

ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НОВОКУЙБЫШЕВСКИЙ НЕФТЕХИМИЧЕСКИЙ ТЕХНИКУМ»

УТВЕРЖДАЮ

Заместитель директора по УР

_____ В. Б. Семисаженова

« _____ » _____ 2015 г.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ
ПО ПРОГРАММЕ ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ
по специальностям 18.02.09 Переработка нефти и газа и 18.02.06
Химическая технология органических веществ

Новокуйбышевск

2015 г.

Настоящие методические указания содержат общие требования по выполнению лабораторных работ для освоения программы физическая и коллоидная химия.

Методические указания имеют практическую значимость для преподавателей и обучающихся по специальности 18.02.06 Химическая технология органических веществ и 18.02.09 Переработка нефти и газа.

СОГЛАСОВАНО

Предметно - цикловой комиссией

Председатель _____ М. В. Шиханова

Протокол № _____ от «_____» _____ 2015 г.

Составитель: Шиханова М. В. – преподаватель спец. дисциплин ГБОУ СПО «ННХТ» г. Новокуйбышевска

Эксперты:

Внутренняя экспертиза:

Техническая экспертиза: В. Б. Семисаженова – зам. директора по УР

Содержательная экспертиза: О. Д. Щелкова – зам. директора по методической работе

Рецензия на методические указания по выполнению лабораторных работ по программе физическая и коллоидная химия

Методические указания разработаны преподавателем спец. дисциплин Шихановой М. В. ГБОУ СПО «ННХТ» г. Новокуйбышевска.

Настоящие методические указания предназначены для подготовки квалифицированных кадров по специальности 18.02.06 Химическая технология органических веществ и 18.02.09 Переработка нефти и газа.

Представленные методические указания формируют у обучающихся практические умения и навыки обращения с различными приборами, установками, аппаратурой, лабораторным оборудованием. Методические указания по выполнению лабораторных работ развивают у обучающихся исследовательские умения (наблюдать, сравнивать, анализировать, устанавливать зависимость, делать выводы и обобщения, самостоятельно вести исследования, оформлять результаты), что способствует развитию мышления и приобретению профессиональной уверенности у обучающихся.

Материал изложен грамотно, доступно, в табличной и графической формах, дополнен рисунками и схемами. Рекомендовано использовать при изучении программы физическая и коллоидная химия.

Рецензент _____

Рецензия на методические указания по выполнению лабораторных работ по программе физическая и коллоидная химия

Методические указания разработаны преподавателем спец. дисциплин Шихановой М. В. ГБОУ СПО «ННХТ» г. Новокуйбышевска.

Методические указания составлены в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом и учебным планом образовательного учреждения и предназначены для преподавателей для проведения лабораторных работ при изучении физической и коллоидной химии.

Лабораторный метод обучения основан на самостоятельном проведении обучающимися эксперимента и исследований, он дает возможность приобретать умения и навыки обращения с оборудованием, проведения измерений и вычислений, обработки результатов, выбора новых путей самостоятельных исследований.

Данные методические указания помогут более глубоко систематизировать, углубить и конкретизировать теоретические знания, выработать способность и готовность использовать теоретические знания на практике, развивать интеллектуальные умения.

Методические указания имеют практическую значимость для преподавателей и обучающихся по специальности 18.02.06 Химическая технология органических веществ и 18.02.09 Переработка нефти и газа.

Рецензент _____

СОДЕРЖАНИЕ

1. Пояснительная записка
2. Внутренний распорядок и безопасные методы работы в лаборатории
3. Лабораторные работы
 - 3.1 Лабораторная работа № 1 Определение плотности, поверхностного натяжения жидкости или растворов.
 - 3.2 Лабораторная работа № 2 Определение коэффициента динамической вязкости вискозиметрическим методом, степени влияния температуры и концентрации на вязкость жидкости.
 - 3.3 Лабораторная работа № 3 Определение теплоты нейтрализации.
 - 3.4 Лабораторная работа № 4 Определение скорости реакции.
 - 3.5 Лабораторная работа № 5 Экспериментальное определение параметров катализа по заданию.
 - 3.6 Лабораторная работа № 6 Построение изотермы адсорбции по результатам эксперимента.
 - 3.7 Лабораторная работа № 7 Определение молярной массы криоскопическим методом.
 - 3.8 Лабораторная работа № 8 Определение коэффициента распределения третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями.
 - 3.9 Лабораторная работа № 9 pH-метрия. Изменение э.д.с. гальванических элементов.
 - 3.10 Лабораторная работа № 10 Получение ультрамикрорегетерогенных систем.
 - 3.11 Лабораторные работы № 11 Определение порога коагуляции.

Список литературы

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Лабораторные работы знакомят обучающимися с различными приборами, установками, аппаратурой, лабораторным оборудованием.

Непосредственное участие в экспериментах вырабатывает у студентов практические навыки по методике проведения опытов и обработке их результатов. По полученным данным обучающиеся должны научиться оценивать свойства веществ. Прежде чем приступить к выполнению лабораторной работы, необходимо тщательно изучить содержание работы и порядок ее выполнения; повторить теоретический материал; подготовить таблицы для занесения результатов наблюдений и вычислений.

При завершении работы обучающиеся составляют отчет. Лабораторная работа засчитывается, если отчет соответствует предъявляемым требованиям, и если студент ответил на вопросы преподавателя. При этом обучающийся должен знать устройство и принцип работы объекта исследования, назначение всех элементов схемы и понимать физические процессы, объясняющие полученные результаты, а также уметь объяснить порядок действий при выполнении любого эксперимента в лабораторной работе.

2. ВНУТРЕННИЙ РАСПОРЯДОК И БЕЗОПАСНЫЕ МЕТОДЫ РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

1. В учебной лаборатории студенту предоставляется определенное место для занятий и все необходимое для работы: оборудование и реактивы, расположенные в соответствии с правилами техники безопасности.

2. В лабораторию студент должен являться в белом опрятном халате, хирургической шапочке и в чистой сменной обуви.

3. Приносить в лабораторию продукты питания и посторонние вещи личного пользования воспрещается.

4. После вводного объяснения преподавателя по лабораторной работе староста группы обязан назначить дежурных студентов.

5. Все лабораторные работы должны производиться в строгой последовательности, указанной преподавателем, при соблюдении правил техники безопасности и обращения с реактивами и предметами лабораторного оборудования. Студенты должны выполнять указания преподавателя и дежурного лаборанта по ходу занятия. Беспорядок и неаккуратность при выполнении аналитических операций часто приводит к необходимости повторения выполнения работы.

6. При работе в лаборатории студент должен соблюдать полную тишину, частоту и порядок.

7. В лаборатории категорически воспрещается: курить, принимать пищу, пробовать на вкус исследуемые вещества.

8. Строго воспрещается выносить из лаборатории различные вещества и предметы лабораторного оборудования.

9. После выполнения лабораторных работ студент обязан отчитаться перед преподавателем о результатах исследований и привести в полный порядок свое рабочее место:

а) тщательно вымыть и прополоскать дистиллированной водой посуду своего комплекта;

б) протереть склянки реактивного набора и привести в порядок свое рабочее место;

в) привести в порядок и выключить использованную аппаратуру;

г) проверить выключение нагревательных приборов, воды.

10. Сдать свое рабочее место дежурному лаборанту и доложить преподавателю об окончании работы.

11. Дежурные студенты обязаны строго следить за наличием всех необходимых принадлежностей для проведения лабораторных работ, при их недостатке обращаться за пополнением к дежурному лаборанту. После окончания работы дежурные студенты должны прибрать и вычистить все принадлежности и рабочие места общего пользования, провести влажную уборку учебной комнаты и сдать ее дежурному лаборанту.

2.1 Работа с кислотами и щелочами

1. Работать с концентрированными кислотами и щелочами необходимо осторожно. Следить затем, чтобы они не попадали на кожу или одежду, так как при этом могут вызвать ожоги тела и порча одежды.

2. При работе с большими количествами концентрированных растворов кислот и щелочей необходимо:

а) надеть резиновые перчатки, фартук и защитные очки;

б) баллоны с указанными жидкостями необходимо поместить на подставку, а затем медленно наклонять и переливать эти растворы через воронки в хорошо вымытые и высушенные склянки;

в) категорически запрещается втягивать ртом через пипетки концентрированные растворы кислот и щелочей;

г) щелочи, которые находятся в твердом состоянии, необходимо набирать из склянок с помощью пинцетов или шпателя. При измельчении твердых щелочей глаза следует защищать специальными очками.

3. Готовя разбавленные растворы концентрированной серной кислоты необходимо помнить, что при разбавлении ее выделяется большое количество тепла, поэтому от прибавления воды к кислоте она может разбрызгиваться и попадать на тело и одежду.

Необходимо осторожно и медленно приливать кислоту к воде, а не наоборот.

2.2 Работа с ядовитыми и вредными веществами

1. При работе в химической лаборатории всегда нужно помнить, что большинство применяемых в лаборатории веществ в той или иной степени ядовиты. Поэтому даже практикуемый в лаборатории метод предварительного определения вещества по запаху следует проводить с большой осторожностью.

2. Опыты, сопровождающиеся выделением ядовитых газов и паров должны выполняться только в вытяжном шкафу с хорошей тягой.

3. При работе с особо опасными веществами в лаборатории должно находиться не менее двух сотрудников.

4. В лаборатории должно быть изолированное помещение или сейф для хранения дневной потребности ядовитых сильнодействующих веществ.

5. Все работы по расфасовке ядовитых и вредных веществ необходимо выполнять в резиновых перчатках и в защитных очках, а при необходимости в противогазе.

6. Для отмеривания вредных и ядовитых веществ следует пользоваться пипетками со специальным приспособлением.

7. В химической лаборатории запрещается прием пищи и хранение продуктов.
8. После работы в лаборатории с вредными и ядовитыми веществами необходимо хорошо вымыть руки.

2.3 Первая помощь при несчастных случаях

Несчастные случаи (ожоги, поражения, отравления) в лабораториях могут быть в результате несоблюдения техники безопасности или в результате неаккуратной работы.

