

**КЫРГЫЗСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ им. Ж.БАЛАСАГЫНА  
ФАКУЛЬТЕТ ХИМИИ И ХИМИЧЕСКОЙ ТЕХНОЛОГИИ**

**КАФЕДРА ЮНЕСКО ПО ЭКОЛОГИЧЕСКОМУ ОБРАЗОВАНИЮ И  
ЕСТЕСТВЕННЫМ НАУКАМ**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ПРАКТИКУМУ  
ПО ПОВЕРХНОСТНЫМ ЯВЛЕНИЯМ И ДИСПЕРСНЫМ СИСТЕМАМ  
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ХИМИКО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКИХ НАПРАВЛЕНИЙ (СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ)**

**СОСТАВИТЕЛИ:**

**И.П. Гайнуллина, Д.А. Субанкулова, З.Р. Мусабекова, С.О. Карабаев**

**БИШКЕК 2011**

УДК 541.1  
ББК 24.5  
М 54

Рекомендовано к изданию  
Редакционно-издательским советом  
Кыргызского национального университета им. Ж.Баласагына

И.П. Гайнуллина и др.

М 54

Методические указания к практикуму по поверхностным явлениям и дисперсным системам:  
Для студ. химико-технолог. направлений (специальностей) / Сост. И.П. Гайнуллина, Д.А.  
Субанкулова, З.Р. Мусабекова, С.О. Карабаев. – Б.: КНУ, 2011. - 38с.

ISBN 978-9967-02-685-8

В учебно-методическом пособии предложены программа коллоквиумов и методические указания к выполнению лабораторного практикума по поверхностным явлениям и дисперсным системам. Каждая лабораторная работа сопровождается кратким теоретическим пояснением.

Пособие адресовано студентам, обучающимся по направлению высшего профессионального образования: «Химическая технология и биотехнология».

М 1708000000-11

УДК 541.1  
ББК 24.5

ISBN 978-9967-02-685-8

© КНУ, 2011

## ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные (практические) занятия – одно из важнейших звеньев учебно-педагогического процесса: студенты получают навыки экспериментальной работы, умение обращаться с приборами, самостоятельно делать выводы из полученных данных, и тем самым более глубоко и полно усваивать теоретический материал изучаемой дисциплины.

Предлагаемое учебно-методическое пособие составлено в соответствии с программой курса «Поверхностные явления и дисперсные системы», читаемого для студентов, обучающихся по направлению химическая технология и биотехнология.

В каждой работе обращается внимание на практическое значение полученных в опыте результатов.

Для выполнения каждой лабораторной работы необходимо:

- Ознакомиться по учебнику с тем разделом поверхностных явлений и дисперсных систем, к которому относится данная работа:
- Внимательно прочитать и понять содержание теоретического введения к выполняемой работе, в котором рассматриваются основные закономерности изучаемых физико-химических процессов, физический смысл размерностей величин, используемых при решении практических задач, а также формулируется цель работы.
- Ознакомиться со схемой и описанием прибора, перечнем необходимой посуды и реактивов.
- Выполнить опыт.
- Осуществить обработку экспериментальных данных.
- Оформить работу в соответствии с требованиями.

# МОДУЛЬ I. ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

## 1.1 Программа теоретического курса

### **Тема 1. Термодинамика поверхностных явлений.**

Поверхность раздела фаз. Свободная поверхностная энергия. Внутреннее давление. Поверхностное натяжение. Метод избыточных термодинамических функций поверхностного слоя (метод Гиббса). Поверхность раздела между двумя конденсированными фазами. Правило Антонова.

### **Тема 2. Капиллярные явления.**

Капиллярное давление. Закон Лапласа. Капиллярное поднятие жидкости. Уравнение Жюрена. Химический потенциал и давление насыщенного пара у искривленных поверхностей. Закон Томсона (Кельвина). Смачивание. Краевой угол. Закон Юнга. Работа адгезии и когезии. Уравнение Дюпре. Избирательное смачивание.

### **Тема 3. Адсорбция на поверхности раздела фаз.**

Количественное выражение адсорбции. Основное уравнение термодинамики адсорбции Гиббса. Поверхностная активность. ПАВ и ПИНАВ. Классификация ПАВ. Правило Дюкло-Траубе. Предельная адсорбция. Изотерма мономолекулярной адсорбции Ленгмюра. Зависимость поверхностного натяжения от концентрации раствора ПАВ. Уравнение Шишковского. Связь между уравнениями Гиббса, Ленгмюра, Шишковского. Сорбционные явления. Природа сорбционных сил. Уравнение Фрейндлиха. Теория Ленгмюра. Теория Поляни. Теория БЭТ. Капиллярная конденсация. Молекулярная адсорбция из растворов. Правило Дюкло-Траубе для твердых поверхностей. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое. Правило уравнивания полярностей Ребиндера. Адсорбция из растворов электролитов. Ионообменная адсорбция.

## 1.2 Программа коллоквиума

- Поверхность раздела фаз. Свободная поверхностная энергия. Внутреннее давление. Поверхностное натяжение.
- Метод избыточных термодинамических функций поверхностного слоя (метод Гиббса).
- Поверхность раздела между двумя конденсированными фазами. Правило Антонова.
- Капиллярное давление. Закон Лапласа. Капиллярное поднятие жидкости. Уравнение Жюрена.
- Химический потенциал и давление насыщенного пара у искривленных поверхностей. Закон Томсона (Кельвина).
- Смачивание. Краевой угол. Закон Юнга. Работа адгезии и когезии. Уравнение Дюпре. Избирательное смачивание.
- Количественное выражение адсорбции. Основное уравнение термодинамики адсорбции Гиббса.
- Поверхностная активность. ПАВ и ПИНАВ. Классификация ПАВ. Правило Дюкло-Траубе. Предельная адсорбция.
- Изотерма мономолекулярной адсорбции Ленгмюра.
- Зависимость поверхностного натяжения от концентрации раствора ПАВ. Уравнение Шишковского. Связь между уравнениями Гиббса, Ленгмюра, Шишковского.
- Сорбционные явления. Природа сорбционных сил.
- Уравнение Фрейндлиха. Теория Ленгмюра. Теория Поляни. Теория БЭТ.
- Молекулярная адсорбция из растворов. Правило Дюкло-Траубе для твердых поверхностей. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое. Правило уравнивания полярностей Ребиндера.
- Адсорбция из растворов электролитов. Ионообменная адсорбция.

## 1.3 Лабораторные работы к модулю I

### 1.3.1 Изотермы поверхностного натяжения водных растворов ПАВ

#### **Цель работы:**

Расчет изотерм адсорбции ПАВ на поверхности раздела раствор – воздух  
Определение размеров молекул ПАВ.

#### **Теоретическое пояснение:**

Зависимость между изменением свободной поверхностной энергии на поверхности раствора и концентрацией вещества в поверхностном слое, т.е. адсорбцией на границе раздела фаз, выражена уравнением Гиббса:

$$\Gamma = -\frac{c}{RT} \left( \frac{\partial \sigma}{\partial c} \right)_T \quad (1),$$

где  $\Gamma$  – избыток вещества в моль на  $1 \text{ см}^2$  поверхности раздела фаз (адсорбция);  $c$  – концентрация растворенного вещества в растворе;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная  $8,31 \cdot 10^7$  эрг/моль·град ( $8,31$  Дж/моль·град);  $T$  – абсолютная температура.

Для веществ, понижающих свободную поверхностную энергию растворителя, т.е. поверхностно-активных,  $\frac{\partial \sigma}{\partial c} < 0$ , а следовательно  $\Gamma > 0$ , т.е. адсорбция положительна. Величина  $\frac{\partial \sigma}{\partial c}$ , взятая с обратным знаком, называется поверхностной активностью и обозначается буквой  $g$ :

$$g = -\frac{\partial \sigma}{\partial c} \quad (2)$$

Поверхностная активность является мерой способности растворенного вещества понижать поверхностное натяжение и переходить из объема в поверхностный слой. Из уравнения Гиббса видно, что адсорбция  $\Gamma$  прямо пропорциональна поверхностной активности  $g$  при данной температуре и концентрации растворенного вещества в растворе. Уравнение Гиббса  $\Gamma = f(\sigma, c)$  не дает однозначного выражения для функции  $\Gamma = f(c)$ , т.е. для изотермы адсорбции, так как термодинамическое описание системы, включающей поверхность раздела, содержит не менее 3 переменных (в данном

случае  $\sigma, \Gamma, c$ ), по условию равновесия, выражаемому уравнением Гиббса. Для исключения одной из независимых переменных, например,  $\sigma$  необходимо наложить дополнительное условие, которое может быть получено при помощи молекулярной теории. Таким условием является, например, то или иное представление о строении поверхностного слоя. В первом приближении можно считать, что на границе раствор-воздух и во многих случаях на границе раствор - твердое тело поверхностный слой является мономолекулярным, так как поле молекулярных сил твердого тела в основном экранируется первым слоем молекул. Исходя из представления о мономолекулярности слоя, Ленгмюр вывел следующее выражение для изотермы адсорбции:

$$\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{Kc}{1 + Kc} \quad (3),$$

где  $\Gamma_{\infty}$  - предельная адсорбция,  $K$  - константа адсорбционного равновесия, представляющая собой отношение констант скоростей процессов адсорбции и десорбции,  $c$  - равновесная концентрация растворенного вещества в растворе после адсорбции.

Пользуясь представлениями о плотнейшей упаковке молекул в монослое при предельной адсорбции, можно вычислить площадь, занимаемую одной молекулой, т.е. поперечное сечение молекулы. Для этого надо разделить величину площади на число молекул; на площади  $1\text{см}^2$ , согласно определению величины  $\Gamma$ , адсорбируются  $\Gamma$  молей или  $\Gamma N_A$  молекул (где  $N_A$  – число Авогадро). Следовательно, площадь, занимаемая одной молекулой ( $A$ ):

$$A = \frac{1}{\Gamma_{\infty} N_A} \quad (4)$$

Можно также вычислить толщину поверхностного слоя  $\delta$ , иначе говоря, длину ориентированной молекулы:

$$\delta = \frac{\Gamma_{\infty} M}{d} \quad (5),$$

где  $M$  – молекулярная масса вещества;  $d$  – плотность вещества.

