



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Е.С. Махоткина
М.В. Шубина

КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума*

Магнитогорск
2019

Рецензенты:

кандидат технических наук, доцент,
учитель химии МОУ «Средняя общеобразовательная школа №8»
Х.Я. Гиревая

кандидат химических наук,
доцент кафедры химии,
ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический
университет им. Г.И. Носова»
Е.В. Тарасюк

Махоткина Е.С., Шубина М.В.

Коллоидно-дисперсные системы [Электронный ресурс] : практикум / Елена Станиславовна Махоткина, Марианна Вячеславовна Шубина ; ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова». – Электрон. текстовые дан. (1,61 Мб). – Магнитогорск : ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2019. – 1 электрон. опт. диск (CD-R). – Систем. требования : IBM PC, любой, более 1 GHz ; 512 Мб RAM ; 10 Мб HDD ; MS Windows XP и выше ; Adobe Reader 8.0 и выше ; CD/DVD-ROM дисковод ; мышь. – Загл. с титул. экрана.

Практикум составлен в соответствии с ФГОС ВО и рабочими программами по дисциплинам «Коллоидная химия», «Общая и неорганическая химия», «Химия», «Химия окружающей среды», «Экология» для студентов химико-технологических и металлургических направлений подготовки высших учебных заведений. Практикум содержит краткое изложение теоретических основ по общим сведениям о коллоидно-дисперсных системах, особенностях строения коллоидных частиц и коагуляции золей, а также решение задач и лабораторный практикум. Для оценки полученных знаний приводятся задачи для самостоятельного решения.

Практикум предназначен для студентов высших учебных заведений, обучающихся по образовательным программам (ОП) ФГОС ВО по направлениям 18.03.01 «Химическая технология», 44.03.01 «Педагогическое образование» (направленность «Химия»), 27.03.01 «Стандартизация и метрология», 13.03.01 «Теплоэнергетика и теплотехника», 20.03.01 «Техносферная безопасность», 22.03.02 «Металлургия».

УДК 544.77

© Махоткина Е.С., Шубина М.В., 2019

© ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова», 2019

Содержание

ВВЕДЕНИЕ	4
ВОЗНИКНОВЕНИЕ НАУКИ О КОЛЛОИДАХ.....	5
1. ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМАХ	7
1.1. Основные понятия и определения.....	7
1.2. Классификация дисперсных систем.....	9
1.3. Методы получения коллоидных систем	14
1.4. Методы очистки коллоидных систем.....	17
1.5. Свойства коллоидных систем	18
2. СТРОЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ ЧАСТИЦ.....	26
2.1. Двойной электрический слой	26
2.2. Особенности строения коллоидной частицы.....	26
3. УСТОЙЧИВОСТЬ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ. КОАГУЛЯЦИЯ.....	31
3.1. Понятие об агрегативной и седиментационной устойчивости.....	31
3.2. Факторы устойчивости коллоидных систем.....	32
3.3. Коагуляция коллоидов	33
4. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫМ СИСТЕМАМ.....	36
4.1. Примеры решения задач	36
4.2. Задачи для самостоятельного решения.....	38
5. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ.....	44
Лабораторная работа №1. Коллоидные растворы	44
Лабораторная работа №2. Получение коллоидных растворов	49
Лабораторная работа №3. Исследование электролитной коагуляции зелей ..	53
Лабораторная работа №4. Исследование взаимной коагуляции зелей.....	56
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	58

ВВЕДЕНИЕ

Заметную роль в современном научно-техническом прогрессе играет коллоидная химия, без которой невозможны многие технологические операции в различных областях широкого спектра производств. Очевидно, что изучение коллоидной химии является необходимым звеном в подготовке современного квалифицированного специалиста.

Цель данного практикума – закрепить полученные теоретические знания по коллоидно-дисперсным системам, привить студентам навыки проведения расчетов и экспериментальной исследовательской работы.

В практикуме приводятся теоретические материалы о закономерностях коллоидной химии, примеры решения задач, лабораторные работы и задачи для самостоятельного решения. Для облегчения изучения материала теоретические основы изложены кратко, в доступной форме приводятся основные понятия и определения. Выразительные иллюстрации помогут понять сущность явлений в коллоидно-дисперсных системах.

Ответы на контрольные вопросы и задания для самостоятельного решения требуют не только усвоения пройденных тем курса коллоидной химии, но и творческого применения приобретённых знаний.

Данный практикум является полезным дополнительным пособием для повышения уровня знаний по коллоидно-дисперсным системам. Содержание разделов дисциплины, приведённое в практикуме, позволяет заинтересовать учащихся в выборе теоретического материала, необходимого для более глубокого и детального изучения коллоидно-дисперсных систем.

Познакомиться с организацией самостоятельной работы обучающимся поможет Положение по виду деятельности «Об организации самостоятельной работы обучающихся высшего образования» СМК – О – ПВД-112-14 ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова».

ВОЗНИКНОВЕНИЕ НАУКИ О КОЛЛОИДАХ

Итальянский учёный Франческо Сельми, начиная с 1845 года проводил исследования, которые в дальнейшем стали являться точкой отсчёта в возникновении науки о коллоидах. Ф. Сельми полагал, что определённые вещества не могут находиться в водных растворах в виде отдельных ионов или молекул. Его предположения поддержал Карл Негели (швейцарский ботаник), считавший, что в некоторых растворах частицы представляют собой полимолекулярные агрегаты. Он назвал их «мицеллами» (от лат. – крошка, крупица), а содержащие их растворы – «золями». Эти названия сейчас являются общепринятыми.

Майкл Фарадей в 1857 году исследовал системы, которые были известны со времён алхимии под названием «питьевое золото». Оптические свойства этих золей показали, что золото там находится в виде очень маленьких частиц.

В 1861 году Томас Грэм изучал скорости диффузии различных веществ, разработал метод диализа – разделения веществ с помощью специально изготовленных плёнок. Т. Грэм работал с системами, в состав которых входили такие органические вещества как желатин, пектин, козеин, гуммиарабик и т.п. Эти вещества не проходят через мембраны при диализе и отличаются небольшой скоростью диффузии, из всех них при этом можно приготовить клей. На основании сказанного, было предложено назвать их *коллоидами* (от лат. colla – клей). Проведённые исследования Т. Грэма сыграли важнейшую роль в развитии коллоидной химии.

Российский ботаник и химик Киевского университета И.Г. Борщов в 1869 году предположил, что у коллоидных частиц может быть кристаллическое строение.

Все предположения о строении частиц в исследуемых системах до начала XX века делались на основании косвенных экспериментов. Только в 1903 году был собран прибор для прямого наблюдения за поведением частиц в золях. Благодаря ультрамикроскопу вычислили размеры частиц, проверили теорию броуновского движения. Дальнейшие изыскания Р. Зигмонди, Ж. Перрена, Т. Сведберга и других учёных выявили влияние размеров коллоидных частиц на такие свойства, как интенсивность броуновского движения, способность оседать в гравитационном поле, оптические свойства.

Н.П. Песков – советский химик, специалист в области коллоидной химии - показал, что полное описание коллоидных систем возможно только тогда, когда рассматриваются факторы, влияющие на сохранение размеров частиц вещества, равномерно распределённого в системе. При слипании частиц друг с другом размеры изменяются, частицы укрупняются и оседают, происходит коагуляция. Н.П. Песков ввёл понятие «агрегативной устойчивости» и считал, что изучение явлений с ней связанных, является важнейшим направлением коллоидной химии.

Русский учёный-химик П.П. Веймарн, профессор Горного института императрицы Екатерины II, на многочисленных примерах показал, что любое ве-

щество в определённой среде при соответствующих условиях может быть получено в виде коллоидного раствора.

Важнейшие исследования в области коллоидов в разные периоды были выполнены русскими учёными и исследователями А.В. Думанским, А.В. Раковским, В.А. Наумовым, И.И. Жуковым, П.А. Ребиндером, Б.В. Дерягиным, Ю.М. Глазманом. А.В. Думанский в 1913 году создал при кафедре химии Воронежского сельско-хозяйственного института первую научно-исследовательскую лабораторию по коллоидной химии. Как самостоятельная научная дисциплина коллоидная химия стала развиваться только в начале XX столетия.

Современная коллоидная химия – это наука о гетерогенных высокодисперсных системах и высокомолекулярных веществах. Она изучает физико-химические свойства этих систем и веществ.

Большинство естественных и искусственных материалов и веществ, которые нас окружают, находятся в раздробленном (дисперсном) состоянии. Это состояние характерно для сырья, полуфабрикатов и конечной продукции различных промышленных и сельскохозяйственных производств, для грунта, почвы, атмосферы и водоёмов Земли и процессов в Космосе [1].

1. ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМАХ

1.1. Основные понятия и определения

Любое вещество может находиться в разной степени раздробленности – от отдельных молекул или ионов до частиц крупных размеров. При растворении в воде кристаллических веществ образуются молекулярные или ионные растворы. Они состоят из мельчайших частиц, диаметр которых не более 5 нм ($5 \cdot 10^{-9}$ м). Такие растворы относятся к гомогенным системам, их называют истинными растворами. Гомогенные системы имеют одинаковые макроскопические свойства во всех точках.

Системы с частицами вещества, размеры которых больше размеров обычных молекул, являются гетерогенными. Обычно такая система состоит из более крупных частиц одного компонента, взвешенных в среде другого компонента.

Раздробленную (прерывную) часть такой системы называют **дисперсной фазой**, а непрерывную среду, в которой равномерно распределено раздробленное вещество принято называть **дисперсионной средой** (рис. 1.1).

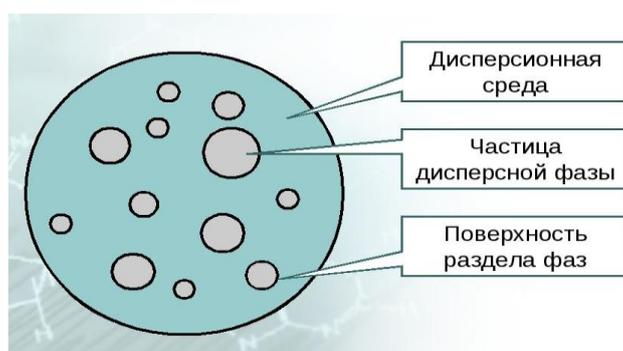


Рис. 1.1. Строение дисперсной системы

Дисперсные системы могут быть плёночно-, волокнисто- и корпускулярно-дисперсными в зависимости от способа диспергирования вещества: кубик вещества можно разрезать параллельно одной из его плоскостей, потом пластинки нарезать на палочки, палочки – на кубики (рис. 1.2) [2].

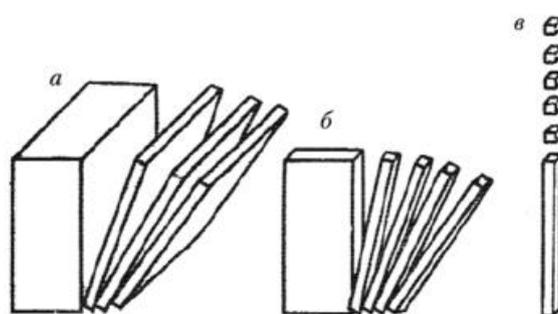


Рис. 1.2. Одно-, двух и трехмерное диспергирование вещества, приводящее к образованию плёночно- (а), волокнисто- (б) и корпускулярно-дисперсных (в) систем

Степень дисперсности (раздробленности) имеет количественную характеристику – линейные размеры частиц: степень дисперсности тем выше, чем меньше размеры частиц

$$D = \frac{1}{l},$$

где l - это или диаметр сферических или волокнистых частиц, или длина ребра кубических частиц, или толщина пленок [2].

Частицы дисперсной фазы могут быть макроскопически видимыми ($>0,2-0,1$ мм, разрешающая способность глаза) или микроскопическими (от $0,2-0,1$ мм до $400-300$ нм, разрешение микроскопа при освещении белым светом). Частицы, размер которых от 1 до $300-400$ нм, невидимы в оптический микроскоп. Такие частицы называют **коллоидными**, а системы с такими частицами – коллоидно-дисперсными или коллоидными. Название таких систем «ультрамикрогетерогенными» подчёркивает, что за частицами таких размеров можно наблюдать только с помощью специального оптического прибора - ультрамикроскопа.

Раздробленность вызывает значительное увеличение поверхности раздела между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Оценить межфазовую границу можно отношением поверхности раздела фаз V к единице массы дисперсной фазы M , m^2/kg

$$V_{уд} = \frac{V}{M},$$

где $V_{уд}$ – удельная поверхность раздела фаз, позволяющая количественно определять фактическую границу между дисперсной фазой и дисперсионной средой.

Можно выразить удельную поверхность отношением поверхности частиц к их суммарному объёму

$$V_{уд} = \frac{V}{V}.$$

Согласно формуле, удельная поверхность равна поверхности всех частиц (m^2), содержащихся в $1 m^3$ дисперсной фазы и измеряется в m^{-1} . Удельная поверхность определяет влияние размеров частиц на поверхностные явления [1].

Дисперсная фаза может быть сформирована, кроме частиц, из нитей, волокон, плёнок, пор.

Любая поверхность раздела обладает избыточной поверхностной энергией, количество которой прямо пропорционально величине этой поверхности. Коллоидные системы обладают большим запасом свободной поверхностной энергии благодаря значительной поверхности раздела фаз, которая сообщает этим системам особые свойства, качественно отличающие их от других систем. Именно наличие большого запаса свободной поверхностной энергии объясняет такие свойства коллоидных систем, как их высокая адсорбционная способность, изменчивость, сильно выраженное каталитическое действие.

В дисперсных системах с течением времени могут происходить определённые изменения: частицы, образующие дисперсную фазу в жидкой или газо-

вой среде, могут увеличиваться в размерах, исчезать, возникать вновь, дробиться и перемешиваться. При этом соблюдается одно неперемutable условие - сохранение раздробленности вещества дисперсной фазы. Ещё одно обязательное условие образования дисперсной системы – взаимная нерастворимость дисперсионной среды и диспергируемого вещества.

1.2. Классификация дисперсных систем

Большое и разнообразное количество дисперсных систем можно классифицировать по различным признакам. Наиболее простая классификация – по **размеру частиц дисперсной фазы** (табл. 1.1).

Таблица 1.1

Классификация дисперсных систем по размерам частиц

Системы	Раздробленность вещества	Поперечник частиц, см	Степень дисперсности D, см ⁻¹	Число атомов в одной частице
Грубодисперсные	Макроскопическая	1 - 10 ⁻²	1-10 ²	>10 ¹⁸
	Микроскопическая	10 ⁻² - 10 ⁻⁵	10 ² – 10 ⁵	>10 ⁹
Предельно-высокодисперсные	Коллоидная	10 ⁻⁵ -10 ⁻⁷	10 ⁵ – 10 ⁷	10 ⁹ -10 ³

Минимальный размер частиц высокодисперсных систем – 1 нм - объясняется следующими соображениями, на которые обратил внимание известный учёный Г.И. Фукс. Молекула воды имеет радиус 0,138 нм. Одной молекулы недостаточно для образования ни одного агрегатного состояния воды. Для образования агрегата и появления фазы необходимо хотя бы 20-30 молекул, поэтому для формирования дисперсной фазы нужны частицы с размером не менее 1 нм. Максимальный размер частиц высокодисперсных систем выявлен на основании характерных только для этих систем явлений.

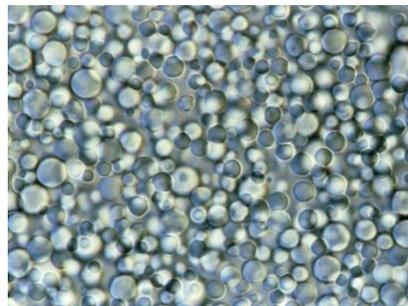
У грубодисперсных систем размер частиц сравнительно большой, им присуща незначительная дисперсность. К этим системам относятся **суспензии** и **эмульсии**.

Суспензии или взвеси – это системы с диспергированной твёрдой фазой, которая более или менее равномерно распределена в жидкости. Примером суспензии является мутная вода (рис. 1.3, а). Частицы суспензий из-за значительных размеров не могут самопроизвольно двигаться, поэтому в этих системах отсутствует диффузия и осмотическое давление. Частицы дисперсной фазы не остаются во взвешенном состоянии в жидкой среде. Они оседают под действием силы тяжести, т.е. суспензии являются кинетически неустойчивыми системами.

Эмульсии состоят из двух жидкостей, одна из которых диспергирована в другой. Примером служит животное молоко (рис. 1.3, б), где жир эмульгирован в гидрозоль казеина (белка).



