Министерство сельского хозяйства и продовольствия
Республики Беларусь

Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия
ветеринарной медицины

И. Ю. Постраш

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ ПО ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие для студентов
биотехнологического факультета
по специальности 1-74 03 05 «Ветеринарная фармация»

Витебск
ВГАВМ
2019

УДК 541.1(07)
ББК 24.5
П63

Рекомендовано к изданию методической комиссией биотехнологического факультета УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины» от 26 сентября 2019 г. (протокол № 1)

Автор:
кандидат биологических наук, доцент *И. Ю. Постраш*

Рецензенты:
профессор кафедры химии учреждения образования «Витебский государственный университет имени П. М. Машерова», доктор биологических наук, профессор *А. А. Чиркин*; кандидат физико-математических наук, доцент *М. Н. Борисевич*

Постраш И. Ю.
П63 Рабочая тетрадь по физической и коллоидной химии : учебно-методическое пособие для студентов биотехнологического факультета по специальности 1-74 03 05 «Ветеринарная фармация» / И. Ю. Постраш. - Витебск : ВГАВМ, 2019. - 84 с.

Учебно-методическое пособие подготовлено с учетом требований образовательного стандарта по специальности 1-74 03 05 «Ветеринарная фармация». В пособии изложены основные вопросы для самоподготовки студентов по всем темам, изучаемым в курсе дисциплины, задания и задачи для самостоятельного решения, а также методика выполнения лабораторных работ с кратким теоретическим обзором.

УДК 541.1(07)
ББК 24.5

© УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины», 2019

Министерство сельского хозяйства и продовольствия
Республики Беларусь

Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия
ветеринарной медицины

Кафедра химии

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ
ПО ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

2 курс

Ф.И.О. студента_____

Учебный год_____

Номер группы_____

Ф.И.О. преподавателя_____

Витебск
ВГАВМ

СОДЕРЖАНИЕ

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ 5

ПРЕДИСЛОВИЕ 6

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ 7

ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ ПРИ НЕСЧАСТНОМ СЛУЧАЕ 8

РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАНЯТИЮ 8

ЗАНЯТИЕ 1. Основные понятия и законы химической термодинамики. Термохимия 9
ЗАНЯТИЕ 2. Химическая термодинамика 17
ЗАНЯТИЕ 3. Термодинамика химического равновесия 20
ЗАНЯТИЕ 4. Термодинамика фазовых равновесий 22
ЗАНЯТИЕ 5. Фазовые равновесия растворов 26
ЗАНЯТИЕ 6. Основные понятия и законы химической термодинамики. Термодинамика фазовых равновесий. Термодинамика разбавленных растворов электролитов и неэлектролитов (контроль знаний) 31
ЗАНЯТИЕ 7. Термодинамика разбавленных растворов электролитов и неэлектролитов 32
ЗАНЯТИЕ 8. Электрохимия. Электропроводность растворов 35
ЗАНЯТИЕ 9. Электрохимия. Электродные потенциалы 37
ЗАНЯТИЕ 10. Химическая кинетика 40
ЗАНЯТИЕ 11. Кинетика сложных реакций. Катализ 42
ЗАНЯТИЕ 12. Электрохимия. Химическая кинетика. Катализ (контроль знаний) 48
ЗАНЯТИЕ 13. Термодинамика поверхностных явлений. Адсорбция 49
ЗАНЯТИЕ 14. Хроматография 55
ЗАНЯТИЕ 15. Коллоидные растворы 59
ЗАНЯТИЕ 16. Разные классы дисперсных систем: аэрозоли, порошки, суспензии, эмульсии, пены, поверхностно-активные вещества (ПАВ) 64
ЗАНЯТИЕ 17. Высокомолекулярные соединения (ВМС) и их растворы 68
ЗАНЯТИЕ 18. Адсорбция. Термодинамика поверхностных явлений. Хроматография. Коллоидные растворы. Разные классы дисперсных систем (контроль знаний) 75

ПРИЛОЖЕНИЯ 76

ЛИТЕРАТУРА 82

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ

БЭТ (теория) – Брунауэра – Эммета – Теллера (теория)
ВМС – высокомолекулярное соединение
ВЭЖХ – высокоэффективная жидкостная хроматография
ГЛБ – гидрофильно-липофильный баланс
ДС – дисперсионная среда
ДФ – дисперсная фаза
ИЭТ – изоэлектрическая точка
ККМ – критическая концентрация мицеллообразования
ПАВ – поверхностно-активное вещество
ПИВ – поверхностно-инактивное вещество
ПНВ – поверхностно-неактивное вещество
ПР – произведение растворимости
ТСХ – тонкослойная хроматография
ЭДС – электродвижущая сила

ПРЕДИСЛОВИЕ

Физическая и коллоидная химия – учебная дисциплина, изучение которой играет важную роль в процессе подготовке провизора.

Грамотная организация фармацевтического производства требует знания вопросов химической термодинамики, электрохимии, строения и поведения дисперсных систем, поскольку все эти процессы лежат в основе различных стадий получения лекарственных средств, выделения действующих веществ из лекарственного растительного сырья, разделения жидких или твердых смесей на составные части. Знание явлений адсорбции, осмоса, гидролиза, свойств буферных растворов необходимо для понимания механизма действия различных лекарственных препаратов и проникновения их через клеточную мембрану внутрь клетки. Методы физико-химического анализа лежат в основе контроля различных стадий производства лекарственных препаратов и осуществления контроля качества готовой продукции.

Данное учебно-методическое пособие составлено в соответствии с типовой учебной программой по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» для высших учебных заведений по специальности 1–74 03 05 «Ветеринарная фармация» и предназначено для студентов 2 курса биотехнологического факультета для оптимизации учебного процесса.

Оно включает в себя 18 лабораторно-практических занятий. Отбор материала проведен с учетом профилирующих дисциплин и учебного материала, которые будут изучаться в дальнейшем, учтена преемственность и согласованность в преподавании физической и коллоидной химии с курсами физики и биофизики, общей и неорганической химии, аналитической химии.

Для каждого занятия приведены теоретические вопросы и задачи для самостоятельной подготовки студентов. Описаны методики лабораторных работ, предусмотренных программой, с кратким теоретическим введением и вопросами для защиты.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. К работе в химической лаборатории и выполнению лабораторных работ по физической и коллоидной химии студенты допускаются только после проведенного преподавателем инструктажа по технике безопасности, что должно быть отражено в журнале регистрации инструктажа студентов.

2. К работе в лаборатории студенты допускаются только при наличии халата, в лаборатории категорически запрещается принимать пищу, курить, громко разговаривать, пользоваться мобильными телефонами.

3. На лабораторных столах при выполнении работы должны находиться только необходимые приборы, посуда, реактивы и лабораторный журнал, другие вещи, не требуемые в работе, следует убирать.

4. На своем рабочем месте студент обязан поддерживать чистоту и порядок, работать аккуратно, точно следуя методическим указаниям по выполнению лабораторной работы.

5. Проводя эксперимент, студент обязан бережно обращаться с лабораторным оборудованием и приборами, химической посудой, экономно расходовать реактивы, воду, электроэнергию.

6. К работе с использованием прибора студент может приступить только после изучения инструкции к нему и выяснения всех непонятных вопросов у преподавателя.

7. Работать с реактивами и растворами следует только на рабочем столе или в вытяжном шкафу, после употребления склянки с реактивами необходимо сразу закрывать пробками, которые нельзя путать.

8. Следует соблюдать следующие меры безопасности:

а) категорически запрещено пробовать что-либо на вкус;

б) запрещается набирать ртом при помощи стеклянной пипетки или трубки ядовитые и едкие жидкости, для этого следует пользоваться дозаторами;

в) запрещается использовать для питья химическую посуду во избежание случайных отравлений;

г) остатки опасных веществ нельзя выбрасывать в канализацию или мусорный ящик, их следует помещать в предназначенные для этого специальные сосуды.

9. Все опыты с ядовитыми, вредными и сильно пахнущими веществами производить в только вытяжном шкафу.

10. Производя химические опыты, приборы следует располагать таким образом, чтобы реагирующие вещества в случае разбрызгивания не могли попасть на самого экспериментатора или находящихся вблизи других лиц.

11. Строго запрещается проводить какие-либо работы с легковоспламеняющимися веществами вблизи огня. В случае возгорания их следует тушить, накрывая одеялом, асбестом или засыпая песком.

12. При включении электронагревательных приборов соединительный шнур сначала присоединяется к прибору, а затем уже включается в общую сеть. Выключение прибора производится в обратном порядке.

13. После окончания работы необходимо выключить воду, электроприборы, навести порядок на рабочем месте (вымыть посуду, убрать на место реактивы, вытереть стол).

ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ ПРИ НЕСЧАСТНОМ СЛУЧАЕ

1. При тепловом ожоге надо охладить обожженное место холодной водой или пакетом со льдом 10-15 минут, затем обработать его спреем «Пантенол» или наложить стерильную повязку, смоченную в растворе антисептика.

2. При химических ожогах первая помощь оказывается практически в том же объеме. Единственное отличие – прекращение воздействия вредного фактора на кожу осуществляется путем смывания химического вещества сильной струей воды, желательно проточной.

3. При ожогах глаз промыть большим количеством воды и раствором борной кислоты (если ожог вызван попаданием щелочи) или соды (если ожог вызван попаданием кислоты).

4. При поражении электрическим током устранить контакт при помощи резиновых перчаток или сухой деревянной палки, если необходимо – сделать искусственное дыхание, укрыть пострадавшего одеялом, вызвать «скорую помощь».

5. При ранении стеклом необходимо удалить кровь с пореза ватой, смоченной спиртом или раствором перманганата калия, смазать края раны йодом или зеленкой, наложить стерильную повязку.

6. При острых отравлениях и сильных ожогах, а также при ожогах глаз пострадавший должен быть доставлен в больницу!

РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАНЯТИЮ

1. Изучите теоретический материал темы, руководствуясь вопросами, изложенными в настоящей тетради.

2. Заполните таблицу с терминами.

3. Решите задачи, используя при необходимости данные таблиц из Приложения, а также пособие по решению задач (см. Литература).

4. Ознакомьтесь с целью и основными этапами выполнения лабораторной работы.

5. После выполнения и оформления лабораторной работы ответьте на вопросы для защиты и подпишите работу у преподавателя.

6. Самостоятельная подготовка оценивается преподавателем с учетом степени выполнения заданий.

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 1

Тема: ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ТЕРМОХИМИЯ

Цель занятия:

1. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории и порядком выполнения и защиты лабораторных работ по физической и коллоидной химии.
2. Изучить основные понятия и законы химической термодинамики.
3. Научиться делать различные термодинамические расчеты.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Введение в физическую и коллоидную химию.
2. Основные понятия термодинамики: система, параметры состояния, функции состояния системы, термодинамический процесс. Системы изолированные, закрытые, гомогенные, гетерогенные.
3. Нулевой закон термодинамики.
4. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия системы.
5. Теплоемкость. Изобарная, изохорная, молярная, удельная теплоемкость.
6. Первый закон термодинамики для изохорного, изобарного, изотермического, адиабатного процессов.
7. Термохимия. Первый закон термохимии (закон Лавуазье – Лапласа).
8. Энтальпия. Второй закон термохимии (закон Гесса). Следствия из закона Гесса.
9. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры и теплоемкости реагентов и продуктов. Закон Кирхгоффа.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Система	
Теплоемкость	
Тепловой эффект реакции	
Энтальпия	

Решить задачи

1. При изотермическом процессе к азоту, занимающему объем 400 дм^3 и находящемуся под давлением $5{,}15 \cdot 10^6$ Па, подводится 3500 кДж теплоты. Определите объем и давление азота к концу процесса.

Дано:	**Решение:**
Найти	**Ответ:**

2. Работа, затраченная на адиабатное сжатие 1 кг воздуха при температуре 500 К, равна 157 кДж. Определите изменение внутренней энергии системы и ее конечную температуру. Средняя теплоемкость C_p воздуха равна 0,732 кДж/(кг·К).

3. Рассчитайте теплоту образования кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ из безводного сульфата натрия, если теплота растворения Na_2SO_4 равна -80,3 кДж/моль, а теплота растворения кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ равна 78,6 кДж/моль.

4. Вычислите тепловой эффект реакции:

$$4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}$$

при стандартных условиях, используя справочные данные стандартных энтальпий образования веществ (см. таблицу 1 в Приложении).

5. Вычислите стандартную теплоту образования бензола, если стандартные теплоты сгорания водорода, углерода и бензола равны соответственно (кДж/моль): –393,51; –285,83; –3301.

6.* Определите тепловой эффект реакции:

$$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = H_{2(г)} + CO_{2(г)},$$

протекающей при постоянном давлении и температуре 2000 К, если известно, что при 298 К тепловой эффект реакции равен 41,17 кДж. Изобарные молярные теплоемкости веществ равны (Дж/(моль·К)):

$$C_p^\circ(CO_{(г)}) = 28{,}41 + 4{,}10\cdot10^{-3}T - 0{,}46\cdot10^5T^{-2};$$

$$C_p^\circ(H_2O_{(г)}) = 30{,}00 + 10{,}71\cdot10^{-3}T + 0{,}33\cdot10^5T^{-2};$$

$$C_p^\circ(H_{2(г)}) = 44{,}14 + 3{,}26\cdot10^{-3}T + 0{,}50\cdot10^5T^{-2};$$

$$C_p^\circ(CO_{2(г)}) = 28{,}41 + 9{,}04\cdot10^{-3}T - 8{,}54\cdot10^5T^{-2}.$$

Используйте справочные данные стандартных энтальпий образования веществ (см. таблицу 1 в Приложении).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ

Цель работы. Приобрести навыки калориметрического определения интегральной теплоты растворения соли.

Оборудование и реактивы. Калориметр (термос), термометр, секундомер, аналитические весы, посуда (бюретка, конические колбы для титрования), KCl (х.ч.), соль (по указанию преподавателя), дистиллированная вода.

Теоретические основы

Для определения теплоты растворения соли используют калориметр – прибор, в котором в течение определенного промежутка времени отсутствует теплообмен с окружающей средой.

В качестве простейшего калориметра мы использовали термос, в который вставлена пробка с отверстиями для термометра и воронки.

В основе определения тепловых эффектов различных процессов с помощью калориметрического метода лежит уравнение:

$$\Delta H = \frac{K \cdot \Delta t}{n},$$

где ΔH – интегральная теплота растворения соли, кДж/моль;
Δt – изменение температуры в результате процесса растворения соли, град;
K – постоянная калориметра, кДж/К;
n – химическое количество соли, моль.

Интегральная теплота растворения соли – тепловой эффект растворения 1 моль соли в определенном объеме растворителя.

Постоянная калориметра К – это величина, численно равная количеству тепла, которое необходимо для нагревания всех составных частей калориметра на 1 °С.

Постоянную калориметра K можно определить различными способами, например, проводя в калориметре процесс растворения навески соли с известным тепловым эффектом. В качестве эталона используется химически чистый хлорид калия.

Интегральная теплота растворения хлорида калия (ΔH_t, кДж/моль) в интервале 10–30 °С зависит от температуры следующим образом:

$$\Delta H_t = 24{,}922 - 0{,}288 \cdot t,$$

где t - средняя температура опыта: $t_{ср} = 0{,}5\ (t_1 + t_2)$.

По изменению температуры растворения KCl определяют постоянную калориметра.

Затем в аналогичном опыте измеряют изменение температуры в ходе процесса растворения исследуемой соли и, зная постоянную калориметра, вычисляют интегральную теплоту растворения соли.

Выполнение работы

1. На аналитических весах отвесьте приблизительно 2,5 г растертого в порошок хлорида калия (точная навеска).

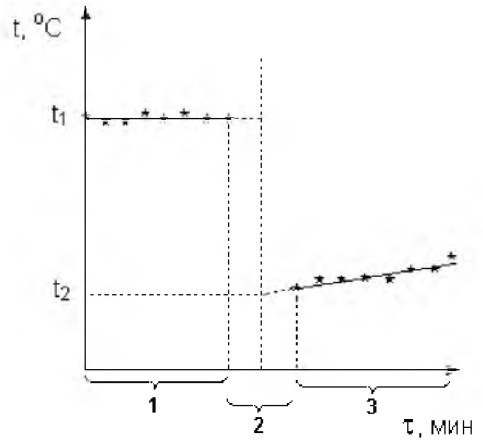
2. В калориметр (термос) налейте с помощью бюретки 100,0 мл дистиллированной воды и закройте пробкой с вставленным в нее термометром.

