

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Кузбасский государственный технический университет  
имени Т. Ф. Горбачева»

Кафедра технологии пластмасс, органических  
веществ и нефтехимии

## **КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ**

Методические указания к лабораторным работам  
для обучающихся направлений подготовки  
18.03.01 Химическая технология

Составитель Е. В. Цалко

Утверждены на заседании кафедры  
Протокол № 3 от 25.11.2025  
Рекомендованы к изданию  
учебно-методической комиссией  
направления подготовки 18.03.01  
Протокол № 6 от 12.12.2025  
Электронная версия  
Находится в библиотеке КузГТУ

Кемерово 2026

# ЧАСТЬ 1. ИЗУЧЕНИЕ ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

К *поверхностным явлениям* относятся процессы, происходящие на границе раздела фаз. Поверхностные явления обусловлены тем, что на межфазных границах соприкасающиеся фазы имеют разное строение и различие в связях поверхностных атомов и молекул. К поверхностным явлениям относятся: *межмолекулярные, межфазные и адсорбционные взаимодействия*.

Поверхностные явления характеризуются наличием у молекул, образующих поверхностный слой, избытка *энергии Гиббса*, особенностями структуры поверхностного слоя и его составом. Межфазные поверхности существуют только при наличии в системе жидкой или твердой фазы. Именно они определяют форму и строение *поверхностного слоя* – переходной области от одной фазы к другой. Свойства поверхности непосредственно связаны с объемной структурой жидких и твердых фаз.

Поверхностный слой на *межфазных границах* имеет одну часть в первой фазе, другую – во второй. Толщина поверхностного слоя обычно составляет несколько молекул. Гетерогенность дисперсной системы (присутствие межфазной поверхности) характеризуется *поверхностным натяжением* ( $\sigma$ ), определяющим *степень гетерогенности*, резкость перехода от одной фазы к другой.

***Поверхностное натяжение*** – это работа, затраченная на образование единицы поверхности раздела фаз.

Чем сильнее межмолекулярные связи в данном теле, тем больше его поверхностное натяжение на границе с газовой фазой. Поэтому, поверхностное натяжение меньше у неполярных жидкостей, имеющих слабые межмолекулярные связи, и больше у полярных жидкостей. Большим поверхностным натяжением обладают вещества, имеющие межмолекулярные водородные связи, *например вода*.

Поверхностное натяжение растворов ( $\sigma$ ) отличается от поверхностного натяжения чистого растворителя ( $\sigma_0$ ). Зависимость

поверхностного натяжения раствора от его концентрации при  $T = \text{const}$  называется **изотермой поверхностного натяжения**.

Для водных растворов различают *три основных типа изотерм* (рис. 1.1):

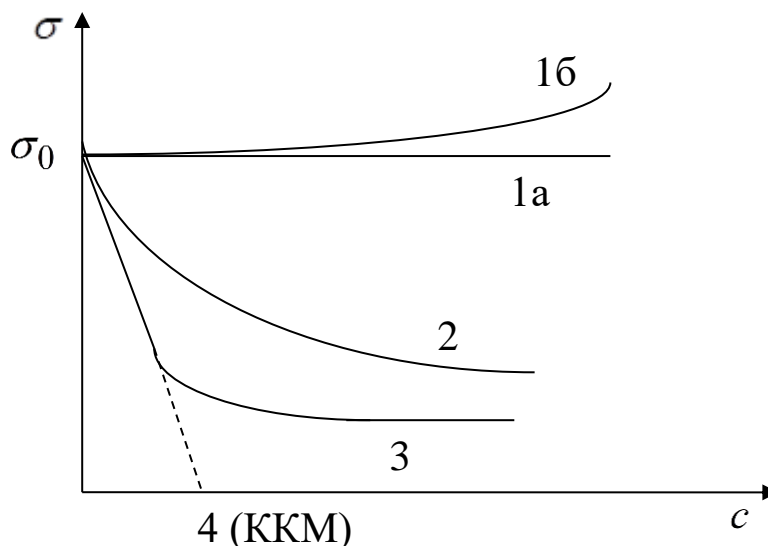


Рис. 1.1. Зависимость поверхностного натяжения от концентрации раствора

**Первый тип изотерм** (кривые 1а и 1б) образуют *поверхностно-инактивные вещества* (ПИВ). Это вещества, растворение которых не изменяет или слегка повышает величину поверхностного натяжения. Для этих веществ производная от поверхностного натяжения по концентрации равна нулю или больше нуля:

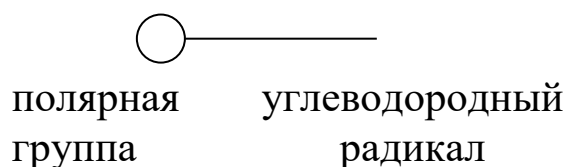
$$\frac{d\sigma}{dc} = 0 \quad (\text{кривая } 1a); \quad \frac{d\sigma}{dc} > 0 \quad (\text{кривая } 1б).$$

Поверхностно-инактивные вещества имеют большую полярность, чем чистый растворитель. К ним относятся почти все водные растворы электролитов – кислот, щелочей, солей.

**Второй тип изотерм** (кривая 2) образуют *поверхностно-активные вещества* (ПАВ). Это вещества, снижающие при растворении поверхностное натяжение жидкости. Поверхностно-активные вещества менее полярны, чем чистый растворитель. К этому классу (в случае водных растворов) относится большинство органических соединений: кислоты и их соли, спирты, эфиры, амины и др. С ростом концентрации ПАВ поверхностное натяжение уменьшается, следовательно:

$$\frac{d\sigma}{dc} < 0.$$

Молекулы ПАВ – *дифильны*, т. е. имеют *гидрофильную и гидрофобную группировки*. Гидрофильная группировка (функциональная группа) – это полярная группа:  $-\text{COOH}$ ,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{SH}$ ,  $-\text{NH}_2$ ,  $-\text{NO}_2$ ,  $-\text{CHO}$ ,  $-\text{SO}_2\text{OH}$  и др. Гидрофобная группировка (углеводородная цепь или радикал) – неполярная часть молекулы. Изображение молекулы ПАВ:



На *кривой 2* падение поверхностного натяжения в области малых концентраций имеет линейный характер, а затем с ростом концентраций изменяется по логарифмическому закону.

**Третий тип изотермы** (кривая 3) образуют *мицеллообразующие ПАВ* (мыла). Их молекулы содержат гидрофобный радикал и сильно гидратирующуюся полярную группу. В растворах таких соединений при некоторой небольшой концентрации (*точка 4*), называемой **критической концентрацией мицеллообразования** (ККМ), самопроизвольно образуются агрегаты из ориентированных молекул – **мицеллы** (рис. 1.2).

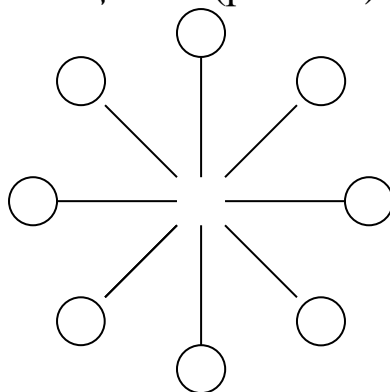


Рис. 1.2. Мицелла ПАВ в воде

Мицеллы почти не снижают поверхностное натяжение раствора. Поверхностное натяжение мицеллярных растворов определяется индивидуальными молекулами ПАВ. Этим объясняются резкое снижение поверхностного натяжения  $\sigma$  в области концен-

траций до ККМ и почти постоянная величина  $\sigma$  в поле ККМ при мицеллообразовании.

### **Межмолекулярные и межфазные взаимодействия**

В гетерогенных системах различают межмолекулярные взаимодействия внутри фаз (*когезия*) и между фазами (*адгезия*).

**Когезия** – это взаимодействие (сцепление) молекул, атомов, ионов внутри одной фазы (гомогенной части системы). Когезия определяет существование веществ в конденсированном состоянии. Она характеризуется межмолекулярными и межатомными взаимодействиями различной природы. Когезионные силы иногда называют *силами аттракции* (притяжения). Количественно когезионное взаимодействие определяется *работой когезии*.

**Работа когезии** ( $W_k$ ) определяется затратой энергии на обратимый изотермический разрыв тела по сечению, равному единице площади, она равна удвоенному значению поверхностного натяжения жидкости на границе с газом:

$$W_k = 2\sigma, \text{ Дж/м}^2 \quad (1.1)$$

Применительно к твердому телу величину  $W_k$  часто называют *прочностью на разрыв* или *когезионной прочностью*.

**Адгезия** (прилипание, склеивание) – это взаимодействие между приведенными в контакт поверхностями конденсированных тел разной природы, которое осуществляется за счет межмолекулярных сил физической или химической природы. Различают адгезию между двумя жидкостями (ж-ж), между жидкостью и твердым телом (ж-т) и между двумя твердыми телами (т-т). Количественно адгезия характеризуется *работой адгезии*.

**Работа адгезии** ( $W_a$ ) определяется работой обратимого разрыва адгезионной связи, отнесенной к единице площади, т.е. это – работа, затраченная на преодоление сил сцепления между молекулами разных фаз и приводящая к появлению  $1\text{ м}^2$  поверхности с воздухом каждой из них. Работа адгезии определяется *уравнением Дюпре*:

$$W_a = \sigma_{\text{ТГ}} + \sigma_{\text{ЖГ}} - \sigma_{\text{ТЖ}}, \text{ Дж/м}^2 \quad (1.2)$$

Из уравнения Дюпре следует, что работа адгезии тем больше, чем больше поверхностное натяжение образовавшихся поверхностей и меньше исходное межфазное натяжение.

**Смачивание** – это поверхностное явление, заключающееся во взаимодействии жидкости с твердым телом или другим жидким телом при одновременном контакте трех несмешивающихся фаз, одна из которых является воздухом (газом). Явление смачивания важно в различных областях науки и техники: склеивание материалов, сварка, паяние металлов, печатание, крашение, получение новых материалов на основе связующих и наполнителей.

Смачивание характеризуется адгезионным взаимодействием жидкости и твердого тела.

**Пример:**

При нанесении капли на поверхность твердого тела или другой жидкости можно наблюдать *два случая*, при условии, что приводимые в контакт вещества взаимно нерастворимы:

- 1) капля жидкости, нанесенная на поверхность твердого тела, принимает определенную форму (при установившемся равновесии) и не растекается полностью по поверхности;
- 2) капля растекается по поверхности.

Рассмотрим первый случай (рис. 1.3). Рисунок иллюстрирует состояние капли жидкости на поверхности твердого тела в условиях равновесия:

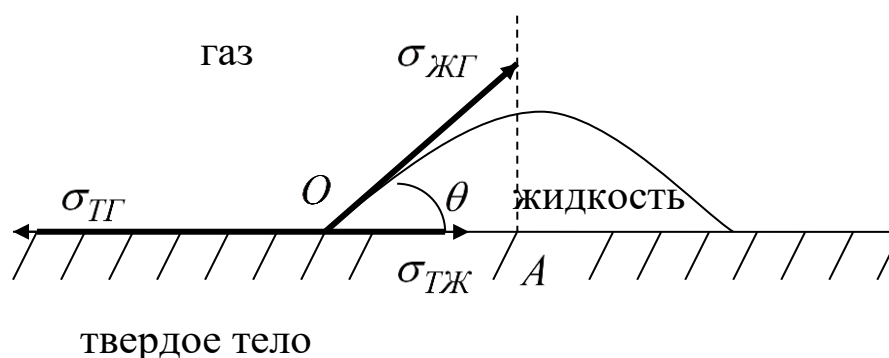


Рис. 1.3. Состояние капли жидкости на поверхности твердого тела в условиях равновесия

Линия, по которой поверхность раздела газ – жидкость соприкасается с поверхностью твердого тела, называется **периметром смачивания**.

На единицу длины *периметра смачивания* действуют три силы:

- 1) Поверхностная энергия твердого тела, которая стремясь уменьшиться, растягивает каплю по поверхности. Эта энергия равна поверхностному натяжению твердого тела на границе с воздухом  $\sigma_{ТГ}$ .
- 2) Межфазная энергия на границе твердого тела с жидкостью  $\sigma_{ТЖ}$  стремится сжать каплю, т. е. поверхностная энергия на границе твердое тело – жидкость (т-ж) уменьшается за счет снижения площади поверхности.
- 3) Растеканию препятствуют когезионные силы, действующие внутри капли. Действие когезионных сил направлено от границы между твердой и газообразной фазами по касательной к сферической поверхности капли и равно  $\sigma_{ТЖ}$ .

Угол  $\theta$ , образованный касательными к межфазным поверхностям, ограничивающим смачивающую жидкость, и имеющий вершину на линии раздела трех фаз, называется **краевым углом** или *углом смачивания*. Угол  $\theta$  отсчитывается в сторону жидкости.

Степень смачивания количественно характеризуется безразмерной величиной *косинусом краевого угла* (угла смачивания) или просто *краевым углом* (углом смачивания), является безразмерной величиной.

Так как поверхностное натяжение можно рассматривать как энергию, приходящуюся на единицу длины, то все эти составляющие поверхностной энергии можно выразить с помощью векторов сил. Произведение  $\sigma_{ЖГ} \cdot \cos\theta$  есть проекция вектора  $\sigma_{ЖГ}$  на горизонтальную плоскость (*отрезок ОА*). Условие равновесия капли жидкости на поверхности твердого тела можно выразить уравнением

$$\sigma_{ТГ} - \sigma_{ТЖ} - \sigma_{ЖГ} \cdot \cos\theta = 0 \quad (1.3)$$

При равновесии наблюдается соотношение, которое называется **уравнением Юнга**:

$$\sigma_{\text{ТГ}} = \sigma_{\text{ТЖ}} + \sigma_{\text{ЖГ}} \cdot \cos\theta \quad (1.4)$$

Из которого можно определить косинус равновесного угла смачивания:

$$\cos\theta = \frac{\sigma_{\text{ТГ}} - \sigma_{\text{ТЖ}}}{\sigma_{\text{ЖГ}}} \quad (1.5)$$

Чем лучше смачивание, тем меньше угол смачивания и тем больше косинус угла смачивания.

В зависимости от значений равновесного краевого угла  $\theta$  ( $\cos\theta$ ) различают **три основных вида смачивания**:

1) *хорошее смачивание*, если  $\theta < 90^\circ$ ,  $\cos\theta > 0$ . Чем меньше угол  $\theta$ , тем больше  $\cos\theta$ , тем лучше смачивание (например, вода на металле).

2) *граница между смачиванием и несмачиванием*, если угол  $\theta = 90^\circ$ , то  $\cos\theta = 0$ .

3) *плохое смачивание*, если угол  $\theta > 90^\circ$ ,  $\cos\theta < 0$  (например, вода на парафине).

Смачивание обусловлено адгезионным взаимодействием жидкости с твердым телом и когезионным взаимодействием внутри жидкости.

Из уравнений Дюпре (1.2) и Юнга (1.4) получим уравнение **Дюпре – Юнга**, связывающее работу адгезии с косинусом равновесного угла смачивания:

$$W_a = \sigma_{\text{ЖГ}} \cdot (1 + \cos\theta) \quad (1.6)$$

Уравнение связи работы адгезии и работы когезии с краевым углом смачивания можно получить, разделив обе части уравнения (1.6) на  $2\sigma_{\text{ЖГ}}$ :

$$\frac{W_a}{2\sigma_{\text{ЖГ}}} = \frac{1 + \cos\theta}{2} = \frac{W_a}{W_k} \quad (1.7)$$



Уравнение (1.7) позволяет оценить отношение  $W_a/W_k$  и влияние этого отношения на процесс смачивания, определив экспериментально угол смачивания  $\theta$  и  $\cos\theta$ .

При этом можно рассмотреть *три предельных случая*:

- 1) *полное смачивание*: при  $\theta = 0$ ,  $\cos\theta = 1$ ,  $W_a = W_k$ .
- 2) *граница между смачиванием и несмачиванием*: при  $\theta = 90^\circ$ ,  $\cos\theta = 0$ ,  $W_a = 1/2 W_k$ .
- 3) *Полное несмачивание*: при  $\theta = 180^\circ$ ,  $\cos\theta = -1$ ,  $W_a = 0$  (на практике не реализуется, т.к. некоторая адгезия всегда существует).

Разные жидкости неодинаково смачивают одну и ту же поверхность. Согласно приближенному правилу лучше смачивает поверхность та жидкость, которая ближе по полярности к смачиваемому веществу (она сильнее с ним взаимодействует) и имеет меньшее поверхностное натяжение, что следует из уравнения Юнга.

Если поверхность твердого тела смачивается водой ( $\theta < 90^\circ$ ), то такая поверхность называется *гидрофильной*, если не смачивается водой ( $\theta > 90^\circ$ ) – *гидрофобной*. Гидрофильную поверхность имеют, например, оксиды и гидроксиды металлов, силикаты, сульфаты, карбонаты. Гидрофобной поверхностью обладают органические соединения с большим содержанием углеводородных групп, сульфиды металлов и др.

### Адсорбционные взаимодействия

**Адсорбция** – это самопроизвольное изменение концентрации растворенного вещества в поверхностном слое по сравнению с его концентрацией в объёме жидкой фазы.

Адсорбция происходит на границе раздела фаз.

**Адсорбент** – это вещество, на поверхности которого идет адсорбция (имеет более плотную фазу). Он может быть твердым или жидким. **Адсорбат (адсорбтив)** – это вещество, которое перераспределяется (адсорбируется) на границе раздела фаз. Это вещество обычно находится в газообразной или жидкой фазе.

В зависимости от агрегатного состояния смежных фаз различают следующие виды адсорбции:

- 1) адсорбция на границе жидкий раствор – газ (Ж-Г);

- 2) адсорбция газов на твердых адсорбентах (Г-Т);
- 3) адсорбция растворенных веществ на границе твердое тело – жидкость и жидкость – жидкость (Т-Ж и Ж-Ж).

