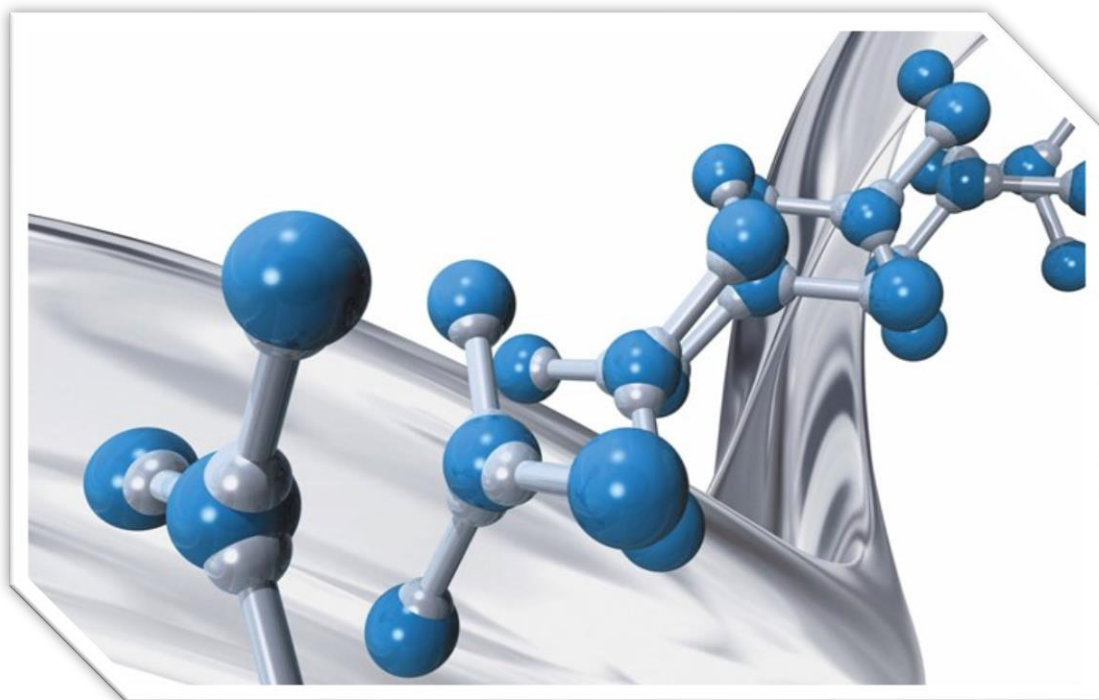


**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ДАЛЬНЕВОСТОЧНЫЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ**

## **ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ**

**Методические указания к лабораторным работам  
и контрольные задания для студентов заочной формы обучения**



**БЛАГОВЕЩЕНСК  
Издательство ДальГАУ  
2014**

УДК [541.18+544](027)

Физическая и коллоидная химия: методические указания к лабораторным работам и контрольные задания для студентов заочной формы обучения по дисциплине. – Благовещенск: ДальГАУ, 2014. – 78 с.

Составлены канд.с-х.наук, доцентом Васюковой А.Н., канд.хим.наук, доцентом Задачиной О.П., канд.хим.наук, доцентом Насоновой Н.В.

Методические указания включают лабораторные работы по основным разделам дисциплины «Физическая и коллоидная химия». В каждой работе изложены теоретические основы, приведены лабораторные работы, описаны приемы исследования и оборудование. Для выполнения контрольных работ предложены краткое теоретическое пояснение и примеры решения типовых задач по всем разделам дисциплины.

Предназначены для студентов бакалавриата заочной формы обучения по направлениям 19.03.04 – Технология продуктов и организация общественного питания, 19.03.03 – Продукты питания животного происхождения, 19.03.02 – Продукты питания из растительного сырья, 06.03.01 – Биология, 35.03.04 – Агрономия, 35.03.03 – Агрехимия и агропочвоведение, 35.03.05 – Садоводство, 20.03.01 – Техносферная безопасность.

Рецензент – Ж.А. Димиденко, канд.биол.наук, доцент

Печатается по решению методического совета технологического факультета ДальГАУ (Протокол №10 от 25 июня 2014 года).

Издательство ДальГАУ

2014

## ВВЕДЕНИЕ

Физколлоидная химия – наука, объясняющая химические явления и устанавливающая их закономерности на основе общих принципов физики. Преподавание её ведется на основе преемственности и согласованности с курсами математики, физики, общей, неорганической, органической и аналитической химии.

Цель курса – изучить закономерности протекания химических, физико-химических и коллоидно-химических процессов, используя при этом теоретические и экспериментальные методы химии и физики. Научиться применять изученные закономерности для предсказания хода процессов во времени. На основе теоретического аппарата и экспериментальных методов физики показать взаимосвязь физических и химических явлений в макроскопических системах и физико-химические особенности эволюции дисперсно-коллоидных систем. В курсе физической и коллоидной химии излагаются основы учений о химическом и фазовом равновесиях, скоростях и механизмах химических реакций, их взаимосвязи с электрическими явлениями, основы учений о дисперсно-коллоидных системах и поверхностных явлениях на границах раздела фаз.

Задачами дисциплины являются:

- развитие химического и экологического мышления у студентов, сформировать естественнонаучные представления о химических процессах, происходящих в природе.
- выработка у будущих специалистов грамотного подхода к решению теоретических и практических задач, умелого выбора экспериментальных физико-химических методов исследований, способов обработки результатов измерений и их представления.

Основной составляющей учебного процесса является самостоятельная работа студента-заочника с учебной, методической или справочной литературой, которую он может получить в библиотеке университета.

Лекции читают преподаватели кафедры по важнейшим разделам курса: одна лекция - установочная, другие - читаются во время экзаменационной сессии.

Лабораторные занятия – одно из важнейших звеньев учебно-педагогического процесса. Здесь студенты получают навыки экспериментальной работы, умение обращаться с приборами, самостоятельно делать выводы из полученных опытных данных и тем самым более глубоко и полно усваивать теоретический материал изучаемой дисциплины. Предлагаемое учебное пособие составлено в соответствии с программой курса «Физическая и коллоидная химия». Практикум включает 26 лабораторных работ, исходя из наличия реактивов и лабораторного оборудования. В данном издании обращено внимание на размерность единиц, которые даны в системе международных единиц измерения (СИ).

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.

При выполнении лабораторных работ студенты должны научиться безопасным приемам обращения с химическими реактивами, приборами и посудой, приобрести навыки исследования химических процессов и использования справочной и научной литературы.

В лабораторном практикуме приведены правила техники безопасности при работе в лаборатории, а также перечислен необходимый минимум лабораторного оборудования и химической посуды.

Для более углубленного изучения курса физической и коллоидной химии, в практикум включены таблицы, схемы, рисунки, углубляющие знания основ физколлоидной химии. Закреплению учебного материала способствуют приводимые после каждой темы контрольные вопросы.

### 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 легко воспламеняющимися 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. И использованную химическую посуду и приборы, содержащие кислоты, щелочи и другие едкие вещества, нужно освободить 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 внимания 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; перед 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

### 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, пробирки химические, мерные пробирки, стаканы химические 250 мл.

#### *Теоретические положения.*

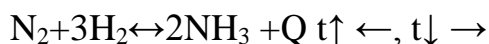
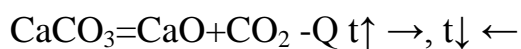
В общем виде химическую реакцию между веществами А и В можно изобразить следующим образом:  $nA+mB \leftrightarrow pC+qD$ , где n, m, p, q – стехиометрические коэффициенты. При протекании реакции слева направо концентрации веществ А и В уменьшаются, а концентрации веществ С и Д увеличиваются. Если одновременно 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.

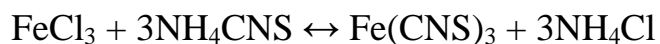


Катализаторы не влияют на смещение химического равновесия.

***Выполнение работы***

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

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  $\text{FeCl}_3$  и 0,1М  $\text{NH}_4\text{CNS}$ . Полученный раствор красного цвета разливают в четыре пронумерованные пробирки. В первую пробирку вносят 1 мл концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – 1 мл концентрированного раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ , в третью – немного кристаллической соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . 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 1.

Таблица 1

Влияние концентрации веществ на смещение равновесия

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	$\text{FeCl}_3_{\text{конц.}}$		
2	$\text{KCNS}_{\text{конц.}}$		
3	$\text{NH}_4\text{Cl}_{\text{кр.}}$		

## Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие

### 2.1 Исследование зависимости растворимости аммиака от температуры

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



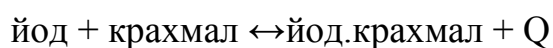
Количество гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  в растворе зависит от температуры. С повышением температуры равновесие смещается в сторону обратной реакции, образования  $\text{NH}_4\text{OH}$  и уменьшения концентрации гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

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 2 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 2 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. Каково влияние давления на смещение химического равновесия?
4. Какие факторы влияют на смещение равновесия при диссоциации?

## Лабораторная работа №2

### Скорость химической реакции

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

**Оборудование и реактивы:** 1Н раствор тиосульфата натрия, 2Н раствор серной кислоты, пробирки, химический стакан, термометр, теххимические весы, секундомер, фарфоровая ступка, пестик, карбонат кальция, 2М раствор HCl, KI (кр.), Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (кр.).

#### **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.

Факторами, влияющими на скорость химических реакций, являются: концентрация и природа реагирующих веществ, влияние катализаторов, природа растворителей, температура.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ:

Закон действующих масс (Гульдберг, Вааге, 1867)

$$-\frac{dC}{dt} = kC_A^a \cdot C_B^b \quad -\frac{dP}{dt} = kP_A^a \cdot P_B^b$$

**Правило Вант-Гоффа:** При повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза. Величина отношения констант скоростей реакции при температуре (T+10°C) и T° называется температурным коэффициентом.

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{V_{T+10}}{V_T}$$

$\gamma$ - температурный коэффициент Вант-Гоффа, значение которого носит приближенный характер.

При высоких температурах температурный коэффициент уменьшается, приближаясь к единице, и правило Вант-Гоффа не выполняется. 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.

