

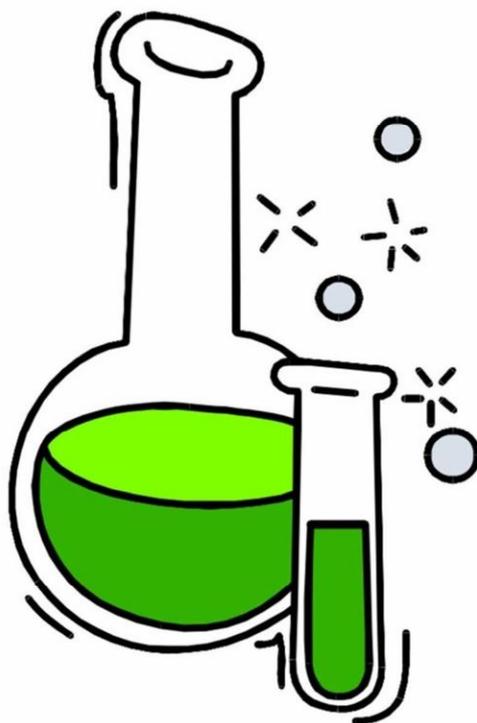
Подписано электронной подписью:
Вержицкий Данил Григорьевич
Должность: Директор КГПИ ФГБОУ ВО «КемГУ»
Дата и время: 2024-02-21 00:00:00

471086fad29a3b30e244c728abc3661ab35c9d50210dcf0e75e03a5b6fdf6436
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Кемеровский государственный университет»
Новокузнецкий институт (филиал)
Кафедра естественнонаучных дисциплин

Е.П. Гостяева, Ф.И. Иванов

Физическая и коллоидная химия

*Методические указания к лабораторным занятиям по дисциплине
для обучающихся по направлению подготовки
44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
Направленность (Профиль) Биология и Химия*



Новокузнецк

2020

УДК 544.01
ББК 24.5.6
Г84

Гостяева Е.П., Иванов Ф.И.

Физическая и коллоидная химия: Методические указания к лабораторным занятиям по дисциплине для бакалавров, обучающихся по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки) / Е.П. Гостяева, Ф.И. Иванов; Новокузнец. ин-т. (фил.) Кемеров. гос. ун-та. – Новокузнецк: НФИ КемГУ, 2020 - 28с.

В настоящих методических указаниях для студентов-бакалавров направления подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки) представлен теоретический материал и рекомендации по выполнению лабораторных занятий.

Рекомендовано
на заседании кафедры
естественнонаучных дисциплин
27 августа 2020г.

и.о. заведующего кафедрой
А.Г. Жукова



Утверждено
методической комиссией факультета
физической культуры, естествознания и
природопользования
« 05 » октября 2020г.

Председатель комиссии



Н.Т. Егорова

УДК 544.01
ББК 24.5.6
Г84

© Гостяева Е.П., Иванов Ф.И.

© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Кемеровский государственный университет» Новокузнецкий институт (филиал), 2020

Текст представлен в авторской редакции

Содержание

Пояснительная записка	4
ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ	6
1.Лабораторная работа № 1. Определение теплоты растворения соли.....	9
2. Лабораторная работа № 2 Определение влияния концентрации веществ и температуры на скорость реакции и смещение равновесия.....	13
3. Лабораторная работа № 3. Определение влияния различных факторов на скорость химических реакций и смещение равновесия	15
4. Лабораторная работа № 4. Адсорбция уксусной кислоты углем.....	17
5. Лабораторная работа № 5 Изучение процесса экстрагирования	18
6. Лабораторная работа № 6. Получение коллоидных систем конденсационными методами	20
7.Лабораторная работа №7. Определение вязкости коллоидных растворов.....	23
8. Лабораторная работа № 8. Определение поверхностного натяжения методом счета капель (метод сталагмометра).....	24
9. Лабораторная работа № 9. Определение порога коагуляции.....	26
Список литературы	28

Пояснительная записка

Методические указания по изучению дисциплины «Физическая и коллоидная химия» подготовлены на основе Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования, в соответствии с учебными планами направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)» и рабочей учебной программы по предмету.

Профессиональная подготовка по учебной дисциплине «Физическая и коллоидная химия» предполагает усвоение обучающимися сведений с учетом новых педагогических тенденций, обозначившихся в последнее время в сфере образования.

В результате изучения «Физической и коллоидной химии» студенты должны:

иметь представления об основных термодинамических и физико-химических закономерностях, физико-химических методах анализа;

знать основные свойства агрегатных состояний вещества, первое и второе начала термодинамики и их применение в химических процессах, основные свойства коллоидных растворов, их молекулярно-кинетические свойства;

уметь рассчитывать параметры газов и газовых смесей, теплофизические и электрохимические характеристики веществ, применять таблицы стандартных термодинамических величин для расчета тепловых эффектов химических реакций.

Усвоение материала опирается на знания, полученные студентами при изучении неорганической и органической химии, и обеспечивает подготовку к изучению дисциплин «Прикладная химия и органический синтез», «Химия высокомолекулярных соединений».

Лабораторный практикум является одним из этапов изучения учебной дисциплины. Настоящий лабораторный практикум составлен на основе рабочей программы по физической и коллоидной химии для студентов, обучающихся по профилю «Биология и Химия», направлен на оказание помощи студентам и преподавателям в организации и обеспечении наиболее рационального унифицированного подхода к изучению и преподаванию дисциплины.

В учебном пособии представлены методические разработки, содержащие материалы по организации учебной деятельности студентов. Отражена цель обучения, перечень необходимых знаний и умений. Каждая методическая разработка содержит подробный перечень контрольных вопросов по узловым моментам, которые студент должен усвоить в процессе подготовки и проведения занятия по данной теме. В конце пособия дан список рекомендуемой основной и дополнительной литературы.

Программа состоит из двух разделов «Физическая химия» и «Коллоидная химия». В первый раздел входят следующие темы «Агрегатное состояние вещества», «Химическая термодинамика», «Химическая кинетика», «Катализ», «Фазовое равновесие», «Растворы», «Электрохимия».

В теме «Химическая термодинамика» студенты знакомятся детально с современными методами расчета термодинамических свойств веществ и химического равновесия. С помощью термодинамических расчетов оценивается возможность, направление и пределы самопроизвольного течения процессов в заданных условиях.

В разделе химической кинетики вскрывается механизм реакций, что дает возможность управлять ими. Большое внимание при изложении материала по кинетике уделяется факторам, влияющим на скорость химических реакций. Подробно рассматриваются гомогенные и гетерогенные реакции, каталитические процессы, учитывается их использование в технологии.

