

**НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ГБОУ ВПО МИНЗДРАВА
РОССИИ**

Кафедра медицинской химии

Гимаутдинова О.И., Потеряева О.Н., Сычева И.М., Тюрина Е.Э.

**Методическое пособие по курсу общей химии
для студентов 1 курса всех факультетов**

Новосибирск - 2013

Гимаутдинова О.И., Потеряева О.Н., Сычева И.М., Тюрина Е.Э.
Учебно-методическое пособие по курсу общей химии
для студентов 1 курса всех факультетов.
Новосибирск, 2013.- 92 с.

В настоящем учебно-методическом пособии рассмотрены основные разделы общей и коллоидной химии. Весь представленный в пособии материал имеет выраженную профессиональную направленность. Рассматривается термодинамика обмена веществ в организме человека, использование осмотически активных веществ и их растворов в медицине, подробно изложена роль буферных систем в организме человека.

Материал изложен на высоком профессиональном уровне и в то же время доступно для студентов младших курсов. Пособие содержит все необходимые формулы, используемые при решении задач по общей химии, примеры задач и тестов по всем разделам. В пособии представлены тематические лабораторные работы, дающие элементарные навыки в химической лабораторной практике. Примерный вариант рубежного тестирования и приложение, содержащее необходимые химические данные в девяти таблицах, завершают учебно-методическое пособие.

Рецензент
д.м.н., профессор, заведующий
кафедрой фармакологии Грек О.Р.

Утверждено на заседании кафедры
медицинской химии протокол №
от июня 2012 г.

Утверждено и рекомендовано к печати
ЦМК по физиологии
протокол № от 2012 г.

@ Гимаутдинова О.И., Потеряева О.Н,
Сычева И.М., Тюрина Е.Э.
@ Новосибирский Государственный
медицинский университет

Оглавление

1. Введение в курс общей химии. Способы выражения концентрации растворов. Закон эквивалентов. Титриметрический анализ, метод нейтрализации.....	3
2. Термодинамика	11
3. Химическая кинетика.....	18
4. Строение и роль воды, шкала pH. Растворы неэлектролитов, диссоциация сильных и слабых электролитов. Гидролиз солей	32
5. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Неорганические буферные системы....	44
6. Буферные системы организма.....	57
7. Дисперсные системы. Строение мицелл. Дисперсные системы в тканях организма..	66
8. Примеры тематических задач.....	80
9. Пример рубежного теста.....	81
10. Приложение.....	87

Занятие № 1

Тема: Введение в курс общей химии. Способы выражения концентрации растворов. Закон эквивалентов. Титриметрический анализ (метод нейтрализации).

Цель: 1) Ознакомиться с правилами работы в химической лаборатории. 2) Приобрести навыки проведения титриметрического анализа и научиться производить расчеты по результатам титрования.

По окончании изучения темы студенты должны

Знать: правила техники безопасности, основные законы химии, способы выражения концентраций растворов; закон эквивалентов, следствия из него; основные понятия титриметрического анализа.

Уметь: готовить растворы с заданной концентрацией, делать пересчет концентраций (C_m в $C\%$, $C\%$ в C_m); определять концентрацию анализируемого раствора методом нейтрализации и вычислять массу анализируемого вещества.

План практического занятия:

1. Входной контроль
2. Правила техники безопасности
3. Растворы: определение, классификация, концентрация
4. Закон эквивалентов. Основные понятия титриметрического анализа
5. Лабораторная работа № 1
6. Решение задач
7. **Домашнее задание:** подготовиться к экспресс-контролю по концентрациям и закону эквивалентов, решить задачи. Подготовиться по теме «Термодинамика».

Обязательно каждый студент расписывается в журнале инструктажа по ТБ. *За свои действия Вы отвечаете самостоятельно, поэтому лабораторные работы выполняйте с соблюдением правил ТБ!*

Теоретическая часть

Началом современной химии можно считать середину 18 века, когда Ломоносов М.В. сформулировал закон сохранения веса (массы): «*вес всех веществ, вступающих в реакцию, равен весу всех продуктов реакции*». Далее Лавуазье А.Л. заложил основы современной химической систематики (понятие химического элемента и сложного соединения). На основании этих представлений был выведен второй основной закон химии – закон постоянства состава, утверждающий, что «*каждое химическое соединение имеет определенный и постоянный состав*». Собрав обширный экспериментальный материал, Дальтон Дж. сделал вывод о прерывном строении вещества и ввел в химию представление об «*атомах как мельчайших частицах, из которых образованы все вещества*». Благодаря закону Авогадро А.: «*в равных объемах всех газов содержится равное число молекул*», было принято представление о молекуле как мельчайшей электронейтральной частице вещества, участвующей в его химических реакциях.

Основные химические понятия

1. Количество вещества

Моль - это количество вещества, которое содержит столько определенных условных частиц, сколько атомов содержится в 12 г углерода ^{12}C (число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$). Обозначение: n или ν .

Молярная масса $M(X)$ - это масса одного моля вещества X . Молярную массу находят как отношение массы m вещества к его количеству в молях:

$$M(X) = \frac{m}{n(X)} \text{ [г/моль]}$$

Единица молярной массы - г/моль, например, $M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$, $M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль}$, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

2. Растворы

Растворы представляют ту среду, в которой протекают все жизненно важные процессы. Плазма крови, лимфа, желудочный сок, слюна, внутриклеточная жидкость (цитоплазма) – это растворы с определенной концентрацией растворенных веществ. Компонент, присутствующий в растворе в большем количестве, называется растворителем, остальные компоненты – растворенные вещества. Растворы бывают твердыми (сплавы металлов), жидкими (кровь, слюна) и газообразными (воздух). Растворы бывают истинными (однофазные) и коллоидными, имеющими гетерогенные фазы: гель, золь, эмульсия, аэрозоль. В истинных растворах размер частиц в среднем 0,1 нм, т.е. порядка размера молекул, а в коллоидных 1-1000 нм.

Классификация растворов:

- По концентрации: ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные
- По наличию диссоциации: электролиты, неэлектролиты
- По размеру частиц: гомогенные (истинные), гетерогенные (коллоидные)
- В зависимости от природы растворителя: водные, неводные

- В зависимости от концентрации ионов H^+ и OH^- : кислые, нейтральные, основные.

Концентрацию растворенного вещества можно выразить несколькими способами.

Способы выражения концентрации растворов

Молярная концентрация раствора C_M – величина, показывающая сколько молей вещества находится в 1 литре раствора. Единица измерения - моль/л

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \text{ [моль/л]}$$

n – количество вещества в молях

m – масса растворенного вещества (г)

M – молярная масса растворенного вещества (г/моль)

V – объем раствора (л)

Если объем раствора дан в миллилитрах (мл), то

$$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V} \text{ [моль/л]}$$

Например, $C_M = 0,5$ моль/л означает, что в 1 литре раствора находится 0,5 моль растворенного вещества.

Молярная концентрация эквивалента C_3 - величина, показывающая, сколько молей эквивалента находится в 1 литре раствора. Единица измерения моль-экв/л

$$C_3 = \frac{n_3}{V} = \frac{m}{M_3 \cdot V} = \frac{m(\text{г})}{M(\frac{\text{г}}{\text{моль}}) \cdot f_3 \cdot V(\text{л})} \text{ [моль-экв/л]}$$

n_3 - количество вещества эквивалента (моль-экв): $n_3 = \frac{m}{M_3}$

Эквивалент – некая реальная или условная частица, которая может присоединять или высвобождать один ион водорода в кислотно-основных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях.

m – масса растворенного вещества (г)

M_3 – молярная масса эквивалента (г/моль-экв). $M_3 = M \cdot f_3$

Фактор эквивалентности f_3 - величина безразмерная, рассчитывается для разных классов соединений по следующим формулам.

Для кислот: $f_3(\text{кислоты}) = \frac{1}{\text{основность кислоты}}$

Например: $f_3(H_2SO_4) = \frac{1}{2}$; $f_3(HCl) = 1$

Для оснований: $f_3(\text{основания}) = \frac{1}{\text{кислотность основания}}$

Например: $f_3(KOH) = 1$; $f_3[Al(OH)_3] = \frac{1}{3}$

Для солей: $f_3(\text{соли}) = \frac{1}{\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла}}$

Например, $f_3(K_2SO_4) = \frac{1}{2 \times 1} = \frac{1}{2}$; $f_3[Fe_2(SO_4)_3] = \frac{1}{2 \times 3} = \frac{1}{6}$

Если объем раствора дан в миллилитрах (мл), то

$$C_3 = \frac{m \cdot 1000}{M_3 \cdot V(\text{мл})} = \frac{m(\text{г}) \cdot 1000}{M(\frac{\text{г}}{\text{моль}}) \cdot f_3 \cdot V(\text{мл})}$$

Например, $C_3 = 0,5$ моль-экв/л означает, что в 1 л раствора находится 0,5 моль-эквивалента растворенного вещества. Ранее данный способ выражения концентрации назывался нормальностью раствора, обозначался буквой «н».