а



б

Рис. 1.3. Примеры взвесей и эмульсии: а – взвеси – природные воды; б - эмульсия – молоко (шарики – казеин-белок, придающий молоку белый цвет)

Высокодисперсные или коллоидные растворы по степени дисперсности находятся между истинными растворами и грубодисперсными системами. В коллоидном состоянии находятся многие вещества в природе. Составные части тела живых организмов – белки, кровь, лимфа; растений – углеводы, пектиновые вещества и др. – представляют собой коллоиды. На плодородие почвы оказывают значительное влияние почвенные коллоиды. Велика роль коллоидов во всех отраслях промышленности – радиоэлектронной, пищевой, производстве строительных материалов, медицине и др.

В общем случае высокодисперсные системы называют *золями*.

Свойства грубодисперсных и высокодисперсных (коллоидных) систем довольно различны. Объединяет эти системы наличие границы раздела фаз, раздробленность одной фазы и гетерогенность.

Коллоидные частицы под действием гравитации оседают (седиментируют) очень медленно. Они долгое время могут находиться во взвешенном состоянии. Скорость оседания определяется размерами коллоидных частиц, что отражает закон Стокса [3]:

$$V_{сф} = \frac{g}{18} \cdot \frac{\rho_{сф} - \rho}{\eta} d^2,$$

где $V_{сф}$ – скорость оседания сферической частицы;

g – ускорение силы тяжести;

$\rho_{сф}$ и ρ – плотности частицы и среды;

η – абсолютная вязкость (вязкость воды при 20°С равна 0,001005);

d – диаметр сферической частицы.

Коллоидная система считается устойчивой при скорости оседания частиц меньше 10^{-2} см·с⁻¹.

Таким образом, дисперсность – важнейший количественный показатель системы, во многом определяющий качественные особенности раздробленных систем.

На рис.1.4 показано влияние размера частиц на некоторые процессы, которые качественно характеризуют дисперсные системы [1].

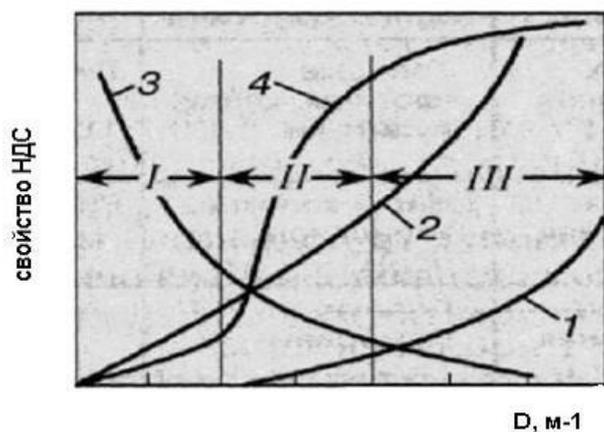


Рис. 1.4. Свойства дисперсных систем (L) в зависимости от дисперсности (D):
 1 – рассеяние света и молекулярно-кинетические; 2 – удельная поверхность;
 3 – скорость оседания; 4 – физико-химические;
 I, II, III – грубо-, средне- и высокодисперсные системы

Вид частиц дисперсной фазы обуславливает классификацию дисперсных систем на трёхмерные (частицы, капли, пузырьки), двумерные (нити, волокна, поры) и одномерные (мембраны, плёнки) (рис. 1.5).

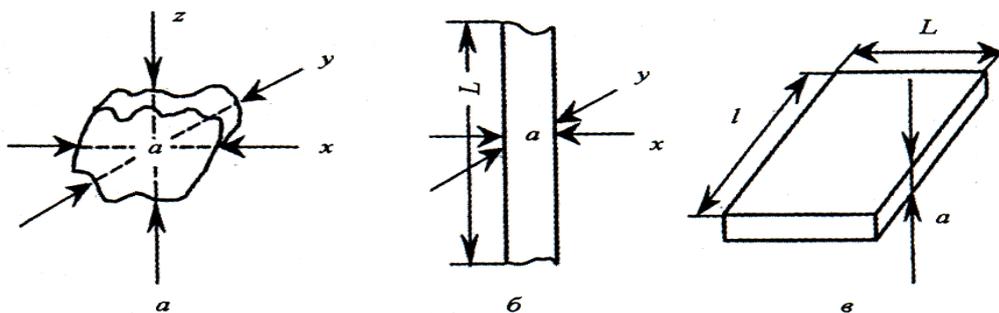


Рис. 1.5. Трёхмерная (а), двумерная (б) и одномерная (в) дисперсные фазы

Дисперсные системы классифицируют **по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды** (табл.1.2).

Таблица 1.2

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию [1]

Дисперсионная среда	Дисперсные системы для дисперсных фаз		
	твёрдых	жидких	газовых
Жидкая	Т/Ж (золи, суспензии, пасты)	Ж/Ж (эмульсии, кремы)	Г/Ж (газовые эмульсии, пены)
Твёрдая	Т/Т (твёрдые золи, сплавы)	Ж/Т (твёрдые эмульсии, пористые тела)	Г/Т(твёрдые пены, пористые тела)
Газовая	Т/Г (дым, пыль, порошок)	Ж/Г (туман, капли)	Г/Г (маловероятны, образуются за счёт флуктуации плотности)

Каждый компонент системы может находиться в одном из трёх агрегатных состояний, поэтому возможны девять классов дисперсных систем. Буквами Г,

Ж и Т обозначают агрегатное состояние системы: Г – газ, Ж – жидкость и Т – твёрдое состояние. Сначала указывают обозначение дисперсионной среды, затем – дисперсной фазы. Система Г – Г может быть, на первый взгляд, только однородной, так как поверхность раздела между молекулами газа отсутствует. Однако, в газовой среде возможны гетерогенные образования из-за отклонения плотности.

Дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой называются **аэрозолями**. Они играют большую роль в природе: воздушное пространство Земли есть естественная аэрозольная система. Осадки аэрозолей представляют собой **сыпучие материалы (порошки)**. Для некоторых отраслей промышленности это чаще всего встречаемые дисперсные системы.

В аэрозолях частицы дисперсной фазы находятся во взвешенном состоянии, что определяет характерные особенности этих систем. Для них сложилась даже своя классификация (табл.1.3) [1].

Таблица 1.3

Классификация аэрозолей

Дисперсная фаза	Обозначение	Название
Твёрдая	Т/Г	Дым, пыль
Жидкая	Ж/Г	Туман, капли
Твёрдая и жидкая	Т,Ж/Г	Смог
Пена	Ж,Г/Г	Жидкая аэрозольная пена
	Т,Г/Г	Твёрдая аэрозольная пена
Газовые образования	Г/Г*	Клатраты, газовые гидраты
Твёрдая	Т/К**	Космическая пыль, космозоли
* Образование такой системы маловероятно		
** Космическое, сильно разрежённое пространство		

В менее распространённых, но важных аэрозольных жидких (Ж,Г/Г) и твёрдых (Т,Г/Г) пенах, пузырёк газа ограничен жидкой или твёрдой плёнкой. Примером первой указанной аэрозольной системы являются жидкие аэрозольные пены, применяемые при тушении пожаров. Поры пепла и лавы вулканов заполнены газом, поэтому аэрозоли из этих частиц относят к твёрдым пенам. Клатраты – аэрозольные системы, изучением которых стали заниматься не так давно. Примером может служить образование газовых ассоциатов состава $M \cdot nH_2O$, где М – молекула газов O_2 , N_2 , CH_4 , H_2S , Хе и др.

Космозоли имеют особую структуру [1].

Сыпучие материалы или порошки, как указывалось, рассматривают или как осадки аэрозолей или как системы, полученные в результате диспергирования. Понятно, что порошки можно перевести в аэрозольное состояние путём воздействия воздушного потока (рис. 1.6).

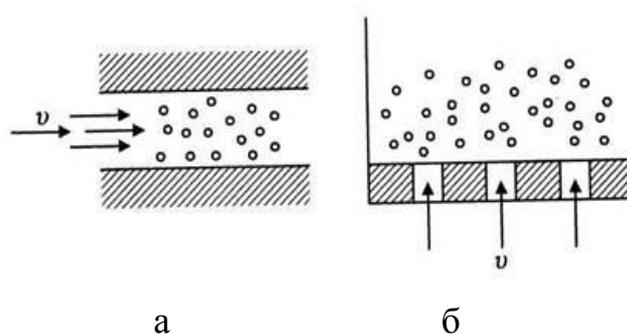


Рис. 1.6. Перевод частиц в аэрозольное состояние:
а - пневмотранспорт; б – псевдоожижение [1]

В качестве дисперсионной среды часто выступает вода. Такие золи называют *гидрозолями*. *Органозоли* – это системы с органической жидкостью в качестве дисперсионной среды.

Дисперсные системы классифицируют и *по степени молекулярного взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой*.

Лиофобные коллоиды - это системы со слабо выраженным взаимодействием дисперсионной среды с поверхностью дисперсной фазы. Растворитель связан с частицами незначительно, только за счёт адсорбционного взаимодействия – лиосорбции. Такие системы характеризуются большой величиной свободной поверхностной энергии и являются термодинамически неустойчивыми. Лиофобные вещества не набухают. Устойчивость таких частиц к агрегации чаще всего обусловлена наличием стабилизатора – вещества, присутствие которого в системе обеспечивает заданную дисперсность. Стабилизатор адсорбируется на поверхности коллоидных частиц и препятствует их сближению, которое может приводить к укрупнению и оседанию частиц.

Типичной дисперсионной средой в таких системах является вода, формируя название системы – *гидрофобная*. Примером таких систем являются золи многих металлов – Au, Ag, Cu, Pt и т.д., а также S, As₂S₃, AgCl, BaSO₄ и другие нерастворимые в воде вещества.

Лиофильные коллоидные системы – это системы, характеризующиеся интенсивным взаимодействием частиц дисперсной фазы с окружающей их дисперсионной средой. Такое взаимодействие обеспечивает термодинамическую устойчивость системы, которая может существовать без значительных изменений и без участия стабилизаторов. Если дисперсионная среда – вода, то система называется *гидрофильной*. К лиофильным коллоидам относят растворы клея, крахмала, желатина, белков, кремниевой кислоты.

По структуре дисперсные системы делят на свободнодисперсные (суспензии, эмульсии, золи) и связнодисперсные (мембраны, гели, студни, пены, твердые растворы). Строение гелей напоминает каркас, основа которого образована дисперсной фазой (рис. 1.7). Ячейки между петлями каркаса заполнены дисперсионной средой. Если из лиофобного геля удалить среду, то образуется пористая структура, которая пронизана большим количеством мелких капилляров (пемза).

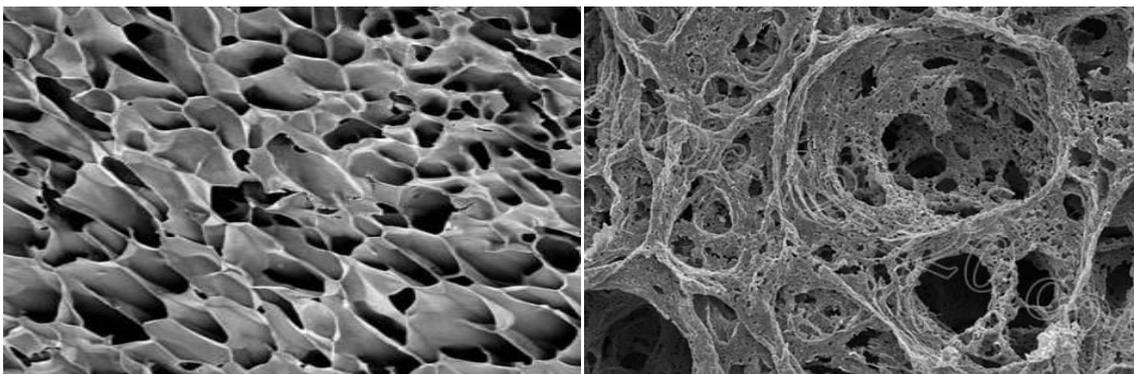


Рис. 1.7. Примеры связнодисперсных систем (структура гелей под микроскопом)

1.3. Методы получения коллоидных систем

Общие условия получения коллоидных систем

Для получения коллоидной системы необходимы частицы с размерами от 1 до 100 мкм, которые будут равномерно распределены в какой-либо дисперсионной среде. Следует учитывать, что такие частицы могут быть получены только в той среде, в которой образующее их вещество практически нерастворимо. Например, сера в воде практически нерастворима, поэтому возможен коллоидный раствор серы в воде. При этом невозможно получить такой коллоид в спирте, так как растворимость серы в нём значительна и образуется, соответственно, молекулярный раствор.

Очевидно первое условие получения коллоидного раствора:

♦ для получения дисперсной системы необходимо возможно более низкая растворимость диспергированного вещества в данной дисперсионной среде.

Выше говорилось, что суммарная поверхность раздробленных частиц очень велика и имеет значительный запас свободной поверхностной энергии. Второй закон термодинамики говорит о том, что равновесное состояние системы характеризуется наименьшим значением её свободной энергии. Поэтому коллоидные системы проявляют тенденцию к уменьшению своей значительной величины поверхностной энергии. Происходить это может за счёт уменьшения площади поверхности раздробленного вещества, т.е. за счёт образования более крупных агрегатов. Агрегация частиц приводит к разрушению коллоидной системы. Необходимо создать условия, препятствующие слипанию частиц. Следовательно, второе необходимое условие получения коллоидной системы:

♦ для получения коллоидной системы необходим компонент - стабилизатор, который создаёт защитный адсорбционный слой вокруг частиц.

Стабилизаторами могут выступать молекулы и ионы неорганических веществ, поверхностно-активные органические вещества (ПАВ), мыла, высокомолекулярные соединения (ВМС). ПАВ и ВМС относятся к *дифильным* веществам (дифильными называют молекулы, которые имеют сродство к веществам с разной природой, «двояколюбящие»). У каждой дифильной молекулы присутствует гидрофильный и гидрофобный фрагменты. Характерная особенность

веществ этой группы заключается в их способности накапливаться на границе раздела фаз, снижая поверхностное натяжение раствора.

Получить очень маленькие частицы вещества можно двумя противоположными методами. Соединение ещё более мелких частиц вещества – молекул, атомов или ионов – в частицы коллоидных размеров или раздробление более крупного материала до указанного размера. В зависимости от применяемого способа методы называются *конденсационными* или *методами диспергирования*. Коллоидные растворы можно получить методом пептизации.

Методы диспергирования

Диспергирование можно проводить измельчением, распыливанием или барботажем, в зависимости от типа дисперсной системы по агрегатному состоянию. Для получения систем с твёрдой и жидкой дисперсными фазами используют измельчение твёрдых материалов. Распыливание применяют для получения систем с жидкой дисперсной фазой. При этом диспергирование сплошной массы жидкости достигается обычно действием газового потока (реже – жидкостного). При барботаже в жидкую среду подают газ или воздух.

Наиболее распространённый промышленный способ – это измельчение твёрдых тел. Известно, что у тонкоизмельчённого вещества появляются новые ценные качества. Например, такие краски имеют лучшую кроющую способность, они ярче и более устойчивы, с большим количеством оттенков. Вяжущим строительным материалам тонкое измельчение придаёт повышенную прочность, быстрое схватывание и твердение. Чем мельче катализатор, тем выше его активность в химическом процессе. Продовольственные товары имеют лучшие вкусовые качества.

На измельчение материалов на производстве затрачивается большое количество энергии. Чем меньше размер получаемых частиц, тем больше энергетические затраты. По этой причине высокодисперсные системы обычно получают конденсационными методами.

Способы измельчения твёрдого материала подразделяют на резание (распиливание), раскалывание (удар) и истирание в зависимости от внешнего воздействия и условий разрушения. Механическое измельчение происходит в промышленных мельницах (чаще всего – шаровых; вибрационных; коллоидных, обеспечивающих получение суспензий с размерами частиц не более 1 мк).

Первая коллоидная мельница для лабораторных условий была сконструирована Веймарном, а промышленная – Плуазоном.

Механическое диспергирование жидкостей и некоторых твёрдых тел осуществляется акустическими (в том числе ультразвуковыми) и электрическими установками. Действие ультразвука основано на явлении кавитации, т.е. образовании заполненных газом полостей. Распыляя определённые металлические электроды в зоне электрической дуги, получают коллоидные растворы золота, платины, серебра (получение золей металлов по Бредингу).

Устойчивые золи металлов получают при применении метода электролиза (Натансон), который основан на электролитическом выделении металлов

из водных растворов солей в виде катодных осадков с последующим переводом их в органический растворитель. Этим методом можно получить золь любого металла.

К методам диспергирования причисляют метод *пептизации*. Сущность метода состоит в том, что под действием определённых реактивов осадок вещества переходит в коллоидный раствор. Этот метод, несомненно, имеет свои особенности, отличающие его от методов диспергирования компактных тел. Только рыхлые осадки, уже имеющие частицы коллоидных размеров, можно перевести в раствор. Механизм процесса пептизации будет рассмотрен ниже.