*Чем больше энергия активации, тем меньше скорость реакции.* Количество активных молекул может быть вычислено по закону Максвелла-Больцмана:  $N_a = N \cdot e^{-E_a/RT}$ ,

$N_a$  – число активных молекул,

$N$  – общее число молекул,

$e$  – основание натурального логарифма,

$T$  – термодинамическая температура,

$R$  – универсальная газовая постоянная.

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

$$k = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

$k$  – константа скорости,

$k_0$  - постоянный множитель (предэкспоненциальный множитель),

$e$  – основание натурального логарифма,

$T$  – термодинамическая температура,

$R$  – универсальная газовая постоянная.

$E_a$  – энергия активации.

$$E_a = \frac{RT_1T_2}{T_1 - T_2} \cdot \ln(k_1 - k_2)$$

### **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.

Данные опыта занести в таблицу 2. Рассчитать относительную скорость реакции  $V = 1/\tau$  и вписать ее значения в таблицу.

Таблица 2

## 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		

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.

**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 3.

## Результаты опыта

Номер пробирки	Объём тиосульфата натрия, капли	Объём серной кислоты, 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. Используя экспериментальные данные и правило Вант-Гоффа, рассчитать температурный коэффициент скорости для данной реакции.

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

**3.1** На технохимических весах взвешивают две навески по 0,5 г карбоната кальция (кусочки мела). Одну навеску тщательно измельчают в ступке, переносят в сухую пробирку; вторую опускают в другую пробирку.

В обе пробирки одновременно вливают по 10 мл 2М HCl и включают секундомер. Отмечают время растворения мела в каждом случае. Из-за вспенивания смеси кислоту надо приливать порциями.

**3.2** Несколько кристаллов иодида калия KI и нитрата свинца Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> поместите отдельно в две сухие чистые ступки 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 уравнения реакций.

### Лабораторная работа №3

#### Фотометрическое 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

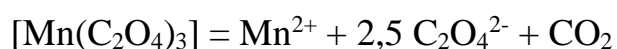
Фотометрический метод изучения кинетики химических реакций удобен тем, что вещество анализируется непосредственно в растворе без отбора и анализа проб. Данный метод исследования применим в тех случаях, когда окраска исходного раствора отличается от окраски смеси продуктов реакции.

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 шторки на пути лучей между измерениями.

### ***Оформление результатов***

1. Результаты оформить в виде таблицы 4. Вычислить значение  $k_t$  уравнению (2) для всех значений  $t$ , а затем – среднее арифметическое значение полученных констант  $k_{cp}$ .

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

2. 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):

$$\lg \varepsilon_t = \lg \varepsilon_0 + \frac{k_1}{2,3 \cdot \tau} \quad (3)$$

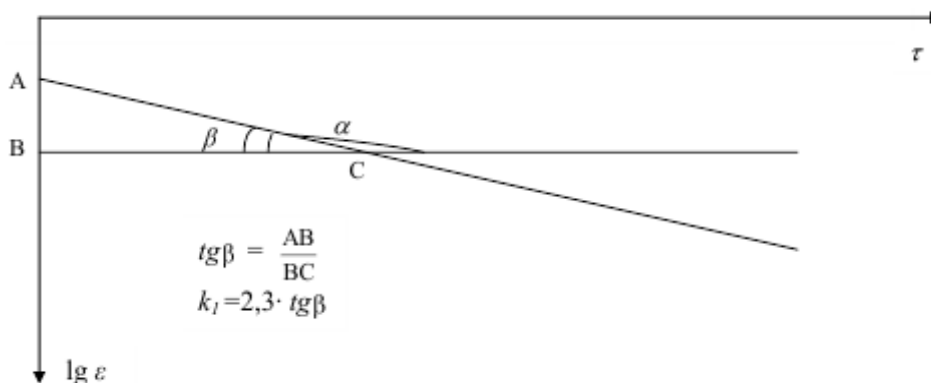


Рис. 1. График для определения константы скорости

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 №4

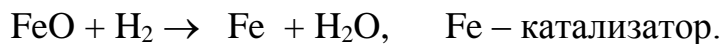
### Катализ

**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  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NCS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 3%  $\text{H}_2\text{O}_2$ , пробирки, микропипетки.

#### 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. Антиоксиданты (фенолы и его производные) содержатся в древесном дыме и в копильной жидкости, получаемой из продуктов сухой перегонки древесины.

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:  $\text{A} + \text{B} + \text{K} \rightarrow \text{ABK}^*$ ,  $\text{ABK}^* \rightarrow \text{AB} + \text{K}$ .

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).

Посторонние вещества к катализаторам могут быть вредными (*каталитические яды*), полезными (*активаторы*) и нейтральными. Каталитические яды – это примеси, которые ослабляют или вообще прекращают действие катализатора. Например, для Pt – яд  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Se}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ .

Активаторы (*промоторы*) – вещества, не проявляющие каталитической активности, но при добавлении к катализатору усиливают его действие.

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

Например, реакция термического разложения ацетальдегида



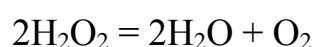
*Ферментативный катализ.* Ферменты – это биологические катализаторы, являющиеся продуктами жизнедеятельности живых организмов и ускоряющие биохимические процессы.

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. Катализаторы:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KI}$



Результаты наблюдений и расчетов

Катализатор	Количество условных массовых частей	Относительная скорость выделения пузырьков газа	Время протекания реакции $t$ , с	Условная скорость реакции $r$ , $\text{с}^{-1}$
$\text{MnO}_2$	1			
$\text{MnO}_2$	2			
$\text{PbO}_2$	1			
$\text{PbO}_2$	2			

Сравните каталитическую активность диоксида марганца  $\text{MnO}_2$  и диоксида свинца  $\text{PbO}_2$ . Укажите, как количество катализатора влияет на скорость протекания реакции.

**Опыт 4. Автокаталитическая реакция перманганата калия с щавелевой кислотой**

Уравнение реакции:



Катализатор:  $\text{MnSO}_4$  (продукт реакции).

Таблица 8

Результаты наблюдений и расчетов

Наличие катализатора	Изменение окраски раствора	Относительная скорость изменения окраски раствора	Время протекания реакции $t$ , с	Условная скорость реакции $r$ , $\text{с}^{-1}$
Без катализатора				
С катализатором				

Отметьте эффективность действия ионов  $\text{Mn}^{2+}$ . Предположите, как будет изменяться скорость реакции в накоплении продукта реакции  $\text{MnSO}_4$ .

**Контрольные вопросы**

1. Что такое автокаталитические реакции?
2. Чем гомогенный катализ отличается от гетерогенного?

## Лабораторная работа №5

### Определение молярной массы неэлектролита криоскопическим методом

**Цель работы:** криоскопическим методом определить температуру замерзания раствора неэлектролита.

**Оборудование и реактивы:** NaCl<sub>кр.</sub>, сахараза, криостат.

#### Теоретические положения

Метода анализа, основанный на измерении понижения температуры замерзания растворов, называется криоскопией.

Температура замерзания – это температура, при которой давление пара жидкого растворителя или раствора равно давлению пара растворителя в твердом состоянии (точки А и С на рис. 2). Вследствие понижения давления насыщенного пара над раствором, температура замерзания последнего ( $T_3'$ ) ниже, чем температура замерзания чистого растворителя  $T_3^0$ .

Разность между температурами замерзания чистого растворителя и раствора ( $T_3^0 - T_3'$ ) называется относительным понижением температуры замерзания раствора или депрессией раствора ( $\Delta T_3$ ).

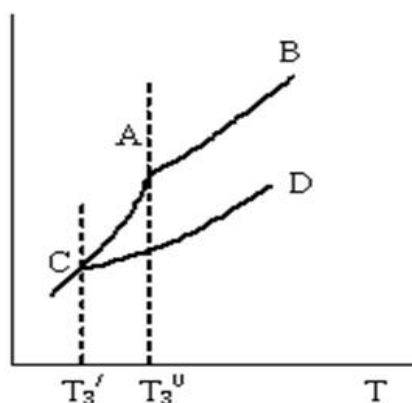


Рис. 2. Температурная зависимость давления насыщенного пара растворителя

AB – над чистым жидким растворителем (кривая испарения);

CD – над раствором;

CA – над растворителем в твердом состоянии (кривая возгонки).

Для относительного понижения температуры замерзания раствора неэлектролита можно получить следующее уравнение

$$\Delta T_3 = K \cdot m$$

где  $m$  – моляльная концентрация растворенного вещества;  $K$  – криоскопическая константа растворителя или молярное понижение температуры замерзания.

Для растворов электролитов уравнение (1) несколько преобразуется:

$$\Delta T_3 = i \cdot K \cdot m$$

где  $i$  – изотонический коэффициент.

### ***Выполнение работы***

Для криоскопических измерений применяют установку, предложенную Бекманом (рис. 3).

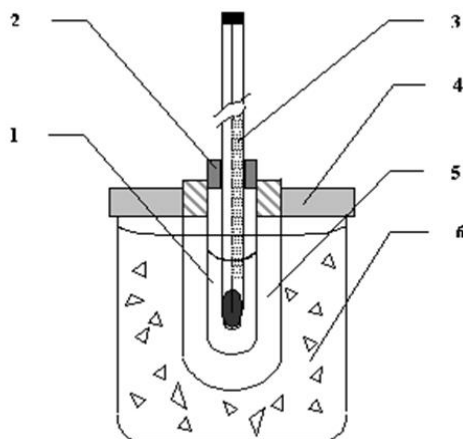


Рис. 3. Схема установки с детализацией

1 – широкогорлая пробирка; 2 – пробка; 3 – термометр; 4 – резиновая прокладка; 5 – стеклянная муфта; 6 – криостат.

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 до-

статочным 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.

### **Определение температуры замерзания**

В пробирку помещают определенный объем растворителя. Этот объем должен быть таким, чтобы резервуар термометра был полностью погружен в жидкость и не касался стенок пробирки. Пробирку вставляют в воздушную муфту, а затем все собранное помещают в криостат, наполненный охлаждающей смесью, и дают растворителю охладиться. Для построения кривой охлаждения записывают показания термометра через равные промежутки времени. При работе с водными растворами в качестве охлаждающей смеси применяют мелкоизмельченный лед с поваренной солью. При работе с бензолом – смесь льда с водой (в этом случае в криостат можно поместить мешалку). Температура охлаждающей смеси поддерживается постоянной посредством добавления льда или соли.