Массовая доля (процентная концентрация) $C\%$ или ω – величина, показывающая, сколько граммов вещества находится в 100 г раствора. Единицы измерения: % или доли единицы.

$$C\% = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\% = \frac{m(\text{вещества})}{V \cdot \rho} \times 100\%$$

$m(\text{вещества})$ – масса растворенного вещества (г)

$m(\text{раствора})$ – масса раствора (г); $m(p\text{-}pa) = V \cdot \rho$

V – объем раствора (л, мл)

ρ – плотность раствора (г/мл)

Например, $C\% = 8\%$. Это означает, что в 100 г раствора находится 8 г растворенного вещества (8 г вещества и 92 г воды).

Титр раствора T – величина, показывающая, какая масса вещества находится в 1 миллилитре раствора.

$$T = \frac{m(g)}{V(мл)} \text{ [г/мл]}$$

Титр определяют с высокой точностью, т.к. его используют в расчетах для определения неизвестной концентрации другого вещества. Например, $T = 0,0063$ г/мл означает, что в 1 мл раствора содержится 0,0063 г вещества.

Миллиграмм-процент ($mg\%$) – величина, показывающая, сколько миллиграммов вещества находится в 100 г или 100 мл физиологического раствора (0,85% раствор хлорида натрия, $\rho \approx 1$ г/мл). Данный способ выражения концентрации используется в медицинской практике и отличается от процентной концентрации только единицей измерения массы растворенного вещества.

Все виды концентрации пропорциональны друг другу, следовательно, можно от одного способа выражения концентрации перейти к другому.

$$C\% = \frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$$

$$C_3 = \frac{C\% \cdot \rho \cdot 10}{M \cdot f_3}$$

$$C_M = C_3 \cdot f_3 = \frac{C\% \cdot \rho \cdot 10}{M}$$

$$T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

Обучающие задачи

Задача 1. 0,85% раствор хлорида натрия является физиологическим раствором. Найдите массу воды и соли, необходимые для приготовления 500 мл физиологического раствора ($\rho = 1.005$ г/мл). Определите C_M , C_3 , T полученного раствора.

Решение:

1) Найдем массу раствора, который необходимо приготовить.

$$m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 500 \cdot 1,005 = 502,5 \text{ г}$$

2) Найдем массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 502,5 г раствора.

$$C\% = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\%$$

Выразим из формулы массу растворенного вещества:

$$m(\text{вещества}) = \frac{C\% \cdot m(\text{раствора})}{100\%}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{502,5 \cdot 0,85}{100} = 4,27 \text{ г}$$

3) Найдем массу воды, необходимую для приготовления раствора

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 502,5 - 4,27 = 498,23 \text{ г}$$

Задача 2. Какую массу m хромата калия K_2CrO_4 нужно взять для приготовления 1,2 л 0,1 М раствора?

Решение:

1) из формулы $C_M = \frac{m}{M \cdot V}$ найдем $m(\text{K}_2\text{CrO}_4)$:

$$m(\text{K}_2\text{CrO}_4) = C_M(\text{K}_2\text{CrO}_4) \cdot V \cdot M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 1,2 \text{ л} \cdot 194 \text{ г/моль} = 23,3 \text{ г.}$$

Таким образом, для приготовления 1,2 л 0,1 М раствора нужно взять 23,3 г K_2CrO_4 и растворить в воде и объём довести до 1,2 литра.

Задачи для самостоятельного решения

1. Найдите массу CuSO_4 в 2,2 л раствора с $C_M(\text{CuSO}_4) = 0,2$ моль/л. Какова $C\%$ данного раствора, если его $\rho = 1,05$ г/мл?

Ответ: $m(\text{CuSO}_4) = 70,4$ г; $C\% = 3,05\%$

2. Сколько граммов йода и миллилитров спирта ($\rho = 0,8$ г/мл) необходимо для приготовления 200 г 5% йодной настойки?

Ответ: 10 г йода, 237 мл спирта

3. Сернокислый цинк ZnSO_4 применяется в виде 0,25% -ного раствора в воде как глазные капли. Сколько нужно добавить воды к 25 г 2%-ного раствора, чтобы приготовить глазные капли?

Ответ: 175 г воды

4. Сколько мл 36%-ного раствора HCl ($\rho = 1,18$ г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 200 мл раствора с $C_3 = 0,1$ моль-экв/л.

Ответ: 1,72 мл

5. Какой объем серной кислоты 34% раствора ($\rho = 1,25$ г/см³) нужно взять, чтобы приготовить 500 мл раствора с $T = 0,004901$ г/мл?

Ответ: $V = 5,7$ мл

6. Выведите формулу, позволяющую рассчитать C_M из $C\%$. Рассчитайте C_M и C_3 3% раствора CaCl_2 , ($\rho = 1,05$ г/мл).

7. Рассчитайте $C\%$ и C_M , если концентрация гемоглобина крови равна 140 г/л ($M_{\text{Hb}} = 65000$ г/моль) $\rho = 1,1$ г/мл.

8. Сколько граммов 10% раствора глюкозы нужно взять для приготовления 200 мл 0,3 М раствора?

9. $C_3(H_3PO_4) = 0,1$ моль-экв/л. Найдите $C_m(H_3PO_4)$.

Метод нейтрализации широко применяется в медико-биологических исследованиях, при проведении клинических анализов (например, определение кислотности мочи, желудочного сока и др. биологических жидкостей), в санитарно-гигиеническом контроле воды, пищевых продуктов (молока, хлеба), лекарств.

Метод нейтрализации позволяет по результатам титрования определить точную концентрацию компонента кислотного или основного характера в исследуемом растворе и вычислить его содержание в граммах. В основе метода лежит реакция нейтрализации между кислотой и основанием, кислотой и основной солью, основанием и кислой солью, т.е. реакция взаимодействия ионов H^+ и OH^-



Теоретической основой метода является **закон эквивалентов**:

Массы реагирующих веществ прямо пропорциональны молярным массам их эквивалентов:

$$\frac{m(\text{кислоты})}{m(\text{основания})} = \frac{M_3(\text{кислоты})}{M_3(\text{основания})}$$

Следствие из закона эквивалентов:

Объемы реагирующих веществ обратно пропорциональны молярным концентрациям их эквивалентов:

$$\frac{V(\text{кислоты})}{V(\text{основания})} = \frac{C_3(\text{основания})}{C_3(\text{кислоты})} \quad \text{или}$$

$$V(\text{кислоты}) \cdot C_3(\text{кислоты}) = V(\text{основания}) \cdot C_3(\text{основания})$$

Процесс определения концентрации неизвестного вещества основан на **титровании** – добавлении небольших порций одного из растворов к заранее известному объему другого раствора. Раствор с веществом неизвестной концентрации называется **анализируемым**, а раствор, содержащий реагент, концентрация которого известна с большой точностью, называется **рабочим раствором**. В процессе титрования наступает момент, когда количества реагирующих веществ в смеси становятся эквивалентными (**точка эквивалентности**). Для определения точки эквивалентности в реакции нейтрализации используют кислотно-основные индикаторы. Это сложные органические вещества со слабыми кислотными или основными свойствами. Окраска этих соединений в молекулярной и ионизированной формах различается (см. таблицу).

