

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Кафедра « химии и биотехнологий »

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ
ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ
Б2.В.ОД.3. Физическая и коллоидная химия**

**Направление подготовки (специальность) 360301 Ветеринарно-санитарная
экспертиза**

Профиль образовательной программы "Ветеринарно-санитарная экспертиза"

Форма обучения заочная

Оренбург 2016 г.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Конспект лекций	3
1.1 Лекция № 1 Основы термохимии и термодинамики химических процессов	3
1.2 Лекция № 2 Химическая кинетика	4
1.3 Лекция № 3 Электропроводность растворов электролитов. Электрохимия	8
1.4 Лекция № 4 Агрегатные состояния вещества: свойства идеальных и реальных растворов.	11
Лекция № 5 Дисперсные системы. Лиофобные золи (коллоидные растворы): строение, свойства, получение. Коллоидные ПАВ	17
2. Методические указания по выполнению лабораторных работ	19
2.1 Лабораторная работа № ЛР-1 Основы термохимии и термодинамики химических процессов	19
2.2 Лабораторная работа № ЛР-2 Химическая кинетика	21
2.3 Лабораторная работа № ЛР-3 Электропроводность растворов электролитов. Электрохимия	22
2.4 Лабораторная работа № ЛР-4 Агрегатные состояния вещества: свойства идеальных и реальных растворов.	23
2.5 Лабораторная работа № ЛР-5 Поверхностные явления: адсорбция, адгезия, поверхностное натяжение.	26
2.6 Лабораторная работа № ЛР-6 Дисперсные системы. Лиофобные золи (коллоидные растворы): строение, свойства, получение. Коллоидные ПАВ.	29
2.7 Лабораторная работа № ЛР-7 Устойчивость и коагуляция коллоидно-дисперсных систем.	30
2.8 Лабораторная работа № ЛР-8 Лиофильные золи: растворы высокомолекулярных соединений. Гели. Студни	31

1. КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

1. 1 Лекция № 1 (2 часа).

Тема: «Основы термохимии и термодинамики химических процессов»

1.1.1 Вопросы лекции:

1. Основные понятия и определения
2. Работа расширения идеального газа
3. Первый закон термодинамики и следствия из него
4. Второй закон термодинамики
5. Термохимия. Закон Гесса
6. Зависимость теплового эффекта от температуры

1.1.2 Краткое содержание вопросов:

1. Основные понятия и определения

Термодинамика – наука, изучающая взаимные превращения различных видов энергии, связанные с переходом энергии между телами в форме теплоты и работы и устанавливающая законы этих превращений.

Основным объектом в исследовании термодинамики является система. **Система** – это тело, или совокупность тел, обособленных физическими или воображаемыми границами раздела от окружающей среды. Состояние системы характеризуется термодинамическими параметрами и функциями. К *параметрам состояния* относят переменные величины, которые непосредственно могут быть заданы и измерены: температура, объем, давление. К *термодинамическим функциям* относят переменные величины, зависящие от параметров состояния, которые не могут быть непосредственно измерены.

Внутренняя энергия. Теплота. Работа

2. Работа расширения идеального газа

Рассмотрим, какую работу может производить идеальный газ при его расширении в результате различных процессов.

Изохорный процесс: $A = p\Delta V$, $\Delta V = 0$, **$A = 0$**

При изохорном процессе работа расширения газа равна нулю.

Изобарный процесс: $A = p\Delta V$,

$$A = p(V_2 - V_1)$$

или $A = p(V_2 - V_1)$, $pV = RT$;

$$A = R(T_2 - T_1)$$

При изобарном процессе работа газа против внешнего давления равна произведению давления на изменение объема.

Изотермический процесс: V_2

$$A = p\Delta V, p = RT / V; A = RT \int_{V_1}^{V_2} dV / V = RT \ln V_2 / V_1,$$

$$A = \nu 2,303 RT \lg V_2 / V_1$$

$$A = \nu 2,303 RT \lg P_1 / P_2$$

- 3 Первый закон термодинамики и следствия из него

Теплота, переданная системе, идет на увеличение ее внутренней энергии и на совершение работы системой против внешних сил

$$Q = \Delta U + A$$

4. Второй закон термодинамики

Невозможен самопроизвольный переход теплоты от холодного тела к горячему

Смысл второго закона термодинамики также состоит в том, что любой самопроизвольный процесс протекает в направлении, при котором система из менее вероятного состояния переходит в более вероятное. Иначе говоря, самопроизвольному протеканию процесса способствует увеличение неупорядоченности в системе, мерой которой является **энтропия (S)**.

5. Термохимия. Закон Гесса

Термохимия – раздел физической химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций.

Тепловой эффект химической реакции – количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции. При этом должно соблюдаться условие, чтобы система не совершала никакой работы, кроме расширения.

Основным постулатом термохимии является **закон Гесса (1840)**, позволяющий теоретически вычислить тепловой эффект химической реакции:

Тепловой эффект реакции зависит от начального и конечного состояния веществ, и не зависит от пути перехода.

Для вычисления энтальпии образования реакции, необходимо:

$$\Delta H_{298}^0 (\text{реакции}) = \sum (\nu \Delta H_{298}^0)_{\text{продуктов р-ции}} - \sum (\nu \Delta H_{298}^0)_{\text{исх. в-в}}$$

6. Зависимость теплового эффекта от температуры

Зависимость теплового эффекта от температуры впервые выведена Кирхгофом в виде закона

Температурный коэффициент теплового эффекта равен разности суммарных молярных теплоемкостей начальных и конечных веществ

$$\Delta Q / \Delta T = c_{\text{реак}} - c_{\text{прод}}$$

Способность веществ поглощать теплоту при нагревании называют **теплоемкостью**.

Теплоемкость (C) – это количество теплоты, необходимое для нагревания 1 г (удельная теплоемкость) или 1 моль (молярная теплоемкость) вещества на 1 К

$$c = Q / \Delta T$$

1.2 Лекция № 2 (2 часа).

Тема: «Химическая кинетика.»

1.2.1 Вопросы лекции:

1. Скорость химической реакции
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции:
 - а) природа реагирующих веществ;
 - б) концентрация реагирующих веществ;
 - в) температура;
 - г) катализаторы;
 - д) инициаторы;
 - е) электромагнитное излучение. Фотохимия.

1.2.2 Краткое содержание вопросов:

1. Скорость химической реакции

Химическая кинетика – раздел физической химии, представляющий собой учение о химических реакциях, законах их протекания во времени, скоростях и механизмах. Под

скоростью реакции понимают изменение количества вещества в единице объема в единицу времени или изменение молярной концентрации в единицу времени

$$v = \pm \Delta v / V \cdot \Delta \tau = \pm \Delta c / \Delta \tau$$

.....

2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Экспериментальные исследования показали, что скорость реакции зависит от многих факторов:

а) *природы реагирующих веществ* (тип химической связи);

б) *концентрации реагирующих веществ*. Эта зависимость выражается законом действующих масс: $v = k c_A^a \cdot c_B^b$ – **кинетическое уравнение**. Величины a и b называются частными порядками реакции по веществам А и В, а сумма $n = a + b$ – общим порядком реакции.

Порядок реакции – это сумма показателей степеней при концентрациях в кинетическом уравнении реакции.

Реакции первого порядка – это реакции, в которых зависимость скорости реакции описывается кинетическим уравнением мономолекулярных реакций.

$$k = \frac{2,303}{\tau_{1/2}} \frac{c_0}{c} \quad \text{—}$$

Мономолекулярные реакции – это реакции, в отдельном элементарном акте которых участвует одна молекула.

Реакции второго порядка – это реакции, в которых зависимость скорости реакции описывается кинетическим уравнением бимолекулярных реакций.

$$k = \frac{1}{t} \frac{-\lg \frac{x}{c \cdot c_0}}{\quad} \quad \text{—}$$

x – количество прореагировавшего вещества к моменту времени.

Если $c_A \neq c_B$, то

$$k = \frac{2,303}{t (c_A - c_B)} \lg \frac{c_B (c_A - x)}{c_A (c_B - x)}$$

c_A, c_B – начальные концентрации веществ А и В.

Реакции третьего порядка – это реакции, в которых зависимость скорости реакции описывается кинетическим уравнением трехмолекулярных реакций.

Молекулярность выше трех быть не может.

Реакции нулевого порядка – это реакции, в которых скорость подвода реагирующих веществ во много раз больше скорости химического взаимодействия.

$$\begin{aligned} -dc/dt &= k c^0 \\ k &= c_0 / 2\tau_{1/2} \end{aligned}$$

$\tau_{1/2}$ – период полураспада.

Период полураспада – это время, в течение которого превращается ровно половина взятого количества вещества.

Скорость таких реакций постоянна и не зависит от концентрации реагирующих веществ.