3. Через 5 минут включите секундомер и, помешивая содержимое термоса, в течение 4 минут каждые 30 секунд фиксируйте температуру воды (предварительный период). Результаты записывайте в таблицу 1.

4. Затем, не выключая секундомер, быстро внесите в колбу навеску хлорида калия и продолжайте перемешивать раствор (главный период).

5. Через 2 минуты после внесения соли вновь начните измерять температуру раствора через каждые 30 секунд в течение 4 минут (заключительный период).

6. Для расчета изменения температуры в процессе растворения KCl постройте на миллиметровой бумаге график зависимости температуры от времени, который имеет примерный вид (рисунок 1):



1 - предварительный период; 2 - главный период; 3 - заключительный период.

Рисунок 1 - Изменение температуры в калориметрическом процессе растворения хлорида калия

Проведя прямые линии через экспериментальные точки, полученные для предварительного и заключительного периодов, экстраполируйте их на середину главного периода (см. рисунок 1). Расстояние между точками пересечения $\Delta t = t_2 - t_1$ будет равно изменению температуры в процессе растворения хлорида калия.

7. Для определения постоянной калориметра найденные величины подставьте в формулу:

$$K = \frac{\Delta H_{KCl} \cdot n_{KCl}}{\Delta t},$$

где ΔH_{KCl} – интегральная теплота растворения KCl (кДж/моль) при средней температуре процесса $t_{ср} = 0{,}5(t_1 + t_2)$;

Δt - изменение температуры, град;

n_{KCl} – химическое количество хлорида калия, моль.

8. Для определения интегральной теплоты растворения соли, полученной у преподавателя, проведите опыт, аналогичный описанному выше, только вместо хлорида калия возьмите навеску соли массой 2,5 г.

9. Изменение температуры в ходе процесса растворения Δt определите графически, постоянная калориметра K установлена в предыдущем опыте.

10. По формуле вычислите интегральную теплоту растворения соли (кДж/моль) при средней температуре опыта:

$$\Delta H_{соли} = \frac{K \cdot \Delta t}{n_{соли}},$$

где $\Delta H_{соли}$ – интегральная теплота растворения соли, кДж/моль;

Δt – изменение температуры, °C;

$n_{соли}$ – химическое количество соли, моль.

11. Полученное экспериментальное значение $\Delta H_{эксп.}$ сравните с табличным значением интегральной теплоты растворения соли $\Delta H_{теор.}$ (см. таблицу 2 Приложения) и найдите от-

носительную ошибку определения интегральной теплоты растворения соли $\delta(\Delta H)$ по формуле:

$$\delta(\Delta H) = \frac{\Delta H_{эксп.} - \Delta H_{теор.}}{\Delta H_{теор.}} \cdot 100,$$

где $\Delta H_{эксп.}$ и $\Delta H_{теор.}$ - экспериментально найденная и табличная величины интегральной теплоты растворения соли соответственно, кДж/моль.

Таблица 1 - Результаты измерения температуры калориметра

№ измерения	KCl		№ измерения	Соль	
	Время, с	t,^{0}C		Время, с	t,^{0}C
Предварительный период			Предварительный период		
1			1		
2			2		
3			3		
4			4		
5			5		
6			6		
Заключительный период			Заключительный период		
7			7		
8			8		
9			9		
10			10		
11			11		
12			12		

Рисунок 2 – Зависимость изменения температуры в калориметрическом процессе растворения хлорида калия

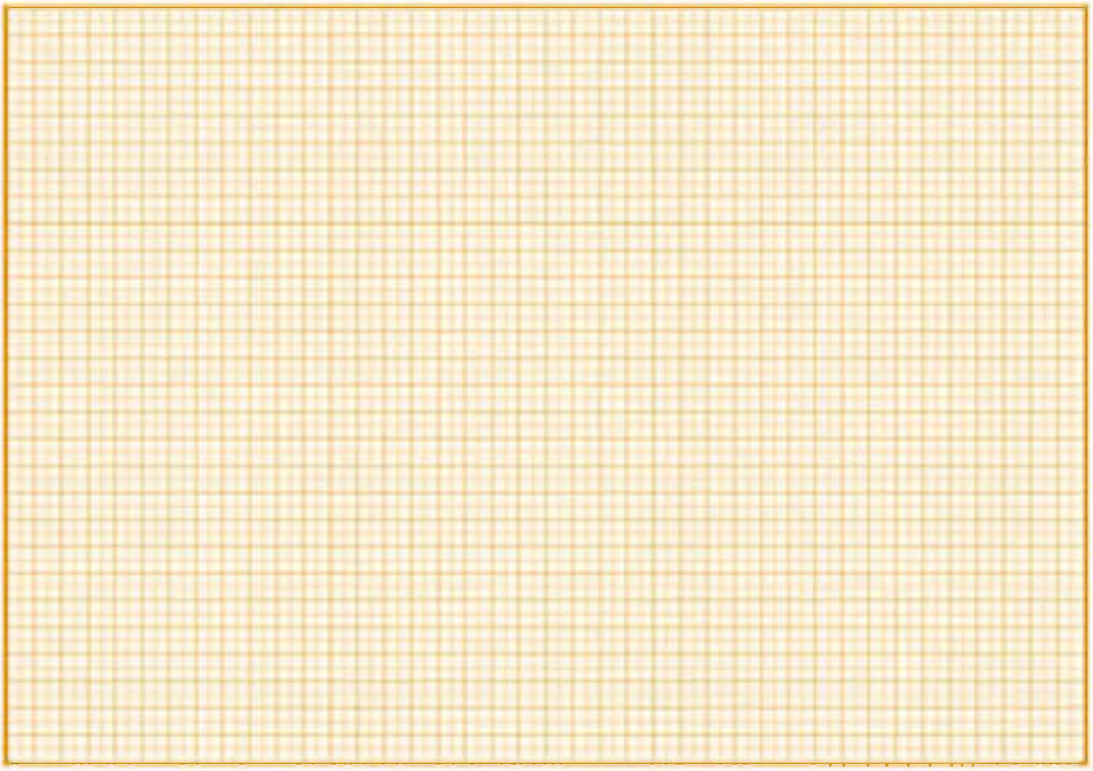


Рисунок 3 - Зависимость изменение температуры в калориметрическом процессе растворения исследуемой соли_____

Таблица 2 – Расчеты для определения интегральной теплоты растворения соли_____

Параметры	**Расчеты**
$t_{ср} = 0,5\ (t_1 + t_2)$ (град.)	
$\Delta H_{KCl} = 24,922 - 0,288t$ (кДж/моль)	
$\Delta t = t_2 - t_1$ (град.)	
$K = \dfrac{\Delta H_{KCl} \cdot n_{KCl}}{\Delta t}$,	
$m_{соли}$, г	
$n_{соли}$, моль	

Продолжение таблицы 2

$\Delta H_{соли} = \frac{K \cdot \Delta t}{n_{соли}}$, (кДж/моль)	
$C_m(соли) = \frac{n_{соли}}{m_{воды}}$, (моль/кг)	
$\Delta H_{теор.}$ (кДж/моль)	
$\delta(\Delta H) = \frac{\Delta H_{эксп.} - \Delta H_{теор.}}{\Delta H_{теор..}} \cdot 100$	

Вывод:

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Каково устройство калориметра? Для чего он предназначен?
2. Какие факторы влияют на интегральную теплоту растворения вещества?
3. Перечислите возможные источники ошибок проведенного эксперимента.

_____

Подпись преподавателя

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 2

Тема: ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Цель занятия:

1. *Изучить термодинамические характеристики химических реакций.*
2. *Научиться использовать теоретические знания для решения расчетных задач.*

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Термодинамически обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.
2. Второй закон термодинамики. Энтропия.
3. Третий закон термодинамики.
4. Изменение энтропии в различных процессах.
5. Критерий самопроизвольного протекания процессов в закрытых и открытых системах.
6. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.
7. Расчет изменения энергии Гиббса в ходе реакции.
8. Приложение законов термодинамики к живым системам.

Дать определения терминам:

Термин	***Определение***
Термодинамически обратимые процессы	
Термодинамически необратимые процессы	
Самопроизвольные процессы	
Энтропия	
Энергия Гиббса	
Энергия Гельмгольца	

Решить задачи

1. Вычислите изменение энтропии при переходе 10 моль кислорода, находящихся при нормальных условиях, к объему 22,4 дм^3 под давлением 3 атм, если средняя изобарная теплоемкость кислорода $C^{\circ}_{p,298}(O_2)$ = 29,37 Дж/(моль·К).

2. Вычислите значения $\Delta G^{\circ}_{r,298}$ и $\Delta H^{\circ}_{r,298}$ для приведенных ниже реакций, используя справочные данные (см. таблицу 1 Приложения). Укажите, какие из реакций протекают самопроизвольно в стандартных условиях и являются экзотермическими:

а) $2H_2O_{2(ж)} = 2H_2O_{(ж)} + O_{2(г)}$; б) $N_2O_{4(г)} = 2NO_{2(г)}$.

3.* Вычислите изменение энтропии ΔS°_{500} при 500 К для реакции:

$$2H_2S_{(г)} + SO_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + 3S_{(т)},$$

пользуясь следующими данными:

$C^{\circ}_{p,298}(S)$ = 22,68 Дж/(моль·К); $C^{\circ}_{p,298}(H_2S)$ = 33,44 Дж/(моль·К);

$C^{\circ}_{p,298}(SO_2)$ = 39,87 Дж/(моль·К); $C^{\circ}_{p,298}(H_2O_{(ж)})$ = 75,30 Дж/(моль·К).

$S^{\circ}_{298}(S)$ = 31,92 Дж/(моль·К); $S^{\circ}_{298}(H_2S)$ = 205,70 Дж/(моль·К);

$S^{\circ}_{298}(SO_2)$ = 248,07 Дж/(моль·К); $S^{\circ}_{298}(H_2O_{(ж)})$ = 69,95 Дж/(моль·К).

4.* На основании значений $\Delta H^{\circ}_{f,298}$, S°_{298} $C^{\circ}_{p,298}$ всех участников реакции, используя справочные данные (см. таблицу 2 в Приложении), вычислите $\Delta G^{\circ}_{r,500}$ реакции и сделайте вывод о возможности ее протекания при 500К.

$$C_2H_{2(г)} + 5/2O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + H_2O_{(ж)}.$$

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 3

Тема: ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Цель занятия:

1. Изучить термодинамику химического равновесия для гомогенных и гетерогенных систем.

2. Научиться вычислять константы химического равновесия и прогнозировать направление протекания процессов.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Химическое равновесие.
2. Константа химического равновесия, способы ее выражения.
3. Смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье – Брауна.
4. Уравнение изотермы химической реакции.
5. Уравнения изобары и изохоры химической реакции.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Химическое равновесие	
Принцип Ле-Шателье-Брауна	
Изотерма	
Изобара	
Изохора	

Решить задачи

1. При некоторой температуре в системе:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$$

равновесные парциальные давления веществ имеют следующие значения: $p(N_2)$ = 5,00 кПа; $p(H_2)$ = 8,00 кПа; $p(NH_3)$ = 10 кПа. Вычислите значения констант равновесия K_p и K_C.

2. Определите направление протекания реакции при 1000 К:

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)},$$

если при данной температуре константа равновесия $K_p = 2{,}043 \cdot 10^{-2}$ ($Па^{-1}$), а исходные парциальные давления веществ (Па): $p(SO_2) = 3 \cdot 10^{-4}$; $p(O_2) = 1 \cdot 10^{-4}$; $p(SO_3) = 1{,}5 \cdot 10^{-4}$.

3. Константа равновесия K_C для реакции:

$$N_2O_{4\,(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(г)}$$

при 298 К равна 0,1 моль/л. В каком направлении будет протекать реакция при следующих исходных концентрациях веществ: $C(N_2O_4) = C(NO_2)$ = 0,005 моль/л?

4.* При 900 К константа равновесия K_p ниже приведенной реакции равна $4{,}3 \cdot 10^{-4}$, а при 950 К – $1{,}06 \cdot 10^{-2}$:

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$$

Определите константу равновесия этой реакции K_p при 930 К.

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 4

Тема: ТЕРМОДИНАМИКА ФАЗОВЫХ РАВНОВЕСИЙ

Цель занятия:
1. Изучить основы термодинамики фазовых равновесий.
2. Научиться анализировать диаграммы состояния некоторых бинарных твердых систем.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятия: фаза, число независимых компонентов, число степеней свободы системы. Правило фаз Гиббса.
2. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.
3. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса.
4. Термический анализ.
5. Двухкомпонентные системы «твердое – твердое». Диаграммы плавкости с различной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии:
   - диаграмма плавкости системы, компоненты которой неограниченно растворяются в жидком состоянии, а в твердом состоянии нерастворимы;
   - диаграммы плавкости систем, компоненты которых неограниченно растворимы в жидком и твердом состояниях.

Дать определения терминам

Термин	*Определение*
Фаза	
Число независимых компонентов	
Число степеней свободы системы	
Эвтектика	
Диаграмма плавкости системы	

Решить задачи

1. Рассчитайте число степеней свободы в системе, в которой насыщенный раствор сульфата натрия находится в равновесии с кристаллами Na_2SO_4 и парами воды.

2. Вычислите, при какой температуре закипит вода под давлением 3 атм. (создается в скороварке), если теплота испарения воды при 373,15 К равна 40,646 кДж/моль. Считайте, что теплота испарения в данном температурном интервале постоянна.

3. Вычислите молярную теплоту испарения бензола в интервале температур 293-303 К, если давление его пара при температуре 293 К равно 10,00 кПа, а при 303 К давление пара равно 15,70 кПа.

4.* Эвтектический сплав сурьмы и свинца содержит 13 % сурьмы, температура его плавления составляет 246 °С. Постройте диаграмму плавкости системы «сурьма – свинец», если температура плавления свинца равна 327 °С, а сурьмы – 631°С. Какой из металлов и в каком количестве будет находиться в сплаве в виде кристаллов, вкрапленных в эвтектику, если 10 кг расплава, содержащего 50 % сурьмы, охладить до полного его затвердевания?

Рисунок 4 - Диаграмма плавкости системы «сурьма – свинец»

5. В 500 г сплава олова со свинцом содержится 30 % олова. Определите, какая фаза и в каком количестве находится в сплаве, вкрапленном в эвтектику, если содержание олова в эвтектике равно 61,9 %.

6.* Постройте диаграмму плавкости системы «олово – цинк», если известно, что температура плавления олова равна 232 °С, а цинка – 418 °С. Эвтектический сплав содержит 8 % цинка и плавится при температуре 200 °С. По диаграмме определите, примерный состав системы, если расплав, содержащий 50 % цинка, охладили до 210 °С.