Определение поперечного сечения и длины молекулы позволило впервые установить размеры и форму различных органических молекул. Вместе с

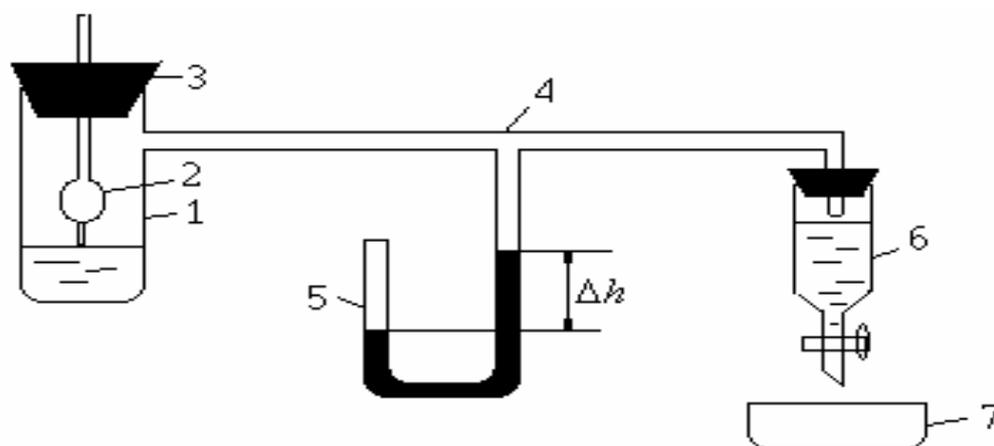
исследованием поверхностных пленок нерастворимых веществ этот метод и в настоящее время имеет большое значение, как для теории строения, так и для определения структуры ориентированных слоев.

### **Оборудование и реактивы:**

Прибор Ребиндера (капилляр, пробирка с боковым отростком, манометр жидкостной, аспиратор); мерные колбы емкостью 50 мл 6 шт.; бутанол 0,5 М; дистиллированная вода.

### **Выполнение работы:**

- Готовят серию из шести концентраций бутилового спирта в количестве 25мл последовательным разбавлением из исходного 0,5М раствора.
- Измеряют поверхностное натяжение приготовленных растворов методом максимального давления образования пузырька на приборе Ребиндера, изображенном на рис.1.



*Рис.1. Установка для измерения поверхностного натяжения методом максимального давления образования пузырька:*

*1 – пробирка с боковым отростком, 2 – капилляр, 3 – пробка, 4 – соединительный тройник, 5 – манометр, 6 – аспиратор, 7 – чаша.*

### **Измерения следует проводить в следующем порядке:**

1. Перед работой пробирка с отростком и пипетка с капиллярным кончиком должны быть тщательно промыты хромовой смесью, затем многократно водопроводной водой, несколько раз сполоснуты дистиллированной водой и затем исследуемой жидкостью.

2. Исследуемую жидкость следует налить в пробирку с боковым отростком (1). В эту же пробирку плотно вставляют на резиновой пробке пипетку с капиллярным кончиком (2) так, чтобы он был погружен в жидкость не более, чем на 0,2 мм.

3. Собирают установку, присоединяя аспиратор (6) к боковому отростку (1) и к верхнему концу манометра (5). Пробка аспиратора должна быть открыта.

4. Закрывают пробку аспиратора (6). Медленно и плавно начинают увеличивать разность давлений в измерительной системе, для чего открывают кран аспиратора, чтобы из него понемногу начала вытекать вода.

5. По мере роста разности давлений в системе на конце капилляра начинает формироваться пузырек. Время образования пузырька должно составлять 5 – 10 сек. В момент отрыва пузырька манометр показывает максимальное значение, которое необходимо зафиксировать:

$$\Delta P_{\max} = \Delta h \quad (6),$$

где  $\Delta h = h_1 - h_2$  – разность уровней манометрической жидкости в левом и правом коленях.

Измерения повторяют 3–4 раза, полученные результаты усредняют и вносят в табл. 1.

Таблица 1

c	$\Delta h$	$\sigma$	g	$\Gamma \cdot 10^{10}$	$(C_{cp}/\Gamma) \cdot 10^{-7}$
0	$h_0$	$\sigma_0$			
$c_1$	$h_1$	$\sigma_1$			
$c_2$	$h_2$	$\sigma_2$			
$c_3$	$h_3$	$\sigma_3$			

Для расчета поверхностного натяжения необходимо знать константу капилляра, для чего измеряют максимальное давление  $\Delta h_0$  для эталонной жидкости, в качестве которой используют воду, с известным поверхностным натяжением  $\sigma$  (при температуре, при которой проводится эксперимент). Соответствующее значение  $\sigma$  следует взять из таблицы 2.

Таблица 2

Поверхностное натяжение воды при различных температурах

$\sigma$ , эрг/см <sup>2</sup>	73,49	73,35	73,19	73,05	72,90	72,75	72,59	72,44	72,28	72,18	71,97
$t^0, C$	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25

### **Обработка экспериментальных данных:**

- Константу капилляра рассчитывают по формуле:

$$k = \sigma_0 / \Delta h \quad (7),$$

где  $\sigma_0$  - поверхностное натяжение воды при температуре опыта.

- Искомое поверхностное натяжение рассчитывают по формуле (8) и вносят полученные значения в табл. 1.

$$\sigma = k \cdot \Delta h \quad (8),$$

где  $k$  – константа капилляра, рассчитанная по уравнению (7).

- Описывают кривую зависимости поверхностного натяжения  $\sigma$  от концентрации раствора  $c$  (изотерму поверхностного натяжения), полиномом соответствующей степени разложения, установленных методом нелинейной регрессии при использовании пакета статистических программ «Statgraphics plus for Windows».
- В соответствии с уравнением (2) рассчитывают значения поверхностной активности аналитическим дифференцированием полученного ранее полинома зависимости поверхностного натяжения  $\sigma$  от концентрации раствора  $c$ . Полученные величины  $g$  следует внести в табл.1.
- По уравнению Гиббса (1) рассчитывают адсорбцию  $\Gamma$  на границе раствор – воздух при различных концентрациях.
- Используя данные таблицы 2 строят кривую в координатах  $\Gamma - c$ , используя пакет статистических программ «Statgraphics plus for Windows».
- Уравнение (3) приводят к линейной форме, путем деления концентрации на обе части уравнения (3) и описывают полученную линейную зависимость в координатах  $\frac{c}{\Gamma}$  от  $c$  методом линейной регрессии, используя пакет статистических программ «Statgraphics plus». Находят величину предельной адсорбции  $\Gamma_\infty$  из полученного уравнения.
- Вычисляют площадь, занимаемую молекулой в поверхностном слое  $A$  (по уравнению 4) и толщину слоя  $\delta$  (по уравнению 5).

### 1.3.2 Адсорбция из растворов ПАВ на твердом адсорбенте

**Цель работы:** Определение равновесных концентраций исследуемых растворов ПАВ после адсорбции на твердом адсорбенте по данным о поверхностном натяжении. Расчет удельной поверхности твердого адсорбента.

**Теоретическое пояснение:** Для границы раздела раствор – твердая фаза применение адсорбентов с большой удельной поверхностью приводит к адсорбции столь значительной, что изменение концентрации вещества в объеме может быть определено аналитически. В этом случае величину адсорбции  $x$ , отнесенную к единице массы  $m$  адсорбента (поверхность которого обычно неизвестна), находят по разности концентраций, используя уравнение (1):

$$\frac{x}{m} = \frac{(c_0 - c_x)V}{m} \text{ моль/г (моль/кг)} \quad (1),$$

где  $c_0$  – исходная концентрация растворенного вещества в растворе до адсорбции;  $c_x$  – равновесная концентрация растворенного вещества в растворе после адсорбции на твердом адсорбенте;  $V$  – объем раствора, л, из которого происходит адсорбция.

Измерение равновесной концентрации растворенного вещества после адсорбции на твердом адсорбенте может быть выполнено любым методом количественного анализа. Для растворов поверхностно-активных веществ таким методом может быть измерение поверхностного натяжения.

Различные способы выражения величины адсорбции связаны соотношением:

$$\frac{x}{m} = \Gamma S \quad (2),$$

где  $S$  – удельная поверхность адсорбента, т.е. суммарная площадь поверхности, отнесенная к единице массы адсорбента (1г).

Для предельной адсорбции:

$$\frac{x_\infty}{m} = \Gamma_\infty S \quad (3)$$

Это выражение позволяет найти величину удельной поверхности, если известны  $x_{\infty}$  и  $\Gamma_{\infty}$ .

В предельном случае, когда адсорбированные молекулы образуют монослой с плотнейшей упаковкой, число молей  $\Gamma_{\infty}$ , помещающихся на единице площади, будет определяться только эффективным поперечным сечением молекулы и не зависит от природы поверхности, поэтому для вычисления  $S$  можно использовать величину  $\Gamma_{\infty}$ , найденную ранее для границы раствор-воздух. В этом случае:

$$S = \frac{x_{\infty}}{m\Gamma_{\infty}} \text{ см}^2/\text{г} \text{ (м}^2/\text{кг)} \quad (4)$$

В реальных условиях на границе адсорбент-раствор молекулы вещества могут иногда покрывать поверхность не сплошным слоем, адсорбируясь лишь на отдельных активных центрах, тогда соотношение (4) даст преуменьшенные значения  $S$ . В других случаях может образоваться несколько объемных слоев, вплоть до объемного заполнения части пор, тогда соотношение (4) даст преувеличенные значения  $S$ . Тем не менее, сравнение с данными, полученными при помощи независимых методов, показало, что часто метод дает правильные результаты. Определение удельной поверхности – важнейшей коллоидно-химической характеристики системы – связано с большими трудностями как методического, так и принципиального характера. Поэтому, изложенный метод, дающий правильную ориентировочную оценку величины удельной поверхности, с успехом применяется на практике, например, для сравнительной оценки активности различных адсорбентов и катализаторов.

#### ***Оборудование и реактивы:***

Прибор Ребиндера (капилляр, пробирка с боковым отростком, манометр жидкостной, аспиратор); мерные колбы; воронки маленькие; цилиндр; фильтровальная бумага; бутанол 0,5 М; активированный уголь; дистиллированная вода.