в) *температура*. Эта зависимость описывается **правилом Вант-Гоффа**: при увеличении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза.

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

Закон действующих масс. **Теория Аррениуса.** Он считал, что к химическому взаимодействию приводит столкновение только активных молекул. Соотношение между константой скорости реакции, частотой столкновений и долей активных столкновений описывает *уравнение Аррениуса*

$$k = Z e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

Из уравнения видно, что доля активных столкновений тем больше, чем меньше энергия активации и чем выше температура.

$$E_a = \frac{2,303 R \lg k_2 / k_1}{1 / T_1 - 1 / T_2}$$

г) катализаторы

Катализом называют явление изменение скорости реакции в присутствии веществ катализаторов.

Катализатор – это вещество, взаимодействующее с молекулами реагирующих веществ, изменяющие скорость химической реакции и выделяющиеся на последующих стадиях в химически неизменном виде.

Реакции протекающие с участием катализаторов, называют каталитическими.



Каталитические реакции чрезвычайно распространены в природе. Многие из них катализируются ферментами (ферментативный катализ). Каталитические процессы широко используются в промышленности. Например, производство азотной, серной кислот, аммиака, получение синтетического каучука.

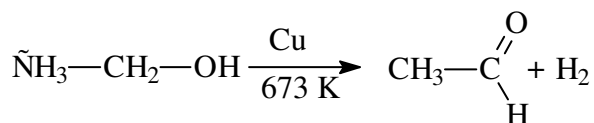
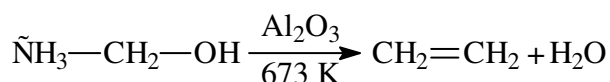
Влияние катализаторов на скорость химической реакции в основном заключается в осуществлении процесса, энергия активации которого ниже, чем энергия активации, соответствующая не катализируемой реакции. Кроме того, катализаторы увеличивают энтропию активации, т.е. способствуют ориентации молекул в пространстве, удобной для химического взаимодействия.

Катализаторами могут быть атомы, молекулы, ионы.

Основные закономерности катализа:

1. Катализатор активно, за счет химических связей, участвует в элементарном акте реакций (образуя активированный комплекс).
2. Участие катализатора в реакции не отражает на стехиометрическом уравнении.
3. Катализатор обладает избирательностью (специфичностью) действия, т.е. он может изменять скорость одной реакции и не влиять на скорость другой.

Например



Специфичность действия особенно сильно проявляется у ферментов, которые являются биологическими катализаторами.

4. Действие катализатора сводится к понижению энергии активации. Небольшое изменение энергии активации приводит к значительному увеличению скорости

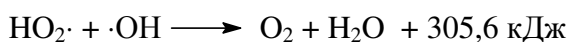
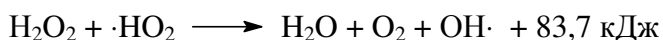
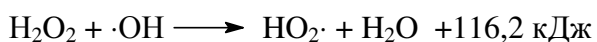
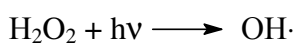
реакции (на несколько порядков). Например, термическое разложение ацетальдегида $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$ катализируется порами йода, что вызывает снижение энергии активации на ≈ 55 кДж/моль. Это снижение вызывает увеличение константы скорости в 10000 раз.

5. Катализатор не влияет на положение термодинамического равновесия, т.е. на значение константы равновесия, т.е. в одинаковой степени изменяет скорости прямой и обратной реакции только ускоряет наступление равновесия.
6. При добавлении некоторых веществ, называемых промоторами, активность катализатора растет; добавление же ингибиторов уменьшает скорость реакции.

д) инициаторы

Фотохимическая реакция с квантовым выходом $\gamma \gg 1$ обычно протекает по механизму цепных процессов, где кванты света образуют первичную возбужденную частицу, которая далее создает цепь.

Так с $\gamma \sim 50$ осуществляется фотохимический распад H_2O_2



Скорость распада инициатора на свободные радикалы можно увеличить не только повышением температуры, но и добавкой в реакционную среду специальных восстановителей — промоторов и активаторов. Промоторы возбуждают химическую реакцию, действуя только в начале процесса, а активаторы поддерживают активность катализатора (инициатора) в течение всего процесса. Эти вещества способствуют образованию свободных радикалов из инициаторов при более низких температурах

е) электромагнитное излучение. Фотохимия.

Реакции, проходящие под действием света, называются фотохимическими, а раздел химии изучающий эти реакции — фотохимией.

В основе фотохимических реакций лежит поглощение молекулами кванта света $h\nu$ с образованием реакционных частиц (постоянная планка $h = 6,6268 \cdot 10^{-34}$ Дж/с, ν - частота колебания света)

Примеры: смесь газов водорода и фтора на свету взрывается, аммиак разлагается на водород и азот, бромид серебра разлагается с выделением металлического серебра.

Реакции, протекающие под действием излучений высоких энергий (γ излучение, рентгеновское излучение и т.д.) называются радиационно-химическими — радиационная химия.

В основе фотохимических процессов лежат два закона. Согласно первому, сформулированному Ф.И. Гротгусом (1817г):

Химическое превращение вызывает то излучение, которое поглощается веществом.

Отраженные веществом лучи, а также прошедшие сквозь него не вызывают никаких химических превращений.

Второй закон фотохимии, предложен Эйнштейном (1912): Каждый поглощенный квант света ($h\nu$) вызывает превращение одной молекулы.

Этот закон называют законом фотохимической эквивалентности и математически выражают в виде:

$$n_p = n_\phi = \frac{E}{h\nu}$$

E — количество поглощенной световой энергии

n_p – число прореагировавших молекул

n_{ϕ} – число поглощенных квантов

Эйнштейн постулировал, что вся энергия кванта сообщается при поглощении света одному-единственному электрону, вследствие чего этот электрон поднимается на более высокий энергетический уровень. Чтобы лучше понять процесс поглощения света, необходимо рассмотреть роль электронов в акте поглощения.

В 1964г. Л.Вант – Гофф установил количественную зависимость между скоростью фотохимических реакций и количества поглощенной энергии.

Количество химически измененного вещества пропорционально поглощенной световой энергии.

Скорость фотохимических реакций зависит от концентрации и пропорциональна количеству поглощенной энергии излучения.

Согласно закону Лимберта – Бера между интенсивностью I_0 падающего монохроматического света и интенсивностью света I , прошедшего через слой вещества.

$$I = I_0 \cdot e^{-\epsilon c l}$$

C – концентрация вещества моль/л

l – толщина слоя

ϵ – молярный коэффициент поглощения

Количество поглощенной энергии пропорционально разности

$$I_0 - I = \Delta I$$

$$I = I_0 - I_0 \cdot e^{-\epsilon c l}$$

Скорость фотохимических реакций пропорциональна интенсивности действующего света и растет с ростом концентрации вещества и длины пути луча света в разрезе.

.....

1.3 Лекция № 3 (2 часа).

Тема: «Электропроводность растворов электролитов. Электрохимия.»

1.3.1 Вопросы лекции:

1. Электропроводность растворов электролитов
2. Влияние разбавления на молярную электропроводность
3. Практическое применение электропроводности
4. Учение об ЭДС гальванического элемента
5. Скачок потенциала на границе «металл – раствор»
6. Определение электродных потенциалов. Уравнение Нернста
7. Классификация электродов
8. Концентрационные гальванические элементы
9. Потенциометрический метод определения pH

1.3.2 Краткое содержание вопросов:

1. Электропроводность растворов электролитов

Электропроводность – это способность веществ пропускать электрический ток под действием электрического напряжения.

Свойством проводить электрический ток обладают проводники 1 рода (металлы, графит) и проводники 2 рода (электролиты в водном растворе и в расплавленном состоянии).

Электролиты – это вещества, проводящие электрический ток. Как известно, проводник, по которому течет электрический ток, представляет для него определенное сопротивление. **Удельная электропроводность** – электропроводность одного кубического метра раствора электролита, заключенного между платиновыми электродами с площадью в 1 м^2 и находящихся на расстоянии 1 метра.

$$L = \chi S / l$$

l – расстояние между электродами, S – площадь электрода.

Факторы, влияющие на удельную электропроводность

- природа электролита и растворителя

- количество ионов в единице объема раствора ($c_i = c_{p-ра} \cdot n_i \cdot \alpha$). Чем больше ионов, тем больше χ .

- скорость движения ионов. - температура раствора. - заряд иона. Чем выше заряд, тем больше количество электричества переносится с одного электрода на другой, тем выше электропроводность.

2. Влияние разбавления на молярную электропроводность

Молярная (эквивалентная) электропроводность – это электропроводность раствора, содержащего 1 моль электролита, заключенного между электродами, находящимися друг от друга на расстоянии 1 метр.

$$\lambda = \chi V$$

Изучая молярную электропроводность различных электролитов при бесконечном разбавлении, Кольрауш обратил внимание на то, что катионы и анионы проводят электричество независимо друг от друга.