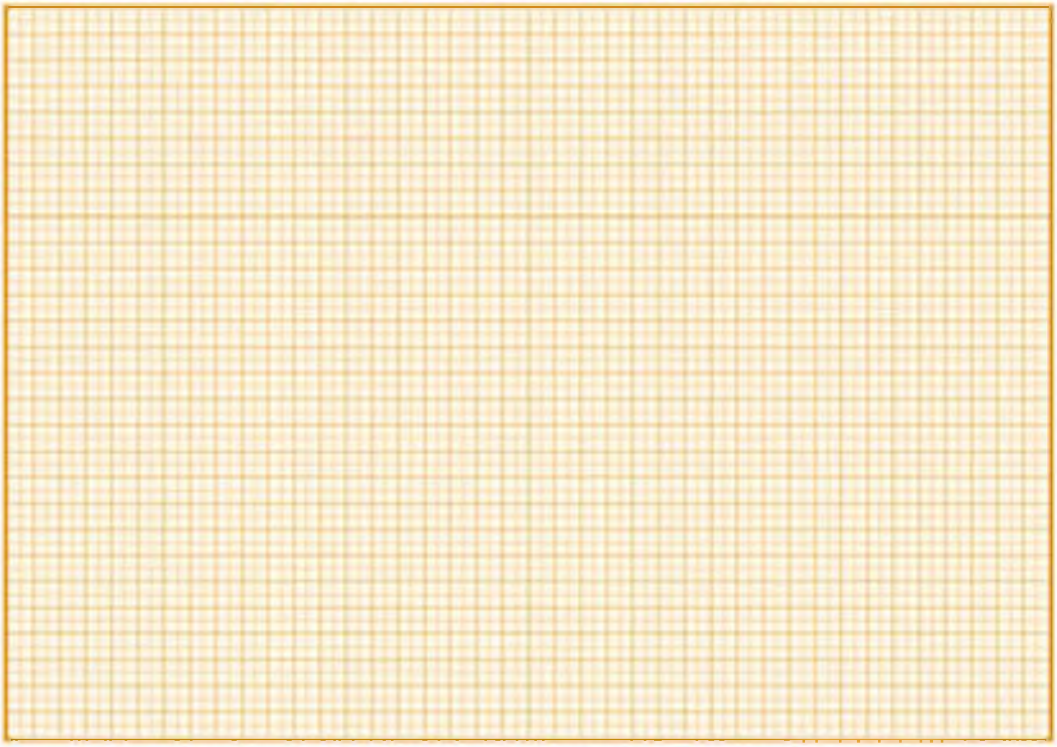


Рисунок 5 - Диаграмма плавкости системы «олово - цинк»

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 5

Тема: ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ РАСТВОРОВ

Цель занятия:

1. Изучить термодинамику фазовых равновесий жидких систем.

2. Научиться анализировать диаграммы состояния для реальных растворов.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Классификация жидкостей по взаимной растворимости. Идеальные растворы.
2. Диаграммы состояния «давление – состав», «температура – состав» для идеальных растворов. Первый закон Коновалова.
3. Разделение неограниченно растворимых жидкостей. Простая и фракционная перегонка. Применение.
4. Диаграммы состояния «давление – состав», «температура – состав» для реальных растворов.
5. Азеотропы. Второй закон Коновалова.
6. Ограниченно растворимые жидкости. Диаграммы состояния «температура – состав».
7. Взаимно нерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром. Применение.
8. Трехкомпонентные системы. Экстракция. Применение.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***	***Примеры***
Идеальные растворы		
Растворы с отрицательным отклонением от закона Рауля		
Растворы с положительным отклонением от закона Рауля		
Диаграммы состояния системы		
Азеотропы		
Экстракция		

Решить задачи

1.* Давления паров хлорбензола и бромбензола при 413 К равны соответственно 1,237 бар и 0,658 бар (1 бар = 1,0197 атм). Рассчитайте состав раствора, полученного смешиванием хлорбензола и бромбензола, который кипит при 413 К, а также состав образующегося пара.

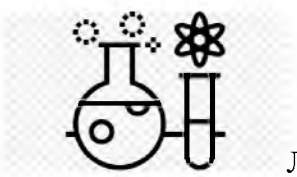
2. Какая масса водяного пара потребуется для перегонки 1 кг диэтиланилина при температуре 372,4 К, если давление его насыщенного пара равно 101,33 кПа, а парциальное давление воды составляет 99,19 кПа?

3. При 298 К коэффициент распределения анилина между бензолом и водой равен 10,1. Известно, что в 10 мл бензойного слоя содержится анилин массой 0,05835 г. Определите молярную концентрацию анилина в водном слое объемом 10 мл.

4. 1 $дм^3$ водного раствора содержит 0,25 г йода. Величина коэффициента распределения йода между CS_2 и водой равна 59,0. Определите, какое количество йода останется в водном растворе, если

- экстракцию производить однократно, используя 50 мл сероуглерода;
- экстракцию производить пятикратно порциями по 10 мл сероуглерода. Сделайте вывод о наиболее эффективном способе экстракции.

5.* Определите, какой компонент, и в каком количестве можно выделить из 2 кг смеси «ацетон – сероуглерод» с молярной долей ацетона 80 % путем перегонки, если в азеотропной смеси молярная доля сероуглерода составляет 63 %.



ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КРИТИЧЕСКОЙ ТЕМПЕРАТУРЫ РАСТВОРЕНИЯ СИСТЕМЫ «ФЕНОЛ – ВОДА»

Цель работы. Научиться строить диаграммы растворимости на примере системы «фенол – вода» и определять критическую температуру растворения системы «фенол – вода».

Оборудование и реактивы. Ампулы с водными растворами фенола различной концентрации, водяная баня, стеклянный стакан, термометр.

Теоретические основы

Фенол и вода являются жидкостями, которые в определенном интервале температур только частично растворимы друг в друге, а их взаимная растворимость изменяется при изменении температуры. Явление ограниченной растворимости изучают с помощью построения диаграмм растворимости «температура растворения – состав системы».

Для построения такой диаграммы готовят несколько смесей двух жидкостей с различным количественным составом компонентов. Каждую такую смесь, находящуюся в запаянной ампуле, медленно нагревают, постоянно встряхивая, и определяют температуру, при которой мутная смесь превращается в прозрачный гомогенный раствор. Найденные таким образом температуры растворения используют для построения графика, в котором отражена зависимость температуры растворения от состава смеси. Полученная кривая называется кривой растворения или кривой расслоения. Любая точка области, ограниченной кривой расслоения, отвечает гетерогенной двухслойной системе, а любая точка вне этой области – гомогенной системе.

При повышении температуры взаимная растворимость фенола и воды возрастает. Температура, при которой вода и фенол будут неограниченно растворимы друг в друге, называется ***верхней критической температурой растворения***.

Экспериментальное нахождение критической температуры растворения производится по правилу ***прямолинейного диаметра Алексеева и Ротмунда:*** *прямая, проведенная через середины коннод, пересекает кривую расслоения в точке, соответствующей критической температуре растворения.*

Выполнение работы

1. Поместите в стеклянный стакан вместимостью 0,5 л запаянные в ампулах смеси, состоящие из двух фаз: вода и фенол (мутно-молочные) и термометр, налейте воды и нагрейте на водяной бане.

2. Зафиксируйте температуру взаимного растворения жидкостей (в момент просветления смеси) поочередно во всех ампулах.

3. Выключите плитку и дайте возможность охлаждаться смесям. Следите за температурой. Отметьте и запишите температуру, при которой происходит изменение вида смесей в ампулах и расслоение их на две фазы.

4. Сопоставьте температуры взаимного растворения и расслоения смесей. Их разность не должна превышать 0,5°. Если это условие не соблюдается, опыт повторите.

5. По полученным данным постройте диаграмму «состав – температура растворения» смеси «фенол – вода», откладывая на оси абсцисс состав в % (масс.). Проведите две ординаты: левую – для воды, правую – для фенола.

По правилу прямолинейного диаметра Алексеева – Ротмунда определите критическую температуру растворения фенола в воде.

6. Определите по графику количественный состав фаз системы «фенол – вода» при заданной температуре для ампулы, указанной преподавателем.

ОФОРМЛЕНИЕ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

Таблица 3 - Зависимость температуры просветления и помутнения смесей от их состава

Вещество	Номер ампулы и содержание вещества, %						
	1	2	3	4	5	6	7
Фенол							
Вода							
Температура просветления, ^{0}C							
Температура помутнения, ^{0}C							

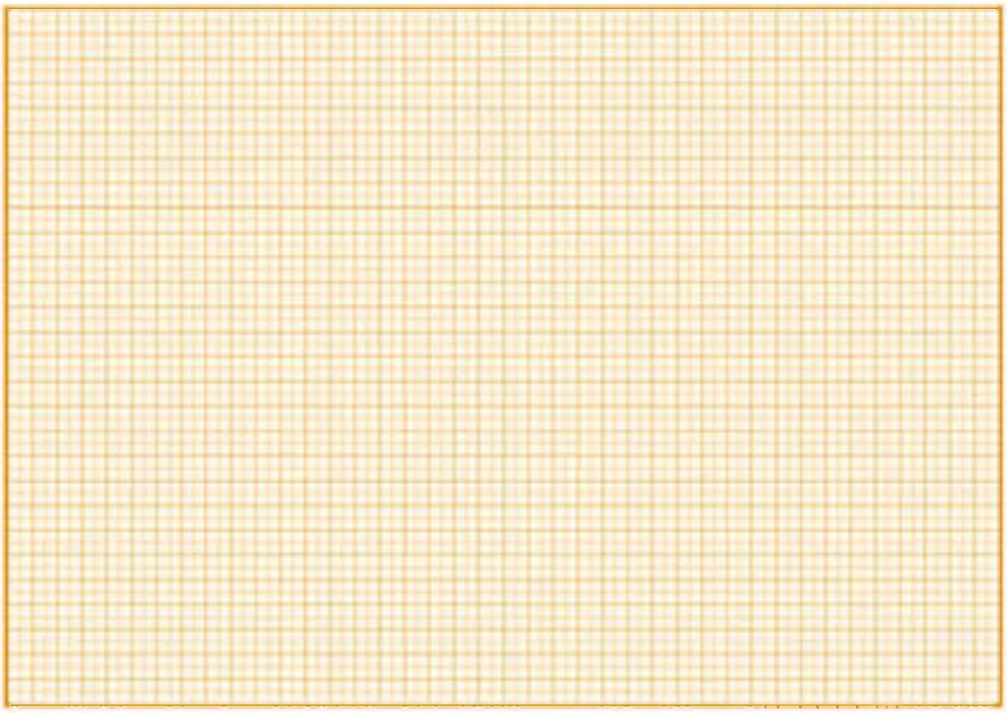


Рисунок 6 – Диаграмма растворимости системы « фенол – вода»

При температуре _____для ампулы № ____количественный состав фаз системы «фенол –вода» следующий:

1 фаза: фенола (%) _____; воды (%)_____

2 фаза: фенола (%) _____; воды (%)_____

Вывод

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Что представляет собой диаграмма растворимости двух ограниченно смешивающихся жидкостей?
2. Дайте определение понятию « критическая температура растворения».
3. Как она графически определяется?

_____

Подпись преподавателя

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 6

Тема: ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ТЕРМОДИНАМИКА ФАЗОВЫХ РАВНОВЕСИЙ (КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ)

Цель занятия:

1. Обобщить и систематизировать знания по пройденному материалу.
2. Закрепить умение применять теоретические знания при решении задач.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Предмет и методы термодинамики.
2. Системы: изолированные, закрытые, гомогенные, гетерогенные.
3. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота.
4. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Изохорная и изобарная теплота процесса и соотношение между ними.
5. Закон Гесса. Теплота гидратации. Зависимость теплового эффекта процесса от температуры и теплоемкости веществ. Закон Кирхгоффа.
6. Максимальная полезная работа изотермического и адиабатного процесса.
7. Второе начало термодинамики и его математическое выражение. Энтропия – функция состояния системы. Изменение энтропии в различных процессах.
8. Статистический характер второго начала термодинамики. Энтропия и ее связь с вероятностью состояния системы. Формула Больцмана.
9. Уравнение изотермы химической реакции. Константа химического равновесия и способы ее выражения.
10. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Константа химического равновесия.
11. Принцип Ле-Шателье
12. Понятия: фаза, число независимых компонентов, число степеней свободы системы. Правило фаз Гиббса.
13. Уравнение Клапейрона – Клаузиуса.
14. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.
15. Термический анализ.
16. Двухкомпонентные системы «твердое – твердое» (диаграммы плавкости с различной растворимостью компонентов в жидком и твердом состоянии).
17. Значение фазовых диаграмм для фармации.
18. Растворимость жидкостей в жидкостях. Идеальные и реальные растворы.
19. Диаграммы состояния «давление – состав», «температура – состав» для идеальных растворов. Первый закон Коновалова.
20. Диаграммы состояния «давление – состав», «температура – состав» для реальных растворов. Азеотропы. Второй закон Коновалова.
21. Разделение неограниченно растворимых жидкостей. Простая и фракционная перегонка.
22. Ограниченно растворимые жидкости. Диаграммы состояния «температура – состав».
23. Взаимно нерастворимые жидкости. Перегонка с водяным паром.
24. Трехкомпонентные системы. Закон распределения вещества между двумя фазами (В. Нернст).
25. Экстракция. Применение экстракции в фармацевтической промышленности.

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 7

Тема: ТЕРМОДИНАМИКА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель занятия:

1. *Изучить коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов.*
2. *Рассмотреть особенности растворов слабых и сильных электролитов, а также свойства буферных растворов.*

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов.
2. Осмос. Осмотическое давление растворов неэлектролитов. Уравнение Вант-Гоффа для разбавленных растворов неэлектролитов.
3. Законы Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов.
4. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент, его связь со степенью электролитической диссоциации электролита.
5. Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Активность ионов, коэффициент активности, ионная сила раствора.
6. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель как мера активной реакции среды. Колориметрическое определение pH растворов.
7. Буферные системы и растворы. Состав и механизм их действия. Расчет pH буферных растворов. Буферная емкость и факторы, определяющие ее. Буферные системы в живом организме.
8. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Электролиты	
Коллигативные свойства растворов	
Осмос	
Буферные растворы	

Решить задачи

1. Определите массовую долю хлорида натрия, содержащегося в физиологическом растворе, если известно, что данный раствор изотоничен крови (считать диссоциацию полной). Осмотическое давление крови при нормальной температуре тела человека составляет 735 кПа.

2. Определите температуру кипения раствора хлорида натрия массой 1 кг с массовой долей соли 5 %, считая плотность раствора равной 1 г/см^3. Эбулиоскопическая константа для воды равна 0,52 К·кг/моль, степень диссоциации NaCl в данном растворе равна 80 %.

3.* Изотонический коэффициент 0,05 М соляной кислоты равен 1,88. Сколько частиц (молекул и ионов) содержится в 100 мл такого раствора?

4. Вычислите давление насыщенного пара 10 % раствора анилина в диэтиловом эфире при 303,15 К. Давление насыщенного пара чистого эфира при этой температуре равно 58,982 кПа.

5. В каком объемном соотношении необходимо смешать 0,1 н растворы CH_3COOH и CH_3COONa, чтобы получить буферную смесь с pH = 5,7, учитывая, что константа диссоциации кислоты равна $K_д(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$?

6. Определите ионную силу 0,1М растворов: KCl, $BaCl_2$, Na_2SO_4, $CuSO_4$, $AlCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$.

7. Вычислите активность ионов Ca^{2+} и Cl^- в 0,001М растворе $CaCl_2$.

8. Вычислите константу ($K_г$), степень гидролиза (h) и pH 0,05 н раствора нитрата аммония, если $K_д(NH_3 \cdot H_2O) = 1,76 \cdot 10^{-5}$?

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 8

Тема: ЭЛЕКТРОХИМИЯ. ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТЬ РАСТВОРОВ

Цель занятия:

1. *Изучить основные понятия электрохимии.*
2. *Ознакомиться с методом кондуктометрического титрования и сферой его применения в фармации.*

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие электропроводимости. Типы проводников. Проводники первого и второго рода.
2. Удельная и эквивалентная электропроводности растворов электролитов и влияние на них различных факторов.
3. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша.
4. Скорость движения и подвижность ионов. Числа переноса ионов.
5. Кондуктометрическое определение степени и константы ионизации слабого электролита.
6. Кондуктометрическое титрование. Сущность метода. Кривые кондуктометрического титрования.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Удельная электропроводность	
Эквивалентная электропроводность	
Эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении	

Решить задачи

1. Определите предельную эквивалентную электропроводность для LiBr при 298 К, если значения эквивалентной электропроводности λ_0 для Li_2SO_4, KBr, K_2SO_4 соответственно равны: $157{,}2 \cdot 10^{-4}$; $151{,}6 \cdot 10^{-4}$; $227{,}0 \cdot 10^{-4}$ См·м^2/моль.

2. Определите эквивалентную электропроводность и pH 0,1 н раствора уксусной кислоты, степень диссоциации которой равна 1,3 %, используя данные таблицы 5 Приложения.

3. Удельная электропроводность 4 % раствора H_2SO_4 (ρ = 1025,5 кг/м^3) составляет 16,254 См·м$^{-1}$. Определите эквивалентную электропроводность, степень диссоциации H_2SO_4 и pH раствора.