Для **количественного описания** адсорбции применяют две величины:

1) Адсорбция измеряется как количество адсорбата (числом молей или граммов) в поверхностном слое, приходящееся на единицу площади поверхности или единицу массы адсорбента. Это *абсолютная величина адсорбции*  $A$  (метод слоя конечной толщины), рассчитывается по уравнениям

$$A = \frac{n_s}{s}; \quad A = \frac{n_s}{m}, \quad (1.8)$$

где  $n_s$  – число молей адсорбата в поверхностном слое;  $s$  – площадь межфазной поверхности,  $m^2$ ;  $m$  – масса адсорбента, кг.

Абсолютная величина адсорбции всегда является положительной величиной.

2) Адсорбция определяется как избыток вещества (компонента) в поверхностном слое определенной толщины по сравнению с его количеством в таком же объеме фазы, отнесенным к единице поверхности или единице массы адсорбента (метод избыточных величин Гиббса). Это *Гиббсовская адсорбция*, описывается уравнениями

$$\Gamma = \frac{n}{s}; \quad \Gamma = \frac{n}{m}, \quad (1.9)$$

где  $n$  – избыток молей вещества в поверхностном слое по сравнению с объемом фазы.

Различают **положительную адсорбцию**, когда концентрация растворённого вещества в поверхностном слое больше его концентрации в объёме жидкой фазы, и **отрицательную**, когда концентрация растворённого вещества в поверхностном слое меньше концентрации в объёме раствора.

Положительно адсорбируются вещества менее полярные, чем растворитель, их адсорбция приводит к уменьшению поверхностного натяжения раствора (ПАВ). Вещества, растворение которых не изменяет или слегка повышает величину поверхностного натяжения, называются ПИВ. Эти вещества имеют отрицательную адсорбцию.

## Адсорбция на границе жидкий раствор – газ

Граница раздела фаз *жидкость – газ* гладкая и однородная, молекулы адсорбата могут свободно перемещаться по поверхности раздела.

Так как поверхностный слой формируется в результате самопроизвольного уменьшения поверхностной энергии, то на поверхности оказывается то вещество, которое обеспечивает *наименьшее поверхностное натяжение  $\sigma$* , возможное в данных условиях. Так при растворении ПАВ в воде на поверхности оказываются молекулы ПАВ, а при растворении в воде ПИВ на поверхности оказываются молекулы воды.

Процесс перехода молекул ПАВ из объемной фазы в поверхностный слой пойдет самопроизвольно в сторону уменьшения  $\sigma$  до тех пор, пока не будет компенсироваться встречным процессом диффузии, обусловленным разностью концентраций компонента в поверхностном слое и объеме фазы. Таким образом, в состоянии равновесия значения концентрации в поверхностном слое и объеме фазы будут разными.

Подвижное равновесие характеризуется минимумом свободной энергии всей системы в целом и определенной разностью концентраций между поверхностным слоем и объемом раствора.

Связь между гиббсовской адсорбцией растворенного вещества ( $\Gamma$ ), изменениями поверхностного натяжения ( $\sigma$ ) и концентрацией раствора ( $C$ ) описывается *уравнением изотермы адсорбции Гиббса* (для разбавленных растворов при постоянной температуре):

$$\Gamma = -\frac{c}{RT} \frac{d\sigma}{dc}, \quad (1.10)$$

где  $\Gamma$  – удельная адсорбция растворённого вещества кмоль/м<sup>2</sup>;  $C$  – равновесная концентрация раствора, кмоль/м<sup>3</sup>;  $\sigma$  – поверхностное натяжение раствора, Дж/м<sup>2</sup>;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная  $8,31 \cdot 10^3$  Дж/(кмоль·К);  $T$  – абсолютная температура, К.

Зная зависимость поверхностного натяжения раствора от концентрации (давления пара), можно рассчитать и построить *изотерму адсорбции* на границе раствор – газ (рис. 1.4).

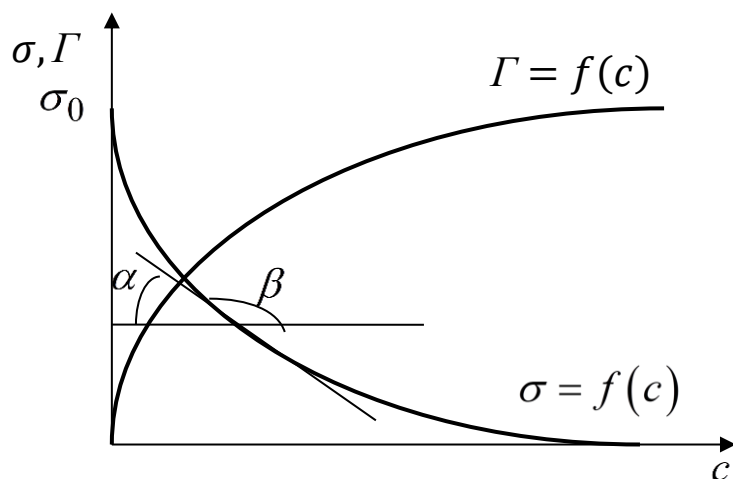


Рис. 1.4. Построение изотермы адсорбции  $\Gamma = f(c)$  по изотерме поверхностного натяжения  $\sigma = f(c)$

В нескольких точках кривой  $\sigma=f(c)$  проводят касательные и определяют тангенсы угла наклона их к оси абсцисс ( $tg\alpha$ ), которые соответствуют значениям производных в этих точках  $\frac{d\sigma}{dc} = tg\beta$ .

С учетом знака «минус» в формуле получаем:

$$-\frac{d\sigma}{dc} = -tg\beta = tg\alpha. \quad \Gamma = \frac{c}{RT} \cdot tg\alpha \quad (1.11)$$

Зная производные в точках, соответствующих определенным значениям концентраций, можно рассчитать величину гиббсовской адсорбции по уравнению (1.11) и построить изотерму адсорбции.

Величина  $g = -\left(\frac{d\sigma}{dC}\right)_{C \rightarrow 0}$  называется поверхностной активностью. Она характеризует способность вещества понижать по-

верхностное натяжение раствора в зависимости от его концентрации в растворе и определяется экспериментально.

Возможны три случая зависимости концентрации от поверхностной активности (рис. 1.5):

- 1) Если с увеличением концентрации вещества *поверхностное натяжение уменьшается* (что характерно для ПАВ), т. е. если  $\frac{d\sigma}{dc} < 0$ , то  $\Gamma > 0$  (**положительная адсорбция**). Предельном положительной адсорбции служит полное насыщение поверхностного слоя молекулами растворенного вещества.
- 2) Если *поверхностное натяжение увеличивается* с ростом концентрации, т. е. если  $\frac{d\sigma}{dc} > 0$ , то  $\Gamma < 0$  (**отрицательная адсорбция**). То есть концентрация растворенного вещества в поверхностном слое меньше, чем в объеме.
- 3) Если поверхностное натяжение не зависит от концентрации, то  $\frac{d\sigma}{dc} = 0$ ,  $\Gamma = 0$  (**адсорбция отсутствует**). Два последних случая наблюдаются при растворении ПИВ. С увеличением концентрации ПИВ в объеме, растет отрицательная величина гиббсовской адсорбции.

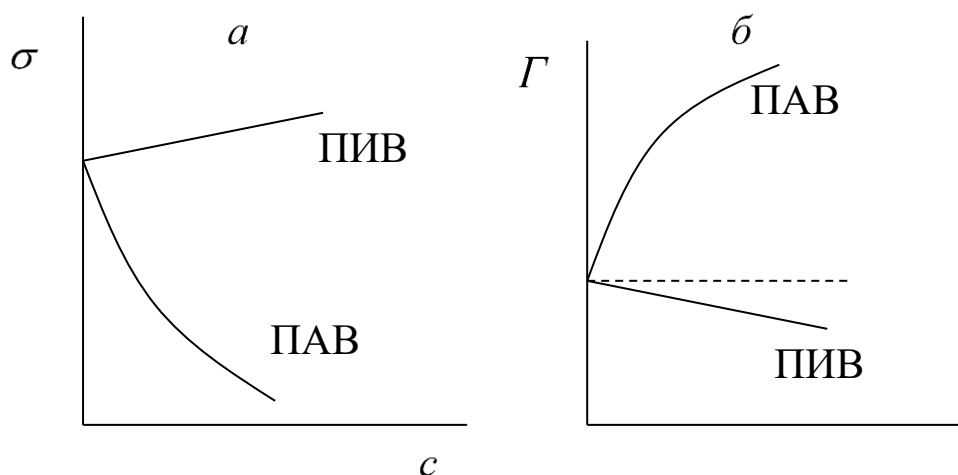


Рис. 1.5. Зависимость поверхностного натяжения (а) и гиббсовской адсорбции (б) от концентрации ПАВ и ПИВ в растворе

**Физический смысл** поверхностной активности состоит в том, что она представляет силу, удерживающую вещество на поверхности и рассчитанную на единицу гиббсовской адсорбции.

Кроме уравнения Гиббса, изотерму адсорбции хорошо описывает **уравнение изотермы мономолекулярной адсорбции Ленгмюра** (уравнение локализованной адсорбции), которое описывает адсорбцию, как газов, так и растворенных веществ:

$$A = A_{\infty} \frac{Kc}{1 + Kc}, \text{ если } A \sim \Gamma, \text{ то } \Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{Kc}{1 + Kc}, \quad (1.12)$$

где  $A_{\infty}(\Gamma_{\infty})$  – предельная величина адсорбции (при полном насыщении поверхностного слоя), кмоль/м<sup>2</sup>;  $K$  – константа, характеризующая адсорбционную способность вещества;  $c$  – концентрация раствора, кмоль/м<sup>3</sup>.

Константа адсорбционного равновесия ( $K$ ) характеризуют энергию взаимодействия адсорбата с адсорбентом. Чем сильнее это взаимодействие, тем больше константа. Величины  $A_{\infty}$  и  $K$  определяются графически по экспериментальным данным.

### **Адсорбция на границе твердое тело – раствор**

Адсорбция растворимых веществ из раствора твердыми адсорбентами наиболее сложная, чем адсорбция газов. Так как из жидкой фазы могут адсорбироваться, по меньшей мере, два компонента: растворитель и растворенное вещество (одно или несколько), поэтому молекулы растворителя могут конкурировать с молекулами адсорбата за места на поверхности адсорбента.

Адсорбция из раствора на твердом адсорбенте делится на:

- 1) *молекулярную адсорбцию* (адсорбция из растворов неэлектролитов);
- 2) *ионную адсорбцию* (адсорбция из растворов сильных электролитов);
- 3) *ионообменную адсорбцию* (ионный обмен).

*Молекулярная адсорбция* – это адсорбция на поверхности адсорбента молекул неэлектролитов и слабых электролитов.

Молекулярная адсорбция из растворов описывается **уравнением Фрейндлиха**:

$$A = \frac{x}{m} = K C_p^{1/n}, \quad (1.13)$$

где  $\frac{x}{m}$  – количество адсорбированного вещества на единицу массы адсорбента, моль/кг;  $K$  – константа, соответствующая массе адсорбированного вещества при равновесной концентрации, равной единице;  $C_p$  – равновесная концентрация растворённого вещества, моль/дм<sup>3</sup>;  $1/n$  – константа, характеризующая степень приближения изотермы адсорбции к прямой линии.

Константа  $K$  зависит от природы адсорбента и изменяется в широких пределах.

Вид изотермы адсорбции представлен на рис. 1.6.

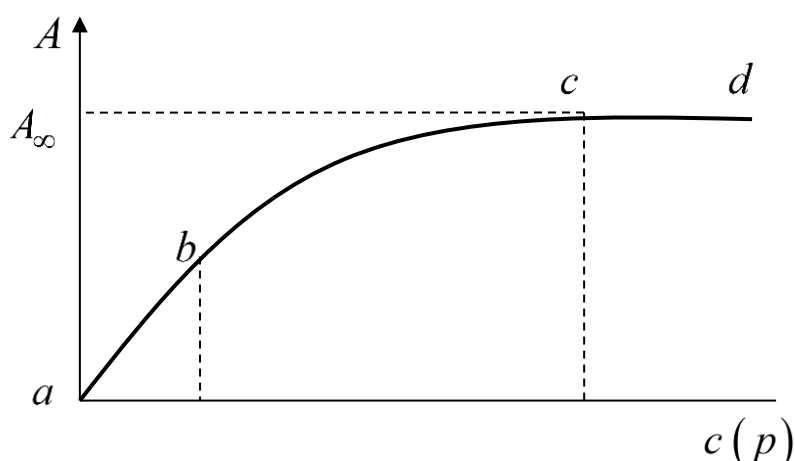


Рис. 1.6. Изотерма адсорбции

1) В области *малых* концентраций растворенного вещества  $\frac{1}{n} = 1$ , уравнение принимает вид:  $A = x/m = K C_p$ . Адсорбция линейно возрастает с увеличением концентрации, прямо пропорциональна концентрации (участок *кривой ab*).

2) В области *больших* концентраций растворенного вещества  $\frac{I}{n} = 0$ , отсюда  $A = A_{\infty}$ . Адсорбция имеет максимальное значение и не зависит от концентрации (участок *кривой cd*).

3) В области *средних* концентраций  $0 < \frac{I}{n} < 1$ , наблюдается нелинейная зависимость  $A = f(c)$  (участок *кривой bc*). Уравнение Фрейндлиха хорошо работает в области средних концентраций.

Для нахождения коэффициентов ( $K$  и  $\frac{1}{n}$ ) в уравнении Фрейндлиха его логарифмируют:

$$\lg A = \lg K + \frac{1}{n} \lg C. \quad (1.14)$$

Затем по экспериментальным данным строят график зависимости  $\lg A = f(\lg C)$  (рис. 1.7):

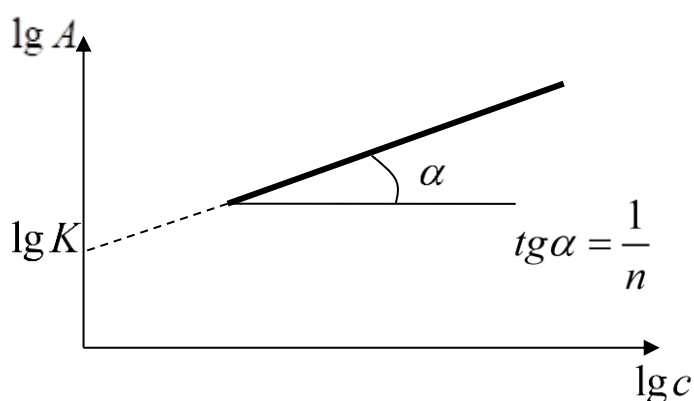


Рис. 1.7. Изотерма адсорбции в координатах линейной формы уравнения Фрейндлиха

Экстраполяция зависимости на ось ординат дает отрезок, равный  $\lg K$ , а тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс равен  $\frac{1}{n}$ .

Определив параметры уравнения изотермы адсорбции, можно рассчитать величину адсорбции в области средних концентраций.



## **Лабораторная работа №1**

### **СМАЧИВАНИЕ ТВЁРДЫХ ПОВЕРХНОСТЕЙ РАСТВОРАМИ ПАВ**

#### **1. Цель работы**

Познакомиться с методом измерения краевых углов для изучения явления смачивания твердых поверхностей растворами поверхностно-активных веществ и определения работы адгезии.

#### **2. Содержание работы**

1. Приготовить растворы синтетического моющего средства различной концентрации.
2. Спроецировать капли на лист бумаги, обвести.
3. Провести касательные к каплям и определить углы смачивания.
4. По экспериментальным данным определить поверхностное натяжение растворов  $\sigma_{ЖГ}$  (методика измерения  $\sigma_{ЖГ}$  приведена на рабочем месте), а также посчитать работу адгезии.
5. Построить изотерму смачивания.

#### **3. Оборудование и реактивы**

1. Проекционный аппарат и экран.
2. Манометр с наклонной манометрической трубкой, заполненной жидкостью.
3. Конические колбы на 100 см<sup>3</sup> – 6 штук.
4. Лабораторный дозатор (тип 2000) для отбора проб.
5. Пипетка на 5 см<sup>3</sup>.
6. Мерный цилиндр на 50 см<sup>3</sup>.
7. Образцы для исследования – пластинки из полимеров.
8. Раствор ПАВ – 1%-ный раствор синтетического моющего средства (СМС).
9. Транспортёр.

#### 4. Техника безопасности

При выполнении работы следует соблюдать общие правила работы в химической лаборатории (Инструкции ИОТ РО-06-002-2019, ИОТ РО-08-024-2017, ИПБ 09-008-2013).

#### 5. Порядок выполнения работы

В 6 конических колб, вместимостью 100 см<sup>3</sup>, приготовить по 50 см<sup>3</sup> растворов разных концентраций ПАВ (СМС), смешивая указанные в табл. 1.1 объёмы 1%-го раствора СМС и дистиллированной воды.

Таблица 1.1

Соотношения исходных компонентов для приготовления исследуемого раствора заданной концентрации

Номер колбы	1	2	3	4	5	6
Раствор СМС, см <sup>3</sup>	0	1,5	3,0	5,0	15	25
Вода дистиллированная, см <sup>3</sup>	50	48,5	47,0	45,0	35	25
Концентрация полученного раствора, С <sub>ПАВ</sub> , масс. %	0	0,03	0,06	0,1	0,3	0,5

Взять 6 одинаковых исследуемых пластинок. Первую пластинку поместить на подставку в проекционный аппарат. На пластинку с помощью дозатора нанести три капли из первой колбы, спроецировать эти капли на лист бумаги, закрепленный на экране, и обвести проекции карандашом. Затем последовательно помещать в проекционный аппарат пластинки, на которые наносить по три капли раствора СМС, начиная с раствора меньшей концентрации. Контуры капель обводить карандашом на бумаге, закрепленной на экране. Провести касательные к каждой капле,

как показано на рис. 1.3 (с. 7), и измерить транспортиром углы смачивания  $\theta$ . Полученные экспериментальные данные занести в табл. 1.2.