Второй раздел рабочей программы «Коллоидная химия» включает изучение химии поверхностных явлений и дисперсных систем. Это направление химии открывает широкие возможности для развития современных технологий.

Лабораторный практикум знакомит с методами и приборами физико-химических исследований, с методикой выполнения необходимых расчетов, обоснованием определенных закономерностей, дает навык научно-исследовательской работы в целом.

Подготовка к каждой лабораторной работе подразумевает изучение теоретического материала по соответствующей теме. Перед выполнением экспериментальной части работы следует, прежде всего, изучить содержание «Инструкции по технике безопасности и правилам поведения студентов в лаборатории химии» и взять на себя обязательства ей неукоснительно следовать, о чем делается соответствующая запись в «Журнале учета прохождения студентами инструктажа по технике безопасности».

Задания на лабораторную работу (как правило, индивидуальные) выдаются преподавателем, проводящим занятия. Прежде чем выполнять опыт, необходимо внимательно прочитать его описание в «Методических указаниях», а в случае необходимости обратиться за разъяснениями или уточнениями к преподавателю или дежурному лаборанту. После выполнения экспериментальной части необходимо оформить отчет. В конце занятия преподаватель проверяет отчет и подписывает его

1. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ

1.1. Общие правила

При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать ряд правил.

1. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

2. Содержать свое рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов.

3. Во время работы на столе должны находиться только приборы, необходимые реактивы и лабораторный журнал.

4. Приступать к эксперименту можно только после внимательного ознакомления с методическими указаниями.

5. Все наблюдения следует записывать в лабораторный журнал непосредственно после каждого опыта. Не делать записи в черновиках и на отдельных листочках.

6. Лабораторная работа оформляется в лабораторном журнале по следующему плану:

- дата выполнения лабораторной работы;
- название работы;
- цель работы;
- используемые посуда и реактивы;
- краткое описание порядка выполнения работы (по пунктам);
- уравнения химических реакций (где надо);
- таблица результатов;
- графики зависимостей (где надо);
- все производимые расчеты, с формулами и указанием величин, входящих в них;
- ответы на поставленные вопросы;
- выводы по работе.

7. По окончании работы необходимо вымыть и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место, дать преподавателю на подпись лабораторный журнал.

К лабораторным работам студенты допускаются только после инструктажа по технике безопасности. Инструктаж проводится на первом занятии преподавателем, который проводит лабораторные и практические занятия, после чего каждый студент расписывается в журнале.

Студенты обязаны соблюдать меры предосторожности, указанные преподавателем и содержащиеся в инструкциях по технике безопасности, находящихся в лаборатории.

1.2. Правила по технике безопасности при работе в лаборатории химии

1. Являться на занятия студенты обязаны точно по расписанию и уходить из лаборатории только с разрешения преподавателя.

2. Запрещается без разрешения преподавателя приступать к выполнению лабораторных работ.

3. Перед началом работы преподаватель проверяет готовность студентов к работе.

4. Во время работы в химической лаборатории следует соблюдать максимальную осторожность, помня, что неаккуратность, невнимательность недостаточное знакомство с приборами и свойствами веществ могут повлечь за собой появление несчастных случаев.

5. Приступая к работе, необходимо уяснить методику работы, правила ее безопасного выполнения, проверить правильность сборки приборов, соответствие взятых веществ с тем, что указано в описании работы.

6. Каждый студент должен работать на закрепленном за ним рабочем месте, переход на другое место без разрешения преподавателя не допускается.

7. Рабочее место следует содержать в чистоте, не загромождать посторонними предметами.

8. Не проводить опыты в грязной посуде, мыть посуду сразу после использования.

9. Не загрязнять реактивы. Их нужно держать в плотно закрывающейся посуде, открывать банки с реактивами только во время пользования и закрывать сразу после использования, не путая пробок. Каждая склянка с реактивом должна быть подписана, иметь собственную пипетку или шпатель, при взятии реактивов нельзя пользоваться пипетками и шпателями от других склянок. Не сыпать и не сливать обратно в реактивные склянки взятые в избытке или просыпанные реактивы. Такая экономия может испортить весь реактив в реактивной склянке.

10. Растворы химических веществ ни в коем случае нельзя засасывать ртом, их следует набирать специальными пипетками, с использованием груш.

11. Категорически запрещается пробовать реактивы на вкус. Чтобы определить запах реактива, нужно направлять ладонью ток воздуха от склянки к себе.

12. Реактивы и приборы общего пользования не уносить на свои столы – они должны находиться всегда на отведенном для них месте.

13. Аккуратно вносить в пробирки концентрированные кислоты и щелочи, остерегайтесь пролить их на руки, на одежду, на стол. Если кислота или щелочь попали на кожу или на одежду, быстро большим количеством воды смойте их и обратитесь за дальнейшей помощью к преподавателю или лаборанту.

14. Не нагревать в закрытых сосудах газообразные вещества: при нагревании жидкостей в пробирках закрепляйте их в пробиркодержатель, нагревая над спиртовкой, держите их отверстием в сторону от себя и от товарищей. Горячие предметы берите только специальными щипцами (цанги)

и т.д.

15. Использованные реактивы запрещается сливать в раковину, слив производить в специальные емкости для отходов.

16. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и так далее не оставляйте на столах, а выбрасывайте в специальную мусорницу, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

17. После работы в лаборатории обязательно вымойте руки.

Никакое отступление от требований безопасности не может быть оправдано ни особыми обстоятельствами, ни «разумными доводами». Недопустимо нарушать эти требования даже при полной уверенности, что в данном случае нарушение не приведет к аварии: если неправильный навык закрепится, в дальнейшем он может быть автоматически применен в других, более опасных условиях. Разумеется, далеко не каждое нарушение инструкций влечет за собой несчастный случай. Однако пренебрежение по мелочам быстро входит в привычку и создает предпосылки для более серьезных нарушений.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ

Целью работы: 1. Закрепление и углубление знаний о первом законе термодинамики. 2. Экспериментальное измерение теплоты растворения соли калориметрическим методом. 3. Приобретение навыков математической обработки результатов эксперимента.

Оборудование: Калориметр (рис. 1); теххимические весы; магнитная мешалка, секундомер; мерный цилиндр на 100 см³; пробирка с пробкой; миллиметровая бумага.