4. При 291К удельная электропроводность сульфата бария равна $2{,}623 \cdot 10^{-4}$ См/м, удельная электрическая проводимость воды, определенная при тех же условиях, $4{,}00 \cdot 10^{-6}$ См/м. Вычислите концентрацию $BaSO_4$ в насыщенном растворе и значение произведения растворимости ПР($BaSO_4$), используя справочные данные (см. таблицу 5 в Приложении).

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 9

Тема: ЭЛЕКТРОХИМИЯ. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Цель занятия:

1. *Изучить устройство различных электродов и окислительно-восстановительных систем.*
2. *Ознакомиться с методами потенциометрии и их применением в фармации.*

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие об электроде. Классификация электродов.
2. Механизм возникновения электродного потенциала. Уравнение Нернста.
3. Электроды 1 рода. Устройство стандартного водородного электрода.
4. Электроды 2 рода. Устройство стандартных хлорсеребряного и каломельного электродов.
5. Понятие о гальваническом элементе.
6. Окислительно-восстановительные системы и потенциалы. Устройство хингидронного электрода.
7. Ионселективные электроды. Устройство стеклянного электрода.
8. Прямая потенциометрия. Устройство pH-метра.
9. Потенциометрическое титрование, сущность метода, его преимущества, использование в фармацевтическом анализе лекарственных средств.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***	***Примеры***
Электрод		
Гальванический элемент		
Индикаторные электроды		
Электроды сравнения		

Решить задачи

1. Гальванический элемент составлен из 2 цинковых электродов, находящихся в растворах сульфата цинка с такими концентрациями (моль/кг): C_1 = 0,02; C_2 = 1,0. Запишите схему гальванического элемента. Определите ЭДС реакции при 298 К, если коэффициенты активности ионов цинка в растворах соответственно равны 0,296 и 0,043, $E^{\circ}_{Zn^{3+}/Zn}$ = -0,763 В.

2. Вычислите ЭДС гальванического элемента:

$$Zn \mid Zn(NO_3)_2\ (0{,}25\ M) \parallel AgNO_3\ (0{,}05\ M) \mid Ag.$$

Коэффициенты активности ионов цинка и серебра соответственно равны 0,52 и 0,79. (Стандартные электродные потенциалы смотрите в таблице 6 Приложения).

3. Вычислите ПР(AgI) при 298 К, если потенциал серебряного электрода, погруженного в насыщенный раствор AgI, равен 0,325 В, используя справочные данные (см. таблицу 6 в Приложении).

4. Электродный потенциал окислительно-восстановительной системы:

$$FeCl_3,\ FeCl_2 \mid Pt$$

при 298 К равен 0,888 В, $E^{\circ}(Fe^{3+}, Fe^{2+}/Pt)$ = 0,77В. Рассчитайте соотношение концентраций окисленной и восстановленной форм.

5.* Определите изменение энтальпии, энтропии, энергии Гиббса в ходе реакции:

$$Pb + 2AgCl = 2Ag + PbCl_2,$$

протекающей в гальваническом элементе при 298 К, если при 296 К ЭДС равна 0,49037 В, а при 300 К равна 0,48963 В.

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 10

Тема: ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Цель занятия:

1. Изучить вопросы, рассматриваемые в теме химическая кинетика.

2. Освоить решение типовых задач по химической кинетике.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Классификация химических реакций.
2. Скорость химической реакции и методы ее измерения.
3. Зависимость скорости реакции от различных факторов.
4. Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка реакции.
5. Уравнения кинетики и периоды полупревращений для реакций нулевого, первого, второго порядка.
6. Влияние температуры на скорость реакций. Уравнение Аррениуса.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Средняя скорость реакции	
Мгновенная скорость реакции	
Порядок реакции	

Решить задачи

1. Средняя скорость реакции $A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)}$ равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/(л·с). Определите концентрации всех веществ через 30 секунд, если начальные концентрации веществ А и В были равны 2 и 3 моль/л соответственно.

2. Найдите значение константы скорости реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} = A_2B_{(г)}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,5 и 0,1 моль/л, скорость реакции составила 0,005 моль/(л·мин).

3. Две реакции протекают при 298 К с одинаковыми скоростями. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2,0, а второй равен 3. Найдите отношение скоростей этих реакций при 368 К.

4. Период полураспада радиоактивного изотопа фосфора составляет 343 часа. Через какое время распадется 90 % фосфора, если процесс описывается уравнением 1-го порядка?

5.* Для реакции разложения уксусного ангидрида в водном растворе константа скорости реакции при 283 К равна $1{,}08\ 10^{-4}$ сек$^{-1}$, а при 303 К она равна $1{,}63 \cdot 10^{-3}$сек$^{-1}$. Определите энергию активации реакции.

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 11

Тема: КИНЕТИКА СЛОЖНЫХ РЕАКЦИЙ. КАТАЛИЗ

Цель занятия:

1. Изучить кинетику сложных реакций.

2. Рассмотреть теории катализа и роль катализаторов в фармацевтической промышленности.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Кинетика сложных реакций.
2. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход.
3. Кинетика гетерогенных химических реакций.
4. Катализ. Теории гомогенного катализа. Механизм действия катализатора.
5. Особенности ферментативного катализа.
6. Гетерогенный катализ.
7. Теории гетерогенного катализа.
8. Роль катализаторов в фармацевтической промышленности.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***	***Примеры***
Фотохимические реакции		
Последовательные реакции		
Сопряженные реакции		
Гомогенный катализ		
Гетерогенный катализ		
Ингибиторы		
Каталитические яды		

Решить задачи

1.* Катализатор снижает энергию активации реакции с 125 до 50 кДж/моль. Определите, как влияет введение катализатора на температурный коэффициент реакции при 350 К.

2.* Для реакции разложения оксида азота (IY) энергия активации реакции при 273 К равна 13,184 кДж/моль. Определите, как изменится скорость реакции при повышении температуры до 373 К.

3.* Энергия активации гидролиза сахарозы при 310 К в присутствии H^+- ионов равна 106,692 кДж/моль, а в присутствии фермента сахаразы составляет 36,400 кДж/моль.
Во сколько раз быстрее протекает реакция с сахаразой?

4. При некоторой ферментативной реакции 20 % исходного вещества прореагировало за 15 минут. Учитывая, что данная реакция первого порядка, вычислите, какое количество вещества (%) прореагирует за 3 часа.

5.* Соль диазония в водном растворе разлагается по уравнению:

$$CH_3C_6H_4N_2Cl + H_2O = CH_3C_6H_4OH + N_2 + HCl$$

Процесс разложения протекает как реакция первого порядка. Константы скоростей реакции при 24,7 и 30 °С соответственно равны $9 \cdot 10^{-3}$ и $13 \cdot 10^{-3}$ мин$^{-1}$. Вычислите констан-

ту скорости этой реакции при 35 ^{0}C и время, в течение которого при этой температуре распадается 99,9 % диазония.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ ИОДОВОДОРОДНОЙ КИСЛОТЫ ПЕРОКСИДОМ ВОДОРОДА

Цель работы. Изучить кинетику реакции окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода. Научиться вычислять кинетические параметры реакции в процессе эксперимента.

Приборы и реактивы. Термометр от 0 ^{0}C до 50 ^{0}C, секундомер, две колбы вместимостью 200 мл, бюретка, мерный цилиндр; пипетки вместимостью 5 и 15 мл; 0,03 М раствор иодида натрия; 2 М раствор H_2SO_4; 0,025 М раствор H_2O_2; 0,05 М раствор $Na_2S_2O_3$; 1 М молибдата аммония; 0,5 % раствор крахмала.

Теоретические основы

Реакция окисления иодоводородной кислоты является примером гомогенного катализа. Она ускоряется в присутствии нескольких капель раствора молибдата аммония. Иодоводородная кислота образуется при взаимодействии иодида натрия с серной кислотой:

$$2NaI + H_2SO_4 = 2HI + Na_2SO_4 \quad (1)$$

При окислении иодоводородной кислоты пероксидом водорода выделяется йод:

$$2HI + H_2O_2 = I_2 + 2H_2O \qquad (2)$$

Количество прореагировавшей H_2O_2 определяют по эквивалентному количеству выделившегося йода, который титруют раствором тиосульфата натрия в присутствии крахмала:

$$I_2 + 2Na_2S_2O_3 = 2NaI + 2Na_2S_4O_6 \qquad (3)$$

Реакции (1) и (3) протекают практически мгновенно, поэтому скорость суммарного процесса определяется скоростью более медленной реакции (2). Поскольку иодид натрия в процессе титрования йода тиосульфатом натрия регенерируется, то концентрации NaI и HI практически постоянны и, следовательно, скорость реакции (2) определяется только концентрацией H_2O_2.

Таким образом, процесс окисления иодоводородной кислоты пероксидом водорода является реакцией первого порядка и описывается соответствующим кинетическим уравнением:

$$k = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{C_0(H_2O_2)}{C(H_2O_2)},$$

где $C_0(H_2O_2)$ – начальная концентрация перекиси водорода;

C (H_2O_2) - концентрация перекиси водорода в момент времени τ.

Выполнение работы

1. Бюретку заполните стандартным раствором тиосульфата натрия.

2. В колбу объемом 200 мл отмерьте 100 мл раствора NaI, 5 мл раствора H_2SO_4. В колбу из бюретки прибавьте 1 мл раствора $Na_2S_2O_3$ и 5 капель раствора крахмала. Измерьте температуру раствора.

3. Затем добавьте 15 мл раствора H_2O_2, тщательно перемешайте содержимое колбы и в момент, когда раствор окрасится в синий цвет, включите секундомер.

4. Быстро прибавьте в колбу из бюретки еще 1 мл раствора $Na_2S_2O_3$, перемешайте до исчезновения синего окрашивания и запишите время в секундах, когда синее окрашивание вновь появится. Так повторите 4 раза. Результаты занесите в таблицу 4.

5. Затем прибавьте 3 капли раствора $(NH_4)_2MoO_4$ (катализатор) и титруйте раствор до полного обесцвечивания. Отметьте по бюретке общий объем раствора $Na_2S_2O_3$ (V_0, мл).

7. Вычислите константу скорости реакции (k_i) для каждого момента времени τ_i по уравнению:

$$k_1 = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{V_0 - V_x}{V_0 - V_x - 1}$$

где V_x - объем добавленного раствора $Na_2S_2O_3$, мл;
τ – время, с .

8. Постройте по экспериментальным данным график в координатах $\lg \frac{V_0 - V_x}{V_0 - V_x - 1} - \tau$ для температуры T_1. Он должен иметь вид прямой и это доказывает, что реакция (2) является реакцией 1-го порядка.

9. Аналогичный опыт проведите при температуре выше на 20 ^{0}C, чем в предыдущем опыте. Для нагревания растворов используйте водяную баню.

10. Вычислите средние значения константы скорости реакции для температур T_1 и T_2. Рассчитайте энергию активации реакции (E_a), периоды полупревращения веществ ($\tau_{1/2}$) для температур T_1 и T_2 , а также температурный коэффициент реакции.

Таблица 4 – Изучение кинетики реакции при T_1 =

№	τ, с	$V_x(Na_2S_2O_3)$, мл	$V_0(Na_2S_2O_3)$, мл	$\lg \frac{V_0 - V_x}{V_0 - V_x - 1}$	$k_1 = \frac{2,3}{\tau} \lg \frac{V_0 - V_x}{V_0 - V_x - 1}$	$k_{1\ ср.}$ (c^{-1})
1		1				
2		2				
3		3				
4		4				
5		5				
6		6				

Таблица 5 – Изучение кинетики реакции при T_2 =

№	τ, с	$V_x(Na_2S_2O_3)$, мл	$V_0(Na_2S_2O_3)$, мл	$\lg\frac{V_0-V_x}{V_0-V_x-1}$	$k_2=\frac{2,3}{\tau}\lg\frac{V_0-V_x}{V_0-V_x-1}$	$k_{2\,ср.}$ ($с^{-1}$)
1		1				
2		2				
3		3				
4		4				
5		5				
6		6				

Рисунок 7 - Зависимость концентрации H_2O_2 от времени при температуре_____

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

$$\gamma=\left(\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}}\right)^{\frac{10}{T_2-T_1}}$$

При T_1 $\tau_{1/2}=\frac{\ln 2}{k_1}=$

При T_2 $\tau_{1/2}=\frac{\ln 2}{k_1}=$

Вывод:

Вопросы для защиты лабораторной работы:

1. Что такое порядок реакции? Как он определяется?
2. Дайте определение энергии активации реакции. От каких факторов она зависит?
3. Объясните механизм действия катализатора.

_____

Подпись преподавателя

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 12

Тема: ЭЛЕКТРОХИМИЯ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. КАТАЛИЗ (КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ)

Цель занятия:

1. Обобщить и систематизировать знания по пройденному материалу.
2. Закрепить умение применять теоретические знания при решении задач.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие электропроводимости. Типы проводников. Проводники первого и второго рода.
2. Удельная и эквивалентная электропроводность растворов электролитов.
3. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша.
4. Скорость движения и подвижность ионов. Числа переноса ионов.
5. Кондуктометрическое определение степени и константы ионизации слабого электролита.
6. Кондуктометрическое титрование. Сущность метода. Кривые кондуктометрического титрования.
7. Понятие об электроде. Классификация электродов.
8. Механизм возникновения электродного потенциала. Уравнение Нернста.
9. Электроды 1 рода. Устройство стандартного водородного электрода.
10. Электроды 2 рода. Устройство стандартных хлорсеребряного и каломельного электродов.
11. Понятие о гальваническом элементе.
12. Окислительно-восстановительные системы и потенциалы. Устройство хингидронного электрода.
13. Ионселективные электроды. Устройство стеклянного электрода.
14. Прямая потенциометрия. Устройство pH-метра.
15. Потенциометрическое титрование, сущность метода, его преимущества, использование в фармацевтическом анализе лекарственных средств.
16. Предмет химической кинетики и ее значение в фармации.
17. Классификация химических реакций.
18. Скорость химической реакции и методы ее измерения.
19. Зависимость скорости реакции от различных факторов.
20. Молекулярность и порядок реакции. Методы определения порядка реакции.
21. Уравнения кинетики и периоды полупревращений для реакций нулевого, первого, второго порядка.
22. Влияние температуры на скорость химических реакций. Уравнение Аррениуса.
23. Кинетика сложных реакций.
24. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход.
25. Кинетика гетерогенных химических реакций.
26. Катализ. Теории гомогенного катализа.
27. Особенности ферментативного катализа.
28. Гетерогенный катализ. Теории гетерогенного катализа.

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 13
Тема: ТЕРМОДИНАМИКА ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ. АДСОРБЦИЯ

Цель занятия:

1. Изучить основные понятия и закономерности поверхностных явлений.

2. Научиться строить изотермы адсорбции.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Классификация дисперсных систем.
2. Поверхностные явления. Понятия об адсорбции, абсорбции, хемосорбции. Процессы адсорбции в организме.
3. Адсорбция на поверхности жидкостей. Поверхностное натяжение, его определение.
4. Поверхностная активность веществ, правило Дюкло – Траубе. Вещества: поверхностно-активные (ПАВ), поверхностно-неактивные (ПНВ), поверхностно-инактивные (ПИВ). Изотерма адсорбции по Гиббсу.
5. Адсорбция на поверхности твердых тел. Зависимость адсорбции от природы и концентрации адсорбтива, природы адсорбента, природы растворителя, температуры.
6. Ионная адсорбция из растворов. Правило Панета – Фаянса.
5. Количественное определение адсорбции. Мономолекулярная адсорбция, уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра. Уравнение Фрейндлиха. Определение размеров молекул.
6. Полимолекулярная адсорбция. Теория полимолекулярной адсорбции Поляни, теория адсорбции Брунауэра – Эммета – Теллера (БЭТ).

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Поверхностные явления	
Адсорбция	
Мономолекулярная адсорбция	
Полимолекулярная адсорбция	

Решить задачи

1. Активная площадь поверхности 0,5 г силикагеля составляет 232 $м^2$. Рассчитайте массу адсорбента, необходимую для поглощения 1 моль брома, если 0,010 кг силикагеля адсорбирует $5 \cdot 10^{-6}$ кг брома.