Таблица 1.2

### Экспериментальные данные

Номер пластинки	Концентрация раствора СМС $C_{\text{ПАВ}}$ , масс. %	Показания манометра, высота стол- ба жидкости $H \cdot 10^3$ , м	Угол смачивания $\theta_i$ , измеренный транспортиром			
			$i = 1$	$i = 2$	$i = 3$	$\bar{\theta}_{n=3}$
1	0					
2	0,03					
3	0,06					
4	0,1					
5	0,3					
6	0,5					

Показания манометра по исследуемым растворам ПАВ различной концентрации приведены в табл. 1.3.

Таблица 1.3

Номер колбы	1	2	3	4	5	6
Концентрация раствора, $C_{\text{ПАВ}}$ , масс. %	0	0,03	0,06	0,1	0,3	0,5
Показания манометра, $H \cdot 10^3$ , м	180	175	168	150	118	110

## 6. Обработка результатов

По экспериментальным данным табл. 1.2 рассчитать поверхностное натяжение растворов ПАВ по уравнению

$$\sigma_{\text{р-ра}} = K \cdot H_{\text{р}}, \quad (1.15)$$

где  $K$  – константа сосуда, в который наливается раствор при определении поверхностного натяжения.

Константа сосуда определяется по уравнению

$$K = \frac{\sigma_0}{H_0}, \quad (1.16)$$

где  $\sigma_0$  – поверхностное натяжение воды, взятое из справочной таблицы на рабочем месте при температуре эксперимента, Дж/м<sup>2</sup>;  $H_0$  – показания манометра, измеренное по воде, м;  $H_p$  – показания манометра, измеренные по исследуемым растворам различных концентраций ПАВ, м (см. табл. 1.3).

С помощью калькулятора определить значения косинусов угла смачивания, используя среднеарифметические значения ( $\bar{\theta}_{n=3}$ ). Рассчитать работу адгезии, используя уравнение 1.6 (с. 9).

Расчетные данные занести в табл. 1.4.

Таблица 1.4

Расчетные данные

Номер пластинки	Поверхностное натяжение растворов СМС $\sigma \cdot 10^3$ , Дж/м <sup>2</sup>	Косинусы углов смачивания $\cos(\bar{\theta}_{n=3})$	Работа адгезии, $W_a \cdot 10^3$ , Дж/м <sup>2</sup>
1			
2			
3			
4			
5			
6			

По данным табл. 1.2 и табл. 1.4 построить *изотерму смачивания* в координатах  $\cos \bar{\theta} = f(C_{\text{ПАВ}})$  (рис. 1.8). По графику зависимости  $\cos \bar{\theta} = f(C_{\text{ПАВ}})$  и расчетным значениям работы адгезии  $W_a$  сделать *вывод* о влиянии концентрации ПАВ на смачивание пластинок и величину работы адгезии.

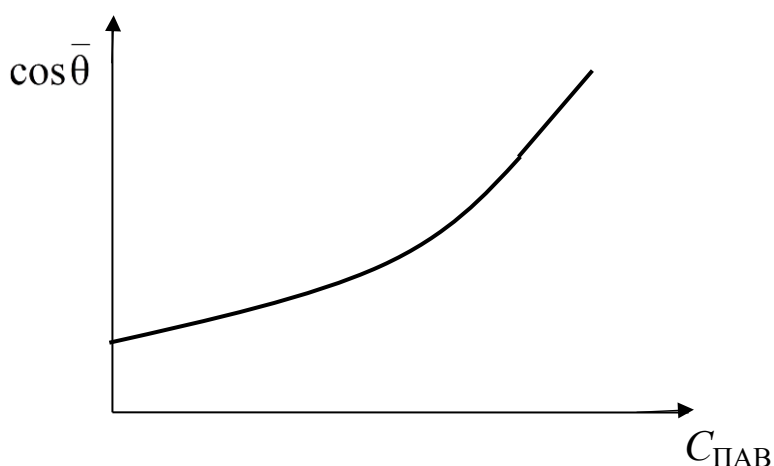


Рис. 1.8. Изотерма смачивания на границе  
твердая поверхность – жидкость

### 7. Требование к отчету

Отчет должен содержать следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Содержание работы.
4. Основные этапы работы.
5. Экспериментальные данные и расчеты.
6. График, выполненный на миллиметровой бумаге.
7. Выводы.

### 8. Контрольные вопросы

1. Понятия о поверхностных явлениях, поверхностном натяжении и изотерме поверхностного натяжения.
2. Основные типы поверхностного натяжения.
3. Когезия. Работа когезии.
4. Адгезия. Работа адгезии.
5. Смачивание, краевой угол смачивания.
6. Рисунок состояние капли жидкости на поверхности твердого тела в условиях равновесия.
7. Уравнения Дюпре, Юнга, Дюпре–Юнга.
8. Основные виды смачивания.
9. Предельные случаи смачивания.
10. Связь работы адгезии с краевым углом смачивания.
11. Влияние ПАВ на смачивание твердых тел.

## Лабораторная работа №2

### АДСОРБЦИЯ НА ПОВЕРХНОСТИ РАЗДЕЛА ЖИДКОСТЬ – ГАЗ

#### 1. Цель работы

Изучение адсорбции ПАВ на границе раздела жидкость – газ, построение изотермы адсорбции, нахождение площади, занимаемой молекулой в адсорбционном слое, определение толщины адсорбционного слоя.

#### 2. Содержание работы

1. Приготовить растворы заданного спирта различной концентрации.

2. Экспериментально измерить уровень манометрической жидкости в манометре в растворе спирта заданной концентрации.

3. Рассчитать поверхностное натяжение растворов

4. По полученным экспериментальным данным построить изотерму поверхностного натяжения и изотерму адсорбции.

5. Определить 4-5 значений адсорбции Гиббса, по которым построить график для нахождения предельной адсорбции.

6. Рассчитать площадь, занимаемую молекулой в адсорбционном слое и толщину этого слоя.

#### 3. Оборудование и реактивы

1. Мерные колбы на 50 см<sup>3</sup> – 6 штук.

2. Установка для измерения поверхностного натяжения.

3. Водные растворы ПАВ (амиловый, изоамиловый, бутиловый, пропиловый спирты).

4. Бюретка на 25 см<sup>3</sup>.

5. Для определения поверхностного натяжения используется метод наибольшего давления пузырька газа в жидкости (метод Ребиндера). Схема установки приведена на рабочем месте.

#### **4. Техника безопасности**

При выполнении работы следует соблюдать общие правила работы в химической лаборатории (Инструкции ИОТ РО-06-002-2019, ИОТ РО-08-024-2017, ИПБ 09-008-2013).

#### **5. Порядок выполнения работы**

##### **Приготовление исследуемых растворов**

В 6 чистых мерных колбах приготавливают по 50 см<sup>3</sup> раствора спирта различных концентраций (по заданию преподавателя) путём разбавления раствора более высокой исходной концентрации. Объём раствора спирта исходной концентрации, необходимый для приготовления раствора заданной концентрации, рассчитывают по формуле

$$V_{\text{исх}} = \frac{C_{\text{задан}} \cdot 50}{C_{\text{исх}}}, \quad (1.17)$$

где  $V_{\text{исх}}$  – объём раствора спирта исходной концентрации, см<sup>3</sup>;  
 $C_{\text{задан}}$  – концентрация приготавливаемого раствора, кмоль/м<sup>3</sup>;  
 $C_{\text{исх}}$  – концентрация исходного раствора спирта, кмоль/м<sup>3</sup>.

Расчётные количества  $V_{\text{исх}}$ , отмеренные по бюретке, выливают в мерные колбы на 50 см<sup>3</sup> и разбавляют дистиллированной водой до метки. Полученные растворы используют для определения поверхностного натяжения.

Варианты заданий для приготовления исследуемых растворов приведены в табл. 1.5; вариант задается преподавателем.

##### **Измерение поверхностного натяжения растворов**

Методика определения поверхностного натяжения по методу Ребиндера приведена на рабочем месте. Определяют уровень манометрической жидкости  $H_0$  в манометре в момент отрыва пузырька воздуха от капилляра, погруженного в дистиллированную воду, несколько раз. Результаты заносят в табл. 1.7, затем находят

среднее значение  $H_{0\text{cp}}$ . Значение поверхностного натяжения воды при температуре опыта  $\sigma_0$  определяют по табл. 1.6.

Таблица 1.5

Варианты заданий исследуемых растворов

Спирты (ПAB)	Амиловый	Изоамиловый	Бутиловый	Пропиловый
$C_{\text{исх}}$ , кмоль/м <sup>3</sup>	0,2	0,3	0,5	0,5
Номера колбы	$C_{\text{задан}}$ , кмоль/м <sup>3</sup>			
1	0,20	0,30	0,50	0,50
2	0,10	0,20	0,25	0,25
3	0,050	0,150	0,125	0,125
4	0,025	0,090	0,062	0,062
5	0,012	0,060	0,030	0,030
6	0,006	0,040	0,015	0,015

Таблица 1.6

Зависимость поверхностного натяжения воды  
от температуры

$T$ , °C	18	19	20	21	22	23	24	25
$\sigma_0 \cdot 10^3$ , Дж/м <sup>2</sup>	73,05	72,90	72,75	72,59	72,44	72,28	72,13	71,97



Рассчитывают константу прибора  $K$  по уравнению

$$K = \frac{\sigma_0}{H_{0\text{ср}}}. \quad (1.18)$$

Затем экспериментально определяют уровни манометрической жидкости  $H$  в манометре в момент отрыва пузырька воздуха от капилляра в растворах спирта разной концентрации, результаты заносят в табл. 1.7. Рассчитывают средние значения  $H_{\text{ср}}$  для всех растворов.

Таблица 1.7

Экспериментальные данные

Номер колбы	1	2	3	4	5	6	Дистиллированная вода
Концентрация раствора ПАВ, $C$ , кмоль/м <sup>3</sup>							0
Измерения	$H \cdot 10^3$ , м						
1							
2							
3							
4							
5							
$H_{\text{ср}} \cdot 10^3$ , м							$H_{0\text{ср}} =$
$\sigma \cdot 10^3$ , Дж/м <sup>2</sup>							$\sigma_0 =$

Вычисляют поверхностное натяжение всех исследуемых растворов по уравнению

$$\sigma = K H_{\text{ср}}. \quad (1.19)$$

Результаты также заносят в табл. 1.7.

## 6. Обработка результатов

По полученным экспериментальным данным (см. табл. 1.7) на миллиметровой бумаге строят изотерму поверхностного натяжения раствора спирта в воде  $\sigma = f(C)$  (рис. 1.9).

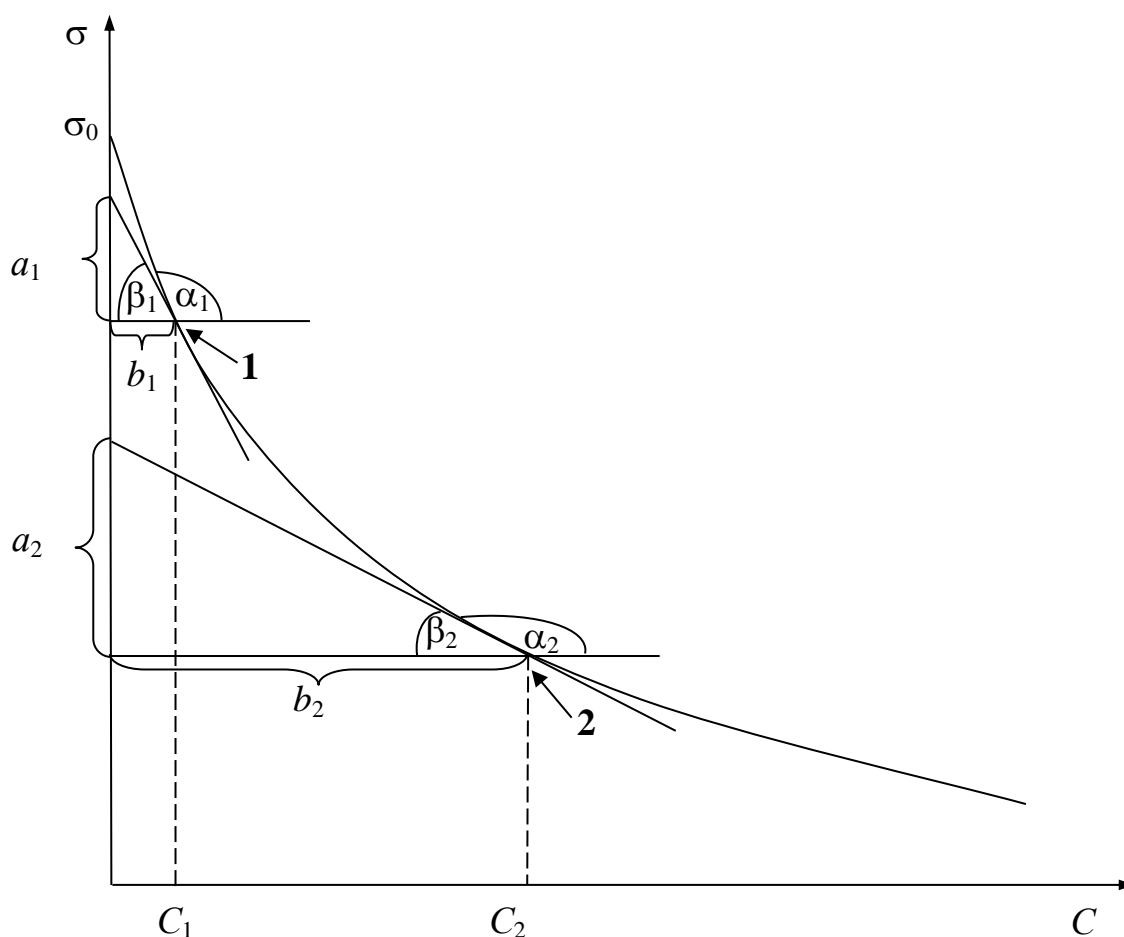


Рис. 1.9. Изотерма поверхностного натяжения спирта на границе жидкость – газ

На кривой зависимости  $\sigma = f(C)$  берут 4-5 точек. Концентрацию раствора в выбранных точках определяют, опуская пер-

пендикуляры из этих точек на ось концентраций. Поверхностные активности  $g = -\frac{d\sigma}{dC}$  определяют по тангенсам углов наклона касательных ( $\text{tg}\beta_1, \text{tg}\beta_2$ ). Например, точке **1** соответствует концентрация раствора  $C_1$ , точке **2** соответствует концентрация  $C_2$ . К точке **1** проводят касательную до пересечения с осью ординат и прямую, проходящую через точку **1** параллельно оси абсцисс. Касательная и прямая, проходящие через точку **1**, образуют с положительным направлением оси абсцисс угол  $\alpha_1$ , а смежный угол – угол  $\beta_1$ . Производная  $\frac{d\sigma}{dC_1} = \text{tg}\alpha_1$ , тогда величину адсорбции определяют по уравнению

$$\Gamma_1 = -\frac{C_1}{RT} \cdot \text{tg}\alpha_1. \quad (1.20)$$

Поскольку  $\text{tg}\alpha_1 = -\text{tg}\beta_1$ , то уравнение (1.20) принимает вид

$$\Gamma_1 = \frac{C_1}{RT} \cdot \text{tg}\beta_1. \quad (1.21)$$

Тангенс угла  $\beta_1$  определяют отношением противолежащего катета к прилежащему ( $\text{tg}\beta_1 = \frac{a_1}{b_1}$ ). Аналогично через точку **2** проводят касательную до пересечения с осью ординат и прямую, параллельную оси абсцисс. Определяют тангенс угла  $\beta_2$  ( $\text{tg}\beta_2 = \frac{a_2}{b_2}$ ) и рассчитывают значение адсорбции  $\Gamma_2$ :

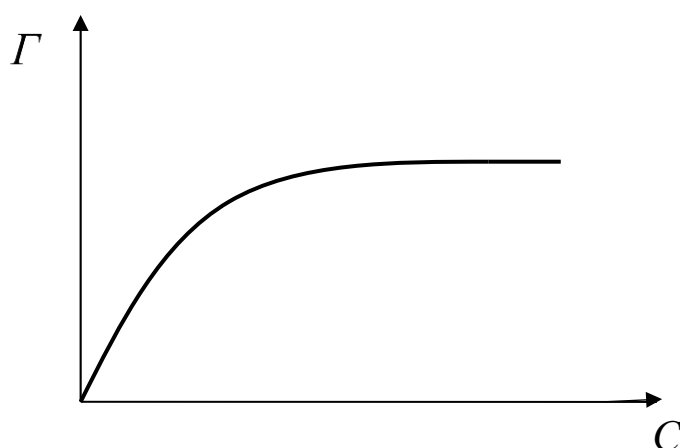
$$\Gamma_2 = \frac{C_2}{RT} \cdot \text{tg}\beta_2. \quad (1.22)$$

По уравнению (1.21) вычисляют величину адсорбции для 4-5 растворов различных концентраций. Результаты вносят в табл. 1.8 и строят изотерму адсорбции  $\Gamma = f(C)$  (рис. 1.10).

Таблица 1.8

## Расчетные данные

Концентрация раствора $C$ , кмоль/м <sup>3</sup>					
$\frac{d\sigma}{dC_1} = \operatorname{tg}\alpha_1 \cdot 10^3$ (из графика)					
$\Gamma \cdot 10^9$ , кмоль/м <sup>2</sup>					
$\frac{C}{\Gamma} \cdot 10^{-6}$					

Рис. 1.10. Изотерма адсорбции спирта  
на границе жидкость – газ

Находят отношение концентрации к адсорбции  $C/\Gamma$ . Для нахождения предельного значения адсорбции  $\Gamma_\infty$  уравнение Ленгмюра (1.12) (с. 15) преобразуют в уравнение прямой:

$$\frac{C}{\Gamma} = \frac{1}{K\Gamma_\infty} + \frac{C}{\Gamma_\infty}. \quad (1.23)$$

Строят график зависимости  $C/\Gamma = f(C)$  (рис. 1.11), откладывая по оси ординат величины  $C/\Gamma$ , а по оси абсцисс – величины  $C$  (см. табл. 1.8).