Реактивы: Одна из кристаллических солей: Na₂SO₄, Na₂SO₄·10H₂O, Na₂CO₃·10H₂O, Na₂CO₃, Na₂HPO₄·12H₂O, Na₂HPO₄, CaCl₂, CaCl₂·6H₂O, CuSO₄, CuSO₄·5H₂O, ZnSO₄, ZnSO₄·7H₂O.

Краткие теоретические сведения:

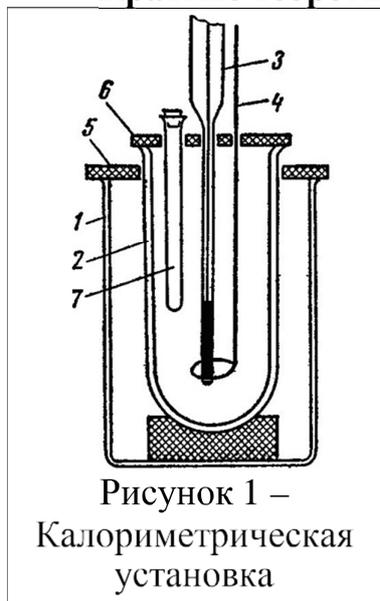


Рисунок 1 –
Калориметрическая
установка

Для определения теплового эффекта процесса растворения соли используется калориметрическая установка, изображенная на рис. 1. Она состоит из наружного стакана (1), внутри которого помещен сосуд Дьюара (2) без серебряного покрытия. Кроме того, в калориметре имеется термометр (3), проволоочная мешалка из нержавеющей стали (4). Проволоочная мешалка может заменяться магнитной мешалкой. Стакан закрывается изотермической крышкой (5) с отверстием для сосуда Дьюара. Изотермическая крышка сосуда Дьюара (6) имеет три отверстия: для термометра, для пробирки (7) и для мешалки. Стакан отделен от сосуда Дьюара термоизоляционной прокладкой.

Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре, вычисляют по формуле:

$$q = \sum c(t_2 - t_1),$$

где t_1 и t_2 – начальная и конечная температура жидкости в калориметрическом стакане;

$\sum c$ – теплоемкость системы, равная $c_1 m_1 + c_2 m_2$ (m_1 и m_2 – массы сосуда Дьюара и жидкости в нем;

c_1 и c_2 – удельные теплоемкости стекла и жидкости.

В данном опыте считают удельную теплоемкость стекла $c_1 = 0,75 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К), а удельную теплоемкость воды $c_2 = 4,18 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К).

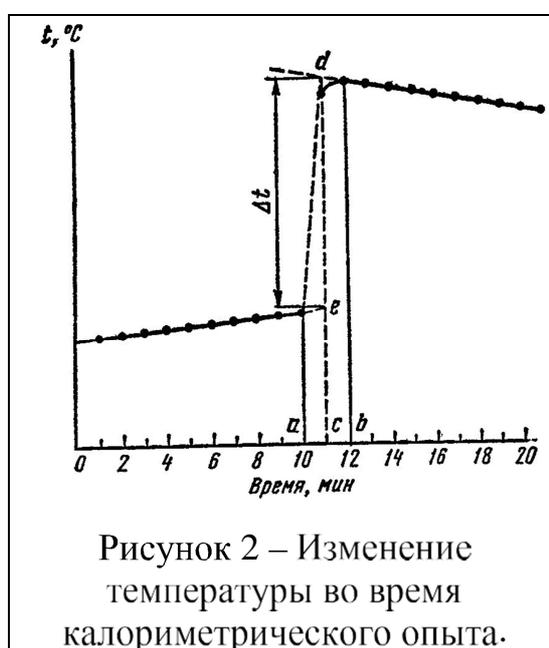
Основной величиной, от которой зависит точность термодимических измерений, является измерение температуры калориметра. Поэтому измерение этой величины должно быть произведено с максимальной точно-

стью. Для этого используются специальные термометры с ценой деления $0,01^\circ$.

Данную работу удобно выполнять вдвоем или втроем, так как необходимо одновременно следить за секундомером, фиксировать положение ртутного столбика в термометре и проводить запись экспериментальных данных.

Термометр не сразу принимает температуру окружающей среды. Поэтому для точных измерений температуры за 8-10 минут до начала процесса начинаю наблюдение за температурой калориметрической жидкости, непрерывно ее перемешивая. Отсчет производят через каждую минуту, записывая показания термометра. Затем помещают в калориметр соль, происходит ее растворение, в результате чего изменяется температура. Измерение температуры продолжают еще в течение 10 минут, записывая ее значение через каждую минуту.

Результаты измерения температуры наносят на график (рис. 2): температуру - по оси ординат, а время по оси абсцисс. Начальный участок графика (до точки а) представляет собой температурный ход калориметрической системы, а участок ab - собственно процесс растворения, в результате которого наблюдается резкий скачок температуры Δt . Окончание процесса растворения регистрируется после того, как температура в калориметре перестанет расти и ее изменение станет медленным и равномерным (участок графика после точки б). Определение Δt ясно из рисунка.



Точность результатов анализа характеризуется разностью между полученным значением и истинным содержанием компонента в анализируемом образце и называется **абсолютной погрешностью**:

$$\Delta \bar{x} = \bar{x} - a,$$

где a – истинное значение определяемой величины.

Абсолютные погрешности имеют знак, показывающий, в какую сторону отклоняются результаты от истинного.

Отношение абсолютной погрешности к истинному значению есть **относительная погрешность**:

$$\Delta \bar{x}_{\text{отн.}} = \frac{|\bar{x} - a|}{a}.$$

Часто эту величину выражают в процентах:

$$\Delta \bar{x}_{\text{отн.}} = \frac{|\bar{x} - a|}{a} \cdot 100 (\%).$$

Методические указания:

1. Узнайте у преподавателя формулу соли для определения теплоты растворения.
2. Подготовьте калориметр к работе.
3. Взвесьте воду и соль для определения теплоты растворения.
4. Проведите измерения температуры воды и раствора согласно инструкции.
5. Постройте график в координатах температура (t, °C) - время (τ, мин).
6. По графику найдите изменение температуры растворения соли Δt.
7. Вычислите теплоту растворения соли.
8. В таблице 1 Приложения найдите теплоту растворения соли и определите абсолютную и относительную погрешность определения.
9. Разберите калориметр, раствор соли вылейте и промойте стакан.
10. Письменно ответьте на контрольные вопросы.
11. Сдайте тетрадь с отчетом по лабораторной работе на проверку преподавателю.