2.* При давлении 1,19 Па адсорбция углекислого газа на слюде при температуре 155 К составляет $2{,}09 \cdot 10^{-10}$ моль/$см^2$, а при давлении 9,80 Па - $3{,}7 \cdot 10^{-10}$ моль/$см^2$. Определите адсорбционную емкость слюды (моль/$см^2$), считая, что адсорбция CO_2 на слюде описывается уравнением Ленгмюра.

3. По уравнению Фрейндлиха вычислите равновесную концентрацию уксусной кислоты, если 1 г угля адсорбирует 3,76 моль CH_3COOH, константы в уравнении Фрейндлиха равны: $K = 2{,}82$, $n = 2{,}44$.

4.* Вычислите величину поверхностного натяжения 0,1 М водного раствора бутанола при температуре 293 К, если водный раствор пропанола такой же концентрации имеет поверхностное натяжение $65{,}5 \cdot 10^{-3}$ Дж/$м^2$. Поверхностное натяжение воды при 293 К равно $72{,}75 \cdot 10^{-3}$ Дж/$м^2$. Коэффициент правила Траубе равен 3,2.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

АДСОРБЦИЯ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ НА УГЛЕ

Цель работы. Изучить процесс адсорбции уксусной кислоты на активированном угле. Научиться строить изотерму адсорбции и определять константы в уравнении Фрейндлиха.

Оборудование и реактивы. Конические колбы, воронки, пробирки, фильтры, бюретки, мерные пипетки, аналитические весы, активированный уголь, 0,8М раствор CH_3COOH; 0,1 М раствор NaOH.

Теоретические основы

Немецкий физико-химик Г. Фрейндлих показал, что при постоянной температуре удельная адсорбция пропорциональна равновесному давлению газа или равновесной концентрации вещества, адсорбируемого из раствора, возведенной в степень, которая всегда меньше единицы.

Эмпирическое уравнение Фрейндлиха имеет вид:

$$a = KC^{1/n},$$

где $1/n$ – эмпирический коэффициент;
a – величина удельной адсорбции, моль/кг.

Удельная адсорбция вычисляется по формуле:

$$a = x/m,$$

где x – количество адсорбата (моль);
m – масса адсорбента (кг).

В логарифмической форме уравнение имеет вид:

$$\lg a = \lg K + (1/n) \lg C.$$

Для того чтобы определите постоянные K и n в уравнении Фрейндлиха, строят график в координатах: ($\lg a$) – ($\lg C$). Для этого необходимо определить значение удельной адсорбции при разных начальных концентрациях адсорбируемого вещества. Тогда на оси ординат отрезок, отсекаемый прямой, равен $\lg K$, а тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс равен $1/n$ (рисунок 8).

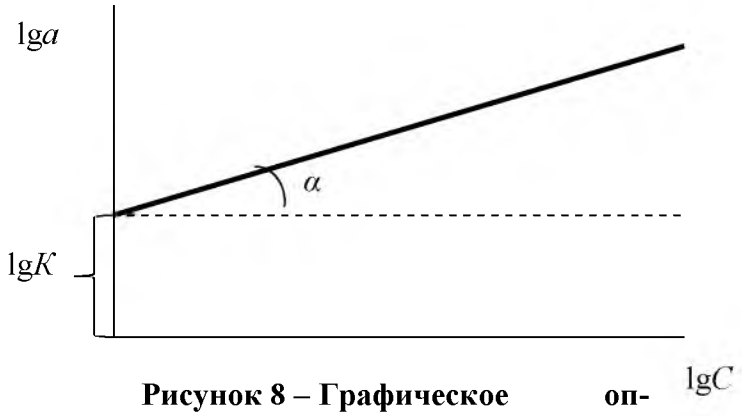


Рисунок 8 – Графическое определение констант в уравнении Фрейндлиха

Выполнение работы

1. Приготовьте 6 растворов уксусной кислоты с заданными концентрациями (см. таблицу). Для этого в 6 пронумерованных конических колбах объемом 50 мл приготовьте растворы уксусной кислоты CH_3COOH, путем разбавления 0,8 М раствора уксусной кислоты. Для расчетов используйте формулу:

$$V_{0,8} = \frac{C_x V_x}{0,8},$$

где C_x и V_x - концентрация и объем приготовляемого раствора;
$V_{0,8}$ - объем 0,8 М раствора CH_3COOH.

Таблица 6 - Приблизительная концентрация растворов CH_3COOH

№ колбы	1	2	3	4	5	6
C_x (CH_3COOH), моль/л	0,01	0,02	0,03	0,04	0,08	0,10
$V_{0,8}$ (CH_3COOH), мл						

2. Точную концентрацию приготовленных растворов определите с помощью титрования этих растворов 0,1 М раствором NaOH. Для этого из каждой колбы отберите 10 мл исследуемого раствора и титруйте с 1-2 каплями фенолфталеина до розовой окраски. После титрования точную концентрацию приготовленных растворов вычислите по формуле:

$$C(CH_3COOH) = \frac{C(NaOH) \cdot V(NaOH)}{V(CH_3COOH)},$$

где C (NaOH) и V (NaOH) - концентрация и объем раствора щелочи, затраченного на титрование пробы;
V (CH_3COOH) - объем раствора уксусной кислоты, взятый для титрования, л.

Таблица 7- Точная концентрация растворов CH_3COOH до адсорбции углем

№ колбы	1	2	3	4	5	6
$V_{щел}$, л						
C_0(CH_3COOH), моль/л						

3. В 6 пронумерованных сухих пробирок всыпьте по 1 г (точная навеска) активированного угля и влейте по 30 мл растворов уксусной кислоты. Пробирки плотно закройте пробками и встряхивайте в течение 20 минут.

4. Затем растворы фильтруйте через складчатые фильтры в колбы с соответствующими номерами. Из фильтрата отберите пробы по 10 мл, оттитруйте их раствором щелочи с 1-2 каплями фенолфталеина до розовой окраски. Рассчитайте концентрацию растворов CH_3COOH после адсорбции.

Таблица 8 - Точная концентрация растворов CH_3COOH после адсорбции углем

№ пробирки	1	2	3	4	5	6
$V_{щел}$, л						
C(CH_3COOH), моль/л						

5. Рассчитайте величину удельной адсорбции уксусной кислоты (моль/кг) для каждого раствора по формуле:

$$a(CH_3COOH) = \frac{(C_0 - C)\,V}{m(угля)},$$

где C_0 – концентрация раствора уксусной кислоты до адсорбции, моль/л;
C – концентрация раствора уксусной кислоты после адсорбции, моль/л;
V – объем уксусной кислоты, взятой для адсорбции, л;
m – масса угля, кг.
Полученные данные занесите в таблицу 9.

Таблица 9 - Данные для построения изотермы адсорбции

№ колбы	1	2	3	4	5	6
m(угля), кг						
C_0, моль/л						
C, моль/л						
a, моль/кг						
$\lg C_0$						
$\lg a$						

6. Постройте изотерму адсорбции в координатах $\lg a - \lg C_0$.

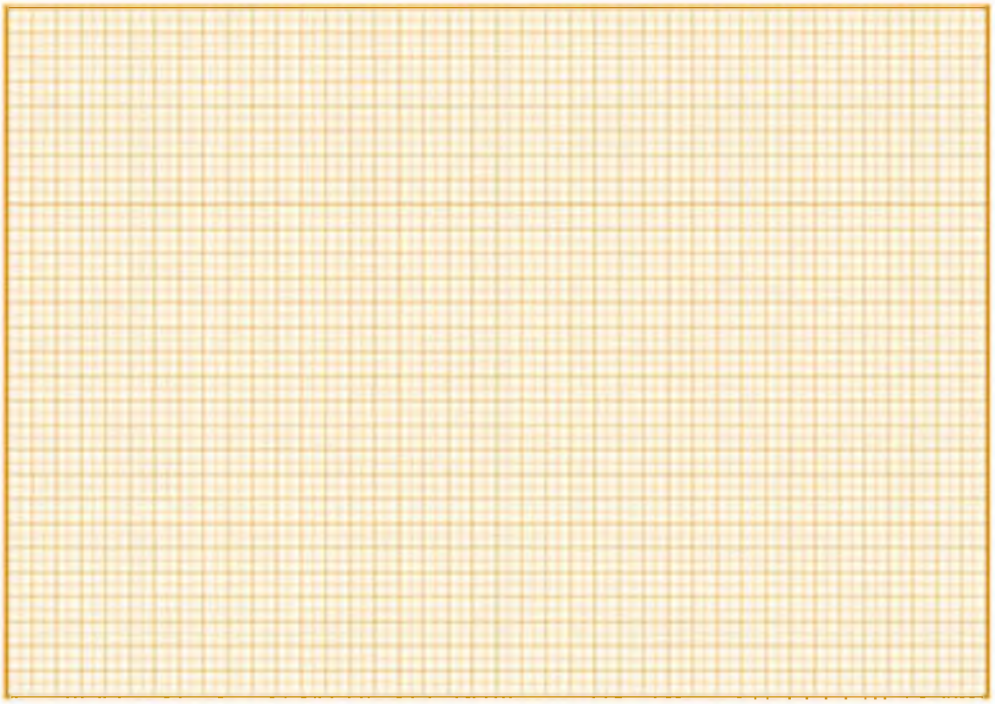


Рисунок 9 – Изотерма адсорбции уксусной кислоты на угле

7. По графику определите коэффициенты K и $1/n$ в эмпирическом уравнении Фрейндлиха, учитывая, что $\lg K$ – это величина отрезка, который отсекается прямой на оси ординат; $(1/n)$ – величина тангенса угла наклона прямой к оси абсцисс.

$\lg K$ =
$(1/n) = \mathrm{tg}\,\alpha$ =

8. Запишите полученное уравнение Фрейндлиха:

_____

Вывод

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Дайте определение понятиям адсорбция, адсорбент, адсорбат.
2. Что такое удельная адсорбция?
3. Как определяются экспериментально константы в уравнении Фрейндлиха?

_____

Подпись преподавателя

Дата _____

ЗАНЯТИЕ № 14

Тема: ХРОМАТОГРАФИЯ

Цель занятия:

1. Получить представление о методах хроматографического анализа.

2. Ознакомиться с применением хроматографических методов в фармацевтическом анализе и производстве.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие о хроматографии.
2. Классификация хроматографических методов разделения.
3. Адсорбционная хроматография.
4. Ионообменная хроматография.
5. Распределительная хроматография.
6. Тонкослойная хроматография.
7. Бумажная хроматография.
8. Высокоэффективная жидкостная хроматография (ВЭЖХ).
9. Применение хроматографических методов анализа в фармации.

Дать определения терминам

Термин	***Определение***
Хроматография	
ВЭЖХ	
ТСХ	
Катионит	
Анионит	

Решить задачи

1. 1,5 г нитрата натрия растворили в воде и довели объем до 250 мл. Через хроматографическую колонку, заполненную катионитом в H^+-форме, пропустили 30 мл полученного раствора. На титрование кислоты, выделенной из колонки, затратили 16 мл 0,12 н раствора NaOH. Определите массовую долю нитрата натрия в образце натриевой селитры.

2. Через колонку с анионитом в OH^--форме пропустили 50 мл раствора хлорида натрия. На титрование раствора щелочи, вышедшей из колонки, затрачено 12 мл 0,1н раствора HCI. Рассчитайте массу NaCI в 300 мл раствора.

3. В 200 мл 0,12 н раствора гидроксида натрия ввели 5 г воздушно-сухого катионита в H^+-форме. После установления равновесия отфильтровали 100 мл раствора, для нейтрализации которого потребовалось 20 мл 0,12 н раствора соляной кислоты. Определите полную обменную емкость катионита.

4.* Полная обменная емкость сухого сульфокатионита КУ-2-8 в Na^+-форме равна 4,8 моль/кг. Определите предельно возможное количество (в граммах) кобальта (II) и бария (II), которое может адсорбировать из соответствующих растворов 1 кг сухого сульфокатионита КУ-2-8 в Na^+-форме.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ХРОМАТОГРАФИЯ НА БУМАГЕ

Цель работы. Познакомиться с основами бумажной хроматографии на примере разделения ионов меди (II) и железа (III).

Оборудование и реактивы. 2 стеклянных стакана, фарфоровая чашка, хроматографическая бумага, 1М раствор $CuSO_4$, 1М раствор $FeSO_4$, 5 % раствор $K_3[Fe(CN)_6]$.

Теоретические основы

Хроматография на бумаге относится к распределительной хроматографии, основанной на распределении разделяемых веществ между двумя несмешивающимися жидкостями. В зависимости от вида хроматографической бумаги роль неподвижной фазы может играть или вода, прочно удерживаемая волокнами целлюлозы (гидрофильная бумага), или какой-либо органический растворитель (гидрофобная бумага). В первом случае роль неподвижной фазы будет играть органический растворитель, во втором - вода.

Хроматографическая бумага должна быть химически чистой, не адсорбировать разделяемых веществ, однородной по плотности и направленности волокон. По способу выполнения хроматография на бумаге может быть восходящей, нисходящей, радиальной и двумерной.

Для получения хроматограммы на бумагу наносят каплю анализируемой смеси, бумагу помещают в хроматографическую камеру и конец ее опускают в элюирующий раствор. В процессе движения растворителя по бумаге анализируемые вещества, в зависимости от способности растворяться в том или ином растворителе, распределяются между подвижной и неподвижной фазами и занимают на бумаге определенное положение. Местоположение компонентов определяют, обрабатывая бумагу специальными определенными реагентами, которые дают с анализируемым веществом окрашенные соединения.

Для идентификации разделяемых веществ используют коэффициент смещения R_f, который определяют, как отношение расстояния, пройденного данным компонентом анализируемой смеси (X), к расстоянию, пройденному фронтом растворителя (X_f).

$$R_f = \frac{X}{Xf}$$

При прочих равных условиях коэффициент R_f зависит от природы анализируемого вещества, но не зависит от концентрации и присутствия других компонентов.

Выполнение работы

1. В два узких и высоких стакана налейте: в первый стакан – анализируемый раствор, содержащий ионы Cu^{2+} и Fe^{2+}, в другой – дистиллированную воду. Высота столбиков жидкости в стаканах должна быть одинакова и не превышать 1см.
2. В небольшую фарфоровую чашечку налейте 2-3 мл разбавленного раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. Возьмите полоску фильтровальной бумаги (ширина 0,6-0,8 см и длина 10-11см) и простым карандашом нанесите вдоль полоски три метки: первую метку нанесите на расстоянии от конца, равным ширине полоски, вторую метку – в 1,5 раза дальше от конца, и третью метку – в 3-4 раза дальше второй метки.
3. Противоположный конец полоски прикрепите к небольшой стеклянной палочке на расстоянии, равном высоте стакана, так, чтобы при погружении полоски в жидкость палочка упиралась на края стакана, а полоска погружалась только до нижней метки. Приго-

товленную таким образом полоску фильтровальной бумаги опустите в стакан с испытуемым раствором (следите, чтобы бумага не касалась стенок стакана).

4. Когда жидкость поднимается до второй метки, полоску перенесите в стакан с водой и оставьте ее до тех пор, пока жидкость поднимается до третьей метки или выше ее. После этого полоску надо вынуть и смочить раствором $K_3[Fe(CN)_6]$. В результате бесцветная хроматограмма проявляется, и на бумаге обозначаются зоны: нижняя зона – голубая, соответствующая ионам железа, и верхняя зона – коричнево-розовая, соответствующая ионам меди.

5. Зарисуйте хроматограмму.

Рисунок 10 – Разделение ионов Fe^{2+} и Cu^{2+} методом бумажной хроматографии

Вывод

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. В чем суть метода бумажной хроматографии?
2. На каком свойстве разделяемых веществ основано разделение?
3. Что служит подвижной и неподвижной фазой в методе бумажной хроматографии?
4. Как идентифицируются отдельные компоненты смеси на хроматографической бумаге?

Подпись преподавателя

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 15

Тема: КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

Цель занятия:

1. Изучить свойства коллоидных растворов и строение коллоидных частиц.