#### ***Выполнение работы:***

- Готовят серию из шести растворов бутилового спирта из исходного 0,5М раствора методом объемного разбавления в объеме 50 мл. Концентрации должны соответствовать тем, которые были приготовлены в работе 1.3.1.

- Твердый адсорбент хорошо измельчают в ступке и берут навески в количестве 1г. Навески помещают в колбы с приготовленными растворами ПАВ по 50 мл, перемешивают 10 мин и оставляют до начала измерений не менее, чем на 1,5 часа, закрыв колбы крышками.
- По истечении времени, необходимого для адсорбции ПАВ на угле, растворы фильтруют.
- Измеряют поверхностное натяжение фильтратов на приборе Ребиндера (см. работу 1.3.1 (рис. 1)). Полученные данные вносят в табл.1.

Таблица 1

$c_0$	$\sigma_x$	$c_x$	$c_0 - c_x$	$\frac{x}{m}$

**Обработка экспериментальных данных:**

- Для определения равновесных концентраций растворов после адсорбции на твердом адсорбенте  $c_x$  используют полином, описывающий зависимость поверхностного натяжения исходных растворов бутанола до адсорбции на твердом адсорбенте от концентрации, полученный ранее в работе 1.3.1. Подставляют полученные экспериментально значения  $\sigma_x$  в этот полином и вычисляют соответствующие значения  $c_x$ , которые вносят в табл.1.
- По уравнению (1) для каждой изучаемой концентрации рассчитывают адсорбцию на угле. Вычисления записывают в табл.1.
- Определяют предельную адсорбцию ПАВ на угле  $x_\infty$  по аналогии с величиной  $\Gamma_\infty$ , определенную в работе 1.3.1.
- Используя пакет статистических программ «Statgraphics plus» строят график изотермы адсорбции  $\frac{x}{m}$  от  $c_x$ .
- Определяют удельную поверхность активированного угля  $S$  в  $\text{см}^2/\text{г}$  по уравнению (4).

### 1.3.3 Исследование адсорбции уксусной кислоты на угле

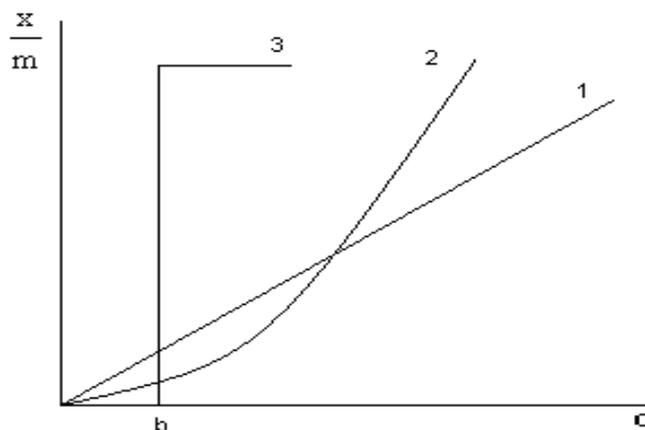
#### *Цель работы:*

Определение равновесной концентрации уксусной кислоты после адсорбции на угле методом кислотно-основного титрования. Построение изотермы адсорбции. Нахождение констант уравнения Фрейндлиха.

#### *Теоретическое пояснение:*

В настоящее время нет общей теории адсорбции из растворов на твердых адсорбентах. В этом случае вопрос более сложен, чем при адсорбции газов на твердых адсорбентах, так как следует учитывать адсорбцию растворителя и взаимодействие молекул растворенного вещества не только с адсорбентом, но и с растворителем. Определяя количество поглощенного вещества, как функцию равновесной концентрации при постоянной температуре, можно судить о характере процесса.

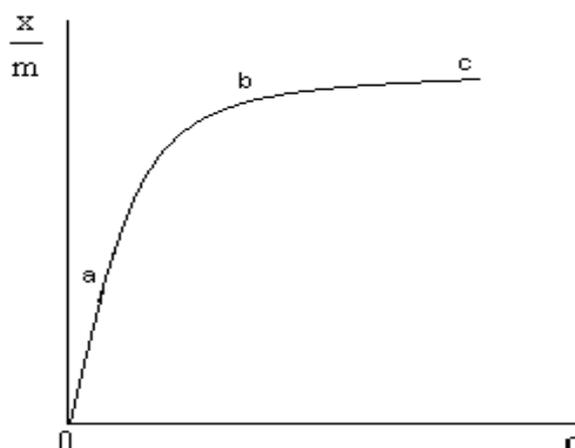
Рассмотрим некоторые простейшие случаи, в которых процесс поглощения вещества носит определенный характер. Если происходит абсорбция, т.е. растворенное вещество распределяется в объеме твердой фазы, то, согласно закону Генри или правилу распределения вещества между двумя гомогенными фазами, количество поглощенного вещества пропорционально концентрации, что и представлено прямой 1 на рисунке 1, где по оси ординат нанесены значения количества поглощенного вещества  $x$  на единицу массы  $m$ , а по оси абсцисс концентрации вещества ( $c$ ) в растворе после установившегося равновесия. В том случае, когда растворенное вещество ассоциировано, наблюдается отклонение от закона Генри, и зависимость поглощенного вещества от равновесной концентрации имеет вид вогнутой к оси ординат кривой, подобно кривой 2. В случае образования химического соединения между растворенным веществом и твердым телом (процесс хемосорбции) зависимость  $\frac{x}{m}$  от  $c$  представлена графически в виде кривой 3. Точка  $b$  соответствует некоторой минимальной концентрации, необходимой для образования определенного химического соединения. В дальнейшем пока идет реакция, равновесная концентрация остается постоянной.



*Рис. 1 Изотермы сорбции различного типа*

По окончании реакции растворенное вещество уже не поглощается твердым телом.

Если на поверхности твердого тела происходит адсорбция растворенного вещества, то зависимость адсорбированного вещества от равновесной концентрации при постоянной температуре (изотерма адсорбции) изобразится плавной кривой (рис.2).



*Рис. 2 Изотерма адсорбции*

Из изотермы адсорбции следует, что при малых концентрациях растворенного вещества (участок oa) наблюдается прямолинейная зависимость количества адсорбированного вещества от концентрации. При сравнительно больших концентрациях (участок bc) адсорбированное количество остается постоянным, независимо от возрастания концентрации, т.е. достигается предел адсорбции. В области средних концентраций (участок ab) в довольно широком интервале количество адсорбированного вещества возрастает пропорционально

дробной степени концентрации. Для этого участка изотермы применимо эмпирическое уравнение Фрейндлиха:

$$\frac{x}{m} = Kc^{\frac{1}{n}} \quad (1),$$

где  $\frac{x}{m}$  - количество адсорбированного вещества на единицу массы адсорбента,  $c$  – равновесная концентрация,  $K$  – константа, которая представляет собой количество адсорбированного вещества при равновесной концентрации, равной единице (величина  $K$  может изменяться в широких пределах и зависит от способа выражения концентрации),  $\frac{1}{n}$  - константа, значение которой равно правильной дроби.

Приведенное выше уравнение широко известно как уравнение Фрейндлиха.

Следует отметить, что адсорбция зависит от величины поверхности адсорбента, и поэтому было бы правильнее количество адсорбированного вещества относить не к единице массы, а к единице поверхности. Однако определение величины поверхности адсорбентов довольно сложная задача, поэтому количество адсорбированного вещества в большинстве случаев относят к единице массы адсорбента.

Определение констант уравнения Фрейндлиха дает возможность характеризовать количественно процесс адсорбции, а также сравнивать адсорбционную активность различных адсорбентов по отношению к отдельным растворенным веществам.

Появление дробного показателя в уравнении адсорбции Фрейндлиха для средних значений концентраций можно интерпретировать следующим образом.

Представим себе поверхность адсорбента в соприкосновении с раствором. Молекулы растворенного вещества адсорбируются при попадании на незанятые места поверхности. При введении в раствор первых, очень небольших порций вещества, когда поверхность адсорбента свободна, молекулы легко попадают на эти участки. Величина адсорбции зависит только от средней продолжительности пребывания молекул на поверхности. Таким образом, в результате введения малого количества вещества только небольшая часть поверхности окажется занятой в каждый момент времени. Поэтому адсорбция из отдельных вводимых затем небольших порций практически не

зависит от адсорбции предыдущего количества. Это и обуславливает пропорциональность величины адсорбции и равновесной концентрации. С дальнейшим увеличением концентрации все большая часть поверхности оказывается занятой, вероятность попадания молекул на незанятые активные места значительно уменьшается, а это приводит к тому, что адсорбция растет пропорционально некоторой дробной степени концентрации.

Наконец, постоянство величины адсорбции при больших концентрациях легко объяснить тем, что вся поверхность адсорбента занята молекулами растворенного вещества.

Следовательно, уравнение Фрейндлиха не характеризует всего процесса адсорбции. Действительно, при малых концентрациях количество адсорбированного вещества пропорционально равновесной концентрации, а при больших концентрациях достигает постоянной величины, т.е. в первом случае  $\frac{1}{n} = 1$ , во втором случае  $\frac{1}{n} = 0$ , в то время как в уравнении Фрейндлиха  $\frac{1}{n}$  является постоянной величиной. Так как приближение к пределу насыщения поверхности приводит к резкому уменьшению  $\frac{1}{n}$ , следует ожидать, что чем быстрее (т.е. при меньших концентрациях при прочих равных условиях – навеска, температура и т.д.) достигается предел насыщения, тем меньше должны быть значения  $\frac{1}{n}$ . Подтверждение этого положения мы находим в адсорбции жирных кислот, которая, согласно Траубе возрастает в гомологическом ряду. Так, например, для ряда уксусная – валериановая кислоты,  $\frac{1}{n}$  уменьшается от 0,41 до 0,23.

Очевидно, что константа  $K$ , напротив, будет возрастать в гомологическом ряду, так как возрастает адсорбционная способность. Действительно, в том же ряду уксусная – валериановая кислоты, значение  $K$  увеличивается от 0,1 до 0,34.

С увеличением поверхности адсорбента при адсорбции одного и того же вещества (например, уксусной кислоты углем) общая величина адсорбции возрастает, что находит выражение и в возрастании  $K$ . Но с увеличением площади поверхности возрастает число незанятых активных мест, а это ведет к повышению величины  $\frac{1}{n}$ .