ХОД РАБОТЫ

1. Определяем теплоту растворения ____ (название соли и ее формула).
2. Стакан взвесьте на технохимических весах с точностью до 0,1 г (m₁).
3. В стакан налейте 100 см³ воды и взвесьте его на технохимических весах с точностью до 0,1 г. Масса калориметрического стакана с водой m₂(г).
4. Получите у лаборанта соль для определения теплоты растворения и разотрите ее в порошок в фарфоровой ступке.
5. В сухую пробирку поместите 2,5 – 3 г соли и закройте пробирку резиновой трубкой. Взвесьте с точностью 0,01 г. Масса пробирки с солью – m₄. Закройте пробирку пробкой. Затем пробирку с солью вставьте в крышку калориметра так, чтобы ее часть заполненная солью, была погружена в воду.
6. В сосуд калориметра поместите мешалку и термометр и приступите к замерам температуры. Перемешивая мешалкой воду, в течение 10 мин произведите отсчет температуры воды через каждую минуту.
7. На одиннадцатой минуте выньте пробирку из калориметра, приподняв крышку калориметра, высыпьте соль в воду и, продолжая перемешивание раствора, произведите отсчеты показаний термометра до полного растворения соли, но не менее 10 мин.
8. Определите массу пробирки после высыпания соли m₅.
9. Результаты измерений температуры запишите в виде таблицы.

Время, мин	Показания термометра	Время, мин	Показания термометра	Время, мин	Показания термометра
1.		8.		15.	
2.		9.		16.	
3.		10.		17.	
4.		11.		18.	
5.		12.		19.	
6.		13.		20.	
7.		14.		21.	

10. Освободившуюся пробирку закройте пробкой, тщательно вытрите снаружи и взвесьте на теххимических весах с точностью 0,01 (m₅).
11. Постройте график в координатах температура (t, °C) – время τ (мин).
12. Результаты взвешиваний и измерений запишите в таблицу

Формула соли

1.		
2.	Масса калориметрического стакана с водой	m ₁ ()
3.	Масса калориметрического стакана	m ₂ ()
4.	Масса воды в калориметре	m ₃ = m ₁ - m ₂
5.	Масса пробирки с солью	m ₄ ()
6.	Масса пробирки после высыпания соли	m ₅ ()
7.	Масса растворенной соли	m ₆ = m ₄ - m ₅
8.	Масса жидкости в стакане	m ₇ = m ₆ + m ₃
9.	Δ t (определите графически)	
10.	Молярная масса соли	_____
11.	Теплота растворения соли ΔH _p	

13. Найдите теплоту растворения соли по формуле:

$$\Delta H_p = \frac{[m_2 \cdot 0,75 + m_7 \cdot 4,18] M t}{1000 \cdot m_6}$$

где M – молярная масса соли.

. По справочнику найдите теплоту растворения данной соли. Найдите абсолютную и относительную (%) погрешности опыта.

Контрольные вопросы :

Из какого закона термодинамики вытекает основной закон термохимии ?

Сформулируйте закон Гесса .

Что называется теплотой растворения ?

Зачем перед проведением опыта соль мелко растирают ?

Почему пробирка должна быть сухой ?

Зачем в ходе опыта жидкость непрерывно перемешивают ?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

Определение влияния концентрации веществ и температуры на скорость реакции и смещение равновесия

Цель работы. Изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, и установить, как влияют эти факторы на смещение химического равновесия.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками. Спиртовка. Термометр. Секундомер. Пипетки. Химический стакан. Тиосульфат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Серная кислота 2%-ная (H_2SO_4). Гидроксид аммония 2 н раствор (NH_4OH). Хлорид магния 0,5 н раствор (MgCl_2). Хлорид аммония (NH_4Cl). Раствор фенолфталеина. Вода дистиллированная.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

1. 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 (H_2SO_4) и обратить внимание на появляющееся через несколько секунд помутнение раствора. С течением времени оно усиливается, так как возрастает концентрация выделяющейся серы.

Реакция протекает по следующему уравнению:



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

2. Взять четыре пробирки и поместить в первую – 2, во вторую – 5, в третью – 10, в четвертую – 15 капель раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и добавить в первую пробирку 13, во вторую – 10, в третью – 5 капель дистиллированной воды.

3. Осторожно, но быстро, прилить в первую пробирку 5 капель 2%-го раствора серной кислоты (H_2SO_4) и точно определить, через сколько секунд после смешивания реагентов появится муть, результат занести в таблицу.

4. Эту операцию повторить со второй, третьей и четвертой пробирками, полученные данные занести в таблицу.

№ пробирки	Объём $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, капли	Объём H_2O , капли	Объём H_2SO_4 , капли	Время появления мути (t), с	Скорость реакции ($1/t$), c^{-1}
1					
2					

3					
4					

5. На основании полученных данных начертить график зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, отложив на оси абсцисс (ось x) относительные концентрации тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) (капли), а на оси ординат (ось y) – величину, обратную времени протекания реакции (с^{-1}).

6. Записать выражение закона действия масс для данной реакции.

7. Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

1. Поместить в пробирку 5 капель раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Опустить пробирку в химический стакан с водой, предварительно измерив ее температуру, а затем быстро, не вынимая пробирку с раствором тиосульфата натрия из стакана, добавить к нему 2 капли раствора серной кислоты (H_2SO_4) и отметить через, сколько секунд появится муть, полученные данные внести в табл.

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

№ пробирки	Объём $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, капли	Объём H_2SO_4 , капли	Температура опыта, $^\circ\text{C}$	Время появления мути (t), с	Скорость реакции ($1/t$), с^{-1}
1					
2					
3					
4					

3. По полученным данным построить график зависимости скорости химической реакции от температуры, отложив на оси абсцисс температуру опыта ($^\circ\text{C}$), а на оси ординат – величину, обратную времени появления мути ($1/t$, с^{-1}).

4. Используя экспериментальные данные и правило Вант-Гоффа, рассчитать температурный коэффициент скорости (γ) для данной реакции по формуле:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

где Δt – разность между двумя температурами опыта.

5. Сделать вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Опыт 3. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

1. В пробирку налить 8 капель 0,5 н раствора $MgCl_2$ и прибавлять по каплям 2 н раствор гидроксида аммония (NH_4OH) до появления осадка.

2. Записать уравнение равновесного процесса.

3. К образовавшемуся осадку, до его растворения, добавить по каплям 2 н раствор хлорида аммония (NH_4Cl). Что происходит?

4. Объяснить, пользуясь принципом Ле Шателье, наблюдаемые явления.

5. Записать выражение константы равновесия данной реакции (K_p).

Опыт 4. Влияние температуры на химическое равновесие.