Закон Кольрауша (закон независимого перемещения ионов):

Эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении равна сумме электропроводности (подвижности) катиона и аниона данного электролита.

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{\kappa} + \lambda_{\text{a}}$$

3. Практическое применение электропроводности

Методы исследования, основанные на измерении электропроводности растворов, называются **кондуктометрией**.

Измерение электропроводности используется для определения степени диссоциации электролита. Аррениус считал, что электропроводность при данном разбавлении прямо пропорциональна степени диссоциации.

$$\lambda_v = \lambda_{\infty} \alpha$$

Через электропроводность можно выразить константу диссоциации

$$K_d = \frac{C \lambda_v^2}{\lambda_{\infty} (\lambda_{\infty} - \lambda_v)}$$

4. Учение об ЭДС гальванического элемента

Гальванический элемент – это система, в которой химическая энергия определенного процесса превращается в полезную электрическую работу.

Сумма скачков потенциала на всех границах раздела фаз называется **ЭДС элемента**.

Механизм возникновения ЭДС описывают две теории:

Контактная теория (Вольта) – ЭДС возникает в месте соприкосновения двух разных металлов. Эта теория не смогла объяснить механизм возникновения электрической энергии в гальваническом элементе.

Химическая теория (А. Де-ля-Рив) – источником энергии в элементе являются ОВР, протекающие на границе контакта металла с раствором электролита.

5. Скачок потенциала на границе «металл – раствор»

При наступлении в системе равновесия на границе «металл-раствор» возникает скачок потенциала, который называется **электродным потенциалом (ϕ)**.

Причина его возникновения – обмен ионами между металлом и раствором. Возникает двойной электрический слой (включает в себя частицы противоположных зарядов)

6. Определение электродных потенциалов. Уравнение Нернста

Важной характеристикой гальванического элемента является ЭДС – это разность электродных потенциалов окислителя и восстановителя

$$E = \phi_o - \phi_v$$

Если ЭДС измеряется при активностях ионов, равных единице, то эта ЭДС называется стандартной ЭДС

$$E^0 = \phi_o^0 - \phi_v^0$$

ЭДС можно определить по **уравнению Нернста**

$$E = E^0 + \frac{2,303 RT}{F} \lg \frac{a_{ок}^{1/z}}{a_{вос}^{1/z}}$$

$$2,303 RT / F = b \text{ (при } 25^0\text{C } b = 0,059)$$

Если раствор разбавленный, то вместо активностей используют концентрацию.

Чтобы определить электродный потенциал по Нернсту:

$$\phi_{Me^{n+}/Me} = \phi_{Me^{n+}/Me}^0 + b / Z \lg a (Me^{n+})$$

7. Классификация электродов

1. Электроды 1 рода – металлические электроды, обратимые относительно катионов (Me / Me^{n+}), и неметаллические, обратимые относительно анионов (A / A^{n-}).

2. Электроды 2 рода – представляют собой металл, покрытый слоем труднорастворимого соединения этого металла и погруженный в раствор, содержащий тот же анион, что и труднорастворимое соединение электродного металла ($A^{n-} / MeA, Me$). Пример, каломельный электрод, хлорсеребряный электрод.

3. Газовые электроды – полуэлементы, состоящие из металлического проводника, контактирующего с определенным газом. Пример, водородный, хлорный, кислородный электроды.

4. Окислительно-восстановительные электроды – инертный электрод, погруженный в окислительно-восстановительную среду. Пример, хингидронный электрод.

8. Концентрационные гальванические элементы

Это цепи, ЭДС которых возникает вследствие различной активности веществ электрода или ионов в растворах электролитов.

Различают:

Концентрационные цепи 1 рода. Они состоят из двух одинаковых по природе электродов, но отличаются по активности вещества электрода. Оба электрода погружены в один и тот же раствор.

Концентрационные цепи 2 рода. Они состоят из одинаковых металлов, погруженных в растворы солей этих же металлов, но с различной активностью ионов.

Возникает электрический ток. ЭДС возникает за счет выравнивания активностей ионов.

9. Потенциометрический метод определения pH

Сущность этого метода состоит в измерении ЭДС определенной гальванической цепи. Для определения pH этим методом используются индикаторные электроды (водородный, хингидронный, стеклянный), потенциал которых зависит от активности ионов водорода в растворе.

1.4 Лекция № 4 (2 часа).

Тема: «Агрегатные состояния вещества: свойства идеальных и реальных растворов

1.4.1 Вопросы лекции:

1. Характеристика растворов. Идеальные и реальные растворы.
2. Свойства идеальных растворов.
3. Свойства реальных растворов. Предельный закон Дебая-Гюккеля
4. Буферные растворы и их значение.

1.4.2 Краткое содержание вопросов:

1. Характеристика растворов. Идеальные и реальные растворы.

Растворы – это термодинамически устойчивые гомогенные системы, переменного состава, состоящие не менее чем из двух компонентов. Гомогенность обеспечивается равномерным распределением каждого компонента в массе другого в виде молекул, атомов и ионов. Переменность состава означает, что состав раствора может непрерывно изменяться в определенных пределах.

По своей внутренней структуре растворы занимают промежуточное положение между механическими смесями и химическими соединениями. Как механические смеси, так и любой объем раствора имеет тот же состав, что и остальная масса. Выделение или поглощение теплоты при образовании растворов указывает на их сходство с химическими соединениями. От химических соединений растворы отличаются непостоянством состава, отсутствием кратных отношений, характером и величиной энергии связи. Так, химические соединения образуются за счет ковалентной связи, а растворы – за счет слабых межмолекулярных сил.

В соответствии с термодинамическими свойствами растворы подразделяют на идеальные и реальные. В отличие от идеальных газов идеальные растворы существуют. *Идеальные растворы* – это растворы, в которых силы взаимодействия между молекулами разного вида равны силам взаимодействия между молекулами одного вида. С термодинамической точки зрения идеальный раствор определяется как раствор, обладающий при постоянных значениях давления и температуры следующими термодинамическими свойствами:

- 1) образование идеального раствора происходит без изменения объема;
- 2) тепловой эффект процесса образования идеального раствора равен нулю;
- 3) в процессе образования идеального раствора энтропия увеличивается, энергия Гиббса уменьшается.
- 4) эти растворы образуются из веществ, молекулы которых сходны по полярности, по строению, химическому составу (смесь бензола и толуола).

Растворы, для которых не выполняется хотя бы одно из перечисленных выше условий, называют неидеальными, или *реальными*.

В зависимости от того, электронейтральными или заряженными частицами являются компоненты растворов, их подразделяют на молекулярные (растворы неэлектролитов) и ионные (растворы электролитов).

2. Свойства идеальных растворов.

Свойства растворов неэлектролитов

- Давление насыщенного пара растворителя над раствором

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной доле растворенного вещества в растворе

$$\Delta p = p_0 \frac{v_1}{v_1 + v_2}$$

v_1 – число молей растворенного вещества;

v_2 – число молей растворителя

Понижение давления пара прямо пропорционально концентрации раствора

Данный закон применим для сильно разбавленных растворов неэлектролитов, у которых $v_2 > v_1$. Поэтому v_1 в знаменателе можно пренебречь. Тогда:

$$\Delta p = p_0 \frac{v_1}{v_2} \quad \text{или} \quad \frac{\Delta p}{p_0} = \frac{v_1}{v_2}$$

Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором используется для определения молярной массы растворенного вещества:

$$M_1 = \frac{p_0 m_1 M_2}{\Delta p m_2}$$

- температура замерзания растворов – это температура, при которой давление насыщенного пара над жидкостью становится равным давлению насыщенного пара над кристаллами этой жидкости.

Разность между температурой замерзания чистого растворителя и раствора называется *понижением температуры замерзания раствора*

$$T_3^0 - T_3 = \Delta T_3$$

Понижение температуры замерзания зависит от концентрации раствора и подчиняется **второму закону Рауля**:

Понижение температуры замерзания раствора прямо пропорционально молярной концентрации раствора

$$\Delta T_3 = E_3 b$$

E_3 – криоскопическая постоянная (для воды = 1,86 град · г / моль)

Способность растворенных веществ понижать температуру замерзания используется для различных целей. Метод исследования, основанный на измерении понижения температуры замерзания, называется **криоскопией**.

- температура кипения раствора – это температура, при которой давление насыщенного пара над жидкостью равно внешнему давлению.

Разность этих величин называется *повышением температуры кипения растворов*:

$$T_k - T_k^0 = \Delta T_k$$

Повышение температуры кипения также зависит от концентрации раствора и подчиняется **второму закону Рауля**:

Повышение температуры кипения раствора прямо пропорционально его молярной концентрации раствора

$$\Delta T_k = E_k b$$

E_k – эбуллиоскопическая постоянная (для воды = 0,52 град · г / моль)

Метод исследования, основанный на измерении повышения температуры кипения, называется **эбуллиоскопией**.