С повышением температуры адсорбция понижается, так как увеличивается кинетическая энергия молекул и уменьшается средняя продолжительность пребывания их в поверхностном слое. Константа  $K$  поэтому уменьшается. Так как с повышением температуры оказывается занятой все меньшая часть активных мест поверхности, то  $\frac{1}{n}$  возрастает.

Процесс адсорбции протекает обычно с очень большой скоростью. Однако диффузия растворенного вещества в растворах, посредством которой восполняется убыль концентрации у поверхности адсорбента, происходит весьма медленно, что замедляет установление адсорбционного равновесия. Для более быстрого установления равновесия рекомендуется перемешивать или встряхивать растворы с адсорбентом. В большинстве случаев равновесие достигается в течение нескольких минут, только при мелкопористых сорбентах и больших молекулах адсорбированного вещества процесс длится несколько суток.

#### **Оборудование и реактивы:**

Конические колбы емкостью 300 мл с корковыми пробками (12 шт.); мензурки на 50 мл и 15 мл; пипетка на 5 мл; бюретка на 25 мл; штатив для бюретки; воронки большие 6 шт.; фильтровальная бумага; 0,4 н  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; 0,1н  $\text{NaOH}$ ; индикатор фенолфталеин.

#### **Выполнение работы:**

- 0,1н раствор  $\text{NaOH}$ , приготовленный заранее оттитровать 0,1 н  $\text{HCl}$  для уточнения концентрации.
- Определить концентрацию данной для опыта уксусной кислоты посредством титрования раствором  $\text{NaOH}$ . Каждое титрование прodelывают три раза. Результаты титрования записывают в таблицу 1.
- Концентрацию кислоты  $N_K$  вычисляют по следующему соотношению:

$$V_K N_K = N_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} \quad (2),$$

где  $V_K$  и  $V_{\text{NaOH}}$  – объем взятой кислоты и объем раствора  $\text{NaOH}$ , пошедшего на титрование.  $N_{\text{NaOH}}$  – концентрация раствора  $\text{NaOH}$  в г-экв/дм<sup>3</sup>.

Таблица 1

Проба	Взято уксусной кислоты, V, см <sup>3</sup>	На титрование пошло NaOH, V, см <sup>3</sup>	Среднее значение объема NaOH, V <sub>ср</sub> , см <sup>3</sup>	Концентрация уксусной кислоты, М
1	10			
2	10			
3	10			

- Из исходного раствора уксусной кислоты готовят серию растворов различной концентрации методом объемного разбавления. Для этого в 5 сухих колб наливают пипеткой по 50 см<sup>3</sup> дистиллированной воды. Затем 50 см<sup>3</sup> исходного раствора добавляют в первую колбу, хорошо взбалтывают и, несколько раз набирая раствор в пипетку и выливая его обратно в колбу, споласкивают пипетку приготовленным раствором. После этого отбирают этой же пипеткой 50 см<sup>3</sup> приготовленного раствора и добавляют его в следующую колбу, хорошо перемешивают содержимое колбы, как при получении первого раствора и споласкивают пипетку. Потом берут 50 см<sup>3</sup> для приготовления следующего раствора и т.д. – до тех пор, пока не получат шесть растворов, включая исходный.
- К 50 см<sup>3</sup> каждого полученного раствора добавляют по 1г адсорбента (угля). Встряхивают в течение некоторого времени (30 минут).
- Отфильтровывают растворы, отбрасывая первые порции фильтрата.
- Оставшийся после фильтрования раствор оттитровывают (каждое титрование рекомендуется сделать по три раза). Полученные при титровании данные, так же как при титровании исходного раствора, записывают в протокол опыта, по типу таблицы 1.

#### **Обработка экспериментальных данных:**

- Вычисляют количество вещества (в миллимолях), находящегося в 50 см<sup>3</sup> раствора до и после адсорбции. Следует заметить, что до адсорбции оттитровывают только исходный раствор, и содержание вещества в более разбавленных растворах вычисляют посредством уменьшения в два раза количества вещества, содержащегося в 50 см<sup>3</sup> предыдущего раствора. Полученные данные записывают таблицу 2.

Таблица 2

№ опыта	Количество вещества в 50 см <sup>3</sup>	Кол-во угля	Количество вещества в фильтрате	Сорбированное количество

	первоначального раствора $a$ , ммоль	$m$ , г	равновесная концентрация $c$ , М	в 50 см <sup>3</sup> раствора $b$ , ммоль	кислоты на 1г угля, $\frac{a-b}{m} = \frac{x}{m}$

- В построении графиков при использовании прикладного пакета программ “Statgraphics plus” строят зависимость  $\frac{x}{m}$  от равновесной концентрации  $c$ .
- Для нахождения констант в уравнении (1)  $K$  и  $\frac{1}{n}$ , представляют это уравнение в логарифмических координатах. Зависимость  $\lg \frac{x}{m}$  от  $\lg c$ , обрабатывают методом линейной регрессии, используя прикладной пакет программ “Statgraphics plus”. При этом получают прямую, подобную изображенной на рис.1.

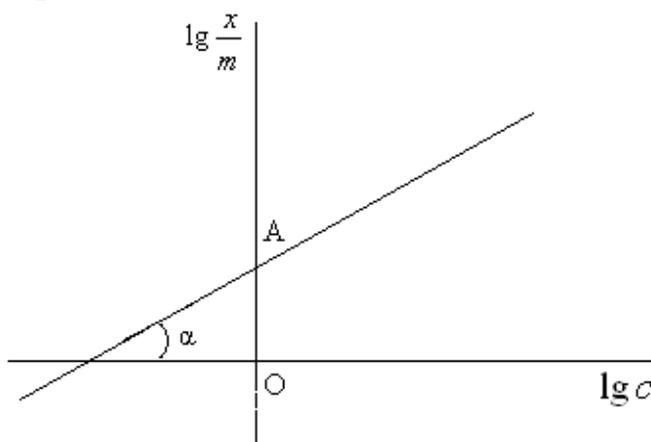


Рис. 1. График для определения констант в уравнении Фрейндлиха

Значения  $\lg \frac{x}{m}$  и  $\lg c$  записывают в таблицу 3

Таблица 3

№ опыта	$\lg \frac{x}{m}$	$\lg c$	$K$	$\frac{1}{n}$

- По уравнению прямой зависимости  $\lg \frac{x}{m}$  от  $\lg c$  находят константы уравнения Фрейндлиха и записывают полученные значения в табл.3.

### 1.3.4 Исследование адсорбции красителей на угле

#### ***Цель работы:***

Определение равновесной концентрации красителя после адсорбции из водных растворов на угле спектрофотометрическим методом. Расчет адсорбции по данным спектрофотометрических измерений.

#### ***Теоретическое пояснение:***

В настоящее время адсорбцией красителей, в частности метиленовой сини, пользуются для определения удельной поверхности различных веществ, что может быть объяснено сравнительно простой техникой эксперимента, а также тем, что в ряде случаев, например, на производствах, необходима сравнительная оценка поверхностей одного и того же или подобных материалов.

Такая сравнительная оценка величины поверхностей может быть проведена методом адсорбции красителей. Однако следует иметь в виду, что для абсолютных определений удельной поверхности этот метод весьма неточен и часто совершенно непригоден.

В зависимости от природы красителя адсорбция его может протекать различно. Известно, что одни адсорбенты адсорбируют только кислые красители, другие – преимущественно основные. Кроме того, наиболее тонкие поры могут быть недоступны для молекул красителей, так что поверхность их не будет учтена при соответствующих определениях.

Количество адсорбированного из раствора красителя может быть определено с помощью фотоэлектрического колориметра.

Как известно, интенсивность света уменьшается при прохождении его через какую-либо материальную среду. Согласно закону Ламберта-Бееера, это уменьшение интенсивности света зависит от толщины слоя среды и концентрации в нем поглощающего вещества. Математическое выражение закона Ламберта-Бееера следующее:

$$I = I_0 e^{-Kcd} \quad (1),$$

где  $I$  – интенсивность прошедшего через среду света;  $I_0$  – интенсивность падающего света;  $d$  – толщина слоя;  $c$  – концентрация в нем поглощающего вещества;  $K$  – константа, зависящая от свойств среды и света;  $e$  – основание натурального логарифма.

Из приведенного уравнения видно, что если толщина слоя постоянна, то изменение интенсивности прошедшего через него света будет зависеть только от концентрации поглощающего вещества.

Применение закона Ламберта-Бееера к растворам красящих веществ, а также к коллоидным растворам основывается на положении, что как растворитель, так и дисперсионная среда в случае коллоидных растворов практически не поглощают света. Таким образом, если между источником света и фотоэлементом поставить кювету с раствором красителя, то в зависимости от концентрации исследуемого раствора произойдет определенное уменьшение интенсивности падающего на фотоэлемент света. С помощью фотоэлектрического колориметра можно определить светопропускание или оптическую плотность исследуемого раствора  $D = \lg \frac{I_0}{I}$ . Если провести подобные фотоэлектрические измерения до адсорбции, то, зная концентрации растворов  $c$  и показания прибора, можно построить градуировочную кривую, нанося на ось ординат значения оптической плотности, а на ось абсцисс – концентрации исследуемых растворов. Проводя фотоэлектрические измерения растворов после адсорбции по градуировочной кривой находят значения равновесных концентраций растворов. По изменению концентрации растворов до и после адсорбции определяют количество адсорбированного вещества.

### ***Оборудование и реактивы:***

ФЭК; кюветы ( $l = 1\text{ см}$ ) 2 шт.; мерные колбы емкостью 50 мл 12 шт.; воронки маленькие 6 шт.; дистиллированная вода; фильтровальная бумага; активированный уголь; раствор метилового синего ( $D \approx 0,7-1$ ).

### ***Выполнение работы:***

- Готовят 6 растворов красителя различной концентрации методом объемного разбавления.
- Выбирают светофильтр, с которым в дальнейшем проводят все измерения. С этой целью для двух растворов (самого разбавленного и самого концентрированного из шести приготовленных растворов) производят измерения оптической плотности с тремя светофильтрами. Выбирают тот светофильтр, для которого получают наибольшую разницу в оптической

плотности этих двух растворов. Если значение оптической плотности концентрированного раствора лежит в интервале от 0,7 до 1, то все дальнейшие измерения проводят с этой кюветой. В противном случае выбирают другую кювету, причем при больших значениях берут кювету с меньшей толщиной слоя раствора. При значениях оптической плотности 0,4 – 0,7 выбирают кювету с большей толщиной слоя раствора. Измерения записывают в табл. 1.