Конденсационные методы

Сущность конденсационных методов заключается в том, что частицы дисперсной фазы образуются из вещества, находящегося в молекулярном или ионном состоянии. Необходимое условие – наличие пересыщенного раствора, из которого должна быть выделена новая фаза. Исходная система при этом из гомогенной становится гетерогенной.

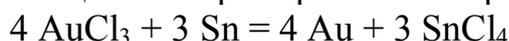
В окружающей нас среде много дисперсных систем, образовавшихся путём конденсации. К таким системам относится туман (конденсация в воздухе водяных паров), дым (дисперсная твёрдая фаза образуется за счёт конденсации паров продуктов горения). Многие технические продукты представляют собой конденсированные коллоидные системы. Например, цвет краски ультрамарин обусловлен частицами серы, образовавшимися из отдельных молекул при охлаждении расплава из каолина, соды, угля и серы. Рубиновое стекло имеет красный цвет благодаря присутствию коллоидного золота.

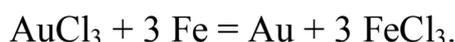
К конденсационным методам получения дисперсных систем относятся конденсация, десублимация и кристаллизация [1]. В основе этих методов лежат процессы, которые вызваны уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G < 0$) и протекают самопроизвольно.

Конденсационные методы разделяют на физические и химические. К физическим относятся конденсация из паров и замена растворителя. Химическая конденсация характеризуется тем, что коллоидные частицы вещества образуются в результате химической реакции. Необходимое условие - нерастворимость получающегося вещества дисперсной фазы. Для получения коллоидного раствора необходимо остановить процесс агрегации образующегося вещества на коллоидной степени дисперсности. Это достигается путём применения растворов низкой концентрации и медленном смешивании реагентов.

Наиболее часто для получения коллоидных растворов применяют следующие виды химических реакций:

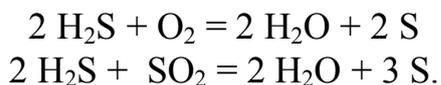
- *Реакции восстановления*: их используют для получения золей золота, серебра и других металлов. При проведении такой реакции к разбавленному раствору соли металла добавляют какой-нибудь восстановитель. Восстановленные атомы металла объединяются в агрегаты. Восстановителями могут быть органические и неорганические вещества. Примерами таких реакций являются:



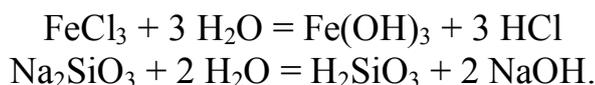


Получение золь золота, серебра и платины этим методом известно очень давно. М. Фарадей получил золь золота ещё в 1857 году, добавляя к HAuCl_4 фосфор, растворённый в эфире [4].

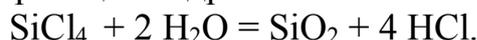
- Реакции окисления: в результате окисления элемента, входящего в состав соединения в виде отрицательного иона, получают атомы в нейтральном состоянии, которые образуют коллоидные частицы в данной среде. Примером служит золь серы:



- Реакции гидролиза: их часто используют для получения золь гидроксидов металлов и кислот:

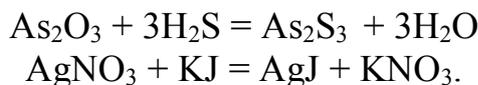


Коллоидные частицы будет образовывать нерастворимое в воде вещество. Реакцией гидролиза получают и аэрозоли. Так, при соприкосновении SiCl_4 с водяным паром происходит реакция гидролиза:



Мелкие твёрдые частицы образуются из молекул SiO_2 . Данная реакция используется для получения дымовых завес.

- Реакции обмена:



1.4. Методы очистки коллоидных систем

Получаемые различными методами коллоидные растворы довольно часто содержат нежелательные примеси, чаще всего посторонние электролиты, которые негативно влияют на свойства этих растворов. Например, уменьшают агрегативную устойчивость коллоидных систем.

Для очистки коллоидных растворов от крупных частиц (примеси грубодисперсных систем) применяют *фильтрацию*. Метод основан на способности высокодисперсных частиц проходить через обычные фильтры.

Методы, основанные на применении полупроницаемых мембран, называются *диализом и ультрафильтрацией*. Мембраны пропускают одни компоненты раствора, обычно небольшие молекулы и ионы растворителя, и задерживают частицы дисперсной фазы и макромолекулы. Мембраны рассматривают как пористые системы, которые пронизаны капиллярами.

Золь, предназначенный для очистки, отделяют от чистого растворителя полупроницаемой мембраной. В растворитель диффундируют те частицы, которые способны проникнуть через поры мембраны. Постоянно меняя растворитель или пользуясь диализатором с проточной водой, можно достичь высокой степени очистки коллоида. Практически диализ необходимо провести так, что-

бы стабилизирующий электролит остался в золе, а удалились только посторонние электролиты.

Метод очистки зольей с помощью мембран был предложен Т. Грэмом, который и назвал его диализом, а прибор – диализатором. В опытах Томаса Грэма в качестве мембраны использовали мочевой пузырь быка или свиньи, позже стали применять мембраны, выполненные из коллодия (раствор нитроклетчатки в спиртоэфирной смеси). Эти мембраны, впервые введённые в практику А.В. Думанским (один из основателей коллоидной химии в России, СССР и Украине), нашли широкое применение в коллоидно-химических исследованиях.

Компенсационный диализ проводят при необходимости очищения коллоидного раствора только от части низкомолекулярных примесей. В этом случае в качестве чистого растворителя используют раствор низкомолекулярных веществ, присутствие которых необходимо в коллоидной системе.

Ультрафильтрация - процесс, при котором мембрана задерживает частицы золя. При использовании этого метода создают разрежение под фильтром или продавливают фильтрующийся раствор. Ультрафильтрация применяется для очистки воды, белков, витаминов и т. п.

1.5. Свойства коллоидных систем

Молекулярно – кинетические свойства

С точки зрения молекулярно-кинетической теории коллоидные системы являются частным случаем истинных растворов. Дисперсную фазу рассматривают как растворённое вещество, а дисперсионная среда выступает в роли растворителя. Такое допущение позволяет объяснять свойства коллоидной системы, которые не связаны с проявлением молекулярных взаимодействий на поверхности дисперсной фазы: осмос, диффузию и др.

Многочисленные теоретические и экспериментальные исследования доказали, что все системы с размерами частиц $\leq 10^{-4}$ см (1 мк) и меньше могут быть описаны с позиций молекулярно-кинетической теории. Коллоидный раствор содержит значительное число частиц в единице объёма, что позволяет применять законы статистики, т.е. выдерживается ещё одно условие применения молекулярно-кинетической теории.

Рассмотрим некоторые явления, связанные с участием дисперсной фазы в тепловом движении.

Броуновское движение

Броуновское движение – это непрерывное хаотическое движение мелких частиц дисперсной фазы, вызываемое ударами молекул дисперсионной среды.

Аэрозольную частицу диаметром 100 нм окружают примерно 10^5 газовых молекул, частота колебаний которых (применительно к двухатомным молекулам) составляет 10^{14} с⁻¹. Следовательно, одна аэрозольная частица за счёт газовых молекул может испытывать 10^{19} ударов за 1 с. Если бы сила ударов, кото-

рые получает частица со всех сторон, была одинакова, то частица «топталась» бы на месте [1].

Наблюдения с помощью ультрамикроскопа за движением коллоидных частиц показали, что они постоянно меняют направление движения. Диффузионное перемещение тем больше, чем меньше размер частицы. Понятие о скорости броуновского движения не имеет смысла ввиду того, что наблюдаемое в ультрамикроскопе перемещение упрощено из-за невозможности увидеть всего истинного пути движения частицы (рис. 1.8).

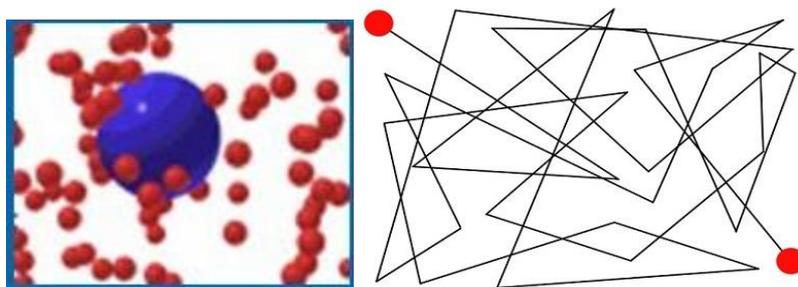


Рис. 1.8. Броуновская частица и схема броуновского движения одной частицы

Изменяющееся всё время движение частиц зависит от молекулярно-кинетических свойств среды. Это удалось доказать независимо друг от друга А.Энштейну и М.Смолуховскому в 1907 году.

Броуновское движение может быть не только поступательным. Для двухмерных частиц и частиц неправильной формы характерно вращательное движение. Средний сдвиг высокодисперсных частиц размером 10^{-3} - 10^{-1} мкм (или 1-100 нм) может достигать нескольких миллиметров [1].

Диффузия

Диффузия – это самопроизвольный процесс выравнивания концентраций вещества, т.е. самопроизвольное распространение молекул или коллоидных частиц из области с большей концентрацией в область с меньшей концентрацией.

Явление диффузии лежит в основе многих производственных процессов: крашении ткани, консервировании продуктов, диффузионной сварке, процессе металлизации и др.

Из определения процесса следует, что он наблюдается только в системах с невыравненными концентрациями. Изменение концентрации на единицу расстояния или степень невыравненности называется *градиентом концентрации*. Диффузия всегда заканчивается наступлением равновесия, которое достигается равномерным распределением частиц по всему объёму системы. Процесс диффузии наблюдается в разных системах (истинные растворы, газовые смеси и т.п.) и отличается только скоростями протекания, которые зависят от размеров и формы диффундирующих частиц.

Скорость диффузии характеризуется уравнением, которое выражает первый закон Фика [4]:

$$\frac{1}{S} \cdot \frac{dm}{d\tau} = -\frac{dc}{dx} \cdot D,$$

где m – количество вещества в молях;

τ – время в секундах;

S – площадь поперечного сечения, через которое диффундирует вещество;

$\frac{dc}{dx}$ – изменение концентрации вещества на единицу длины в направлении процесса диффузии; оно характеризует степень невыравненности концентрации в системе;

D – коэффициент диффузии.

Коэффициент диффузии – это величина, которая характеризует способность определённого вещества к диффузии, удельная скорость диффузии.

А. Эйнштейн вывел соотношение между различными физическими характеристиками системы, в которой наблюдается процесс диффузии, и коэффициентом диффузии:

$$D = \frac{RT}{N \cdot 6\pi r \eta},$$

где R – газовая постоянная;

T – абсолютная температура;

N – число Авогадро;

η – вязкость (растворителя, дисперсионной среды или газа);

r – радиус диффундирующих молекул или частиц (представляемых в виде шариков).

Согласно уравнению, скорость диффузии обратно пропорциональна размеру диффундирующих частиц. Понятно, почему в коллоидах скорость диффузии намного меньше по сравнению со скоростью в истинных растворах и газовых смесях.

Скорость диффузии увеличивается с ростом температуры и уменьшается с повышением вязкости дисперсионной среды. Процесс диффузии схематично представлен на рис. 1.9.

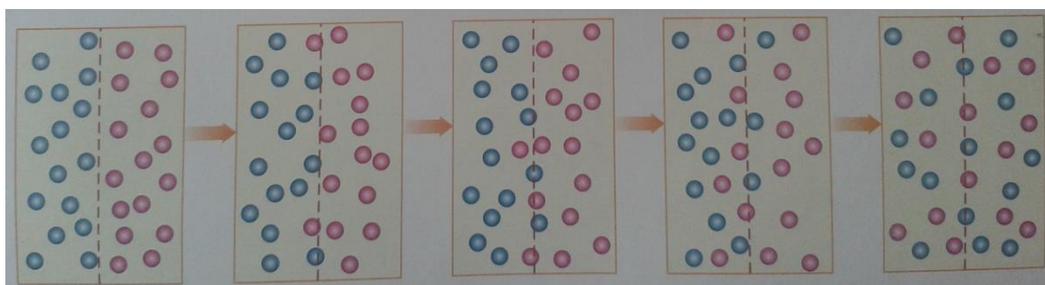


Рис. 1.9. Процесс диффузии

Используя формулу А.Эйнштейна, можно установить размеры частиц по данным диффузии и, наоборот, найти величину коэффициента диффузии, зная размеры частиц.

Частицы высокодисперсных систем диффундируют в полной мере, у среднедисперсных систем диффузия ослаблена и практически не наблюдается в грубодисперсных системах.

Осмоз

Осмоз – это односторонняя диффузия дисперсионной среды. Осмос характерен и для истинных растворов, и для коллоидов. Явление наблюдается тогда, когда раствор (истинный или коллоидный) отделён от чистого растворителя (или чистой дисперсионной среды) полупроницаемой перегородкой (мембраной), которая пропускает только молекулы растворителя (среды) (рис. 1.10). Разность давлений, возникающая по обе стороны перегородки, называется *осмотическим давлением*.

Из теории растворов известно уравнение Вант-Гоффа, определяющее величину осмотического давления:

$$\pi = RTc$$

где c – молярная концентрация.

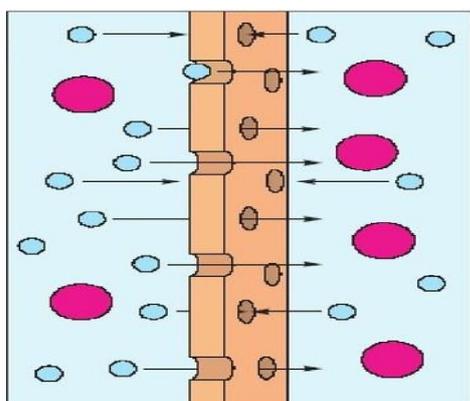


Рис. 1.10. Схема осмоса

Концентрацию можно представить как число молекул вещества в единице объёма, делённое на число Авогадро

$$c = \frac{n}{N}$$

Тогда получим:

$$\pi = n \cdot \frac{RT}{N}$$

Следовательно, осмотическое давление пропорционально числу отдельных единиц, которые принимают участие в молекулярно-тепловом движении, т.е. числу коллоидных частиц в единице объёма. При этом число частиц в единице объёма при данной весовой концентрации вещества обратно пропорционально кубу линейных размеров частиц [4]:

$$n \approx \frac{1}{r^3}$$

Известно, что коллоидные частицы значительно больше отдельных молекул, поэтому их количество в единице объёма золь соответственно будет намного меньше, чем количество молекул в таком же объёме (при равных весо-

вых концентрациях). Становится понятным, почему осмотическое давление весьма незначительно в коллоидных системах. Зная величину осмотического давления коллоида, можно судить о размере диспергированных частиц. При этом необходимо иметь в виду, что экспериментально очень трудно определить эту величину осмотического давления. Трудности связаны с малыми значениями величины и с тем, что даже незначительные примеси электролитов в растворе будут искажать все значения. При этом практически невозможно получить устойчивый коллоид без таких примесей.

Оптические свойства дисперсных систем

Частицы дисперсной фазы взаимодействуют с электромагнитным излучением, сообщая системам определённые, присущие только им оптические свойства.

Характер взаимодействия падающего светового луча с диспергированными частицами зависит от соотношения длины волны этого луча и размера частиц. Свет будет отражаться от поверхности частицы в том случае, если её размер больше длины световой волны. Так происходит в грубодисперсных системах или в воздухе, содержащем частицы пыли. В этих случаях лучи с разной длиной волны рассеиваются одинаково, поэтому, если падающий свет белый, то и рассеянный свет будет таким же.

Небольшие по размерам частицы не могут отражать световые лучи, поэтому коллоидные частицы не видны даже в сильные оптические микроскопы. Световая волна превосходит частицу по размерам, поэтому она огибает частицу, изменяя своё направление, и рассеивается во все стороны. Таким образом, светорассеяние в коллоидах объясняется явлением дифракции. Светорассеяние легко обнаружить, пропуская луч света через раствор. В истинных растворах, чистых жидкостях рассеяние света практически незаметно (рис. 1.11, а), а вот проходящий через коллоидный раствор луч света становится хорошо видимым (рис. 1.11, б). Это явление получило название «конус Тиндаля». Им часто пользуются для того, чтобы определить характер раствора.



Рис. 1.11. Светорассеяние в разных растворах: а – истинный раствор; б – коллоидный раствор

На интенсивность (яркость) свечения конуса влияет размер коллоидных частиц и их количество, а также длина волны падающего света.

Формула Рэлея – или закон светорассеяния – связывает эти величины:

$$I = k \frac{nv^2}{\lambda^4},$$

где I – интенсивность рассеянного света;

k – константа, зависящая от интенсивности падающего света и от разности показателей преломления дисперсной фазы и дисперсионной среды;

n – число частиц в единице объёма;

v – объём частицы дисперсной фазы;

λ – длина волны падающего света.