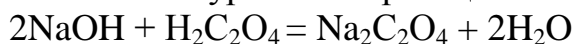
Индикатор	Интервал pH	Изменение окраски
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,0	Красная – оранжево-желтая
Лакмус	5,0 – 8,0	Красная – синяя
Фенолфталеин	8,2 – 10	Бесцветная - малиновая

Обучающая задача:

Вычислить содержание (масса, г) гидроксида натрия в 250 мл раствора и титр рабочего раствора гидроксида натрия, если на титрование 10 мл этого раствора было израсходовано 8,5 мл щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4 \cdot 2 H_2O$) с $C_3 = 0,1$ моль-экв/л

Решение:

1. Напишем уравнение реакции:



2. Определим фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента NaOH:

$$f_3(NaOH) = 1; \quad M_3(NaOH) = 40 \text{ г-экв/моль}$$

3. Определим C_3 раствора NaOH, используя следствие из закона эквивалентов:

$$C_3(NaOH) = \frac{V(\text{кислоты}) \cdot C_3(\text{кислоты})}{V(NaOH)} = \frac{0,1 \cdot 8,5}{10} = 0,085 \text{ моль-экв/л}$$

4. Определим титр раствора:

$$T = \frac{C_3(NaOH) \cdot M_3(NaOH)}{1000} = \frac{0,085 \cdot 40}{1000} = 0,0034 \text{ г/мл}$$

5. Определим массу NaOH в 250 мл раствора:

$$m = V \cdot T = 250 \cdot 0,0034 = 0,85 \text{ г}$$

Ответ: $m(NaOH) = 0,85 \text{ г}$

Задачи для самостоятельного решения

1. Для определения концентрации раствора HCl взяли 2,0 мл этого раствора и титровали его стандартным 0,5 М раствором KOH. На титрование израсходовалось 11,2 мл стандартного раствора. Какова молярная концентрация раствора HCl?

Ответ: $C_m(HCl) = 2,8 \text{ моль/л}$

2. При определении кислотности на титрование 100 мл молока пошло 25 мл раствора едкого натра с $C_3 = 0,01$ моль/л. Определите C_3 молочной кислоты в молоке.

Ответ: $C_3 = 0,0025 \text{ моль-экв/л}$

3. Сколько граммов хлороводорода содержится в 100 мл желудочного сока, если на титрование 15 мл этого раствора расходуется 30 мл раствора KOH с $C_3 = 0,1$ моль/л?

Ответ: $m(HCl) = 0,73 \text{ г}$

4. 1,5 г технического KOH растворено в колбе объемом 250 мл. На титрование 5 мл этого раствора пошло 4,5 мл раствора соляной кислоты с $C_3 = 0,1$ моль/л (поправочный коэффициент $K = 0,8$). Определите массовую долю KOH в навеске.

Ответ: $C\%(KOH) = 67,2\%$

5. Сколько граммов буры $Na_2B_4O_7$ содержится в 250 мл раствора, если 10 мл этого раствора оттитровываются 12,3 мл раствора соляной кислоты с $T = 0,00365 \text{ г/мл}$?

Ответ: $m(\text{буры}) = 5,864 \text{ г}$ в расчете на кристаллогидрат $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$

6. На титрование 5 мл раствора KOH затратили 8,8 мл 0,2 М раствора H₂SO₄. Найдите C_м KOH.
7. Найдите титр (Т) 3% раствора HCl (ρ = 1,05 г/мл).
8. На титрование 100 мл панкреатического сока (содержит NaHCO₃) пошло 12 мл 3% раствора HCl (ρ = 1,15 г/мл). Найдите C_м и C_% NaHCO₃ панкреатического сока.

Тестовые задания

1. К методу нейтрализации не относится взаимодействие
- а) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{BaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
в) $\text{KHCO}_3 + \text{ROH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
г) $\text{CuOHCl} + \text{HCl} = \text{H}_2\text{O} + \text{CuCl}_2$
2. Титриметрический анализ основан на законе _____
3. Масса KOH (г), которая требуется для приготовления 1 л 0,1 М раствора, составляет
- а) 5,6
б) 1,7
в) 2,8
г) 56
4. Титриметрический анализ используют для определения
- а) концентрации вещества в растворе
б) ионного состава раствора
в) объема раствора
г) вещества в растворе
5. Чему равна молярная концентрация 3% раствора KCl (ρ = 1 г/мл)?
- а) 0,4 моль /л
б) 0,3, моль /л
в) 4 моль /л
г) 3 моль /л

Лабораторная работа № 1. Определение концентрации раствора

Цель: научиться определять концентрацию методом нейтрализации.

Химические реакции, протекающие в анализируемом растворе:

1. Гидролиз буры: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{NaOH} + 4 \text{H}_3\text{BO}_3$
2. Реакция нейтрализации: $2 \text{NaOH} + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$
3. Суммарное уравнение: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 5 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + 4 \text{H}_3\text{BO}_3$

Количество NaOH, образовавшееся при гидролизе буры, эквивалентно количеству взятой буры, а также количеству HCl, пошедшей на нейтрализацию NaOH. Поэтому по количеству буры, пошедшей на титрование, можно определить точную концентрацию раствора HCl. В ходе реакции накапливается слабая борная кислота, следовательно, pH раствора в точке эквивалентности будет несколько меньше 7 и для титрования в этом случае следует взять индикатор метиловый оранжевый.

1. Получите задание у преподавателя

2. Приведите в рабочее состояние бюретку: налить раствор HCl с приблизительной концентрацией $C_э = 0,1$ моль-экв/л до метки "0".
3. В стаканчик для титрования с помощью пипетки отмерьте 5 мл раствора буры (или **щелочи NaOH**) с точной концентрацией $C_э = 0,1$ моль-экв/л и добавьте 1-2 капли индикатора - метилового оранжевого.
4. По каплям из бюретки прилейте раствор соляной кислоты при постоянном перемешивании до точки эквивалентности (происходит изменение окраски индикатора от желтого до бледно-розового).
5. Титрование повторите три раза и данные занесите в таблицу.

№ опыта	Объем (V) буры (или NaOH), мл	$C_э$ буры (NaOH), моль-экв/л	Объем (V) HCl, мл
1	5	0,1	
2	5	0,1	
3	5	0,1	
Среднее	5		$V_{\text{средн.}} =$

1. По формуле $C_э(\text{буры}) \cdot V(\text{буры}) = C_э(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$ или $C_э(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = C_э(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$ определите $C_э(\text{HCl})$, взяв средний объем HCl, пошедший на титрование.
2. Определите титр (г/мл) раствора соляной кислоты, используя формулу:

$$T = \frac{C_э \cdot M_э}{1000}$$
3. Определите поправочный коэффициент для исследуемого раствора HCl, используя формулу: $K = \frac{C_э \text{ практическая}}{C_э \text{ теоретическая}}$
 $C_э \text{ теоретическая} = 0,1$ моль-экв/л
4. Сформулируйте вывод.

Занятие № 2

Тема: Термодинамика.

Цель: изучить основные законы и понятия химической термодинамики и научиться применять их к процессам в организме человека.

По окончании изучения темы студенты должны

Знать: основные законы термодинамики и понятия химической термодинамики (первый и второй законы термодинамики, закон Гесса), термодинамические параметры организма человека.

Уметь: рассчитывать тепловой эффект реакции, калорийность продуктов питания, применять законы термодинамики к организму человека.

План практического занятия:

1. Проверка домашнего задания
2. Опрос по теме занятия
3. Решение задач
4. Экспресс-контроль по концентрациям растворов и закону эквивалентов.
5. **Домашнее задание:** подготовиться по теме «Кинетика», подготовиться к экспресс-контролю по теме «Термодинамика», решить задачи.

Теоретическая часть

Термодинамика

Термодинамика изучает превращение одного вида энергии в другой. Химическая термодинамика изучает аналогичные превращения, происходящие в ходе химических реакций. Термодинамика живого организма называется биоэнергетикой.

Термодинамической системой называют совокупность объектов (например, раствор в пробирке), отделенную от внешней среды реальной или воображаемой поверхностью раздела. Выделяют изолированные, закрытые и открытые термодинамические системы.

Изолированная система не обменивается со средой ни веществом, ни энергией. Примером условно изолированной системы может быть закрытый сосуд с раствором, находящийся в термостате. Истинных изолированных систем в природе не существует, так как полностью предотвратить теплообмен невозможно.

Закрытые системы не обмениваются со средой веществом, но могут обмениваться энергией. Примером такой системы может быть запаянная ампула с раствором.

Открытая система обменивается со средой и энергией, и веществом. Примером открытой термодинамической системы может быть открытый сосуд с раствором. Организм человека также является открытой системой.

Если в системе скорости прямых и обратных реакций равны, то состояние системы **равновесное**. Если же скорости не равны, то состояние системы **неравновесное**. Если скорости прямых и обратных реакций не равны, но постоянны в течение некоторого времени, то состояние системы можно охарактеризовать как **неравновесное стационарное**.

Организм здорового человека – открытая термодинамическая система, находящаяся в неравновесном стационарном состоянии.