Таблица 1

Фильтр	Концентрация растворов		Оптическая плотность		D <sub>1</sub> – D <sub>6</sub>
	C <sub>1</sub>	C <sub>6</sub>	D <sub>1</sub>	D <sub>6</sub>	
Зеленый					
Синий					
Красный					

C<sub>1</sub> – концентрация самого разбавленного раствора из приготовленной серии;  
 C<sub>6</sub> – концентрация самого концентрированного раствора из приготовленной серии;  
 D<sub>1</sub> – оптическая плотность самого разбавленного раствора из приготовленной серии;  
 D<sub>6</sub> – оптическая плотность самого концентрированного раствора из приготовленной серии.

- Выбрав светофильтр и кювету, производят измерения оптической плотности приготовленных растворов от меньшей к большей концентрации. Полученные значения записывают в табл. 2.

Таблица 2

Концентрация красителя, С		Оптическая плотность растворов, D		$a = \frac{(c_0 - c_p)V}{m}$
до адсорбции, М	после адсорбции, М	до адсорбции	после адсорбции	

Отмечают навеску адсорбента, выбранный фильтр и толщину слоя раствора в кювете.

- К 50 см<sup>3</sup> каждого раствора красителя добавляют уголь (навеска по указанию преподавателя) и в течение 20 мин встряхивают растворы, после чего растворы центрифугируют. При пользовании центрифугой необходимо иметь в виду, что пробирки, находящиеся друг против друга,

должны быть уравновешены (взвешивание производят на технических весах).

- После центрифугирования осторожно отбирают растворы пипеткой, переносят в кювету и определяют оптическую плотность, пользуясь той же кюветой и тем же способом измерения, что и при получении данных для градуировочной кривой. Полученные значения оптической плотности записывают в табл. 2.

#### ***Обработка экспериментальных данных:***

- В построении графиков при использовании прикладного пакета программ «Statgraphics plus» строят градуировочную кривую, откладывая значения оптической плотности  $D$  по оси ординат и значения концентрации красителя по оси абсцисс. Записывают уравнение прямой.
- Используя уравнение, описывающее калибровочную кривую, определяют равновесную концентрацию красителя после адсорбции на угле, зная значения оптической плотности растворов красителя после адсорбции на угле.
- Вычисляют величину адсорбции, используя уравнение, приведенное в табл.2.
- Строят изотерму адсорбции и определяют характер адсорбции из водных растворов красителя на угле.

## **МОДУЛЬ II. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ**

### **2.1 Программа теоретического курса**

#### **Тема 4. Электроповерхностные явления.**

ДЭС. Причины образования. Модели строения. Электрокинетические явления. Теория Гельмгольца-Смолуховского. Электрокинетический потенциал. Влияние на него различных факторов.

#### **Тема 5. Методы получения коллоидных систем.**

Классификация способов получения. Конденсационные методы: физическая конденсация, метод замены растворителя. Химическая конденсация. Строение мицелл гидрофобных зольей. Диспергирование. Методы очистки.

### **Тема 6. Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем.**

Броуновское движение частиц. Понятие среднего квадратичного сдвига. Уравнение Эйнштейна-Смолуховского. Диффузия. Коэффициент диффузии. Уравнения Фика. Седиментация. Обратная седиментация. Скорость седиментации. Гипсометрический закон распределения частиц по высоте.

### **Тема 7. Оптические свойства дисперсных систем.**

Эффект Фарадея-Тиндаля. Явление рассеяния света. Закон Рэлея. Оптические методы исследования дисперсных систем.

### **Тема 8. Устойчивость дисперсных систем.**

Агрегативная устойчивость. Седиментационная устойчивость. Факторы устойчивости дисперсных систем. Кинетика коагуляции. Теория ДЛФО. Уравнение Смолуховского. Время половинной коагуляции.

### **Тема 9. Стабилизация и коагуляция лиофобных дисперсных систем.**

Коагуляция электролитами. Быстрая и медленная коагуляция. Нейтрализационная и концентрационная коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Методы стабилизации дисперсных систем. Защитное число.

## **2.2 Программа коллоквиумов**

- ДЭС. Причины образования. Модели строения.
- Электрокинетические явления. Теория Гельмгольца-Смолуховского. Электрокинетический потенциал. Влияние на него различных факторов.
- Классификация способов получения. Конденсационные методы: физическая конденсация, метод замены растворителя. Химическая конденсация. Строение мицелл гидрофобных зольей. Диспергирование. Методы очистки.
- Броуновское движение частиц. Понятие среднего квадратичного сдвига. Уравнение Эйнштейна-Смолуховского.
- Диффузия. Коэффициент диффузии. Уравнения Фика.
- Седиментация. Обратная седиментация. Скорость седиментации. Гипсометрический закон распределения частиц по высоте.
- Эффект Фарадея-Тиндаля. Явление рассеяния света. Закон Рэлея. Оптические методы исследования дисперсных систем.
- Агрегативная устойчивость. Седиментационная устойчивость. Факторы устойчивости дисперсных систем.

- Кинетика коагуляции. Теория ДЛФО. Уравнение Смолуховского. Время половинной коагуляции.
- Коагуляция электролитами. Быстрая и медленная коагуляция. Нейтрализационная и концентрационная коагуляция.
- Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди.
- Методы стабилизации дисперсных систем. Защитное число.

## 2.3 Лабораторные работы к модулю 2

### 2.3.1 Определение дзетта-потенциала методом электрофореза

#### *Цель работы:*

Определить величину  $\zeta$ -потенциала электрофоретическим методом.

#### *Теоретическое пояснение.*

Движение заряженных частиц, взвешенных в неподвижной жидкости, под влиянием электрического поля называется электрофорезом.

В зависимости от знака заряда частицы передвигаются к аноду или катоду, поэтому, наблюдая за направлением перемещения частиц, можно определить знак их заряда. Как показано на рис 1, а частица в жидкости окружена двойным электрическим слоем ионов.

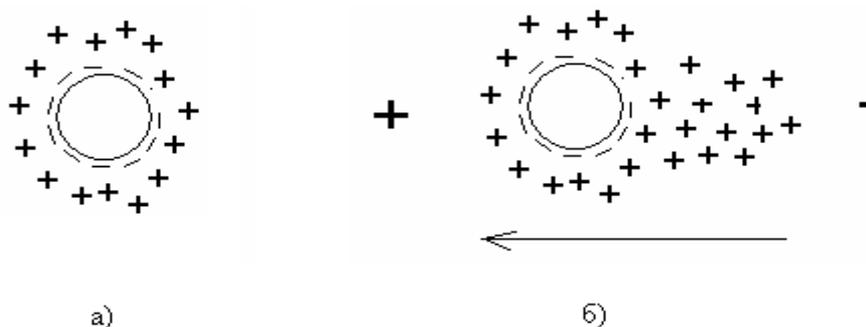


Рис.1 Схема электрофореза

При приложении электрического поля (рис.1, б) распределение ионов в диффузном слое нарушается: ионы диффузного слоя начинают смещаться по отношению к частице и происходит непрерывный обмен ионными атмосферами вокруг частиц, тогда как сама частица с частью противоионов движется по направлению противоположно заряженного полюса. Так,

отрицательная частица движется к положительному полюсу, положительно заряженная - к отрицательному полюсу.

Измерив скорость движения частиц и зная градиент потенциала приложенного электрического поля, можно вычислить электрофоретическую подвижность частиц.

Электрофоретической подвижностью  $U$  называют путь, который проходят частицы в секунду, при градиенте потенциала  $1\text{ в/см}$ .

Электрофоретическая подвижность рассчитывается по уравнению:

$$U = \frac{h}{tH}; \quad H = \frac{E}{L} \quad (1),$$

где  $h$  – путь, пройденный частицами;  $t$  – время,  $H$  – градиент потенциала внешнего электрического поля,  $E$  – разность потенциалов,  $L$  – расстояние между электродами.

Согласно уравнению Гельмгольца-Смолуховского, электрофоретическая подвижность прямо пропорциональна электрокинетическому потенциалу частиц  $\zeta$  и обратно пропорциональна коэффициенту вязкости  $\eta$ :

$$U = \frac{\zeta D}{4\pi\eta} \left[ \frac{\text{см/сек}}{\text{в/см}} \right] \quad (2),$$

где  $D$  – диэлектрическая постоянная

В соответствии с уравнением (2), величина дзетта –потенциала равна:

$$\xi = \frac{4\pi\eta U}{D} \quad (3)$$

В рационализованной системе  $\xi = \frac{\eta U}{DD_0}$ , где  $D_0$  – электрическая постоянная, равная  $8,854 \cdot 10^{-12}$ . Подставив соответствующие константы, получается уравнение:  $\xi = \frac{10^{-3}}{81 \cdot 8,854 \cdot 10^{-12}} U = 1,4 \cdot 10^6 U$ .

Таким образом, зная электрофоретическую подвижность можно вычислить величину  $\xi$ -потенциала. Так, например, в воде (при  $18^\circ$ )  $\eta=0,01$ ;  $D=81$ ; при градиенте электрического поля  $H=1\text{ в/см}$  ( $1\text{ в} = \frac{1}{300}$  абсолютных

электростатических единиц),  $\xi = \frac{4 \cdot 3,14 \cdot 0,01}{81 \cdot 1/300}$  абсолютных единиц. Тогда величина электрокинетического потенциала в вольтах будет:

$$\xi = \frac{4 \cdot 3,14 \cdot 0,01 \cdot 300}{81 \cdot 1/300} \cdot U = \frac{4 \cdot 3,14 \cdot 0,01}{81} \cdot (300)^2 \cdot U$$

или  $\xi = 140U$  в.

При электрофоретической подвижности частиц, равной  $1 \frac{\text{мк/сек}}{\text{в/см}} \left( \text{т.е. } 10^{-4} \frac{\text{см/сек}}{\text{в/см}} \right)$ , величина дзетта-потенциала равна 14мв.