- **диффузия** – это самопроизвольный процесс распределения молекул, атомов, ионов, коллоидных мицелл вследствие их беспорядочного теплового движения в газах, жидкостях и твердых веществах, приводящий к установлению равномерной концентрации по всему объему.

Диффузия подчиняется двум законам, выведенным немецким ученым А. Фиком (1855). Первый закон устанавливает пропорциональность диффузного потока градиенту их концентрации. Второй закон описывает изменение концентрации, обусловленное диффузией.

$$m = - D S \frac{\Delta C}{\Delta x}$$

D – коэффициент диффузии, равный количеству вещества, диффундирующего за единицу времени через 1 см² поверхности раздела при градиенте концентрации, равном 1; $\Delta C / \Delta x$ – градиент концентрации в направлении переноса (знак минус означает, что перемещение вещества приводит к убыли концентрации).

А. Эйнштейн и М. Смолуховский (1906) для определения коэффициента диффузии вывели следующее уравнение

$$D = \frac{RT}{N_0 6 \pi \eta r}$$

N_0 – число Авогадро; r – радиус диффундирующих частиц.

- **осмос и осмотическое давление**

Осмос – это односторонняя диффузия растворителя через полупроницаемую мембрану, отделяющего раствор от чистого растворителя или раствора с меньшей концентрацией. Осмос продолжается до тех пор, концентрация растворенного вещества по обе стороны перегородки не станет одинаковой. То давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы привести его в равновесие с чистым растворителем, отделенным от него полупроницаемой мембраной называется **осмотическим давлением**.

Существуют 3 метода определения осмотического давления:

1) *осмометрические методы*, где применяются специальные приборы – осмометры;

2) *плазмолитические методы*. При использовании этих методов осмотическое давление раствор сравнивается с осмотическим давлением изолированных живых клеток животного или растений. Растворы с более низким осмотическим давлением (**гипотонические**), чем в клетках, по-иному оказывают осмотическое действие – растворитель через мембрану проникает внутрь клетки, ее объем увеличивается, мембрана разрывается и содержимое выходит в среду. Если клетки представлены эритроцитами, происходит **гемолиз** – гемоглобин выходит в раствор.

Растворы с осмотическим давлением, равным осмотическому давлению клеток, не производят изменения объема клеток. Их называют **изотоническими**.

3) *криоскопические или эбуллиоскопические методы*. Закон Бойля-Мариотта: при одной и той же температуре осмотическое давление различных растворов прямо пропорционально их концентрации.

$$\pi_1 / c_1 = \pi_2 / c_2$$

Закон Гей-Люссака: при одной и той же молярной концентрации осмотическое давление прямо пропорционально абсолютной температуре.

$$p_1 / p_2 = T_1 / T_2$$

Закон Авогадро: растворы разных веществ одинаковой молярной концентрации при одинаковой температуре имеют одно и то же осмотическое давление.

Единый закон Вант-Гоффа: осмотическое давление раствора равно тому газовому давлению, которое было бы, если бы растворенное вещество находилось в газообразном состоянии и занимало бы объем раствора при той же температуре.

$$\pi = cRT$$

3. Свойства реальных растворов. Предельный закон Дебая-Гюккеля

Перечисленные выше законы Вант-Гоффа и Рауля справедливы только для идеальных растворов, т.е. таких, в которых нет химического взаимодействия между компонентами раствора, а также диссоциации или ассоциации растворенного вещества. Опыт показал, что у растворов электролитов более высокое осмотическое давление, они кипят при более высокой температуре и замерзают при более низкой температуре.

Исходя из этого, Вант-Гофф для растворов электролитов внес поправку, получившую название *коэффициента Вант-Гоффа* или *изотонического коэффициента (i)*:

$$\Delta p = i p_0 \frac{v_1}{v_1 + v_2} \quad \Delta T_3 = \frac{i E_3 1000 m_1}{M_1 m_2}$$

$$\pi = i cRT \quad \Delta T_k = \frac{i E_k 1000 m_1}{M_1 m_2}$$

Смысл этого коэффициента стал ясен после введения теории электролитической диссоциации С. Аррениусом. Основные положения:

1. Электролиты обладают способностью при растворении диссоциировать на противоположно заряженные частицы – ионы, за счет которых увеличивается число частиц, влияющее на осмотическое давление, температуру замерзания и кипения.

2. Электролиты при растворении диссоциируют на ионы не полностью. Число частиц, распавшихся на ионы характеризуется степенью диссоциации (α). Она связана с изотоническим коэффициентом следующим соотношением:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

n – число ионов, на которые распадается молекула электролита

Причину отклонения растворов электролитов от законов объясняют Дебай и Гюккель, которые в 1923 году создали **теорию сильных электролитов (предельный закон Дебая-Гюккеля – ПЗДГ)**. Согласно этой теории в растворах сильных электролитов между ионами возникает сила электростатического взаимодействия и вокруг каждого иона группируется избыток ионов противоположного знака, который образует вокруг него *ионную атмосферу*. Этот ион является центральным и одновременно он может входить в состав одной или нескольких ионных атмосфер других ионов. Все это образует очень сложное взаимодействие между ионами, которое влияет на ряд свойств растворов электролитов. Ионная атмосфера имеет заряд, противоположный по знаку заряда центрального иона.

Плотность ионной атмосферы зависит: 1) от концентрации раствора. Чем разбавленней раствор, тем меньше ее плотность; 2) от температуры. С повышением температуры плотность ионной атмосферы уменьшается за счет увеличения кинетической энергии ионов.

Ионная атмосфера вокруг каждого иона ограничивает свободу движения иона, т.е. уменьшает скорость его перемещения. Сила электростатического взаимодействия между ионами тем больше, чем меньше расстояние между ними, т.е. чем больше концентрация, и, в свою очередь, тем больше происходит отклонение от законов.

Для характеристики поведения реальных систем Льюисом было введено понятие *активности иона* (a_i), которое является функцией его концентрации в растворе и отличается от концентрации на множитель, который называется *коэффициентом активности*.

$$a_i = f_i \cdot c_i \quad (c_i = c \cdot n_i)$$

f_i – коэффициент активности; c_i – концентрация иона; c – концентрация раствора; n_i – количество данного иона.

Расчет коэффициента активности иона можно произвести исходя из его заряда и ионной силы раствора:

$$\lg f_i = - A z_i^2 \sqrt{I}$$

A – константа, которая зависит от диэлектрической проницаемости и от температуры (для водных растворов = 0,51); I – ионная сила раствора.

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

Из ПЗДГ следует **правило постоянства ионной силы**

Во всех разбавленных растворах с одинаковой ионной силой коэффициент активности сильного электролита одинаков независимо от природы электролита.

4. Буферные растворы и их значение.

Большинство жидкостей (клеточный сок, слюна) имеют нейтральную или близко нейтральную реакцию. Причем, все жидкости, особенно кровь, почти не изменяют pH при добавлении небольших количеств сильной кислоты или щелочи.

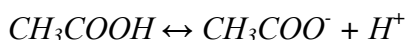
Свойство системы противодействовать изменению pH при добавлении кислоты или щелочи, а также при небольшом разбавлении называется **буферным действием**.

Растворы, которые обладают буферным действием, называются **буферными растворами**.

Виды буферных растворов:

- *ацетатный буферный раствор* – смесь уксусной кислоты и ацетата натрия;
- *аммонийный буферный раствор* – смесь гидроксида аммония и хлорида аммония;
- *карбонатный буферный раствор* – смесь угольной кислоты и гидрокарбоната натрия;
- *фосфатный буферный раствор* – смесь гидроортофосфата натрия и дигидроортофосфата натрия.

Возьмем ацетатный буфер.

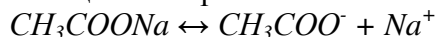


$$K_d = \frac{[H^+] [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Выразим $[H^+]$

$$[H^+] = K_d \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

Добавим в эту кислоту соль – ацетат натрия:



При добавлении соли в кислоту равновесие смещается в сторону образования недиссоциированных молекул уксусной кислоты. При этом степень диссоциации ее уменьшается. Тогда,

$$[H^+] = K_d \frac{[\text{кислота}]}{[\text{соль}] \cdot \alpha}$$

или

$$[\text{кислота}] V_{\text{кислоты}}$$

$$[H^+] = K_d \frac{[со́ль] \cdot V_{соли}}{[кислота]}$$

Прологарифмируем

$$\lg [H^+] = \lg K_d + \lg [кислота] - \lg [со́ль]$$

меняем знаки

$$-\lg [H^+] = -\lg K_d - \lg [кислота] + \lg [со́ль]$$

$$pH = pK + \lg \frac{[со́ль]}{[кислота]}$$

Если в растворе присутствует основание, то

$$pOH = pK + \lg \frac{[со́ль]}{[осн]}$$

Почему при разбавлении не меняется pH буферного раствора?