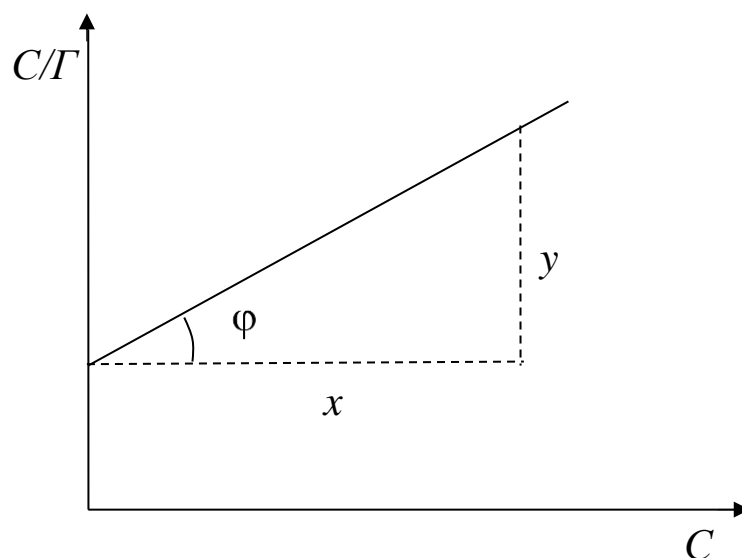


Рис. 1.11. График для определения предельной адсорбции

Через полученные точки проводят прямую линию. Котангенс угла  $\varphi$ , образуемого этой прямой и осью абсцисс, равен  $\Gamma_{\infty}$ , а отрезок, отсекаемый на оси ординат, равен  $1/K\Gamma_{\infty}$ . Котангенс угла  $\varphi$  находят из графика как отношение прилежащего катета к противолежащему катету в прямоугольном треугольнике ( $\frac{x}{y}$ ).

Необходимо при этом брать величины катетов в масштабах соответствующих осей.

Найдя графически  $\Gamma_{\infty}$ , рассчитывают:

- 1) площадь, занимаемую молекулой в адсорбционном слое ( $S_0$ ):

$$S_0 = \frac{1}{N_A \Gamma_{\infty}}; \quad (1.23)$$

- 2) толщину адсорбционного слоя ( $\delta$ ):

$$\delta = \frac{\Gamma_{\infty} M}{\rho} \quad (1.24)$$

где  $N_A$  – число Авогадро,  $N_A = 6,02 \cdot 10^{26}$  кмоль<sup>-1</sup>;  $M$  – молярная масса адсорбируемого вещества, кг/кмоль;  $\rho$  – плотность адсорбируемого вещества, кг/м<sup>3</sup> (табл. 1.9).

Таблица 1.9

Данные для расчета

Спирты (ПАВ)	Амиловый	Изоамиловый	Бутиловый	Пропиловый
Молярная масса спирта $M$ , кг/кмоль	88,10	88,10	74,10	60,09
Плотность спирта, $\rho \cdot 10^{-3}$ , кг/м <sup>3</sup>	0,815	0,810	0,805	0,800

Площадь поперечного сечения молекулы постоянна для одного гомологического ряда поверхностно-активных веществ. Например, для одноосновных кислот  $S_0 = 25 \cdot 10^{-20}$  м<sup>2</sup>, для спиртов  $S_0 = 22 \cdot 10^{-20}$  м<sup>2</sup>. При переходе в гомологическом ряду от низшего члена к высшему значение  $\delta$  увеличивается на постоянную величину, отвечающую длине  $\text{CH}_2$ -группы (примерно на  $1,5 \cdot 10^{-10}$  м).

## 7. Требования к отчёту

Отчёт должен содержать следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Содержание работы.
4. Основные этапы работы.
5. Экспериментальные данные и расчеты.
6. Графики, выполненные на миллиметровой бумаге.
7. Выводы.

## **8. Контрольные вопросы**

1. Понятия адсорбция, адсорбат, адсорбент.
2. Виды адсорбции.
3. Количественное описание адсорбции.
4. Положительная и отрицательная адсорбция.
5. Адсорбция на границу жидкость – газ.
6. Уравнение изотермы адсорбции Гиббса.
7. Построение изотермы поверхностного натяжения и изотермы адсорбции.
8. Зависимость концентрации от поверхностной активности для ПАВ и ПИВ.
9. Уравнение мономолекулярной адсорбции Ленгмюра.
10. Определение поверхностного натяжения по методу Ребиндера.
11. Нахождение предельной адсорбции.
12. Площадь, занимаемая молекулой в адсорбционном слое.
13. Толщина адсорбционного слоя.

## Лабораторная работа №3

# АДСОРБЦИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ КИСЛОТЫ НА АКТИВИРОВАННОМ УГЛЕ

### 1. Цель работы

Изучение адсорбции органической кислоты на активированном угле, определение констант в уравнении Фрейндлиха.

### 2. Содержание работы

1. Приготовить растворы уксусной кислоты различной концентрации.
2. Определить концентрацию приготовленных растворов до и после адсорбции.
3. Графически определить константы в уравнении Фрейндлиха, сделать проверку работы уравнения.
4. Построить график для нахождения предельной адсорбции.
5. Рассчитать удельную поверхность адсорбента.

### 3. Оборудование и реактивы

1. Конические колбы на  $100\text{ см}^3$  – 6 штук.
2. Конические колбы на  $250\text{ см}^3$  – 6 штук.
3. Колба для титрования на  $100\text{ см}^3$ .
4. Мерные цилиндры на  $100\text{ см}^3$  и на  $50\text{ см}^3$ .
5. Пипетка на  $10\text{ см}^3$ .
6. Бюретка на  $25\text{ см}^3$ .
7. Весы технические.
8. Активированный уголь.
9. Раствор уксусной кислоты 0,04 М.
10. Раствор NaOH 0,04 М.
11. Раствор фенолфталеина (индикатор).
12. Стеклянные конические воронки -6 штук.
13. Бумажные фильтры – синяя лента.



#### 4. Техника безопасности

При выполнении работы следует соблюдать общие правила работы в химической лаборатории (Инструкции ИОТ РО-06-002-2019, ИОТ РО-08-024-2017, ИПБ 09-008-2013).

#### 5. Порядок выполнения работы

Приготавливают последовательно 6 растворов различных концентраций уксусной кислоты (по 100 см<sup>3</sup>), смешивая указанные в табл. 1.10 объёмы 0,4 М уксусной кислоты и дистиллированной воды. Взвешивают 6 раз по 3 г активированный уголь.

Таблица 1.10

Объёмы уксусной кислоты и дистиллированной воды

Номер колбы	1	2	3	4	5	6
Уксусная кислота, см <sup>3</sup>	100	75	50	25	15	5
Дистиллированная вода, см <sup>3</sup>	0	25	50	75	85	95

Каждый раствор делят цилиндром на две равных части по 50 см<sup>3</sup>. Одну часть используют для определения концентрации растворов до адсорбции.

Во вторую часть растворов вводят по 3 г *адсорбента* (активированный уголь) в каждый раствор и выдерживают при периодическом встряхивании в течение 40 мин. Затем уголь из растворов отфильтровывают через бумажные складчатые фильтры и определяют концентрации растворов после адсорбции.

Концентрации исследуемых растворов до ( $C_0$ ) и после адсорбции ( $C$ ) определяют титрованием *аликвотной* части раствора (отбирают пипеткой 10 см<sup>3</sup>) 0,4 М раствором NaOH в присутствии фенолфталеина до устойчивой розовой окраски и рассчитывают по уравнению

$$C_K = \frac{C_{\text{ш}} V_{\text{ш}}}{V_K}, \quad (1.25)$$

где  $C_{\text{щ}}$  – концентрация раствора щёлочи, моль/дм<sup>3</sup>;  $V_{\text{щ}}$  – объём раствора щёлочи, пошедший на титрование, см<sup>3</sup>;  $V_{\text{к}}$  – объём взятой для титрования кислоты, см<sup>3</sup>.

Экспериментальные данные вносят в табл. 1.11.

## 6. Обработка результатов

Количество кислоты, адсорбированной на угле, вычисляют по формуле:

$$A = \frac{x}{m} = \frac{(C_0 - C)V}{m}, \quad (1.26)$$

где  $C_0$ ,  $C$  – концентрации кислоты до и после адсорбции, моль/дм<sup>3</sup>;  $V$  – объём раствора, из которого осуществляется адсорбция, дм<sup>3</sup>;  $m$  – масса адсорбента, кг.

Результаты расчётов заносят в табл. 1.11.

Таблица 1.11

Экспериментальные и расчётные данные  
по адсорбции органической кислоты на угле

Номер колбы	До адсорбции		После адсорбции		$A$ , моль кг	$\lg C$	$\lg A$	$C/A$	$S_{\text{уд}}$ , м <sup>2</sup> /кг
	$V_{\text{щ}}$ , см <sup>3</sup>	$C_0$ , моль дм <sup>3</sup>	$V_{\text{щ}}$ , см <sup>3</sup>	$C$ , моль дм <sup>3</sup>					
1									
2									
3									
4									
5									
6									

Для нахождения значений констант Фрейндлиха –  $K$  и  $1/n$  уравнение 1.13 (с. 16) логарифмируют и получают уравнение 1.14 (с. 17).

Рассчитывают величины  $\lg A$  и  $\lg C$  для всех растворов. По полученным данным строят график зависимости  $\lg A = f(\lg C)$  (рис. 1.12). При этом значения  $\lg A$  откладывают по оси ординат, а  $\lg C$  – по оси абсцисс. Полученный график имеет вид прямой линии.

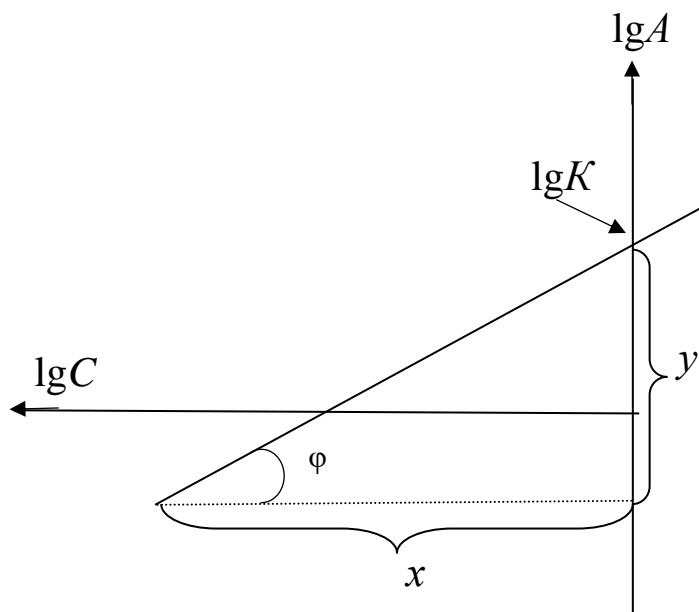


Рис. 1.12. Графическое определение констант в уравнении Фрейндлиха

Отрезок, отсекаемый на оси ординат, даёт значение  $\lg K$  (значение берут в масштабе оси ординат). Тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс ( $\operatorname{tg} \varphi$ ) равен  $1/n$ , его вычисляют как отношение катетов треугольника с учётом масштаба осей координат ( $\operatorname{tg} \varphi = y/x$ ).

Затем определяют отношение концентрации раствора после адсорбции к величине адсорбции  $C/A$  и строят график зависимости отношения  $C/A = f(C)$  (рис. 1.13). Из этого графика находят предельное значение адсорбции  $A_\infty$  как котангенс угла наклона прямой к оси абсцисс.

По величине предельной адсорбции определяют удельную поверхность адсорбента – площадь поверхности, приходящуюся на 1 кг адсорбента:

$$S_{\text{уд}} = A_\infty S_0 N_A, \quad (1.27)$$

где  $N_A$  – постоянная Авогадро,  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>;  $S_0$  – площадь поперечного сечения молекулы, м<sup>2</sup>.

Площадь поперечного сечения молекулы жирных кислот  $S_0 = 25 \cdot 10^{-20}$  м<sup>2</sup>. Результаты расчётов заносят в табл. 1.11.

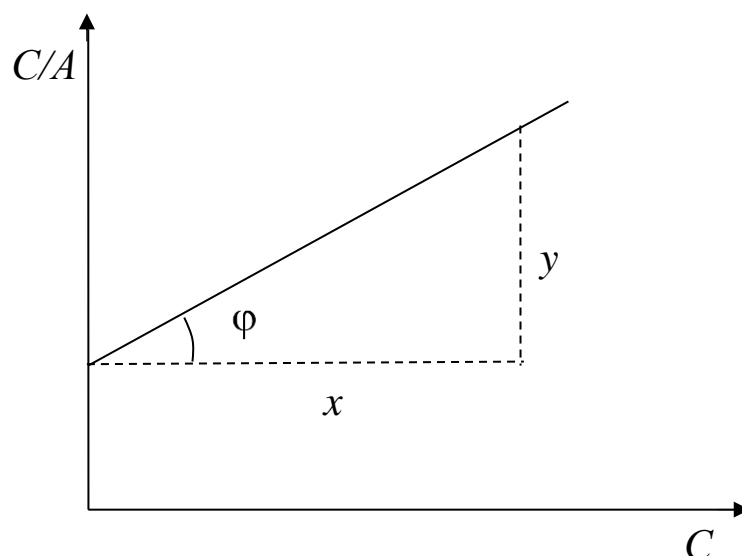


Рис. 1.13. График для определения предельной адсорбции

### 7. Требования к отчёту

Отчет должен содержать следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Содержание и основные этапы работы.
4. Экспериментальные данные и расчеты.
5. Графики, выполненные на миллиметровой бумаге.
6. Выводы.

### 8. Контрольные вопросы

1. Адсорбция из раствора на твёрдом адсорбенте, её особенности.
2. Количественное описание адсорбции.
3. Уравнение изотермы адсорбции.
4. Уравнение Фрейндлиха, нахождение констант этого уравнения.
5. Нахождение предельной адсорбции и расчёт удельной поверхности адсорбента.

## ЧАСТЬ 2. ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

### ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

*Дисперсными системами* или *дисперсиями* называют гетерогенные системы, в которых, по крайней мере, одна из фаз находится в дисперсном состоянии. Дисперсными системами является большинство окружающих нас реальных тел: пасты, эмульсии, суспензии, пены. Они могут представлять собой туманы, почвы, строительные материалы, продукты питания, лекарства и т. д.

Дисперсные системы состоят как минимум из двух фаз. Одна из них является сплошной и называется *дисперсионной средой*, другая фаза раздроблена и распределена в первой; ее называют *дисперсной фазой*. Необходимым условием образования дисперсной системы является ограниченная растворимость дисперсной фазы в дисперсионной среде.

*Дисперсность* (раздробленность) – определяется размерами и геометрией частиц. Частицы вещества могут иметь различную форму: сферическую, прямоугольную, цилиндрическую, а чаще – неправильную.

*Мерой дисперсности* может быть *удельная поверхность*  $S_{уд}$ . Удельной поверхностью называют площадь поверхности раздела фаз, приходящуюся на единицу массы или объема дисперсной фазы.

К свойствам дисперсных систем относятся: *электрокинетические, устойчивость и коагуляция дисперсных систем, оптические, молекулярно-кинетические.*

### Электрокинетические свойства

#### Электрокинетические явления

При действии внешнего электрического поля на дисперсные системы, в них наблюдается движение фаз относительно друг друга. Электрокинетические явления (электрофорез, электроос-

мос, потенциал течения, потенциал оседания) были открыты Ф.Ф. Рейссом при исследовании электролиза воды.

Рейсс использовал U-образный электролизер, перегороденный в нижней части диафрагмой из кварцевого песка и заполненный водой (рис. 2.1а). При наложении электрического поля он обнаружил движение воды в сторону *отрицательно заряженного электрода* до установления определенной разности уровней жидкости. Так как без диафрагмы движение жидкости отсутствовало, то Рейсс сделал вывод о зарядении жидкости при контакте с частицами кварца (капиллярно-пористого тела).

Движение дисперсной среды относительно неподвижной дисперсной фазы (пористого материала, диафрагмы) под влиянием внешнего электрического поля называется **электроосмосом**.

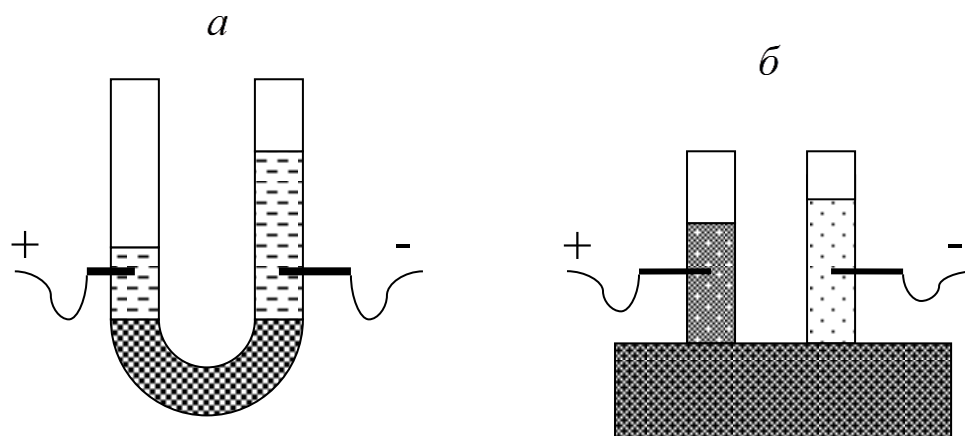


Рис. 2.1. Схематическое изображение опытов Рейсса: а) электроосмос; б) электрофорез

В другом эксперименте Рейсс погрузил во влажную глину две стеклянные трубки, заполнив их водой (рис. 2.1б). В трубки были введены электроды. При наложении электрического поля кроме явления электроосмоса наблюдалось движение частиц глины в противоположном направлении — к *положительно заряженному электроду*. Таким образом было обнаружено, что частицы имеют заряд, противоположный по знаку заряду жидкости.

Движение частиц дисперсной фазы относительно дисперсной среды (пористого материала, диафрагмы) под действием внешнего электрического поля называется **электрофорезом**.