Опыт показывает, что в воде частицы самой разной химической природы, живые клетки, различные суспензии, эмульсии) сравнительно мало отличаются друг от друга по электрофоретической подвижности.

Электрофоретическая подвижность частиц обычно лежит в пределах от 2 до 4 мк/сек.

Дебай и Гюккель вводят в уравнение Смолуховского числовой коэффициент К, который зависит от формы частиц. Если принять, что коллоидные частицы имеют сферическую форму и применить уравнение Стокса, то электрофоретическая скорость должна быть равна:

$$U = \frac{\xi \cdot D}{6 \cdot \pi \cdot \eta} \quad (4)$$

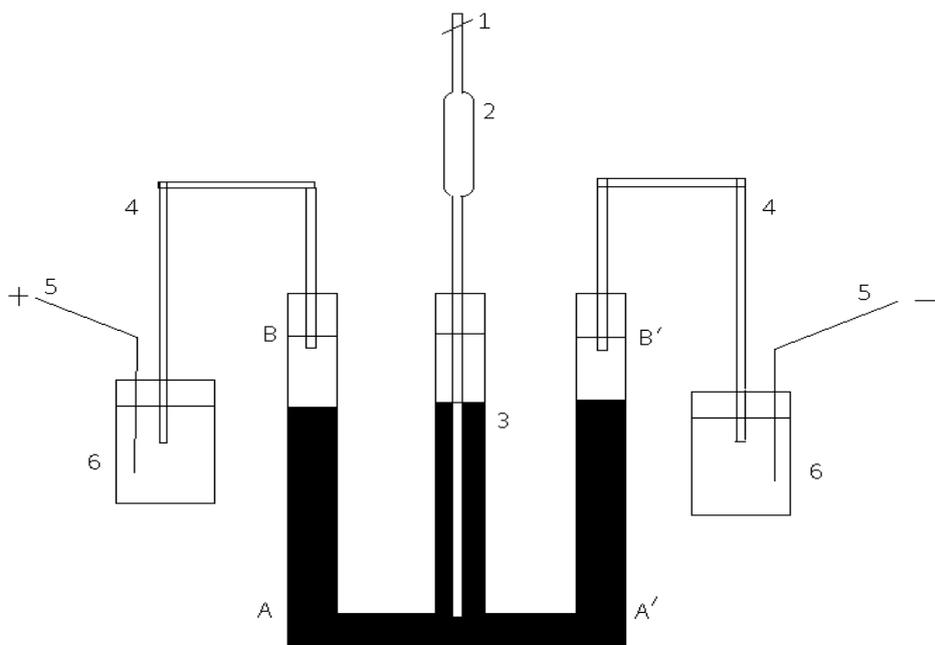
Согласно Генри, исследовавшему этот вопрос, размеры и форма частиц влияют на электрофоретическую подвижность в том случае, когда толщина двойного слоя сравнима с величиной частиц, т.е. в случае очень маленьких частиц; в остальных случаях уравнение Гельмгольца-Смолуховского остается правильным.

### **Оборудование и реактивы:**

Прибор Чайковского; стаканы емкостью 50 мл 2 шт.; 1М раствор  $\text{CuSO}_4$ ; насыщенный раствор  $\text{FeCl}_3$  для приготовления золя гидроксида железа (III); медные электроды.

### **Выполнение работы:**

- Для приготовления золя нагревают в чистом стакане 100 мл дистиллированной воды. В кипящую воду добавляют по каплям 2 % - ный раствор  $\text{FeCl}_3$  до интенсивного красно – коричневого цвета.
- Собирают прибор Чайковского, как указано на рисунке 1.



- Наливают в боковые стаканчики (6) 1 М растворы  $\text{CuSO}_4$ . В сосуд (3) с тройными трубками наливают дистиллированную воду до метки (AA'). Заполняют пипетку (2) на 50 мл золем  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- После заполнения золем бюретки (2), зажим (1) закрывают. Аккуратно вставляют пипетку с пробкой в середину сосуда так, чтобы нижний конец пипетки (2) не доходил до дна сосуда (3) на 1 мм. Если произошло вытекание золя, то опыт повторить. Когда сосуд будет заполнен водой, а пипетка – золем, начинают осторожно и медленно открывать зажим. Золь должен вытекать из пипетки в течение 30-35 минут. Постепенно золь будет заполнять нижнюю часть, а вода будет подниматься по трубкам. Если граница золь – вода не четкая, а размытая, то опыт повторяют. Надо заполнить сосуд (3) так, чтобы дистиллированная вода была чуть выше метки (BB') и агаровые проводники (4) были бы погружены в воду.
- Измеряют расстояние между концами агаровых проводников по внешним, внутренним и средними стенками 4 – 5 раз и находят среднее расстояние

между электродами L. В начале опыта точно отмечают высоту границы раздела золь – вода в левом и правом коленах, измерения записывают в таблицу 1.

- Подключают медные электроды (5) и дают напряжение 100 – 120 В.
- Наблюдают за передвижением границ золя, отмечая время наблюдения и расстояния, пройденное частицами золя за это время (5-7 измерений). Следят за постоянством напряжения. Результаты записывают в таблицу 1.

Таблица 1

Время $\tau$ , сек	Расстояние, пройденное зодем $h$ , см	Напряжение $E$ , В	Длина электрофо- ретической трубки $L$ , см	Градиент потенциала, $H$ , В/см	Дзетта- потенциал $\xi$ , В

#### **Обработка экспериментальных данных:**

Находят среднее значение дзетта – потенциала, используя уравнение Гельмгольца-Смолуховского. Диэлектрическая проницаемость воды принимается равной 81, вязкость воды при температуре опыта берется из данных таблицы 2.

Таблица 2

$t^0$ С	$\eta$ , пуаз	$t^0$ С	$\eta$ , пуаз
16	0,0113	21	0,0099
17	0,0110	22	0,0097
18	0,0107	23	0,0095
19	0,0105	24	0,0093
20	0,0102	25	0,0091

### **2.3.2 Получение и очистка дисперсных систем**

#### **Цель работы:**

Ознакомление с различными методами получения лиофобных коллоидных растворов.

### ***Теоретическое пояснение.***

Коллоидные растворы могут быть получены двумя противоположными методами: а) дроблением, или диспергированием крупных частиц на более мелкие; б) путем агрегации молекул или ионов в более крупные частицы.

Методы получения коллоидов, основанные на раздроблении, получили название методов диспергирования. Методы, связанные с агрегацией молекул или ионов в более крупные частицы, называются конденсационными.

Получение коллоидных растворов (золей) путем диспергирования осуществляется механическим измельчением твердого вещества в ступке или при помощи коллоидной мельницы в присутствии стабилизатора, а также пептизацией. Пептизацией называется процесс получения золей из студней или рыхлых осадков при действии на них некоторых веществ, способных хорошо адсорбироваться на поверхности коллоидных частиц и таким путем сообщать им способность перехода в золь. При пептизации происходит не изменение степени дисперсности частиц, образующих студень или осадок, а только их разъединение.

К методам конденсации относятся следующие способы получения коллоидных систем:

а) собственно конденсация молекул испаряющегося вещества, соединяющихся в мелкие частицы;

б) такое изменение среды, при котором вещество из растворимого становится нерастворимым или малорастворимым;

в) химические реакции в растворе, сопровождающиеся образованием труднорастворимых веществ.

Однако, во всех этих случаях коллоидные системы получают только тогда, когда дисперсная фаза обладает ничтожно малой растворимостью в дисперсионной среде. При несоблюдении этого условия возможно образование молекулярных растворов. Кроме того, необходимо, чтобы между частицами и средой существовало взаимодействие, препятствующее связыванию частиц друг с другом.

### ***Оборудование и реактивы:***

Колбы емкостью 100 мл; стаканы химические емкостью 100 мл; бюретки; набор пипеток; воронки пробирочные; стеклянные палочки; растворы реактивов: 2%-ный раствор канифоли в этиловом спирте; насыщенный раствор

серы в этиловом спирте; 2%-ный раствор  $\text{FeCl}_3$ ; 5%-ный  $\text{KMnO}_4$ ; 4%-ный  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ; 1,7%-ный  $\text{AgNO}_3$ ; 1%-ный  $\text{KI}$ .

**Выполнение работы:**

## Метод конденсации

### Получение гидрозолей серы и канифоли

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

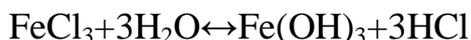
*Опыт:*

Насыщенный раствор серы в абсолютном спирте вливают по каплям в дистиллированную воду при взбалтывании. Получается молочно-белый опалесцирующий золь.

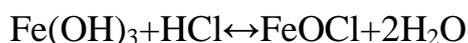
5-10 мл 2%-ного спиртового раствора канифоли добавляют по каплям при энергичном взбалтывании к 100мл дистиллированной воды. Образуется молочно-белый довольно устойчивый золь.

### Получение золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ посредством гидролиза

Реакция получения гидроксида железа (III) идет по схеме:

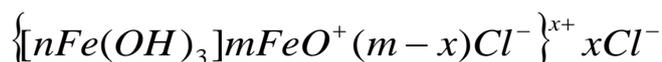


Поверхностные молекулы агрегата  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  вступают в химическое соединение с  $\text{HCl}$ :



Молекулы  $\text{FeOCl}$ , подвергаясь диссоциации, образуют ионы  $\text{FeO}^+ + \text{Cl}^-$ .

Руководствуясь правилом С.М. Липатова, схематически можно изобразить строение частиц золя гидроксида железа (III) следующим образом:



*Опыт:*

100мл дистиллированной воды нагревают до кипения. Затем, в кипящую воду по каплям добавляют 5-10мл 2%-ного раствора  $\text{FeCl}_3$ . Получают коллоидный раствор гидроксида железа (III) интенсивного красно-коричневого цвета.

### Получение золя диоксида марганца

Соль марганца восстанавливают аммиаком:

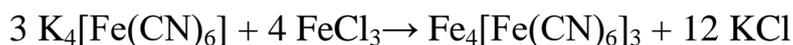


*Опыт:*

К 50 мл воды добавляют 1 мл 5%-ного раствора  $\text{KMnO}_4$ , нагревают до кипения, добавляют 2,5 мл концентрированного раствора аммиака в вытяжном шкафу порциями по 0,5 мл. После прибавления каждой порции аммиака смесь перемешивают и вновь доводят до кипения. Образуется золь красно-коричневого цвета.