Гидроксид аммония (NH_4OH) – слабое основание, которое в водном растворе диссоциирует:



Количество гидроксид-ионов (OH^-) в растворе зависит от температуры. С повышением температуры равновесие смещается в сторону обратной реакции, образования NH_4OH и уменьшения концентрации гидроксид-ионов (OH^-).

1. В пробирку налить 1 каплю концентрированного раствора NH_4OH , 30 капель воды и 1 каплю фенолфталеина.

2. Обратит внимание на изменение окраски раствора при его нагревании на спиртовке и последующем охлаждении под струей водопроводной воды.

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

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

Определение влияния различных факторов на скорость химических реакций и смещение равновесия

Цель работы. Определить роль катализатора в химических реакциях. Сравнить зависимость скорости реакции от концентрации в гомогенных и гетерогенных реакциях. Проанализировать, как концентрация реагирующих веществ влияет на смещение равновесия.

Приборы и реактивы. Лабораторные технические весы. Пробирки. Мерные пробирки. Пипетки. Фильтровальная бумага. Растворы кислот: H_2SO_4 , HCl . Растворы солей: $CuSO_4$, $FeCl_3$, NH_4CNS , $KMnO_4$, KNO_3 . Цинк в гранулах. Кристаллический $NaCl$. Мрамор.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

1. В две пробирки налить по шесть капель раствора серной кислоты. В каждую пробирку опустить по кусочку цинка. Наблюдать начало химической реакции. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора медного купороса (CuSO_4). Сравнить скорость выделения водорода в обеих пробирках. Какую роль играет выделившаяся на цинке медь?

2. В три пробирки внести по 2 мл раствора перманганата калия (KMnO_4) и по 1 мл раствора серной кислоты. В две пробирки опустить по кусочку цинка, третью пробирку оставить в качестве эталона. В одну из пробирок, в которую добавлен цинк, внести 3-4 капли раствора нитрата калия (KNO_3). Что при этом наблюдается? Какую роль выполняет нитрат калия? Написать уравнения происходящих реакций.

Опыт 2. Влияние величины поверхности на скорость химической реакции в гетерогенной системе.

1. Взять одинаковые навески порошка и кусочка мрамора.

2. Приготовить две пробирки с 10-11 каплями раствора соляной кислоты (HCl).

3. Одновременно стряхнуть с бумажек кусочки мрамора в одну из пробирок с соляной кислотой, а порошок мрамора – в другую.

4. Написать уравнение реакции взаимодействия мрамора (CaCO_3) с соляной кислотой.

5. Сопоставить интенсивность процесса в обеих пробирках и сделать вывод о влиянии величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенных системах.

Опыт 3. Влияние концентрации реагирующих веществ на сдвиг химического равновесия.

Провести опыт, подтверждающий влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия.

1. В четыре пробирки внести по 3 мл дистиллированной воды и добавить по 2 капли раствора хлорида железа (FeCl_3), прилить такое же количество разбавленного раствора роданида аммония (NH_4CNS). Какое из образующихся веществ сообщает раствору красное окрашивание? Написать уравнение протекающей реакции.

2. Одну из пробирок оставить в качестве контрольной. В остальные пробирки добавить следующие реактивы: в первую – 1 каплю концентрированного раствора хлорида железа, во вторую – 1 каплю концентрированного раствора роданида

аммония, в третью – несколько кристалликов хлорида натрия (NaCl).

3. Сравнить интенсивность окраски растворов во всех четырех пробирках. Написать выражение константы равновесия для изучаемого процесса и дать объяснения происходящим явлениям.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

Адсорбция уксусной кислоты углем

Цель работы. Познакомиться с явлением адсорбции уксусной кислоты углем. Определить зависимость адсорбции от концентрации кислоты.

Приборы и реактивы. Колбы плоскодонные. Цилиндры. Пипетки. Бюретка. Воронки. Фильтры. Активированный уголь. Растворы: CH_3COOH (0,2 н), NaOH (0,1 н). Раствор фенолфталеина.

Порядок выполнения работы

1. Из 0,2 н раствора уксусной кислоты приготовить путем разбавления дистиллированной водой растворы следующих концентраций: 0,1 н; 0,05 н; 0,025 н; 0,0125 н по 50 мл.

2. Взвесить на технических весах четыре навески по 1 г порошка активированного угля.

3. Уголь внести в колбы с растворами уксусной кислоты. Закрыть колбы пробками и взбалтывать содержимое в течение 10 минут.

4. Отфильтровать растворы в отдельные и пронумерованные колбы для титрования.

5. Определить количество адсорбированной уксусной кислоты углем, проанализировав количество уксусной кислоты, оставшейся в фильтрате.

Для этого взять по 10 мл каждого фильтрата в отдельные колбочки, добавить по капле фенолфталеина и оттитровать 0,1 н раствором гидроксида натрия. Для этого раствор гидроксида натрия следует налить в бюретку и титровать им до розового окрашивания растворов уксусной кислоты.

6. По закону эквивалентов рассчитать эквивалентную концентрацию уксусной кислоты по формуле:

$$C_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}} = C_{\text{щ}} \cdot V_{\text{щ}},$$

где $C_{\text{к}}$ – эквивалентная концентрация уксусной кислоты, моль/л;

$V_{\text{к}}$ – объем раствора уксусной кислоты, мл;

$C_{\text{щ}}$ – эквивалентная концентрация щелочи, моль/л;

$V_{\text{щ}}$ – объем израсходованного раствора щелочи, мл.

7. Рассчитать количество уксусной кислоты, поглощенной 1 г адсорбента (угля) из 50 мл ее раствора по формуле:

$$A = \frac{(C_0 - C_k) \cdot 50}{1000}, \text{ ммоль/г,}$$

где C_0 – концентрация уксусной кислоты до адсорбции, моль/л;
 C_k – концентрация уксусной кислоты после адсорбции, моль/л.

8. Результаты занести в таблицу.

Концентрация CH_3COOH , моль/л		Объем 0,1 н NaOH, $V_{\text{щ}}$, мл	Адсорбция A	lgA	lg C_k
до адсорбции, C_0	после адсорбции, C_k				

9. Используя данные опыта, построить кривую адсорбции, откладывая по оси абсцисс (ось x) значения lg C_k , а по оси ординат (ось y) – количество адсорбированной кислоты на 1 г адсорбента (lgA).

10. По полученным результатам сделать вывод об адсорбционных возможностях активированного угля.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

Изучение процесса экстрагирования

Цель работы. Освоить процесс экстракции. Определить количество извлеченного вещества при однократном и многократном извлечении одним и тем же объемом растворителя.

