывают результаты в таблицу.

### **Опыт 2. Определение порога коагуляции золя гидроксида железа оптическим методом**

Для определения порога коагуляции в колбах или стаканах тщательно смешивают объемы золя, воды и электролита (по указанию преподавателя) в соответствии с таблицей 2. После смешивания растворов содержимое сразу выливают в кювету для измерения оптической плотности (D) и через минуту, считая от момента прибавления электролита к золю, определяют оптическую плотность.

Таблица 15 – Зависимость оптической плотности от степени коагуляции

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Объём золя Fe(OH) <sub>3</sub> , мл	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
Объём воды	5	4,5	4	3,5	3	2,5	2	1,5	1	0,5
Объём электролита	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5
Оптическая плотность D										

По данным таблицы строят график зависимости оптической плотности (D) от объема электролита (V<sub>эл</sub>).

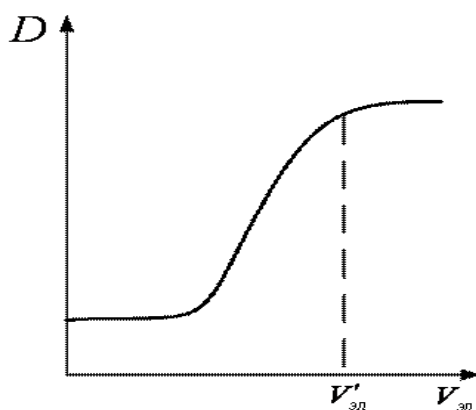


Рис. 10. Зависимость оптической плотности от объема электролита

Находят пороги коагуляции для каждого исследованного электролита как значения концентраций, при которых оптическая плотность золя достигает максимального значения и не изменяется при дальнейшем добавлении электролита (рис. 10)

Расчет порога коагуляции проводят по формуле:

$$\gamma = \frac{C_{\text{исх}} V_{\text{эл}} 1000}{15}$$

$\gamma$  – порог коагуляции золя ммоль/л;  $C_{\text{исх}}$  – исходная концентрация электролита;  $V_{\text{эл}}$  – объем электролита, соответствующий порогу коагуляции (находят графически), мл; Для пересчета на литр умножают на 100 и делят на 15 (общий объем исследуемой системы в каждой колбе).

### Опыт 3. Взаимная коагуляция золей.

В 5 пробирках смешивают при энергичном встряхивании золи гидроксида железа (III) и берлинской лазури в объёмах, указанных в таблице. Через 30 минут по цвету жидкости над осадком судят о степени коагуляции: полная — жидкость бесцветна, неполная — жидкость окрашена в цвет одного из золей.

Таблица 16 – Взаимная коагуляция золей

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7
Объём золя гидроксида железа (III), мл	4,8	4,0	2,5	1,0	0,2	0	5,0
Объём золя берлинской лазури, мл	0,2	1,0	2,5	4,0	4,8	5,0	0
Цвет жидкости над осадком							
Степень коагуляции - полная, неполная							

Как видно из таблицы, 6 и 7 пробирки – контрольные.

#### *Контрольные вопросы*

1. Что называется коагуляцией?
2. Какие факторы вызывают коагуляцию?
3. Что называют порогом коагуляции?

**Лабораторная работа №13**  
**ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СТЕПЕНЬ**  
**НАБУХАНИЯ ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫХ СОЕДИНЕНИЙ**

**Цель работы.** Изучение влияния рН растворов, природы электролитов на набухание желатина и тепловые явления при набухании.

**Реактивы и оборудование:** мерные пробирки 7 шт., стаканчик химический 1 шт., термометр, порошок желатина, 0,1н растворы HCl, NaOH, 0,5н растворы CH<sub>3</sub>COOH, CH<sub>3</sub>COONa, 0,5М растворы K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, KCl, KBr, KCNS, сухой крахмал, семена пшеницы, гороха и других растений; технические весы с разновесами; химические стаканы на 100-200 мл (2 шт.); марлевые салфетки 12x12 см; фильтровальная бумага.

***Теоретические пояснения***

Растворение высокомолекулярных веществ с гибкими линейными молекулами, в отличие от растворения низкомолекулярных соединений, сопровождается набуханием. При набухании высокомолекулярное вещество поглощает низкомолекулярный растворитель, значительно увеличивается в массе, при этом изменяет механические свойства без потери однородности.