Оказание первой помощи пострадавшему состоит в следующем:

1. При попадании кислот на кожу это место вначале необходимо аккуратно промыть водой, а затем раствором бикарбоната натрия. При попадании на кожу концентрированной серной кислоты перед промыванием водой поврежденного участка тела необходимо осторожно вытереть этот участок сухим ватным тампоном или сухой тряпочкой.
2. При попадании концентрированных растворов едких щелочей на кожу поврежденное место необходимо промыть последовательно водой и разведенной уксусной или лимонной кислотой.
3. При попадании на кожу фенола, брома или других раздражающих веществ необходимо поврежденное место промыть органическим растворителем (спирт, бензин, эфир и т.д.).
4. При отравлениях хлором, бромом, оксидами азота пострадавшему необходимо дать вдыхать пары раствора аммиака, а также дать выпить молока.
5. При термических ожогах тела следует немедленно промыть обожженное место 10%-ным раствором перманганата калия.
6. При порезах рану следует обработать спиртовым раствором йода и перевязать.
7. После оказания первой помощи потерпевшему его необходимо немедленно направить в больницу.

2.4 Меры противопожарной безопасности при работе в лаборатории.

1. При работе особенно осторожно следует обращаться с огнеопасными веществами (эфир, бензин, спирт, сероуглерод, ацетон и др.):
 - а) при работе с огнеопасными веществами запрещается зажигать спички, газовые горелки, спиртовки; запрещается включать нагревательные приборы;
 - б) все работы с огнеопасными веществами в лаборатории проводятся под тягой при выключенных нагревательных приборах;
 - в) все отработанные жидкости, содержащие огнеопасные вещества, должны сливаться в специальные для этих целей предназначенные сосуды.

2. Опасными являются работы со свободным натрием, калием, фосфором. Работы с этими веществами должны вестись в точном соответствии с инструкцией, данной преподавателем.

3. Все работы, связанные с выделением водорода, хлора, брома или другого газа, пара или пыли производятся в вытяжном шкафу.

4. В случае воспламенения горючих жидкостей или других веществ немедленно погасите газовую горелку, выключите нагревательные приборы и тягу и, не трогайте сосуды с огнеопасными веществами, примите меры к тушению пламени:

а) горящие, не смешивающиеся с водой жидкости, прикройте асбестовым покрывалом и затем, если нужно, засыпьте песком. Спирт, ацетон, диметилформамид и другие смешивающиеся с водой вещества гасите водой;

б) фосфор гасите песком или водой;

в) натрий, калий – сухим песком, но не водой и не огнетушителем;

г) во всех случаях (за исключением воспламенения калия и натрия) воспользуйтесь огнетушителем;

д) если на вас загорится одежда – не бегите, а гасите пламя обертыванием пальто, войлоком, одеялом, если можно, гасите водой. Огнетушитель для этой цели применять нельзя.

3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

3.1 Лабораторная работа № 1 «Определение плотности, поверхностного натяжения жидкости или растворов»

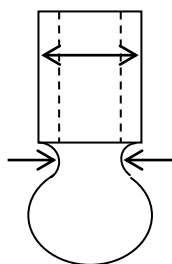
ЦЕЛЬ: рассмотреть с учащимися один из видов определения плотности поверхностного натяжения

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Работа заключается в измерении коэффициента поверхностного натяжения жидкости. Метод измерения основывается на взвешивании капель.

В случае медленного вытекания жидкости из малого отверстия размер образующихся капель зависит от плотности жидкости, коэффициента поверхностного натяжения, размера и формы отверстия, а также от скорости истечения.

При медленном вытекании смачивающей жидкости из вертикальной цилиндрической трубки образующаяся капля имеет форму, показанную на рисунке 1.



Радиус r шейки капли связан с наружным радиусом трубки R соотношением

$$r = kR \quad (1)$$

где k – коэффициент, зависящий от размеров трубки и скорости вытекания. При выполнении данной работы можно принять

$$k = 0.85 \pm 0.20.$$

Очевидно, что в момент отрыва вес капли должен быть равен равнодействующей сил поверхностного натяжения, действующих по длине, равной протяженности контура шейки в самой ее узкой части. Таким образом, можно записать

$$mg = 2\pi a \quad (2)$$

Подставляя величину радиуса шейки r из равенства (1) и решая его относительно (2), получим

$$a = mg/2\pi kR \quad (3)$$

Для определения массы капли, некоторое число n капель взвешивают в стакане известного веса. Если масса стаканчика без капель и с каплями будет соответственно M_0 и M , то масса одной капли

$$m = (M - M_0)/n$$

Подставляя последнее выражение в формулу (3) и вводя вместо радиуса трубки ее диаметр d , получим расчетную формулу

$$a = ((M - M_0)g)/\pi k d n \quad (4)$$

ХОД РАБОТЫ

Установка для определения коэффициента поверхностного натяжения состоит из штатива, на котором установлена бюретка с исследуемой жидкостью. На конце бюретки укреплен наконечник-трубка, на конце которой образуется капля. Взвешивание капель производится в специальном стаканчике.

ИЗМЕРЕНИЯ

1. С помощью штангенциркуля измеряют диаметр наконечника трубки три раза и вычисляют среднее значение d .
2. Взвешивают на технических весах чистый сухой стаканчик (M_0).
3. С помощью краника бюретки добиваются скорости вытекания капель 10 – 15 капель в минуту.
4. Отливают из бюретки в стаканчик 40 - 60 капель жидкости, считая точно количество отлитых капель.
5. Взвешивают стаканчик с жидкостью (M).
6. Подставляя полученные значения в формулу (4) вычисляют коэффициент поверхностного натяжения.
7. Проводят измерения коэффициента поверхностного натяжения три раза и вычисляют среднее значение.
8. Коэффициент поверхностного натяжения в системе СИ измеряется в Н/м

3.2 Лабораторная работа № 2 «Определение коэффициента динамической вязкости вискозиметрическим методом, степени влияния температуры и концентрации на вязкость жидкости»

ЦЕЛЬ: экспериментальное подтверждение теоретических основ.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: вискозиметры, секундомер, исследуемые жидкости.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

В установившемся потоке жидкости скорость отдельных слоев различна. Рассмотрим два параллельных слоя, находящихся на бесконечно малом расстоянии dx и движущихся с различными скоростями от v до $v + dv$.

Выражение dv/dx характеризует изменение скорости в пространстве между слоями и называется модулем градиента скорости. Он равен единице, если рассматриваемые слои находятся на единичном расстоянии $dx = 1$ и разность скоростей их равна единице $dv = 1$.

Вследствие градиента скорости между различными слоями возникает сила внутреннего трения, приложенная к поверхности движущегося слоя и направленная в сторону, противоположную скорости. Величина этой силы прямопропорциональна площади перемещающихся слоев S и градиенту скорости:

$$|\vec{F}| = \eta \frac{dv}{dx} S.$$

Это уравнение Ньютона для силы внутреннего трения.

Коэффициент η называется вязкостью или коэффициентом внутреннего трения. Для жидкостей он характеризует вязкие свойства и определяется на опыте различными методами. Выразим η из уравнения Ньютона:

$$\eta = \frac{|\vec{F}|}{\frac{dv}{dx} S},$$

то есть коэффициент внутреннего трения численно равен силе внутреннего трения, рассчитанной на единицу площади соприкосновения слоев, при градиенте скорости, равном единице. В этом заключается физический смысл.

Непосредственное определение вязкости невозможно и ее определяют опытным путем на основании соотношения Пуазейля для объема жидкости V , протекающего за время t через капилляр радиусом r и длиной l при разности давлений на его концах Δp :

$$V = \frac{\pi r^4 \Delta p t}{8 \eta l}.$$

Как видно, этот объем зависит от вязкости жидкости η . Эта формула выводится в механике и справедлива для ламинарного течения вязкой несжимаемой жидкости.

Для определения вязкости неизвестной жидкости используется метод сравнения. Измеряют время истечения через капилляр двух жидкостей при одинаковых объемах V . Одну из жидкостей считают эталонной, вязкость ее известна. Выведем расчетную формулу для этого метода. Запишем Формулу Пуазейля для одной из жидкостей (эталонной):

$$V = \frac{\pi r^4 \Delta p_0 t_0}{8 \eta_0 \ell}$$

и для второй:

$$V = \frac{\pi r^4 \Delta p t}{8 \eta \ell}$$

Приравнявая их, выразим неизвестную вязкость η через известную η_0 :

$$\eta = \eta_0 \frac{t \Delta p}{t_0 \Delta p_0}$$

Время истечения t_0 и t можно непосредственно измерить, а отношение разности давлений заменим отношением плотностей. Если жидкости вытекают под действием силы тяжести, то $\Delta p = \rho g \Delta h$, где ρ - плотность, g – ускорение свободного падения, Δh - высота столбика жидкости. Тогда

$$\frac{\Delta p}{\Delta p_0} = \frac{\rho}{\rho_0},$$

где ρ_0 - плотность эталонной жидкости (воды) при данной температуре, ρ - плотность исследуемой жидкости при той же температуре.

Расчетная формула принимает вид:

$$\eta = \eta_0 \cdot \frac{t}{t_0} \cdot \frac{\rho}{\rho_0}$$

Таким образом, для определения вязкости какой-либо жидкости нужно знать время истечения через капилляр эталонной жидкости t_0 с вязкостью η_0 , время истечения t такого же объема исследуемой жидкости и плотность обеих жидкостей.

Для измерения вязкости этим методом существуют специально изготовленные приборы – капиллярные вискозиметры. Вискозиметр представляет собой U-образную стеклянную трубку, широкое колено которой расширяется книзу. Другое колено содержит впаянный внутри капилляр, заканчивающийся вверху шариком, который переходит в более широкую трубку. Под шариком и над ним нанесены две метки, ограничивающие определенный объем. Прибор опускается в сосуд с водой так, чтобы уровень воды в сосуде был выше верхней метки вискозиметра.

Для поддержания постоянной температуры и для изменения ее в сосуде последний соединяется с термостатом. Вывод термостата на нужную температуру осуществляется при помощи реле, соединенного с контактным термометром. Необходимую температуру

3.3 Лабораторная работа № 3 «Определение теплоты нейтрализации»

ЦЕЛЬ: на основании термодинамических представлений научиться делать заключение о принципиальной возможности и направленности химических процессов.