Пусть в 1 л раствора при 25⁰С содержится 1 моль уксусной кислоты и 1 моль ацетата натрия. Рассчитаем значение pH:

$$pH = pK + \lg \frac{[со́ль]}{[кислота]}$$

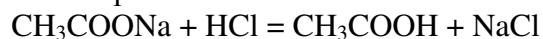
$$pH = 4,756 + \lg 1 / 1 = \mathbf{4,756}$$

Разбавляем в 10 раз. При этом концентрация уменьшается в 10 раз

$$pH = 4,756 + \lg 0,1 / 0,1 = \mathbf{4,756}$$

Т.е. при разбавлении концентрация соли и кислоты меняется одновременно. pH буфера не изменяется.

Имеется 1 л ацетатного буфера, содержащего 0,1 моль уксусной кислоты и 0,1 моль ацетата натрия. pH = 4,756. Добавим к л этого буфера 0,01 моль соляной кислоты. Изменится ли pH?



$$pH = 4,756 + \lg (0,1 - 0,01) / (0,1 + 0,01) = \mathbf{4,669}$$

Происходит незначительное изменение pH раствора при добавлении небольших количеств кислоты.

Предел, в котором проявляется буферное действие, называется буферной емкостью.

Буферная емкость – количество вещества эквивалента сильной кислоты или сильного основания, которое нужно добавить к 1 л буферного раствора, чтобы величина pH изменилась на единицу.

$$\beta = \frac{C_{кисл} V_{кисл}}{V_{б.р-ра} (pH_2 - pH_1)}$$

$$pH_2 - pH_1 = 1$$

Значение буферных растворов

Буферные растворы используются в лабораторной практике, когда приходится поддерживать постоянным значение pH среды (при выращивании культуры бактерии); в качестве стандартных растворов используются при колориметрическом определении pH; регулируют кислотность крови и клеточного содержимого; создают оптимальные условия для работы ферментов и гормонов.

1.5 Лекция № 5 (2 часа).

Тема: «Дисперсные системы. Лиофобные золи (коллоидные растворы): строение, свойства, получение. Коллоидные ПАВ

1.5.1 Вопросы лекции:

1. Классификация дисперсных систем.
2. Лиофобные золи (коллоидные растворы):
 - а) методы получения;
 - б) способы очистки;
 - в) строение коллоидной частицы (мицеллы);
 - г) свойства коллоидных растворов

1.5.2 Краткое содержание вопросов:

1. Классификация дисперсных систем.

Классификация по размеру частиц

Дисперсность D является основной характеристикой дисперсной системы и мерой раздробленности вещества. Математически дисперсность определяют как величину обратную размеру частицы:

$$D = \frac{1}{a} \quad a - \text{размер частицы, м}^{-1}$$

По дисперсности системы подразделяют на несколько типов

№	Название системы	Размер частиц, м
1	Грубодисперсные	$10^{-4} - 10^{-7}$
2	Коллоидно-дисперсные	$10^{-7} - 10^{-9}$
3	Молекулярные и ионные растворы	менее 10^{-9}

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию.

Наиболее распространена классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Условное обозначение системы	Примеры дисперсных систем
Газ	Газ	—	Не существует
Жидкость	Газ	ж/г	Туман, облака, аэрозоли жидких лекарств
Твердое тело	Газ	т/г	Дым, пыль, порошки
Газ	Жидкость	г/ж	Пены, газовые эмульсии
Жидкость	Жидкость	ж/ж	Эмульсии
Твердое тело	жидкость	т/ж	Суспензии, коллоидные растворы
Газ	Твердое тело	г/т	Твердые пены, пемза, силикагель, активированный уголь
Жидкость	Твердое тело	ж/т	Жемчуг, капиллярные системы, гели
Твердое тело	Твердое тело	т/т	Цветные стекла, минералы, сплавы

Классификация по отсутствию или наличию взаимодействия между частицами дисперсной фазы.

По кинетическим свойствам дисперсной фазы все дисперсные системы можно подразделить на два класса: свободно-дисперсные, в которых частицы дисперсной фазы не связаны между собой и могут свободно перемещаться (лиозоли, аэрозоли, суспензии, эмульсии), и связно-дисперсные, в которых одна из фаз структурно закреплена и не может перемещаться свободно (гели, студни, пены, капиллярно-пористые тела (диафрагмы), твердые растворы)

Классификация по степени взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой

Для характеристики взаимодействия между веществом дисперсной фазы и жидкой дисперсионной средой служат понятия «лиофильность» и «лиофобность». Под взаимодействием фаз дисперсных систем подразумевают процессы сольватации (гидратации) оболочек из молекул дисперсионной среды вокруг частиц дисперсной фазы. Системы, в которых сильно выражено взаимодействие частиц дисперсной фазы с растворителем, называют лиофильными (по отношению к воде гидрофильными). Если частицы дисперсной фазы состоят из вещества, слабо взаимодействующего со средой, системы являются лиофобными (по отношению к воде гидрофобными).

2. Леофобные золи (коллоидные растворы)

а) методы получения

Методы получения коллоидных систем

Возможны два пути получения коллоидных растворов. Один путь состоит в укрупнении частиц при агрегации молекул или ионов – такой метод называют конденсационным. Второй путь заключается в измельчении крупных частиц до коллоидной дисперсности, его осуществляют методом диспергирования

б) способы очистки

Методы очистки коллоидных растворов

Очистку коллоидных растворов можно проводить либо методом диализа, либо ультрафильтрацией.

в) строение коллоидной частицы (мицеллы)

Строение коллоидных частиц лиофобных зольей.

Согласно общепринятой мицеллярной теории строения коллоидных растворов, золь состоит из двух частей: мицелл и интермицеллярной жидкости. Мицелла – это структурная коллоидная частица, т.е. частица дисперсной фазы окруженная двойным электрическим слоем. Интермицеллярной жидкостью называют дисперсионную среду. Частицы дисперсной фазы имеют сложную структуру.

Строение двойного электрического слоя

Согласно современным представлениям, двойной электрический слой (ДЭС) – это образующийся на границе двух фаз тонкий поверхностный слой из пространственно разделенных электрических зарядов противоположного знака (потенциалобразующих ионов и противоионов).

г) свойства коллоидных растворов

Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем

Броуновское движение появляется в хаотическом и непрерывном движении частиц дисперсной фазы под действием ударов молекул растворителя. Частицы коллоидной дисперсности могут перемещаться поступательно в самых разнообразных направлениях. А.Эйнштейном и М.Смолуховским было показано, что среднее значение квадрата смещения частицы за время t равно

$$\overline{\Delta^2} = \frac{RT}{3\pi\eta r N_A} t$$

Диффузией называют самопроизвольный процесс выравнивания концентрации частиц по всему объему раствора или газа под влиянием теплового движения.

Эйнштейн нашел, что коэффициент диффузии связан с размерами диффундирующих частиц уравнением

$$D = \frac{RT}{6\pi\eta r N_A} \dots\dots\dots$$

..... Седиментацией (от лат. sedimentum - осадок) называют процесс оседания частиц дисперсной фазы в жидкой или газообразной среде под действием силы тяжести. Всплывание частиц носит название обратной седиментации.

Скорость оседания частиц не зависит от их природы, а определяется размером частиц r , разностью плотностей частиц ρ и среды ρ_0 и вязкостью среды η . По закону Стокса, скорость оседания шарообразных частиц с радиусом r равна

$$v = \frac{2g(\rho - \rho_0)r^2}{9\eta}$$

Оптические свойства дисперсных систем

Особые оптические свойства дисперсных систем обусловлены главным их главными признаками: дисперсностью и гетерогенностью. На оптические свойства дисперсных систем в большой степени влияют структура, размер и форма частиц. Прохождение света через дисперсную систему сопровождается такими явлениями, как преломление, поглощение, отражение и рассеяние. В высокодисперсных золях частицы (10^{-7} – 10^{-9} м) соизмеримы с длиной волны видимого света, в результате чего преобладает светорассеяние.

С опалесценцией связано специфичное для коллоидных растворов явление – конус Тиндала.

Теория светорассеяния была разработана Д.Рэлеем (1871).

Уравнение Рэлея для интенсивности рассеянного света I_p имеет вид

$$I_p = I_0 24\pi \left(\frac{n_1^2 - n_0^2}{n_1^2 - 2n_0^2} \right)^2 \frac{V^2}{\lambda^4} = K \frac{V^2}{\lambda^4}$$

Электрический заряд коллоидных частиц. Электрокинетические явления.