Интенсивность рассеянного света прямо пропорциональна числу коллоидных частиц в единице объёма и существенно зависит от размеров частиц [4]. Уравнение Рэлея применимо только для высокодисперсных систем.

Рассмотрим влияние длины волны на интенсивность (яркость) рассеянного света. Источник падающего света может содержать волны различной длины (белый свет). В этом случае наиболее сильно в коллоидном растворе будут рассеиваться самые короткие волны. Такими в солнечном свете являются фиолетовые и синие лучи. Таким образом, опалесценция голубого цвета есть показатель высокой степени дисперсности. **Опалесценция** – это эффект светорассеивания, который наблюдается в дисперсных системах при боковом освещении. Гидрозоли серы, канифоли, $AgCl$ имеют в отражённом свете голубоватую окраску, а в проходящем свете имеют красноватый вид. Красный цвет объясняется тем, что интенсивно рассеивая короткие (фиолетовые и синие) лучи, эти системы пропускают длинноволновые лучи *красного цвета*.

Многие золи имеют определённую окраску: золь гидроксида железа (III) – красно-бурого цвета, золи золота могут быть красного, синего, зелёного и других цветов в зависимости от размеров частиц благородного металла (рис. 1.12). Окраска золя в проходящем свете будет зависеть от цвета не поглощённых и в меньшей степени рассеиваемых лучей.

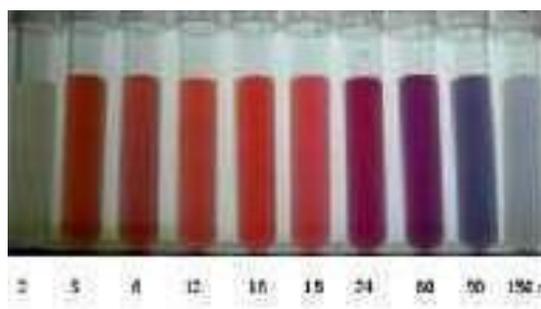


Рис. 1.12. Золь золота с разными размерами частиц

Таким образом, дисперсность определяет механизм светорассеяния в дисперсных системах, а эффект Тиндаля является отличительным признаком коллоидной степени дисперсности.

В повседневной жизни с эффектом Тиндаля знаком каждый, кто наблюдал проникновение солнечного луча в затемнённое пространство – воздушное, водное (рис. 1.13).



Рис. 1.13. Эффект Тиндаля

Электрофорез и электроосмос

Основой для изучения электрокинетических свойств дисперсных систем послужили опыты Ф.Ф. Рейсса (профессор Московского университета) по передвижению коллоидных частиц в электрическом поле. Интересный опыт, проведённый профессором, заключался в следующем: в сырую глину помещались две стеклянные трубки, в них насыпалось небольшое количество кварцевого песка, наливалась вода до одинакового уровня (рис. 1.14). Опущенные в трубки металлические электроды соединялись с полюсами источника тока. Через какое-то время вода над песком в анодной трубке стала мутной и её уровень понизился. В другой трубке уровень прозрачной воды повысился.

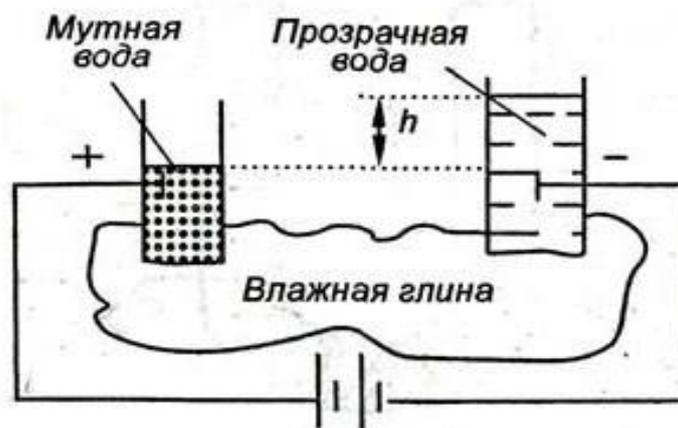


Рис. 1.14. Схема опыта Рейсса

Данное явление получило объяснение: частицы глины движутся к положительному полюсу, значит, они заряжены отрицательно; слой воды, который прилегает к частицам, заряжен положительно, так как переместился к отрицательному полюсу. Позднее способность дисперсной фазы и дисперсионной среды перемещаться в электрическом поле была доказана для всех коллоидов, а сами явления получили собственные названия.

Электрофорез – это передвижение частиц дисперсной фазы относительно дисперсионной среды.

Электроосмос – это передвижение дисперсионной среды под действием электрического поля к электроду, имеющему одинаковый заряд с частицами дисперсной фазы.

Явления относительного движения фаз, которые вызываются внешним электрическим полем, называют *электрокинетическими*.

Электрофорез применяют для определения знака заряда коллоидных частиц в лабораторных условиях.

Очень долго электрофорез считался односторонним процессом. Масса ионов мала по сравнению с массой частицы дисперсной фазы, поэтому привлекал внимание только электрод, на котором выделялось вещество коллоида. Выделяющиеся на другом электроде противоионы просто не замечали из-за ничтожного веса.

Например, при электрофорезе золя As_2S_3 , в котором противоионом является ион водорода, на аноде выделяется 0,67 г As_2S_3 , а на катоде за то же время – всего 10^{-5} Н₂. Такое количество трудно заметить в условиях эксперимента [4].

В настоящее время электрофорез применяется при обезвоживании нефти, в производстве фарфорово-фаянсовых изделий (подготовка суспензий), в получении резиновых изделий и во многих других производствах.

Электроосмос нашел применение при сушке торфа, очищении воды от примесей, обезвоживании древесины и т.п.

2. СТРОЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ ЧАСТИЦ

2.1. Двойной электрический слой

На границе раздела двух фаз различного химического состава самопроизвольно возникает избыточный электрический заряд. Заряды в разных фазах равны по величине, но противоположны по знаку. Таким образом, на границе раздела фаз формируется двойной электрический слой (ДЭС) как стремление поверхностной энергии к минимуму.

Формирование двойного электрического слоя может иметь разные причины и механизмы: переход катионов металла в раствор; избирательная адсорбция на поверхности твёрдой фазы ионов из раствора; диссоциация соединений, которые образовались на твёрдой поверхности дисперсной фазы; соприкосновение двух несмешивающихся жидкостей и др.

Теорию строения ДЭС предложил Квинке, а Г. Гельмгольц сформулировал первые представления о строении ДЭС. Затем были работы о диффузном строении двойного Гуи и Чепмена (1910 -1917 г), важное значение имели работы Штерна (1924). Большим достижением теории Штерна считается чёткое определение ζ - потенциала (дзета- потенциал) или электрокинетического потенциала. Многочисленные исследования подтвердили зависимость ζ - потенциала от адсорбционной способности ионов. На поверхности частицы дисперсной фазы находится часть дисперсионной среды, которая передвигается вместе с частицей при её движении. Если движется дисперсионная среда, то эта часть жидкости остаётся на поверхности твёрдой частицы неподвижной. Потенциал на границе скольжения и называют *электрокинетическим или ζ - потенциалом*.

ζ - потенциал является важной характеристикой устойчивости коллоидных систем. Если его значение лежит в пределах 30 – 40 мВ, то частицы дисперсной фазы отталкиваются друг от друга, коллоид устойчив.

Значение электрокинетического потенциала может изменяться в зависимости от свойств среды и нахождения в ней противоионов.

Практически ДЭС имеет очень сложную структуру, которая зависит от неоднородности поверхности твёрдых тел, наличия оксидной плёнки, распределения зарядов с учётом дискретности и т.д.

2.2. Особенности строения коллоидной частицы

Согласно современным представлениям, в основе которых лежит теория Штерна, коллоидная частица имеет сложную структуру. Во-первых, коллоидная частица состоит из большого числа молекул или атомов данного вещества. Они образуют ядро частицы, которое обычно имеет кристаллическое строение. Ядро частицы окружает двойной электрический слой, который состоит из адсорбционной и диффузной частей. Образование адсорбционного слоя происходит за счёт адсорбции на твёрдой поверхности дисперсной фазы ионов из окружающего её раствора. Эта избирательная адсорбция происходит согласно

правилу Ф. Панета и К. Фаянса, которое они сформулировали на основе обширного экспериментального материала:

♦ на любой твёрдой поверхности будут преимущественно адсорбироваться ионы, которые способны достроить кристаллическую решётку данного вещества или образующие с входящими в состав кристаллической решётки ионами наиболее трудно растворимые соединения.

Мицелла коллоидного раствора представлена на рис. 2.1.

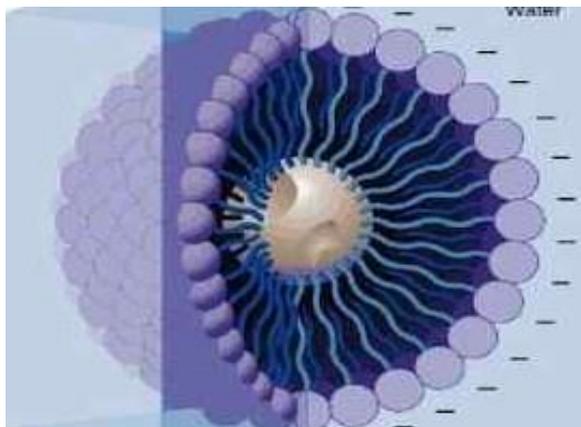


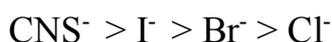
Рис. 2.1. Мицелла коллоидного раствора

Многочисленные исследования показали, что ионы с большим зарядом адсорбируются значительно лучше однозарядных, причём эта способность практически не зависит от состава адсорбента. При этом ионы с одинаковым зарядом адсорбируются различно. Это различие обусловлено, по всей вероятности, размерами ионов и разной степенью их гидратированности. Чем больше радиус иона, тем выше его адсорбционная активность. Такие ионы больше поляризуются, поэтому лучше притягиваются полярной поверхностью. Гидратированность иона обратно пропорциональна его радиусу. Следовательно, большие ионы гидратированы меньше. Гидратная оболочка ослабляет электростатическое притяжение, поэтому чем она меньше, тем выше адсорбция.

Лиотропные ряды показывают адсорбционную способность ионов одинакового заряда [4].



для катионов



для анионов

Таким образом, в результате адсорбции определённых ионов агрегат приобретает заряд. Ионы, которые определяют этот заряд, называются *потенциалопределяющими*. Потенциалопределяющие ионы вместе с агрегатом называются *ядром* коллоидной частицы. Благодаря электростатическому взаимодействию формируется адсорбционный слой противоионов – это устойчиво свя-

занное с поверхностью ядра некоторое количество ионов противоположного (потенциалоопределяющим) знака. Потенциалоопределяющие и противоions образуют *адсорбционный слой*. Коллоидной частицей (*гранулой*) называют ядро вместе с потенциалоопределяющими ионами и противоions адсорбционного слоя.

Часть противоions находится в диффузном слое. Эти противоions не закреплены и в результате теплового движения могут перемещаться в границах диффузного слоя в глубь жидкости, в область меньшей концентрации. Общее число ионов в диффузном слое определяется из условия электронейтральности мицеллы. *Мицелла* – это коллоидная частица вместе с противоionsами диффузного слоя. Мицелла, таким образом, наименьшее количество коллоидного вещества, которое и определяет все основные свойства коллоидной системы.

В качестве примера рассмотрим схему строения мицеллы золя йодистого серебра, полученного конденсационным методом с помощью реакции обмена (рис. 2.2):

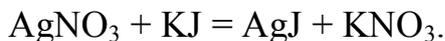
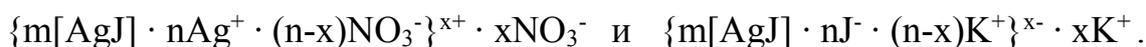


Рис. 2.2. Строение мицеллы золя AgJ

Если в реакции будут участвовать эквивалентные количества нитрата серебра и йодида калия, то образуется неустойчивый, быстро разрушающийся коллоид. Это объясняется тем, что в результате реакции практически все ионы серебра и йода расходуются на образование твердой фазы AgJ, а в растворе получается электролит KNO₃, не способный стабилизировать золь. Стабилизатором может выступать электролит, содержащий ионы, способные достраивать кристаллическую решётку вещества дисперсной фазы. Устойчивый золь AgJ можно получить, если для реакции взять избыток любого из реагентов – или AgNO₃ или KJ.

Экспериментальные исследования показали, что заряд коллоидной частицы может быть как положительным, так и отрицательным в зависимости от избытка одного из реагентов (рис. 2.3). Поверхность мельчайшего кристалла AgI адсорбирует ионы серебра при избытке AgNO₃, и агрегат приобретает положительный заряд. Адсорбция ионов J⁻ в случае избытка KJ сообщает отрицательный заряд коллоидной частице. Адсорбция именно данных ионов объясняется тем, что как один ион, так и другой способны достраивать кристаллическую решётку вещества дисперсной фазы – AgI.

Строение мицелл и распределение потенциалоопределяющих ионов в случае положительного и отрицательного зарядов коллоидных частиц принято изображать следующими формулами:



Запись формулы расшифровывается следующим образом:

- $m[\text{AgI}]$ - молекулы, формирующие дисперсную фазу; буква m указывает на то, что ядро частицы состоит из m молекул вещества (обычно сотни и тысячи молекул);

- $n\text{Ag}^+$ или $n\text{I}^-$ - количество потенциалоопределяющих ионов, которые адсорбированы поверхностью вещества дисперсной фазы (AgI в данном примере); число n во много раз меньше числа m ;

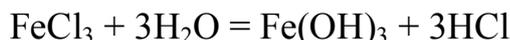
- $(n-x)\text{NO}_3^-$ и $x\text{NO}_3^-$ или $(n-x)\text{K}^+$ и $x\text{K}^+$ - число противоионов в адсорбционном и диффузном слоях соответственно.

Схема строения коллоидной мицеллы золя Ag I



Рис. 2.3. Схемы строения мицеллы золя AgI с отрицательно и положительно заряженными частицами в зависимости от избытка одного из реагентов

Формула мицеллы золя Fe(OH)₃, который получают конденсационным методом реакцией гидролиза:



имеет следующий вид: $\{m [\text{Fe}(\text{OH})_3] \cdot n\text{FeO}^+ \cdot (n-x)\text{Cl}^-\}^{x+} \cdot x\text{Cl}^-$.

В результате взаимодействия поверхностных молекул твёрдой фазы с соляной кислотой образуется FeOCl , который играет роль стабилизирующего электролита. Соединение диссоциирует по схеме:



Адсорбироваться на поверхности ядра и будет родственный ион FeO^+ .

Мицеллы коллоидных растворов намного больше обычных молекул. Средний размер коллоидной частицы золя гидроксида железа (III) 200 - 400 Å при толщине пластинки 40 Å (у молекулы воды диаметр 2,7 Å). Каждая частица в среднем включает 400 – 500 молекул $\text{Fe}(\text{OH})_3$. При этом условия получения коллоидного раствора, чистота коллоида и другие факторы могут существенно изменить это количество. Коллоидная частица золота состоит из примерно миллиона атомов благородного металла.

Форма мицеллы может быть симметричная и асимметричная, что обусловлено кристаллическим строением ядра, атомы или молекулы которого, в свою очередь, образуют кристаллическую решётку определённого типа. Асимметричные частицы коллоидных систем обладают способностью образовывать внутреннюю, чаще всего сетчатую структуру. Это объясняется тем, что окружающая несимметричную частицу оболочка из молекул растворителя неравномерна. Частицы притягиваются наименее сольватированными участками, что и приводит к образованию рыхлой сетчатой структуры. В промежутках между частицами оказывается жидкость, лишённая подвижности (иммобилизованная). При распространении образования внутренней структуры на весь объем коллоида образуется *гель (студень)*.

Таким образом, *гель (студень)* – это система, которая потеряла текучесть в результате образования внутренней структуры (каркаса).

Каркас в таких системах можно разрушить нагреванием или механическим воздействием, тогда за счёт избытка жидкости система образует раствор. Именно благодаря особому положению жидкости в таких системах, гели (студни) обладают присущими только им свойствами.

3. УСТОЙЧИВОСТЬ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ. КОАГУЛЯЦИЯ

3.1. Понятие об агрегативной и седиментационной устойчивости

В общем случае под устойчивостью дисперсной системы понимают способность дисперсной фазы сохранять заданную дисперсность, состояние равномерного распределения в дисперсионной среде. Устойчивость коллоидной системы, длительное её существование – одно из основных направлений в изучении коллоидно-дисперсных систем.

Для практических целей в одних случаях необходимо сохранять устойчивость дисперсной системы, в других – необходимо разрушить систему. Все важные жидкости организма – кровь, лимфа, спинномозговая жидкость – должны сохранять устойчивость на протяжении всей жизни. Для технического и бытового использования природных вод необходимо очистить их от присутствия примесей, которые часто находятся в коллоидно-дисперсном состоянии.