Для равномерности охлаждения жидкости охлаждающую смесь можно медленно перемешивать вставленной в криостат мешалкой. Перемешивание прекращают, когда значение температуры будет на  $0,5^{\circ}\text{C}$  выше ожидаемой температуры кристаллизации. После этого особенно внимательно следят за изменением температуры растворителя, так как жидкость легко переохлаждается, о чем свидетельствуют показания термометра. Для чистого растворителя допустимо переохлаждение до  $1^{\circ}\text{C}$ . Встряхивание пробирки с переохлажденной жидкостью вызывает кристаллизацию. При кристаллизации выделяется скрытая теплота, и температура кристаллизующейся жидкости начинает заметно повышаться. В это время необходимо особенно внимательно следить за показаниями термометра, отмечая максимальную температуру подъема (из переохлажденного состояния), которая и будет истинной температурой кристаллизации данной жидкости. После этого пробирку вынимают из стеклянной муфты и, подогревая ее в руке, растворяют образовавшиеся кристаллы.

На аналитических весах взвешивают заданное количество исследуемого вещества с точностью до  $1 \cdot 10^{-4}$  г. Навеску исследуемого вещества помещают в пробирку с растворителем и перемешивают путем встряхивания. Далее пробирку вставляют в воздушную муфту и, записывая показания термометра через равные промежутки времени, получают кривую охлаждения раствора аналогично тому, как это делалось в случае растворителя.

По понижению температуры замерзания раствора могут быть определены следующие величины:

**1. Молекулярная масса растворенного вещества** (неэлектролита), если известна криоскопическая константа растворителя:

$$M_B = K \cdot \frac{1000 \cdot g}{\Delta T_3 \cdot G}$$

где  $g$  – масса растворенного вещества в г;  $G$  – масса растворителя в г;

$K$  – криоскопическая константа растворителя.

Этим методом можно определить молекулярную массу растворенного вещества только в том случае, если его молекулы не диссоциируют и не ассоциируют в растворе, а концентрация достаточно мала (т.е., раствор является разбавленным). Если эти условия не соблюдаются, по уравнению (4) определяется кажущаяся молекулярная масса.

**2. Молярная концентрация растворенного неэлектролита:**

$$m = \frac{\Delta T_3}{K}$$

**3. Криоскопическая константа растворителя**, если известна молекулярная масса растворенного неэлектролита:

$$K = \frac{M_B \cdot \Delta T_3 \cdot G}{1000 \cdot g}$$

### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое криоскопия?
2. Что называют криоскопической постоянной?
3. В чем причина понижения точки замерзания и повышения точки кипения раствора по сравнению с чистым растворителем?

## Лабораторная работа №6

### 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, сульфата меди, дихромата калия, гидроксида железа (III), берлинской лазури, эозина (или флуоресцеина), 2М растворы соляной кислоты и гидроксида натрия, этанол, каолин, шерсть.

#### **Теоретические положения**

Состояние, в котором находятся молекулы в поверхностном слое твердого или жидкого тела, существенно отличается от состояния молекул в объеме тела. Из-за нескомпенсированности межмолекулярных сил молекулы поверхностного слоя имеют избыток свободной энергии Гиббса. Поэтому новые слои по многим физико-химическим свойствам (удельная энергия, плотность, вязкость, электрическая проводимость) резко отличаются от свойств фазы в глубине объема. Кроме того, состав поверхностных слоев в многокомпонентных системах отличается от состава объема фазы.

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.

### ***Выполнение работы***

#### **Опыт 1. Адсорбция из истинных и коллоидных растворов.**

##### **Десорбция**

В пробирки наливают по 5 мл окрашенных растворов фуксина, метиленового синего, сульфата меди, дихромата калия, гидроксида железа (III), берлинской лазури, эозина (или флуоресцеина). В каждую пробирку вносят по 0,25 г активированного угля. После взбалтывания в течение 5 мин смеси фильтруют через фильтры. Получают бесцветные фильтраты, если растворы были не слишком концентрированными.

Часть угля с фильтра, через который отфильтровывалась смесь угля с фуксином, переносят в пробирку с водой, а другую часть - в пробирку со спиртом и взбалтывают. Вода в первой пробирке остается бесцветной, во второй - спирт окрасится. Таким образом, фуксин окрасился на поверхности угля, откуда был извлечен спиртом, произошла десорбция фуксина.

#### **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  $Pb_2CrO_4$ . 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.

#### ***Контрольные вопросы***

1. Дать объяснение, почему фуксин адсорбируется из водного раствора и не адсорбируется из спиртового?
2. Чем объяснить окрашивание шерсти в щелочном и нейтральном растворах, в то время как в кислых растворах она не окрашивается?

## Лабораторная работа №7

### 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 ре-

зультате чего образуется коллоидный раствор. Этим же методом получают гидрозоли канифоли, холестерина.

### ***Выполнение работы***

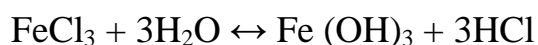
#### **Опыт 1. Получение гидрозолей серы и канифоли**

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.

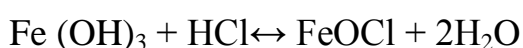
Насыщенный раствор серы в абсолютном спирте вливают по каплям в дистиллированную воду при взбалтывании. Получается молочно-белый опалесцирующий золь. 5-10 мл 2% спиртового раствора канифоли добавляют по каплям при энергичном взбалтывании к 100 мл дистиллированной воды. Образуется молочно-белый довольно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



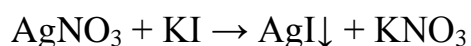
Последние адсорбируются на поверхности мелких частиц  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , образуя водный поверхностный слой мицеллы, что и обеспечивает устойчивость водной дисперсии коллоидного гидроксида железа.

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 зольных систем тем больше, чем меньше растворимость вещества, образующего частицы дисперсной фазы, т.е. наиболее устойчивыми будут золи  $\text{AgI}$ .

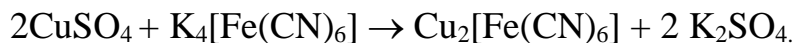
От того, какой из реагентов взят в избытке, зависят строение мицелл и многие физические и химические свойства полученного коллоидного раствора. Если, например, прибавляют  $\text{AgNO}_3$  к  $\text{KI}$  так, чтобы в системе осталось некоторое количество не прореагировавшего  $\text{KI}$ , то получают 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 зольных систем  $\text{AgI}$  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 зольных систем и записать формулы двух мицелл в случае избытка  $\text{KI}$  и  $\text{AgNO}_3$ . Определить знаки зарядов каждого из зольных систем.

**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 0,1M 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)**

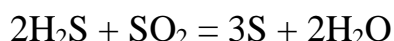
Соль марганца восстанавливают тиосульфатом натрия. Для этого 5 мл 1,5% раствора  $KMnO_4$  разбавляют водой до 50 мл. В разбавленный раствор вводят по каплям 1,5-2 мл 1%-ного раствора  $Na_2S_2O_3$ . Образуется вишнево-красный золь двуокиси марганца.



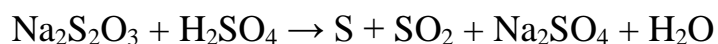
Определить знак заряда частицы. Записать формулу мицеллы. Согласно правилам Фаянса последним ионом, достраивающим кристаллическую решетку ядра частицы и, сообщая ей заряд является ион, введенный в реакцию в избытке (входящий в ядро частицы). В данном случае потенциопределяющим ионом является  $MnO_4^-$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

### Опыт 7. Получение гидрозоля 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 №8

### Получение коллоидных растворов методом диспергирования

**Цель работы:** освоить методику получения коллоидных растворов методом диспергирования.

**Оборудование и реактивы:** коническая колба на 250 мл, капиллярная пипетка, спиртовка, пробирки, химические стаканы, насыщенный раствор  $\text{FeCl}_3$ , водный раствор аммиака  $\text{NH}_4\text{OH}$ , дистиллированная вода, воронка, фильтры, пробирки, 20 % раствор  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , насыщенный раствор  $\text{FeCl}_3$ , 2% раствор щавелевой кислоты  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , 1 М  $\text{SnCl}_4$ , 1 М  $\text{NaOH}$ , 0,1 М  $\text{HCl}$ , 0,1М  $\text{AgNO}_3$ , 1 %  $\text{AlCl}_3$ , водный раствор аммиака.

#### **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.

### ***Выполнение работы***

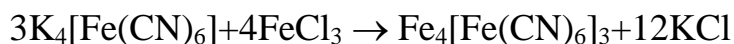
#### **Опыт 1. Получение золя гидроксида железа**

Получение золя гидроксида железа является примером косвенной пептизации. Косвенная (химическая) пептизация происходит при добавлении в систему вещества, химическое взаимодействие которого с коагулятом приводит к высвобождению потенциалопределяющих ионов (ПОИ). Например, коагулят гидроксида железа(III) можно перевести в золь (пептизировать) добавлением в систему либо соли железа (прямая пептизация), либо соляной кислоты (косвенная пептизация).

В коническую колбу наливают 100 мл дистиллированной воды и добавляют 5 мл насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ . Гидроксид железа (III) осаждают, вводя небольшой избыток водного аммиака до образования рыхлого осадка. Путем многократной декантации доводят объем воды в колбе до 200 мл и добавляют пептизатор – 2 мл насыщенного  $\text{FeCl}_3$ . Содержимое колбы нагревают, периодически взбалтывая, до исчезновения осадка. Получается вишнево-красный золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . При написании формулы мицеллы примите во внимание, что в условиях эксперимента гидролиз насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$  практически не идет.

#### **Опыт 2. Получение золя берлинской лазури**

В стакан или пробирку вносят 1,5 мл 20 % раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и прибавляют 0,5 мл насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ .

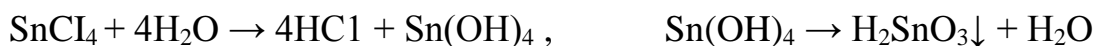


Выпавший осадок берлинской лазури переносят на фильтр, промывают водой и после удаления промывных вод заливают на фильтре 2% раствором щавелевой кислоты.

Осадок быстро нейтрализуется и через фильтр проходит синий золь берлинской лазури. При написании формулы мицеллы берлинской лазури учтите, что щавелевая кислота помимо косвенной (химической) пептизации может вызвать и прямую (физическую) пептизацию вследствие большой адсорбционной способности оксалат ионов. Написать формулы мицелл в случае избытка  $K_4[Fe(CN)_6]$  и  $FeCl_3$ .

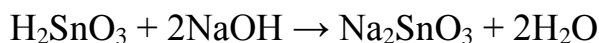
### **Опыт 3. Получение золя оловянной кислоты посредством пептизации щелочью или кислотой**

В водных растворах хлорид олова гидролизуется:



Осадок  $H_2SnO_3$  под влиянием щелочей или кислот (пептизаторов) способен переходить в коллоидный раствор. Характерной особенностью пептизации является то, что количество пептизатора во много раз меньше (нередко в 1000 раз) количества пептизируемого вещества.

При добавлении  $NaOH$  к раствору  $H_2SnO_3$  образуется станнат натрия:

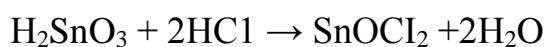


В растворе  $Na_2SnO_3$  диссоциирует



образуя отрицательно заряженный ион  $SnO_3^{2-}$ , который адсорбируется на поверхности отдельного агрегата осадка, состоящего из молекул  $H_2SnO_3$ , сообщая ему отрицательный заряд. Таким образом, возникают гранулы мицелл, и осадок переходит в золь.

Пептизация оловянной кислоты может протекать и под действием кислот. В этом случае получается положительно заряженный золь:



К 50 мл кипящей воды добавляют по каплям 1М раствор  $\text{SnCl}_4$ . Образуется осадок. Осадок промывают декантацией горячей дистиллированной водой до исчезновения реакции на ион  $\text{Cl}^-$ , что проверяют реакцией с раствором нитрата серебра. К промытому осадку добавляют несколько капель  $\text{NaOH}$  или  $\text{HCl}$ , сильно разбавляют водой и взбалтывают; образуется золь оловянной кислоты.

#### **Опыт 4. Получение золя гидроксида алюминия посредством пептизации**

Для получения золя гидроксида алюминия к 1% раствору  $\text{AlCl}_3$  приливают раствор  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Полученный осадок гидроксида алюминия промывают дистиллированной водой сначала декантацией, потом на фильтре. В конце промывания, когда осадок становится очень вязким и фильтрование сильно замедляется, его переносят в большой чистый стакан, прибавляют туда 50 мл дистиллированной воды и нагревают до кипения. Время от времени добавляют в кипящую воду по несколько капель 0,1 М раствора  $\text{HCl}$ . Через 2-3 часа почти весь осадок пептизируется и переходит в коллоидный раствор.

В отчете для всех полученных зольей укажите способ получения и химизм процесса получения золя, составьте формулу мицеллы, отмечая цвет золя.

#### ***Контрольные вопросы***

1. В чем сущность метода диспергирования?
2. Что называют пептизацией?
3. Какие способы пептизации применяют?

## Лабораторная работа №9

### Коагуляция золь растворами электролитов.

#### Определение порога коагуляции золь гидроксида железа (III).

#### Взаимная коагуляция золь.

**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 KCl, 0,005М K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 0,0005М K<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 K<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.

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

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

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

$V_{\text{з}}$ - объём коагулирующего золя (м<sup>3</sup>),

$C_{\text{эл.}}$  - 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 золей электролитами, готовят растворы электролитов с убывающей концентрацией. Для этого берут три ряда пробирок по шесть штук, заливают в определённую пробирку каждого ряда заданный объем 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 10 отмечают наличие коагуляции знаком «плюс», отсутствие коагуляции — знаком «минус».

Затем вычисляют порог коагуляции золей 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.*

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.



По данным таблицы строят график зависимости оптической плотности ( $D$ ) от объема электролита ( $V_{эл}$ ).

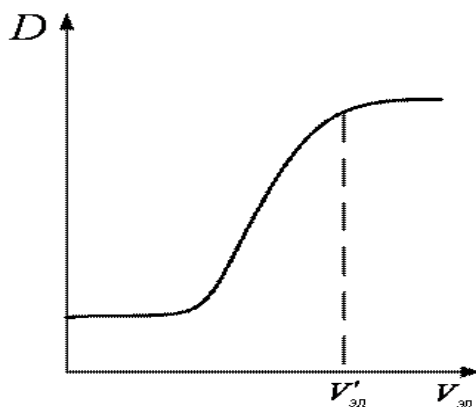


Рис. 4. Зависимость оптической плотности от объема электролита

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. 4)

Расчет порога коагуляции проводят по формуле:

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

$\gamma$  - порог коагуляции золя ммоль/л;  $C_{исх}$  — исходная концентрация электролита;  $V_{эл}$  — 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 зелей.

В 5 пробирках смешивают при энергичном встряхивании золи гидроксида железа (III) и берлинской лазури в объемах, 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 зелей.

№ 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?

## Методические указания к выполнению контрольной работы

Контрольная работа включает десять задач в соответствии с вариантом, выполняется в отдельной тетради с полями 40 мм.

К выполнению контрольного задания приступайте только после проработки данной темы или раздела по учебнику, согласно вопросам программы, а также, рассмотрев решения типовых задач, приведенных в методических указаниях.

**Каждый студент выполняет задание согласно своему варианту, определяемому по последней цифре номера своей зачетной книжки.**

Обратите внимание на то, что данные большинства задач представлены в обобщенных таблицах и имеют общее условие. Для каждой из этих задач числа для расчета нужно брать в таблице против номера задачи, соответствующей вашему варианту.

Если в задачах не приводятся соответствующие табличные данные, их следует искать в приложении в необходимых таблицах.

При выполнении контрольной работы обязательно необходимо:

- указывать свой вариант,
- записать номер соответствующей ему задачи и условия задачи и вопроса,
- письменно дать подробный ответ на вопрос и решение задачи.

Условие задачи переписывается полностью. Решение задач и ответы на вопросы должны быть обоснованы с использованием основных теоретических положений. При решении числовых задач приводится весь ход решения и математического преобразования, указываются единицы измерения всех величин.

В конце работы приводится список использованной литературы и ставится подпись с указанием даты. Выполненная работа представляется на кафедру химии технологического факультета для рецензирования.

Если контрольная работа не зачтена, то неверно решенные задачи исправляются студентом в этой же тетради на чистых листах. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, не рецензируется.

## 1. Молекулярно-кинетическая теория газов.

### Идеальные газы

Идеальные газы, в которых полностью отсутствует взаимодействие между молекулами, все молекулы движутся хаотически во всех вероятных направлениях, размеры молекул соответствуют математической точке, а их соударения и удары о стенки сосуда подчиняются законам ударившихся шаров. Такие свойства идеальных газов дают возможность значительно упростить расчеты и вывести ряд рабочих формул и соотношений.

Состояние идеального газа описывают три главных параметра: давление (P), температура (T) и объем (V). Законы, описывающие состояние идеального газа: Бойля-Мариотта, Шарля, Гей-Люссака.

Закон Бойля-Мариотта: для данной массы газа, при постоянной температуре (изотермические условия) его объем изменяется обратно пропорционально давлению:

$$V = \frac{1}{P} \quad \text{или} \quad PV = \text{const}$$

Математическое выражение этого закона можно записать так:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

Пример 1. При некоторой температуре давление газа, занимающего объем 3 литра, равно 93,3 кПа (700 мм.рт.ст.). Каким станет давление, если, не изменяя температуры, уменьшить объем газа до 2,8 л?

Решение. Обозначив искомое давление через  $P_2$ , можно записать:

$$\frac{P_2}{93,3} = \frac{3}{2,8}$$

Откуда  $P_2 = 93,3 \cdot \frac{3}{2,8} = 100$  кПа (750 мм.рт.ст.).

Закон Шарля: при постоянном давлении объем данной массы газа прямо пропорционален температуре:  $V \sim P$  или  $\frac{V}{T} = \text{const}$

Для расчетов используется такой вариант формулы

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{или} \quad V_1 T_2 = V_2 T_1$$

Пример 2. При 27 °С объем газа равен 600 мл. Какой объем займет газ при 57 °С, если давление будет оставаться постоянным?

Решение. Обозначим искомый объем через  $V_2$ , а соответствующую ему температуру через  $T_2$ . По условию задачи  $V_1=600$  мл,  $T_1= 273+ 27=300^\circ$  К,  $T_2= 273+ 57=330^\circ$  К. Подставляя эти значения в выражение закона Шарля. Получим:

$$\frac{600}{300} = \frac{V_2}{330}, \text{ отсюда } V_2 = 600 \cdot \frac{330}{300} = 660 \text{ мл.}$$

$$\text{Закон Гей-Люссака: } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{или} \quad P_1 T_2 = P_2 T_1$$

Пример 3. При 15 °С давление в баллоне с кислородом равно  $91,2 \cdot 10^2$  кПа. При какой температуре оно станет равным  $101,33 \cdot 10^2$  кПа?

Решение. Пусть искомая температура  $T_2$ . По условию задачи  $T_1= 273+25= 298$  К,  $P_1= 91,2 \cdot 10^2$  кПа,  $P_2= 101,33 \cdot 10^2$  кПа.

$$T_2=101,33 \cdot 10^2 \cdot \frac{298}{91,2 \cdot 10^2} =320 \text{ К } (47^\circ \text{С}).$$

Закон Авогадро: В одинаковых объемах газов, при одинаковых температурах и давлениях содержатся одинаковое число ( $N$ ) молекул или грамм-молей (молей) вещества. Математически приняв, что число молей равно  $n$ , этот закон можно выразить так:

$$V \sim n \quad \text{или} \quad \frac{V}{n} = \text{const}$$

Из закона Авогадро следует, что в одном грамм-моле любого газа всегда находится одинаковое число молекул  $N_a= 6,02 \cdot 10^{26}$ . При нормальных условиях, то есть при температуре 273 К или при 0°С и давлении 101325 Па ( $\approx 101,3$  кПа), объем 1 моль газа равен 22,4 л.

Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличных от нормальных. Для приведения объема газа к нормальным условиям можно

пользоваться уравнением, объединяющим газовые законы Бойля- Мариотта и

Гей-Люссака: 
$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

Здесь V- объем газа при давлении P и температуре T; V<sub>0</sub>- объем газа при нормальном давлении P<sub>0</sub> (101,325 кПа или 760 мм рт. ст.) и температуре T<sub>0</sub> (273 К).

Пример 4. Определить объем, занимаемый 5,25 г азота при 26 °С и давлении 98,9 кПа (742 мм.рт.ст.).

Решение. Зная молярный объем и молярную массу (28 г/моль) азота, находим объем, который будут занимать 5,25 г азота при нормальных условиях.

28 г азота занимают объем 22,4 л

5,25 г----- V<sub>0</sub>, откуда 
$$V_0 = \frac{5,25 \cdot 22,4}{28} = 4,2 \text{ л}$$

Объединение законов Бойля- Мариотта, Шарля и Авогадро приводит к уравнению состояния идеального газа  $PV = nRT$

где, P- давление (Па); V- объем (м<sup>3</sup>); n- количество вещества (моль)

$n = \frac{m}{M}$ , T- температура (К); R- универсальная газовая постоянная.

$R = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$

Пример 5. Вычислить молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 мл паров его при 87 °С и давлении 83,2 кПа равна 1,3 г.

Решение. Выразив данные задачи в единицах СИ ( P=8,32 ·10<sup>4</sup>Па; V=6·10<sup>-4</sup> м<sup>3</sup>; m= 1,3 · 10<sup>-3</sup> кг; T= 360 °К) и подставив их в уравнение Менделеева-Клайперона, находим:

$$M = \frac{1,3 \cdot 8,314 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$$

## 2. Химическая термодинамика. Термохимия

Первый закон термодинамики является частным случаем закона сохранения энергии.

Теплота, подводимая к системе, расходуется на совершение работы и увеличение внутренней энергии системы:  $Q = A + \Delta U$

Приложение I закона термодинамики к химическим реакциям рассматривает термохимию. Основным законом термохимии – закон Гесса:

Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов):  $\Delta H^{\circ}_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБР.ПРОД.}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ОБР.ИСХ.}}$ ,

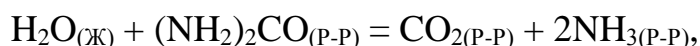
где  $\Delta H^{\circ}$  - тепловой эффект химической реакции (кДж/Моль)

$\Delta H^{\circ}_{\text{ОБР}}$  - стандартная теплота образования (кДж/Моль)

Для реакции  $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta H^{\circ} = (c\Delta H^{\circ}_{298 \text{ ОБР (C)}} + d\Delta H^{\circ}_{298 \text{ ОБР (D)}}) - (a\Delta H^{\circ}_{298 \text{ ОБР (A)}} + b\Delta H^{\circ}_{\text{ОБР(B)}})$$

Пример 6. Вычислите энтальпию процесса гидролиза мочевины по реакции



если стандартные теплоты образования равны:

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}) = -285,8 \text{ кДж/моль}; \Delta H^{\circ}_{298}((\text{NH}_2)_2\text{CO}_{(\text{P-P})}) = -320,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CO}_{2(\text{P-P})}) = -414,5 \text{ кДж/моль} \text{ и } \Delta H^{\circ}_{298}(\text{NH}_3_{(\text{P-P})}) = -81,0 \text{ кДж/моль}.$$

Решение. Энтальпия реакции связана с теплотами образования веществ:

$$\Delta H^{\circ} = [\Delta H^{\circ}_{298}(\text{CO}_2) + 2\Delta H^{\circ}_{298}(\text{NH}_3)] - [\Delta H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H^{\circ}_{298}((\text{NH}_2)_2\text{CO})]$$

Подставляя в это уравнение теплоты образования, найдем:

$$\Delta H^{\circ} = [-414,5 + 2(-81,0)] - [-285,8 + (-320,5)] = 29,8 \text{ кДж/моль}$$

( $\Delta H^{\circ} > 0$ , реакция эндотермическая).

Второй закон термодинамики устанавливает критерии необратимости термодинамических процессов.

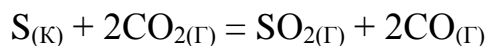
Существует функция состояния – энтропия  $S$ , которая в обратимом процессе равна приведённой теплоте процесса, необратимом – больше этой величины:

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

Энтропия – функция состояния: её изменение в процессе зависит от начального и конечного состояния системы:  $\Delta S_{\text{РЕАКЦИИ}} = \sum S^{\circ}_{\text{ПРОД.}} - \sum S^{\circ}_{\text{ИСХ.}}$ .

$S^{\circ}$  - стандартные энтропии образования (Дж/Моль·К)

Пример 7. По уравнению реакции и агрегатным состояниям веществ качественно оцените изменение энтропии реакции ( $\Delta S > 0$ ,  $\Delta S < 0$  или  $\Delta S \approx 0$ ).



Объясните полученный результат и подтвердите его расчетами  $\Delta S^{\circ}_{298}$  реакции по значениям стандартных энтропии участников реакции:

Вещество	S	CO <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	CO
S <sup>°298</sup> , Дж/(моль·К)	31,88	213,6	248,1	197,4

Решение. Изменение энтропии в химической реакции определяет степень беспорядка в системе. В данном примере  $\Delta S$  возрастает, так как образуется большее число газообразных молекул ( $\Delta S > 0$ ).

Изменение энтропии в химической реакции определяем по формуле:

$$\begin{aligned} \Delta S^{\circ}_{298} &= S^{\circ}_{298}(SO_2) + 2S^{\circ}_{298}(CO) - S^{\circ}_{298}(S) - 2S^{\circ}_{298}(CO_2) = \\ &= 248,1 + 2 \cdot 197,4 - 31,88 - 2 \cdot 213,6 = 183,82 \text{ Дж/К.} \end{aligned}$$

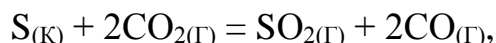
Критерием возможности и направленности процесса в открытой системе является термодинамический потенциал – функция состояния системы, убыль которой в результате процесса равна максимальной полезной работе этого процесса при условии постоянства определенной пары параметров.

Различают изохорно – изотермический потенциал (F), называемый энергией Гельмгольца, и изобарно – изотермический потенциал, называемый энергией Гиббса (G):

$$\Delta G_T^{\circ} = \Delta H_T^{\circ} - T \cdot \Delta S_T^{\circ},$$

Если  $\Delta G < 0$ , то процесс в реальной системе протекает самопроизвольно. Если  $\Delta G > 0$ , то процесс в данных условиях самопроизвольно не протекает.

Пример 8. Рассчитайте изменение энергии Гиббса при  $T_1 = 298 \text{ К}$  и  $T_2 = 727^{\circ}\text{C}$ , для реакции



при  $\Delta H^{\circ}_{298} = 269,12 \text{ кДж}$  и  $\Delta S^{\circ}_{298} = 183,82 \text{ Дж/К}$ , допуская, что  $\Delta H^{\circ}_{298}$  и  $\Delta S^{\circ}_{298}$  не зависят от температуры.

Решение. Изменение энергии Гиббса в химической реакции при стандартных условиях ( $T_1 = 298 \text{ К}$ ):

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - T \Delta S^{\circ}_{298}.$$

$$\Delta G^{\circ} = 269,12 - 298(183,82) \cdot 10^{-3} = 214,29 \text{ кДж.}$$

$\Delta G^\circ$  при  $T_2 = 727 + 273 = 1000$  К определяем по уравнению:

$$\Delta G_{1000} = \Delta H^\circ_{298} - T\Delta S^\circ_{298} = 269,12 - 1000 \cdot 183,82 \cdot 10^{-3} = 85,12 \text{ кДж.}$$

### 3. Термодинамика химического равновесия

Состояние обратимой химической реакции, при котором скорости прямой и обратной реакции становятся равными, называют химическим равновесием.

Для равновесной реакции:  $aA + bB = cC + dD$ , состояние химического равновесия характеризуется константой химического равновесия:

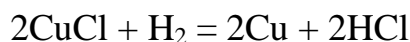
$$K_C = \frac{C_C^c \cdot D_D^d}{C_A^a \cdot B_B^b} \text{ или для реакции в газовой фазе } K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

где  $C_i$  – концентрации компонентов в равновесной идеальной смеси,  $P_i$  – равновесные парциальные давления компонентов.

Константа равновесия связана с  $\Delta G^0$  химической реакции:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p, \quad \ln K_p = -\frac{\Delta G^0}{RT}$$

Пример 9. Рассчитать константу равновесия для реакции



при 298 К, если  $\Delta G^0$  для  $\text{HCl}(\text{г})$  и  $\text{CuCl}(\text{кр})$  при 298 К равны соответственно  $-95,30$  кДж·моль<sup>-1</sup> и  $-120,06$  кДж·моль<sup>-1</sup>. Определите направление протекания реакции при температуре 373 К, если исходные давления газообразных веществ  $\text{H}_2$  и  $\text{HCl}$  соответственно равны  $361 \cdot 10^{-2}$  Н/м<sup>2</sup> и  $500 \cdot 10^{-2}$  Н/м<sup>2</sup>.