Это справедливо в отношении каждой отдельной клетки, ткани или органа. При заболевании нарушается стационарность термодинамической системы.

Термодинамическая система обладает внутренней энергией U , которую составляет сумма энергий молекул, атомов, их ядер и электронов, энергий взаимодействий между ними. Численно посчитать ее нельзя, но можно определить ее изменение ΔU .

U – это функция состояния, она не зависит от путей образования вещества, но зависит от его природы и от параметров системы: давления, температуры, объема и количества вещества. U выражают в ккал/моль или в кДж/моль: 1 ккал = 4,184 кДж.

В живом организме поддерживаются постоянные давление и температура, поэтому все процессы протекают в **изобарно-изотермических условиях**.

В процессе жизнедеятельности любая система совершает **работу (A)**, на которую расходуется либо энергия, поступившая извне – **теплота Q**, либо часть внутренней энергии системы. Часть внутренней энергии системы, которая может использоваться на совершение работы, называется **свободной энергией** или **энергией Гиббса (ΔG)**. В организме человека величина Q соответствует суточной калорийности питания. Свободная энергия Гиббса ΔG в организме измеряется в моль АТФ, поскольку гидролиз АТФ чаще всего является источником энергии для совершения любого вида работы. В живом организме совершается множество видов работы: механическая (сокращение мышц), осмотическая (транспорт ионов через мембраны), транспорт питательных веществ и продуктов метаболизма через мембраны, генерация нервных импульсов, синтез различных веществ, деление клеток.

Законы термодинамики

I. Первый закон термодинамики - **закон сохранения энергии**, один из фундаментальных законов природы.

Закон сохранения энергии может быть сформулирован таким образом.

Энергия не возникает и не исчезает, а переходит из одного вида в другой в строго эквивалентном количестве.

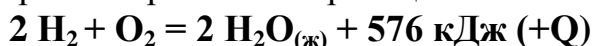
Его математическое выражение

$$-Q = \Delta U + A$$

означает, что теплота **Q**, подведенная к системе, расходуется на совершение работы **A** или на увеличение внутренней энергии системы ΔU .

II. Любой химический процесс характеризуется либо выделением тепла (**экзотермическая реакция**), либо поглощением тепла (**эндотермическая реакция**). Мерой теплоты реакции в термодинамике является **энтальпия (H)**. Изменение теплоты реакции – это изменение энтальпии (ΔH). Если система теряет тепло (экзотермическая реакция), то ΔH является отрицательной величиной. Если система поглощает тепло (эндотермическая реакция), то ΔH – положительная величина. В организме человека изменение энтальпии ΔH соответствует величине теплообмена при постоянной температуре.

Пример экзотермической реакции:



Пример эндотермической реакции:



В ходе химических реакций в системе может увеличиваться или уменьшаться число молекул, может изменяться агрегатное состояние веществ, т.е. степень беспорядка в системе может увеличиваться или

уменьшаться. Мерой беспорядка (хаоса) является **энтропия (S)**. Изменение энтропии ΔS может быть оценено качественно и количественно. Например, появление газообразных продуктов в системе – признак увеличения энтропии, а уменьшение числа молекул в ходе реакции – признак уменьшения энтропии.

Взаимосвязь термодинамических функций **G**, **H** и **S** отражается в законах термодинамики.

Существует несколько формулировок **второго закона термодинамики**.

1. Теплота не может самопроизвольно переходить от более холодного тела к более теплему (М.В. Ломоносов)
2. При превращении одного вида энергии в другой неизбежны потери в виде тепла.
3. Невозможно создать вечный двигатель второго рода (к.п.д. < 100%).
4. Самопроизвольно могут протекать только такие процессы, при которых система из менее вероятного состояния переходит в более вероятное (Л. Больцман).
5. При постоянных температуре и давлении самопроизвольно могут протекать только такие процессы, для которых изменение энергии Гиббса (ΔG) отрицательно.

Математическое выражение второго закона термодинамики – уравнение Гиббса-Гельмгольца:

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, где T – температура по Кельвину.

ΔG является истинным критерием самопроизвольности процесса и показателем направленности реакции. ΔG – это неэнтروпизированная энергия, т.е. **изобарно-изотермический потенциал** системы для совершения полезной работы. Знак ΔG определяет возможность протекания химической реакции в данных условиях. Если $\Delta G < 0$, то реакция идет самопроизвольно, если $\Delta G > 0$, то процесс не может идти самопроизвольно. Если $\Delta G = 0$, то система находится в равновесии, т.е. скорости прямой и обратной реакций равны. Частный случай уравнения Гиббса-Гельмгольца – **правило Томсена-Бертло**: для процессов с выраженной экзотермичностью $\Delta G \approx \Delta H$. Это реакции, протекающие со взрывом, с большим выделением тепла, где изменением энтропии можно пренебречь. Поскольку для экзотермических реакций ΔH отрицательная величина, то и ΔG тоже будет отрицательна, определяя самопроизвольность экзотермического процесса.

Закон Гесса

Для расчета теплового эффекта реакции используют **закон Гесса**: **Тепловой эффект реакции (изменение энтальпии ΔH) не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояния веществ и их природы.**

Следствие из закона Гесса:

Тепловой эффект реакции равен разности энтальпий образования продуктов и энтальпий образования реагентов. Реагентами называют исходные вещества.

$$-Q = \Delta H^\circ = \sum \nu_i \Delta H^\circ_{\text{обр. прод.}} - \sum \nu_i \Delta H^\circ_{\text{обр. реаг.}}$$

ΔH° - стандартная энтальпия образования, полученная при стандартных условиях ($\nu = 1$ моль, $p = 1$ атм, $T = 298^\circ\text{K}$, т.е. $t = 25^\circ\text{C}$), ν_i – стехиометрические коэффициенты реакции. Стандартные энтальпии образования приведены в справочниках. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю, т.к. они существуют изначально, а не образуются с затратой энергии.

Любое вещество может дать столько энергии при окислении, сколько содержится в его химических связях. Поскольку известно, что при нагревании 1 л воды на 1 градус расходуется **1 калория**, можно вычислить, сколько калорий выделится при сжигании (окисление) данной массы вещества. Удельная калорийность – калорийность единицы массы (кал/г) или 1 моля вещества (кал/моль). В международной системе единиц СИ пользуются единицей энергии – джоулем (ньютон*метр).

$$1 \text{ кал} = 4,184 \text{ Дж}$$

Удельная калорийность углеводов, белков и жиров позволяет рассчитывать калорийность пищевых продуктов и калорийность рациона человека (см. таблицу).

Удельная калорийность		
Углеводы	белки	жиры
4,1 ккал/г	4,1 ккал/г	9,2 ккал/г

Действие законов термодинамики в живом организме

Энергия макроэргических связей АТФ используется в процессах синтеза веществ с участием ферментов. При этом процесс гидролиза АТФ до АДФ с выделением энергии катализируется тем же ферментом, что и синтез самого вещества. Такие реакции называются **сопряженными**. При этом ΔG отдельно взятой реакции синтеза может быть и больше нуля, а ΔG , рассчитанное вместе с распадом АТФ, будет обязательно меньше нуля. Поэтому тепло выделяется как в ходе **реакций распада (катаболизма)**, так и **синтеза веществ (анаболизма)**.

Человек, лежа натошак, выделяет за сутки в виде тепла ~1600–1800 ккал, что достаточно, для того, чтобы вскипятить 20 л воды. Эта величина характеризует **основной обмен человека**. Уровень основного обмена индивидуален и во многом определяет потребность человека в пище. Во время сна энергозатраты падают на 10-15%. На величину основного обмена влияют гормоны щитовидной железы (тироксин и трийодтиронин), гормон роста (соматотропный гормон, СТГ), женские и мужские половые гормоны. При повышении уровня этих гормонов основной обмен возрастает, а при снижении – падает. При большинстве заболеваний, сопровождающихся лихорадкой, основной обмен возрастает.

Энергозатраты при обычном образе жизни почти в 2 раза больше основного обмена человека. Резко увеличивается теплопродукция при физической нагрузке. При тяжелой физической работе энергозатраты организма возрастают на 30-50%. У спортсменов при очень больших нагрузках энергозатраты могут возрастать в несколько раз. Умственная работа не оказывает заметного влияния на энергозатраты организма, но стрессы резко увеличивают теплопродукцию.

Постоянный уровень энтропии нашего организма поддерживается за счет окисления продуктов питания, т.е. за счет повышения энтропии окружающей среды.