2. Ознакомиться с методами получения и очистки коллоидных растворов.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие о коллоидных системах, золь, гель, органозоль, гидрозоль. Методы получения и очистки коллоидных растворов.
2. Строение коллоидной частицы. Электрические свойства коллоидных систем.
3. Оптические и молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем.
4. Устойчивость коллоидных систем. Коагуляция скрытая и явная. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди. Коллоидная защита.

Дать определения терминам

Термин	*Определение*
Мицелла	
Стабилизатор	
Потенциалопределяющие ионы	
Противоионы	
Порог коагуляции	
Коллоидная защита	
Пептизация	

Решить задачи

1. Получен золь желатина в буферном растворе с pH = 3. Какой заряд будут иметь частицы желатина, если изоэлектрическая точка его находится при pH = 4,7?

2. Для получения гидрозоля иодида серебра смешали 20 мл 0,005 н раствора нитрата серебра с 50 мл 0,1 н раствора йодида калия. Напишите схему строения мицеллы этого золя. Определите заряд гранулы и направление ее движения при электрофорезе.

3. Какой объем 0,05 н раствора нитрата бария необходимо прибавить к 15 мл 0,01 н раствора сульфата калия, чтобы получить отрицательный золь $BaSO_4$? Напишите формулу мицеллы и назовите все ее составные части.

4. Напишите формулу мицеллы золя золота, стабилизированного $KAuO_2$. У какого из электролитов: NaCl, $BaC1_2$, $FeCl_3$ порог коагуляции будет наименьший?

5. В трех колбах находится по 50 мл золя $Fe(OH)_3$. Чтобы вызвать коагуляцию золя, потребовалось добавить в первую колбу 5,3 мл 1 н раствора хлорида калия, во вторую - 31,5 мл 0,01 н раствора сульфата натрия, в третью – 18,7 мл 0,001 н раствора фосфата натрия. Вычислите пороги коагуляции электролитов и определите знак заряда золя.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ЗОЛЕЙ

Цель работы. Ознакомиться с некоторыми способами получения коллоидных растворов. Научиться определять порог коагуляции золей.

Оборудование и реактивы. Колбы на 200 мл, пробирки, бюретки, мерные пипетки на 5 мл, водные растворы: 5 % $KMnO_4$, 2 % $Na_2S_2O_3$, нас. $FeCl_3$, 4 % $K_4[Fe(CN)_6]$, 2 М NaCl , 0,01 М K_2SO_4, 0,001М $K_3[Fe(CN)_6]$, 0,5 % желатина, 0,5 % крахмала, дистиллированная вода.

Теоретические основы

Коллоидные растворы – это гетерогенные системы, состоящие из частиц размером 10^{-7}–10^{-9} м (дисперсная фаза), равномерно распределенных в какой-либо жидкости (дисперсионная среда). Коллоидные растворы называют *золями.* Методы получения коллоидных растворов делят на две основные группы: диспергирования и конденсации.

Сущность методов конденсации состоит в соединении отдельных молекул, атомов или ионов вещества в агрегаты коллоидных размеров. Химические методы основаны на химических реакциях, в результате которых образуются малорастворимые вещества.

Наименьшей частицей коллоидного раствора является ***мицелла***, которая имеет сложную структуру. В центре мицеллы находится *агрегат*, который представляет собой совокупность большого числа частиц (молекул или ионов) малорастворимого вещества. Агрегат электронейтрален. На его поверхности идет избирательная адсорбция ионов вещества, которое взято в избытке и называется ***стабилизатором,*** причем согласно **правилу Панета – Фаянса** сначала адсорбируются те ионы стабилизатора, которые входят в состав агрегата (потенциалопределяющие ионы), а затем – ионы противоположного знака (***противоионы***). Агрегат и потенциалопределяющие ионы образуют ***ядро***. Ядро вместе с той частью противоионов, которые прочно адсорбировались на ядре, образуют ***гранулу***. Ядро и гранула имеют заряд, одинаковый по знаку с зарядом потенциалопределяющих ионов. Часть противоинов, не вошедших в гранулу, образуют диффузионный слой противоионов, который имеет заряд, противоположный заряду гранулы. Гранула вместе с диффузионным слоем противоионов образует мицеллу. Мицелла электронейтральна.

Коллоидные растворы – термодинамически неустойчивые системы. Одним из следствий агрегации коллоидных частиц является ***коагуляция.*** Самым сильным коагулирующим воздействием обладает добавление электролитов. Согласно правилу Шульце – Гарди коагулирующим действием обладает тот ион электролита, который имеет заряд, противоположный заряду гранулы; коагулирующее действие тем сильнее, чем выше заряд иона-коагулятора.

Важной характеристикой коагулирующей способности электролита является порог коагуляции. ***Порогом коагуляции называют количество (ммоль) электролита, которое нужно добавить к 1 литру коллоидного раствора, чтобы вызвать его коагуляцию.***

Выполнение работы

1. Получение золей конденсационными методами:

- реакцией восстановления

Получение золя оксида марганца (IY)

В колбу вместимостью 50 мл налейте 1 мл раствора $KMnO_4$ и 20 мл воды и добавьте каплями (5-6 капель) при взбалтывании раствор $Na_2S_2O_3$. Образуется положительный золь темно-красного цвета:

$$2KMnO_4 + 6Na_2S_2O_3 + 4H_2O = 2MnO_2 + 3Na_2S_4O_6 + 2KOH + 6NaOH.$$

Определите, какое вещество в избытке (стабилизатор). Напишите формулу мицеллы золя и обозначьте ее составные части:

- реакцией обмена

а) Получение положительного золя гексацианоферрата (II) железа (III) калия

$$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6]| + 3KC1$$

К 20 мл воды добавьте 2-3 капли насыщенного раствора $FeCl_3$, а затем, при взбалтывании, добавьте 1 каплю 4 % раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. Образуется золь сине-зеленого цвета. Напишите формулу мицеллы полученного золя и обозначьте ее составные части

б) Получение отрицательного золя гексацианоферрата (II) железа (III) калия

К 20 мл воды добавьте 0,5 мл 4 % раствора $K_4[Fe(CN)_6]$, а затем при взбалтывании – 2 капли раствора разбавленного раствора $FeCl_3$. Образуется золь синего цвета.

Напишите формулу мицеллы поученного золя и обозначьте ее составные части

- реакцией гидролиза

Получение золя гидроксида железа (III)

К 50 мл кипящей воды прибавьте 1 мл насыщенного раствора $FeCl_3$. Образуется золь вишнево-красного цвета:

$$FeCl_3 + 3H_2O = Fe(OH)_3 + 3HC1$$

Напишите формулу мицеллы золя и обозначьте ее составные части, учитывая, что стабилизатором является FeOCl:

$$FeOCl \rightarrow FeO^+ + Cl^-$$

***2. Определение порога коагуляции золя гидроксида железа* (III)**

1. В четыре пробирки налейте по 5 мл золя гидроксида железа (III), полученного в предыдущем опыте.
2. Первую пробирку оставьте для контроля, во вторую прилейте по каплям из бюретки 2 М раствор NaCl до помутнения. Точно так же прилейте по каплям в третью пробирку 0,01 М раствор K_2SO_4, а в четвертую – 0,001 М раствор $K_3[Fe(CN)_6]$.
3. Запишите в таблицу объемы электролитов, необходимые для слабого помутнения (коагуляции) золя.
4. Рассчитайте пороги коагуляции для каждого электролита (ммоль/л) по формуле:

$$C_{пор.} = n(эл\text{-}та) / V(золя)$$

5. Рассчитайте коагулирующую способность электролитов (л/ммоль): $K = 1/C_{пор.}$

Таблица 10 – Определение порога коагуляции золя гидроксида железа (III)

Электролит	2 М NaCl	0,01 М K_2SO_4	0,001 М $K_3[Fe(CN)_6]$
V, мл			
n(эл-та) = C(эл-та) · V(эл-та), ммоль			
Порог коагуляции, ммоль/л			
Коагулирующая способность K, л/ммоль			

6. Сделайте вывод о влиянии природы электролитов на их коагулирующую способность.

3. Коллоидная защита золя $Fe(OH)_3$

1. В три конические колбы отберите по 10 мл золя $Fe(OH)_3$.
2. В первую пробирку прилейте 1 мл H_2O, во вторую – 1 мл раствора желатина, в третью – 1 мл раствора крахмала. Тщательно перемешайте растворы.
3. При постоянном встряхивании по каплям прилейте 0,001М раствор $K_3[Fe(CN)_s]$ до помутнения. Рассчитайте пороги коагуляции и коагулирующую способность электролита.

Таблица 11 – Коллоидная защита золя гидроксида железа (III)

Номер пробирки	1	2	3
Добавлено к золю	вода	0,5 % р-р крахмала	0,5 % р-р желатина
V (0,001М $K_3[Fe(CN)_6]$), мл			
Порог коагуляции, ммоль/л			
Коагулирующая способность K, л/ммоль			

4. Сравните величины порогов коагуляции и коагулирующую способность электролитов для защищенного и незащищенного золей.

5. Сделайте вывод о влиянии присутствующих ВМС на величину порога коагуляции и коагулирующую способность электролита.

Вывод

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Какие способы получения золей использовались в лабораторной работе?
2. Что такое порог коагуляции? От чего он зависит?
3. Как проводится коллоидная защита золей?

_____

Подпись преподавателя

Дата _____

ЗАНЯТИЕ № 16

Тема: РАЗНЫЕ КЛАССЫ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ: АЭРОЗОЛИ, ПОРОШКИ, СУСПЕНЗИИ, ЭМУЛЬСИИ, ПЕНЫ, ПОВЕРХНОСТНО-АКТИВНЫЕ ВЕЩЕСТВА (ПАВ)

Цель занятия:

1. Изучить строение и свойства различных грубодисперсных систем.

2. Экспериментально получить эмульсию и изучить ее свойства.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Грубодисперсные системы, их классификация.
2. Получение и свойства аэрозолей.
3. Получение и свойства порошков.
4. Суспензии. Способы получения, устойчивость суспензий. Седиментация.
5. Эмульсии. Классификация и типы эмульсий. Способы определения типа эмульсий. Способы получения и устойчивость эмульсий. Эмульгаторы.
6. Пены, их получение и разрушение. Устойчивость пен.
7. Понятие о поверхностно-активных веществах (ПАВ), их строение, свойства, критическая концентрация мицеллообразования (ККМ), способы ее определения.
8. Применение эмульсий, суспензий, ПАВ, пен, аэрозолей, порошков в ветеринарной медицине и фармации.

Дать определения терминам

Термин	*Определение*	*Примеры*
Аэрозоли		
Суспензии		
Эмульсии		
Пены		
Порошки		
ПАВ		

Решить задачи

1. Плотность частиц оксида алюминия равна $5{,}85 \cdot 10^3$ кг/м^3, а скорость оседания частиц в воде равна $2{,}0 \cdot 10^{-2}$ м/с. Вычислите радиус частиц. Вязкость среды равна $1 \cdot 10^{-3}$ (н·с)/м^2, ускорение силы тяжести равно 9,81 м/с^2.

2. С какой скоростью будут оседать капли водяного тумана в воздухе, если радиус капель равен: а) $1 \cdot 10^{-4}$ м; б) $2 \cdot 10^{-4}$ м; в) $4 \cdot 10^{-4}$ м? Вязкость воздуха равна $1{,}8 \cdot 10^{-5}$ (н·с)/м^2.

3. Какая эмульсия получится, если к воде добавлять тонкой струйкой при постоянном перемешивании растительное масло? Как можно определить тип данной эмульсии?

4. Эмульсию разлили в 2 пробирки. В одну пробирку добавили несколько капель красителя метиленового синего, растворимого в воде, а в другую – несколько крупинок красителя судана I, растворимого в масле. Эмульсия в первой пробирке окрасилась в синий цвет, а во второй – в красный. Определите типы эмульсий в каждой пробирке.

5.* Рассчитайте значение ГЛБ (см. таблицу 8 Приложения) для следующих веществ:
1) $C_8H_{17}COONa$; 2) $C_{10}H_{21}OSO_3Na$; 3) $C_9H_{19}(CH_2CH_2O)_8OH$; 4) $C_{17}H_{35}COONa$;
5) $C_8H_{17}\ C_6H_{14}\ (CH_2CH_2O)_8\ COONa$.

6.* Рассчитайте радиус мицеллы и среднюю молярную мицеллярную массу, если коэффициент диффузии мицелл равен $0{,}69 \cdot 10^{-11}$ м^2/с, вязкость дисперсионной среды составляет $8 \cdot 10^{-4}$ Па·с, температура среды равна 313 К, плотность вещества равна $1{,}13 \cdot 10^3$ кг/м^3.

7. Рассчитайте значение константы *B* в уравнении Шишковского при температуре 298К, если предельная адсорбция пропионовой кислоты равна $4{,}18 \cdot 10^{-6}$ моль/м^2.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

ПОЛУЧЕНИЕ ЭМУЛЬСИЙ И ИЗУЧЕНИЕ ИХ СВОЙСТВ

Цель работы. Изучить условия получения устойчивой эмульсии «масло-вода» и научиться определять тип эмульсии.

Оборудование и реактивы. Пробирки, предметные стекла, пипетки, масло растительное, дистиллированная вода, 2 % р-р мыла, 10 % р-р NaOH, фильтровальная бумага.

Теоретические основы

Эмульсии – дисперсные системы, в которых дисперсионная среда и дисперсная фаза – взаимно нерастворимые жидкости.

Различают *прямые эмульсии*, которые условно обозначают м/в (масло в воде), в которых дисперсная фаза (ДФ) – неполярная жидкость (масло), дисперсионная среда (ДС) – полярная жидкость (вода) и *обратные эмульсии,* обозначаемые как в/м (вода в масле): ДФ – полярная жидкость, ДС – неполярная.

Большинство эмульсий получают методами диспергирования. Для увеличения устойчивости эмульсий применяют стабилизаторы – *эмульгаторы*. В качестве эмульгаторов для прямых эмульсий применяют мыла (олеаты натрия и калия). Для стабилизации обратных эмульсий применяют кальциевые соли высших жирных кислот. Еще большая стабильность эмульсий достигается при использовании ВМС (протеинов, полисахаридов, синтетических полимеров).

Выполнение работы

1. Получение эмульсий путем диспергирования

1. Смешайте 1 мл масла с 10 мл воды. Образуется грубодисперсная эмульсия, которая быстро расслаивается.
2. К полученной нестойкой эмульсии добавьте 1 мл 2 % раствора мыла и интенсивно встряхните. Образуется стойкая эмульсия. Сохраните эмульсию для дальнейших опытов.
3. Смешайте 0,5 мл олеиновой кислоты с 5 мл воды и встряхните. Эмульсия неустойчива. Добавьте 0,5 мл 10 % щелочи и снова встряхните. Легко получается стойкая эмульсия. Напишите уравнение химической реакции, протекающей в растворе, и объясните причину образования стойкой эмульсии.

2. Определение типа эмульсий

1. Метод смешения: каплю эмульсии и каплю воды поместите рядом на предметное стекло и наклоните его так, чтобы капли соприкоснулись. Если они сольются, то дисперсной средой в эмульсии является вода, эмульсия типа «масло в воде» (м/в), если не сольются – эмульсия типа «вода в масле» (в/м).
2. На фильтровальную бумагу нанесите каплю эмульсии. Капля эмульсии типа м/в сразу впитывается бумагой и остается жирное пятно. Капля эмульсии типа в/м не впитывается.

Вывод

Вопросы для защиты лабораторной работы:

1. Дайте определение эмульсиям.
2. Для чего используют эмульгаторы? Приведите примеры.
3. Как можно определить тип эмульсии?

_____

Подпись преподавателя

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 17

Тема: ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ (ВМС) И ИХ РАСТВОРЫ

Цель занятия:

1. Рассмотреть строение и свойства ВМС.