Электрокинетические явления

Электрокинетические явления основаны на взаимосвязи между электрическими и кинетическими свойствами дисперсных систем. Эти явления подразделяются на две группы: прямые и обратные. К прямым относят те электрокинетические явления, которые возникают под действием внешнего электрического поля (электрофорез и электроосмос). Обратными называют электрокинетические явления, в которых при механическом перемещении одной фазы относительно другой возникает электрический потенциал (потенциал протекания и потенциал седиментации).

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Лабораторная работа № 1 (2 часа).

Тема: «Основы термохимии и термодинамики химических процессов.»

2.1.1 Цель работы: Изучить методы определения тепловых эффектов химических реакций

2.1.2 Задачи работы:

1. Измерить максимальное количество теплоты, выделяющееся в ходе реакции нейтрализации;
2. сравнить теоретическое значение теплового эффекта реакции с экспериментальным

2.1.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

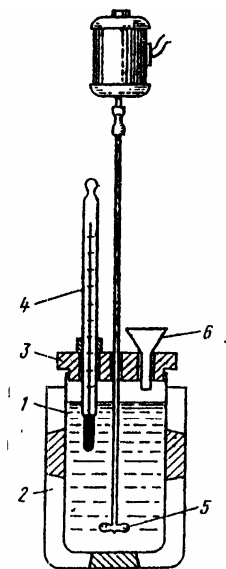
1. термометр
2. термостат
3. два сухих стакана на 100 мл
4. 1 н растворы NaOH и HCl
5. мерный цилиндр на 25 мл

.....

2.1.4 Описание (ход) работы:

Определить тепловой эффект реакции нейтрализации

В сухой стакан налить 25 мл 1 н раствора щелочи, опустить в него термометр и через 10 минут измерить температуру с точностью 0,1°C. Во второй сухой стакан налить 25 мл 1 н раствора соляной кислоты. Быстро прилить раствор кислоты в раствор щелочи. Осторожно помешивая смесь термометром заметить максимальную температуру раствора в момент сливания с точностью 0,1°C.



Полученные данные занести в таблицу.

Теоретическое значение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильной щелочью равно 57,4 кДж.

Теплоемкость раствора	Плотность раствора	Общий объем смеси	Начальная температура	Максимальная температура	ΔT	$Q_{\text{теор}}$	$Q_{\text{эксп}}$	% ошибки

--	--	--	--	--	--	--	--	--

2.2 Лабораторная работа № 2 (2 часа).

Тема: «Химическая кинетика»

2.2.1 Цель работы: Изучить кинетику реакции гидролиза тростникового сахара

2.2.2 Задачи работы:

1. Определить константы скорости при двух различных температурах.
2. Рассчитать энергию активации.

2.2.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. поляриметр полутеневой;
2. водяной термостат вместимостью 1 л;
3. три колбы вместимостью 50 мл;
4. одна колба вместимостью 50 мл с длиной узкой шейкой;
5. одна мерная колба вместимостью 50 мл;
6. куски фильтровальной бумаги размером (10х10) см²;
7. две бюретки вместимостью 25 мл;
8. термометр от 273 К до 323 К с ценой деления 0,1 град.;
9. электрическая плитка;
10. раствор сахарозы концентрации 10-20 мас. доли, %;
11. раствор HCl концентрации 1 моль/л.

2.2.4 Описание (ход) работы:

Изучение кинетики реакции гидролиза тростникового сахара

Устанавливают заданную температуру водяного термостата поддерживают ее в пределах $\pm 0,5^\circ\text{C}$ добавлением теплой или холодной воды.

Из исходного раствора готовят раствор заданной концентрации. Если раствор мутный его фильтруют.

Определяют угол вращения плоскости поляризации в момент начала реакции α_0 . Для этого 20 мл исходного раствора сахарозы наливают в сухую колбу вместимостью 50 мл и выдерживают в термостате 10 мин. Затем чистую поляризметрическую трубку ополаскивают и наполняют этим раствором. При наполнении трубки следят за тем, чтобы в нее не попал воздух, так как его присутствие мешает определению угла вращения. Трубку держат вертикально, заполняя ее так, чтобы образовался выпуклый мениск, после этого осторожно сбоку надвигают покровное стекло и навинчивают прижимную обойму. При этом проверяют, не подтекает ли трубка. Заполненную трубку помещают в поляриметр в положение ближайшее к окуляру, и измеряют угол вращения α_0' , а $\alpha_0 = \alpha_0' / 2$, так как при определениях α_t раствор сахарозы разбавляется в два раза.

Определяют α_t . В сухую колбу вместимостью 50 мл отмеряют из бюретки 25 мл сахарозы. В другую такую же колбу помещают 25 мл HCl концентрации 0,1 моль/л. Обе колбы выдерживают в термостате 10-15 мин при температуре опыта, после чего сливают вместе оба раствора и перемешивают, переливая из колбы в колбу. Момент смешения – время начала реакции – отмечают по часам с точностью до 1 мин. Этому моменту соответствует α_0 .

Поляриметрическую трубку, освобожденную от раствора сахарозы, ополаскивают полученным раствором., заполняют им и термостатируют через заданные интервалы времени. Трубку вынимают из термостата, вытирают покровные стекла и измеряют угол вращения α_t . Всего проводят 6-8 измерений.

Результаты измерений заносят в таблицу:

№ измерения	Время астрономическое	Время от начала реакции t , мин	Угол вращения, α_t	$\alpha_t - \alpha$		

2.3 Лабораторная работа № 3 (2 часа).

Тема: «Электропроводность растворов электролитов. Электрохимия.»

2.3.1 Цель работы: Изучить методы определения удельной электрической проводимости и потенциометрическое титрование

2.3.2 Задачи работы:

1. Измерить сопротивление растворов;
2. рассчитать удельную и эквивалентную электрическую проводимость;
3. определить λ^∞ ;
4. рассчитать коэффициент электрической проводимости.
5. Измерить сопротивление растворов;
6. рассчитать удельную и эквивалентную электрическую проводимость;
7. определить λ^∞ ; рассчитать коэффициент электрической проводимости.
8. Провести потенциометрическое титрование слабой кислоты и смеси слабой и сильной кислот.

2.3.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Кондуктометр;
2. термостат;
3. кондуктометрическая ячейка;
4. растворы исследуемых электролитов известной концентрации;
5. дистиллированная вода;
6. мерные колбы вместимостью 100 мл;
7. стаканы вместимостью 100 мл.

8. рН-метр ;
9. электроды стеклянный и хлорсеребрянный ;
10. стакан для титрования вместимостью около 50 мл;
11. магнитная мешалка и якорь магнитной мешалки;
12. бюретка на 25 мл;
13. анализируемый раствор слабой кислоты CH_3COOH
14. раствор смеси сильной HCl и слабой CH_3COOH кислот;
15. стандартный раствор NaOH

2.3.4 Описание (ход) работы:

Исследование эквивалентной электрической проводимости от концентрации

Готовят 4-5 растворов сильного электролита в интервале концентрации 0,05-0,001 М посредством последовательного разбавления. Например, если требуется приготовить из 0,1 М раствора 0,05 М раствор, то следует разбавить исходный 0,1 М раствор в 2 раза. Измеряют электрическую проводимость растворов, начиная с наиболее разбавленного

№	С, моль/л	Сопротивление R, Ом	УЭП, См/м	Эквивалентная ЭП, $\text{См} \times \text{м}^2/\text{моль}$

Потенциометрическое титрование слабой кислоты и смеси слабой и сильной кислот.

Включают рН-метр для прогрева. Анализируемый раствор слабой кислоты в стакане для титрования ставят на магнитную мешалку. Опускают в раствор электроды и якорь магнитной мешалки. Подключают электроды к соответствующим клеммам рН-метра. Заполняют бюретку титрантом и устанавливают ее так, чтобы носик бюретки находился на 2-3 см выше уровня титруемого раствора. Титрование начинают с измерения ЭДС элемента с раствором кислоты (методику измерения ЭДС на рН-метре 673-М см. в инструкции). Затем добавляют по 2 мл титранта (приблизительно до 15 мл), после чего переходят на порции 1 мл. После прибавления каждой порции раствора титруемую жидкость перемешивают и выжидают некоторое время (около 2 мин.) для достижения равновесия. Измеряют ЭДС и записывают результат в таблицу. Когда после добавления порции в 1 мл изменение ЭДС станет более существенным, переходят на порции в 0,2 мл. В области точки эквивалентности значения ЭДС изменяются скачкообразно. После достижения точки эквивалентности делают еще 3-4 измерения, добавляя титрант по 0,2 мл.

Аналогичным способом титруют смесь сильной и слабой кислот. Графически находят две точки титрования, построив график на миллиметровой бумаге.