### Получение золя берлинской лазури

Гидрозоль берлинской лазури  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  получают при смешивании растворов хлорного железа и железисто-синеродистого калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Примерные соотношения количеств солей: 100 мл 0,1%  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и 2-3 мл 2% раствора  $\text{FeCl}_3$ . Образуется отрицательный золь берлинской лазури:



Если вливать  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  в избыток  $\text{FeCl}_3$ , то получаются малоустойчивые положительные золи берлинской лазури.

### Получение золя иодида серебра

К 50 мл воды добавляют 5 мл раствора  $\text{AgNO}_3$  концентрации 1,7%, а затем по каплям, при взбалтывании 0,5 мл раствора  $\text{KI}$  концентрации 1%. Образуется золь голубого цвета.

## Метод физико-химического диспергирования (пептизация)

### Получение золя гидроксида железа



К 10 мл воды добавляют 15 капель насыщенного раствора (без нагревания) раствора хлорида железа, вводят каплями при энергичном перемешивании раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  концентрации 10 %, до тех пор, пока выпадающий в осадок гидроксид железа не перестанет растворяться при взбалтывании. Для пептизации прибавляют несколько капель насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$  и сильно встряхивают колбу с раствором до полного растворения осадка.

При изменении порядка смешивания растворов образуется золь, имеющий другой заряд. Получают этот золь путем введения в 10 мл раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  концентрацией 10%, раствора  $\text{FeCl}_3$  с концентрацией 1/5 от насыщенного раствора по каплям при энергичном взбалтывании. Пептизация осадка  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  происходит за счет адсорбции ионов  $\text{OH}^-$ , которые образуются при гидролизе карбоната аммония.

### Получение золя гидроксида алюминия



К 20 мл воды добавляют 15 капель раствора  $\text{AlCl}_3$  концентрации 20 %, вводят по каплям при энергичном взбалтывании раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  концентрации 10 %, до тех пор пока выпадающий в осадок гидроксида алюминия станет растворяться с трудом. Пептизатором служит избыток  $\text{AlCl}_3$ , не вступивший в реакцию.

При смешивании растворов в обратном порядке образуется золь, имеющий другой заряд. Получают этот золь, разбавляя в 4 раза 5 мл раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  концентрации 10 %, и добавляя к полученному раствору при встряхивании 2 – 3 капли раствора  $\text{AlCl}_3$  концентрации 20%. Осадок  $\text{Al}(\text{OH})_3$  пептизируется образовавшимся при реакции  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

### Очистка коллоидных систем методом диализа

#### Очистка золя гидроксида железа в диализаторе Грэма

В качестве мембраны диализатора Грэма используют целлофан (пленку из целлюлозы) (рис.1).

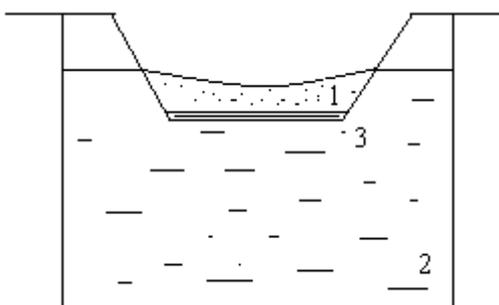


Рис. 1 Диализатор Грэма

В сосуд 1, у которого вместо дна мембрана 3, наливают золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , подлежащий очистке, после чего сосуд погружают в стакан 2, наполненный дистиллированной водой (необходимо удостовериться в отсутствии ионов хлора в ней). За ходом диализа следят, отбирая пробу из наружного раствора и проверяя в ней присутствие ионов хлора (реакция с нитратом серебра).

Меняя дистиллированную воду, ведут диализ до отрицательной реакции на ионы хлора.

### 2.3.3 Определение радиуса частиц по зависимости коэффициента экстинкции от длины волны света

#### *Цель работы:*

Определение размеров коллоидных частиц методом, основанным на измерении интенсивности проходящего света

#### *Теоретическое пояснение*

В однородном веществе интерференция вторичных волн приводит к прямолинейному распространению света. Оптическая неоднородность среды, вызванная флуктуациями плотности и концентрации или присутствием посторонних примесей, приводит к рассеянию света. Среда, в которой число оптических неоднородностей велико, а размеры их незначительны, является мутной. Рассеяние света характеризуется величиной интенсивности светового потока, рассеянного в различных направлениях. Согласно теории Рэлея интенсивность рассеяния естественного света сферическими непреломляющими частицами описывается уравнением:

$$I_P = \frac{24\pi^3 c^* V^2}{\lambda^4} \left( \frac{n_1^2 - n_0^2}{n_1^2 + 2n_0^2} \right)^2 I_0 \quad (1),$$

где  $c^*$  - частичная концентрация,  $V$  - объем частицы,  $\lambda$  - длина волны света в среде,  $n_0$  - показатель преломления дисперсионной среды,  $n_1$  - показатель преломления дисперсионной фазы,  $I_0$  - интенсивность падающего света.

Изучение рассеяния света важно для суждения о величине и форме частиц коллоидной степени дисперсности, которые слишком малы для непосредственного исследования их с помощью обычного микроскопа.

Методы определения размеров и формы частиц по измерению интенсивности проходящего света основаны на определении ослабления падающего луча при прохождении им мутной среды.

В случае бесцветных зольей ослабление света происходит только вследствие рассеяния (частица заметно не поглощает свет) согласно следующему закону:

$$I = I_0 \cdot e^{-\tau \cdot x} \quad (2),$$

где  $x$  – толщина среды, через которую прошел луч, вследствие чего интенсивность его снизилась от  $I_0$  до  $I$ ,  $\tau$  – мутность среды или коэффициент экстинкции:

$$\tau = \frac{2,3 \cdot \lg \frac{I_0}{I}}{x} \quad (3)$$

Величина  $\lg \frac{I_0}{I} = D$  - называется оптической плотностью.

Величина  $\tau$  равна энергии, рассеиваемой 1 см<sup>3</sup> системы. Ее можно рассматривать как величину, обратную расстоянию, которое поглощаемый луч должен пройти, чтобы быть ослабленным в  $l$  раз.

Закономерность (2) имеет место только для достаточно разбавленных зольей. Зависимость коэффициента экстинкции  $\tau$  от длины волны света может быть представлена эмпирическим уравнением:

$$\tau = b \cdot \lambda^{-k} \quad (4),$$

где  $b$  – коэффициент, не зависящий от размера частиц, их формы и длины волны падающего света,  $k$  – коэффициент, зависящий от размера и формы частиц и не зависящий от длины волны света.

Из уравнения (4) следует:

$$k = \frac{\Delta \lg \tau}{\Delta \lg \lambda} \quad (5)$$

Величина  $k$  изменяется в пределах от 2 до 4 и достаточно точно определяет размер частиц. Согласно зависимости  $r = f(k)$  можно рассчитать величину  $r$ , зная  $k$ . Имеются таблицы, дающие возможность определить радиус

частицы по экспериментальному найденному значению  $k$ . В качестве величины, определяющей размер частиц, в таблицах дана величина  $z$ . Коэффициент  $k$  находится экспериментально на основании измерения  $\tau$  при нескольких значениях  $\lambda$ . Из таблицы по полученному значению  $k$  определяется  $z$ . Затем по формуле:

$$z = \frac{8\pi \cdot r}{\lambda} \quad (6)$$

по найденному значению  $z$  рассчитывается  $r$ . При расчете следует брать среднее значение длин волны, использованных в эксперименте при нахождении  $r$ . Этот метод не требует измерения абсолютных величин светорассеяния.

### **Оборудование и реактивы:**

Фотоэлектроколориметр КФК-2, кюветы, колбы на 50 см<sup>3</sup>, глицерин,  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ;  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$

### **Выполнение работы:**

- Готовят золи сульфата бария, подлежащие исследованию. Для этого сначала приготавливают два раствора:
  - I) 1,1г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  растворяют в 50 см<sup>3</sup> глицерина (раствор 1).
  - II) 2,15г  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$  растворяют также в 50 см<sup>3</sup> глицерина (раствор 2).
- Каждый раствор разбавляют спиртом и водой в определенном соотношении
  - I) 1 см<sup>3</sup> раствора (1) + 5 см<sup>3</sup> воды + 4 см<sup>3</sup> спирта  
1 см<sup>3</sup> раствора (2) + 5 см<sup>3</sup> воды + 4 см<sup>3</sup> спирта
  - II) 1 см<sup>3</sup> раствора (1) + 2 см<sup>3</sup> воды + 3 см<sup>3</sup> спирта  
1 см<sup>3</sup> раствора (2) + 2 см<sup>3</sup> воды + 3 см<sup>3</sup> спирта
  - III) 1 см<sup>3</sup> раствора (1) + 1,5 см<sup>3</sup> воды + 3,5 см<sup>3</sup> спирта  
1 см<sup>3</sup> раствора (2) + 1,5 см<sup>3</sup> воды + 3,5 см<sup>3</sup> спирта
- Раствор, полученный из раствора 1, осторожно приливают к раствору, полученному из раствора (2), после чего растворы перемешивают. В зависимости от соотношения спирта и воды при разбавлении получают золи с различной величиной частиц.

- На фотоэлектроколориметре определяют значения оптической плотности для каждого приготовленного золя с различными светофильтрами (7 – 8 измерений) для каждого приготовленного золя.

**Обработка экспериментальных данных:**

- Рассчитывают величины  $\tau$  по уравнению (3).
- Коэффициент  $k$  определяют по формуле (5).
- По таблице 1 находят соответствующие полученной величине  $k$  значения  $z$ .

Таблица 1

$k$	$z$	$k$	$z$
-	1,00	2,960	5,00
-	1,20	2,807	5,50
-	1,40	2,659	6,00
-	1,60	-	6,10
-	1,80	-	6,20
3,812	2,00	-	6,30
-	2,20	-	6,40
-	2,40	2,533	6,50
3,686	2,50	2,457	7,00
-	2,60	2,379	7,50
-	2,80	2,329	8,00
3,573	3,00		10,00
-	3,10		11,00
-	2,14		12,00
-	3,20		13,00
-	3,30		14,00
-	3,40		15,00
3,436	3,50		16,00
-	3,60		17,00
-	3,70		18,00
-	3,80		19,00
-	3,90		20,00
3,284	4,00		-
3,121	4,50		-

- На основании найденного значения  $z$  по формуле (6) вычисляют  $r$ . Результаты записывают в виде таблицы 2.