2. Изучить механизм набухания и растворения ВМС, уметь рассчитывать степень набухания ВМС в различных растворителях.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие о высокомолекулярных соединениях. Классификация ВМС.
2. Свойства ВМС и их растворов.
3. Набухание и растворение ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания. Лиотропные ряды ионов. Устойчивость растворов ВМС, высаливание, денатурация.
4. Осмотическое давление растворов полимерных неэлектролитов. Уравнение Галлера
5. Вязкость в растворах ВМС. Удельная, приведенная и характеристическая вязкость. Определение молекулярной массы ВМС. Уравнение Штаудингера. Уравнение Куна – Марка – Хаувинка.
6. Эффект Доннана в растворах ВМС и его значение для биологических систем.
7. Применение ВМС в ветеринарной медицине и фармации.

Дать определения терминам

Термин	*Определение*	*Примеры*
ВМС		
Набухание		
Высаливание		
Денатурация		

Решить задачи

1. Альбумин яйца, изоэлектрическая точка которого находится при pH, равном 4,8, помещен в раствор, в котором концентрация ионов OH^- в 10 раз меньше, чем в воде. Какой заряд будет иметь молекула альбумина в данном растворе?

2. Возможно ли набухание желатина (ИЭТ = 4,7) в ацетатном буфере, приготовленном смешиванием 100 мл раствора ацетата натрия и 200 мл раствора уксусной кислоты одинаковых концентраций при 20 ^{0}С? Как можно ускорить или замедлить процесс набухания? Ответ поясните.

3. При набухании 200 г каучука поглотилось 964 мл хлороформа (ρ = 1,9 г/мл). Рассчитайте степень набухания полимера и процентный состав полученного студня.

4.* Постройте график зависимости приведенного осмотического давления (π/C) от концентрации раствора сополимера стирола и метакриловой кислоты в толуоле (T = 300 К) по приведенным ниже данным и определите молекулярную массу полимера.

C, кг/м^3	1,1	2,8	5,4	7,6	8,5	9,4
$\pi\cdot10^3$, Н·м^2	9,8	37,3	106,4	187,4	233,0	271,7
$\pi\cdot10^3/C$, Н·м/кг						

Рисунок 11 - Зависимость приведенного осмотического давления (π/C) от концентрации раствора сополимера стирола и метакриловой кислоты в толуоле (T = 300 К)

5.* Методом капиллярной вискозиметрии получены данные о времени истечения растворов этилцеллюлозы в анилине различной концентрации:

C, кг/м^3	0	1,0	1,75	2,5	3,25	4,0
τ, с	142,3	176,4	217,0	266,9	334,4	403,9

6.* Рассчитайте значения относительной, удельной и приведенной вязкости растворов полиизопрена. Определите характеристическую вязкость и молекулярную массу полимера, если в уравнении Марка – Куна – Хаувинка: $K = 9{,}97 \cdot 10^{-3}$, $\alpha = 0{,}72$.

C, кг/м^3						
$\eta_{отн} = \dfrac{\eta}{\eta_0} = \dfrac{\tau}{\tau_0}$;						
$\eta_{уд} = \dfrac{\eta - \eta_0}{\eta_0}\ \eta_{отн} - 1 = \dfrac{\tau}{\tau_0} - 1$;						
$\eta_{прив} = \dfrac{\eta_{уд}}{C}$.						

Рисунок 12 – Зависимость приведенной вязкости от концентрации раствора полиизопрена

$[\eta] =$ $\lg M = \dfrac{\lg[\eta] - \lg K}{a} =$

$M =$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА
СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ВМС

Цель работы. Изучить процесс набухания и застудневания ВМС на примере желатина, научиться определять изоэлектрическую точку ВМС.

Оборудование и реактивы. Термометр, весы, пробирки, химический стакан, желатин, водные растворы HC1 (1M; 0,1M; 0,01M), водные растворы NaOH (1M; 0,1M; 0,01M), вода дистиллированная, водные растворы солей: 1M KCl, 1M KNO_3, 1M KCNS, 1M K_2SO_4.

Теоретические основы

ВМС – это вещества, молекулы которых состоят из очень большого числа химически связанных атомов ($N > 10^3$), а их молярные массы находятся в пределах 10^4 – 10^6 г/моль. ВМС обладают рядом характерных свойств.

При контакте ВМС с растворителем может происходить набухание полимера. Набуханием называется процесс проникновения растворителя в молекулы ВМС, который сопро-

вождается увеличением объема и массы образца. Количественно набухание измеряется степенью набухания α, которую можно определить по увеличению массы или объема образца ВМС после набухания:

$$\alpha = \frac{m - m_0}{m_0}; \qquad \alpha = \frac{V - V_0}{V_0},$$

где m_0 и V_0 – исходная масса и объем образца ВМС;
m и V – масса и объем набухшего образца ВМС.

На степень набухания ВМС влияет ряд факторов: природа полимера и растворителя, температура, pH среды, присутствие электролитов и др. Если в молекуле полимера есть группы атомов, способные в растворах превращаться в ионы, например, $-COO^-$, $-NH_4^+$, то суммарный заряд молекулы полимера будет зависеть от кислотности раствора. Значение pH среды, при которой молекула ВМС будет нейтральна, называется изоэлектрической точкой, в этой точке степень набухания полимера минимальна.

Выполнение работы

1. Влияние pH среды на степень набухания желатина

1. Возьмите 7 навесок порошка желатина по 0,5 г и всыпьте их в 7 одинаковых пронумерованных пробирок.
2. Прилейте в каждую пробирку по 5 мл растворов, указанных в таблице 12.
3. Осторожно встряхните, дайте осесть порошку и замерьте его высоту h_1 в каждой пробирке. Оставьте пробирки стоять на 1 час.
4. Рассчитайте pH каждого добавленного раствора по формуле: $pH = -\lg [H^+]$.
5. Через 1 час замерьте высоту набухшего порошка h_2 в каждой пробирке.
6. Рассчитайте степень набухания желатина α.
7. Постройте график зависимости степени набухания желатина α (ось y) от pH среды (ось x).
8. По графику определите изоэлектрическую точку желатина (точка минимума на кривой набухания).

Таблица 12 – Зависимость степени набухания желатина от pH среды

№ пробирки	1	2	3	4	5	6	7
Раствор	1 М HC1	0,1 HC1	0,01 HC1	H_2O	0,01 NaOH	0,1 NaOH	1 М NaOH
pH							
h_1							
h_2							
$\alpha = h_1/ h_2$							

Рисунок 13 – Зависимость степени набухания желатина от pH среды

2. Влияние природы электролита на скорость застудневания раствора белка

1. В 5 пронумерованных пробирок налейте по 1 мл 6 % раствора желатина, нагретого до 40 °С.
2. Прилейте воду и растворы солей в соответствии с таблицей.
3. Поместите пробирки с растворами в стакан с холодной водой (около 5 °С), наблюдайте и отметьте время застудневания желатина (τ).
4. Сделайте вывод о влиянии природы электролита на скорость застудневания желатина.

Таблица 13 – Влияние природы электролита на скорость застудневания водного раствора желатина

№ пробирки	Раствор	τ, мин.	$v = 1/\tau$, мин$^{-1}$
1	1 мл H_2O		
2	1 мл 1М КС1		
3	1 мл 1М KNO_3		
4	1 мл 1М KCNS		
5	1 мл 1 М K_2SO_4		

Расположите анионы в порядке увеличения скорости застудневания водного раствора желатина.

Вывод

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Дайте определение ВМС.
2. Что такое изоэлектрическая точка белка?
3. От каких факторов зависит набухание ВМС?
4. От каких факторов зависит желатинирование ВМС?

_____

Подпись преподавателя

_____
Дата

ЗАНЯТИЕ № 18

Тема: ТЕРМОДИНАМИКА ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ. АДСОРБЦИЯ. ХРОМАТОГРАФИЯ. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ. РАЗНЫЕ КЛАССЫ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ (КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ)

Цель занятия:

1. Обобщить и систематизировать знания по пройденному материалу.
2. Закрепить умение применять теоретические знания при решении задач.

ПРИ ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЮ

Изучить вопросы

1. Понятие об адсорбции, десорбции, адсорбентах, адсорбтивах. Адсорбция на поверхности жидкостей. Поверхностное натяжение, его определение.
2. Поверхностная активность веществ, правило Дюкло –Траубе. Вещества: поверхностно-активные (ПАВ), поверхностно-неактивные (ПНВ), поверхностно-инактивные (ПИВ). Изотерма адсорбции по Гиббсу.
3. Зависимость адсорбции от природы и концентрации адсорбтива, природы адсорбента, природы растворителя, температуры. Ионная адсорбция из растворов. Влияние на нее различных факторов.
4. Количественное определение адсорбции. Мономолекулярная адсорбция, уравнение изотермы Ленгмюра. Теория полимолекулярной адсорбции Поляни.
5. Уравнение Фрейндлиха. Основные положения теории БЭТ.
6. Понятие о хроматографии. Классификация хроматографических методов анализа. Применение хроматографии в фармации.
7. Адсорбционная, ионообменная, осадочная хроматография. Бумажная, тонкослойная хроматография. Высокоэффективная жидкостная хроматография (ВЭЖХ).
8. Классификация дисперсных систем (с примерами). Понятие о коллоидных системах, золь, гель, органозоль, гидрозоль. Методы получения и очистки коллоидных растворов.
9. Строение коллоидной частицы. Электрические свойства коллоидных систем.
10. Оптические и молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем.
11. Устойчивость коллоидных систем. Коагуляция скрытая и явная. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди. Коллоидная защита.
12. Суспензии. Свойства, получение, устойчивость. Применение суспензий в фармации.
13. Эмульсии. Классификация, типы эмульсий. Способы определения типа эмульсий. Способы получения и разрушения эмульсий. Применение эмульсий в фармации.
14. Пены, аэрозоли, порошки. Общая характеристика, свойства, применение.
15. Поверхностно - активные вещества (ПАВ). Строение, свойства. Критическая концентрация мицеллообразования (ККМ) и способы ее определения.
16. Понятие о высокомолекулярных соединениях. Классификация высокомолекулярных соединений. Свойства ВМС и их растворов.
17. Набухание и растворение ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания.
18. Устойчивость растворов ВМС, высаливание, денатурация.
19. Осмотическое давление растворов полимерных неэлектролитов. Уравнение Галлера. Вязкость в растворах ВМС. Удельная, приведенная и характеристическая вязкость. Уравнение Марка – Куна – Хаувинка.
20. Эффект Доннана в растворах ВМС и его значение для биологических систем.

Таблица 1 – Термодинамические константы некоторых веществ

Неорганические вещества								
Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{f,298}$, $\frac{кДж}{моль}$	$\Delta G^{\circ}_{f,298}$ $\frac{кДж}{моль}$	S°_{298}, $\frac{Дж}{мольК}$	$C^{\circ}_{p} = a + вT + c'T^{-2}$			$C^{\circ}_{p,298}$ $\frac{Дж}{мольК}$
					a	$в \cdot 10^{3}$	$c' \cdot 10^{-5}$	
Ag	кр.	0	0	42,55	23,97	5,27	–0,25	25,44
AgCl	кр.	–126,78	–109,54	96,23	62,26	4,18	–11,30	50,79
$AgNO_3$	кр.	–124,52	–33,60	140,92	36,65	189,12	–	93,05
Al	кр.	0	0	28,33	20,67	12,38	–	24,35
Al_2O_3	кр.	–1675,69	–1582,27	50,92	114,55	12,89	–34,31	79,04
$Al_2(SO_4)_3$	кр.	–3441,80	–3100,87	239,20	366,31	62,59	–112,47	259,41
$BaCO_3$	кр.	–1210,85	–1132,77	112,13	86,90	48,95	–11,97	85,35
$BaSO_4$	кр.	–1458,88	–1348,43	132,21	141,42	0,0	–35,27	102,09
Br_2	ж.	0	0	152,21	75,69	–	–	75,69
C(графит)	кр.	0	0	5,74	16,86	4,77	–8,54	8,54
CO	г.	–110,53	–137,15	197,55	28,41	4,10	–0,46	29,14
CO_2	г.	–393,51	–394,37	213,66	44,14	9,04	–8,54	37,11
$COCl_2$	г.	–219,50	–205,31	283,64	67,15	12,03	–9,04	57,76
CaC_2	кр.	–59,83	–64,85	69,96	68,62	11,88	–8,66	62,72
$CaCO_3$	кр.	–1206,83	–1128,35	91,71	104,52	21,92	–25,94	83,47
CaO	кр.	–635,09	–603,46	38,07	49,62	4,52	–6,95	42,05
$Ca(OH)_2$	кр.	–985,12	–897,52	83,39	105,19	12,01	–19,00	87,49
$CaSO_4$	кр.	–1436,28	–1323,90	106,69	70,21	98,74	–	99,66
Cl_2	г.	0	0	222,98	37,03	0,67	–2,85	33,93
CuO	кр.	–162,00	–134,26	42,63	43,83	16,77	–5,88	42,30
$CuSO_4$	кр	–770,90	–661,79	109,20	78,53	71,96	–	98,87
Fe	кр.	0	0	27,15	17,24	24,77	–	24,98
Fe_2O_3	кр.	–822,16	–740,34	87,45	97,74	72,13	–12,89	103,76
H_2	г.	0	0	130,52	27,28	3,26	0,50	28,83
HF	г.	–273,30	–275,41	173,67	26,90	3,43	1,09	29,14
H_2O	г.	–241,81	–228,61	188,72	30,00	10,71	0,33	33,61
H_2O	ж.	–285,83	–237,23	69,95	39,02	76,64	11,96	75,30
HCl	г.	–92,31	–95,30	186,79	26,53	4,60	1,09	29,14
HNO_3	ж.	–173,00	–79,90	156,16	–	–	–	109,87
H_3PO_4	кр.	–1279,05	–1119,20	110,50	49,83	189,24	–	106,06
H_2S	г.	–20,60	–33,50	205,70	29,37	15,40	–	33,44
H_2SO_4	ж.	–813,99	–690,14	156,90	156,90	28,30	–	138,91
K	кр.	0	0	64,18	5,61	81,17	–	29,58
K_2CO_3	кр.	–1150,18	–1064,87	155,52	80,29	109,04	–	114,44
KOH	кр.	–424,72	–379,22	79,28	42,66	76,96	–	65,60
Mg	кр.	0	0	32,68	22,30	10,63	–0,42	24,89
MgO	кр.	–610,0	–568,90	26,75	42,59	7,28	–6,19	37,41
MgO	кр.	–601,49	–569,27	27,07	48,98	3,14	–11,44	37,20
$Mg(OH)_2$	кр.	–924,66	–833,75	63,18	46,99	102,85	–	76,99
$MgCO_3$	кр.	–1095,85	–1012,15	65,10	77,91	57,74	–17,41	76,11
N_2	г.	0	0	191,50	27,88	4,27	–	29,12