*Квинке* было обнаружено явление, обратное электроосмосу, т. е. при течении жидкости через пористое тело под действием

перепада давлений возникает разность потенциалов. Это явление получило название **потенциал течения** (*эффект Квинке*).

*Дорном* было открыто явление, обратное электрофорезу. Он обнаружил и измерил возникающую разность потенциалов при седиментации суспензии кварца в центробежном поле. Явление возникновения разности потенциала при оседании частиц дисперсной фазы получило название **потенциала седиментации** (*эффект Дорна*).

Причина электрокинетических явлений заключается в наличии заряда на коллоидных частицах, который обусловлен наличием на их поверхности двойного электрического слоя (ДЭС) из ионов.

### Механизм образования ДЭС

Возникновение двойного электрического слоя на межфазных поверхностях является результатом взаимодействия соприкасающихся фаз благодаря избыточной поверхностной энергии. Стремление гетерогенной системы к уменьшению поверхностной энергии вызывает определенное ориентирование молекул, ионов и электронов в поверхностном слое, вследствие чего соприкасающиеся фазы приобретают заряды противоположного знака, но равной величины.

Различают **три механизма** образования двойного электрического слоя:

**Первый механизм:** ДЭС образуется в результате перехода ионов или электронов из одной фазы в другую (*поверхностная ионизация*).

*Обменный двойной электрический слой* – образуется при обмене ионами между твердой фазой и раствором электролита.

**Второй механизм:** возникновение ДЭС может быть результатом *специфической (избирательной) адсорбции*. Специфическая адсорбция – это накопление на поверхности твердой фазы катионов или анионов под влиянием химических сил. У анионов склонность к специфической адсорбции больше, чем у катионов.

**Третий механизм:** образование ДЭС происходит в результате адсорбции недиссоциирующих полярных молекул, находящихся в растворе. То есть если межфазная поверхность образова-

на веществами, не способными обмениваться зарядами, то ДЭС образуется благодаря ориентированию полярных молекул сопряженных фаз в результате их взаимодействия.

Объясним с точки зрения существования ДЭС на межфазной границе *электрокинетические явления*.

При действии электрического поля на частицы, несущие ДЭС, происходят явления, напоминающие электролиз. При наложении электрического поля коллоидная частица (если она заряжена отрицательно) (вместе с отрицательными потенциалопределяющими ионами) движется к аноду (+), а положительно заряженные противоионы – к катоду (–) (рис.). Но к катоду движется только часть противоионов, другая часть противоионов, находящихся достаточно близко от поверхности дисперсной фазы, под действием весьма значительных электрических и адсорбционных сил оказывается связанной с частицами и вынуждена двигаться вместе с ними. Это объясняет явление *электрофореза* (рис. 2.2).

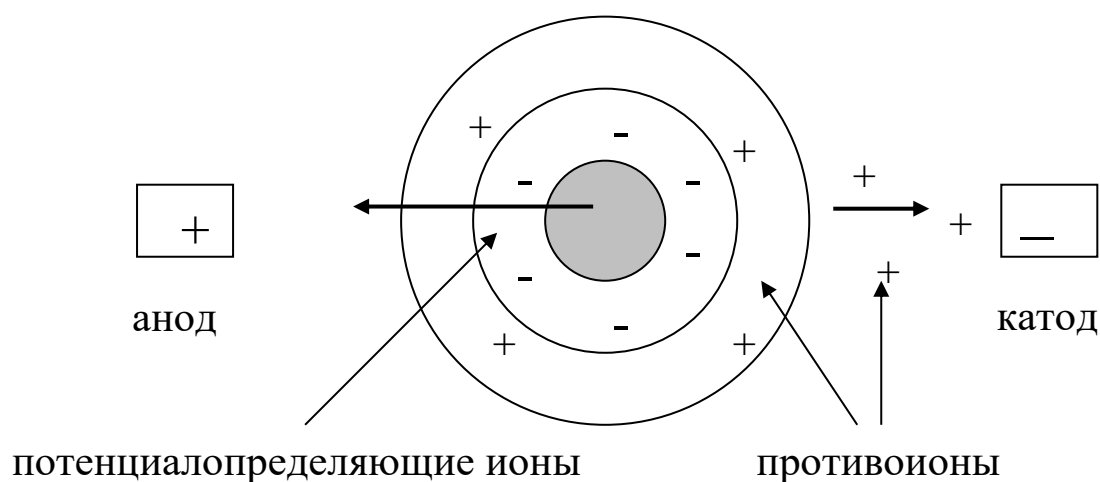


Рис. 2.2. Схема движения частицы и противоионов при электрофорезе

## Строение ДЭС

Существовало несколько теорий строения ДЭС – это теории Гельмгольца-Перрена, Гуи-Чэпмена, Штерна.

Общими для всех теорий строения двойного электрического слоя являются следующие положения:



1. ДЭС состоит из *потенциалопределяющих ионов*, прочно связанных с дисперсной фазой, и эквивалентного количества *противоионов*, расположенных в жидкой дисперсионной среде.

2. Поверхностный заряд, обусловленный наличием на твердой поверхности потенциалопределяющих ионов, равномерно распределен по всей твердой поверхности дисперсной фазы.

3. Между противоионами ДЭС и ионами раствора того же знака существует динамическое равновесие.

4. Жидкая дисперсионная среда влияет на строение ДЭС через величину диэлектрической проницаемости ( $\epsilon$ ) и вязкости ( $\eta$ ).

Отличие теорий заключается в том, что их авторы давали различное толкование структуры слоя противоионов, т. е. строению внешней обкладки ДЭС, обусловленной расположением противоионов.

Современная теория строения ДЭС основана на представлениях **Штерна**. Изображение ДЭС согласно теории Штерна приведено на рис. 2.3, на котором твердая фаза заряжена положительно, справа от твердой фазы – раствор, содержащий отрицательные противоионы.

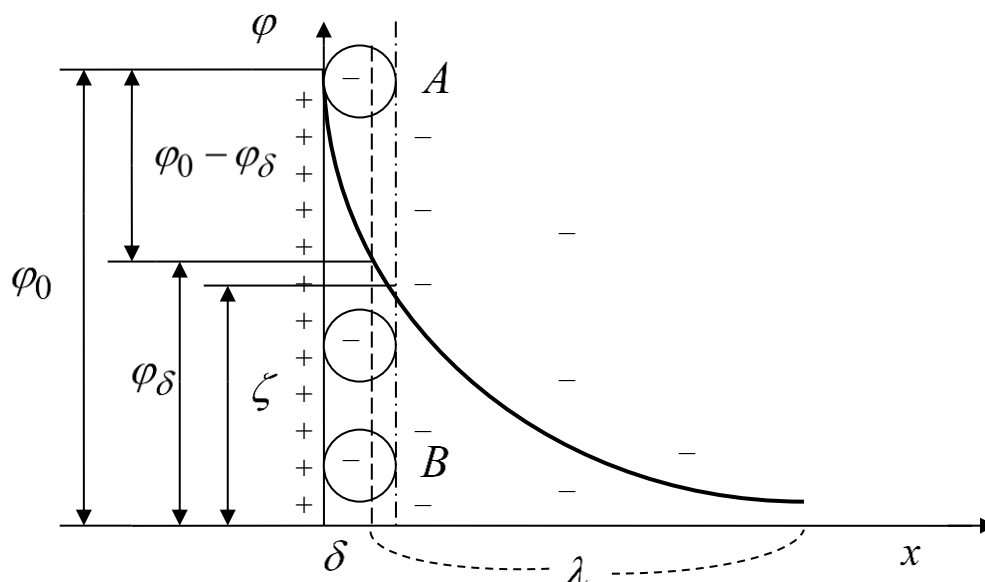


Рис. 2.3. Двойной электрический обменный слой (по Штерну) и падение в нем потенциала

Согласно этой теории:

1) Непосредственно у поверхности твёрдой фазы находятся потенциалопределяющие ионы, которые прочно связаны с поверхностью адсорбционными силами.

2) Слой противоионов состоит из двух частей. Одна часть примыкает непосредственно к межфазной поверхности и образует плотный *адсорбционный слой (слой Гельмгольца)* толщиной  $\delta$ , толщина адсорбционного слоя равна радиусу гидратированных ионов, его составляющих.

3) Другая часть противоионов находится в диффузной части – *диффузный слой (слой Гуи)* с потенциалом  $\varphi_\delta$ , толщина диффузного слоя  $\lambda$  может быть значительной и зависит от свойств и состава системы.

4) Полное падение общего поверхностного потенциала  $\varphi_0$  с увеличением расстояния  $x$  от поверхности складывается из падения потенциала в слое Гельмгольца ( $\varphi_0 - \varphi_\delta$ ) почти линейного до потенциала диффузного слоя и затем падения потенциала в слое Гуи  $\varphi_\delta$  по экспоненте.

5) При относительном перемещении фаз, независимо от причин, его вызвавших, происходит разрыв ДЭС по *границе скольжения* (плоскости скольжения). Предполагается, что плоскость скольжения  $AB$  проходит либо на расстоянии  $\delta$ , либо смещена немного глубже в жидкую фазу.

6) Потенциал, возникающий на границе скольжения, называется *электрическим потенциалом* или  $\zeta$  (*дзета*)-*потенциалом*.

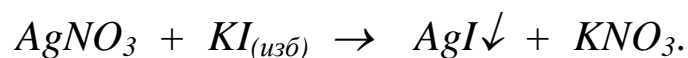
Во многих случаях можно принять, что  $\varphi_\delta = \zeta$ .

Электрокинетический потенциал является важнейшей характеристикой высокодисперсной системы, характеризует устойчивость дисперсных систем, определяется экспериментально и обычно составляет единицы и десятки милливольт.

## Строение коллоидных мицелл

**Мицелла** – это сложное структурное образования, состоящее из агрегата, потенциалопределяющих ионов и противоионов.

Рассмотрим строение мицеллы на *примере* йодида серебра, образованного методом химической конденсации при небольшом избытке йодида калия:



В этом случае образование ДЭС происходит за счет специфической адсорбции. Внутреннюю часть мицеллы составляет *агрегат* основного малорастворимого вещества  $AgI$ . Агрегат состоит из атомов, молекул и ионов, определяющих дисперсную фазу. Агрегат электронейтрален и обладает большой адсорбционной способностью, агрегат способен адсорбировать на своей поверхности ионы из раствора, которые называются потенциалопределяющими ионами.

Потенциалопределяющими ионами являются ионы  $I^-$ , так как они способны достраивать решетку йодида серебра.

На рис. 2.4 представлена схема строения мицеллы золя йодида серебра в растворе йодида калия.

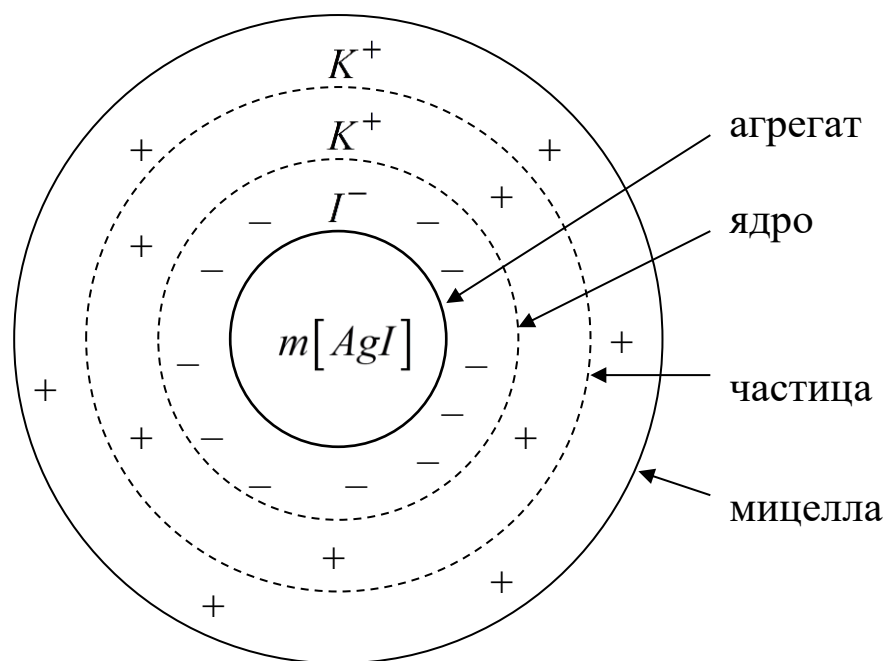


Рис. 2.4. Схема строения мицеллы золя

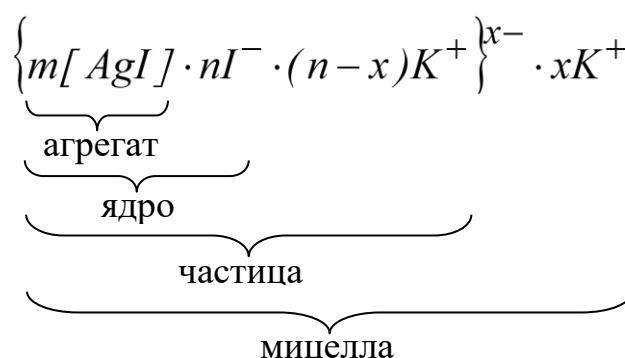
Агрегат вместе с адсорбированными на нем потенциалопределяющими ионами составляет *ядро мицеллы*. Ядро мицеллы, обладающее в приведенном примере большим отрицательным заря-

дом, притягивает ионы противоположного заряда (противоионы) из раствора (катионы  $K^+$ ). Часть противоионов, которая находится в непосредственной близости от ядра, прочно связана с ним за счет адсорбционных и электрических сил, образует адсорбционный слой (слой Гельмгольца).

Ядро с противоионами адсорбционного слоя образует *гранулу* или *коллоидную частицу*. В отличие от мицеллы, частица всегда имеет заряд. Знак заряда коллоидной частицы определяется знаком потенциалопределяющих ионов (на рис. частица заряжена отрицательно).

Коллоидную частицу (гранулу) окружают противоионы диффузного слоя, т. е. остальная часть противоионов, которая подвергается броуновскому движению и менее прочно связана с ядром. Частица вместе с противоионами диффузного слоя образует *мицеллу*. Мицелла в отличие от частицы электронейтральна.

Мицеллу можно представить формулой:



где  $m$  — количество молекул или атомов, образующих агрегат;  $n$  — число потенциалопределяющих ионов;  $(n-x)$  — число противоионов в адсорбционном слое ДЭС;  $x$  — число противоионов в диффузной части ДЭС.

Под действием внешнего электрического поля мицелла разрывается по границе скольжения, находящейся в диффузном слое ДЭС. Заряженная коллоидная частица перемещается к одному электроду, а ионы диффузного слоя (часть противоионов) движутся вместе с жидкостью к другому электроду.

Электролит, ионы которого образуют двойной электрический слой, называют **стабилизатором**, так как он стабилизирует

золь, т. е. придает ему агрегативную устойчивость. В нашем примере это  $KI$ .

## **Устойчивость и коагуляция дисперсных систем**

Проблема устойчивости дисперсных систем является одной из важнейших в коллоидной химии. Обеспечение устойчивости свобододисперсных систем необходимо при получении из них различных изделий, покрытий, связующих материалов, лекарственных препаратов, аэрозольных средств и т. д. Ликвидация устойчивости требуется для того, чтобы вызвать структурообразование в материалах, для получения осадков при разделении фаз, очистки промышленных выбросов и др.

**Устойчивость дисперсных систем** – это постоянство их свойств во времени и в первую очередь дисперсности, распределения по объему частиц дисперсной фазы и межчастичного взаимодействия, т. е. устойчивость к укрупнению или агрегации частиц дисперсной фазы и к их осаждению. Процессы агрегации и осаждения характерны для свобододисперсных систем.

Устойчивость дисперсных систем подразделяют на два вида: *седиментационная (кинетическая) устойчивость* и *агрегативная устойчивость*.

**Седиментационная устойчивость** (устойчивость к осаждению) – это способность дисперсной системы сохранять равномерное распределение частиц дисперсной фазы по объему дисперсионной среды.

При нарушении седиментационной устойчивости (что характерно для грубодисперсных систем) происходит разделение фаз, и частицы дисперсной фазы оседают (или всплывают).

**Агрегативная устойчивость** – это способность частиц дисперсной фазы оказывать сопротивление их слипанию (коагуляции) и тем самым удерживать определенную степень дисперсности (размер частиц во времени) в целом.

**Коагуляция** – это процесс укрупнения частиц за счет их слипания. При этом теряется агрегативная устойчивость и далее происходит разделение фаз, т. е. разрушение дисперсной системы.

Возникающие в результате потери агрегативной устойчивости коагулянты представляют собой осадки (или всплывающие образования) различной структуры – плотные, творожистые, хлопьевидные, кристаллоподобные.

В зависимости от механизма процесса образования дисперсные системы по классификации *Ребиндера* П. А. подразделяются на два типа: *лиофильные* и *лиофобные*.

**Лиофильные** дисперсные системы получают при самопроизвольном диспергировании одной из фаз.

**Лиофобные** дисперсные системы получают в результате диспергирования (принудительное образование гетерогенной свободнодисперсной системы).

Лиофобные системы обладают избытком поверхностной энергии, поэтому в них самопроизвольно идут процессы укрупнения частиц. Такие системы называют **агрегативно неустойчивыми**.

В *агрегативно неустойчивых системах* процесс укрупнения идет двумя путями:

*Первый путь – изотермическая перегонка* – заключается в переносе вещества от мелких частиц к крупным, так как химический потенциал последних меньше. В результате мелкие частицы постепенно растворяются (испаряются), а крупные растут.

*Второй путь – коагуляция*, наиболее характерный и общий для дисперсных систем, – заключается в слипании частиц дисперсной фазы. В общем смысле под коагуляцией понимают потерю агрегативной устойчивости системы. Процесс слияния частиц – это **коалесценция**.