Живой организм является открытой неравновесной стационарной системой. Способность организма поддерживать основные характеристики постоянными (например, массу тела, состав крови и тканей, температуру тела, pH) называется **гомеостазом**. Концентрации многих веществ в организме поддерживаются на постоянном уровне.

Баланс по данному веществу – это разность между количеством поступившего и выделенного из организма данного вещества.

Баланс будет положительным, если вещество накапливается в организме, и отрицательным, если выведение вещества больше его поступления. У детей баланс положителен практически для всех веществ. У пожилых людей и у больных он часто отрицателен. У взрослых здоровых людей наблюдается равновесие – нулевой баланс.

Обучающие задачи.

Задача 1. Рассчитайте калорийность 200 г хлеба, если содержание белка в нем составляет 10%, жиров – 2%, углеводов – 50%.

Решение:

1. Определим массы белков (б), углеводов (у), жиров (ж) в образце.

По условию задачи: $\omega(\text{б}) = 0,1$; $\omega(\text{у}) = 0,5$; $\omega(\text{ж}) = 0,02$.

Отсюда $m(\text{б}) = 200 \cdot 0,1 = 20$ г; $m(\text{у}) = 200 \cdot 0,5 = 100$ г; $m(\text{ж}) = 200 \cdot 0,02 = 4$ г.

2. Определим калорийность каждого компонента в образце.

$q(\text{б}) = 20 \cdot 4,1 = 80,2$ ккал; $q(\text{у}) = 100 \cdot 4,1 = 410$ ккал; $q(\text{ж}) = 4 \cdot 9,1 = 36,4$ ккал.

3. Рассчитаем калорийность образца в целом.

$Q(\text{хлеба}) = 80,2 + 410 + 36,4 = 526,5$ ккал/200 г

Ответ: $Q(\text{хлеба}) = 526,5$ ккал/200 г

Задача 2. Рассчитайте молярную калорийность углевода с формулой $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$

Решение:

1. Рассчитаем молярную массу углевода $M(\text{у})$.

$M(\text{у}) = 5 \times 12 + 10 \times 1 + 16 \times 4 = 134$ г/моль.

2. Рассчитаем молярную калорийность.

$Q(\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4) = 134 \times 4,1 = 549,4$ ккал/моль

Ответ: $Q(\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4) = 549,4$ ккал/моль

Задачи для самостоятельного решения

1. Почему тепло выделяется не только в реакциях катаболизма, но и в реакциях анаболизма?

2. Как изменяется энтропия в реакциях, сопровождающихся выделением газа?
3. Как изменится энтропия в ходе гидролиза молекулы жира до глицерина и жирных кислот?
4. Как изменится энтропия в ходе синтеза ДНК из нуклеотидов?
5. Как изменится энтропия при денатурации (утеря природной пространственной структуры) белка?
6. Как изменится энтропия при растворении газа в жидкости?
7. Как изменится энтальпия системы в ходе экзотермического процесса?
8. В ходе процесса ΔG возрастает. Будет ли этот процесс происходить самопроизвольно?
9. $K_p > 1$. Будет ли процесс происходить самопроизвольно? Что можно сказать о ΔG этого процесса?
10. Экзотермической или эндотермической будет реакция превращения фумаровой кислоты в малеиновую, если для фумаровой кислоты $\Delta H_{298}^{\text{образ}} = -811 \text{ кДж/моль}$, а для малеиновой кислоты $\Delta H_{298}^{\text{образ}} = -790 \text{ кДж/моль}$?
11. Эндотермической или экзотермической будет реакция $2\text{CO} + 5\text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$, если $\Delta H_{298}^{\text{образ}}(\text{CO}) = -110 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{298}^{\text{образ}}(\text{C}_2\text{H}_6) = -84 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{298}^{\text{образ}}(\text{H}_2\text{O}) = -241 \text{ кДж/моль}$?
12. Сколько килокалорий содержится в 200 г сливок, если жирность сливок 20%, содержание углеводов 3%, и белка 4%.

Тестовые задания

1. Энтропия – это...
 - а) Параметр беспорядка
 - б) Параметр порядка
 - в) Теплота химической реакции
 - г) Часть внутренней энергии системы
2. Энтальпия – это...
 - а) Параметр беспорядка
 - б) Параметр порядка
 - в) Теплота химической реакции
 - г) Часть внутренней энергии системы
3. Энергия Гиббса - это...
 - а) Параметр беспорядка
 - б) Параметр порядка
 - в) Теплота химической реакции
 - г) Часть внутренней энергии системы
4. Как связаны между собой теплота (Q), выделяющаяся в ходе химической реакции и изменение энтальпии (ΔH) этой реакции?
 - а) $Q = \Delta H$
 - б) $Q = 2\Delta H$
 - в) $Q = -\Delta H$
 - г) $Q \geq \Delta H$

5. Для каких термодинамических систем изменение внутренней энергии (ΔU) равно нулю?
- а) для закрытой изолированной системы
 - б) для открытой изолированной системы
 - в) только для закрытой системы
 - г) только для изолированной системы
 - д) для всех видов систем
6. Как изменяется энтропия в процессе кипения?
- а) возрастает
 - б) уменьшается
 - в) не изменяется
7. В ходе какого процесса энтропия уменьшается?
- а) гидролиз жира
 - б) окисление глюкозы до молочной кислоты
 - в) окисление рибозы до CO_2 и H_2O
 - г) синтез РНК
8. Для какого из приведенных процессов энтропия уменьшается?
- а) растворения кристаллов в жидкости
 - б) растворения одной жидкости в другой жидкости
 - в) реакции изомеризации $A \leftrightarrow B$
 - г) процесса $A + B \leftrightarrow C$
9. Самопроизвольно происходят реакции, для которых
- а) $\Delta G = 0$
 - б) $\Delta G < 0$
 - в) $\Delta G > 0$
 - г) ни при каких условиях не происходят
10. Наиболее калорийными являются
- а) жиры
 - б) белки
 - в) углеводы
 - г) клетчатка

Занятие № 3

Тема: Химическая кинетика

Цель занятия: изучить законы химической кинетики и познакомиться с основами ферментативной кинетики.

По окончании курса студенты должны

Знать:

Понятие скорости реакции, закон действия масс, порядок реакции, механизм реакции. Понятие константы равновесия, влияние температуры на скорость реакции. Правило Ле-Шателье, последовательные и параллельные реакции. Влияние катализаторов. Строение, свойства и роль ферментов. Влияние концентрации субстрата, pH, и температуры на активность ферментов, конкурентное и аллостерическое ингибирование

Уметь:

Написать выражение для скорости реакции, рассчитать теоретический порядок реакции, по закону Вант-Гоффа рассчитать скорость реакции при различных температурах, рассчитать константу равновесия, оценить влияние концентрации веществ, давления и температуры на равновесный процесс, оценить константу Михаэлиса по графической зависимости.

План лабораторно-практического занятия

1. Проверка домашнего задания
2. Опрос по теме занятия
3. Решение задач
4. Экспресс-контроль по теме «Термодинамика и химическая кинетика»
5. Лабораторная работа
6. **Домашнее задание:** подготовиться к занятию по теме «Строение и роль воды. Диссоциация воды, шкала pH», подготовиться к экспресс-контролю по теме «**Кинетика**», решить задачи.

Теоретическая часть

Кинетика – наука о скоростях и механизмах химических реакций.

Скорость химической реакции - это изменение концентрации вещества в единицу времени.

$$v = \Delta C / \Delta t$$

Измеряется скорость химических реакций в (моль/л)/час, или в (моль/л)/сек. Скорость реакции определяется природой соединений, вступающих в реакцию, и меняется в очень широких пределах. Существуют реакции, происходящие за доли секунды или длящиеся годами. Скорость реакции зависит от условий (температуры, кислотности среды, агрегатного состояния веществ, растворителя, наличия катализаторов).

Чтобы реакция произошла, молекулы должны столкнуться.

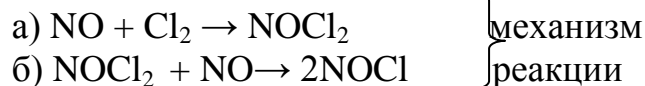
Химический процесс, происходящий в ходе столкновений молекул, называется элементарным актом.

Если сталкиваются две молекулы, такая реакция называется бимолекулярной, если три молекулы – тримолекулярной. Одновременное столкновение более трех молекул маловероятно. В ходе мономолекулярной реакции также необходимо столкновение одинаковых молекул для обмена энергией.