Определение теплового эффекта (энтальпии) реакции нейтрализации $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Сравнить измеренное значение ΔH с теоретическим и вычислить относительную ошибку измерения, написать термодинамическое уравнение реакции нейтрализации.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: калориметр включает в себя внутренний стакан, в котором проводится реакция, внешний стакан, теплоизоляционную прокладку, крышку, в которой имеются отверстия для термометра и воронки; для измерения массы реагирующих веществ используют лабораторные весы, для измерения объемов – мерные цилиндры; для перемешивания растворов используют магнитную мешалку, растворы HCl и NaOH .

ХОД РАБОТЫ

Взвесить внутренний стакан калориметра (m_1), опустить в него мешалку и взвесить внутренний стакан с мешалкой (m_2). Налить в стакан 45 мл щелочи соответствующей концентрации (1н или 2н). Взвесить стакан с объемом щелочи (m_3). Собрать калориметрическую установку. Включить магнитную мешалку. Провести предварительный период реакции, регистрируя изменение температуры через 1 минуту в течение 5 минут. Ввести через воронку 40 мл раствора кислоты той же концентрации, что и щелочь. Регистрировать температуру в течение главного периода реакции. Продолжать регистрацию температуры еще в течение 5 минут заключительного периода реакции.

Результаты эксперимента представить в виде двух таблиц.

Таблица 1. Результаты измерения масс

Масса стакана m_1 , г	Масса стакана с мешалкой m_2 , г	Масса мешалки $m_{\text{меш}} = m_2 - m_1$, г	Масса стакана с мешалкой и раствором щелочи m_3 , г	Масса стакана после опыта m_4 , г	Масса раствора после опыта $m_p = m_4 - m_2$, г	Масса раствора кислоты $m_k = m_4 - m_3$, г

Таблица 2. Результаты измерения температуры в ходе реакции

Время от начала опыта	Предварительный период					Главный период				Заключительный период				
	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	4,25	4,5	4,75	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10
Температура, °С														

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Теплоемкость калориметрической системы вычисляется по приближенной формуле:

$$C_k = C_{\text{стакана}} + C_{\text{раствора}} + C_{\text{термометра}} + C_{\text{мешалки}}.$$

Теплоемкостью термометра пренебречь, а теплоемкости остальных частей определить по формулам:

$$C_{\text{стакана}} = C_{\text{стекла}} \cdot m_1,$$

где $C_{\text{стекла}} = 0,2 \text{ кал/г } ^\circ\text{С}$;

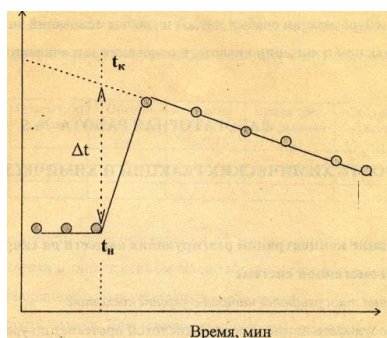
$$C_{\text{раствора}} = C_{\text{раствора}} m_p,$$

где $C_{\text{раствора}} = 1,0 \text{ кал/г } ^\circ\text{С}$;

$$C_{\text{мешалки}} = C_{\text{стали}} m_{\text{меш}},$$

где $C_{\text{стали}} = 0,107 \text{ кал/г } ^\circ\text{С}$.

Изменение температуры в ходе реакции определять графически в соответствии с рисунком 2.



На миллиметровой бумаге на оси абсцисс отложить время в масштабе 1 мин = 1 см, на оси ординат – температуру, выбор масштаба которой зависит от величины Δt . При $\Delta t \approx 6^\circ$: $1^\circ = 2 \text{ см}$, при $\Delta t \approx 12^\circ$: $1^\circ = 1 \text{ см}$. После того, как на график нанесены все экспериментальные точки, получается кривая ABCD. Участок AB называется предварительным периодом, BC – главным, CD – заключительным. Чтобы определить изменение температуры Δt , не искаженное теплообменом, происходящим в течение главного периода, нужно продолжить AB и CD до пересечения их с вертикальной прямой E. Для этого точки v и n, соответствующие начальной и конечной температурам главного периода, нанести на ось ординат. Через середину отрезка mn провести линию KP. Пересечение этой линии с кривой BC дает точку l, определяющую положение прямой E. Отрезок vl и будет равен Δt , отрезок mn = $\Delta t'$. Чем меньше температурных ход в предварительном и заключительном периодах, тем меньше потери теплоты за счет теплообмена и тем ближе $\Delta t'$ к Δt .

Определение числа молей кислоты в растворах: $k = \frac{m_k \cdot C_n}{\rho \cdot 1000}$,

где m_k – масса раствора кислоты, C_n – эквивалентная концентрация кислоты, ρ - плотность раствора кислоты.

Изменение энтальпии реакции ΔH рассчитывается по уравнению: $\Delta H = - \frac{C_k \cdot \Delta t}{k}$

где C_k – температура всех частей калориметрической системы, ккал/°С,

Δt - изменение температуры в ходе реакции, °С,

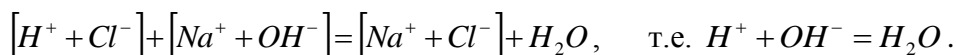
$C_k \cdot \Delta t$ - количество выделившегося при реакции тепла, ккал,

k – число молей эквивалентов кислоты в заданном объеме.

Расчет погрешности эксперимента.

Относительная ошибка определяется по формуле: $E = \frac{|\Delta H_{np} - \Delta H_{теор}|}{\Delta H_{теор}} \cdot 100\%$

где ΔH_{np} - экспериментально определенное значение энтальпии реакции, $\Delta H_{теор}$ - теоретическое значение энтальпии реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. Нейтрализация моля эквивалентов любой сильной кислоты любым сильным основанием в разбавленных растворах всегда сопровождается одним и тем же экзотермическим эффектом, равным 13,70 ккал/моль. Этот факт теория электролитической диссоциации тем, что реакция нейтрализации сводится к образованию моля воды:



Главным фактором, определяющим точность результата, будет погрешность определения Δt , т.к. ошибки взвешивания не превышают сотых долей процентов.

3.4 Лабораторная работа № 4 «Определение константы скорости и энергии активации реакции окисления йодоводородной кислоты пероксидом водорода»

ЦЕЛЬ РАБОТЫ:

1. Определение константы скорости при различных температурах.
2. Определение энергии активации химической реакции и температурного коэффициента.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Кинетикой химических реакций называется учение о скоростях протекания химических процессов, факторах, определяющих эти скорости, а также о механизме химических реакций.

Гомогенной называется реакция, при которой все реагирующие вещества находятся в одной фазе. Гетерогенной называется реакция, при которой вещества находятся в разных фазах и реакция идет на границе раздела фаз.

Скорость гетерогенной химической реакции определяется изменением количества вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности:

$$v = \frac{\Delta n}{S \Delta \tau}$$

Скорость гомогенной химической реакции определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени:

$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Для реакции $Aa + bB \rightarrow cC + dD$ по закону действующих масс скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ

$$v = k \cdot c^m(A) \cdot c^n(B),$$

где k - константа скорости химических реакций; $c(A)$ и $c(B)$ - молярные концентрации реагирующих веществ.

Значение константы скорости химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора. Константа скорости численно равна скорости реакции при концентрациях, равных 1 моль/л. $m = a$; $n = b$, если уравнение правильно отражает механизм химической реакции; $m \neq a$; $n \neq b$, если реакция является сложной и протекает через несколько стадий.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их агрегатного состояния, степени раздробленности, концентрации, температуры и катализатора. По правилу

Вант - Гоффа при увеличении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза:

$$\gamma^{10} = \frac{k_1}{k_2}$$

где γ - температурный коэффициент скорости химических реакций; k_1 и k_2 - константы скоростей химических реакций при температурах t_1 и t_2 . Более точно зависимость скорости химической реакции от температуры определяется уравнением Аррениуса:

$$k = A \cdot e^{-E_{акт}/RT}$$

где k - константа скорости химической реакции; A - предэкспоненциальный множитель; $E_{акт}$ - энергия активации; R - универсальная газовая постоянная; T - температура, К.

Энергия активации - это избыточная по сравнению со средней энергией, которой должны обладать молекулы для того, чтобы при их столкновении происходило химическое взаимодействие:

$$E_{акт} = \frac{2,303 \cdot R(\lg k_2 - \lg k_1) \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1}$$

Следовательно, найдя из данных эксперимента константы скоростей реакции (k_2 и k_1) при температурах T_2 и T_1 , можно рассчитать энергию активации данной реакции.

По числу молекул, вступающих в химическое взаимодействие, различают мономолекулярные, бимолекулярные и тримолекулярные реакции. Реакции более высокой молекулярности не наблюдаются, так как маловероятно столкновение четырех и более молекул, готовых к химическому взаимодействию.

В зависимости от вида кинетического уравнения, связывающего скорость химической реакции с концентрацией реагирующих веществ, различают реакции нулевого, первого, второго и третьего порядка. Порядок реакции по данному веществу равен показателю степени, с которым концентрация вещества входит в кинетическое уравнение. Порядок реакции в целом равен сумме порядков реакции реагирующих веществ. Кинетическое уравнение реакции первого порядка имеет вид:

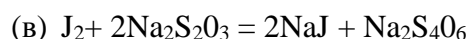
$$k = \frac{1}{\tau} \ln \frac{a}{a-x}$$

Кинетическое уравнение реакции второго порядка:

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \frac{x}{a(a-x)}$$

где a - исходная концентрация реагирующих веществ; x - количество вещества, прореагировавшего к моменту времени t .

Реакция протекает по уравнению $H_2O_2 + 2HI = 2H_2O + I_2$. Количество прореагировавшего H_2O_2 определяют по эквивалентному количеству выделившегося йода, который титруют раствором тиосульфата натрия. Йодоводородную кислоту получают при взаимодействии серной кислоты с йодидом калия:



Реакции (а) и (в) протекают практически мгновенно так, что скорость всего процесса определяется скоростью реакции (б). Скорость реакции зависит от концентрации H_2O_2 . Для вычисления константы скорости этой реакции принимается уравнение первого порядка. Измерения скорости реакции можно проводить по определению времени t , необходимого для появления окраски свободного йода с крахмалом после добавления к раствору определенного количества тиосульфата натрия.