Первый этап коагуляции состоит в сближении частиц дисперсной фазы и взаимной их фиксации на небольших расстояниях друг от друга. Между частицами остается прослойка среды. В результате образуются или **флоккулы** (флокуляция – это образование агрегатов из нескольких частиц, разделенных прослойками среды), или **коагуляционные структуры**, отличающиеся подвижностью частиц относительно друг друга. Обратный процесс образования устойчивой свободнодисперсной системы из осадка или геля (структурированной дисперсной системы) – это **пептизация**. Более глубокий процесс коагуляции приводит к разруше-

нию прослоек среды и непосредственному контакту частиц, в результате образуются жесткие агрегаты из твердых частиц.

Агрегативная устойчивость нестабилизированных лиофобных дисперсных систем носит **кинетический характер**, т. е. она характеризуется скоростью процессов, вызываемых избытком поверхностной энергии. Скорость коагуляции определяет агрегативную устойчивость дисперсных систем.

Агрегативная устойчивость может носить и **термодинамический характер**, если дисперсная система не обладает избытком поверхностной энергии. В этом случае в системе не происходит коагуляция.

Коагуляция коллоидных систем происходит под влиянием следующих факторов:

- 1) изменения концентрации дисперсной фазы;
- 2) изменения температуры;
- 3) механических воздействий;
- 4) жестких излучений;
- 5) химических реагентов;
- 6) старения дисперсной системы.

В процессе коагуляции различают две стадии:

1. *скрытая коагуляция* – невооруженным глазом нельзя наблюдать каких-либо внешних признаков происходящих изменений в золе;
2. *явная коагуляция* – о коагуляции можно судить невооруженным глазом (по помутнению, по выпадению осадка, по изменению цвета).

Особенно чувствительны золи к действию электролитов. Добавление электролита в золь приводит к сжатию диффузной части двойного электрического слоя, уменьшению электростатических сил отталкивания между частицами золя, что способствует их слипанию.

На основании экспериментального изучения действия электролитов на золь сформулированы **основные правила электролитной коагуляции**:

1. Добавка любого электролита в золь вызывает коагуляцию.

2. Коагулирующая способность электролита характеризуется порогом коагуляции. **Порог коагуляции** – это наименьшая концентрация электролита, вызывающая коагуляцию 1 литра золя ( $C_K$ ). Величина, обратная порогу коагуляции, называется коагулирующей способностью.

3. Коагулирующим ионом электролита является ион, имеющий заряд, противоположный заряду коллоидной частицы.

4. Чем больше валентность коагулирующего иона, тем больше его коагулирующая способность.

5. Коагулирующая способность ионов одинаковой валентности возрастает с увеличением их радиуса.

Для предотвращения коагуляции и защиты золь от коагулирующего действия электролитов применяют высокомолекулярные соединения (ВМС) и коллоидные ПАВ (белки, мыла, крахмал, желатин). Их стабилизирующее действие основано на образовании на поверхности частиц дисперсной фазы адсорбционных гелеобразных пленок, препятствующих слипанию частиц.

Стабилизирующее действие ВМС и ПАВ характеризуется защитным числом.

**Защитное число ( $S$ )** – это минимальная масса вещества, необходимая для защиты 1 литра золя от коагуляции при введении раствора электролита *пороговой концентрации*  $C_K$ .

## Оптические свойства

Изменение дисперсности (размеров частиц) в результате коагуляции можно обнаружить по изменению оптических свойств золь. Для коллоидных золь наиболее характерны оптические свойства: *рассеяние света (дифракция)* и *поглощение света (абсорбция)*.

*Рассеяние света* дисперсными системами определяется их гетерогенностью. Это явление исследовал Тиндаль в 1868 г. Он обнаружил, что в проходящем свете золи не отличаются от истинных растворов, светорассеяние удобно наблюдать на темном фоне при пропускании пучка лучей через золь сбоку. Особенно четко оно заметно при фокусировании световых лучей внутри коллоидной системы, когда наблюдается светящийся конус (конус Тиндаля). Это явление также называют *эффектом Тиндаля*.



Переливчатое (обычно голубоватых оттенков) свечение называется *опалесценцией*. Это явление обусловлено рассеянием света, вследствие его дифракции в микронеоднородной дисперсной системе.

Теория рассеяния (опалесценции) для сферических частиц была развита *Рэлеем*. В дисперсной системе в качестве неоднородностей выступает частица дисперсной фазы.

Из теории Рэля следует, что:

- 1) для частиц данного размера интенсивность рассеянного света прямо пропорциональна концентрации золь;
- 2) рассеяние света тем значительнее, чем крупнее частицы, но при увеличении частиц до размера, превышающего длину волны падающего света, светорассеяние переходит в отражение;
- 3) на интенсивность рассеяния света сильно влияет длина волны падающего света, преимущественно рассеивается коротковолновое излучение.

Многие коллоидные системы имеют определенную окраску, что указывает на поглощение ими света в соответствующей области спектра. Это значит, что золь кажется окрашенным в цвет, дополнительный к поглощенному.

Например, поглощая синюю часть (435–480 нм) видимого спектра (400–760 нм) золь оказывается *желтым*, при поглощении синевато-зеленоватой части (490–500 нм) он принимает *красную* окраску. Если тело поглощает излучение всего видимого спектра, оно кажется *черным*, не поглощает – *белым*.

Интенсивность светорассеяния зависит от размеров частиц. С увеличением размеров частиц при коагуляции увеличивается интенсивность рассеивания света; когда размеры частиц становятся соизмеримы с длиной волны падающего света, интенсивность светорассеяния начинает уменьшаться. **Интенсивность рассеянного света** определяется по уравнению *Рэля*:

$$J_p = J_0 K \frac{\nu V^2}{\lambda^4}, \quad (2.1)$$

где  $J_0$  – интенсивность падающего света;  $J_p$  – интенсивность рассеянного света;  $\nu$  – число частиц в единице объема;  $V$  – объем частиц;  $\lambda$  – длина волны падающего света;  $K$  – константа.

Отношение интенсивности рассеянного к интенсивности падающего света называется **мутностью** ( $\tau$ ):

$$\tau = \frac{J_p}{J_o} = K \frac{vV^2}{\lambda^4}. \quad (2.2)$$

Мутность характеризует способность системы рассеивать свет.

**Поглощение световых лучей** дисперсной системой подчиняется закону *Бугера–Ламберта–Бера*:

$$J_n = J_o e^{-kcl}, \quad (2.3)$$

где  $J_n$  – интенсивность прошедшего через золь света;  $J_o$  – интенсивность падающего света;  $c$  – концентрация золя;  $l$  – толщина слоя золя;  $k$  – коэффициент, связанный с оптическими свойствами.

Логарифмируя уравнение (2.3), получаем

$$\ln J_o / J_n = kcl. \quad (2.4)$$

Величина  $\ln \frac{J_o}{J_n}$  называется **оптической плотностью** ( $D$ ):

$$D = \ln \frac{J_o}{J_n} = kcl. \quad (2.5)$$

Для зольей характерно и поглощение, и рассеивание света, поэтому коэффициент  $k$  в уравнениях (2.3) – (2.5) учитывает также рассеивание света (мутность системы).

При коагуляции зольей увеличение размеров частиц приводит к увеличению мутности раствора и увеличению его оптической плотности. Измеряя оптическую плотность растворов при введении в них электролита, можно определить порог коагуляции.

# Молекулярно-кинетические свойства

## Седиментация

Характерным общим свойством суспензий, порошков, эмульсий и аэрозолей является склонность к оседанию под действием силы тяжести, если плотность дисперсной фазы больше, чем плотность дисперсионной среды.

**Седиментация** – это оседание частиц дисперсной фазы под действием силы тяжести. Если плотность дисперсной фазы меньше плотности дисперсионной среды, то частицы всплывают – это явление называется **обратной седиментацией**.

Способность дисперсной системы сохранять равномерное распределение частиц по всему объему называется **седиментационной (кинетической) устойчивостью**.

В настоящее время дисперсность служит одним из основных технологических параметров веществ и материалов во многих производствах. Разработаны различные методы дисперсионного анализа, из которых наиболее распространенный является **седиментационный анализ**.

Принцип **седиментационного анализа** дисперсности состоит в измерении скорости осаждения частиц, обычно в жидкой среде. По скорости осаждения с помощью соответствующих уравнений рассчитывают размеры частиц.

Методы определения размера частиц по скорости их оседания основаны на применении **закона Стокса**, согласно которому **сила сопротивления** ( $F$ ) движению сферической частицы в жидкости (сила трения) выражается зависимостью:

$$F = 6\pi\eta ru, \quad (2.6)$$

где  $\eta$  – вязкость среды, Нс/м<sup>2</sup>;  $r$  – радиус частицы, м;  $u$  – линейная скорость движения частицы, м/с.

**Сила тяжести**, действующая на частицу, равна её кажущемуся весу (с учётом потери в весе по закону Архимеда):

$$P = 4/3\pi r^3(\rho - \rho_0)g, \quad (2.7)$$

где  $P$  – кажущийся вес, кг;  $r$  – радиус частицы, м;  $\rho$  – плотность дисперсной фазы, кг/м<sup>3</sup>;  $\rho_0$  – плотность дисперсионной среды, кг/м<sup>3</sup>;  $g$  – ускорение свободного падения, м/с<sup>2</sup>.

*Скорость оседания* частицы постоянна при равенстве силы тяжести  $P$  и силы трения  $F$ :

$$\frac{4}{3}\pi r^3(\rho - \rho_0)g = 6\pi\eta ru, \quad (2.8)$$

Решив уравнение (2.8) относительно  $r$ , получаем:

$$r = \sqrt{\frac{9\eta u}{2(\rho - \rho_0)g}}. \quad (2.9)$$

Так как для каждой исследуемой системы все величины, кроме скорости оседания частиц, являются постоянными, можно написать уравнение (2.9) в следующем виде:

$$r = K\sqrt{u}, \quad (2.10)$$

где

$$K = \sqrt{\frac{9\eta}{2(\rho - \rho_0)g}}. \quad (2.11)$$

Величину  $K$  называют **константой Стокса**.

Уравнение Стокса (2.6) справедливо лишь для твёрдых сферических частиц, движущихся равномерно с небольшой скоростью, которую можно считать безграничной по отношению к падающей частице. Расстояние между падающими частицами должно быть велико, чтобы не было взаимодействия между ними и падение частиц не отражалось на скорости других. Анализ ведут обычно в суспензиях с концентрацией не выше 1%.

Суспензия должна быть *агрегативно устойчивой*, т.е. частицы не должны коагулировать за время седиментации. Для этого они должны хорошо смачиваться дисперсионной средой. Иногда полезно использовать стабилизирующие добавки.

Реальные суспензии содержат частицы, сильно отличающиеся по форме от шарообразных. При исследовании таких суспензий с помощью седиментационного анализа радиус частиц, подсчитанный по уравнению (2.10), представляет собой радиус вооб-

ражаемых шарообразных частиц из того же материала, оседающих с такой же скоростью, что и частицы изучаемой суспензии. Вычисленный таким образом радиус называется *эквивалентным*. Скорость оседания частиц  $u$  определяют уравнением:

$$u = \frac{H}{\tau}, \quad \text{отсюда} \quad r = K \sqrt{\frac{H}{\tau}} \quad (2.12)$$

где  $H$  – высота оседания частиц, м;  $\tau$  – время оседания, с.

Таким образом, определив экспериментально скорость оседания частиц и рассчитав константу Стокса, можно вычислить эквивалентные радиусы частиц, оседающих за различные промежутки времени.

### **Лабораторная работа №4**

## **ЭЛЕКТРОКИНЕТИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОКИНЕТИЧЕСКОГО ПОТЕНЦИАЛА**

### **1. Цель работы**

Изучить электрокинетическое явление на примере электрофореза. Определить знак заряда коллоидной частицы золя и величину электрокинетического потенциала.

### **2. Содержание работы**

1. Приготовить золь берлинской лазури.
2. Определить экспериментально скорость электрофореза.
3. Измерить сопротивления растворов KCl и берлинской лазури.
4. По экспериментальным данным определить удельные электропроводности боковой жидкости и золя.
5. Рассчитать градиент потенциала, электрофоретическую подвижность и электрокинетический потенциал.
6. Определить знак заряда коллоидной частицы золя, изобразив строение мицеллы золя.

### 3. Оборудование и реактивы

1. Для измерения скорости электрофореза используется прибор Чайковского. Схема прибора представлена на рис. 2.5.
2. Раствор  $K_4[Fe(CN)_6]$  (жёлтая кровяная соль) – 0,1%-ный.
3. Раствор хлорида железа  $FeCl_3$  – 2%-ный.
4. Раствор сульфата меди  $CuSO_4$  – 2%-ный.
5. Раствор  $KCl$  0,01Н.
6. Мерный цилиндр на  $10\text{ см}^3$ .
7. Миллиамперметр и источник тока.

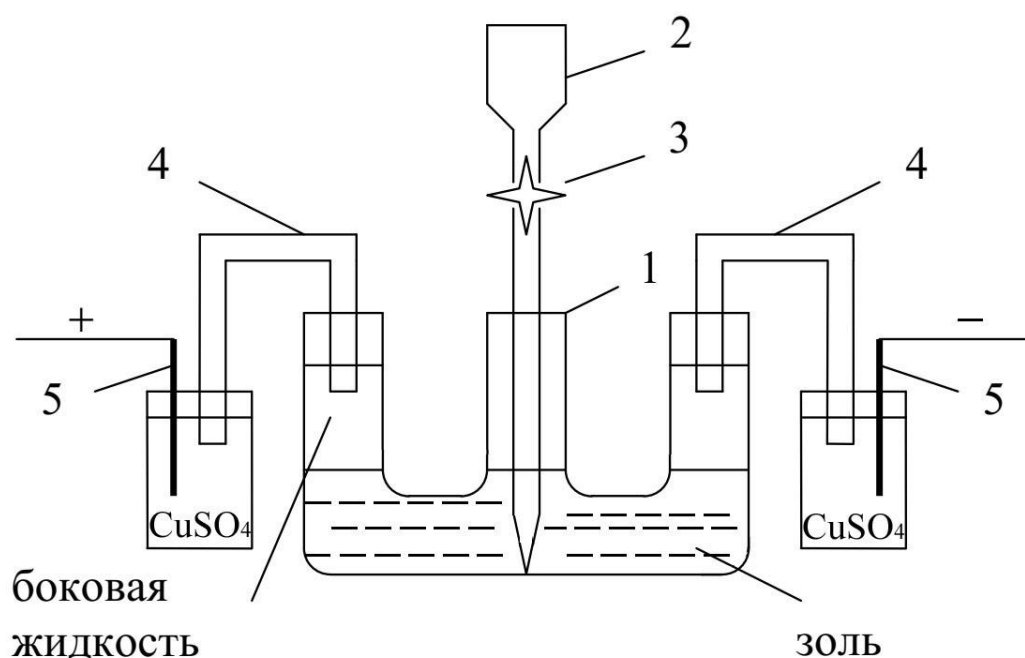


Рис. 2.5. Прибор Чайковского для измерения скорости электрофореза:

- 1 – трёхколенный сосуд с двумя градуированными коленами; 2 – воронка; 3 – кран для подачи золь;  
4 – электролитические ключи; 5 – медные электроды

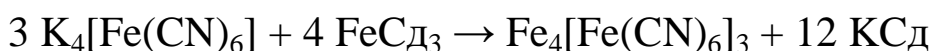
### 4. Техника безопасности

При выполнении работы следует соблюдать общие правила работы в химической лаборатории и правила работы с электро-

оборудованием (Инструкции ИОТ РО-06-002-2019, ИОТ РО-08-024-2017, ИПБ 09-008-2013).

## **5. Порядок выполнения работы**

### **Получение золя берлинской лазури**



К 100 см<sup>3</sup> 0,1%-ного раствора K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (желтая кровяная соль) при постоянном перемешивании по каплям добавляют 1,7 см<sup>3</sup> 2%-ного раствора хлорида железа (FeCl<sub>3</sub>). Образуется синего цвета золь берлинской лазури. Боковой жидкостью для этого золя служит 0,01 Н раствор KCl.

### **Измерение скорости электрофореза**

Скорость электрофореза определяют методом передвигающейся границы. *Сущность метода* заключается в наблюдении за перемещением в электрическом поле границы раздела между исследуемым золем и находящимся над ним раствором некоагулирующего электролита (боковая жидкость). Боковая жидкость и золь должны отличаться по цвету.

В сосуд **1** (рис. 2.5) наливают боковую жидкость (0,01Н раствор KCl) до отметки **1** или **2** снизу на градуированных коленах сосуда. Прибор соединяют с медными электродами **5**, погружёнными в раствор CuSO<sub>4</sub>, электролитическими ключами **4**. Воронку **2** вынимают из прибора, наливают в неё исследуемый золь и, держа воронку над стаканом с золем, с помощью крана **3** заполняют носик воронки так, чтобы в нём не было пузырьков воздуха. Закрывают кран **3** и помещают воронку в прибор. Осторожно и медленно открывают кран **3**, чтобы золь вытекал по каплям. Золь будет наполнять прибор снизу, вытесняя вверх боковую жидкость. Когда боковая жидкость достигнет электролитических ключей и они погрузятся в неё на 0,5 см, закрывают кран **3**. При осторожном заполнении прибора между золем и боковой жидкостью образуется чёткая граница раздела. Отмечают положение

границы раздела в обоих коленах. Соединяют электроды **5** с миллиамперметром и источником тока. Включают источник тока в сеть, на миллиамперметре устанавливают силу тока **8 мА** и засекают время. Определяют, за сколько минут граница раздела *золь – боковая жидкость* пройдет от одной метки до другой (расстояние между метками **1 см**). Проводят *три замера* и выключают прибор.

С помощью линейки измеряют *внутренний* диаметр боковых колен сосуда **1** и определяют их радиус. Рассчитывают площадь сечения боковых колен как площадь круга:

$$A = \pi r^2 \quad (2.13).$$

Результаты опыта заносят в табл. 2.1.

Таблица 2.1

Опытные данные

Время $\tau$ , с	Сила тока J, А	Путь, пройден- ный границей раздела S, м	Площадь сечения боковых колен сосуда A, м <sup>2</sup>

### Измерение сопротивления растворов

Экспериментально определение сопротивления растворов электролитов проводят с помощью измерителя универсального Е7-11.