2.4 Лабораторная работа № 4 (2 часа).

Тема: «Агрегатные состояния вещества: свойства идеальных и реальных растворов»

2.4.1 Цель работы: Изучить свойства растворов неэлектролитов и электролитов

2.4.2 Задачи работы:

1. Рассчитать осмотическое давление растворов.

2. Рассчитать температуру замерзания и кипения растворов.
3. Применить закон Вант-Гоффа и второй закон Рауля
4. Использовать теории: Аррениуса, Дебая-Хюккеля.
5. Оперировать понятиями: термодинамическая константа диссоциации, активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.
6. Рассчитать концентрации растворов.
7. Приготовить буферный раствор с заданным значением pH;
8. экспериментально измерить pH приготовленного и разбавленного раствора;
9. изучить свойства буферного раствора при действии сильных кислот и щелочей;
10. рассчитать теоретические значения pH.

2.4.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
2. Краткий справочник физико-химических величин
3. Таблица растворимости.
4. 0,1 н растворы CH_3COOH CH_3COONa ,
5. стандартные растворы HCl и NaOH ,
6. пробирки,
7. пипетки на 1, 5 и 10 мл

2.4.4 Описание (ход) работы:

1. Рассчитайте пользуясь правилом Вант-Гоффа, осмотическое давление раствора при 20°C , если в литре его находится 18 г глюкозы.
2. Осмотическое давление водного раствора гемоглобина, содержащего 32 г/л при 17°C , равно 43,84 кПа. Найти относительную молекулярную массу гемоглобина.
3. Раствор, содержащий в 100 мл нитрат бария массой 11,07 г, изотоничен с раствором глюкозы молярной концентрации 0,912 моль/л. Вычислить кажущуюся степень диссоциации $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в этом растворе.
4. Определите, при какой температуре замерзнет раствор хлорида цинка моляльностью 0,01 моль/кг. Кажущаяся степень диссоциации соли равна 87%. Криоскопическая постоянная воды равна $1,86 \text{ K}\cdot\text{кг}/\text{моль}$.
5. Раствор содержащий в воде массой 25 г бензойную кислоту массой 0,608 г, кипит при $100,104^\circ\text{C}$. Эбуллиоскопическая постоянная воды $0,512 \text{ K}\cdot\text{кг}/\text{моль}$. К слабым или сильным электролитам относится бензойная кислота?
6. Что такое кажущаяся степень электролитической диссоциации? Какие коэффициенты введены в теории сильных электролитов?

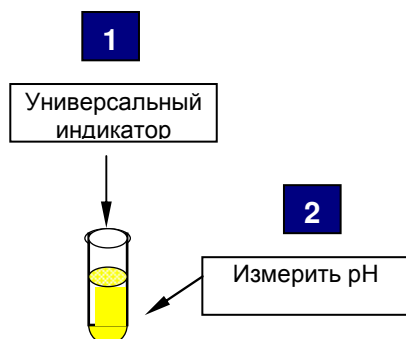
Буферные растворы

Готовятся три буферных раствора. Для этого в каждую из трех пробирок приливают определенное количество уксусной кислоты и ацетата натрия исходя из данных таблицы.

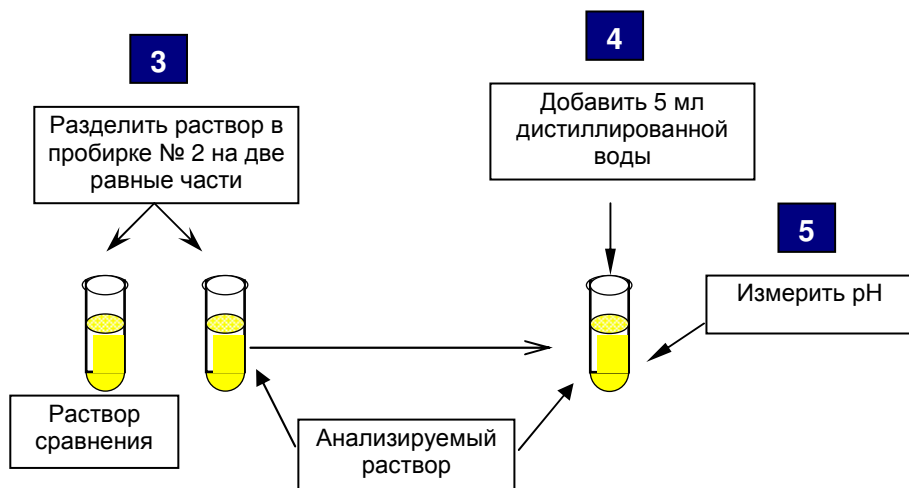
№	Объем CH_3COOH 0,1 н, мл	Объем CH_3COONa 0,1 н, мл	Измеренное значение pH	Вычисленное значение pH
1	1	9		
2	5	5		

3	9	1		
---	---	---	--	--

Растворы тщательно перемешиваются. В каждую пробирку добавляется 2-3 капли универсального индикатора. Измеряем значение pH по цветной шкале универсального индикатора. Полученные данные заносятся в таблицу.

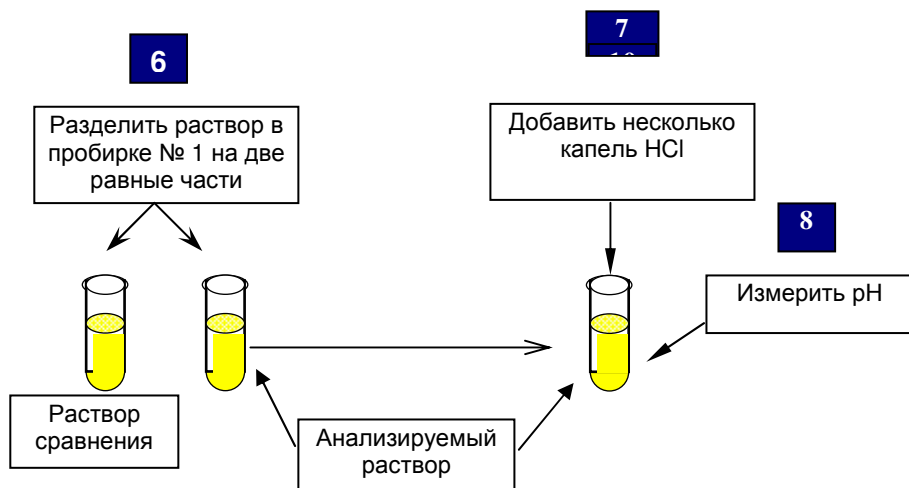


Раствор №2 делится на две равные части по 5 мл. В одну из пробирок добавляем 5 мл дистиллированной воды



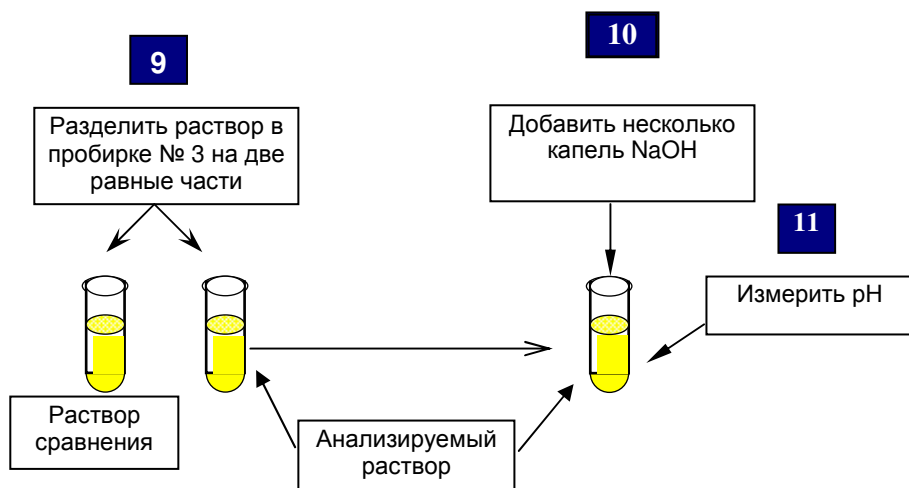
Наблюдения: _____

Раствор №1 делится на 2 равные части по 5 мл. В одну из пробирок добавляем несколько капель раствора HCl:



Наблюдения _____

Раствор №3 делится на 2 равные части по 5 мл. В одну из пробирок добавляем несколько капель раствора NaOH:



Наблюдения _____

Рассчитайте теоретические значения pH по формуле для кислотного буферного раствора. При одинаковых концентрациях кислот и их солей в формулу подставляются их объемы. $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \times 10^{-5}$. Полученные данные занесите в таблицу.

Сделайте вывод о свойствах буферных систем

2.5 Лабораторная работа № 5 (2 часа).