ХОД РАБОТЫ

1. Нагревают воду в термостате до нужной температуры. Для равномерного нагревания используется перемешивание. Температура воды измеряется термометром.

2. В колбу наливают 100 мл 0,1%-ного раствора КJ и 5 мл 1М раствора H_2SO_4 .

3. Над колбой устанавливают бюретку с 0,05М раствором $Na_2S_2O_3$.

4. Когда содержимое колбы примет температуру воды (5 - 7мин), прибавляют в колбу 1 мл $Na_2S_2O_3$, 5 капель 0,5%-ного раствора крахмала (индикатор на йод), 10 мл 0,05М раствора H_2O_2 , эквивалентные A мл 0,05М раствора $Na_2S_2O_3$. Тщательно перемешивают содержимое колбы и записывают время смешения.

5. Отмечают время появления голубого окрашивания τ_1 . Добавляют из бюретки еще 1 мл 0,05М раствора $Na_2S_2O_3$, перемешивают и вновь отмечают время появления голубого окрашивания τ_2 и т.д. Повторяют эти операции 4 - 5 раз.

Промежутки времени τ_1 , τ_2 и т.д. отсчитывают от момента смешивания HI и H_2O_2 .

6. Опыт повторяют при двух различных температурах.

7. В конце одного из опытов прибавляют в колбу несколько капель 0,1М раствора $(NH_4)_2MoO_4$ (катализатор) и выделившийся йод титруют 0,05М раствором $Na_2S_2O_3$ до исчезновения голубой окраски. Таким образом устанавливают, какому общему числу A мл 0,05М раствора $Na_2S_2O_3$ (считая с самого начала титрования) эквивалентны 10 мл 0,05М раствора H_2O_2 .

8. Результаты измерений заносят в таблицу:

Температура	№ п/п					
T ₁ =	Объем Na ₂ S ₂ O ₃ , мл					
	Время от начала опыта					
T ₂ =	Объем Na ₂ S ₂ O ₃ , мл					
	Время от начала опыта					

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. По уравнению $k = \frac{2,303}{\tau} \lg \frac{A}{A-x}$ рассчитывают константы скорости при температурах T₁ и T₂.

A - максимальный объем 0,05M раствора Na₂S₂O₃, эквивалентный 10 мл 0,05M H₂O₂; x - объем 0,05M раствора Na₂S₂O₃, прилитый к моменту времени τ₁, и т.д.

2. Энергию активации рассчитывают по уравнению:

$$E_{акт} = \frac{2,303 \cdot R (\lg k_2 - \lg k_1) \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1}$$

3. Температурный коэффициент скорости реакции рассчитывают по уравнению:

$$\gamma = \frac{k_2}{k_1} = 10^{\frac{E_{акт}}{2,303 R T_1 T_2} (T_2 - T_1)}$$

4. Результаты вычислений заносят в таблицу:

Температура	Значение константы скорости						E _{акт} кДж/моль	
	k ₁	k ₂	k ₃	k ₄	k ₅	k ₆		
T ₁								
T ₂								

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПРОВЕРКИ

1. Что называют скоростью химических реакций?
2. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
3. Что называют константой скорости?
4. Что такое порядок и молекулярность?
5. Правило Вант - Гоффа и уравнение Аррениуса.
6. Энергия активации.

3.5 Лабораторная работа № 5 «Экспериментальное определение параметров катализа по результатам эксперимента»

ЦЕЛИ РАБОТЫ

1. Определить константу скорости, порядок реакции, период полураспада при температуре T_1 .
2. Построить график зависимости количества выделившегося O_2 от времени, определить графически период полураспада.
3. Определить энергию активации реакции, рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Катализатор - вещество, которое увеличивает скорость реакции, само оставаясь по окончании реакции химически неизменным. Наличие в системе *катализатора* может изменять константу скорости химического процесса и его скорость при заданных концентрациях реагентов.

В зависимости от того, находится ли катализатор в той же фазе, что и реагирующие вещества, или представляет собой самостоятельную фазу, различают соответственно *гомогенный* и *гетерогенный* катализ. Катализаторами при гомогенном катализе обычно служат кислоты, основания, соли и прежде всего соли d-элементов (Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Си и др.). Скорость реакции в присутствии гетерогенного катализатора зависит от полезной поверхности его взаимодействия с реакционной средой. В качестве катализатора при гетерогенном катализе часто применяют переходные металлы и их оксиды.

Катализаторы отличаются избирательностью (селективностью) действия. Катализатор одинаково ускоряет и прямую, и обратную реакции, поэтому он не влияет на истинное химическое равновесие, т.е. не меняет константу равновесия и равновесные концентрации. Катализатор лишь изменяет время его достижения, оно тем меньше, чем активнее катализатор.

Действие катализатора основано на том, что он вступает во взаимодействие с реагирующими веществами с образованием промежуточных продуктов и тем самым направляет процесс по новому реакционному пути. В результате меняется механизм процесса, что сопровождается изменением энергии активации.

Скорость реакции при гомогенном катализе зависит от количества катализатора, так как его механизм включает в себя стадию образования промежуточного продукта с его участием.

Применение пероксида водорода во многих технологических процессах, медицине и сельском хозяйстве основывается на его окислительных свойствах. Процесс разложения H_2O_2 в водных растворах проходит самопроизвольно и может быть представлен уравнением:



Процесс может быть ускорен с помощью катализатора. Это могут быть анионы и катионы, например CuSO_4 (гомогенный катализ). Ускоряющее действие на разложение H_2O_2 оказывают также твердые катализаторы (уголь, металлы, соли и оксиды металлов). На течение гетерогенной каталитической реакции разложения H_2O_2 влияет pH среды, состояние поверхности, каталитические яды, например $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CO , HCN , H_2S .

В клетках растений, животных, человека также осуществляется каталитическое разложение пероксида водорода. Процесс осуществляется под действием ферментов каталазы и пероксидазы, которые в отличие от катализаторов небиологической природы имеют исключительно высокую каталитическую активность и специфичность действия.

Разложение H_2O_2 сопровождается выделением O_2 . Объем выделившегося кислорода пропорционален количеству разложившегося пероксида водорода. В работе используется газометрический метод.

ХОД РАБОТЫ

1. Разложение пероксида водорода в присутствии диоксида марганца MnO_2 .

Перед началом опыта необходимо подготовить катализатор: небольшой кусочек стеклянной палочки смазать клеем БФ или крахмальным клейстером. Необходимо смазать клеем только торец, немного порошка MnO_2 насыпать на часовое стекло, прикоснуться торцом палочки к порошку, чтобы небольшое количество MnO_2 осталось на стекле. Клей высушивают в течение нескольких минут (1 - 2 мин). Давление внутри системы для сбора H_2O_2 необходимо привести к атмосферному: открыть пробку реакционной пробирки, с помощью уравнительной склянки установить уровень воды в бюретке на нулевую отметку.

Схема прибора для измерения скорости разложения H_2O_2 представлена рис. 1.

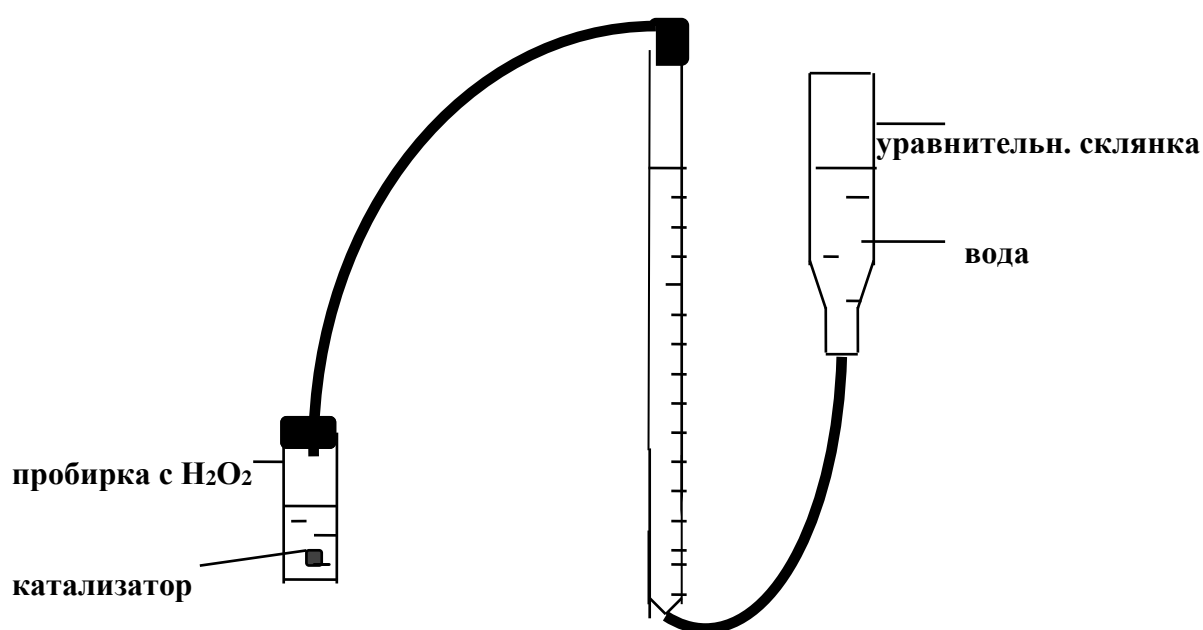


Рис. 1 – Прибор для изучения кинетики разложения H_2O_2 .

Пипеткой или мерным цилиндром отмеряют 2 мл 3 %-ного раствора H_2O_2 , выливают в пробирку 1. Если опыт проводится при комнатной температуре, готовят секундомер, таблицу для записи опытных данных, опускают в пробирку катализатор, нанесенный на кусочек стеклянной палочки. Закрывают реакционный сосуд пробкой. Записывают объем выделяющегося кислорода, сначала через 30 сек, затем интервал можно увеличить до 1 мин.