Решение. При расчёте  $\Delta G$  реакции учитываем, что это функция состояния:

$$\Delta G^0 = 2\Delta G^0(\text{HCl}) - 2\Delta G^0(\text{CuCl}) = 2(-95,30) - 2(-120,06) = 49,52 \text{ кДж·моль}^{-1}.$$

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^0}{RT} = -\frac{49,52}{8,314 \cdot 298} = -0,019987$$

$$\text{отсюда } K_p = \exp(-0,019987) = 0,9802.$$

Направление самопроизвольного протекания процесса можно определить, используя уравнение изотермы химической реакции:

$$\Delta G = RT \left( \ln \frac{P_{\text{HCl}}}{P_{\text{H}_2}} - \ln K_p \right) = 8,314 \cdot 373 \left( \ln \frac{500 \cdot 10^{-2}}{361 \cdot 10^{-2}} - \ln 0,98 \right) = 1072,1 \text{ кДж/моль}$$

Реакция протекает самопроизвольно в обратном направлении, то есть в сторону образования исходных веществ, так как  $\Delta G > 0$ .

#### 4. Химическая кинетика

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

Для количественного описания температурных эффектов в химической кинетике используют правило Вант - Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°С скорость реакции увеличивается в 2-4 раза:

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} \quad \text{или} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}$$

$\gamma$ - температурный коэффициент скорости ( $\gamma = 2 \div 4$ ).

Пример 10. Константа скорости некоторой реакции с увеличением температуры изменялась следующим образом:  $t_1 = 20$  °С;  $k_1 = 2,76 \cdot 10^{-4}$  мин<sup>-1</sup>;  $t_2 = 50$  °С;  $k_2 = 137,4 \cdot 10^{-4}$  мин<sup>-1</sup>. Определите температурный коэффициент константы скорости химической реакции.

Решение. Правило Вант-Гоффа позволяет рассчитать температурный коэффициент константы скорости по соотношению

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} \quad \gamma = \frac{\frac{T_2-T_1}{10} \sqrt[k_2]}{\sqrt[k_1]} = \sqrt[3]{\frac{137,4 \cdot 10^{-4}}{2,76 \cdot 10^{-4}}} = 3,64$$

Ответ находится в хорошем соответствии с правилом Вант-Гоффа.

Пример 11. Темперный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75° С?

Решение. Обозначим скорости реакций при 20 и 75°С соответственно  $V_1$  и  $V_2$ . Разница температур составляет  $\Delta t = 55^\circ$ . Тогда

$$\frac{V_2}{V_1} = 2,8^{5,5}; \quad \lg \frac{V_2}{V_1} = 5,5 \cdot \lg 2,8 = 5,5 \cdot 0,447 = 2,458$$

Отсюда  $\frac{V_2}{V_1} = 287$

## 5. Свойства растворов неэлектролитов

Растворами называют многокомпонентные гомогенные системы, в которых одно или несколько веществ распределены в виде молекул, атомов или ионов в среде другого вещества – растворителя.

Свойства, зависящие от количества частиц растворенного вещества, но не от его природы, называются коллигативными. Для бесконечно разбавленных растворов такими свойствами являются: понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором; понижение температуры замерзания; повышение температуры кипения; осмотическое давление.

II закон Рауля: В достаточно разбавленных растворах повышение температуры кипения пропорционально понижению давления насыщенного пара и, следовательно, пропорциональна концентрации раствора.

$$\Delta T_K = E \cdot m \qquad \Delta T_K = E \frac{g \cdot 1000}{M \cdot G}$$

$\Delta T_K$  – повышение температуры кипения ( $^{\circ}\text{C}$ ),  $E$  – эбуллиоскопическая постоянная (повышение температуры кипения при растворении 1 моля неэлектролита в 1 кг растворителя);  $m$  – моляльная концентрация;  $g$  – масса растворённого вещества, г;  $G$  – масса растворителя, г;  $M$  – молекулярная масса растворённого вещества, г/моль.

Эбуллиоскопия – метод определения молекулярной массы по повышению температуры кипения:

$$M = \frac{E \cdot g \cdot 1000}{\Delta T_K \cdot G}$$

Пример 12. Вычислить температуру кипения раствора, содержащего 4,6 г глицерина в 100 г воды.

Решение: По формуле 
$$\Delta T_K = \frac{E \cdot 1000g}{MG} = \frac{0,52 \cdot 1000 \cdot 4,6}{92 \cdot 100} = 0,26^{\circ}\text{C}$$

$$T_K = 100 + 0,26 = 100,26^{\circ}\text{C}$$

Ответ: температура кипения раствора  $100,26^{\circ}\text{C}$

## 6. Свойства растворов электролитов

Диссоциация электролитов (распад молекул на ионы) способствует увеличению числа частиц в растворе, поэтому необходимо применять поправку Вант-Гоффа или изотонический коэффициент ( $i$ ):

$$i = \alpha(n - 1) + 1 ,$$

где  $n$  - число ионов, на которые диссоциирует молекула электролита;

$\alpha$  - степень диссоциации.  $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$

$$\text{Закон разбавления Оствальда: } K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1-\alpha} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha) \cdot V} ,$$

где  $K$  - константа диссоциации электролита,  $C$  - концентрация, Моль/л,  $V$  - разбавление раствора. Для разбавленных растворов  $K = \alpha^2 C$ .

Пример 13. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна  $1,32 \cdot 10^{-2}$ . Найти константу диссоциации.

Решение. Подставим данные задачи в уравнение разбавления.

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1-\alpha} = \frac{(1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1}{1 - 1,32 \cdot 10^{-2}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Расчёт по приближённой формуле  $K = \alpha^2 C$  приводит к близкому значению  $K$ :

$$K = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

Основным отличительным свойством растворов электролитов является их способность проводить электрический ток, т.е. их электропроводность.

Удельная электропроводность раствора электролита  $\chi$  ( $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$  или  $\text{Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$ , 1 Сименс ( $\text{См}$ ) =  $\text{Ом}^{-1}$ ) обратно пропорциональна удельному электрическому сопротивлению  $\rho$ :  $\chi = 1/\rho$ .

Значения удельной  $\chi$ , эквивалентной или молярной электропроводности при данном разбавлении  $\lambda$  и бесконечном разбавлении  $\lambda_\infty$  связаны между собою следующими законами и уравнениями:

$$\lambda = \frac{\chi}{c}; \quad \alpha = \frac{\lambda}{\lambda_\infty}$$

Пример 14. Для 0,01н раствора KCl удельное сопротивление  $\rho$  равно 7,09 Ом·м. Вычислите удельную и эквивалентную электрические проводимости.

Решение. Удельную электропроводность вычисляем по уравнению

$$\chi = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{7,09} = 0,141 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}.$$

Эквивалентная электрическая проводимость выражается уравнением:

$$\lambda = \frac{\chi}{c} = \frac{0,141}{0,01} = 14,1 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^2/\text{моль}.$$

### 7. Поверхностные явления. Адсорбция

Следствием нескомпенсированности поверхностной энергии молекул, находящиеся на поверхности раздела фаз, является адсорбция – самопроизвольное изменение концентрации вещества у поверхности раздела фаз по сравнению с объёмной фазой.

В случае мономолекулярной адсорбции  $a$  на энергетически однородной поверхности применяют уравнение Ленгмюра:

$$a = a_{max} \frac{bp}{1+bp} \quad \text{или для растворов} \quad a = a_{max} \frac{bc}{1+bc}$$

где  $a_{max}$  - предельная величина адсорбции (ёмкость монослоя),

$b$  - константа равновесия адсорбционного процесса.

Пример 15. Определить адсорбцию пропионовой кислоты на угле, если концентрация кислоты в растворе 0,5 моль/л, максимальное насыщение 4,179 моль/л, константа адсорбционного равновесия 7,73 л/моль.

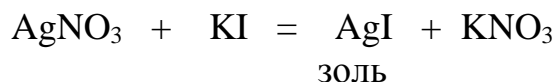
Решение. 
$$a = a_{max} \frac{bc}{1+bc} = 4,179 \cdot \frac{7,73 \cdot 0,5}{1+7,73 \cdot 0,5} = 3,32 \text{ моль/л}.$$

### 8. Коллоидное состояние вещества. Коагуляция

Дисперсными системами называются системы, состоящие из множества частиц различных размеров, распределенных в жидкой, твердой или газообразной среде.

Мицелла – это структурная коллоидная единица, то есть частица дисперсной фазы, окруженная двойным электрическим слоем. Частицы дис-

персной фазы лиофобных золей имеют сложную структуру, которая зависит от условий получения золей.



При образовании золя иодида серебра в ходе химической реакции между нитратом серебра и избытком иодида калия основу коллоидных частиц составят микрокристаллы труднорастворимого AgI, включающие в себя  $m$  молекул AgI. Эти микрокристаллы называют ядром. Если реакция протекает в присутствии избытка иодида калия, то на поверхности агрегата возникает отрицательно заряженный слой в результате избирательной адсорбции  $n$  ионов  $\text{I}^-$ . Ионы иодида являются потенциалобразующими (ПОИ). Под действием электростатических сил к ядру притягивается число  $n$  ионов противоположного знака – противоионов. В данном случае эту роль выполняют ионы  $\text{K}^+$ . Часть противоионов ( $n - x$ ) испытывает действие не только электростатических, но и ван-дер-ваальсовых сил ядра, поэтому прочно удерживаются около него и образуют адсорбционный слой. Ядро и адсорбционный слой образуют гранулу, которая в формуле выделяется фигурными скобками. Остальные  $x$  противоионов под влиянием теплового движения располагаются в жидкой фазе диффузно и носят название диффузного слоя. Все это образование является мицеллой. Мицеллы золей электронейтральны.

Мицелла золя иодида серебра с отрицательно заряженными частицами имеет вид:



Мицелла золя иодида серебра с положительно заряженными частицами имеет вид (при избытке нитрата серебра):  $\{m[\text{AgI}] n\text{Ag}^+ (n-x)\text{NO}_3^-\}^{x+} x\text{NO}_3^-$ .

Процесс укрупнения частиц (коагуляция) протекает самопроизвольно, так как он ведет к уменьшению удельной поверхности и снижению поверхностной энергии Гиббса. Коагуляция зольей электролитами подчиняется определенным закономерностям.

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

$$\gamma = \frac{V_{\text{эл}} \cdot C_{\text{эл}}}{V_{\text{эл}} + V_3}$$

где  $\gamma$  - порог коагуляции (моль/м<sup>3</sup> или ммоль),  $V_{\text{эл}}$ - объём прилитого электролита (м<sup>3</sup>),  $V_{\text{золя}}$ - объём коагулирующего золя (м<sup>3</sup>),  $C_{\text{эл}}$  – молярная концентрация эквивалента электролита (моль/м<sup>3</sup>).