Химические реакции протекают, как правило, в несколько стадий, хотя записываются одним уравнением. Другими словами, в ходе реакции происходит несколько элементарных актов.

Последовательность элементарных актов называется механизмом реакции.

Реакция $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$ протекает в две стадии :



В ходе реакции могут образовываться промежуточные частицы и промежуточные продукты. Промежуточными частицами называются высокоактивные соединения, время жизни которых мало, и концентрация очень незначительна. В ходе процесса не происходит значительных изменений концентраций промежуточных частиц ($\Delta C=0$). Такой подход в химической кинетике называется методом стационарных концентраций.

Закон «действия масс»

По закону «действия масс» скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагентов в степени их стехиометрических коэффициентов.

Для реакции $n \text{ A} + m \text{ B} \rightarrow p \text{ C}$

$$v = k [\text{A}]^n [\text{B}]^m$$

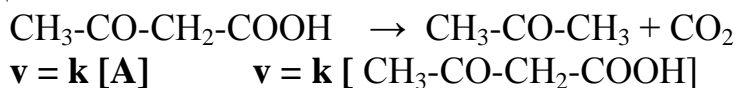
A и B – субстраты (исходные вещества), C – продукт реакции, n, m, p – стехиометрические коэффициенты, с помощью которых уравниваем реакцию.

n – порядок реакции по реагенту A, m – порядок реакции по реагенту B.

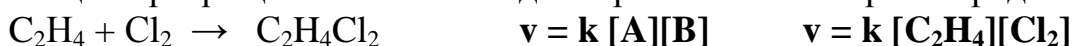
n + m – суммарный порядок реакции

Таким образом, суммарный теоретический порядок реакции – это сумма коэффициентов перед субстратами в химическом уравнении.

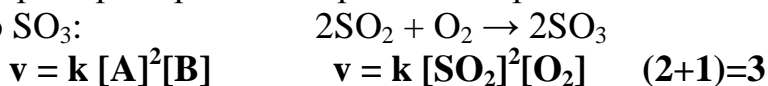
Реакция превращения ацетоуксусной кислоты в ацетон – реакция 1^{ого} порядка:



Реакция превращения этилена в дихлорэтан имеет второй порядок:



Примером реакции третьего порядка может быть реакция окисления SO₂ до SO₃:

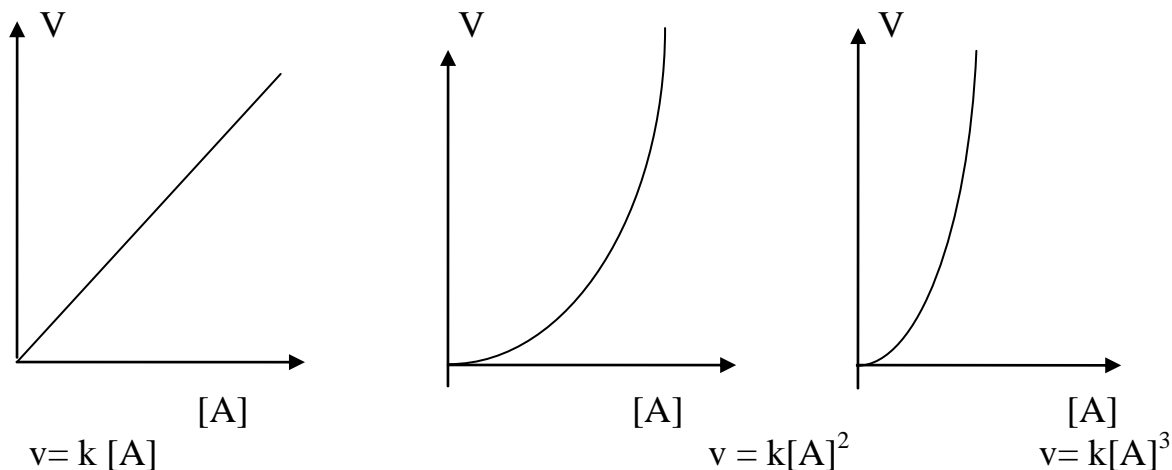


Если скорость реакции не зависит от концентрации реагентов, то реакция имеет нулевой порядок. Если мы имеем дело с твердым веществом, то бессмысленно говорить о его концентрации. Примером такой реакции может быть разложение твердого BaCO₃ до BaO и CO₂.

На практике порядок реакции очень часто не совпадает с теоретическим: обычно реакции имеют сложный механизм и состоят из нескольких стадий (элементарных актов). Порядок реакции определяется порядком лимитирующей стадии, самой медленной стадии процесса.

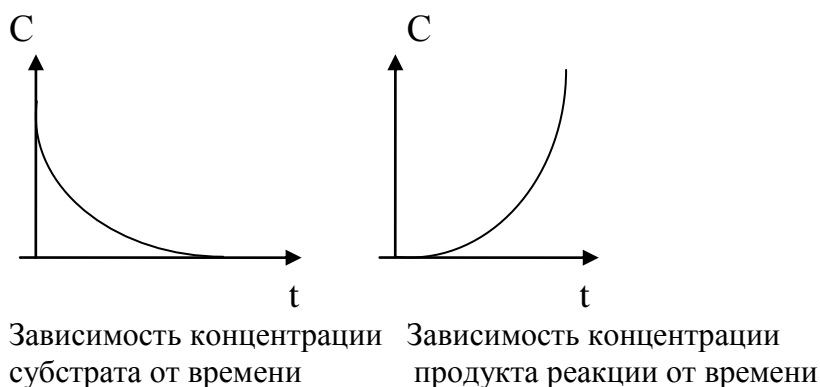
Часто используют порядок по какому-то одному из реагентов. Так, реакция $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ является реакцией второго порядка по NO и реакцией первого порядка по O_2 . Суммарный порядок равен 3.

На рисунке 2 приведена зависимость скорости реакции от концентрации исходного продукта (субстрата) для реакций.



Зависимости скоростей химических реакций 1-ого, 2-ого и 3-его порядков от концентрации исходных веществ (субстратов) (v - скорость реакции, k - константа скорости, $[A]$ – концентрация субстрата). В ходе реакции концентрация субстрата уменьшается, а концентрация продукта реакции возрастает.

На следующем рисунке приведены зависимости концентрации субстрата и продукта реакции от времени. Эти зависимости называются кинетическими кривыми.



Кинетические кривые реакций ($C(t)$).

Влияние температуры на скорость химической реакции

Скорость реакции возрастает с увеличением температуры. Вант-Гофф описал эту зависимость уравнением:

$$v = v_0 \gamma^{\Delta t/10},$$

где v_0 – начальная скорость, Δt – разность температур, γ – температурный коэффициент $4 < \gamma < 2$.

Согласно уравнению Вант-Гоффа с ростом температуры на 10 градусов скорость реакции возрастает в 2-4 раза.

Более точное описание зависимости скорости реакции от температуры дал Аррениус:

$$v = v_0 e^{-E_a/RT}$$

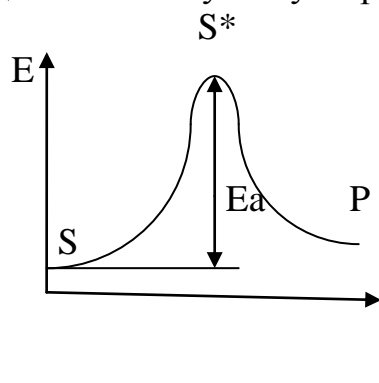
где v_0 – начальная скорость, e – экспонента, E^a – энергия активации, R – универсальная газовая постоянная, T – температура Кельвина ($T = 273^\circ + t^\circ\text{C}$). Уравнение Аррениуса для константы равновесия выглядит следующим образом:

$$k = k_0 e^{-E_a/RT}$$

k_0 – предэкспонента, она зависит от ориентации молекул относительно друг друга, от растворителя, от вероятности эффективных столкновений молекул.

На рисунке 4 приведена зависимость энергии системы от координаты реакции. Для простого случая, распада $A-B$ на $A + B$, координата реакции – расстояние между A и B . В начале кривой – энергия субстратов, максимум кривой соответствует энергии переходного состояния, в конце кривой – энергия конечных продуктов.