По мере понижения уровня жидкости в бюретке уравнивательную склянку опускают так, чтобы уровень жидкости в бюретке и склянке не изменялся, разность уровней была минимальной.

Реакция считается законченной, если уровень жидкости в бюретке перестает опускаться.

Объем кислорода, соответствующий полному разложению $H_2O_2 - V_\infty$, можно получить, если реакционный сосуд поместить в стакан с горячей водой. После охлаждения пробирки до комнатной температуры. После определяют объем O_2 , соответствующий полному разложению H_2O_2 .

Таблица 1. Экспериментальные данные

№ п/п	Время от начала опыта τ , мин	Объем кислорода V_τ , мл	$V_\infty - V_\tau$, мл	$\ln(V_\infty - V_\tau)$	$\ln \frac{V_\infty}{V_\infty - V_\tau}$	k , мин ⁻¹

По результатам эксперимента вычисляют среднее значение константы скорости реакции.

Полагая, что порядок реакции первый, константу скорости реакции вычисляют по кинетическому уравнению первого порядка:

$$k = 1/\tau \cdot \ln \frac{V_\infty}{V_\infty - V_\tau}$$

По результатам эксперимента вычисляют среднее значение константы скорости реакции.

Период полураспада пероксида водорода вычисляют по уравнению: $\tau_{0,5} = 0,693/k$, используя среднее значение константы скорости.

Определяют константу скорости и период полураспада графически, используя зависимость $V_\tau = f(\tau)$ и $\ln(V_\infty - V_\tau) = f(\tau)$, которые представлены на рис.2 и рис. 3. Сравнивают результаты, полученные двумя методами – аналитическим и графическим.

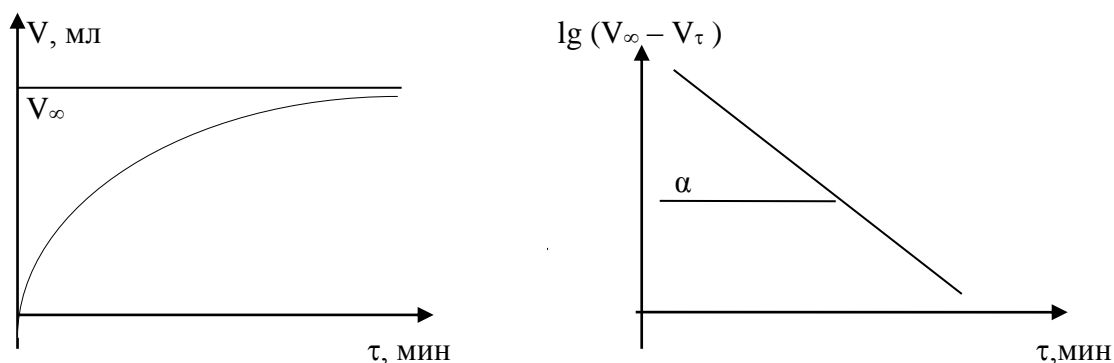


Рис. 2 – Зависимость $V_\tau = f(\tau)$

Рис.3 – Зависимость $\ln(V_\infty - V_\tau) = f(\tau)$

2. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора при температуре T_2

Опыт повторяют, поместив реакционный сосуд в водяную баню или стакан с водой при температуре T_2 (по указанию преподавателя). Данные заносят в таблицу:

Зная константы скорости k_1 и k_2 при двух различных температурах, можно вычислить энергию активации E_a по уравнению Аррениуса:

$$E_a = \frac{\ln \frac{k_2}{k_1} R \cdot T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1}$$

Кроме того, можно вычислить температурный коэффициент по правилу Вант - Гоффа:

$$k_2/k_1 = \gamma^{\Delta t/10}$$

ТРЕБОВАНИЯ К СОДЕРЖАНИЮ ОТЧЕТА

Отчет должен содержать:

1. цель работы;
2. результаты измерения объема кислорода, выделяющегося при разложении пероксида;
3. расчет константы скорости реакции и периода полураспада (полупревращения) пероксида водорода;
4. график зависимости $V_\tau = f(\tau)$ и результаты графического определения периода полураспада пероксида водорода;
5. график зависимости $\ln(V_\infty - V_\tau) = f(\tau)$ для определения константы скорости реакции;
6. результаты измерений объема кислорода, выделяющегося при разложении пероксида при повышенной температуре и расчет константы скорости реакции;
7. расчет энергии активации по уравнению Аррениуса и расчет температурного коэффициента скорости реакции по правилу Вант-Гоффа;
8. выводы

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Константа скорости реакции зависит от:
 - а) природы реагентов;
 - б) температуры;
 - в) концентраций реагентов;
 - г) времени прошедшего с момента начала реакции.
2. Порядок реакции
 - а) формальная величина;

- б) определяется только экспериментально;
- в) может быть вычислен теоретически;
- г) равен сумме показателей степеней $p + q$, в уравнении $v = k \cdot C_A^p \cdot C_B^q$.

3. Энергия активации химической реакции

- а) избыточная энергия по сравнению со средней энергией молекул, необходимая для того, чтобы столкновение между молекулами стало активным;
 - б) зависит от природы реагентов;
 - в) измеряется в Дж/моль;
 - г) увеличивается при введении в систему катализатора.
4. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении температуры на 40К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
5. При увеличении температуры на 40К скорость некоторой реакции возросла в 39,06 раза. Определите температурный коэффициент скорости реакции.

3.6 Лабораторная работа № 6 «Построение изотермы адсорбции по результатам эксперимента»

ЦЕЛИ РАБОТЫ:

1. Наблюдать адсорбцию на границе жидкой и твердой фаз.
2. Построить изотерму адсорбции.
3. Найти значения a и n в уравнении Фрейндлиха.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Тела с очень большой поверхностью при соприкосновении с газообразной или жидкой фазой способны поглощать часть газообразного вещества или вещества, растворенного в жидкости. Поглощение не всегда имеет одинаковый характер. Так, поглощаемое вещество может диффундировать внутрь поглотителя, как бы растворяясь в нем, или же поглощение может происходить исключительно на поверхности поглотителя.

Явление поглощения одним веществом других веществ называется сорбцией. Сорбция, происходящая только на поверхности тела, называется адсорбцией, в отличие от поглощения в толще поглотителя, называемого абсорбцией.

Сорбция связана и с конденсацией газа в капиллярах пористых поглотителей; в этом случае говорят о капиллярной конденсации.

Адсорбция зависит от природы поглотителя и поглощаемого вещества, от температуры и давления газа или концентрации растворов.

Зависимость адсорбции от давления газа (его концентрации) или содержания адсорбируемого вещества в растворе при данной температуре выражается уравнением изотермы адсорбции Лэнгмюра:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \cdot c / K + c$$

где Γ и Γ_{∞} - концентрация адсорбированного вещества на 1 см поверхности адсорбента (Γ - в момент равновесия, Γ_{∞} - максимально возможная); c - молярная концентрация раствора адсорбируемого вещества в момент адсорбционного равновесия (равновесная концентрация).

При адсорбции из газовой среды величина c заменяется пропорциональной ей величиной давления:

$$P = K \cdot c$$

где K - константа, зависящая от химической природы и физического состояния адсорбента и адсорбированного вещества.

В сравнительно широких пределах концентраций зависимость адсорбции от концентрации (или давления) выражается довольно простым эмпирическим уравнением Фрейндлиха:

$$\frac{x}{m} = ac^n, \quad (2)$$

где x - общее количество растворенного вещества, адсорбированное массой m поглотителя и находящееся в равновесии с раствором концентрации c ; a и n - константы, характерные для данного процесса адсорбции в определенных пределах, причем $n < 1$ (рис.1).

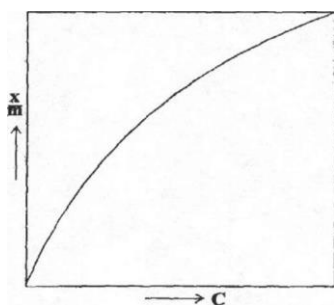


Рис. 1 Изотерма адсорбции

Адсорбированное количество вещества нужно было бы относить не к единице массы, а к единице поверхности, но для мелко раздробленных веществ и однородных суспензий (например, взмученный природный уголь) эта поверхность растет пропорционально общей массе.

Если на оси ординат отложить соответствующие значения x/m , а на оси абсцисс - c , то получится кривая, изображенная на рис. 1. Сначала эта кривая идет почти прямолинейно, так как для очень слабых концентраций величина x/m - прямо пропорциональна c , т.е. здесь $n = 1$. При высоких концентрациях достигается предельное значение x/m , т.е. полное насыщение.

Это наблюдается, когда вся адсорбирующая поверхность покрыта адсорбируемым веществом; в этом случае $n = 1$. Между этими двумя предельными случаями имеется постепенный переход в области промежуточных концентраций, для которых величина n остается приблизительно постоянной.

Если прологарифмировать уравнение (2), то оно примет вид:

$$\lg \frac{x}{m} = \lg a + n \lg C \quad (3)$$

Полученное уравнение есть уравнение прямой линии (рис. 1). По оси ординат откладывают величины $\lg x/m$, а по оси абсцисс - $\lg C$. Отрезок OA дает величину $\lg a$.

К адсорбентам (поглотителям) можно отнести уголь, глину, каолин, целлюлозу, фильтровальную бумагу, х/б ткань, натуральный шелк, шерсть и другие материалы.

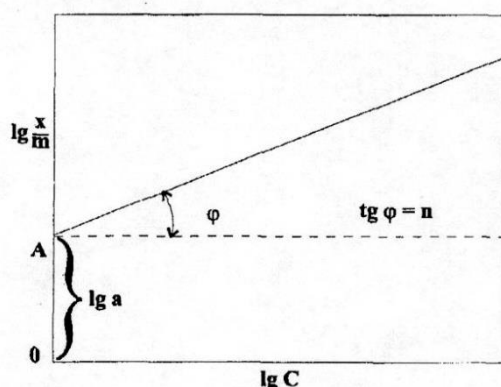


Рис. 2 Логарифмическая изотерма адсорбции

ХОД РАБОТЫ

1. Разбавлением 2Н раствора уксусной кислоты приготавливают в шести колбах растворы примерно следующих концентраций и в количествах, указанных в таблице:

	1	2	3	4	5	6
Объем раствора, мл	100	100	100	75	60	55
Концентрация, моль/л	0,012	0,025	0,05	0,1	0,2	0,4

2. Точное содержание уксусной кислоты в приготовленных растворах определяют титрованием проб 0,1Н раствором КОН (индикатор-фенолфталеин). Пробы отбирают пипеткой. Из колб № 1, 2, 3 отбирают пробы по 50 мл, из колбы № 4 - 25 мл, из колбы № 5 - 10 мл, из колбы № 6 - 5 мл.