Тема: «Поверхностные явления: адсорбция, адгезия, поверхностное натяжение»

2.5.1 Цель работы: Изучить адсорбцию уксусной кислоты на угле.

2.5.2 Задачи работы:

1. Рассчитать удельную адсорбцию CH_3COOH на угле;
2. построить изотермы адсорбции;
3. графически определить константы уравнения Фрейндлиха и проверить его применимость к адсорбции органических кислот на угле

2.5.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. 12 плоскодонных колб вместимостью 100 мл с резиновыми пробками ;
2. 6 стеклянных воронок;
3. пипетки вместимостью 25 и 10 мл;
4. стеклянная палочка фарфоровая ступка;
5. березовый активированный уголь марки БАУ или таблетки карболена;
6. бумажные фильтры;
7. раствор уксусной кислоты концентрации 0,2 моль/л;
8. раствор фенолфталеина;
9. фарфоровая ступка

2.5.4 Описание (ход) работы:

Изучение адсорбции уксусной кислоты на угле

Из исходного раствора уксусной кислоты готовят последовательным разбавлением вдвое 6 растворов по 50 мл каждого. Объемы растворов и воды отмеряют с помощью пипеток вместимостью 25 мл.

На весах отвешивают 6 навесок активированного угля (по 1-4 г, согласно варианту задания), предварительно растёртого в ступке.

В каждую колбу с раствором CH_3COOH вносят навеску угля и закрывают пробкой. Растворы с углем тщательно перемешивают или помещают на качалку для встряхивания примерно на 10 мин. Затем оставляют стоять на 40-50 мин, периодически взбалтывая суспензию угля для достижения адсорбционного равновесия. Определяют концентрацию исходного раствора уксусной кислоты. Для этого в три колбы отмеряют пипеткой или бюреткой по 10 мл исходного раствора кислоты и титруют раствором NaOH концентрации 0,1 моль/л в присутствии фенолфталеина. Из трех значений находят средний результат.

По истечении заданного времени адсорбции суспензию угля отфильтровывают через фильтры, смоченные растворителем, в конические колбы вместимостью 100 мл. Первые порции фильтратов (10-15 мл) отбрасывают, так как в них концентрация кислоты может быть понижена за счет адсорбции фильтровальной бумагой. Концентрацию равновесного раствора кислоты $C_{\text{равн}}$ в фильтратах определяют так же, как и $C_{\text{исх}}$. Из результатов трех определений находят средний для каждого раствора.

Экспериментальные данные заносятся в таблицу

Адсорбент:

Адсорбат:

До адсорбции	После адсорбции
--------------	-----------------

№	Концентрация кислоты C_0	Объем фильтрата для титрования, мл	Концентрация титрующей щелочи	Средний объем щелочи, мл	Концентрация кислоты $C_{\text{равн}}$, моль/л

Для определения количества адсорбированной кислоты x необходимо знать ее содержание в 50 мл раствора до адсорбции (ммоль/л), которое находят по формуле

$$a = C_0 \cdot 50$$

а также содержание кислоты (ммоль/л) в 50 мл после адсорбции:

$$b = C_{\text{равн}} \cdot 50$$

Равновесные концентрации кислот (ммоль/л) вычисляют по данным титрования:

$$C_{\text{равн}} = \frac{C_{\text{щелочи}} \cdot V_{\text{щелочи}}}{V_{\text{кислоты}}}$$

Где $C_{\text{щелочи}}$ и $V_{\text{щелочи}}$ – концентрация и объем щелочи, пошедший на титрование; $V_{\text{кислоты}}$ – объем раствора кислоты, взятый для титрования.

Количество (ммоль/л) адсорбированной кислоты

$$x = a - b$$

Разделив x на массу угля m , находят удельную адсорбцию (моль/кг) для каждого раствора кислоты:

$$\Gamma = \frac{x}{m}$$

№	C_0	$C_{\text{равн}}$	m , г	a	b	$x = a - b$	(x/m)

На основе результатов опыта и расчетов строят график изотермы адсорбции $x/m = f(C_{\text{равн}})$

2.6 Лабораторная работа № 6 (2 часа).

Тема: «Дисперсные системы. Лиофобные золи (коллоидные растворы): строение, свойства, получение. Коллоидные ПАВ.»

2.6.1 Цель работы: Изучить свойства способы получения зольей

2.6.2 Задачи работы:

1. Приготовить 4-5 зольей разными методами;
2. определить знак заряда коллоидных частиц;
3. подтвердить коллоидную природу полученных растворов;
4. написать формулы мицелл

2.6.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. колбы вместимостью 100 мл;
2. стаканы химические вместимостью 100 мл;
3. бюретки; набор пипеток; воронки пробирочные;
4. стеклянные палочки;
5. штатив с пробирками;
6. фильтровальная бумага;
7. растворы реактивов: AgNO_3 , FeCl_3

2.6.4 Описание (ход) работы:

Получение и свойства зольей

1. Золь гексацианоферрата(II) –железа (III) калия (берлинская лазурь):

К 20 мл воды добавляют 2-3 капли насыщенного на холоду раствора FeCl_3 , а затем при взбалтывании – 1 каплю раствора гексацианоферрата(II) калия. Образуется золь сине-зеленого цвета.

уравнение реакции:

Строение мицеллы:

2.Золь иодида серебра

К 50 мл воды добавляют 5 мл раствора AgNO_3 а затем по каплям, при взбалтывании 0,5 мл раствора KI. Образуется золь голубоватого цвета

уравнение реакции:

Строение мицеллы:

3.Золь гидроксида железа(III)

К 20 мл кипящей воды добавляют 1-2 капли насыщенного раствора FeCl_3 . Образуется золь вишнево-красного цвета.

уравнение реакции:

Строение мицеллы:

2.7 Лабораторная работа № 7 (2 часа).

Тема: «Устойчивость и коагуляция коллоидно-дисперсных систем.»

2.7.1 Цель работы: Изучить коагуляцию зольей электролитами

2.7.2 Задачи работы:

1. приготовить заданный золь;
2. провести коагуляцию тремя электролитами, содержащими ионы-коагуляторы разной величины зарядности;
3. вычислить пороги коагуляции для каждого электролита и их соотношения;
4. проверить выполнение правила Шульце-Гарди.

2.7.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. Бюретки;
2. плоскодонные колбы на 250 мл;
3. пипетки вместимостью 5 и 10 мл;
4. раствор золя;
5. растворы электролитов-коагуляторов

2.7.4 Описание (ход) работы:

Определение порогов коагуляции

Определяют порог коагуляции титрованием золя раствором электролита. Для этого в три колбочки для титрования отмеряют по 10 мл золя. В бюретку наливают раствор хлорида натрия NaCl и начинают титровать до помутнения или образования хлопьев. Отмечают визуальные признаки коагуляции и фиксируют по бюретке отвечающий ей объем электролита. Опыт повторяют еще два раза. Затем аналогично проводят коагуляцию электролитами, содержащими двух- и трехзарядные ионы-коагуляторы.

Экспериментальные данные заносят в таблицу

Электролит (формула)	Концентрация электролита, моль/л	Объем электролита, мл	Порог коагуляции, ммоль/л

Рассчитывают Порог коагуляции

2.8 Лабораторная работа № 8 (2 часа).

Тема: «Лиофильные золи: растворы высокомолекулярных соединений. Гели. Студни.»

2.8.1 Цель работы: Изучить свойства растворов высокомолекулярных соединений.

2.8.2 Задачи работы:

1. Определить значение изоэлектрической точки желатина по данным набухания;

2.8.3 Перечень приборов, материалов, используемых в лабораторной работе:

1. сухая желатина;
2. проволока;
3. пять коротких пробирок;
4. буферные растворы с различными значениями pH;
5. торсионные весы;
6. pH-метр;
7. фильтровальная бумага;
8. стакан для определения pH растворов

2.8.4 Описание (ход) работы:

Определение изоэлектрической точки ВМВ по данным набухания

Определяют изоэлектрическую точку желатина по набуханию. Взвешивают на торсионных весах 5 отрезков проволоки длиной 7-8 см. Затем прикрепляют к ним кусочки сухой желатины и снова взвешивают. По разности масс определяют массу сухой желатины. Помещают в пять коротких пробирок по одному кусочку желатины, подвешивая его на проволочке и закрепляя за края пробирки; заполняют пробирки буферными растворами с различными значениями pH (кусочки желатины должны быть полностью погружены в раствор). Измеряют pH буферных растворов на pH-метре. Через определенное время (1 час) вынимают проволочки с набухшей желатиной и помещают на фильтровальную бумагу, которая впитывает излишек раствора. Через 2-3 минуты взвешивают набухшую желатину. Результаты измерений заносят в таблицу.

Расчитывают степень набухания

Строят график зависимости степени набухания желатины от pH среды. По графику определяют изоэлектрическую точку.