Различают два вида устойчивости – седиментационную (кинетическую) и агрегативную. Частицы коллоидных растворов с размерами менее одного микрона не оседают под действием силы тяжести и могут долго находиться во взвешенном состоянии. Такие системы называют **седиментационно устойчивыми**. Оседание частиц (седиментация) приводит к разрушению дисперсной системы. Частицы оседают под действием гравитационной силы, значение которой зависит от размеров частиц. Все высокодисперсные системы седиментационно устойчивы, так как частицы дисперсной фазы очень малы и сила тяжести невелика. Например, частицы кварца размером 10^{-8} м будут оседать на расстояние в 1 см 359 дней.

Седиментационная устойчивость высокодисперсных систем обусловлена установлением седиментационно-диффузионного равновесия. Сущность этого явления заключается в том, что при оседании частиц численная концентрация высокодисперсных частиц в вышележащем слое всегда выше по сравнению с нижними слоями. Создаваемая разность концентраций является движущей силой диффузии частиц, которая направлена обратно их оседанию. Седиментационно-диффузионное равновесие является проявлением (одно из) молекулярно-кинетических свойств высокодисперсных систем.

Все грубодисперсные системы **седиментационно неустойчивы**, так как диспергированные частицы имеют значительные размеры (сравнительно) и оседают под действием силы тяжести. Большинство средне- и грубодисперсных систем расслаивается через определённое время на слой высококонцентрированного раствора дисперсной фазы и на слой чистой дисперсионной среды.

Под агрегативной устойчивостью понимают сохранение размеров частиц. Другими словами, **агрегативная устойчивость** – это устойчивость против слипания, укрупнения частиц, сохранение межфазовой поверхности. Взаимодействие частиц приводит к их укрупнению, структура дисперсной фазы изменяется, образующиеся агрегаты или оседают или всплывают, система разрушается (рис. 3.1).

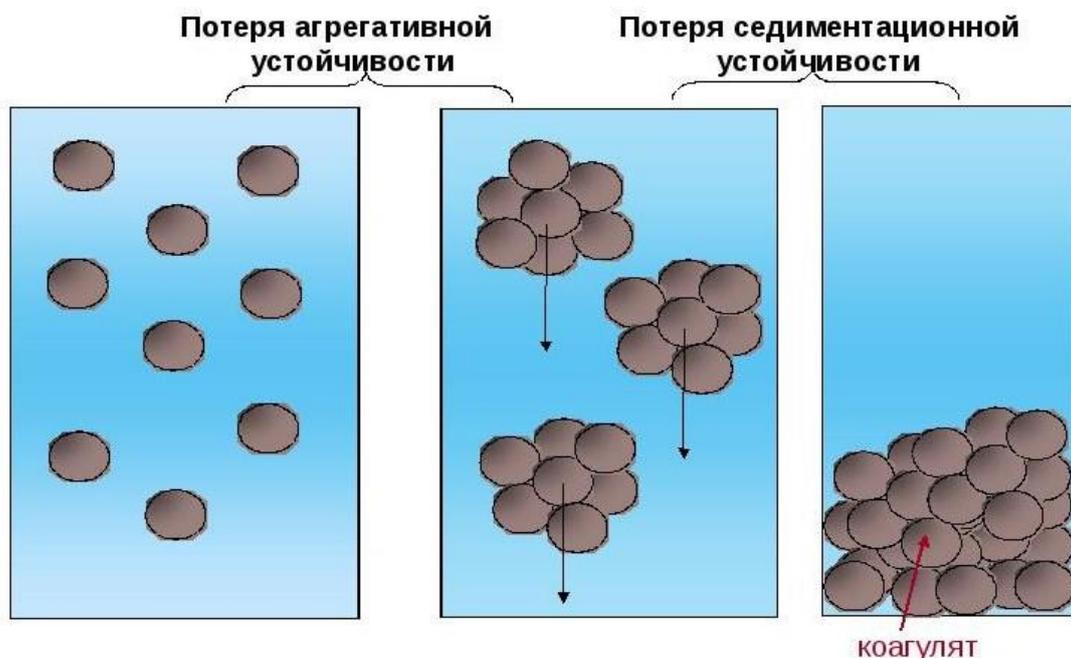


Рис. 3.1. Схема потери агрегативной и седиментационной устойчивости

Седиментационная и агрегативная устойчивость и неустойчивость дисперсных систем проявляется в отдельных циклах технологического процесса практически во всех отраслях промышленного комплекса [1].

3.2. Факторы устойчивости коллоидных систем

Свойство системы сохранять степень дисперсности под влиянием различных факторов называется *агрегативной устойчивостью*. Образование крупных агрегатов, которые уже не могут находиться во взвешенном состоянии и оседают (или всплывают в виде хлопьев) свидетельствует о разрушении коллоидной системы.

Уменьшение дисперсности системы, т.е. увеличение размеров её частиц, может произойти в результате двух процессов. Первый заключается в «поглощении» крупными частицами более мелких в результате перекристаллизации. Второй, встречающийся гораздо чаще, это объединение частиц дисперсной фазы в более крупные.

♦ Процесс слипания частиц в дисперсных, особенно в коллоидных системах, с образованием более крупных агрегатов, называется *коагуляцией* (от лат. *coagulatio* — свертывание, сгущение). При коагуляции коллоидная система теряет агрегативную устойчивость.

Первую стадию процесса, т.е. слипание частиц в агрегаты, называют скрытой коагуляцией. В этот момент невооружённым глазом какие-либо изменения в растворе не видны. Второй этап – явная коагуляция, сопровождается осаждением агрегатов (седиментацией) с образованием осадка – коагулянта в виде хлопьев или геля.

С внешней стороны разрушение системы может проявляться или в виде изменения окраски золя или появлением мути (частицы уже не рассеивают свет, а отражают его под разными углами).

Взаимодействие частиц дисперсной фазы с частицами дисперсионной среды является необходимым условием устойчивости раздробленной системы. В водных растворах наличие гидратной оболочки около частиц препятствует их слипанию: чем толще гидратная оболочка, тем меньше вероятность слипания частиц при сближении. Уменьшение гидратной оболочки облегчает агрегацию. У гидрофобных коллоидов частицы дисперсной фазы не взаимодействуют с водой. Однако при образовании двойного электрического слоя ионы диффузного слоя входят в него со своими гидратными оболочками, гидратируя таким образом коллоидную частицу. Такая коллоидная система тем устойчивее, чем толще диффузный слой.

Между диффузным слоем и ζ - потенциалом существует зависимость, поэтому ясно, что гидратация противоионов напрямую влияет на агрегативную устойчивость коллоида. При уменьшении ζ - потенциала устойчивость падает и наоборот.

Наибольшее значение ζ - потенциала, при котором начинается коагуляция, называется *критическим потенциалом*. Чем меньше значение потенциала после достижения критического значения, тем с большей скоростью идёт коагуляция. Максимальная скорость достигается при значении ζ - потенциала равного нулю.

3.3. Коагуляция коллоидов

Основные закономерности коагуляции

Вызывать коагуляцию зольей может действие электролитов, изменение температуры, изменение концентрации золя, длительный диализ и др. (рис. 3.2). Действие электролитов является наиболее изученным.



Рис. 3.2. Процесс коагуляции

В результате многочисленных экспериментов по коагуляции электролитами были установлены определённые закономерности.

1) Любые электролиты вызывают коагуляцию, но максимальная скорость достигается при определённой концентрации электролита в золе.

♦ Минимальная концентрация введённого в золь электролита, вызывающая коагуляцию этого золя, называется *порогом коагуляции*.

$$C_k = \frac{C_э \cdot V_э}{V_3 \cdot V_э},$$

где $C_э$ – концентрация электролита – коагулятора, моль/л;

$V_э$ – объём раствора электролита – коагулятора, л;

V_3 – объём золя, л.

2) Коагулирующим действием обладает тот ион электролита - коагулятора, заряд которого противоположен заряду коллоидной частицы. При этом коагулирующая способность иона тем выше, чем больше его заряд.

Впервые эта закономерность была установлена Шульце в 1882 г., а Гарди дополнил её в 1900 г. при изучении коагуляции зольей As_2S_3 , поэтому она называется *правилом Шульце-Гарди*. Экспериментальный материал показал, что порог коагуляции изменяется обратно пропорционально 6-й степени заряда иона – коагулятора:

$$C_k = \frac{1}{Z^6},$$

где Z - заряд иона.

Таким образом, значения порогов коагуляции электролитов для одно-, двух- и трёхзарядных ионов относятся как:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 729:11:1.$$

Величина, обратная порогу коагуляции, называется *коагулирующей способностью*.

$$V_k = \frac{1}{C_k}.$$

3) В ряду органических ионов коагулирующее действие увеличивается с ростом адсорбционной способности.

4) В ряду неорганических ионов коагулирующая способность ионов одинакового заряда тем значительнее, чем меньше степень гидратации иона (ряды Гофмейстера).

5) Снижение ζ - потенциала до критической величины (около 30 мВ) обычно способствует началу коагуляции золя.

6) При электролитной коагуляции в полученных осадках всегда присутствуют ионы-коагуляторы.

Необходимо отметить, что коагулирующее действие электролитов в определённых случаях зависит от pH золя, т. е. от концентрации ионов водорода в золе. Эта зависимость объясняется влиянием ионов водорода на величину ζ - потенциала. Количество потенциалопределяющих ионов на поверхности ядра тем больше, чем выше степень диссоциации электролита (стабилизатора). Чем больше потенциалопределяющих ионов, тем больше значение ζ - потенциала, тем устойчивее золь. Степень диссоциации стабилизирующего электролита в ряде случаев может меняться при изменении pH коллоидного раствора, что приведёт к изменению ζ - потенциала. Совместно с изменением ζ - потенциала изменяется и агрегативная устойчивость: выше значение потенциала, устойчивее золь.

Повышение температуры часто приводит к коагуляции из-за снижения адсорбционной способности потенциалопределяющих ионов и разрушения гидратных оболочек.

Взаимная коагуляция зелей наступает в результате смешивания двух зелей с противоположными зарядами коллоидных частиц. Золи коагулируют друг друга, если суммарный заряд одной дисперсной системы нейтрализует суммарный заряд другой. Изучать взаимную коагуляцию зелей начали Пиктон и Линдер в 1897 г.

Разрушение сольватной оболочки приводит к коагуляции лиофильных зелей. Введение большого количества электролита (высаливание) или дегидратирующего вещества разрушит данную дисперсную систему.

Изучение процессов коагуляции имеет большое прикладное значение. Например, на явлениях взаимной коагуляции основан процесс очистки водопроводной и сточной вод.

Пептизация

Пептизация – это процесс расщепления осадка (продукта процесса коагуляции) на первичные частицы с образованием золя. Пептизация, таким образом, процесс, обратный коагуляции.

Пептизация вызывается действием электролита или происходит при промывании осадка от электролита.

Действие электролита объясняется тем, что один из ионов электролита адсорбируется на поверхности частиц осадка, что приводит к возрастанию ζ -потенциала, увеличению степени гидратации частиц. Гидратные оболочки вызывают разрыв связей между частицами осадка, обеспечивая их переход в раствор. Это возможно только в том случае, если не изменилась структура частиц в коагуляте. При длительном хранении осадка происходит рекристаллизация, старение осадка, что значительно снижает его способность к пептизации.

При пептизации осадок может диспергироваться до отдельных молекул или ионов. Такой процесс называется *диссолюцией*.

В процессе промывания осадка водой электролиты – коагуляторы удаляются, поэтому диффузный слой ионов расширяется, увеличивается ζ -потенциал и гидратация частиц, коллоид восстанавливается.

4. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫМ СИСТЕМАМ

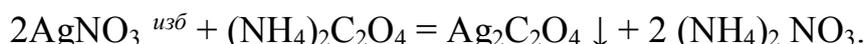
4.1. Примеры решения задач

Пример 1.

Золь оксалата серебра $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ образуется при медленном приливании водного раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ к водному раствору нитрата серебра AgNO_3 . Напишите формулу мицеллы и укажите знак электрического заряда коллоидной частицы этого золя.

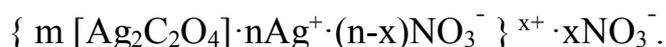
Решение.

Образование золя $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ происходит по реакции



Строение мицеллы и заряд коллоидной частицы зависят от способа получения коллоидного раствора. Поскольку раствор AgNO_3 взят в избытке (это следует из условия задачи), то на поверхности агрегата $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ будут адсорбироваться потенциалопределяющие ионы Ag^+ . Противоионы NO_3^- будут образовывать адсорбционный и диффузный слой.

Формула мицеллы будет следующая



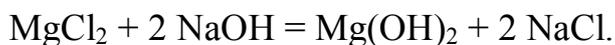
Коллоидная частица приобретает положительный заряд.

Пример 2.

Золь гидроксида магния получен путем смешивания 0,02л 0,01Н раствора MgCl_2 и 0,028л 0,005Н раствора NaOH . Определите заряд частиц полученного золя и напишите формулу его мицеллы.

Решение.

При смешивании раствора MgCl_2 и NaOH протекает реакция



Количество (n_3) MgCl_2 и NaOH , участвующих в реакции, определяем по формуле

$$n_3 = C_3 \cdot V$$

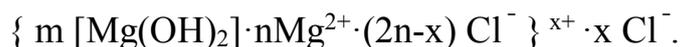
$$n_3(\text{MgCl}_2) = 0,01 \cdot 0,02 = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ моль.}$$

$$n_3(\text{NaOH}) = 0,005 \cdot 0,028 = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль.}$$

$$n_3(\text{MgCl}_2) > n_3(\text{NaOH}).$$

Из этого следует, что в избытке будет раствор MgCl_2 . Ядром коллоидной частицы будет осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$, на котором будут адсорбироваться ионы Mg^{2+} , и частица золя приобретет положительный заряд. Противоионами являются ионы Cl^- .

Формула мицеллы золя гидроксида магния будет следующая



Пример 3.

В каждую из трех колб налито по 0,01л золя хлорида серебра. Для коагуляции золя в первую пробирку добавлено 0,002л 1М раствора NaNO_3 , во вторую – 0,012л 0,01М раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, в третью – 0,007л 0,001М раствора $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Вычислите пороги коагуляции электролитов, определите знак заряда частиц золя.

Решение.

Порог коагуляции вычисляется по формуле

$$C_{\kappa} = \frac{C_{\text{эл}} \cdot V_{\text{эл}} \cdot 10^3}{V_{\text{эл}} + V_{\text{з}}}.$$

Вычисляем пороги коагуляции добавляемых электролитов:

$$C_{\kappa(\text{NaNO}_3)} = \frac{0,002 \cdot 1 \cdot 10^3}{0,002 + 0,01} = 166,70 \text{ ммоль/л};$$

$$C_{\kappa(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{0,012 \cdot 0,01 \cdot 10^3}{0,012 + 0,01} = 5,45 \text{ ммоль/л};$$

$$C_{\kappa(\text{Al}(\text{NO}_3)_3)} = \frac{0,007 \cdot 0,001 \cdot 10^3}{0,007 + 0,01} = 0,41 \text{ ммоль/л}.$$

Добавляемые электролиты содержат анион NO_3^- и катионы Na^+ , Ca^{2+} и Al^{3+} разной разрядности. Наименьший порог коагуляции у $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, следовательно, частицы золя хлорида серебра заряжены отрицательно.

Пример 4.

Порог коагуляции раствора KNO_3 для золя гидроксида алюминия, частицы которого заряжены положительно, равен 60ммоль/л. Рассчитайте порог коагуляции $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ для этого золя.

Решение.

Коагуляцию золя вызывает тот из ионов добавляемого электролита, заряд которого противоположен заряду коллоидной частицы. Коагулирующая способность иона определяется его зарядом: чем больше заряд иона, тем выше его коагулирующая способность. Значение порогов коагуляции электролитов с одно-, двух- и трехзарядными ионами относятся, как числа 729:11:1. Следовательно, порог коагуляции $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ будет в 729 раз меньше, чем у KNO_3 , т.е.

$$C_{\kappa(\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6])} = \frac{60,0}{729} = 0,082 \text{ ммоль/л}.$$

4.2. Задачи для самостоятельного решения

Задача 1.

Составьте формулу мицеллы золя, полученного путем смешивания двух растворов А и В указанных объемов (V) и концентраций ($C_{\text{ЭК}}$) (табл. 4.1).