3. К оставшимся в колбах растворам (50 мл) добавляют по 1,5 г растертого животного угля и тщательно взбалтывают содержимое колб в течение 10 мин.

4. Отфильтровывают каждый раствор через складчатый фильтр.

5. Отбирают пипеткой из фильтратов пробы в таких же количествах, какие были взяты для первоначального титрования, титруют 0,1Н раствора КОН (индикатор - фенолфталеин).

Данные титрования и расчетов заносят в таблицу:

№ Колбы	V(КОН) до аде.	V(КОН) После аде.	C	C ₁	C-C ₁ =X	x/m	lg c ₁	lg x/m
1								
2								
3								
4								
5								
6								

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

По формуле $V_k \cdot C_k = V_{щ} \cdot C_{щ}$ рассчитать концентрацию уксусной кислоты до адсорбции (с) и после адсорбции (с₁). V_к, V_щ - объем кислоты и щелочи с_к, с_щ - концентрация кислоты и щелочи.

Рассчитать x/m, lg x/m и lg C₁

Построить график зависимости $x/m = f(C_1)$

Построить график зависимости $lg x/m = f(lg C_1)$. Найти по графику lg a и n

3.7 Лабораторная работа № 7 «Определение молярной массы криоскопическим методом»

ЦЕЛИ РАБОТЫ:

1. Настроить термометр Бекмана на используемый температурный интервал.
2. Определить температуру замерзания чистого растворителя и температуру начала кристаллизации раствора неэлектролита.
3. Рассчитать молярную концентрацию раствора и молекулярную массу растворенного вещества.
4. Вычислить относительную ошибку определения молекулярной массы и предельную погрешность метода; сравнить полученные величины.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Криоскопия (от греч. *kryos* — холод и *scopos* — смотрю) — измерение понижения температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем. Метод Криоскопии, предложенный в 1882 г. Ф. Раулем, применяется для определения молекулярной массы растворенного вещества. При этом берут определенное количество чистого растворителя и измеряют его температуру замерзания. Затем вновь расплавляют растворитель, вносят в него навеску определяемого вещества и измеряют температуру начала замерзания полученного раствора при помощи того же термометра. Понижение температуры замерзания раствора пропорционально его молярной концентрации (закон Ф. Рауля).

ХОД РАБОТЫ

Схема установки, используемой для криоскопических измерений, приведена на рис. 1. В опыте используется дифференциальный термометр Бекмана, который предварительно должен быть настроен на используемый интервал температур. Следует учитывать, что при неосторожном обращении с термометром Бекмана может произойти падение капельки ртути в верхний резервуар термометра, и его настройку придётся производить заново. Для точных измерений необходимо, чтобы охлаждение исследуемой жидкости происходило как можно медленнее. Для этого служит воздушная прослойка между внешней и внутренней пробирками. При проведении опыта исследуемую жидкость необходимо постоянно перемешивать для её равномерного охлаждения.

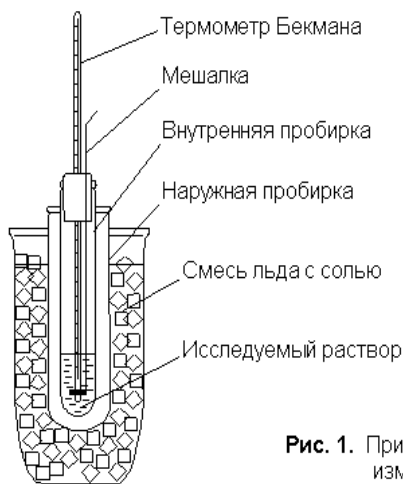


Рис. 1. Прибор для криометрических измерений.

1. Калибровка термометра Бекмана

Для определения понижения температуры кристаллизации раствора термометр Бекмана необходимо откалибровать. Для этого в первом опыте замораживают дистиллированную воду. В тщательно промытую дистиллированной водой и высушенную внутреннюю пробирку наливают 50 мл дистиллированной воды. Термометр Бекмана помещают в пробирку таким образом, чтобы нижний резервуар термометра был полностью погружён в воду. Внутреннюю пробирку с термометром и мешалкой помещают во внешнюю и погружают последнюю в охлаждающую смесь. Непрерывно перемешивая воду, наблюдают за перемещением столбика ртути в капилляре термометра. При проведении опыта обычно имеет место переохлаждение воды (примерно на 1 °С). В этом случае вслед за медленным понижением уровня ртути в капилляре наблюдается его быстрое повышение и стабилизация на значении, которое отвечает температуре кристаллизации воды. Полученное значение t_0 на шкале термометра Бекмана, отвечающее 0°С, записывается.

Внутреннюю пробирку вынимают из внешней и осторожно нагревают рукой для расплавления образовавшихся кристаллов льда (при правильном проведении опыта кристаллы должны образовываться в объёме жидкости, а не на стенках пробирки). После того, как все кристаллы расплавились и температура воды повысилась на 1-2°С выше t_0 , опыт повторяют. Если разность между первым и вторым полученными значениями t_0 превышает 0.1°С, опыт проводят ещё раз.

По результатам проведённых опытов рассчитывают среднее значение t_0 на шкале термометра Бекмана, отвечающее 0°С, которое используется в дальнейшем для расчёта понижения температуры кристаллизации раствора

2. Определение понижения температуры кристаллизации раствора

На аналитических весах отвешивают определённое количество растворимого вещества - неэлектролита (по указанию преподавателя). Вынув из внутренней пробирки термометр и мешалку, навеску полностью переносят в пробирку и перемешивают мешалкой до полного

растворения вещества. Следует обратить внимание на то, чтобы на стенках пробирки не оставалось прилипших кристалликов.

Внутреннюю пробирку помещают во внешнюю и аналогичным описанному выше образом проводят охлаждение раствора, фиксируя температуру начала кристаллизации раствора $t_{кр}$.

Поскольку по мере выпадения кристаллов растворителя концентрация раствора увеличивается, за температуру начала кристаллизации раствора $t_{кр}$ принимают наибольшее значение температуры, достигнутое после переохлаждения. Опыт повторяют трижды и за температуру начала кристаллизации раствора принимают среднее значение $t_{кр}$.

Рассчитывают понижение температуры кристаллизации раствора:

$$\Delta t_{кр} = \bar{t}_o - \bar{t}_{кр} \quad (1)$$

3. Расчёт молекулярной массы растворённого неэлектролита

По полученному значению понижения температуры кристаллизации раствора вычисляют молекулярную массу растворённого вещества:

$$M = K \cdot q \cdot 1000 / G \cdot \Delta T \quad (2)$$

Здесь K – криоскопическая константа воды ($K = 1.86$); G – масса растворителя; q – масса растворённого вещества.

Используя полученное и истинное значения молекулярной массы, рассчитывают относительную погрешность определения молекулярной массы и сравнивают её с предельной погрешностью метода.

ХОД РАБОТЫ

1. Приготовить охлаждающую смесь из льда и соли в соотношении 3:1. Заполнить охлаждающей смесью стакан.
2. Приготовить навеску вещества 0,5 - 1г.
3. Настроить термометр Бекмана.
4. Налить во внутреннюю пробку 25 - 30 мл бензола.
5. Осторожно, чтобы не стряхнуть капельку ртути в резервуар, вставить термометр Бекмана с мешалкой в пробирку.
6. Пробирку с термометром и мешалкой закрепить.
7. Перемешивая содержимое пробирки, определить температуру замерзания растворителя. Температуру при которой начинается подъем за T_3 . Измерение повторить, вынимая пробирку и расплавляя кристаллы.
8. Растворить навеску вещества. Определить два раза температуру замерзания раствора.

3.8 Лабораторная работа № 8 «Определение коэффициента распределения третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями»

ЦЕЛИ РАБОТЫ:

1. Определить равновесие концентрации карбоновой кислоты в воде и органическом растворителе.
2. Расчет коэффициента распределения.
3. Сделать заключение о состоянии молекул карбоновой кислоты в органическом растворителе.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Если к бинарной смеси двух несмешивающихся друг с другом растворителей добавить третий компонент, растворимый в обеих жидкостях, то он распределится между этими жидкостями.

$$K = \frac{c_1}{c_2},$$

где K - коэффициент распределения, c_1 и c_2 - равновесные концентрации растворенного вещества в обеих фазах (водной и органической).

Указанное соотношение справедливо для систем, в которых не происходит ассоциации и диссоциации растворенного вещества.

Если вещество не диссоциирует в воде, но образует ассоциаты в органических растворителях, то коэффициент распределения находится по уравнению

$$K = \frac{c_1}{\sqrt[n]{c_2}},$$

где c_1 - концентрация в водном слое; c_2 - концентрация в органическом слое; n - число молекул в ассоциате.

Уксусная кислота, как и другие карбоновые кислоты (пропионовая, бензойная) в органических растворителях находится в виде двойных молекул за счет водородных связей. В воде кислоты диссоциируют незначительно и их диссоциацией можно пренебречь.

При экстрагировании в бензольном растворе устанавливается равновесие димер - мономер, а между бензольным и водным растворами идет обмен только молекулами мономера.

Исследуемые системы:

$\text{CH}_3\text{COOH} - \text{C}_6\text{H}_6 - \text{H}_2\text{O}$

$\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CHCl}_3 - \text{H}_2\text{O}$

ХОД РАБОТЫ

1. Последовательным разбавлением приготовить три раствора карбоновой кислоты с концентрацией 2; 1 и 0,5 моль/л (по 25 мл).
2. Добавить в колбы по 25 мл органического растворителя и встряхивать в течение 20-25 мин.
3. Провести разделение слоев после расслаивания.
4. Из водного раствора пипеткой отобрать 2 мл раствора и оттитровать 0,5н раствором щелочи по фенолфталеину (не менее 3^х проб из каждого раствора)
5. Из органического слоя отобрать пипеткой по 5 мл, добавить 20 мл дистиллированной воды и оттитровать 0,02н раствором щелочи по фенолфталеину.
6. Результат занести в таблицу.