Объем высокомолекулярного вещества при набухании может увеличиваться до 1000-1500%. Причиной набухания является то, что при растворении происходит не только диффузия молекул растворяемого вещества в растворитель, как это имеет место при растворении низкомолекулярных веществ, но, главным образом, диффузия молекул растворителя в высокомолекулярное вещество. Последнее связано с тем, что макромолекулы в обычных аморфных высокомолекулярных соединений упакованы сравнительно неплотно и в результате теплового движения гибких цепей между ними периодически образуются весьма малые пространства, в которые могут проникать молекулы растворителя. Так как подвижность маленьких молекул растворителя во много раз больше подвижности макромолекул, сначала, главным образом, происходит

диффузия молекул растворителя в полимер, что сопровождается увеличением объема последнего, и только уже затем макромолекулы, связь между которыми сильно ослабилась, отрываются от основной массы вещества и диффундируют в среду, образуя однородный истинный раствор.

Набухание далеко не всегда заканчивается растворением. Одна из причин такого явления может заключаться в том, что высокомолекулярное вещество и растворитель способны смешиваться ограниченно. Поэтому в результате набухания в системе образуются две фазы - насыщенный раствор полимера в растворителе (собственно раствор) и насыщенный раствор растворителя в полимере (гель, студень). Такое ограниченное набухание носит равновесный характер, т.е. объем набухшего до предела высокомолекулярного вещества неограниченно долго остается неизменным, если только в системе не произойдут химические изменения.

Набухание полимера в жидкости характеризуется степенью набухания  $\alpha$ , вычисляемой по уравнению

Массовое набухание:

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0} \cdot 100 \%,$$

Объемное набухание:

$$\alpha = \frac{V - V_0}{V_0} \cdot 100\%,$$

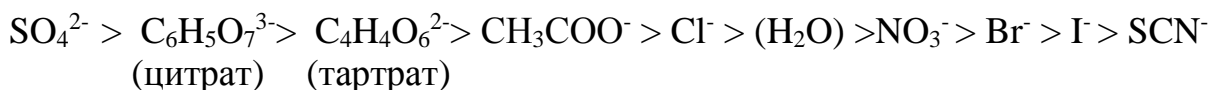
где  $m_0$ ,  $V_0$  – начальная масса и объем полимера;  $m$ ,  $V$  – навеска и объем полимера после набухания.

*Факторы, влияющие на степень набухания:*

1. Природа полимера и растворителя – полярные полимеры набухают в полярных жидкостях (белок в воде), неполярные - в неполярных (каучук в бензоле).
2. Жесткость полимерных цепей. У жестких полимеров со сшитой структурой степень набухания мала. Например, эбонит (сильно

вулканизированная резина) практически не набухает в бензоле ( $\alpha \approx 0$ ), тогда как каучуки (сшитая структура) в бензоле набухают неограниченно.

3. Присутствие электролитов. По способности влиять на процесс набухания анионы (при одном и том же катионе) могут быть расположены в лиотропный ряд:



При этом ионы левее ( $\text{H}_2\text{O}$ ) увеличивают степень набухания, а правее – замедляют или прекращают набухание (например,  $\text{SCN}^-$ ).

4. pH среды. Минимальное набухание студня обнаруживается в изоэлектрической точке (например, для желатина  $\text{pH} = 4,7$ ). Изоэлектрическая точка – значение pH, при котором частицы находятся в нейтральном состоянии. В изоэлектрическом состоянии макромолекулы не заряжены, степень гидратации полярных групп минимальна и гибкая макромолекула сворачивается в клубок. При повышении или понижении pH степень набухания увеличивается.
5. Температура. При увеличении температуры набухание из ограниченного может переходить в неограниченное (например, в холодной воде желатин набухает ограниченно, а в горячей неограниченно).

### ***Выполнение работы***

#### **Опыт 1. Влияние pH на набухание**

В три мерные пробирки вносят по 0,5 г порошка желатина (высота порошка 1 см). В одну пробирку наливают 8 мл 0,1н HCl, в другую – 8 мл 0,1н NaOH, а в третью – 4 мл 0,5н  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ) и 4 мл 0,5н  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . pH добавляемых растворов должен быть предварительно измерен. Содержимое пробирок перемешивают и оставляют на 1 ч (в течение этого времени растворы периодически перемешивают). По истечении 1 ч

замеряют высоту набухшего геля. Объяснить наблюдаемую зависимость степени набухания желатины от рН ( $pH_{\text{изт}}$  желатина 4,7).

### **Опыт 2. Влияние электролитов на набухание**

В четыре пробирки насыпают по 0,5 г порошка желатины (высота порошка 1 см). В пробирки соответственно наливают по 8 мл 0,5 М растворов:  $K_2SO_4$ ,  $KCl$ ,  $KBr$ ,  $KCNs$ . Содержимое пробирок оставляют на 1 ч, в течение которого производят периодическое перемешивание. Через час измеряют высоту слоя набухшей желатины. Объяснить различное влияние анионов на процесс набухания.

### **Опыт 3. Выделение тепла при набухании**

В стакане размешивают 5 мл воды (температуру воды предварительно измеряют) и 5 г сухого крахмала. Затем в смесь погружают термометр и измеряют температуру. Объяснить причины изменения температуры.