Таблица 4.1

Исходные данные к задаче 1

Ва-ри-ант	Золь	Раствор А	V_A , мл	$C_{\text{ЭК}}$, моль/л	Раствор В	V_B , мл	$C_{\text{ЭК}}$, моль/л
1	Сульфат свинца	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	20	0,001	K_2SO_4	10	0,04
2	Хлорид серебра	KCl	12	0,02	AgNO_3	100	0,005
3	Гидроксид цинка	NaOH	2	0,05	ZnCl_2	10	0,04
4	Сульфат бария	BaCl_2	20	0,002	H_2SO_4	3	0,005
5	Сульфид мышьяка	H_2S	100	0,06	AsCl_3	50	0,001
6	Гидроксид никеля	NaOH	5	0,001	NiCl_2	10	0,004
7	Сульфид меди	CuCl_2	30	0,002	H_2S	10	0,1
8	Бромид серебра	AgNO_3	20	0,008	NaBr	20	0,009
9	Сульфат стронция	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	10	0,0005	K_2SO_4	5	0,004
10	Гидроксид алюминия	AlCl_3	20	0,06	NaOH	10	0,08
11	Хлорид свинца	KCl	5	0,05	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	20	0,01
12	Сульфат кальция	CaCl_2	9	0,002	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	30	0,01
13	Кремниевая кислота	K_2SiO_3	40	0,001	HCl	10	0,05
14	Иодид серебра	AgNO_3	20	0,04	KI	30	0,01
15	Гидроксид железа	NaOH	100	0,002	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	100	0,0001
16	Сульфид цинка	ZnCl_2	30	0,001	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	20	0,003
17	Иодид свинца	KI	15	0,0025	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	35	0,003
18	Гексацианоферрат(II) железа (III)	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	20	0,006	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	1	0,004
19	Сульфат ртути	$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$	5	0,001	H_2SO_4	20	0,001
20	Гексацианоферрат(II) цинка	ZnCl_2	20	0,04	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	1	0,004
21	Гидроксид кобальта	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	40	0,01	KOH	30	0,1
22	Сульфид марганца	MnCl_2	30	0,05	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	25	0,1
23	Хромат серебра	K_2CrO_4	2	0,05	AgNO_3	10	0,04
24	Сульфат свинца	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	10	0,001	K_2SO_4	15	0,02
25	Гексацианоферрат(II) меди	CuSO_4	10	0,01	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	25	0,1

Задача 2.

Напишите уравнение реакции получения коллоидного раствора, строение мицеллы которого изображается условной формулой, приведенной в табл. 4.2. Укажите заряд коллоидной частицы и ионный стабилизатор.

Таблица 4.2

Исходные данные к задаче 2

Вариант	Формула мицеллы
1	$\{ m [\text{Cr}(\text{OH})_3] \cdot n \text{Cr}^{3+} \cdot (3n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
2	$\{ m [\text{AgCl}] \cdot n \text{Ag}^+ \cdot (n-x) \text{NO}_3^- \} \cdot x \text{NO}_3^-$
3	$\{ m [\text{BaSO}_4] \cdot n \text{SO}_4^{2-} \cdot (2n-x) \text{Na}^+ \} \cdot x \text{Na}^+$
4	$\{ m [\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3] \cdot n [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \cdot (4n-x) \text{K}^+ \} \cdot x \text{K}^+$
5	$\{ m [\text{AgBr}] \cdot n \text{Ag}^+ \cdot (n-x) \text{NO}_3^- \} \cdot x \text{NO}_3^-$
6	$\{ m [\text{Ni}(\text{OH})_2] \cdot n \text{Ni}^{2+} \cdot (2n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
7	$\{ m [\text{PbI}_2] \cdot n \text{I}^- \cdot (n-x) \text{K}^+ \} \cdot x \text{K}^+$
8	$\{ m [\text{Sb}_2\text{S}_3] \cdot n \text{HS}^- \cdot (n-x) \text{H}^+ \} \cdot x \text{H}^+$
9	$\{ m [\text{AgCl}] \cdot n \text{Cl}^- \cdot (n-x) \text{K}^+ \} \cdot x \text{K}^+$
10	$\{ m [\text{H}_2\text{SiO}_3] \cdot n \text{SiO}_3^{2-} \cdot (2n-x) \text{Na}^+ \} \cdot x \text{Na}^+$
11	$\{ m [\text{Al}(\text{OH})_3] \cdot n \text{Al}^{3+} \cdot (3n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
12	$\{ m [\text{As}_2\text{S}_3] \cdot n \text{HS}^- \cdot (n-x) \text{H}^+ \} \cdot x \text{H}^+$
13	$\{ m [\text{SrSO}_4] \cdot n \text{Sr}^{2+} \cdot (2n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
14	$\{ m [\text{PbCl}_2] \cdot n \text{Cl}^- \cdot (n-x) \text{K}^+ \} \cdot x \text{K}^+$
15	$\{ m [\text{Zn}(\text{OH})_2] \cdot n \text{Zn}^{2+} \cdot (2n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
16	$\{ m [\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot n \text{Cu}^{2+} \cdot (2n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
17	$\{ m [\text{BaSO}_4] \cdot n \text{Ba}^{2+} \cdot (2n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
18	$\{ m [\text{Fe}(\text{OH})_3] \cdot n \text{Fe}^{3+} \cdot (3n-x) \text{NO}_3^- \} \cdot x \text{NO}_3^-$
19	$\{ m [\text{SrSO}_4] \cdot n \text{SO}_4^{2-} \cdot (2n-x) \text{H}^+ \} \cdot x \text{H}^+$
20	$\{ m [\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2] \cdot n \text{Fe}^{2+} \cdot (2n-x) \text{SO}_4^{2-} \} \cdot x \text{SO}_4^{2-}$
21	$\{ m [\text{AgBr}] \cdot n \text{Br}^- \cdot (n-x) \text{Na}^+ \} \cdot x \text{Na}^+$
22	$\{ m [\text{Co}(\text{OH})_2] \cdot n \text{Co}^{2+} \cdot (2n-x) \text{Cl}^- \} \cdot x \text{Cl}^-$
23	$\{ m [\text{AgI}] \cdot n \text{Ag}^+ \cdot (n-x) \text{NO}_3^- \} \cdot x \text{NO}_3^-$
24	$\{ m [\text{ZnS}] \cdot n \text{HS}^- \cdot (n-x) \text{H}^+ \} \cdot x \text{H}^+$
25	$\{ m [\text{Ni}(\text{OH})_2] \cdot n \text{Ni}^{2+} \cdot (2n-x) \text{NO}_3^- \} \cdot x \text{NO}_3^-$

Задача 3.

Напишите формулу мицеллы золя, полученного при постепенном приливании к водному раствору первой соли разбавленного раствора второй соли. Укажите знак заряда коллоидной частицы. Какой из электролитов является наиболее экономичным коагулятором этого золя?

Таблица 4.3

Исходные данные к задаче 3

Вариант	Раствор 1	Раствор 2	Коагулятор
1	AgNO ₃	KI	NH ₄ Cl; K ₂ SO ₄ ; FeCl ₃
2	AgNO ₃	HCl	NaF; Ca(NO ₃) ₂ ; K ₂ SO ₄
3	AgNO ₃	CaCl ₂	KCH ₃ COO; ZnCl ₂ ; AlCl ₃
4	AsCl ₃	Na ₂ S	Na ₂ SO ₄ ; CaCl ₂ ; KNO ₃
5	NiCl ₂	H ₂ S	Ba(NO ₃) ₂ ; NaCH ₃ COO; K ₂ SO ₄
6	FeCl ₃	NaOH	Na ₂ SO ₄ ; KNO ₃ ; CaCl ₂
7	FeCl ₃	Na ₂ S	SrCl ₂ ; NaNO ₃ ; K ₃ PO ₄
8	FeCl ₃	Na ₂ CO ₃	(NH ₄) ₂ SO ₄ ; NaCl; Ca(NO ₃) ₂
9	FeCl ₃	K ₄ [Fe(CN) ₆]	BaBr ₂ ; K ₂ SO ₄ ; NaCl
10	BaCl ₂	Na ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄ ; KNO ₃ ; MgCl ₂
11	ZnSO ₄	(NH ₄) ₂ S	NH ₄ Cl; AlCl ₃ ; Na ₃ PO ₄
12	H ₃ AsO ₃	H ₂ S	Na ₂ SO ₄ ; Al(NO ₃) ₃ ; NH ₄ Cl
13	KI	AgNO ₃	NH ₄ NO ₃ ; MgBr ₂ ; Na ₂ SO ₄
14	HCl	AgNO ₃	Al(NO ₃) ₃ ; NH ₄ NO ₃ ; K ₂ SO ₄
15	CaCl ₂	AgNO ₃	Zn(NO ₃) ₂ ; KCH ₃ COO; K ₃ PO ₄
16	Na ₂ S	AsCl ₃	Ca(CH ₃ COO) ₂ ; KNO ₃ ; K ₃ [Fe(CN) ₆]
17	H ₂ S	NiCl ₂	FeCl ₃ ; KBr; Na ₂ SO ₄
18	NaOH	FeCl ₃	K ₃ [Fe(CN) ₆]; ZnCl ₂ ; NH ₄ Cl
19	Na ₂ S	FeCl ₃	NaNO ₃ ; (NH ₄) ₂ SO ₄ ; MgCl ₂
20	Na ₂ CO ₃	FeCl ₃	Na ₂ C ₂ O ₄ ; KCl; Cu(NO ₃) ₂
21	K ₄ [Fe(CN) ₆]	FeCl ₃	NH ₄ Cl; Na ₂ SO ₄ ; CaCl ₂
22	Na ₂ SO ₄	BaCl ₂	Al(NO ₃) ₃ ; KBr; K ₃ PO ₄
23	(NH ₄) ₂ S	ZnSO ₄	NaCl; K ₂ SO ₄ ; CuCl ₂
24	H ₂ S	H ₃ AsO ₃	K ₂ C ₂ O ₄ ; AlCl ₃ ; NH ₄ CH ₃ COO
25	KI	Pb(NO ₃) ₂	Ba(NO ₃) ₂ ; NH ₄ NO ₃ ; K ₃ [Fe(CN) ₆]

Задача 4.

1. Вычислить порог коагуляции раствора сульфата натрия, если добавление 0,003л 0,1Н Na₂SO₄ вызывает коагуляцию 0,015л золя?

2. Как изменится величина порога коагуляции, если для коагуляции 10л золя AgI вместо 105л 1Н KNO₃ взять 0,5л 01Н Ca(NO₃)₂?

3. Коагуляция 100мл золя протекает при добавлении 10,5мл 1Н раствора KCl, либо 37,0мл 0,001Н раствора Na₃PO₄. Вычислить порог коагуляции электролитов и определить знак заряда частиц золя.

4. Для коагуляции 0,05л золя сульфида мышьяка можно добавить один из следующих растворов электролитов: 0,005л 2Н NaCl; 0,005л 0,03Н Na₂SO₄; 0,004л 0,0005Н Na₄[Fe(CN)₆]. У какого из приведенных электролитов наименьший порог коагуляции?

5. Золь сульфида кадмия получен смешиванием равных объемов растворов Na₂S и Cd(NO₃)₂. Пороги коагуляции этого золя для различных электролитов имеют следующие значения, ммоль/л:

Ca(NO ₃) ₂	NaCl	MgCl ₂	Na ₃ PO ₄	Na ₂ SO ₄	AlCl ₃
265	250	290	0,4	15	300

Какой из электролитов Na₂S или Cd(NO₃)₂ взят в избытке для приготовления золя сульфида кадмия? Вычислить коагулирующие способности приведенных выше электролитов.

6. В три колбы налито по 0,1л золя (Fe(OH)₃. Для того чтобы вызвать коагуляцию золя, потребовалось добавить:

в первую колбу – 0,01л 1Н NH₄Cl,

во вторую колбу – 0,063л 0,01Н Na₂SO₄,

в третью колбу – 0,037л 0,001Н Na₃PO₄.

Вычислить порог коагуляции каждого электролита и определить знак заряда частиц золя.

7. Пороги коагуляции золя иодида серебра для различных электролитов имеют следующие значения, ммоль/л:

Ca(NO ₃) ₂	NaCl	MgCl ₂	Na ₂ SO ₄	Na ₃ PO ₄	AlCl ₃
315	300	320	20	0,6	930

Какой из электролитов (иодид калия или нитрат серебра) взят в избытке для приготовления золя иодида серебра?

8. Какой объем 0,0002М раствора Fe(NO₃)₃ требуется для коагуляции 0,025л золя сульфида мышьяка, если порог коагуляции $C_{к(Fe(NO_3)_3)} = 0,067 \text{ ммоль/л}$?

9. Коагуляция золя иодида серебра, частицы которого заряжены отрицательно, вызывается катионами добавляемых электролитов. Порог коагуляции

LiNO_3 для этого золя составляет 165 ммоль/л. Вычислить порог коагуляции электролитов $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ для этого золя.

10. Как изменится порог коагуляции электролита для золя бромида серебра, частицы которого заряжены положительно, если для коагуляции 0,1 л золя вместо 0,0015 л 0,1 Н раствора K_2SO_4 взят раствор K_3PO_4 ?

11. Для того чтобы вызвать коагуляцию золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, к 10 мл золя добавлено:

- в первом случае – 1,05 мл 1 Н KCl ,
- во втором случае – 6,25 мл 0,01 Н Na_2SO_4 ,
- в третьем случае – 3,7 мл 0,001 Н Na_3PO_4 .

Определить знак заряда частиц золя и вычислить порог коагуляции каждого электролита.

12. Какое количество электролита $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ нужно добавить к 1 л золя Al_2O_3 чтобы вызвать его коагуляцию? Концентрация электролита 0,01 моль/л, порог коагуляции составляет 0,63 моль/л.

13. Пороги коагуляции различных электролитов для золя AgI имеют следующие значения, ммоль/л:

KCl	KNO_3	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
256	250	6,0	7,0	0,067

Каков знак заряда коллоидных частиц? Вычислить коагулирующую способность каждого электролита.

14. Как изменится порог коагуляции золя As_2S_3 , если для коагуляции 0,5 л золя вместо 0,005 л 0,01 Н MgCl_2 взять 0,005 л 0,001 Н CrCl_3 ?

15. В колбы налито по 25 мл золя $\text{Al}(\text{OH})_3$. Для того чтобы вызвать коагуляцию золя, потребовалось добавить:

- в первую колбу – 2,65 мл 1 Н раствора KCl ,
- во вторую – 9,35 мл 0,001 Н раствора K_3PO_4 .

Вычислить пороги коагуляции и определить знак заряда золя.

16. Какое количество раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с концентрацией 0,01 моль/л требуется для коагуляции 1 л золя As_2S_3 ? Порог коагуляции - $9,6 \cdot 10^{-2}$ ммоль/л.

17. Пороги коагуляции электролитов для некоторого золя оказались равными, ммоль/л:

MgSO_4	AlCl_3	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
0,81	0,093	0,095

Определите коагулирующую способность этих электролитов и знак заряда золя.

18. Коагуляция золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ вызывается анионами добавляемых электролитов. Порог коагуляции KCl для этого золя равен 250 ммоль/л. Вычислить порог коагуляции K_2SO_4 и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ для этого золя.

19. Для явной коагуляции 50мл золя $\text{Al}(\text{OH})_3$ потребовалось 5,3мл 1Н раствора KCl , 31,5мл 0,01Н раствора Na_2SO_4 или 18,7мл 0,01Н раствора Na_3PO_4 . Вычислить пороги коагуляции электролитов. Проверить справедливость правила Шульце-Гарди.

20. Коагуляция золя Sb_2S_3 вызывается катионами. Пороги коагуляции для электролитов KNO_3 и AlCl_3 соответственно равны 50,0 и 0,093 ммоль/л. Как относятся между собой коагулирующие способности катионов добавляемых электролитов?

21. Какой объем 0,005М раствора Na_2SO_4 требуется для коагуляции 0,015л золя бромида серебра, если порог коагуляции $C_{\kappa(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = 0,055 \text{ ммоль/л}$?

22. Пороги коагуляции электролитов для золя AgCl составляют:

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Na_3PO_4	NaCl	AlCl_3	Na_2SO_4
315	0,5	300	330	20

Каков знак заряда коллоидных частиц? Согласуются ли опытные данные с правилом Шульце-Гарди?

23. Пороги коагуляции золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ для электролитов KCl и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ соответственно равны 9,0 ммоль/л и 0,17 ммоль/л. Во сколько раз коагулирующая способность $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ больше, чем у KCl ?

24. Вычислить порог коагуляции раствора хлорида магния, если добавление 0,006л 0,01Н раствора MgCl_2 вызывает коагуляцию 0,003л золя?

25. В две колбы налито по 200мл золя. Для начала коагуляции необходимо добавить 125мл 0,01Н раствора Na_2SO_4 или 74мл 0,001Н раствора Na_3PO_4 . Вычислить порог коагуляции для каждого электролита и определить знак заряда частиц золя.

5. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

Лабораторная работа №1 Коллоидные растворы

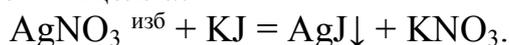
Цель работы: получение коллоидных систем с помощью химических реакций и изучение их свойств.