Слой	С моль/л	V _p (NaOH)			С ₁ моль/л	К	
						C _{H2O} /C _{орг}	C _{H2O} /√C _{орг}
Водный	2						
	1						
	0,5						
Органический	2						
	1						
	0,5						

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1. Концентрация исследуемого вещества в каждом из слоев определяется по формуле:

$$C_1 = \frac{V_p(\text{NaOH}) \cdot C(\text{NaOH})}{V(\text{пробы})}$$

2. Коэффициент распределения рассчитывается по формулам:

$$K = \frac{c_{\text{H}_2\text{O}}}{c_{\text{орг}}}; \quad K = \frac{c_{\text{H}_2\text{O}}}{\sqrt{c_{\text{орг}}}}$$

3. Сделать заключение о состоянии молекул в органическом растворителе на основании значений коэффициента распределения.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Закон распределения.
2. Условия равновесия трехкомпонентной системы.
3. Экстрагирование. Вывод уравнения.

Лабораторная работа № 9 «рН - метрия. Изменение э.д.с. гальванических элементов»

ЦЕЛЬ: Измерить ЭДС медно-цинкового гальванического элемента с помощью потенциометра (иономера). Полученные значения э.д.с. сопоставить с величинами, рассчитанными по формулам.

ОБОРУДОВАНИЕ И РЕАКТИВЫ: Электрохимическая (гальваническая) ячейка, электроды медный и цинковый, портативный рН - метр - иономер для стандартных измерений, растворы: $CuSO_4$ концентраций 0,01, 0,1 и 0,5M; $ZnSO_4$ концентраций 0,01, 0,1 и 0,5M; насыщенный раствор KCl , дистиллированная вода.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

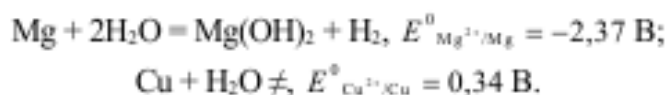
Все элементы периодической системы можно расположить в определенной последовательности согласно увеличению значения электродного потенциала, называемой рядом напряжений металлов.

Чтобы рационально использовать ряд напряжений (РН) необходимо помнить следующее:

1. Чем левее расположен металл в ряду напряжений, тем он химически активнее, обладает большей восстановительной способностью, легче окисляется и труднее восстанавливается из его ионов.

2. Чем правее расположен металл в ряду напряжений, тем он химически менее активен, труднее окисляется и легче восстанавливается из его ионов.

3. Все металлы с отрицательной величиной электродного потенциала, расположенные левее водорода, окисляются ионами гидроксония и выделяют водород из разбавленных растворов кислот, анионы которых не проявляют окислительных свойств. Например,

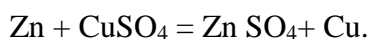


4. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее, вытесняют металлы, стоящие правее, из растворов их солей. Например,



5. Металлы, стоящие в ряду напряжений, условно делят на три группы: активные металлы (от Li до Al); металлы средней активности (от Ti до водорода); малоактивные металлы (после водорода).

Если мы опустим цинковую пластинку в раствор сульфата меди, то произойдет реакция



В результате реакции выделится теплота (Q). То есть химическая энергия перейдет в теплоту. Можно перевести химическую энергию в электрическую.

Гальванический элемент – устройство, в котором химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в электрическую энергию.

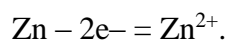
Основным отличием электрохимических реакций, протекающих в гальваническом элементе, от окислительно - восстановительных реакций является пространственное разделение процессов окисления и восстановления.

Наиболее распространенным является гальванический элемент, состоящий из двух связанных между собой электродов, представляющих собой металлические пластины, погруженные в раствор электролита (растворы или расплавы солей с одноименным ионом).

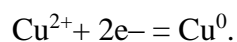
Рассмотрим работу гальванического элемента Даниэля – Якоби (рис. 9.5.1), состоящего из двух электродов – цинковой пластины, погруженной в раствор сульфата цинка, и медной пластины, погруженной в раствор сульфата меди. Оба раствора соприкасаются друг с другом, но для предупреждения смешивания они разделены перегородкой, изготовленной из пористого материала.

При разомкнутой цепи в этом гальваническом элементе устанавливается равновесие между цинковым электродом и раствором сульфата цинка, а также между медным электродом и раствором сульфата меди. При замыкании внешней цепи электроны перемещаются от электрода с более низким потенциалом (цинкового) к электроду с более высоким потенциалом (медному).

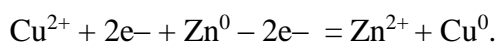
На цинковом электроде протекает реакция окисления, и ионы переходят в раствор. Высвобождающиеся при этом электроны движутся по внешней цепи к медному электроду. Вся совокупность этих процессов схематически изображается уравнением первой полуреакции:



На медном электроде протекает восстановление ионов меди: электроны, переместившиеся к нему от цинкового электрода, соединяются с находящимися в растворе ионами меди; образуются атомы меди, выделяющиеся в элементной форме на пластине металла. Соответствующая вторая полуреакция:



Суммарное уравнение реакции, протекающей в элементе, получится при сложении уравнений обеих полуреакций:



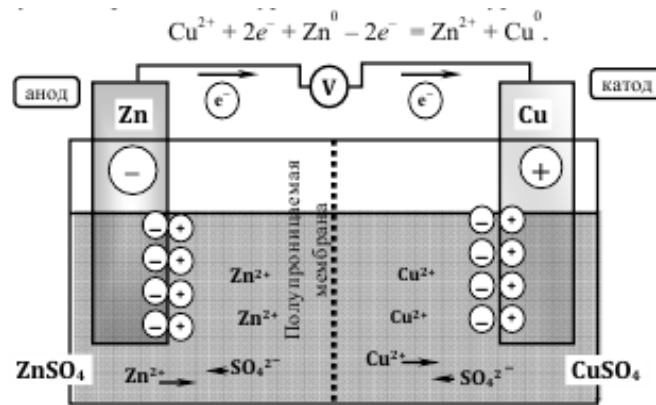


Рис. 9.5.1. Гальванический элемент Даниэля–Якоби

Направление движения ионов в растворе обусловлено протекающими у электродов электрохимическими процессами. Как было упомянуто выше, у цинкового электрода катионы (положительные заряженные ионы) выходят в раствор, создавая в нем избыточный положительный заряд, а у медного электрода раствор, наоборот, все время обедняется катионами и заряжается отрицательно. В результате этого создается электрическое поле, в котором катионы (Zn^{2+} и Cu^{2+}) движутся от цинкового электрода к медному, а анионы – SO_4^{2-} – в обратном направлении. В итоге жидкость у обоих электродов остается электронейтральной. Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов – электродвижущая сила (ЭДС). ЭДС любого гальванического элемента равна разности потенциалов двух его электродов (катада и анода):

$$\text{ЭДС} = E_k - E_a > 0$$

где E_k – электродный потенциал катада; E_a – электродный потенциал анода. ЭДС любого работающего гальванического элемента – величина положительная.

Анод – электрод, на котором происходит процесс отдачи электронов (окисление); в гальваническом элементе анод заряжен отрицательно.

Катод – электрод, на котором происходит процесс присоединения электронов (восстановление); в гальваническом элементе катод заряжен положительно.

Потенциал катада больше потенциала анода, соответственно, в медно - цинковом элементе цинковый электрод является анодом, а медный – катодом.

Для элемента Даниэля – Якоби при стандартных условиях и при $[Zn^{2+}] = [Cu^{2+}] = 1$ моль/л

$$E_{M^{n+}/M} = E_{M^{n+}/M}^0$$

поэтому ЭДС = $E_{Cu^{2+}/Cu} - E_{Zn^{2+}/Zn} = 0,34 - (-0,76) = 1,1$ В.

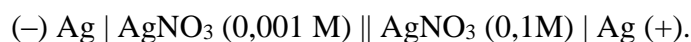
Схема цепи гальванического элемента записывается в виде:



Слева записывается анод, а справа – катод. Одна вертикальная черта изображает фазовый раздел между металлом и раствором электролита. Двойная вертикальная линия отделяет анодное

пространство от катодного. В круглых скобках знаками «плюс» и «минус» обозначают полюсы электродов.

Концентрационный гальванический элемент представляет собой металлический гальванический элемент, составленный из двух одинаковых по природе электродов, погруженных в растворы своих солей с различными концентрациями. Например, серебряный гальванический элемент:



Здесь левый электрод с меньшей концентрацией является анодом, а правый – с большей концентрацией – катодом.

ХОД РАБОТЫ

Измерение ЭДС медно-цинкового гальванического элемента потенциометром.

1. Составить медно - цинковый гальванический элемент: $(-) \text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu} (+)$
Концентрации растворов электролитов: $\text{CuSO}_4 - 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ и $\text{ZnSO}_4 - 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$.
2. Подключить медно - цинковый элемент к потенциометру (иономеру): медный электрод гальванического элемента подключить к клемме "+" потенциометра, цинковый к "-".
3. Измерить ЭДС элемента потенциометром (иономером), пользуясь инструкцией к прибору. Результаты измерений записать в таблицу 1.
4. Рассчитать значение ЭДС медно-цинкового элемента.
5. Повторить измерения с п. 1 по п. 4 для растворов электролитов: $\text{CuSO}_4 - 0,05 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ и $\text{ZnSO}_4 - 0,05 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$; $\text{CuSO}_4 - 0,005 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ и $\text{ZnSO}_4 - 0,005 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$

Измерение ЭДС концентрационного элемента.