Известно правило Шульце-Гарди, или правило значности: коагулирующим действием обладает тот ион электролита, который имеет заряд, противоположный заряду гранулы; коагулирующее действие тем сильнее, чем выше заряд иона-коагулятора.

Пример 16. Для коагуляции 20 мл золя хлорида серебра требуется 1 мл раствора нитрата бария молярной концентрации эквивалента 0,2 моль/л или 0,4 мл раствора хлорида алюминия молярной концентрации эквивалента 0,003 моль/л или 3 мл раствора нитрата аммония молярной концентрации 1 моль/л. Определить пороги коагуляции и заряд частиц золя.

Решение. Пороги коагуляции определяем по уравнению:  $\gamma = \frac{V_{\text{эл}} \cdot C_{\text{эл}}}{V_{\text{эл}} + V_3}$ ,

пренебрегая объёмом электролита в знаменателе.

$$\gamma(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 1 \cdot 10^{-6} \cdot 0,2 \cdot 10^{-3} / 20 \cdot 10^{-6} = 10 \text{ моль/м}^3$$

$$\gamma(\text{AlCl}_3) = 0,4 \cdot 10^{-6} \cdot 0,03 \cdot 10^3 / 20 \cdot 10^{-6} = 0,6 \text{ моль/м}^3$$

$$\gamma(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 3 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 10^{-3} / 20 \cdot 10^{-6} = 150 \text{ моль/м}^3$$

Разница в порогах коагуляции велика. Если принять во внимание, что анион во всех электролитах одновалентен, то столь большая разница может быть связана только с коагулирующей способностью катионов. Следовательно, гранулы несут отрицательный заряд.

### Контрольные задачи

1. Используя один из газовых законов, найти неизвестную величину. Привести необходимые расчеты.

Вариант	$P_1$ мм. рт. ст.	$P_2$ атм.	$T_1$ °C	$T_2$ °C	$V_1$ мл	$V_2$ л
1	745	2	20	X	const	
2	X	1,5	25	30	const	
3	const		35	X	600	2
4	const		80	100	X	15
5	755	5	X	150	const	
6	765	X	100	80	const	
7	const		X	180	300	60
8	const		0	25	600	X
9	740	1,5	const		200	X
0	X	2	const		100	2

2. Для реакций, соответствующих вашему варианту, выполните следующие задания:

1). Рассчитайте тепловой эффект реакции в стандартных условиях. Укажите, выделяется или поглощается теплота при протекании этой реакции.

2). По уравнению реакции и агрегатным состояниям веществ качественно оцените изменение энтропии реакции ( $\Delta S > 0$ ,  $\Delta S < 0$  или  $\Delta S \approx 0$ ). Объясните полученный результат.

3). Рассчитайте  $\Delta S^\circ_{298}$  реакции по значениям стандартных энтропии участников реакции ( $S^\circ_{298}$ ).

4). Рассчитайте изменение энергии Гиббса ( $\Delta G^\circ_T$ ) при  $T_1 = 298$  К и  $T_2$  для рассматриваемой реакции, допуская, что  $\Delta H^\circ_{298}$  и  $\Delta S^\circ_{298}$  не зависят от температуры.

Вариант	Реакция	T <sub>2</sub> , °C
1	$4\text{NH}_3(\text{Г}) + 5\text{O}_2 = 4\text{NO}(\text{Г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$	250
2	$4\text{HCl}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{Cl}_2(\text{Г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$	500
3	$2\text{AgNO}_3(\text{К}) = 2\text{Ag}(\text{К}) + 2\text{NO}_2(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г})$	700
4	$2\text{NaHCO}_3(\text{К}) = \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{К}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Г}) + \text{CO}_2(\text{Г})$	200
5	$2\text{CuS}(\text{К}) + 3\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{CuO}(\text{К}) + 2\text{SO}_2(\text{Г})$	150
6	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{К}) + 4\text{H}_2(\text{Г}) = 3\text{Fe}(\text{К}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$	400
7	$2\text{H}_2\text{S}(\text{Г}) + 3\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{SO}_2(\text{Г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$	200
8	$4\text{HBr}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{Br}_2(\text{Г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$	900
9	$\text{CS}_2(\text{Г}) + 3\text{O}_2(\text{Г}) = \text{CO}_2(\text{Г}) + 2\text{SO}_2(\text{Г})$	900
0	$\text{MgCO}_3(\text{К}) = \text{MgO}(\text{К}) + \text{CO}_2(\text{Г})$	1000

3. В гетерогенной системе при температуре T протекает обратимая химическая реакция  $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$ . Рассчитайте энергию Гиббса реакции  $\Delta G^0_{298}$  и константу равновесия  $K_p$  при стандартной температуре 298 К. Рассчитайте по уравнению изотермы химической реакции энергию Гиббса  $\Delta G_T$ , отнесенную к началу реакции, если исходные давления газообразных веществ В и D соответственно равны  $P_1$  и  $P_2$ . Определите направление протекания реакции.

Вариант	Реакция	T, К	$P_1 \cdot 10^{-2}$ , Н/м <sup>2</sup>	$P_2 \cdot 10^{-2}$ , Н/м <sup>2</sup>
1	$\text{PbCl}_2 + \text{H}_2 = \text{Pb} + 2\text{HCl}$	450	284	400
2	$\text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2 + 2\text{H}_2$	500	690	800
3	$\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	450	152	200
4	$\text{SnS} + \text{H}_2 = \text{Sn} + \text{H}_2\text{S}$	470	745	900
5	$\text{SnS} + \text{H}_2 = \text{Sn} + \text{H}_2\text{S}$	490	670	700
6	$\text{PbS} + \text{H}_2 = \text{Pb} + \text{H}_2\text{S}$	610	755	900
7	$\text{PbS} + \text{H}_2 = \text{Pb} + \text{H}_2\text{S}$	550	745	800
8	$\text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2 + 2\text{H}_2$	500	690	800
9	$\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	450	152	200
0	$\text{SnS} + \text{H}_2 = \text{Sn} + \text{H}_2\text{S}$	470	745	900

**4. Влияние температуры на скорость химической реакции.**

1. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры с 10 до 30 °C ( $\gamma=3$ )?
2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость некоторой реакции, если повысить температуру на 25 градусов?
3. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость некоторой реакции, если повысить температуру на 50 градусов?
4. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3,2. Во сколько раз увеличится скорость некоторой реакции в интервале температур от 20 до 60 градусов?
5. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3,4. Во сколько раз увеличится скорость некоторой реакции в интервале температур от 10 до 40 градусов?
6. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,8. Во сколько раз увеличится скорость некоторой реакции в интервале температур от 20 до 65 градусов?
7. Чему равен температурный коэффициент реакции, если скорость реакции возрастает в 16 раз в интервале температур от 10 до 50 градусов?
8. Константы скорости синтеза йодоводорода из простых веществ равны: при 302 °C  $k_1 = 0,475 \text{ дм}^3/(\text{моль ч})$ , при 374 °C  $k_2 = 18,8 \text{ дм}^3/(\text{моль ч})$ . Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.
9. С помощью правила Вант-Гоффа вычислите, при какой температуре реакция закончится за 15 мин, если при температуре 20 °C потребовалось 120 мин. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
10. Темперный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75° C?

## 5. Используя II закон Рауля, определить неизвестные величины.

№	Вещество	Растворитель	E	M	g, г	G, г	$\Delta T_K$ , °C	$T_K$ , °C	$T_K^\circ$ , °C
1.	Камфора $C_{10}H_{16}O$	ацетон	1,72	X	3	50	0,73	56,2	
2.	Глицерин $C_3H_8O_3$	вода	0,52		X	95		100	101,7
3.	Нафталин $C_{10}H_8$	бензол	2,64	X	1,3	100		80,1	80,37
4.	Этиленгликоль $C_2H_6O_2$	вода	0,52		25	X		100	101,4
5.	Бензойная к-та $C_7H_6O_2$	ацетон	1,72		X	180	1,17		
6.	Салициловая к-та $C_7H_6O_3$	этанол	1,20		36	250		78,4	X
7.	Глюкоза $C_6H_{12}O_6$	вода	0,52		5	X		100	100,3
8.	Муравьиная к-та $CH_2O_2$	пропанол	1,68		X	300	14,6		
9.	Анилин $C_6H_5NH_2$	толуол	3,37	X	30	150	7,25		
0.	Щавелевая к-та $C_2H_2O_4$	вода	0,52		0,2	30	X		

6. Напишите уравнения электролитической диссоциации электролита и выражение константы его диссоциации. Вычислите константу диссоциации в растворе с массовой долей, равной  $\omega$  %, если степень диссоциации электролита в этом растворе равна  $\alpha$ . Плотность раствора электролита принять равной единице. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.

Вариант	Электролит	$\omega$ , %	$\alpha$ , %
1	$CH_3COOH$	3,0	0,6
2	$CH_2ClCOOH$	0,95	1,18
3	$HCOOH$	2,7	1,75
4	$HCOOH$	0,46	4,21
5	$HClO$	1,05	0,045
6	$HF$	1,0	3,63
7	$H_2Se$	4,05	1,84
8	$H_2SeO_3$	6,45	8,37
9	$HBrO$	2,9	0,0084
0	$NH_4OH$	1,0	0,55

7. Для раствора вещества X в воде концентрации  $C$  моль/л при 298 К удельное сопротивление равно  $\rho$  Ом·м. Вычислите удельную  $\chi$  и эквивалентную  $\lambda$  электрические проводимости раствора.

Вариант	Вещество X	$C$ , моль/л	$\rho$ , Ом·м
1	HCl	0,1	0,256
2	HI	0,05	0,500
3	HNO <sub>3</sub>	0,02	1,245
4	KBrO <sub>3</sub>	0,01	8,250
5	CH <sub>3</sub> COONa	0,005	23,4
6	CH <sub>3</sub> COOK	0,002	44,5
7	HCl	0,05	0,501
8	HI	0,02	1,220
9	HNO <sub>3</sub>	0,01	2,78
0	KBrO <sub>3</sub>	0,005	14,5

8. При адсорбции  $a$  моль/г, характеризуемой константой равновесия  $b$ , установилась равновесная концентрация  $C$  моль/л. Полное насыщение составляет  $a_{\infty}$ , моль/г. Произведите вычисления и определите неизвестные величины.