1. Теоретическое введение

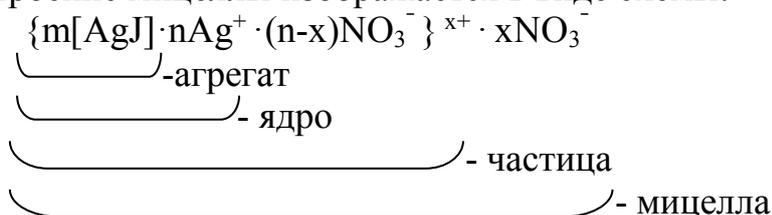
Коллоидные системы можно получать с помощью различных типов химических реакций: двойного обмена, восстановления, гидролиза и др. [5]. При этом наиболее распространенными являются методы, при которых образование малорастворимого вещества в результате химической реакции протекает в той среде, которая в последующем становится дисперсионной.

Для получения коллоидных растворов химическую реакцию необходимо вести в разбавленном растворе, чтобы обеспечить невысокую скорость роста кристаллических частиц. В этом случае образуются мелкие частицы (диаметром $10^{-7} - 10^{-9}$ м), и система становится седиментационно-устойчивой. Кроме того, один из реагентов реакции должен быть взят в избытке, что обеспечит формирование двойного электрического слоя на поверхности коллоидной частицы, являющегося основным фактором агрегативной устойчивости. Следует отметить, что наибольшая устойчивость золей достигается в том случае, если в результате реакции получается небольшое количество электролита [6].

Частицу дисперсной фазы коллоидного раствора вместе с двойным электрическим слоем называют *мицеллой*. Строение мицеллы изображают с помощью формул, отражающих состав и строение двойного электрического слоя. Например, при взаимодействии раствора нитрата серебра, взятого в избытке, с иодидом калия образуется мицелла:



Строение мицеллы изображается в виде схемы:



Исходное вещество реакции, взятое в избытке, из ионов которого формируется двойной электрический слой мицеллы, и частица приобретает заряд, называется *стабилизатором*. В рассмотренном примере стабилизатором является AgNO_3 .

Если заряд коллоидной частицы уменьшить или полностью уничтожить, то при столкновении такие частицы будут слипаться друг с другом в более крупные агрегаты до потери агрегативной устойчивости, т.е. будет идти процесс *коагуляции*. К факторам, вызывающим коагуляцию, относят добавление электро-

литов (электролитная коагуляция), изменение температуры, смешивание двух зольей с противоположно заряженными частицами (взаимная коагуляция зольей) и др. [7].

При *добавлении электролита* в коллоидный раствор коагуляцию вызывает не весь электролит, а только *ион-коагулятор* – ион электролита, противоположно заряженный по отношению к заряду частицы золя. Наименьшая концентрация электролита, вызывающая коагуляцию золя, называется *порогом коагуляции*, моль/дм³:

$$C_{\kappa} = \frac{C_{эл} \cdot V_{эл} \cdot 10^3}{V_{эл} + V_z},$$

где $C_{эл}$ – концентрация электролита, моль/дм³;

$V_{эл}$ – объем раствора электролита, дм³

V_z – объем раствора золя, дм³.

Эмпирически установлено, что порог коагуляции обратно пропорционален шестой степени заряда (Z) иона-коагулятора (*правило Шульце-Гарди*)

$$C_{\kappa} \approx \frac{1}{Z^6}.$$

Соотношение порогов коагуляции одно-, двух- и трехзарядных ионов имеет вид

$$C_{\kappa}^I : C_{\kappa}^{II} : C_{\kappa}^{III} = 729 : 11 : 1.$$

Явление коагуляции выражается помутнением золя, появлении видимых невооруженным глазом хлопьев или тонких порошков, постепенном расслоении системы и выпадении осадка – *коагулята*.

При смешивании зольей с противоположно заряженными частицами происходит их электростатическое притяжение, нейтрализация зарядов частиц, и их последующая агрегация, т.е. *взаимная коагуляция* зольей.

При *повышении температуры* обычно происходит коагуляция зольей вследствие снижения адсорбции ионов-стабилизаторов и разрушения гидратных оболочек.

2. Порядок выполнения работы и обработка результатов

2.1. Получение золя гидроксида железа (III) реакцией гидролиза

В стакане нагрейте до кипения 20 см³ дистиллированной воды, в кипящую воду по каплям добавьте 2 см³ 2%-го раствора хлорида железа (III) и кипятите полученный раствор еще 1-2 мин. В результате реакции гидролиза образуется золь гидроксида железа (III) интенсивного красно-коричневого цвета, стабилизированный FeCl₃.

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции полного гидролиза хлорида железа (III), а также формулу мицеллы полученного золя гидроксида железа (III), стабилизированного FeCl₃.

Полученный золь сохраните для выполнения опытов 2.5 и 2.7.

2.2. Получение золя оксида марганца (IV) реакцией восстановления

Налейте в стакан 25 см³ дистиллированной воды и внесите пипеткой 0,5 см³ 1,5%-го раствора перманганата калия KMnO₄. В полученный раствор добавьте 2-3 капли 1%-го раствора тиосульфата натрия Na₂S₂O₃.

В результате восстановления перманганата калия тиосульфатом натрия образуется вишнево-красный золь оксида марганца (IV) по следующей окислительно-восстановительной реакции

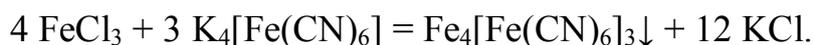


Напишите приведенное выше уравнение реакции и формулу мицеллы полученного золя оксида марганца (IV), стабилизированного KMnO₄.

Полученный золь сохраните для выполнения опытов 2.6 и 2.8.

2.3. Получение золя гексацианоферрата (II) железа (III) (берлинской лазури) реакцией двойного обмена

Налейте в стакан 20 см³ дистиллированной воды и внесите пипеткой 2 капли 20%-го раствора K₄[Fe(CN)₆]. К полученному раствору добавьте при перемешивании 10 капель 2%-го раствора FeCl₃. В результате образуется прозрачный золь берлинской лазури Fe₄[Fe(CN)₆]₃ синего цвета по следующей реакции двойного обмена

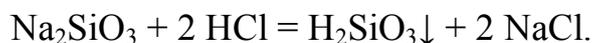


Напишите приведенное выше уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде и формулу мицеллы полученного золя гексацианоферрата (II) железа (III) (берлинской лазури), стабилизированного K₄[Fe(CN)₆].

Полученный золь сохраните для выполнения опытов 2.5 и 2.7.

2.4. Получение геля кремниевой кислоты реакцией двойного обмена

Налейте в стакан 1-2 см³ 10%-го раствора силиката натрия Na₂SiO₃ и прилейте такой же объем концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты HCl. В результате образуется золь кремниевой кислоты H₂SiO₃ (при коагуляции он переходит в студнеобразный гель) по следующей реакции двойного обмена



Напишите приведенное выше уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде и формулу мицеллы полученного золя кремниевой кислоты H₂SiO₃, стабилизированного Na₂SiO₃.

2.5. Определение знака заряда коллоидных частиц методом капиллярного анализа

Метод капиллярного анализа позволяет определять знак заряда коллоидных частиц в окрашенных золях и основан на следующем явлении: при погружении фильтровальной бумаги в воду целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжаются отрицательно, а пропитывающая бумагу вода – положительно. При нанесении на листок фильтровальной бумаги капли иссле-

дуемого золя частицы золя, заряженные положительно, адсорбируются на стенках капилляров, поэтому золь с положительными частицами дает окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно. Золь с отрицательно заряженными частицами, не адсорбирующимися на стенках капилляров, образует равномерно окрашенное пятно.

Нанесите на фильтровальную бумагу по одной капле золя гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, полученного в опыте 2.1, и золя берлинской лазури $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$, полученного в опыте 2.3. Укажите знаки заряда коллоидных частиц исследуемых зелей.

2.6. Исследование коагуляции золя оксида марганца (IV) растворами электролитов

Налейте в 4 пробирки по 2 см^3 золя оксида марганца (IV) MnO_2 , полученного в опыте 2.2. В первую пробирку добавляйте по каплям раствор KCl до наступления ясно различимой невооруженным глазом коагуляции (пробирку надо встряхивать после добавления каждой капли электролита, число добавленных капель занесите в таблицу). Аналогичным образом, во вторую пробирку добавляйте раствор MgCl_2 , а в третью – раствор CrCl_3 . Четвертую пробирку с золем MnO_2 оставьте (в качестве эталона) для сравнения с остальными пробирками.

Рассчитайте порог коагуляции для каждого электролита по формуле

$$C_{\kappa} = \frac{C_{\text{эл}} \cdot V_{\text{эл}} \cdot 10^3}{V_{\text{эл}} + V_{\text{з}}},$$

учитывая, что объем 1 капли приблизительно равен $0,05 \text{ см}^3$. Результаты эксперимента и расчетов занесите в таблицу.

Таблица

Результаты эксперимента по электролитной коагуляции золя оксида марганца (IV)

Электролит	Концентрация электролита, моль/дм ³	Ион-коагулятор	Объем электролита		Порог коагуляции, ммоль/дм ³	Соотношение $C_{\kappa}^I : C_{\kappa}^{II} : C_{\kappa}^{III}$
			число капель	см ³		
KCl	0,2					
MgCl ₂	0,002					
CrCl ₃	0,0002					

Проанализируйте результаты эксперимента и расчетов и определите:

- вид ионов (катионы или анионы), вызывающих коагуляцию золя;
- влияние на коагуляцию величины заряда иона-коагулятора;
- знак заряда коллоидных частиц золя MnO_2 ;

- проверьте выполнение правила Шульце-Гарди, принимая за единицу наименьший порог коагуляции.

2.7. Исследование взаимной коагуляции золь гидроксидов железа (III) и гексацианоферрата (II) железа (III) (берлинской лазури)

Налейте в пробирку примерно 1 см³ золь гидроксидов железа (III) Fe(OH)₃, полученный в опыте 2.1. К нему по каплям прибавляйте золь берлинской лазури Fe₄[Fe(CN)₆]₃, полученный в опыте 2.3, до наступления явной коагуляции.

Объясните причину коагуляции и укажите, из каких веществ состоит выпавший осадок-коагулянт.

2.8. Исследование коагуляции золь оксидов марганца (IV) при нагревании

Налейте в пробирку 2 см³ золь оксидов марганца (IV) MnO₂, полученного в опыте 2.2, и нагрейте до кипения. Объясните наблюдаемую коагуляцию золь MnO₂.

Сделайте выводы по лабораторной работе.

3. Контрольные вопросы

- 1) С помощью каких типов химических реакций можно получить коллоидные системы?
- 2) Какие золи в лабораторной работе получены в результате реакций гидролиза, окисления-восстановления, двойного обмена?
- 3) Поясните строение двойного электрического слоя коллоидной частицы.
- 4) Какое строение имеет мицелла золь гидроксидов железа (III)?
- 5) Поясните строение мицеллы золь оксидов марганца (IV).
- 6) Опишите строение мицеллы золь гексацианоферрата (II) железа (III).
- 7) Поясните строение мицеллы золь кремниевой кислоты.
- 8) Как определяют знак заряда коллоидных частиц методом капиллярного анализа?
- 9) По какому соотношению рассчитывают порог коагуляции золь для электролита, и как он характеризует его коагулирующую способность?
- 10) Почему происходит взаимная коагуляция при смешивании золь с противоположно заряженными частицами?

Лабораторная работа №2

Получение коллоидных растворов

Цель работы: освоение разных методик получения зелей и построения формул их мицелл.

1. Теоретическое введение

Коллоидные системы можно получать двумя методами:

- конденсацией молекул или ионов (метод конденсации);
- дроблением более крупных частиц до требуемой степени дисперсности (метод диспергирования).

К методам диспергирования относятся следующие [8]:

1) *Механическое диспергирование* – измельчение твердых тел в данной среде в присутствии стабилизаторов в шаровых и коллоидных мельницах, а также с помощью вибрации, ультразвука и т.д.

2) *Физико-химическое дробление осадков (пептизация)* – дробление рыхлых осадков, в которых находятся отдельные частицы дисперсной фазы, разделенные прослойками дисперсионной среды. Перевод осадка в коллоидный раствор (пептизация) может проводиться разными способами:

- при адсорбционной пептизации частицы осадка отталкиваются друг от друга благодаря двойным ионным слоям, образующимся на поверхности частиц за счет адсорбции ионов добавляемого электролита-пептизатора;

- пептизация путем поверхностной диссоциации происходит благодаря образованию двойного ионного слоя в результате диссоциации поверхностных молекул твердой фазы, а пептизатор при этом способствует процессу диссоциации;

- пептизация с помощью промывания осадка применяется, если на поверхности частиц осадка есть ионные слои, но они сжаты из-за высокой концентрации электролита; после промывания такого осадка водой концентрация электролита уменьшается, толщина двойных ионных слоев увеличивается, и силы электростатического отталкивания между частицами тоже, что вызывает коллоидное растворение осадка.

К конденсационным методам относятся следующие [9]:

1) *Физическая конденсация* молекул одного вещества (будущей дисперсной фазы) в другом веществе (будущей дисперсионной среде). К ней относят *метод замены растворителя*, при котором молекулярный раствор какого-либо вещества при перемешивании постепенно прибавляют к жидкости, в которой это вещество нерастворимо; в результате происходит конденсация молекул и образование коллоидных частиц.

2) *Химическая конденсация* – это получение коллоидных систем с помощью различных химических реакций: двойного обмена, восстановления, гидролиза и других.

2. Порядок выполнения работы и обработка результатов

2.1. Получение золя диоксида марганца

Налейте в стакан 5 см^3 1,5%-го раствора KMnO_4 и разбавьте дистиллированной водой до 50 см^3 . В разбавленный раствор введите по каплям $1,5\text{ см}^3$ 1%-го раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Образуется вишнево-красный золь MnO_2 . Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11).

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя MnO_2 , укажите ионный стабилизатор и метод получения золя.

2.2. Получение золя берлинской лазури с отрицательно заряженными частицами

Наберите в стакан 10 капель 20%-го раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и разбавьте дистиллированной водой до 100 см^3 . К разбавленному раствору добавьте 2 капли насыщенного раствора FeCl_3 . Образуется прозрачный золь берлинской лазури синего цвета с отрицательно заряженными частицами. Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11).

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ с отрицательно заряженными частицами, укажите ионный стабилизатор и метод получения золя.

2.3. Получение золя берлинской лазури с положительно заряженными частицами

Налейте в стакан 100 см^3 дистиллированной воды и внесите в нее 3 капли насыщенного на холоде раствора FeCl_3 . В разбавленный раствор введите при перемешивании 1 каплю 20%-го раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образуется золь берлинской лазури синего цвета с положительно заряженными частицами. Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11).

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ с положительно заряженными частицами, укажите ионный стабилизатор и метод получения золя.

2.4. Получение золя $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Наберите в стакан 2 см^3 20%-го раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и разбавьте дистиллированной водой до 20 см^3 . К полученному раствору добавьте по каплям при перемешивании 2 капли 1,7%-го раствора AgNO_3 . Образуется опалесцирующий с зеленоватой окраской золь $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11).

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, укажите ионный стабилизатор и метод получения золя.

2.5. Получение золя иодида серебра

Наберите в стакан 10 капель 1,7%-го раствора AgNO_3 и разбавьте дистиллированной водой до 100 см^3 . К разбавленному раствору добавьте по каплям

при перемешивании $0,8 \text{ см}^3$ 1,7%-го раствора KI. Образуется голубоватый опалесцирующий золь иодида серебра AgI. Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11).

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя AgI, укажите ионный стабилизатор и метод получения золя.

2.6. Получение золя гидроксида железа (III)

Налейте в стакан 100 см^3 кипящей дистиллированной воды и прибавьте 3 – 4 капли насыщенного раствора FeCl₃. В результате протекающего полного гидролиза хлорида железа (III) появляющиеся молекулы гидроксида железа (III) Fe(OH)₃ конденсируются в коллоидные частицы. Образуется вишнево-коричневый золь Fe(OH)₃. Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11).

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя Fe(OH)₃, укажите ионный стабилизатор и метод получения золя.

2.7. Получение золя серы

Налейте в стакан 50 см^3 дистиллированной воды и добавьте при перемешивании 1 см^3 насыщенного (без нагревания) раствора серы в ацетоне (из капельницы). Образуется голубовато-белый золь серы в воде с отрицательно заряженными коллоидными частицами.

Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11) и укажите метод получения золя.

2.8. Получение золя берлинской лазури

Налейте в стакан $1,5 \text{ см}^3$ 20%-го раствора K₄[Fe(CN)₆], разбавьте дистиллированной водой до 100 см^3 и к полученному раствору прибавьте 5 капель насыщенного раствора FeCl₃. Выпадет осадок берлинской лазури, который надо отфильтровать, промыть на фильтре дистиллированной водой и залить на фильтре раствором щавелевой кислоты с концентрацией $0,05 \text{ моль/дм}^3$. Осадок пептизируется щавелевой кислотой, и через фильтр проходит золь берлинской лазури.

Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11) и укажите метод получения золя.

2.9. Получение золя берлинской лазури

Наберите в стакан 5 капель насыщенного раствора FeCl₃ и добавьте к нему 1 каплю 20%-го раствора K₄[Fe(CN)₆]. Получается осадок берлинской лазури. Осадок слегка размешайте стеклянной палочкой и разбавьте большим объемом воды. Образуется синий золь берлинской лазури.

Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11) и укажите метод получения золя.

2.10. Получение золя $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Налейте в стакан 5 см^3 2%-го раствора CuCl_2 и добавьте 1 см^3 20%-го раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Осадок отфильтруйте и промойте на фильтре дистиллированной водой. Сначала фильтрат бесцветен, а затем медленно переходит в красно-бурый золь.

Определите знак заряда частиц золя методом капиллярного анализа (см. п. 2.11) и укажите метод получения золя.

2.11. Определение знака заряда коллоидных частиц

Методом капиллярного анализа определяют знак заряда коллоидных частиц в окрашенных золях. Метод основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжаются отрицательно, а пропитывающая бумагу вода – положительно. Если на фильтровальную бумагу нанести каплю исследуемого золя, то частицы, заряженные положительно, адсорбируются на стенках капилляров, поэтому золь с положительными частицами дает окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно. Золь с отрицательно заряженными частицами, не адсорбирующимися на стенках капилляров, образует равномерно окрашенное пятно.

Сделайте выводы по лабораторной работе.

3. Контрольные вопросы

- 1) Какие основные методы получения коллоидных систем Вы знаете? Приведите примеры.
- 2) Охарактеризуйте способы получения коллоидных систем, относящиеся к группе методов диспергирования? Приведите примеры.
- 3) Какими способами можно перевести (пептизировать) осадок в коллоидный раствор? Приведите примеры.
- 4) Охарактеризуйте способы получения коллоидных систем, относящиеся к группе методов конденсации? Приведите примеры.
- 5) Какие химические реакции позволяют получать коллоидные системы путем химической конденсации? Приведите примеры.
- 6) Какие золи в лабораторной работе получены в результате реакций двойного обмена? Поясните формирование и строение мицеллы одного из них.
- 7) Какие золи в лабораторной работе получены в результате замены растворителя? Как происходит формирование таких золей?
- 8) Охарактеризуйте способ пептизации путем промывания осадка и приведите примеры золей из лабораторной работы, которые получены таким способом.
- 9) Какие золи в лабораторной работе получены в результате реакций гидролиза и окисления-восстановления? Поясните строение мицелл этих золей.
- 10) На примере золей лабораторной работы поясните сущность метода капиллярного анализа для определения знака заряда коллоидных частиц.

Лабораторная работа №3 Исследование электролитной коагуляции золей

Цель работы: определение порога коагуляции золя гидроксида железа (III) различными электролитами и проверка правила Шульце-Гарди.

1. Теоретическое введение

Введение электролитов является одним из способов коагуляции золей вследствие изменения структуры двойного электрического слоя, уменьшения или увеличения ζ -потенциала. Все электролиты в определенных количествах могут вызывать коагуляцию золей [10, 11]. Минимальная концентрация электролита, вызывающая коагуляцию золя, называется *порогом коагуляции*, моль/дм³:

$$C_k = \frac{C_{эл} \cdot V_{эл} \cdot 10^3}{V_{эл} + V_z},$$

где $C_{эл}$ – концентрация электролита, моль/дм³;

$V_{эл}$ – объем раствора электролита, дм³

V_z – объем раствора золя, дм³.

Коагулирующим действием обладает тот ион электролита (*ион-коагулятор*), знак которого противоположен знаку заряда частиц золя [12]. Коагулирующая способность иона определяется его зарядом: чем больше заряд иона, тем выше его коагулирующая способность и ниже порог коагуляции C_k . В соответствие с эмпирическим правилом Шульце-Гарди, порог коагуляции золя электролитом C_k обратно пропорционален заряду (Z) коагулирующего иона в шестой степени

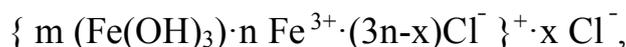
$$C_k = \frac{K}{Z^6},$$

где K – постоянная для данного золя величина.

Для расчетов правило Шульце-Гарди применяют в следующем виде: значения порогов коагуляции золя электролитами с одно-, двух- и трехзарядными ионами относятся, как числа 729:11:1

$$C_k^I : C_k^{II} : C_k^{III} = 729 : 11 : 1.$$

Рассмотрим в лабораторной работе правила электролитной коагуляции применительно к коллоидным частицам золя гидроксида железа (III) $Fe(OH)_3$, полученного гидролизом $FeCl_3$ [13, 14]. Частицы этого золя заряжены положительно



поэтому коагулирующим действием обладают *анионы* электролита коагулятора.

2. Порядок выполнения работы и обработка результатов

2.1. Приготовление исследуемого золя гидроксида железа (III)

Налейте 250 см³ кипящей дистиллированной воды и постепенно влейте в нее 10 см³ 2%-го раствора FeCl₃. Образовавшийся золь Fe(OH)₃ охладите до комнатной температуры.

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции полного гидролиза хлорида железа (III), а также формулу мицеллы полученного золя гидроксида железа (III) Fe(OH)₃, стабилизированного FeCl₃.

2.2. Исследование коагуляции золя Fe(OH)₃ разными электролитами

1) В три сухие конические колбы на 100 см³ пипеткой влейте по 35 см³ золя Fe(OH)₃.

2) В 3 бюретки с ценой деления 0,1 см³ налейте растворы электролитов-коагуляторов:

в первую – раствор KCl (с концентрацией 2 моль/дм³),

во вторую – K₂SO₄ (с концентрацией 0,05 моль/дм³),

в третью – K₃[Fe(CN)₆] (с концентрацией 0,005 моль/дм³).

3) В первую колбу с исследуемым золем добавляйте при перемешивании из первой бюретки по каплям раствор KCl до появления первых признаков коагуляции – появления помутнения. Подсчитайте количество капель добавленного электролита до начала помутнения и запишите в таблицу.

4) Во вторую колбу с исследуемым золем добавляйте при перемешивании из второй бюретки по каплям раствор K₂SO₄ до появления первых признаков коагуляции – появления помутнения. Подсчитайте количество капель добавленного электролита до начала помутнения и запишите в таблицу.

5) В третью колбу с исследуемым золем добавляйте при перемешивании из первой бюретки по каплям раствор K₃[Fe(CN)₆] до появления первых признаков коагуляции – появления помутнения. Подсчитайте количество капель добавленного электролита до начала помутнения и запишите в таблицу.

6) Определите объемы электролитов, которые потребовались, чтобы вызвать коагуляцию каждого золя, принимая объем 1 капли – 0,05 см³. Результаты занесите в таблицу.

Таблица

Результаты исследования коагуляции золя Fe(OH)₃ разными электролитами

Электролит	Концентрация электролита $C_{эл}$, моль/дм ³	Объем электролита для коагуляции золя $V_{эл}$, см ³		Порог коагуляции C_k , моль/дм ³
		число капель	см ³	
KCl				
K ₂ SO ₄				
K ₃ [Fe(CN) ₆]				

7) Рассчитайте порог коагуляции C_k для каждого электролита по формуле

$$C_{\kappa} = \frac{C_{\text{эл}} \cdot V_{\text{эл}} \cdot 10^3}{V_{\text{эл}} + V_3},$$

где V_3 – объем исследуемого золя в колбе (35 см^3).

8) Проверьте выполнение правила Шульце-Гарди

$$C_{\kappa}^I : C_{\kappa}^{II} : C_{\kappa}^{III} = 729 : 11 : 1$$

на основании полученных значений порогов коагуляции разных электролитов для исследуемого золя.

Сделайте выводы по лабораторной работе.

3. Контрольные вопросы

- 1) Сформулируйте правила электролитной коагуляции зольей.
- 2) Какие ионы (положительные или отрицательные) и почему обладают коагулирующим действием по отношению к золю гидроксида железа (III) в данной лабораторной работе?
- 3) Как рассчитать порог коагуляции золя для любого электролита?
- 4) Сформулируйте правило Шульце-Гарди для электролитной коагуляции.
- 5) Поясните результаты проверки выполнения правила Шульце-Гарди в лабораторной работе.
- 6) Какие по знаку заряда ионы обладают коагулирующим действием по отношению к золю: а) с отрицательно заряженными частицами, б) с положительно заряженными частицами.
- 7) Определите порог коагуляции золя по следующим данным: для коагуляции $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ золя требуется $1,2 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ раствора NaCl концентрацией $0,5 \text{ кмоль/м}^3$.
- 8) Порог коагуляции золя с положительно заряженными частицами хлоридом натрия составляет $4,2 \text{ ммоль/дм}^3$. Применяя правило Шульце-Гарди, определите порог коагуляции этого золя следующими электролитами: Na_3PO_4 , ZnSO_4 , AlCl_3 .
- 9) Как может влиять введение электролитов в золь на характеристики двойного электрического слоя коллоидной частицы?
- 10) Напишите формулу мицеллы золя, полученного при постоянном приливании к водному раствору соли Na_2S раствора AlCl_3 . Укажите знак заряда коллоидной частицы. Какой из электролитов $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, KNO_3 , $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ является наиболее экономичным коагулятором этого золя?

Лабораторная работа №4 Исследование взаимной коагуляции зольей

Цель работы: наблюдение и исследование взаимной коагуляции при смешивании двух зольей с противоположно заряженными частицами.

1. Теоретическое введение

При смешивании двух зольей с противоположно заряженными частицами наступает полная коагуляция, если общее число зарядов частиц одного золя нейтрализует общее число противоположных зарядов частиц другого золя [8, 13]. Если эти соотношения иные, то образуются новые мицеллы, частицы которых будут нести тот заряд, который окажется в избытке.

Устойчивость коллоидной системы будет зависеть от величины ζ -потенциала мицеллы. Золи являются агрегативно устойчивыми, если $\zeta > 30$ мВ.

2. Порядок выполнения работы и обработка результатов

2.1. Приготовление золя берлинской лазури с положительно заряженными частицами

Налейте в стакан 100 см³ дистиллированной воды и внесите в нее 0,1 см³ насыщенного на холоде раствора FeCl₃. В разбавленный раствор введите при перемешивании 1 каплю 20%-го раствора K₄[Fe(CN)₆]. Образуется прозрачный золь берлинской лазури синего цвета с положительно заряженными частицами.

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя Fe₄[Fe(CN)₆]₃ с положительно заряженными частицами, укажите ионный стабилизатор.

2.2. Приготовление золя берлинской лазури с отрицательно заряженными частицами

Налейте в стакан 50 см³ 0,01%-го раствора K₄[Fe(CN)₆] и добавьте при непрерывном перемешивании 60 – 62 капли 2%-го раствора FeCl₃. Образуется прозрачный золь берлинской лазури синего цвета с отрицательно заряженными частицами.

Напишите уравнение протекающей при этом реакции и формулу мицеллы полученного золя Fe₄[Fe(CN)₆]₃ с отрицательно заряженными частицами, укажите ионный стабилизатор.

2.3. Взаимная коагуляция зольей берлинской лазури с положительно и отрицательно заряженными частицами

1) Налейте золь берлинской лазури с положительно заряженными частицами в одну бюретку, а золь с отрицательно заряженными частицами – в другую.

2) Возьмите 11 сухих пробирок и налейте в каждую из них, начиная со второй, золь с отрицательно заряженными частицами: во вторую – 1 см³, в третью – на 1 см³ больше и т.д. (см. таблицу).

3) Добавьте во все пробирки золь с положительно заряженными частицами в таком количестве, чтобы общий объем жидкости в каждой пробирке составил 10 см^3 ; в первую пробирку налейте 10 см^3 этого золя (см. таблицу).

4) После смешивания золь сильно взболтайте содержимое пробирок.

5) Первая и одиннадцатая пробирки являются контрольными, а в остальных пробирках наблюдайте процесс коагуляции. Результаты наблюдений запишите в таблицу.

Таблица

Результаты наблюдений взаимной коагуляции золь

Состав исследуемых золь	№ пробирки										
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Объем золя с отрицательно заряженными частицами, см^3	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Объем золя с положительно заряженными частицами, см^3	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
Заряд частиц после смешивания											
Результаты наблюдения процесса коагуляции											

6) В тех пробирках, где не наступила коагуляция, определите знак заряда частиц методом капиллярного анализа (см. лаб. раб. №2, п.2.11):

нанесите на фильтровальную бумагу каплю жидкости из исследуемой пробирки, если частицы, заряжены положительно, то образуется окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно, если частицы заряжены отрицательно, то образуется равномерно окрашенное пятно.

Результаты определения заряда частиц в тех пробирках, где не наступила коагуляция, занесите в таблицу.

Сделайте выводы по лабораторной работе.

3. Контрольные вопросы

- 1) Какой процесс называют коагуляцией золь?
- 2) Каковы причины взаимной коагуляции золь с противоположно заряженными частицами?
- 3) Как определить знак заряда коллоидной частицы методом капиллярного анализа?
- 4) Что образуется, если при смешивании двух золь с противоположно заряженными частицами полная коагуляция не наступает?
- 5) Величиной какого показателя определяется агрегативная устойчивость золь?

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Зимон А.Д. Коллоидная химия [Текст]: Учебник для вузов / А.Д. Зимон, Н.Ф. Лещенко. -3-е изд., доп. и исправл. – М.: АГАР, 2001.-320 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А.И. Ермакова. – изд. 29-е. исправленное М.: Интеграл-Пресс, 2002. -728 с.
3. Вольхин В.В. Общая химия. Основной курс: Учебное пособие. 2-е изд., перераб. и доп. –СПб.: Издательство «Лань», 2008. – 464 с.
4. Писаренко А.П. Курс коллоидной химии [Текст]: Уч. изд./ А.П. Писаренко, К.А. Пospelова, А.Г. Яковлев: Издательство «Высшая школа», Москва 1969.- 248 с.
5. Растворы [Электронный ресурс]: учебное пособие / Е.С.Махоткина, М.В.Шубина, С.А. Крылова. – Магнитогорск: ФГБОУ ВПО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2014. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). – Режим доступа: <http://magtu.ru:8085/marcweb2/Found.asp> .-Макрообъект.
6. Махоткина Е. С. Химические элементы и минералы в биосфере [Электронный ресурс] : учебное пособие / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск: МГТУ, 2017. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <http://magtu.ru:8085/marcweb2/Found.asp> . – Макрообъект.
7. Коляда, Л. Г. Коллоидно-химические аспекты пищевых технологий [Электронный ресурс] : практикум / Л. Г. Коляда - Магнитогорск: ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2017. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <http://magtu.ru:8085/marcweb2/Found.asp> .-Макрообъект.
8. Практикум по коллоидной химии [Текст]: учеб. пособие / под ред. М.И.Гельфмана. – СПб.: Издательство «Лань», 2005. – 256 с.
9. Гельфман, М.И. Коллоидная химия [Текст] / М.И. Гельфман. – М.: Издательство: "Лань", 2010 – 416 с.
10. Махоткина Е.С. Растворы электролитов и неэлектролитов [Текст]: учеб. пособие / Махоткина Е.С., Шубина М.В., Крылова С.А. - Магнитогорск: Изд-во Магнитогорск. гос.техн.ун-та им.Г.И.Носова, 2012. – 91 с.
11. Классические методы анализа [Электронный ресурс]: учебное пособие / Е.С.Махоткина, М.В.Шубина. – Магнитогорск: ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2016. – 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <http://magtu.ru:8085/marcweb2/Found.asp> .-Макрообъект.
12. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст]: Учебник / Н.С. Ахметов.- М.: ВШ.- 2008.-743 с.
13. Практикум по общей и неорганической химии (часть 1) [Электронный ресурс]: учебное пособие / Е.С.Махоткина, М.В.Шубина. – Магнитогорск: ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2016. – 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Режим доступа: <http://magtu.ru:8085/marcweb2/Found.asp> .- Макрообъект.
14. Махоткина Е.С. Растворы [Текст]: учеб. пособие / Е.С.Махоткина, М.В.Шубина. - Магнитогорск: Изд-во Магнитогорск. гос.техн.ун-та им. Г.И. Носова, 2006. - 67 с.

Учебное текстовое электронное издание

**Махоткина Елена Станиславовна
Шубина Марианна Вячеславовна**

КОЛЛОИДНО-ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Практикум

1,61 Мб

1 электрон. опт. диск

г. Магнитогорск, 2019 год
ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова»
Адрес: 455000, Россия, Челябинская область, г. Магнитогорск,
пр. Ленина 38

ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова»
Кафедра металлургии и химических технологий
Центр электронных образовательных ресурсов и
дистанционных образовательных технологий
e-mail: ceor_dot@mail.ru