Продолжение таблицы 1

Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{f,298}$, $\frac{кДж}{моль}$	$\Delta G^{\circ}_{f,298}$ $\frac{кДж}{моль}$	S°_{298}, $\frac{Дж}{моль К}$	$C^{\circ}_{p} = a + вT + c'T^{-2}$			$C^{\circ}_{p,298}$, $\frac{Дж}{моль К}$
					a	$в \cdot 10^{3}$	$c' \cdot 10^{-5}$	
NH_3	г.	–45,94	–16,48	192,66	29,80	25,48	–1,67	35,16
N_2O	г.	82,01	104,12	219,83	45,69	8,62	–8,53	38,62
NO	г.	91,26	87,58	210,64	29,58	3,85	–0,59	29,86
NO_2	г.	34,19	52,29	240,06	41,16	11,33	–7,02	36,66
NH_4Cl	кр.	–314,22	–203,22	95,81	–	–	–	84,10
Na	кр.	0	0	51,21	16,82	37,82	–	28,24
NaOH	кр.	–426,35	–380,29	64,43	7,34	125,0	13,38	59,66
O_2	г.	0	0	205,04	31,46	3,39	–3,77	29,37
P(белый)	кр.	0	0	41,09	23,82	–	–	23,82
S(ромб.)	кр.	0	0	31,92	22,68	–	–	22,68
SO_2	г.	–296,90	–300,21	248,07	46,19	7,87	–7,70	39,87
SO_3	г.	–395,85	–371,17	256,69	64,98	11,75	–16,37	50,09
$ZnCl_2$	кр.	–415,05	–369,39	111,46	60,67	23,01	–	67,53
ZnS	кр.	–205,18	–200,44	57,66	49,25	5,27	–4,85	45,36
Органические вещества								
Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{f,298}$, $\frac{кДж}{моль}$	$\Delta G^{\circ}_{f,298}$ $\frac{кДж}{моль}$	S°_{298}, $\frac{Дж}{моль К}$	$C^{\circ}_{p} = a + вT + cT^{2}$			$C^{\circ}_{p,298}$, $\frac{Дж}{моль К}$
					a	$в \cdot 10^{3}$	$c \cdot 10^{6}$	
CH_4	г.	–74,85	–50,85	186,27	14,32	74,66	–17,43	35,71
CH_3OH	г.	–201,00	–162,38	239,76	15,28	105,20	–31,04	44,13
C_2H_2	г.	226,75	209,21	200,82	26,44	66,65	–26,48	43,93
C_2H_4	г.	52,30	68,14	219,45	11,32	122,01	–37,90	43,56
C_2H_6	г.	–84,67	–32,93	229,49	1,72	270,75	–57,85	73,51
C_2H_5OH	ж.	–276,98	–174,15	160,67	–	–	–	111,96
CH_3COH	г.	–166,00	–132,95	264,20	13,00	153,50	–53,70	54,64
CH_3COOH	ж.	–486,09	–389,36	159,83	–	–	–	123,43
глицерин	ж.	–668,60	–477,07	204,47	–	–	–	223,01
этилацетат	ж.	–479,03	–332,74	259,41	–	–	–	169,87
масляная к-та	ж.	–524,30	–376,69	255,00	–	–	–	177,82
щавелевая к-та	кр.	–829,94	–701,73	120,08	–	–	–	109,00
малеиновая к-та	кр.	–790,61	–631,20	159,41	–	–	–	136,82
фумаровая к-та	кр.	–811,07	–653,65	166,10	–	–	–	141,84
мочевина	кр.	–333,17	–197,15	104,60	–	–	–	93,14
глицин	кр.	–524,67	–366,84	109,20	–	–	–	100,42
$C_{12}H_{22}O_{11}$	кр.	–2222,12	–1544,70	360,24	–	–	–	425,00

Таблица 2 – Интегральные молярные теплоты растворения солей в воде в зависимости от моляльной концентрации раствора при 298 К

C_m, моль/кг	ΔH_m, кДж/моль							
	Вещество							
	KBr	NaCl	KCl	NH_4NO_3	$CaCl_2$	NH_4Cl	$MgSO_4$	$ZnSO_4$
0,05	20,29	4,18	17,51	25,82	-81,25	15,02	-88,45	-79,70
0,1	20,33	4,25	17,55	25,75	-80,88	15,10	-87,91	-79,16
0,2	20,29	4,27	17,57	25,56	-80,50	15,19	-87,26	-78,78
0,3	20,25	4,25	17,55	25,38	-80,25	15,23	-86,92	-78,58
0,4	20,15	4,16	17,50	25,01	-80,02	15,27	-86,67	-78,41
0,5	20,04	4,10	17,43	25,06	-79,83	15,27	-86,48	-78,28

Таблица 3 – Константы диссоциации кислот при 298 К

Кислота	**K_a**	**pK_a**
HClO	$5,6\cdot10^{-8}$	7,25
H_2SO_3 HSO_3^-	$1,58\cdot10^{-2}$ $6,3\cdot10^{-8}$	1,8 7,2
H_2S HS^-	$6\cdot10^{-8}$ $1,0\cdot10^{-14}$	7,2 14,0
H_2CO_3 HCO_3^-	$3,0\cdot10^{-7}$ $4,0\cdot10^{-11}$	6,52 10,4
HCN	$1,0\cdot10^{-9}$	9,0
HCOOH	$2,2\cdot10^{-4}$	3,7
CH_3COOH	$1,8\cdot10^{-5}$	4,75
C_6H_5COOH	$6,3\cdot10^{-5}$	4,2
H_3PO_4 $H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-}	$1,1\cdot10^{-2}$ $7,6\cdot10^{-8}$ $4,8\cdot10^{-13}$	1,96 7,12 12,3
HNO_2	$7,1\cdot10^{-4}$	3,15
HF	$7,2\cdot10^{-4}$	3,13

Таблица 4 – Константы диссоциации оснований при 298 К

Основание	**$K_д$**	**pK**
Аммиак	$1,8\cdot10^{-5}$	4,75
Анилин	$3,8\cdot10^{-10}$	9,42
Кофеин	$4,1\cdot10^{-4}$	3,39
Кокаин	$2,6\cdot10^{-6}$	5,59
Креатин	$1,9\cdot10^{-11}$	10,7
Метиламин	$4,4\cdot10^{-4}$	3,36
Морфин	$7,4\cdot10^{-7}$	6,13
Мочевина	$1,5\cdot10^{-14}$	13,82
Новокаин	$7\cdot10^{-6}$	5,16
Пиридин	$1,7\cdot10^{-9}$	8,77
Этиламин	$5,6\cdot10^{-4}$	3,25

Таблица 5 – Предельная эквивалентная электрическая проводимость некоторых ионов в воде при 298 К

Катион	$\lambda\infty \cdot 10^{4}$(См·м^2)/моль	**Анион**	$\lambda\infty \cdot 10^{4}$(См·м^2)/моль
H^+	350	OH^-	198
Na^+	50	Cl^-	76
K^+	75	NO_3^-	71
NH_4^+	75	HCO_3^-	44
Ag^+	62	$½CO_3^{2-}$	69
$½Mg^{2+}$	54	$½SO_4^{2-}$	80
$½Ba^{2+}$	64	CH_3COO^-	40
$½Ca^{2+}$	60		

Таблица 6 – Стандартные электродные потенциалы в водных растворах при 298 К

Полуреакция (электродная)	E^o, В	Полуреакция (электродная)	E^o, В
$½ F_2 + ē \rightarrow F^-$	+2,870	$Cu^{2+} + 2ē \rightarrow Cu$	+0,337
$H_2O_2 + 2H^+ + 2ē \rightarrow 2 H_2O$	+1,776	$½ Hg_2Cl_2 + ē \rightarrow Hg + Cl^-$	+0,268
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2ē \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	+1,690	$AgCl + ē \rightarrow Ag + Cl^-$	+0,222
$Ce^{4+} + ē \rightarrow Ce^{3+}$	+1,610	$Sn^{4+} + 2ē \rightarrow Sn^{2+}$	+0,15
$MnO_4^- + 4H^+ + 3ē \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	+1,695	$2H^+ + 2ē \rightarrow H_2^0$	0,00
$MnO_4^- + 8H^+ + 5ē \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,510	$Pb^{2+} + 2ē \rightarrow Pb^0$	–0,126
$PbO_2 + 4H^+ + 2ē \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,455	$Sn^{2+} + 2ē \rightarrow Sn^0$	–0,136
$½ Cl_2 + ē \rightarrow Cl^-$	+1,360	$Ni^{2+} + 2ē \rightarrow Ni^0$	–0,250
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6ē \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,330	$PbSO_4 + 2ē \rightarrow Pb^0 + SO_4^{2-}$	–0,356
$O_2 + 4H^+ + 4ē \rightarrow 2H_2O$	+1,229	$Cd^{2+} + 2ē \rightarrow Cd^0$	–0,403
$½ Br_2$(ж) $+ ē \rightarrow Br^-$	+1,065	$Cr^{3+} + ē \rightarrow Cr^{2+}$	–0,408
$AuCl_4^- + 3ē \rightarrow Au + 4Cl^-$	+1,09	$Fe^{2+} + 2ē \rightarrow Fe^0$	–0,440
$NO_3^- + 4H^+ + 3ē \rightarrow NO + 2H_2O$	+0,99	$S + 2e \rightarrow S^{2-}$	–0,447
$Hg^{2+} + 2ē \rightarrow ½ Hg_2^{2+}$	+0,798	$Zn^{2+} + 2ē \rightarrow Zn^0$	–0,763
$Ag^+ + ē \rightarrow Ag^0$	+0,799	$Mn^{2+} + 2ē \rightarrow Mn^0$	–1,180
$½Hg_2^{2+} + ē \rightarrow Hg^0$	+0,854	$Al^{3+} + 3ē \rightarrow Al^0$	–1,662
$Fe^{3+} + ē \rightarrow Fe^{2+}$	+0,771	$Mg^{2+} + 2ē \rightarrow Mg^o$	–2,363
хинон/гидрохинон	+0,699	$La^{3+} + 3ē \rightarrow La^o$	–2,522
$O_2 + 2H^+ + 2ē \rightarrow H_2O_2$	+0,682	$Na^+ + ē \rightarrow Na^o$	–2,714
$MnO_4^- + 2H_2O + 3ē \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+0,682	$Ca^{2+} + 2ē \rightarrow Ca^0$	–2,866
$MnO_4^- + ē \rightarrow MnO_4^{2-}$	+0,588	$K^+ + ē \rightarrow K^o$	–2,925
$½I_2 + ē \rightarrow I^-$	+0,536	$Li^+ + ē \rightarrow Li^0$	–3,045

Таблица 7 – Произведение растворимости (ПР) малорастворимых веществ

Вещество	Формула	ПР
Бромид серебра (I)	$AgBr$	$4,8\cdot10^{-13}$
Иодид серебра (I)	AgI	$8,1\cdot10^{-17}$
Сульфид серебра (I)	Ag_2S	$4,2\cdot10^{-50}$
Хлорид серебра (I)	$AgCl$	$1,73\cdot10^{-10}$
Гидроксид алюминия	$Al(OH)_3$	$1,0\cdot10^{-32}$
Сульфат бария	$BaSO_4$	$1,1\cdot10^{-10}$
Карбонат бария	$BaCO_3$	$5,1\cdot10^{-9}$
Хромат бария	$BaCrO_4$	$1,2\cdot10^{-10}$
Гидроксид кальция	$Ca(OH)_2$	$5,5\cdot10^{-6}$
Гидрофосфат кальция	$CaHPO_4$	$1,4\cdot10^{-6}$
Фосфат кальция	$Ca_3(PO_4)_2$	$2,0\cdot10^{-29}$
Карбонат кальция	$CaCO_3$	$3,7\cdot10^{-9}$
Сульфат кальция	$CaSO_4$	$1,7\cdot10^{-5}$
Сульфид кадмия	CdS	$7,9\cdot10^{-27}$
Сульфид меди (II)	CuS	$6,3\cdot10^{-36}$
Гидроксид железа (II)	$Fe(OH)_2$	$1,6\cdot10^{-15}$
Гидроксид железа (III)	$Fe(OH)_3$	$3,2\cdot10^{-38}$
Сульфид железа (II)	FeS	$5,0\cdot10^{-18}$
Гидроксид лития	$LiOH$	$4,0\cdot10^{-2}$
Гидроксид магния	$Mg(OH)_2$	$1,1\cdot10^{-11}$
Гидроксид никеля (II)	$Ni(OH)_2$	$1,2\cdot10^{-16}$
Сульфид ртути (II)	HgS	$1,6\cdot10^{-52}$
Сульфат свинца (II)	$PbSO_4$	$1,3\cdot10^{-8}$
Сульфид свинца(II)	PbS	$6,2\cdot10^{-28}$
Иодид свинца (II)	PbI_2	$8,2\cdot10^{-9}$
Хлорид свинца (II)	$PbCl_2$	$1,6\cdot10^{-5}$
Сульфат стронция	$SrSO_4$	$3,2\cdot10^{-7}$
Гидроксид цинка	$Zn(OH)_2$	$4,9\cdot10^{-17}$
Сульфид цинка	ZnS	$1,9\cdot10^{-22}$

Таблица 8 – Числа ГЛБ для некоторых органических жидкостей

Вещество	Число ГЛБ
Ацетофенон	14
Лауриновая кислота	16
Линолевая кислота	16
Монолаурат ангидросорбита (Спан 20)	8,6
Монопальмитат ангидросорбита (Спан 40)	6,7
Тролеат ангидросорбита (Спан 85)	1,8
Оксиэтилированный монолауратангидросорбита (Твин 20)	16,7
Оксиэтилированный пальмитат ангидросорбита (Твин 40)	15,6
Оксиэтилированный моностеарат ангидросорбита (Твин 60)	14,9
Олеиновая кислота	17
Стеариновая кислота	17
Цетиловый спирт	15
Дециловый спирт	14
Лауриловый спирт	14
Касторовое масло	14
Оксиэтилированное растительное масло (Эмульфор)	13,3
Хлорированный парафин	8
Безводный ланолин	12
Ароматическое минеральное масло	12
Парафиновое минеральное масло	10
Минеральные растворители	14
Сосновое масло	16
Пчелиный воск	9
Карнаубский воск	12
Микрокристаллический воск	10
Парафин	10
Ксилол	14

ЛИТЕРАТУРА

1. Беляев, А. П. Физическая и коллоидная химия : учебник для студентов учреждений высшего профессионального образования, обучающихся по специальности «Фармация» по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» / А. П. Беляев, В. И. Кучук ; ред. А. П. Беляев. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : ГЭОТАР – Медиа, 2014. – 751 с.
2. Ершов, Ю. А. Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем : учебник для студентов учреждений высшего профессионального образования, обучающихся по специальности «Фармация» по дисциплине «Физическая и коллоидная химия» / Ю. А. Ершов. – Москва : ГЭОТАР – Медиа, 2014. – 351 с.
3. Общая химия. Биофизическая химия / Ю. А. Ершов [и др.]. – Москва : Высшая школа, 2000. – 398 с.
4. Постраш, И. Ю. Сборник задач по физической и коллоидной химии : учебное пособие для студентов учреждений высшего образования по специальности «Ветеринарная фармация» / И. Ю. Постраш. – Витебск : ВГАВМ, 2017. – 220 с.
5. Краткий справочник физико-химических величин / ред.: А. А. Равдель, А. М. Пономарева. – Ленинград : Химия, 1983. – 423 с.
6. Назаров, В. В. Практикум и задачник по коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы : учебное пособие для вузов / В. В. Назаров, А. С. Гродский, А. Ф. Моргунов. – Москва : Академкнига, 2007. – 374 с.
7. Физическая и коллоидная химия. Задачник : учебное пособие для вузов / А. П. Беляев [и др.] ; под ред. А. П. Беляева. – Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 288 с.
8. Фридрихсберг, Д. А. Курс коллоидной химии : учебник для вузов / Д. А. Фридрихсберг. – 4-е изд., испр. и доп. – Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар : Лань, 2010. – 411 с.
9. Щукин, Е. Д. Коллоидная химия : учебник для студентов вузов, обучающихся по специальности «Химия» / Е. Д. Щукин, А. В. Перцов, Е. А. Амелина. – 5-е изд., испр. – Москва : Высшая школа, 2007. – 444 с.

Сводная таблица результатов самоподготовки и выполнения лабораторных работ

№ занятия	Максимальное число баллов (М)	Баллы за выполненные задания			Оценка за самоподготовку (Т+З+З*) / (0,1 М)	Оценка за лабораторную работу	Подпись преподавателя
		Термины: за 1 термин – 1 балл (Т)	Задачи: за 1 задачу – 2 балла (З)	Задачи*: за 1 задачу* – 5 баллов (З*)			
1							
2							
3							
4							
5							
6							
7							
8							
9							
10							
11							
12							
13							
14							
15							
16							
17							
Итоговая оценка							

Учебное издание

Постраш Ирина Юрьевна

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ ПО ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Ответственный за выпуск В. П. Баран
Технический редактор О. В. Луговая
Компьютерный набор И. Ю. Постраш
Компьютерная верстка Т. А. Драбо
Корректор Т. А. Драбо

Подписано в печать 05.12.2019. Формат 60×84 1/8.
Бумага офсетная. Ризография.
Усл. печ. л. 5,25. Уч.-изд. л. 2,44. Тираж 35 экз. Заказ 1990.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Витебская ордена «Знак Почета»
государственная академия ветеринарной медицины».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/ 362 от 13.06.2014.
ЛП №: 02330/470 от 01.10.2014 г.
Ул. 1-я Доватора, 7/11, 210026, г. Витебск.
Тел.: (0212) 51-75-71.
E-mail: rio_vsavm@tut.by
http://www.vsavm.by