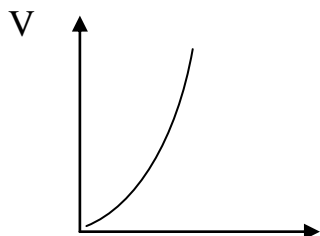
Энергия активации – это энергетический барьер, который должны преодолеть молекулы субстрата, чтобы превратиться в продукты реакции.



Графическое определение энергии активации E_A .

Молекулы субстрата распределены по энергии экспоненциально. Чем меньше энергия молекул, тем больше таких молекул. Молекул с высокой энергией мало. Только те молекулы, энергия которых выше, чем энергия активации, могут превратиться в продукты реакции. Такие молекулы называются «горячими». При столкновениях молекулы обмениваются энергией и возникают молекулы, энергия которых выше энергии активационного барьера.

Чем выше температура, тем больше частота столкновений молекул и тем большее число молекул приобретает возможность преодолеть энергетический барьер. Поэтому с ростом температуры скорость реакции возрастает экспоненциально:



t^0

Константа равновесия

Обратимые процессы со временем приходят в состояние равновесия. **В равновесном состоянии скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции $v_{пр} = v_{обр}$.**

Для уравнения $nA + mB = qC + pD$ реакции, где А и В – субстраты, С и D – продукты реакции, n, m, q, p – стехиометрические коэффициенты, скорость прямой реакции равна $v_{пр} = k_{пр} [A]^n [B]^m$; скорость обратной реакции равна $v_{обр} = k_{обр} [C]^q [D]^p$; при равновесии $v_{пр} = v_{обр}$ т.е. $k_{пр} [A]^n [B]^m = k_{обр} [C]^q [D]^p$; Обратимые реакции характеризуются константой равновесия (K_p).

$$K_p = k_{пр} / k_{обр};$$

$$K_p = [C]^q [D]^p / [A]^n [B]^m;$$

Таким образом, константа равновесия равна произведению равновесных концентраций продуктов реакции в степени их стехиометрических коэффициентов, деленных на произведение равновесных концентраций субстратов в степени их стехиометрических коэффициентов. Если $K_p > 1$, то равновесие смещено в сторону конечных продуктов, если $K_p < 1$, то равновесие смещено в сторону исходных веществ.

Константа равновесия связана с тепловым эффектом реакции: чем больше тепловой эффект экзотермической реакции, тем больше константа равновесия $\Delta G^0 = -RT \ln K_p$,

где ΔG^0 - изменение свободной энергии Гиббса, **R** – универсальная газовая постоянная, **T** - температура Кельвина, **$\ln K_p$** - натуральный логарифм константы равновесия по основанию e.

Принцип Ле-Шателье

По принципу Ле-Шателье равновесие в системе смещается в сторону, противоположную воздействию.

Если на равновесную систему оказывается воздействие, то она стремится уменьшить это воздействие путем сдвига равновесия.

Если к равновесной системе добавить субстратов – равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции. Если добавить конечных продуктов – равновесие смещается в сторону образования субстратов.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции (система стремится понизить температуру).

При повышении давления в реакциях с участием газов равновесие смещается в ту сторону, где молекул газа образуется меньше. Например, в реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ из 4-х молекул образуется две. Поэтому при

повышении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего количества молекул, т.е. в сторону образования аммиака.

Если в ходе реакции образуется газ, твердое вещество или слабый электролит (например, H_2O), то реакция считается необратимой.

Клетка как стационарная система

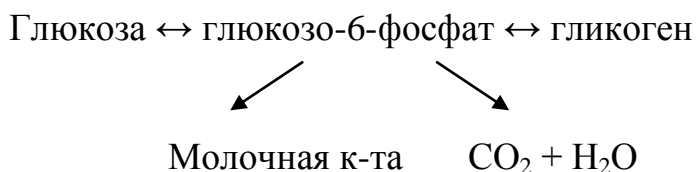
Живая клетка - система неравновесная, но стационарная. Это значит, что химические реакции в живой клетке обычно не находятся в состоянии равновесия, но скорости их приблизительно постоянны, за счет чего поддерживается стационарное (устойчивое) состояние, или клеточный гомеостаз. Клетка стремится сохранить свой состав, поэтому все процессы подчиняются принципу Ле-Шателье.

Если в клетку ввести какое-нибудь вещество, то в ней активируются все процессы его использования, и замедляются все процессы его синтеза до тех пор, пока его количество не нормализуется. Таким образом, клетка защищается от избытка этого вещества.

Многие процессы в клетке состоят из нескольких последовательных реакций $\text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{D} \rightarrow \text{P}$.

Скорость процесса в этом случае определяется самой медленной реакцией процесса (лимитирующей).

В клетке вещество обычно превращается одновременно по нескольким путям. Примером таких процессов может быть превращение в клетке глюкозо-6-фосфата:



В случае параллельного протекания нескольких реакций с участием одного вещества скорость расходования этого вещества будет определяться самой быстрой из параллельно протекающих реакций.

Каждое вещества в клетке характеризуется временем жизни t .
Для реакций первого порядка

$$t = 1/k,$$

где k – константа скорости реакции распада этого вещества.

Кроме времени жизни часто используется период полураспада – время, за которое в реакцию вступит половина из всех имеющихся молекул. Для реакции первого порядка время полураспада

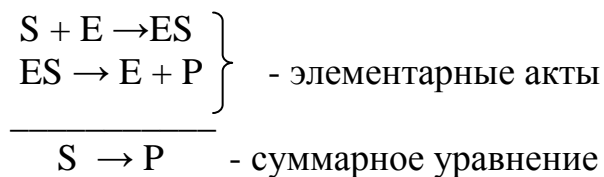
$$\tau_{1/2} = 2,3 \lg 2/k = 0,693/k,$$

где k – константа скорости реакции.

Влияние катализаторов

Катализаторами называются вещества, ускоряющие химическую реакцию и не расходующиеся в ней.

Это не значит, что катализаторы не участвуют в реакции, катализаторы входят в уравнения элементарных актов, но не входят в суммарное уравнение реакции:



S - субстрат, E - катализатор, ES- комплекс субстрата с катализатором, P – конечный продукт реакции.

Процесс с участием катализатора происходит по другому пути с иным механизмом, чем без катализатора. Переходные состояния (комплексы субстрата с катализатором) имеют значительно более низкую энергию, чем переходные состояния в отсутствии катализатора. Другими словами, катализатор меняет механизм реакции, при этом эффективно снижается энергия активации процесса, и резко возрастает его скорость.

Активность катализатора определяется по скорости, катализируемой им реакции, или по тому во сколько раз произошло ускорение реакции.

Катализатор ускоряет, как прямую, так и обратную реакцию, как правило, не смещая равновесия.

Катализ бывает гомогенным или гетерогенным. Если катализатор и субстраты находятся в одной фазе – катализ гомогенный. Если процесс происходит на поверхности раздела фаз – катализ гетерогенный. В живой природе более 90% всех реакций катализируют белковые катализаторы – ферменты.

Ферменты – это белковые катализаторы

Ферменты обычно состоят из нескольких полипептидных цепей (имеют четвертичную структуру).

Ферменты можно разделить на протеины и протеиды. Протеины состоят только из белковой части (апофермент) и гидролизуются только на аминокислоты. Протеиды состоят из апофермента и кофермента.

Кофермент – это небелковая часть фермента.

В качестве коферментов выступают:

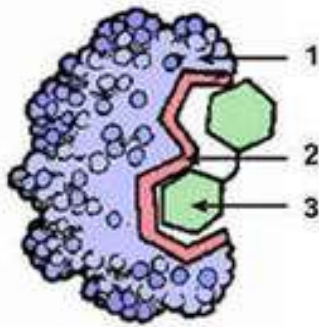
- | | |
|--------------------------------|------------------------|
| 1. производные витаминов | 2. неорганические ионы |
| 3. нуклеотиды и их производные | 4. гем. |

Примерами коферментов могут быть НАД⁺, пиридоксальфосфат, Mg²⁺. Важнейшую роль в работе фермента играет **активный центр**.

Активный центр представляет из себя углубление на поверхности фермента, непосредственно взаимодействующее с молекулой субстрата.

Активный центр комплементарен субстрату. Говорят, что субстрат подходит к активному центру, как ключ к замку или как перчатка к руке. Обычно на активный центр приходится около 10 % массы фермента.

Активный центр фермента формируется большим числом функциональных групп, он подвижен и комплементарен субстрату.