1. Составить одну из указанных цепей:



2. Подключить концентрационный элемент к потенциометру (иономеру) и измерить его ЭДС. Результаты измерений записать в таблицу 3.
3. Сравнить полученное значение с ЭДС концентрационного элемента, рассчитанной по формуле:

$$E = \frac{RT}{nF} \cdot \ln \frac{C_2}{C_1} \quad \text{для комнатной температуры.}$$

ВЫЧИСЛЕНИЯ:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + 0,059/2 \cdot \lg C_{0,1}$$

$$E = 0,34 + (-0,0295) = 0,3105$$

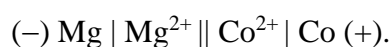
$$\text{ЭДС} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,3105 - (-0,76) = 1,0705\text{В}$$

Экспериментально $E = 1,04\text{В}$

При $C = 0,005$ $E_0 = E - 0,059/n \cdot \lg 0,53/0,48 = 0,938 - 0,0295 \cdot 0,43 = 0,93\text{В}$

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Уравнение Нернста, понятие стандартного электродного потенциала.
2. От чего зависит величина стандартной ЭДС электрохимического элемента?
3. Водородный электрод: схема, строение, уравнение реакции, особенности.
4. Стандартные электродные потенциалы литиевого Li и серебряного Ag электродов соответственно равны $-3,02\text{В}$ и $+0,799\text{В}$. Определить стандартную ЭДС элемента, составленного из этих электродов.
5. Гальванический элемент представлен схемой:



Рассчитать стандартное значение ЭДС этого элемента. Написать электродные реакции.

Лабораторная работа № 10 «Получение ультрамикрорегетерогенных систем»

ЦЕЛИ РАБОТЫ:

1. Получение золь различными методами.
2. Исследование свойств золя.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Коллоидная химия - это раздел химии, в котором изучаются свойства высокодисперсных коллоидных систем и растворов высокомолекулярных соединений. Все дисперсные системы состоят из двух фаз. Раздробленное вещество образует дисперсную фазу, а среду, в которой оно распределено, называют дисперсионной.

По степени дисперсности (раздробленности) все дисперсные системы делят на грубодисперсные (r - радиус частиц $> 0,1$ мкм), коллоидные ($1 \text{ мкм} < r < 0,1 \text{ мкм}$) и истинные растворы ($r < 1 \text{ мкм}$).

В зависимости от агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды существуют следующие типы систем: дымы (твердое вещество - газ), туманы (жидкость - газ), пены (газ - жидкость), эмульсии (жидкость - жидкость), золи (твердое вещество - жидкость).

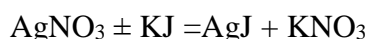
Золи или коллоидные растворы могут быть получены двумя противоположными методами:

- а) раздроблением, или диспергированием крупных частиц на более мелкие;
- б) конденсацией, т.е. агрегацией молекул или ионов в более крупные частицы.

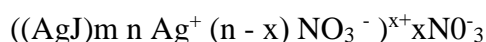
К конденсационным методам относят следующие способы получения коллоидных систем:

- а) конденсация молекул испаряющегося вещества, соединяющихся в мелкие частицы;
- б) метод замены растворителя, т.е. такое изменение среды, при котором вещество из растворимого становится нерастворимым или мало растворимым;
- в) химические реакции в растворе, сопровождающиеся образованием трудно растворимых веществ.

Структурной единицей коллоидных растворов является мицелла. Мицелла состоит из ядра, образованного молекулами нерастворимого соединения, вокруг которого адсорбированы ионы. Первый адсорбционный слой образуют ионы, родственные ядру (потенциалоопределяющие), второй адсорбционный слой образуют ионы противоположного знака (противо - ионы). Часть этих ионов находится в диффузном слое. Так, например, золь йодистого серебра, полученный реакцией двойного обмена:



(избыток AgNO_3), имеет следующее строение мицеллы:



где m - число молекул AgJ , n - число ионов Ag^+ , $(n - x)$ - число ионов NO_3^- в адсорбционном слое, x - число ионов NO в диффузном слое.

Отличительной чертой коллоидных систем является их неустойчивость. Понятие об агрегативной и кинетической устойчивости было введено Н. П. Песковым.

Агрегативная устойчивость - это способность системы сохранять степень дисперсности образующих ее мицелл. Факторами агрегативной устойчивости являются заряд гранулы и сольватная оболочка.

Кинетическая устойчивость - это способность системы сохранять равномерное распределение частиц по всему объему раствора. Факторами кинетической устойчивости являются размеры частиц и вязкость среды. При потере устойчивости частицы коллоида начинают слипаться друг с другом. Это явление называют коагуляцией. Явление выпадения дисперсной фазы в осадок под действием силы тяжести называют седиментацией. Коагуляция лиофобных золь может наступить под действием различных факторов: добавления электролитов, механического встряхивания, сильного охлаждения, нагревания, пропускания электрического тока. Наиболее действенным фактором является добавление электролитов. Было установлено, что коагулирующей частью электролита является тот ион, который имеет заряд, противоположный заряду гранулы. Коагулирующая способность иона зависит от его заряда. Чем больше заряд иона, тем больше его коагулирующее действие (правило значности Шульце - Гарди). Минимальная концентрация электролита, вызывающая коагуляцию золя, называется порогом коагуляции. Порог коагуляции ($C_{пор}$) вычисляют по формуле:

$$C_{пор} = C_n(X) \times V_{эл} / V_3$$

где $C_n(X)$ - молярная концентрация эквивалента электролита, моль/л; V_M - объем прилитого электролита, л; V_3 - объем коагулирующего золя, л.

ХОД РАБОТЫ

1) Получение золя $Fe(OH)_3$ методом пептизации

1. Налить в пробирку 0,5 мл 1 м раствора $FeCl_3$ и 5 мл дистиллированной воды.
2. Осадить Fe^{3+} небольшим избытком раствора NH_4OH . Заполнить колбу водой доверху. Дать осадку отстояться.
3. Осадок многократно декантировать до исчезновения запаха NH_3 .
4. Объем раствора довести до 8 мл. Добавить пептизатор - 3 капли насыщенного раствора $FeCl_3$. Нагреть, если осадок не растворился, то добавить еще несколько капель пептизатора, продолжая нагревание.

2) Получение золь берлинской лазури с различными зарядами

1. Приготовить в двух пробирках коллоидные растворы берлинской лазури из растворов $FeCl_3$ и $K_4[Fe(CN)_6]$ с молярной концентрацией эквивалента 0,005 моль/л в следующих соотношениях:
 - а) 3 мл раствора $FeCl_3$ и 1 мл раствора $K_4[Fe(CN)_6]$;

б) 3 мл раствора $K_4[Fe(CN)_6]$ и 1 мл раствора $FeCl_3$.

2. Проверить заряды на фильтровальной бумаге.

3) Определение заряда частиц

В окрашенных золях знак заряда частиц можно определить методом капиллярного анализа. Он основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжаются отрицательно, а пропитывающая бумагу вода - положительно.

1. На фильтр наносят каплю исследуемого раствора. После всасывания капли золь с положительно заряженными частицами адсорбируется на бумаге и дает окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно; золь с отрицательно заряженными частицами не адсорбируется и образует равномерно окрашенное пятно.

2. В стаканчики с растворами золь опускают полоски фильтровальной бумаги, верхние концы которых закрепляют на планке. Через час измеряют высоту подъема частиц по бумаге и определяют заряд частиц золь. Результаты заносят в таблицу.

Название золя	Высота подъема, мм	Знак заряда

ВЫЧИСЛЕНИЯ

1. Записывают строение мицеллы золь $Fe(OH)_3$ берлинской лазури и серебра.

2. Записывают знак заряда полученных золь.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности.

2. Сравнительная характеристика дисперсных систем.

3. Методы получения коллоидных растворов.

4. Строение мицеллы.

Лабораторные работы № 11 «Определение порога коагуляции»

ЦЕЛИ РАБОТЫ:

1. Получение золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ посредством гидролиза.
2. Определение порога коагуляции золя.

ХОД РАБОТЫ

1. Наливают в колбу 100 мл дистиллированной воды. Нагревают на треножнике с асбестированной сеткой до кипения.
2. В кипящую воду добавляют по каплям 5-10 мл 2%-ного раствора FeCl_3 . Получают коллоидный раствор $\text{Fe}(\text{OH})_3$ интенсивного красно-коричневого цвета.
3. Охлаждают золь до комнатной температуры.
4. В двенадцать чистых пробирок наливают по 5 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, указанное в таблице количество дистиллированной воды и раствора электролита.
5. Затем содержимое хорошо перемешивают и через 30 мин. отмечают, в каких пробирках наблюдается коагуляция (помутнение) и седиментация.

Вещество	Номер пробирки			
	1	2	3	4
Золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$, мл	5	5	5	5
Дистиллированная вода, мл	4,5	4	3	1
Раствор электролита, мл	0,5	1	2	4
Коагуляция через 30 мин. 6 М KCl 0,01 М Na_2SO_4 0,001 М $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$				

ВЫЧИСЛЕНИЯ

1. Записывают строение мицеллы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
2. Определяют коагулирующий ион электролита.
3. Рассчитывают порог коагуляции по формуле:

$$c = C_{\text{н}}(\text{X}) \times V_{\text{эл}} / V_3$$

4. Результаты вычислений заносят в таблицу.

№	Электролит	Коагулирующий ион	Порог коагуляции
1	KCl		
2	Na_2SO_4		
3	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Строение мицеллы.
2. Строение двойного электрического слоя на поверхности коллоидных частиц.
3. Электрокинетический потенциал.
4. Понятие о кинетической и агрегативной устойчивости золей.
5. Факторы, вызывающие коагуляцию золей.
6. Правило значности Шульце - Гарди. Порог коагуляции. Лиотропные ряды.
7. Механизм и кинетика коагуляции.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Карапетьянц М. Х. Введение в теорию химических процессов. – М.: Высшая школа, 2006 г.
2. Киреев В. В. Краткий курс физической химии. – М.: Высшая школа, 2008 г.
3. Пономарева А. В. Краткий справочник физико – химических величин. М.: Химия, 2007 г.
4. Рэмсен Э. Н. Начала современной химии. Справочное изд. пер. с англ. под ред. В. И. Барановского, А. А. Белюстина, А. И. Ефимова, А. А. Потехина — Л.: Химия, 2009 г.
5. Рипс С. М. Основы термодинамики и теплотехники. – М.: Высшая школа, 2006 г.