Таблица 2

$\lambda$ , см	$\lambda_{cp}$ , см	$D$	$\tau$ , см <sup>-1</sup>	$\Delta \lg \tau$	$\Delta \lg \lambda$	$z$	$k$	$r$ , см

### 2.3.4 Определение порога коагуляции золя и защитного числа

#### **Цель работы:**

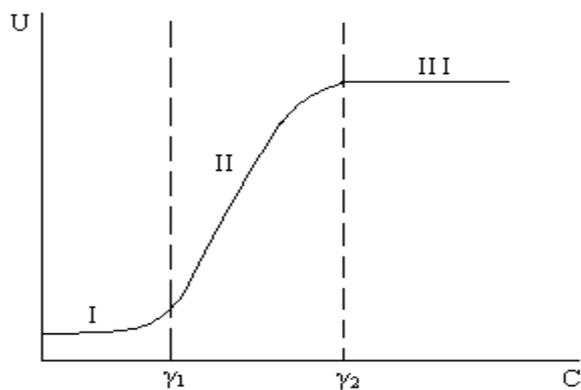
Определить минимальное количество электролита, нужное для коагуляции золя гидроксида железа (III), и минимальное количество высокомолекулярного вещества - желатина, для защиты золя против коагуляции.

#### **Теоретическое пояснение.**

Склонность гидрофобных золь к разрушению под действием небольших добавок электролитов была замечена давно и послужила объектом большого числа экспериментальных и теоретических работ. Современная теория коагулирующего действия электролитов, развитая В. Дерягиным при участии Л. Д. Ландау в 1941 г. и позже в работах голландских физико - химиков Фервея и Овербека, основана на сопоставлении трех факторов: межмолекулярных сил притяжения коллоидных частиц, их электростатического отталкивания и теплового движения. При высоком заряде поверхности частиц и сильно развитой диффузной части двойного электрического слоя в разбавленных растворах электролитов – между частицами существует высокий энергетический барьер, который препятствует сближению и сцеплению частиц дисперсной фазы. Добавление электролита приводит к сжатию диффузной части двойного слоя, а также иногда и уменьшению заряда поверхности частиц дисперсной фазы из-за специфической адсорбции ионов: это приводит к понижению, а затем и полному исчезновению энергетического барьера, и, как следствие этого, к коагуляции золя. Кинетика коагуляции астабилизированного золя определяется по Смолуховскому интенсивностью теплового движения

коллоидных частиц и их исходной концентрацией. Для частично астабилизированного золя кинетика коагуляции определяется также высотой энергетического барьера, препятствующего сближению частиц. При резко выраженной специфической адсорбции электролита возможно возникновение явление перезарядки золя и зон коагуляции.

Многочисленными исследованиями влияния электролитов на устойчивость гидрофобных золь установлено, что коагулирующее действие электролита определяется, прежде всего, зарядом того иона, знак которого противоположен заряду поверхности коллоидных частиц, то есть совпадает со знаком заряда противоионов. Увеличение концентрации электролита в дисперсной среде приводит к коагуляции, идущей с заметной скоростью лишь при концентрации, превышающей некоторое критическое значение, называемое порогом коагуляции  $\gamma$ . Выше этой концентрации (в области медленной коагуляции) скорость коагуляции растет с ростом концентрации (рис. 1), пока не достигнет некоторого предела, после которого (в области быстрой коагуляции) перестает зависеть от концентрации электролита.



*Рис. 1 Зависимость скорости коагуляции от концентрации электролита*

Очевидно, что области быстрой коагуляции соответствует полная дестабилизация частиц дисперсной фазы. Сопоставление коагулирующего действия электролитов с их влиянием на электрокинетические свойства коллоидных систем показало, что порог соответствует уменьшению электрокинетического потенциала примерно до 30 мВ (более точно от 25 до 50 мВ), тогда как при приближении к области быстрой коагуляции  $\xi$  потенциал падает до нуля. Уже из этого факта можно сделать вывод, что именно электростатическое отталкивание коллоидных частиц ответственно за устойчивость гидрозолей. По правилу Шульце-Гарди порог коагуляции

определяется в основном валентностью противоионов, так, что отношение порогов коагуляции одно-, двух-, и трехвалентных противоионов приблизительно равно 1:0,016:0,0013 (соответственно, отношение обратных величин – коагулирующих способностей равно 1:60:700).

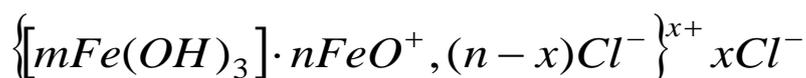
Вместе с тем, наряду с общим уменьшением порога коагуляции с валентностью противоионов наблюдаются более слабые различия коагулирующих способностей ионов одной валентности – так называемые лиотропные ряды ионов, - связанные с различием их поляризуемости, а следовательно, и адсорбционной способности. Многовалентные катионы ( $Al^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Jh^{4+}$  и др.) обладают способностью не только уменьшать  $\xi$ -потенциал и тем вызывать коагуляцию, но могут, кроме того, изменять знак  $\xi$ -потенциала на противоположный. В этом случае наблюдаются «неправильные» ряды или чередование зон коагуляции.

**Оборудование и реактивы:**

Золь  $Fe(OH)_3$ ; 0,001н раствор  $Na_2SO_4$ ; желатин; 10 больших пробирок; пипетки на 10 мл.

**Выполнение работы:**

- Готовят золь гидроксида железа (III). Для этого в 300 мл дистиллированной воды при кипячении вливают 2% раствор хлорида железа до тех пор, пока золь не достигнет темно-коричневой окраски. Мицелла золя имеет структуру:



- Затем, в 10 пробирок наливается по 10 мл золя и возрастающие объемы электролита, как указано в таблице 1.

Таблица 1

№ пробирок	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Объем золя, мл	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
Объем воды, мл	4,5	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5	0
Объем электролита, мл	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0
Общий	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15

объем, мл										
Помутнение										

- Для постоянства общего объема в пробирки предварительно наливается соответствующее количество воды.
- Пробирки взбалтывают, через определенное время (1, 3, 5 минут) – по указанию преподавателя – замечают две соседние пробирки, в одной из которых наблюдается явное помутнение, а в другой помутнение отсутствует.

**Обработка экспериментальных данных:**

- Для вычисления порога коагуляции берут среднее значение объема электролита между двумя соседними пробирками, в одной из которых наблюдалось явное помутнение, а в другой помутнение отсутствовало. Порог коагуляции вычисляют по формуле:

$$\gamma = \frac{C \cdot V \cdot 1000}{W} \quad (1),$$

где  $C$  – молярная концентрация исходного электролита;  $V$  – объем его, вызвавший коагуляцию;  $W$  – объем золя, взятого для определения.

- Результаты наблюдений заносят в таблицу 1. Помутнение отмечается знаком «+» в тех пробирках, где оно наблюдалось и знаком «-», где отсутствовало.
- Для определения защитного числа желатина по отношению к золю  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  предварительно устанавливается исходная концентрация защитного вещества.
- Для этого готовится раствор с концентрацией 50 мг желатина на 100 мл воды.
- Проводятся предварительные испытания пригодности этой концентрации, для этого в две пробирки наливается по 5 мл золя, в первую добавляется 4,5 мл воды и 0,5 мл желатина, а во вторую 5 мл желатина. Затем в пробирки вносится электролит в таком объеме, который при определении порога коагуляции вызвал первое явное помутнение (в расчете на взятый объем золя). Пусть, например, золь помутнел в обеих пробирках. Это значит, что концентрация желатина мала и его оказалось недостаточно даже в объеме 5 мл. Тогда готовят раствор желатина более высокой

концентрации, например, 100 мг на 100 мл воды и опыт повторяется. Если муть не появляется ни в одной пробирке, значит раствор желатина очень концентрированный, поэтому проводят его разбавление. Если после некоторого разбавления в первой пробирке золь помутнел, а во второй остался светлым, то полученный раствор может быть применен для определения защитного числа.

- Защитное число рассчитывается по формуле (2):

$$S = \frac{C \cdot V \cdot 10 \cdot 1000}{W \cdot 100} = \frac{C \cdot V \cdot 100}{W} \quad (2),$$

где  $C$  – процентное содержание защитного вещества;  $V$  – его объем.

- Результаты измерений заносят в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Объем золя, мл	0	5	5	5	5	5	5	5	5	5
Объем воды, мл	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5
Объем желатина, мл	5	4,5	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5
Объем электролита, мл										
Общий объем, мл										
Помутнение										

## Рекомендуемая литература

1. Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии. Изд. 3-е. – С-Петербург: Химия, 1995.-368с.
2. Щукин Е.Д., Перцов А.В., Амелина Е.А. Коллоидная химия. Изд. 3-е.-М.: Высшая школа, 2004.-445с.
3. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы. –М.: Химия, 1988.-463с.
4. Воюцкий В.А. Курс коллоидной химии. Изд.2-е.-М.:Высшая школа, 1975.
5. Григоров О.Н., Карпова И.Ф., Козьмина З.П. и др. Руководство к практическим работам по коллоидной химии. - Л.: Химия, 1964.-331с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
Модуль 1. Поверхностные явления	4
1.1 Программа теоретического курса	4
1.2 Программа коллоквиума	4
1.3 Лабораторные работы к модулю I	5
1.3.1 Изотермы поверхностного натяжения водных растворов ПАВ	5
1.3.2 Адсорбция из растворов ПАВ	11
1.3.3 Исследование адсорбции уксусной кислоты на угле	14
1.3.4 Исследование адсорбции красителей на угле	21
Модуль 2. Дисперсные системы	24
2.1 Программа теоретического курса	24
2.2 Программа коллоквиума	25
2.3 Лабораторные работы к модулю II	26
2.3.1 Определение дзетта-потенциала методом электрофореза	26
2.3.2 Получение и очистка дисперсных систем	30
2.3.3 Определение радиуса частиц по зависимости коэффициента экстинкции от длины волны света	35
2.3.4 Определение порога коагуляции золя и защитного числа	39
Рекомендуемая литература	44
Содержание	45