Вариант	$a$ , моль/г	$a_{\infty}$ , моль/г	$b$ , л/моль	$C$ , моль/л
1	X	$1,57 \cdot 10^{-3}$	5,8	1,024
2	X	$1,65 \cdot 10^{-3}$	6,2	1,005
3	$1,50 \cdot 10^{-3}$	X	6,6	0,985
4	$1,58 \cdot 10^{-3}$	X	7,0	0,965
5	X	$1,89 \cdot 10^{-3}$	7,4	0,946
6	X	$1,17 \cdot 10^{-3}$	7,8	1,037
7	$1,11 \cdot 10^{-3}$	X	8,2	1,012
8	$1,37 \cdot 10^{-3}$	X	12,2	1,037
9	$1,31 \cdot 10^{-3}$	X	11,8	1,057
0	X	$1,33 \cdot 10^{-3}$	11,4	1,078

9. Написать формулу мицеллы при избытке второго вещества. Какой из электролитов:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  имеет наименьший порог коагуляции для данного золя?

1.  $2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{As}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl}$
2.  $\text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{ZnS} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
3.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$
4.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$
5.  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaNO}_3$
6.  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} = \text{FeS} + 2\text{KNO}_3$
7.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
8.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$
9.  $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
0.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$

10. Используя формулу для вычисления порога коагуляции, определить неизвестные величины:

Вариант	Электролит	$C_{\text{эл.}}$ (моль/л)	$V_{\text{эл.}}$ (мл)	$V_{\text{золя}}$ (мл)	$\gamma$ (моль/л)
1	KCl	0,3	1,2	30	X
2	NaCl	0,04	0,3	20	X
3	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,1	2	X	0,166
4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	0,01	6,25	10	X
5	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	X	2,1	15	0,2
6	$\text{NaNO}_3$	0,02	X	10	5,45
7	$\text{KNO}_3$	0,005	0,9	16	X
8	$\text{K}_2\text{SO}_4$	0,0025	X	40	2,05
9	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	0,01	2,1	X	0,63
0	$\text{CaCl}_2$	0,05	4,5	10	X

## ПРИЛОЖЕНИЯ

### Приложение 1

#### Некоторые единицы международной системы (СИ)

Величина	Единица измерения в СИ	Связь с другими единицами
масса	кг	$1 \text{ кг} = 10^3 \text{ г} = 10^6 \text{ мг}$
молярная масса	кг/моль	$1 \text{ кг/моль} = 10^3 \text{ г/моль}$
объем	м <sup>3</sup>	$1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ л} = 10^6 \text{ см}^3$
давление	Па	$1 \text{ бар} = 10^5 \text{ Па} = 0.987 \text{ атм} = 750 \text{ Торр}$
		$1 \text{ атм} = 101325 \text{ Па} = 760 \text{ Торр}$
		$1 \text{ Торр} = 1 \text{ мм рт ст} = 133.32 \text{ Па}$
температура	К	$273 \text{ °K} = 1 \text{ °C}$
время	с	$1 \text{ мин} = 60 \text{ сек}$ $1 \text{ ч} = 3600 \text{ сек}$
Энергия, работа, количество теплоты	Дж	$1 \text{ Дж} = 2390 \text{ кал} = 10^{-3} \text{ кДж}$
		$1 \text{ кал} = 4.1868 \text{ Дж}$ $1 \text{ ккал} = 4186.8 \text{ Дж}$

- Примечания:
- не следует ставить точку после сокращенной записи названия единиц (правильно: г , см , м);
  - значок ° при использовании шкалы температур Кельвина опускается (273 К);
  - не следует использовать в названиях единиц окончаний, соответствующих множественному числу.

## Термодинамические свойства неорганических веществ

Вещество	$\Delta H^{\circ}_{298}$ , кДж/моль	$S^{\circ}_{298}$ , Дж/К·моль	$\Delta G^{\circ}_{298}$ , кДж/моль
Ag (кр.)	0	42.55	0
AgNO <sub>3</sub> -α	-124.52	140.92	-33.60
Br <sub>2</sub> (г.)	30.91	245.37	3.14
Cl <sub>2</sub> (г.)	0	222.98	0
CO <sub>2</sub> (г.)	-393.51	213.74	-394.36
CS <sub>2</sub> (г.)	116.70	237.77	66.55
CuO (кр.)	-162.00	42.63	-134.26
CuS (кр.)	-53.14	66.53	-53.58
Fe - α	0	27.28	0
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (кр.)	-1118.4	146.4	-1015.4
H <sub>2</sub> (г.)	0	130.684	0
HBr (г.)	-36.38	198.58	-53.43
HCl (г.)	-92.31	186.79	-95.30
H <sub>2</sub> O (г.)	-241.82	188.72	-228.61
H <sub>2</sub> S (г.)	-20.60	205.70	-33.50
MgCO <sub>3</sub> (кр.)	-1095.85	65.10	-1012.15
MgO (кр.)	-601.49	27.07	-569.27
NO (г.)	91.26	210.64	87.58
NO <sub>2</sub> (г.)	34.19	240.06	52.29
NH <sub>3</sub> (г.)	-45.94	192.66	-16.48
NaHCO <sub>3</sub> (кр.)	-947.30	102.10	-849.65
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> -α	-1130.80	138.80	-1048.20
O <sub>2</sub> (г.)	0	205.04	0
Pb (кр.)	0	64.81	0
PbCl <sub>2</sub> (кр.)	-359.82	135.98	-314.56
PbS ((кр.)	-100.42	91.21	-98.77
Sn (бел.)	0	51.55	0
SnO <sub>2</sub> (кр.)	-580.74	52.30	-519.83
SnS -α	-110.17	76.99	-108.24
SO <sub>2</sub> (г.)	-296.90	248.07	-300.21

### 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. Белик В.В. Физическая и коллоидная химия. – М.: Аргумент, 2006. – 208 с.
3. Васюкова А.Н., Задачаина О.П., Насонова Н.В., Перепелкина Л.И. Типовые расчеты по физической и коллоидной химии – Благовещенск: издательство ДальГАУ, 2012. – 103 с.
4. Гельфман, М.И., Коллоидная химия /М.И. Гельфман, О.В. Ковалевич, В.П. Юстратов – СПб.: Лань, 2004. – 336 с.
5. Дулицкая, Р. А. Практикум по физической и коллоидной химии / Р.А. Дулицкая, Р. И. Фельдман .- 2-е ид., перераб., испр. и доп. - М. : Высш. шк., 1978. - 296 с.
6. Задачи по физической химии: учебное пособие/ В. В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин.- М.: Издательство «Экзамен», 2003.- 320 с.
7. Заплишний В.Н. Физическая и коллоидная химия: учебник для сельскохозяйственных вузов.- Краснодар: ГУП «Печатный двор Кубани», 2001.- 344 с.
8. Зимон, А.Д. Коллоидная химия / А.Д. Зимон, Н.Ф. Лещенко. – М.: Агар, 2001. – 317 с.
9. Колпакова Н.А. Сборник задач по химической кинетике / Н.А. Колпакова, С.В. Романенко, В.А. Колпаков. — Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2008. — 280 с.
10. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя и А. М. Пономаревой. - М., ООО «ТИД «Аз-book», 2009 -240 с.
11. Новокшанова, А. Л. Лабораторный практикум по органической, биологической и физколлоидной химии/ А. Л. Новокшанова,- ГИОРД. – 2009. – 224 с.
12. Практикум по физической и коллоидной химии: учеб. пособие / под ред. К. И. Евстратовой . - М. : Высш. шк., 1990. - 255 с.
13. Родин, В.В. Основы физической, коллоидной и биологической химии: курс лекций [Электронный ресурс]. – Изд-во: СтГАУ, 2012. – 124 с.
14. Фридрихсберг, Д.А. Курс коллоидной химии / Д.А. Фридрихсберг. – СПб.: Химия, 1995. – 368 с.
15. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия. – 2-е изд.- М.: Изд-во «Альянс», 2009.- 400 с.
16. Щукин, Е.Д. Коллоидная химия / Е.Д. Щукин, Е.А. Амелина. – М.: Высшая школа, 2006. – 443 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ .....	3
Правила техники безопасности.....	5
Оказание первой помощи .....	6
Порядок оформления работ.....	6
Построение графиков.....	7
<b>Лабораторная работа №1</b> Смещение химического равновесия .....	8
<b>Лабораторная работа №2</b> Скорость химической реакции .....	13
<b>Лабораторная работа №3</b> Фотометрическое изучение кинетики разложения комплексного иона триоксалата марганца .....	18
<b>Лабораторная работа №4</b> Катализ .....	21
<b>Лабораторная работа №5</b> Определение молярной массы неэлектролита криоскопическим методом .....	25
<b>Лабораторная работа №6</b> Адсорбция и десорбция. Избирательность адсорбции .....	29
<b>Лабораторная работа №7</b> Получение лиофобных коллоидных растворов методом конденсации .....	32
<b>Лабораторная работа №8</b> Получение коллоидных растворов методом диспергирования.....	37
<b>Лабораторная работа №9</b> Коагуляция золь растворами электролитов. Определение порога коагуляции золя гидроксида железа (III). Взаимная коагуляция золь.....	41
Методические указания к выполнению контрольной работы.....	47
Контрольные задачи.....	60
ПРИЛОЖЕНИЯ .....	66
Список литературы.....	68

## ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ

Методические указания к лабораторным работам  
и контрольные задания для студентов заочной формы обучения

*В редакции составителей*

Лицензия ЛР 020427 от 25.04.1997 г.

Подписано к печати 19.09.2014 г. Формат 60×90/16.

Уч.-изд.л. – 3,2. Усл.-п.л. – 4,5.

Тираж 70 экз. Заказ 235.

---

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