На этом приборе измерены сопротивления растворов:

1) сопротивление стандартного 0,02Н раствора KCl:

$$R_{KCl} = 185 \text{ Ом};$$

2) сопротивление боковой жидкости 0,01Н раствора:



$$\text{KCl } R_{\text{б.ж}} = 240 \text{ Ом};$$

3) сопротивление золя берлинской лазури:

$$R_{\text{золя}} = 280 \text{ Ом}.$$

Удельная электропроводность стандартного 0,02Н раствора КСl равна  $\kappa_{0,02\text{H KCl}} = 0,276 \text{ См} \cdot \text{м}^{-1}$ , при 25 °С.

По сопротивлению раствора и его электропроводности определяют константу сосуда:

$$K = \kappa_{\text{KCl}} R_{\text{KCl}}. \quad (2.14)$$

Результаты измерений заносят в табл. 2.2.

Таблица 2.2

Экспериментальные данные

Сопротивление раствора КСl $R_{\text{KCl}}, \text{ Ом}$	Константа сосуда $K, \text{ м}^{-1}$	Сопротивление раствора золя $R_{\text{золя}}, \text{ Ом}$	Сопротивление раствора боковой жидкости $R_{\text{б.ж.}}, \text{ Ом}$

## 6. Обработка результатов

По экспериментальным данным, представленным в табл. 2.2, рассчитывают удельные электропроводности золя и боковой жидкости:

$$\kappa_{\text{золя}} = \frac{K}{R_{\text{золя}}}, \quad \kappa_{\text{золя}} = \frac{K}{R_{\text{б.ж.}}}. \quad (2.15)$$

Определяют среднее значение удельной электропроводности золя и боковой жидкости:

$$\kappa = \frac{\kappa_{\text{золя}} + \kappa_{\text{б.ж.}}}{2}. \quad (2.16)$$

Затем определяют значение градиента потенциала по уравнению:

$$H = \frac{J}{\bar{\kappa}A}, \quad (2.17)$$

где  $J$  – сила тока, А;  $\bar{\kappa}$  – среднее значение удельной электропроводности золя и боковой жидкости,  $\text{См} \cdot \text{м}^{-1}$ ;  $A$  – площадь сечения боковых колен сосуда,  $\text{м}^2$ .

По рассчитанному значению градиента потенциала определяем электрофоретическую подвижность  $U_0$ :

$$U_0 = \frac{S}{\tau H}, \quad (2.18)$$

где  $S$  – путь, пройденный границей раздела, м;  $\tau$  – время, с;  $H$  – градиент потенциала, В/м.

Значение электрокинетического потенциала  $\zeta$ -потенциала в вольтах определяем по уравнению:

$$\zeta = \frac{\eta}{\epsilon_0 \epsilon} U_0, \quad (2.19)$$

где  $U_0$  – электрофоретическая подвижность,  $\text{м}^2/\text{с} \cdot \text{В}$ ;  $\eta$  – вязкость среды,  $\text{Па} \cdot \text{с}$ ;  $\epsilon_0$  – электрическая постоянная,  $\text{Ф/м}$  ( $\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ );  $\epsilon$  – относительная диэлектрическая проницаемость среды.

В данной работе используют значения  $\eta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ Па} \cdot \text{с}$ ,  $\epsilon_{\text{H}_2\text{O}} = 81$ . Результаты расчетов заносят в табл. 2.3.

Таблица 2.3

Расчетные данные

Градиент потенциала $H$ , В/м	Электрофоретическая подвижность $U_0$ , $\text{м}^2/\text{с} \cdot \text{В}$	Значение $\zeta$ -потенциала, В

## **7. *Требование к отчету***

Отчет должен содержать следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Содержание работы.
4. Основные этапы работы.
5. Экспериментальные данные и расчеты.
6. Выводы.

## **8. *Контрольные вопросы***

1. Понятие об электрокинетических явлениях.
2. Определения электрофореза, электроосмоса.
3. Схемы установок Рейсса для определения электрокинетических явлений.
4. Потенциал течения, потенциал седиментации.
5. Механизмы образования двойного электрического слоя.
6. Схема движения коллоидной частицы при электрофорезе.
7. Строение двойного электрического слоя.
8. ДЭС по Штерну.
9. Электрокинетический потенциал.
10. Строение коллоидных мицелл.

## **Лабораторная работа №5**

### **КОАГУЛЯЦИЯ ЗОЛЕЙ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ**

#### **1. Цель работы**

Изучить коагуляцию коллоидных растворов электролитами. Определить порог коагуляции электролита и защитное число стабилизатора.

#### **2. Содержание работы**

1. Приготовить золь гидроксида железа.
2. Определить экспериментально оптическую плотность золя с электролитом.
3. Построить график зависимости оптической плотности от объема электролита  $D = f(V_{\text{эл}})$ .
4. Найти порог коагуляции.
5. Определить экспериментально оптическую плотность золя с электролитом и стабилизатором.
6. Построить график зависимости оптической плотности от объема стабилизатора  $D = f(V_{\text{ст}})$ .
7. Определить защитное число стабилизатора.

#### **3. Оборудование и реактивы**

1. Спектрофотометр ПЭ-5300В. Прибор позволяет определить оптическую плотность растворов.
2. Пробирки на 20 см<sup>3</sup> – 8 штук.
3. Пипетки на 5 см<sup>3</sup> – 3 штуки.
4. Раствор хлорида железа FeCl<sub>3</sub> – 2%-ный.
5. Раствор сульфата натрия 0,00125М.
6. Раствор желатина – 0,01%-ный.

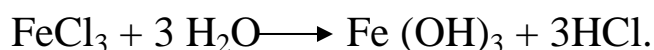
#### **4. Техника безопасности**

При выполнении работы следует соблюдать общие правила работы в химической лаборатории (Инструкции ИОТ РО-06-002-2019, ИОТ РО-08-024-2017, ИПБ 09-008-2013).

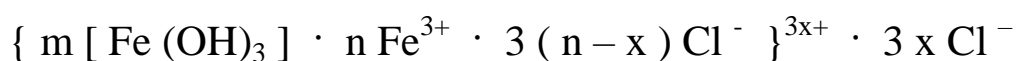
## 5. Порядок выполнения работы

### Приготовление золя гидроксида железа

Золь гидроксида железа получают методом конденсации путём проведения реакции гидролиза хлорида железа при 100° С



В колбу с 250 см<sup>3</sup> кипящей дистиллированной воды небольшими порциями вливают 10 см<sup>3</sup> 2%-ного раствора хлорида железа. Образовавшийся золь красно-коричневого цвета охлаждают до комнатной температуры. Формулу мицеллы золя гидроксида железа можно записать следующим образом:



агрегат	
ядро	
коллоидная частица	
мицелла	

Из формулы видно, что коллоидная частица золя гидроксида железа заряжена положительно.

Готовый золь наливают по 10 см<sup>3</sup> в 8 пробирок. Добавляют, согласно табл. 2.4 определённое количество дистиллированной воды, перемешивают. Электролит (0,00125 М раствор Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) приливают в каждую пробирку с золем, перемешивают, закрывают пробкой и выдерживают **2 минуты** непосредственно перед измерением оптической плотности. Время выдержки от добавления электролита в золь до измерения оптической плотности во всех растворах должно быть одинаковое.

## Определение оптической плотности золя

Правила работы со спектрофотометром ПЭ-5300В находятся на рабочем месте. Все измерения оптической плотности проводят при длине волны  $\lambda = 564 \text{ нм}$ . Результаты измерений оптической плотности исследуемых растворов золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  заносят в табл. 2.4.

Таблица 2.4

Номер пробирки	1	2	3	4	5	6	7	8
Объём золя, $V_{\text{золя}}, \text{ см}^3$	10	10	10	10	10	10	10	10
Объём воды, $V_{\text{воды}}, \text{ см}^3$	5,0	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0
Объём электролита, $V_{\text{эл}}, \text{ см}^3$	0	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Общий объём, $V_{\text{общ}}, \text{ см}^3$	15	15	15	15	15	15	15	15
Оптическая плотность золя, D								

## 6. Обработка результатов

### Определение порога коагуляции

По экспериментальным данным табл. 2.4 строят график зависимости оптической плотности от объема электролита  $D = f(V_{\text{эл}})$  (рис. 2.6) и определяют объем  $V_k$ , необходимый для коагуляции золя.

*Порог коагуляции*  $S_k$  находят по объёму электролита  $V_k$ , при котором оптическая плотность золя достигает максимального значения, а при дальнейшем добавлении электролита не изменяется.

Значение  $S_k$  рассчитывают по формуле

$$S_k = \frac{C_{\text{эл}} V_k}{V}, \quad (2.20)$$

где  $C_{эл}$  – концентрация введенного электролита, моль/дм<sup>3</sup>;  $V_k$  – объем электролита, необходимый для коагуляции золя, см<sup>3</sup>;  $V$  – объем золя, см<sup>3</sup>.

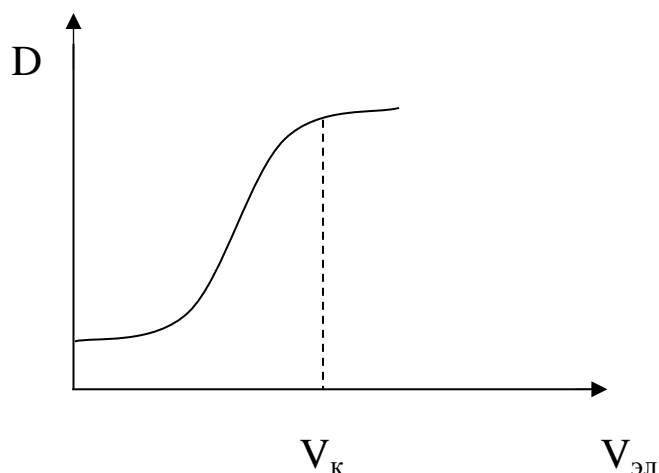


Рис. 2.6. Зависимость оптической плотности от объема электролита

### Определение защитного числа стабилизатора

Стабилизацию раствора золя  $Fe(OH)_3$  осуществляют раствором желатина (0,01 %-ный раствор желатина, плотностью 1 г/см<sup>3</sup>).

Для определения защитного числа желатина по отношению к золю готовят растворы в соответствии с табл. 2.5.

В 8 пробирок добавляют 5 см<sup>3</sup> золя. Затем добавляют определенное количество воды, которое рассчитывают по формуле

$$V_{\text{воды}} = V_{\text{общ}} - V_{\text{золя}} - V_{\text{ст}} - \frac{V_k}{2} \quad (2.21)$$

Добавляют раствор желатина, перемешивают и выдерживают **10 минут**, чтобы адсорбция желатина на частицах золя прошла полностью. Затем вводят электролит, перемешивают раствор, и выдерживают **2 минуты** и определяют оптическую плотность. Значения оптической плотности записывают в табл. 2.5.

По экспериментальным данным табл.5 строят график зависимости оптической плотности от объема стабилизатора  $D = f(V_{\text{ст}})$  (рис. 2.7) и определяют объем  $V_{\text{защ}}$ , необходимый для предотвращения коагуляции золя.

Таблица 2.5

Номер пробирки	1	2	3	4	5	6	7	8
Объём золя $V_{\text{золя}}, \text{см}^3$	5	5	5	5	5	5	5	5
Объём воды $V_{\text{воды}}, \text{см}^3$								
Объём раствора желатина $V_{\text{ст}}, \text{см}^3$	5,0	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0
Объём электролита $V_{\text{эл}}, \text{см}^3$								
Общий объём $V_{\text{общ}}, \text{см}^3$	15	15	15	15	15	15	15	15
Оптическая плот- ность золя D								

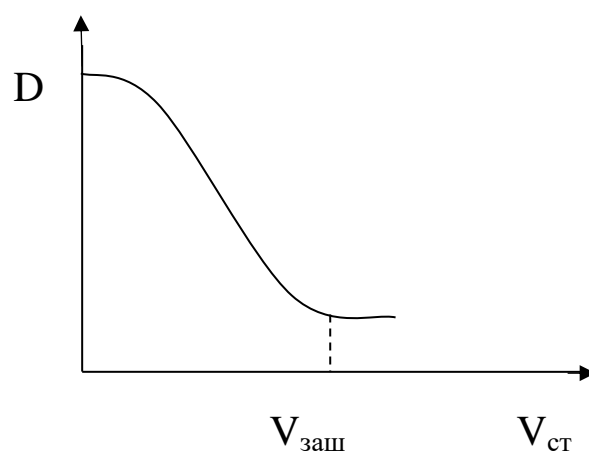


Рис. 2.7. Зависимость оптической плотности от объёма стабилизатора

Защитное число стабилизатора  $S$  определяют по объёму стабилизатора  $V_{\text{защ}}$ , при котором оптическая плотность принимает минимальное значение. Величину  $S$  вычисляют по уравнению

$$S = \frac{C_{\text{ст}} V_{\text{защ}}}{V}, \quad (2.22)$$



где  $C_{\text{ст}}$  – концентрация раствора стабилизатора, г/дм<sup>3</sup>;  $V_{\text{защ}}$  – объём раствора стабилизатора, необходимый для предотвращения коагуляции золя, см<sup>3</sup>;  $V$  – объём золя, см<sup>3</sup>.

## **7. Требования к отчёту**

Отчет должен содержать следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Содержание работы.
4. Основные этапы работы.
5. Экспериментальные данные и расчеты.
6. Графики, выполненные на миллиметровой бумаге.
7. Выводы.

## **8. Контрольные вопросы**

1. Устойчивость дисперсных систем.
2. Седиментационная устойчивость.
3. Агрегативная устойчивость.
4. Понятие коагуляция.
5. Коагуляция в агрегативно неустойчивых системах.
6. Понятия коалесценция, флоккулы, пептизация.
7. Факторы агрегативной устойчивости дисперсных систем.
8. Факторы, вызывающие коагуляцию.
9. Стадии коагуляции.
10. Основные правила электролитной коагуляции.
11. Порог коагуляции, защитное число.
12. Факторы, предотвращающие коагуляцию. Роль стабилизатора.
13. Оптические свойства коллоидных растворов.
14. Строение коллоидных мицелл.

## Лабораторная работа №6

### СЕДИМЕНТАЦИОННЫЙ АНАЛИЗ СУСПЕНЗИЙ

#### 1. Цель работы

Изучить седиментационный анализ в грубодисперсных системах, на примере суспензии. Построить интегральную и дифференциальную кривые распределения. Определить фракционный состав системы.

#### 2. Содержание работы

1. Приготовить суспензию порошка с водой.
2. Определить массу осадка, осевшего на чашке весов за определенный промежуток времени.
3. По экспериментальным данным построить седиментационную кривую.
4. Рассчитать нарастающее суммарное процентное содержание и эквивалентный радиус фракции.
5. Построить интегральную кривую распределения.
6. Построить дифференциальную кривую распределения, после обработки интегральной кривой.
7. Определить радиус частиц, которых больше в дисперсной системе.

#### 3. Оборудование и реактивы

1. Установка для проведения седиментационного анализа представлена на рис. 2.8.  
Установка состоит из аналитических весов **1**, одна чашка которых **2** погружена в сосуд **5** с исследуемой суспензией. На другую чашку весов **3** помещают разновесы **4** для определения массы осадка, оседающего на чашке **2**.
2. Порошок для приготовления суспензии – глина, крахмал, мел.

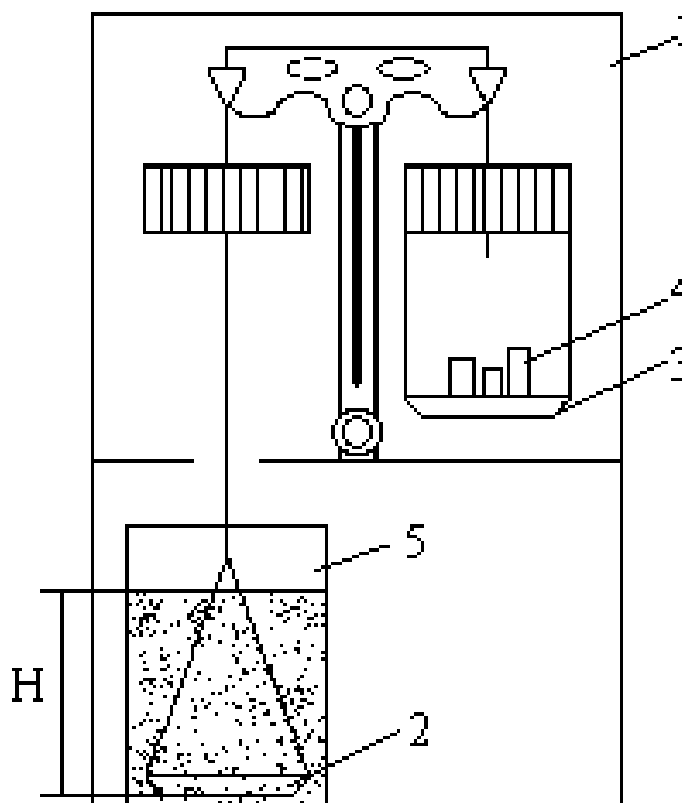


Рис. 2.8. Схема установки для седиментационного анализа:  
 1 – аналитические весы; 2, 3 – чашки весов; 4 – разновесы;  
 5 – сосуд с исследуемой суспензией

#### **4. Техника безопасности**

При выполнении работы следует соблюдать общие правила работы в химической лаборатории и правила работы с электрооборудованием (Инструкции ИОТ РО-06-002-2019, ИОТ РО-08-024-2017, ИПБ 09-008-2013).

#### **5. Порядок выполнения работы**

В стеклянный сосуд **5** (см. рис. 2.8) наливают воду до метки. В воду опускают чашку весов **2**, так чтобы она находилась в центре сосуда и не касалась его стенок. Уравновешивают чашку весов **2**, находящуюся в воде, с чашкой весов **3**, помещая на чашку **3** разновесы. Устанавливают положение стрелки весов по шкале на нуль. Измеряют расстояние от уровня воды в сосуде **5** до дна чашки **2** ( $H$ ).