Приборы и реактивы. Делительные воронки. Мерные цилиндры. Конические колбы. Бюретка. Вода дистиллированная. Раствор 0,01 н $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Раствор 0,05 н йода в бензоле. Раствор крахмала.

Порядок выполнения работы

1. Отмерить по 5 мл 0,05 н раствора йода в бензоле в две делительные воронки.

2. В первую добавить 45 мл, а во вторую 15 мл дистиллированной воды.

3. Интенсивно встряхивать в течение 5 мин и дать отстояться. Водные слои слить в отдельные конические колбы.

4. Во вторую делительную воронку к оставшемуся бензольному слою добавить еще 15 мл воды. Снова провести процесс экстрагирования и дать отстояться, после чего водный слой слить в ту же колбу, где уже находится водный слой после первого экстрагирования.

5. Во вторую делительную воронку добавить еще 15 мл воды и все провести

еще раз. Теперь водный слой содержит смесь растворов после трех последовательных процессов экстракции.

6. Поочередно оттитровать раствором 0,01 н $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в присутствии индикатора – крахмала оба бензольных слоя. Точку конца титрования установить по исчезновению синего окрашивания, вызванного реакцией йода с крахмалом.

7. Поочередно оттитровать раствором 0,01 н $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ оба водных слоя, в качестве индикатора также использовать раствор крахмала.

8. Результаты внести в таблицу.

№ воронки	V_1 р-ра йода в бензоле, мл	V_2 H_2O , мл	V р-ра $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	
			бензольный	водный
1				
2				

9. По результатам титрования слоев из первой и второй воронок рассчитать коэффициент распределения K по уравнению:

$$K = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_1}{V_2},$$

где C_1 и C_2 – равновесные концентрации растворенного вещества в обеих фазах;

V_1 и V_2 – объемы раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, пошедшие на титрование бензольного и водного слоев соответственно, мл.

10. По уравнению $m_n = m_0 [KV_1 / (KV_1 + V_2)]^n$ рассчитать количество оставшегося в бензольном растворе йода после однократного и трехкратного извлечения,

где n – число извлечений;

m_0 – масса йода в 0,05 н растворе;

V_1 и V_2 – объемы растворителей, бензольного (1) и водного (2), мл.

Масса йода (m_0) определяется, после преобразования, по формуле:

$$C_{\text{э}} = \frac{m_0}{M_{\text{э}} \cdot V},$$

где $M_{\text{э}}$ – эквивалентная масса, г/моль.

Для йода в данном процессе она определяется как $M_{\text{э}, \text{I}_2} = \frac{M_{\text{I}_2}}{2}$.

11. Сравнить рассчитанные и полученные Вами данные и сделать вывод об оптимальных условиях экстрагирования.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

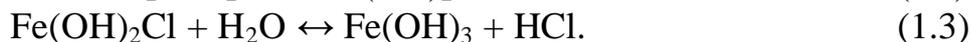
Получение коллоидных систем конденсационными методами

Цель работы изучить методы получения коллоидных систем путем физической и химической конденсации.

Оборудование и реактивы:

1. Химическая посуда;
2. Дистиллированная вода;
3. Водный раствор силиката натрия (жидкое стекло);
4. Разбавленный раствор соляной кислоты;
5. Железо треххлористое;
6. Спиртовая горелка.

Получение коллоидного раствора гидроксида железа (III) посредством гидролиза соли FeCl_3 . Гидролиз соли FeCl_3 происходит по стадиям, причем скорость и степень гидролиза возрастают при повышении температуры и увеличении разведения:

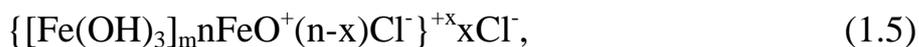


Так как на каждой ступени гидролиза выделяется HCl , то равновесие на последней стадии сдвинуто влево, т.е. гидролиз не протекает до конца и в системе присутствуют как Fe(OH)_3 , так и $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$. Дигидрохлорид железа (III) при нагревании подвергается дегидратации:



Образующаяся соль FeOCl играет роль стабилизатора. Элементарная частица золя называется мицеллой. Основу мицеллы составляет нерастворимый в данной дисперсионной среде агрегат: $[\text{Fe(OH)}_3]_m$, где m - число молекул (атомов), входящих в агрегат. Поверхность агрегата может заряжаться благодаря избирательной адсорбции ионов из среды или диссоциации молекул поверхностного слоя. В соответствии с правилом Пескова-Фаянса (Фаянса-Панета) на поверхности адсорбируются ионы, входящие в состав агрегата, либо специфически взаимодействующие с ним. Ионы, адсорбирующиеся на поверхности агрегата и придающие ему заряд, называются потенциалопределяющими (ПОИ). Заряженный агрегат составляет ядро мицеллы. В нашем примере ядро золя гидроксида железа $[\text{Fe(OH)}_3]_m n \text{FeO}^+$ имеет положительный поверхностный заряд за счет адсорбции ионов FeO^+ из раствора, где n - число адсорбированных ионов. Заряд ядра компенсируется эквивалентным зарядом противоположных ионов (противоионов), находящихся в объеме среды. Противоионы, располагающиеся вблизи поверхности на расстояниях, близких к диаметру ионов, помимо электростатических сил испытывают силы адсорбционного взаимодействия. Поэтому они прочно связаны с ядром, практически не участвуют в тепловом

движении и носят название противоионов адсорбционного слоя (их число $n-x$). Остальные противоионы образуют диффузионный слой. Толщина диффузионного слоя определяется соотношением сил электростатического взаимодействия (притяжение ПОИ и противоионов и отталкивание одинаково заряженных противоионов) и тепловым движением. Число противоионов диффузионного слоя $xx = nn - (m - xx)$. Мицелла гидрофобного золя является электронейтральной. Формулу мицеллы золя гидроксида железа (III), полученного методом гидролиза соли $FeCl_3$, можно записать следующим образом:



где $[Fe(OH)_3]_m$ - агрегат; $[Fe(OH)_3]_m nFeO^+$ - ядро; $\{[Fe(OH)_3]_m nFeO^+(n-x)Cl^-\}^{+x}$ - коллоидная частица (гранула); $nFeO^+(n-x)Cl^-$ - адсорбционный слой; xCl^- - диффузный слой; FeO^+ - ПОИ; $(n-x)Cl^-$ - противоионы адсорбционного слоя; xCl^- - противоионы диффузного слоя.