### **Опыт 4. Зависимость набухания семян от характера запасных веществ (с элементами НИР)**

При соприкосновении с влажным субстратом сухие семена быстро поглощают воду и увеличиваются в объеме благодаря набуханию белков, крахмала и других гидрофильных коллоидов, причем у некоторых семян возникает большое давление (до 100 МПа). В основе набухания лежит гидратация коллоидов – взаимодействие веществ с водой приводящее к уменьшению ее подвижности.

Главную роль в процессе набухания семян играют белки – наиболее гидрофильные вещества. Гидратация белков включает три процесса: 1) электронейтральную гидратацию путем образования водородных связей между атомами О и N полярных групп (карбоксильной, спиртовой, аминной, амидной и др.) и водородом воды (наиболее важный процесс, приводящий к значительному увеличению объема и повышению температуры); 2) ионную гидратацию – притяжение диполей воды ионизированными группами белка -  $COO^-$  и  $NH_3^+$ ; 3) иммобилизацию молекул воды, попадающих в замкнутые

полости белковых глобул. Набухание белков имеет большое значение для биохимической активности клетки.

Задача данной работы – сравнение процесса набухания семян, отличающихся разным содержанием основных запасных веществ – крахмала и белка (в семенах пшеницы содержится в среднем около 16 % белка и 70 % крахмала, в семенах гороха – до 34 % белка и 48 % крахмала).

Навески (2-5 г) семян пшеницы, гороха или других растений завернуть в марлевые салфетки и погрузить в водопроводную воду, налитую в стаканчики. Через 3 ч (или через сутки) извлечь семена из марлевых мешочков, быстро обсушить фильтровальной бумагой и взвесить. Увеличение массы семян выразить в процентах от исходной.

Результаты записать в таблицу:

Таблица 17 – Набухание семян с разным содержанием крахмала

Растение	Масса семян, г		Увеличение массы семян	
	исходная	после набухания	г	% от исходной
Пшеница				
Горох				

### ***Контрольные вопросы***

1. Какие факторы влияют на степень набухания?
2. Как происходит набухание семян?
3. Какова зависимость этого процесса от содержания основных веществ?

**СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ**

1. Балезин, С. А. Практикум по физической и коллоидной химии / С. А. Балезин.- 6-е изд., доп. - М. : Просвещение, 2009. - 280 с. : ил
2. Гельфман, М.И., Коллоидная химия /М.И. Гельфман, О.В. Ковалевич, В.П. Юстратов – СПб.: Лань, 2004. – 336 с.
3. Дулицкая, Р. А. Практикум по физической и коллоидной химии / Р. А. Дулицкая, Р. И. Фельдман.- 2-е изд., перераб., испр. и доп. - М. : ВШ., 1978. - 296 с.
4. Заплишный В.Н. Физическая и коллоидная химия: учебник для с/х. вузов. – Краснодар, ГУП «Печатный двор Кубани», 2001. – 344 с.
5. Зимон, А.Д. Коллоидная химия / А.Д. Зимон, Н.Ф. Лещенко. – М.: Агар, 2001. – 317 с.
6. Новокшанова, А. Л. Лабораторный практикум по органической, биологической и физколлоидной химии/ А. Л. Новокшанова,- ГИОРД, ISBN: 978-5-98879-087-7; 2009 г, 224 с
7. Практикум по физической и коллоидной химии: учеб. пособие / под ред. К. И. Евстратовой . - М.: ВШ, 1990. - 255 с.
8. Родин, В.В. Основы физической, коллоидной и биологической химии: курс лекций [Электронный ресурс]. – Изд-во: СтГАУ (Ставропольский государственный аграрный университет), 2012. – 124 с. /
9. Фридрихсберг, Д.А. Курс коллоидной химии / Д.А. Фридрихсберг. – СПб: Химия, 1995. – 368 с.
10. Фролов, Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления дисперсные системы / Ю.Г. Фролов. – М.: Химия, 1989. – 463 с.
11. Щукин, Е.Д. Коллоидная химия / Е.Д. Щукин, Е.А. Амелина. – М.: Высшая школа, 2006. – 443 с.

*Васюкова Александра Николаевна,  
Задачаина Ольга Павловна,  
Насонова Наталья Владимировна*

ХИМИЯ ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ

*Практикум*

*В редакции составителей*

Лицензия ЛР 020427 от 25.04.1997 г.  
Подписано к печати 01.04.2015 г. Формат 60×90/16  
Уч.-изд.л. – 3,1. Усл.-п.л. – 4,1.  
Тираж 100 экз. Заказ 73.

---

Отпечатано в отделе оперативной полиграфии издательства ДальГАУ  
675005, г. Благовещенск, ул. Политехническая, 86