На химических весах взвешивают **30 г** исследуемого порошка (по заданию преподавателя). Вынимают чашку весов **2** из воды. Для приготовления исследуемой суспензии навеску порошка высыпают в воду и хорошо перемешивают стеклянной палочкой. Затем чашку весов **2** быстро помещают в суспензию и одновременно включают секундомер, а на чашку весов **3** кладут навеску в **200 мг**, включают весы. Стрелка весов отклоняется влево. По мере накопления осадка на чашке весов **2** стрелка весов перемещается вправо. Когда на чашке **2** будет **200 мг** осадка, стрелка весов пойдёт к нулевому делению на шкале (состояние равновесия). Отмечают это время. Кладут на чашку весов **3** ещё 200 мг. Стрелка весов отклоняется влево. При накоплении на чашке весов **2** ещё **200 мг** осадка, стрелка весов опять подойдёт к нулевому делению, отмечают время. И так далее отмечают время накопления каждых **200 мг** осадка на чашке весов.

Опыт проводят до тех пор, пока вес чашки с осадком не станет постоянным (не будет изменяться по крайней мере за 6-8 минут). Результаты измерений заносят в табл. 2.6.

Таблица 2.6

#### Экспериментальные данные

Масса осадка Р, г	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	2,0	2,2	2,4
Время оседания (от начала опыта) τ, с												

### 6. Обработка результатов

По данным табл. 6 строят седиментационную кривую (кривая оседания) (рис. 2.9). Она выражает зависимость массы осевших частиц от продолжительности опыта.

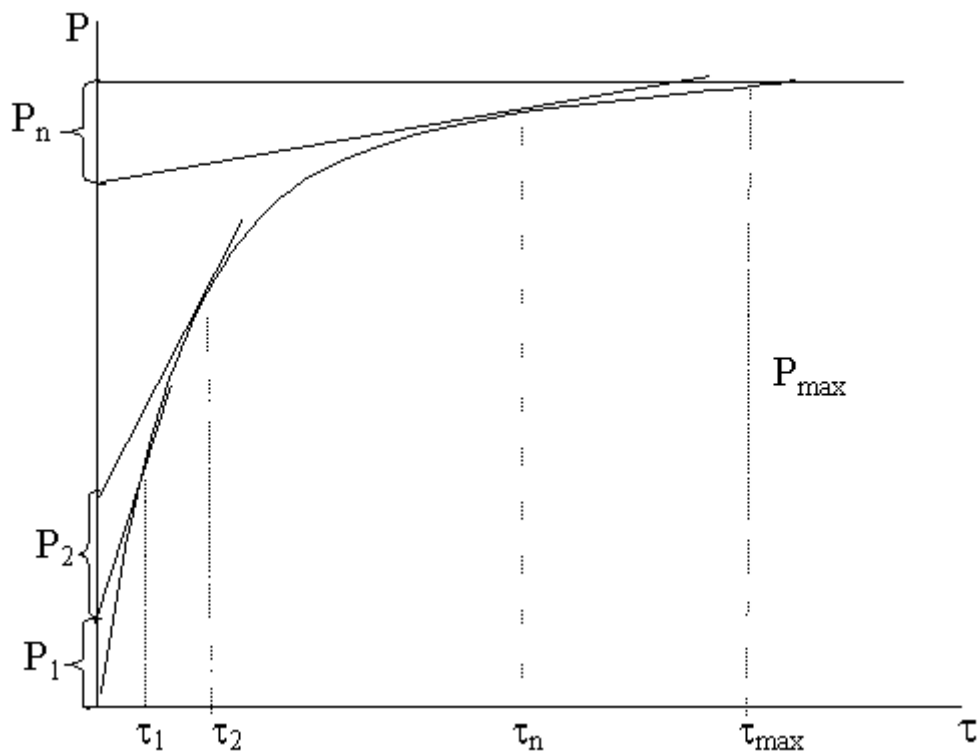


Рис. 2.9. Седиментационная кривая

Для установления фракционного состава суспензии, седиментационную кривую обрабатывают методом построения касательных. В области наибольшего излома кривой выбирают 7–8 точек, проводят касательные к седиментационной кривой в этих точках, продолжая их до пересечения с осью ординат, и опускают из них перпендикуляры на ось абсцисс (см. рис. 2.9). Отрезки ординат, отсекаемые касательными, дают массу отдельных фракций частиц ( $P_1, P_2, \dots, P_n$ ). Отрезок ординаты от начала координат до первой касательной  $P_1$  соответствует массе частиц наиболее крупной первой фракции, осевших к моменту времени  $\tau_1$ . Аналогично  $P_2$  характеризует массу частиц во второй фракции, осевших ко времени  $\tau_2$ . Последний отрезок ординаты (между последней касательной и горизонтальной прямой)  $P_n$  даёт массу частиц самой мелкой фракции, осевших к моменту времени  $\tau_{\max}$ .

Общая масса седиментационного осадка  $P_{\max}$  равна сумме масс отдельных фракций:

$$P_{\max} = P_1 + P_2 + \dots + P_n. \quad (2.23)$$

Зная массу частиц отдельных фракций и общую массу седиментационного осадка, можно определить процентное содержание отдельных фракций:

$$Q_1 = \frac{P_1}{P_{\max}} \cdot 100, \quad Q_2 = \frac{P_2}{P_{\max}} \cdot 100 \quad \text{и т. д.} \quad (2.24)$$

Затем, пользуясь уравнением 2.12 (с. 51), находят эквивалентный радиус частиц отдельных фракций:

$$r_1 = K \sqrt{\frac{H}{\tau_1}}, \quad r_2 = K \sqrt{\frac{H}{\tau_2}} \quad \text{и т. д.} \quad (2.25)$$

Для этого нужно посчитать константу Стокса по уравнению 2.11 (с. 51).

Для расчёта используют следующие данные:

- вязкость воды  $\eta = 1 \cdot 10^{-3} \text{ Н} \cdot \text{с} / \text{м}^2 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ Па} \cdot \text{с}$ ;
- плотность воды  $\rho_0 = 1 \cdot 10^3 \text{ кг} / \text{м}^3$ ;
- плотность крахмала  $\rho = 1,478 \cdot 10^3 \text{ кг} / \text{м}^3$ ;
- плотность мела  $\rho = 2,71 \cdot 10^3 \text{ кг} / \text{м}^3$ ;
- плотность глины  $\rho = 2,76 \cdot 10^3 \text{ кг} / \text{м}^3$ ;
- ускорение свободного падения  $g = 9,8 \text{ м} / \text{с}^2$ .

Результаты вычислений записывают в табл. 2.7. По данным табл. 2.7 строят интегральную (суммарную) кривую (рис. 2.10), для чего на оси абсцисс откладывают значения эквивалентных радиусов, начиная с самых мелких частиц, а на оси ординат – нарастающее суммарное процентное содержание всех частиц от наименьшего до данного радиуса включительно. Последняя ордината, соответствующая максимальному радиусу, составит 100 %.

Таблица 2.7

Данные для построения интегральной кривой распределения

№ п/п	Время оседания фракции, $\tau$ , с	Масса фракции осадка $P$ , кг	Процентное содержание фракции $Q$ , %	Нарастающее суммарное про- центное содер- жание, %	Эквивалент- ный радиус ча- стиц во фрак- ции $r$ , мкм
1	$\tau_1$	$P_1$	$Q_1$	100%	$r_1$
2	$\tau_2$	$P_2$	$Q_2$		$r_2$
...					
n-1	$\tau_{n-1}$	$P_{n-1}$	$Q_{n-1}$	$Q_n + Q_{n-1}$	$r_{n-1}$
n	$\tau_n$	$P_n$	$Q_n$	$Q_n$	$r_n$
		$\Sigma P = P_{\max}$	$\Sigma Q = 100\%$		

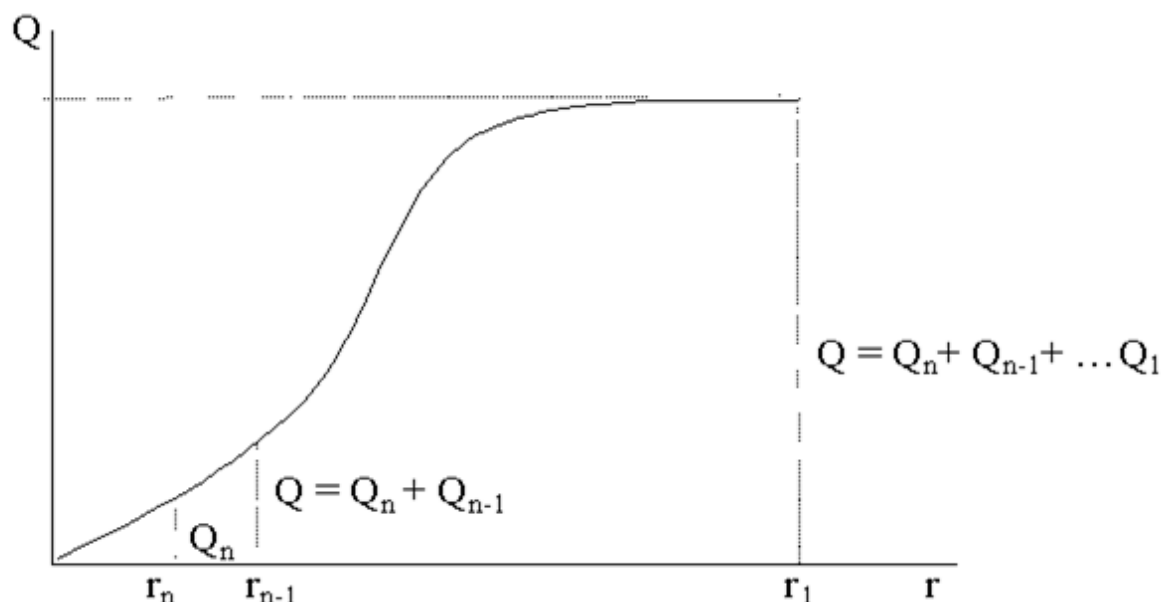


Рис. 2.10. Интегральная кривая распределения

Для построения дифференциальной кривой распределения проводят обработку интегральной кривой (рис. 2.11). Ось абсцисс разбивают на 7–8 *равных* отрезков  $\Delta r$ , выбранных произвольно (например  $\Delta r = 2$  мкм). Из концов этих отрезков восстанавливают перпендикуляры до пересечения их с интегральной кривой, сносят эти точки на ось ординат, находят значения  $\Delta Q$  – приращение процентного содержания частиц в выбранном интервале радиусов  $\Delta r$ .

Полученные данные заносят в табл. 2.8. При оформлении отчёта рис. 2.10 и 2.11 можно *совместить*.

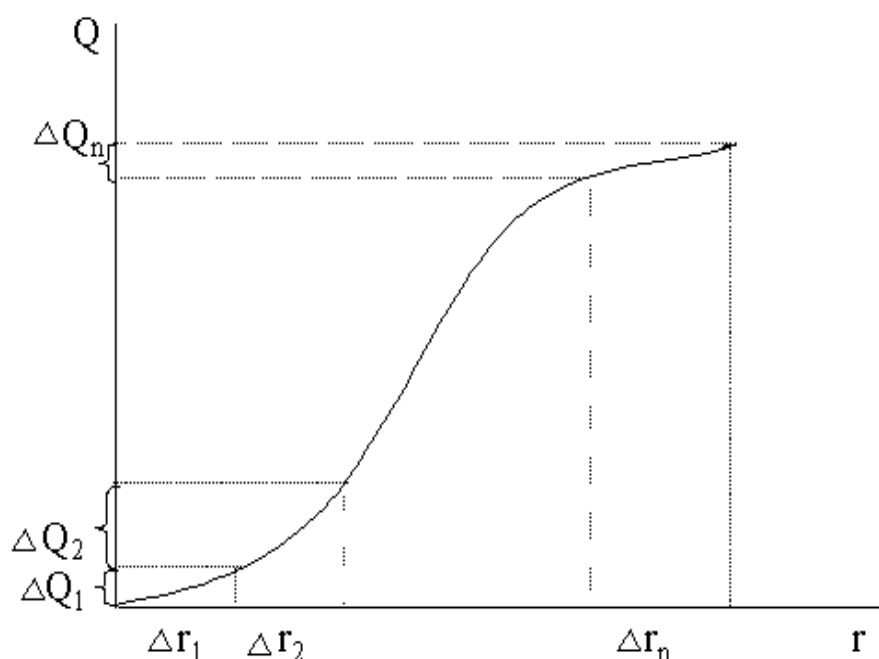


Рис. 2.11. Обработка интегральной кривой распределения

Таблица 2.8

Данные для построения дифференциальной кривой распределения

$r$ , мкм								
$\Delta r$ , мкм								
$\Delta Q$ , %								
$\Delta Q/\Delta r$								

По данным табл. 2.8 строят дифференциальную кривую распределения. На оси абсцисс откладывают значения эквивалентных радиусов  $r$ , а по оси ординат – функцию распределения  $\Delta Q/\Delta r$ , строят прямоугольники, беря за их основание равные интервалы радиусов  $\Delta r$ , а за высоту –  $\Delta Q/\Delta r$ .



Соединив плавной кривой середины верхних оснований прямоугольников, получают дифференциальную кривую распределения, по которой можно определить  $r$  – радиус частиц, которых больше всего в данной дисперсной системе (рис. 2.12).



Рис. 2.12. Дифференциальная кривая распределения

Площадь каждого прямоугольника представляет собой процентное содержание фракций с определённым интервалом размера частиц ( $\Delta r$ ). Площадь, описываемая кривой, должна быть равна сумме площадей всех прямоугольников.

По форме дифференциальная кривая чаще всего представляет статистическую кривую распределения с одним максимумом, но она может быть и другой, это зависит от характера дисперсности системы.

## 7. Требования к отчёту

Отчет должен содержать следующие разделы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Содержание работы.
4. Основные этапы работы.
5. Экспериментальные данные и расчеты.
6. Графики, выполненные на миллиметровой бумаге.
7. Выводы.

## **8. Контрольные вопросы**

1. Дисперсные системы.
2. Дисперсная фаза, дисперсионная среда.
3. Дисперсность, мера дисперсности.
4. Понятия седиментация, обратная седиментация.
5. Седиментационная устойчивость.
6. Седиментационный анализ дисперсных систем.
7. Сила сопротивления, сила тяжести.
8. Вывод формулы для константы Стокса.
9. Определение эквивалентного радиуса частиц.
10. Построение седиментационной кривой, анализ
11. Построение интегральной кривой распределения, анализ.
12. Построение дифференциальной кривой распределения, нахождение частиц с наибольшим радиусом.

## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основная литература

1. Гельфман, М. И. Коллоидная химия : учебник / М. И. Гельфман, О. В. Ковалевич, В. П. Юстратов. – 9-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2024. – 336 с. – ISBN 978-5-507-50362-9. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/422246> (дата обращения: 29.11.2025). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

2. Ким, Н. М. Поверхностные явления и дисперсные системы : учебное пособие для студентов дневной формы обучения специальностей 240401 «Химическая технология органических веществ», 240301 «Химическая технология неорганических веществ», 240403 «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов», 240502 «Технология переработки пластических масс и эластомеров», 240801 «Машины и аппараты химических производств» / Н. М. Ким ; ГОУ ВПО «Кузбас. гос. техн. ун-т», Каф. технологии перераб. пластмасс. – Кемерово : КузГТУ, 2010. – 151 с. – URL: <http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=90407&type=utchposob:common> (дата обращения: 29.11.2025). – Текст : электронный.

3. Фридрихсберг, Д. А. Курс коллоидной химии : учебник для вузов / Д. А. Фридрихсберг. – 7-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2025. – 412 с. – ISBN 978-5-507-50506-7. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/440204> (дата обращения: 29.11.2025). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

4. Фролов, Ю. Г. Курс коллоидной химии: Поверхностные явления и дисперсные системы : учебник для вузов / Ю. Г. Фролов. – 3-е изд., стер., испр. Перепечатка с изд. 1989 г. – Москва : Альянс, 2004. – 464 с. – Текст : непосредственный.

### Дополнительная литература

1. Ким, Н. М. Поверхностные явления и дисперсные системы. Коллоидная химия : учебное пособие / Н. М. Ким; ГОУ ВПО Кузбас. гос. техн. ун-т. – Кемерово : Издательство КузГТУ, 2005. – 84 с. – URL:

<http://library.kuzstu.ru/meto.php?n=90284&type=utchposob:common>.

– Текст : непосредственный + электронный.

2. Практикум по коллоидной химии : учебное пособие / М. И. Гельфман, Н. В. Кирсанова, О. В. Ковалевич, О. В. Салищева. – Санкт-Петербург : Лань, 2021. – 256 с. – ISBN 5-8114-0603-7. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/167730> (дата обращения: 29.11.2025). – Режим доступа: для авториз. пользователей.

3. Лабораторные работы и задачи по коллоидной химии : учебное пособие для химико-технологических специальностей вузов / под ред. Ю. Г. Фролова, А. С. Гродского. – Москва : Химия, 1986. – 216 с. – Текст : непосредственный.

5. Практикум по коллоидной химии : учебное пособие для химико-технологических специальностей вузов / В. И. Баранова [и др.] ; под ред. И. С. Лаврова. – Москва : Высшая школа, 1983. – 216 с. – Текст : непосредственный.

Составитель  
Елена Викторовна Цалко

## **КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ**

Методические указания к лабораторным работам  
для обучающихся направлений подготовки  
18.03.01 Химическая технология

Рецензент *Сивакова Лариса Григорьевна*

Подписано в печать 12.01.2026. Формат 60×84/16.

Бумага офсетная. Отпечатано на ризографе. Уч.-изд. л. 4,7.

Тираж 40 экз. Заказ .

Кузбасский государственный технический университет имени  
Т. Ф. Горбачева. 650000, Кемерово, ул. Весенняя, 28.

Издательский центр Кузбасского государственного технического уни-  
верситета имени Т. Ф. Горбачева. 650000, Кемерово, ул. Д. Бедного, 4А.