Толщина адсорбционного слоя δ (<1 нм), толщина диффузного слоя λ существенно больше (может быть > 10 нм) и зависит от концентрации электролита и температуры. Заряд коллоидной частицы всегда совпадает со знаком заряда ПОИ (т.е. со знаком заряда ядра) и меньше по величине заряда ядра на число противоионов адсорбционного слоя. Таким образом, можно предложить следующий алгоритм написания формул мицелл лиофобных зольей:

- 1) написать уравнение химической реакции, обозначив стрелкой (или подчеркнув) формулу труднорастворимого соединения – это основа агрегата;
- 2) написать формулу реагента, взятого в избытке, определить ПОИ - ионы, либо непосредственно входящие в состав агрегата, либо родственные ему, и противоионы – ионы реагента, взятого в избытке, имеющие знак противоположный ПОИ;
- 3) написать формулу мицеллы: агрегат из m молекул нерастворимого соединения, слой ПОИ, адсорбционный и диффузный слой противоионов.

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомиться с техникой безопасности.
2. Получение золя кремниевой кислоты методом **химической конденсации**: 2 мл водного раствора силиката натрия наливают в лабораторный стакан. К этому раствору прибавляют по каплям при перемешивании разбавленный раствор HCl до образования студня.
3. Получение коллоидного раствора гидроксида железа (III) методом химической конденсации в результате гидролиза соли $FeCl_3$: 5 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III) в колбе нагревают над спиртовой горелкой до изменения желтого цвета на красно-коричневый. Образуется раствор гидроксида железа (III). При охлаждении раствор приобретает первоначальный цвет.
4. К 20 каплям 2%-го раствора тиосульфата натрия добавляют 5-10 капель 2N раствора серной кислоты. Образуется гидрозоль серы.
5. К 1 мл 2%-го раствора хлорида железа (III) добавляют избыток 10 %-го

раствора гидроксида натрия (0,5 мл). Осадок гидроксида железа на фильтре быстро промывают 2-3 порциями воды по 2 мл. Затем к осадку на фильтре приливают 2-3 мл раствора хлорида железа. Образуется коллоидный раствор гидроксида железа вследствие адсорбционной пептизации.

б. На основании проведенных опытов делается вывод о методах получения дисперсных систем и составляется отчет о лабораторной работе.

Требования к отчету

Отчет состоит из основных разделов: цель, задание, экспериментальная часть, вывод. В экспериментальной части указать цвет и характерные признаки коллоидной системы, привести уравнения химических реакций.

Выводы включают в себя заключение о возможностях каждого метода получения дисперсных систем, условий, при которых происходит образование коллоидных растворов.

Контрольные вопросы:

1. Что такое коллоидная система?
2. Каковы основные методы получения коллоидных систем и на чем они основаны?
3. Что представляют собой диспергационные методы получения дисперсных систем.
4. Охарактеризуйте физические конденсационные методы получения коллоидных систем.
5. Охарактеризуйте химические конденсационные методы получения коллоидных систем.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

Определение вязкости коллоидных растворов

Цель работы изучение и определение вязкости истинных растворов и коллоидных растворов.

Оборудование и реактивы:

1. Вискозиметр;
2. Раствор $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
3. Раствор желатина.

Порядок выполнения работы:

1. Приготовить растворы $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и растворы желатина с концентрацией 0,1 %, 0,2 %, 0,5 %, 1 %.
2. В вискозиметр через широкое колено залить исследуемый раствор примерно до половины объема нижнего резервуара. Медленно резиновой грушей засасывают жидкость в колено с капилляром приблизительно до половины верхнего расширения, и включить секундомер для определения времени прохождения мениска жидкости между двумя метками, расположенными между двумя расширениями (верхняя метка) и в верхней части капилляра (нижняя метка). Повторить измерения для каждой исследуемой жидкости 5 раз.
3. Повторить серию измерений при температуре $t = 50^\circ\text{C}$. Занести данные в таблицу 4.1.
4. Вычислить вязкость исследуемых растворов по формуле:

$$\eta = k \cdot t, \quad (4.4)$$

где: η – кинематическая вязкость в сантистоксах (сст);

t – среднее время истечения жидкости, с;

k – константа вискозиметра (из описания прибора).

5. Построить графики зависимости вязкости исследованных растворов от концентрации и температуры.

Таблица 4.1

Зависимость среднего времени истечения растворов от концентрации и температуры.

Вещество	Температура	Концентрация, %			
		0,1	0,2	0,5	1
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	комнатная				
	50°C				
желатин	комнатная				
	50°C				

6. Сделать выводы о зависимости вязкости от концентрации и температуры растворов.

Контрольные вопросы:

1. Что такое вязкость растворов?
2. Нормально вязкие и структурированные системы.
3. Какова связь между концентрацией и вязкостью в структурированных системах?
4. Как зависит вязкость от температуры?
5. Что такое ламинарное течение жидкости?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

Определение поверхностного натяжения методом счета капель (метод сталагмометра)

Цель работы: Изучить один из способов измерения поверхностного натяжения – метод счета капель.



Рисунок 7.3 – Схема установки для определения поверхностного натяжения.

Оборудование и реактивы:

- Бюретка с краном
- Емкость для сбора капель
- Штатив
- Дистиллированная вода
- Исследуемые жидкости

Порядок выполнения работы:

1. Ознакомиться с техникой безопасности.
2. Измерить радиус кончика бюретки.
3. Наполнить бюретку исследуемой жидкостью.
4. Накапать в емкость 10 мл исследуемой жидкости, подсчитав при этом количество капель. Скорость вытекания жидкости регулируется с помощью крана, установленного на бюретке.

5. Повторить измерения 3 раза.
6. Повторить пункты 2-4 для воды комнатной температуры, горячей воды, воды со льдом, водного раствора поваренной соли (NaCl) и мыльной воды.
7. Температуру воды измерить с помощью термометра. Плотность воды при данной температуре определить по таблице 7.2. Плотность мыльного раствора принять равным плотности воды при данной температуре.
8. Занести полученные данные в таблицу 7.1.
9. Рассчитать коэффициенты поверхностного натяжения σ для каждой исследованной жидкости по формуле (7.6).
10. Построить график зависимости коэффициента поверхностного натяжения от температуры $y = \sigma(T)$ и сделать вывод о полученной зависимости.
11. Сделать вывод о том, как влияет на коэффициент поверхностного натяжения добавление в воду соли и мыла.

Таблица 7.1 – Результаты измерений.

Вода при комнатной температуре					
№	$V, м^3$	$\rho, кг/м^3$	n	$\sigma\sigma, Н/м$	$t, ^\circ C$
1					
2					
3					
Ср.зн.					
Горячая вода					
№	$V, м^3$	$\rho, кг/м^3$	n	$\sigma\sigma, Н/м$	$t, ^\circ C$
1					
2					
3					
Ср.зн.					
Холодная вода					
№	$V, м^3$	$\rho, кг/м^3$	n	$\sigma\sigma, Н/м$	$t, ^\circ C$
1					
2					
3					
Ср.зн.					
Водный раствор соли					
№	$V, м^3$	$\rho, кг/м^3$	n	$\sigma\sigma, Н/м$	$t, ^\circ C$
1					
2					
3					
Ср.зн.					
Мыльная вода					
№	$V, м^3$	$\rho, кг/м^3$	n	$\sigma\sigma, Н/м$	$t, ^\circ C$
1					
2					
3					
Ср.зн.					

Таблица 7.2 – Зависимость плотности дистиллированной воды от температуры.

t, °C	ρ , кг/м ³	t, °C	ρ , кг/м ³
0	999,841	19	998,406
1	999,900	20	998,205
2	999,941	21	997,994
3	999,965	22	997,772
4	999,973	23	997,540
5	999,965	24	997,299
6	999,941	25	997,047
7	999,902	26	996,785
8	999,849	27	996,515
9	999,782	28	996,235
10	999,701	29	995,946
11	999,606	30	995,946
12	999,498	40	992,220
13	999,377	50	988,040
14	999,244	60	983,200
15	999,099	70	977,760
16	998,430	80	971,790
17	998,775	90	965,300
18	998,596	100	958,350

Контрольные вопросы

1. Поверхностное натяжение (определение, единицы измерения, зависимость от температуры).
2. Особенности молекул поверхностного слоя.
3. Приведите примеры проявления силы поверхностного натяжения.
4. Методы измерения поверхностного натяжения.
5. Преимущества и недостатки метода счета капель.
6. Дайте определения явлениям смачивания и несмачивания, приведите примеры.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

Определение порога коагуляции

Теоретическая часть

Коллоидные растворы обладают большим запасом энергии, вследствие чего они термодинамически неустойчивы. Стремление к наиболее устойчивому состоянию, т.е. к минимальной поверхностной энергии, приводит к тому, что в коллоидных растворах протекают процессы, связанные с уменьшением площади поверхности раздела между фазами. Это возможно в том случае, когда частицы под действием молекулярных сил сцепляются в агрегаты, укрупняя свои размеры. Совокупность процессов, вызывающих укрупнение коллоидных частиц, называется коагуляцией.

Одним из наиболее эффективных методов коагуляции является добавление к коллоидным растворам электролитов, содержащих ионы, противоположные по заряду частицам данного коллоида. Коагулирующее действие электролитов основано на нейтрализации поверхностного заряда мицелл и снижении электрокинетического потенциала до некоторой критической величины (обычно около $20 - 30 \text{ мВ}$). Минимальная концентрация электролита, вызывающая коагуляцию данной коллоидной системы, называется порогом коагуляции и выражается в миллимолях на литр коллоидного раствора.

Экспериментальная часть

Цель работы изучение явления коагуляции коллоидных растворов при добавлении к ним электролитов, содержащих ионы-коагулянты различной валентности.

Оборудование и реактивы:

1. Набор конических колб объемом 100 мл;
2. Пипетки 25 мл;
3. Коллоидный раствор гидроксида железа (III);
4. 2М раствор хлорида натрия;
5. 0,01 М раствор хлорида кальция;
6. 0,001 М хлорида алюминия;
7. 0,01 М раствор сульфата натрия.

Порядок выполнения работы:

1. Приготовить коллоидный раствор гидроксида железа. 10 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III) в колбе нагревают над спиртовой горелкой до изменения желтого цвета на красно-коричневый, образуется раствор гидроксида железа (III). При ослаблении окраски и переходе ее в желтый цвет раствор следует снова довести до кипения.
2. Влить в три колбы по 10 мл горячего раствора гидроксида железа (III). После этого в каждую колбу по каплям добавлять растворы электролитов до появления первых признаков коагуляции. Результаты заносят в таблицу 9.1.

Таблица 9.1 – Экспериментальные данные.

Электролит	Концентрация раствора электролита, М	Объем электролита, необходимого для коагуляции, мл	Объем электролита в пересчете на 0,001 М раствор, мл

Простым глазом можно заметить только начало явной коагуляции, появление мути. Объем электролита, который потребовался, чтобы вызвать коагуляцию соответствующего золя, определяют с точностью до одной капли (объем капли равен приблизительно 0,05 мл).

3. Полученные результаты перенести на график, откладывая на оси абсцисс значения валентности ионов, а на оси ординат – десятичный логарифм величины порога коагуляции ионов.

4. Заключить вывод о сравнительной коагулирующей способности ионов различной валентности.

Контрольные вопросы:

1. Что называется коагуляцией коллоидного раствора?
2. Чем определяется устойчивость коллоидных растворов?
3. Объясните сущность правила Шульце-Гарди.
4. Опишите методы защиты коллоидных систем от коагуляции.
5. В чем заключается коагулирующее действие электролитов?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Терзиян, Т.В. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие / Т.В. Терзиян. – Екатеринбург: Издательство Уральского университета, 2012. – 108 с. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=239715> – ISBN 978-5-7996-0789-0. – Текст: электронный.

2. Физическая химия: учебное пособие / Н.М. Селиванова, Л.А. Павличенко, Г.В. Булидорова и др.; Казанский национальный исследовательский технологический университет. – Казань : Казанский научно-исследовательский технологический университет (КНИТУ), 2016. – 188 с.: схем., табл., ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=500700> – библиогр. в кн. – ISBN 978-5-7882-2009-3. – Текст: электронный

1. Громова, Е.Ю. Строение атома. Химическая связь: учебное пособие / Е.Ю. Громова, Л.А. Альметкина, Г.В. Булидорова; Министерство образования и науки России, Казанский национальный исследовательский технологический университет. – Казань: Казанский научно-исследовательский технологический университет (КНИТУ), 2017. – 108 с.: ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=500901> – Библиогр.: с. 102. – ISBN 978-5-7882-2276-9. – Текст: электронный.

2. Зима, Т.М. Коллоидная химия: лабораторный практикум: [16+] / Т.М. Зима; Новосибирский государственный технический университет. – Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2017. – 71 с. : ил., табл. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=575152> – Библиогр.: с. 63. – ISBN 978-5-7782-3463-5. – Текст: электронный