1 - фермент, 2 - активный центр, 3 - субстрат

Основные свойства ферментов

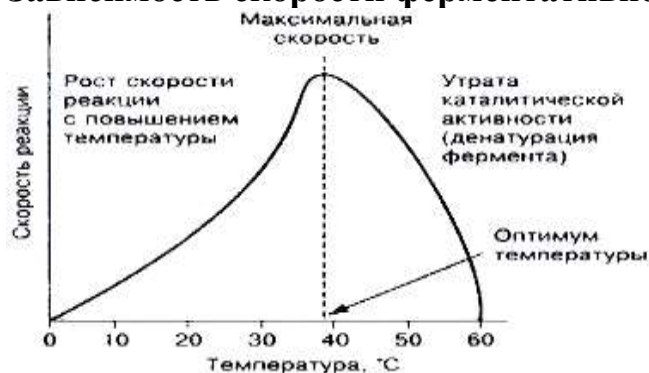
1. **Высокая активность в мягких биологических условиях.** Скорости реакций, катализируемых ферментами, ускорены в 10^8 - 10^9 раз. Это связано с тем, что ферменты сильно снижают энергию активации.
2. **Специфичность действия**
Каждый фермент действует на строго определенные молекулы в качестве субстратов, осуществляя только одну строго определенную химическую реакцию, так как активный центр фермента комплементарен своему субстрату.
3. **Регулируемость.** Активность ферментов регулируется гормонами, субстратами и другим регуляторами. В ходе регуляции изменяется конформация фермента.

Регуляция активности фермента может быть конкурентной и неконкурентной (аллостерической).

Если вещество связывается с активным центром и конкурирует с субстратом за активный центр, то такое вещество - конкурентный ингибитор фермента.

Если регулятор реагирует с другим участком фермента (не с активным центром), то такая регуляция называется аллостерической. Как видно на рисунке, при связывании аллостерического ингибитора с регуляторным центром изменяется структура всего фермента и активный центр не «узнает» свой субстрат.

Зависимость скорости ферментативной реакции от температуры:

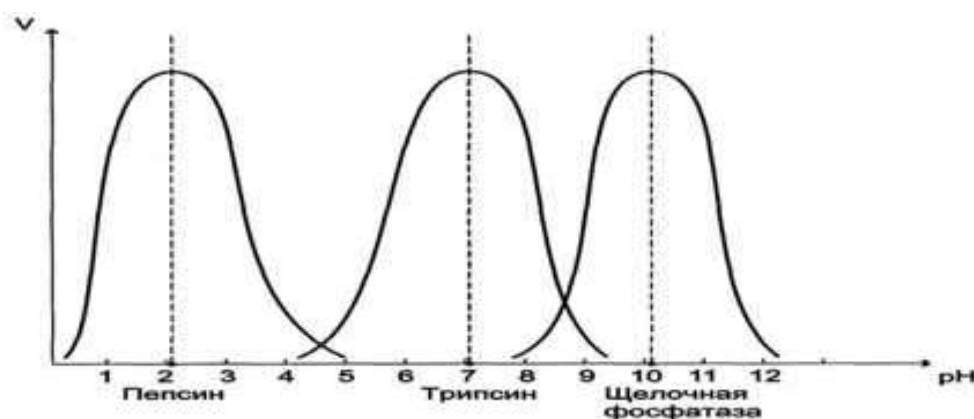


При повышении температуры активность фермента повышается. Дальнейшее повышение температуры ухудшает каталитические возможности фермента, наступает тепловая денатурация фермента. Поэтому зависимость $v(T)$ имеет колоколообразный вид, с резким падением активности в области высоких температур.

Зависимость скорости ферментативной реакции от pH

pH характеризует кислотность среды. Чем меньше pH, тем более кислая среда.

При протонировании белка меняется его пространственная структура и ферментативная активность. Большинство ферментов имеют оптимум активности при pH, близком к 7 (нейтральная среда). Однако, как видно на рисунке, оптимум активности пепсина лежит в кислой среде (pH~2), а оптимум активности щелочной фосфатазы - в щелочной среде (pH~10).



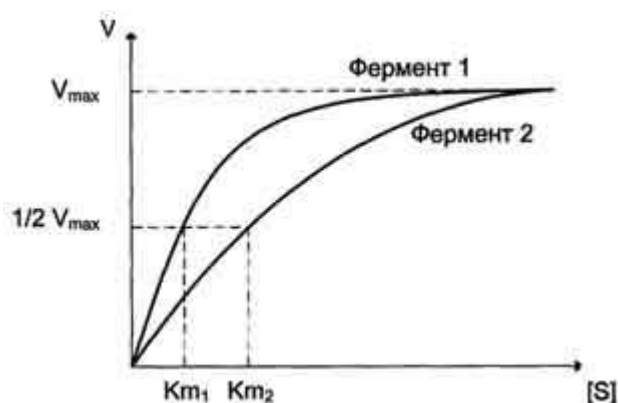
Зависимость скорости ферментативной реакции от концентрации субстрата описывается уравнением Михаэлиса –Ментен:
$$v = \frac{v_{max} \cdot S}{K_m + S}$$

где v_{max} - скорость при высоких концентрациях субстрата, максимальная скорость, S –концентрация субстрата, K_m - константа Михаэлиса.

При низких концентрациях субстрата скорость возрастает линейно, по мере насыщения фермента рост активности замедляется, а когда все молекулы фермента насыщаются субстратом, активность становится постоянной и равна v_{max} .

Константа Михаэлиса – это такая концентрация субстрата, при которой скорость ферментативной реакции равна половине максимальной.

На рисунке приведены зависимость скорости реакции от концентрации субстрата для двух ферментов с одинаковой максимальной скоростью и разными константами Михаэлиса. Как видно из рисунка фермент с низкой K_m достигает максимальной скорости при более низких концентрациях. K_m отражает сродство фермента к субстрату. Чем меньше константа Михаэлиса, тем больше сродство фермента к субстрату.



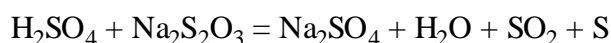
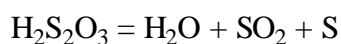
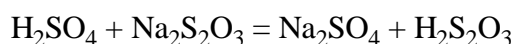
Если вещество понижает константу Михаэлиса, то это активатор фермента.

Лабораторная работа № 2

Тема: Химическая кинетика

Цель работы: Изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Химические реакции, протекающие в растворе:



Нерастворимая сера выделяется в виде мути, наблюдается опалесценция.

Экспериментальная часть:

1. Приготовить пробирки № 1, 2, 3, 4 и налить указанные в таблице объемы раствора тиосульфата натрия и воды.
2. Приготовить пробирки №1а, 2а, 3а, 4а и налить в каждую 6 мл серной кислоты.
3. Смешать содержимое пробирок 1 и 1а и секундомером отсчитать время от сливания реагирующих веществ до начала появления желтовато-голубоватой окраски (мути) и занести данные в таблицу.
4. Смешать содержимое пробирок 2 и 2а, 3 и 3а, 4 и 4а поочередно и проделать то же, что и с первой парой пробирок.
5. Нарисовать графическую зависимость изменения скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложить концентрацию, на оси ординат – скорость реакции.

№ пробирки	Объем (мл)		Относительная концентрация	№ пробирки	V(мл) H ₂ SO ₄	Время реакции τ (сек)	Относительная скорость $v = 1/\tau$	
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O						
1	6	0	1	1a	6			
2	4	2	2/3	2a	6			
3	3	3	1/2	3a	6			
4	2	4	1/3	4a	6			

6. Сформулировать вывод.

Тестовые задания по теме «Кинетика»

1. Температурный коэффициент реакции равен 3. При охлаждении системы на 20 градусов скорость химической реакции:

- а. уменьшится в 9 раз
- б. уменьшится в 3 раза
- в. увеличится в 9 раз
- г. уменьшится в 6 раз

2. Уравняйте уравнения реакций и соотнесите реакции по их суммарному порядку

- а. 1 порядок
- б. 2 порядок
- в. 3 порядок
- г. 4 порядок

1. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
2. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
3. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
4. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

3. Первый порядок имеет реакция:

- а. $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
- б. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
- в. $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
- г. $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

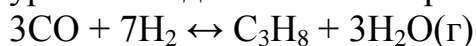
4. Второй порядок имеет реакция:

- а. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
- б. $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$

- в. $C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$
 г. $3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$
5. Установите соответствие между свободной энергией Гиббса (G) и константой равновесия (Kp):
- $\Delta G=0$
 - $\Delta G>0$
 - $\Delta G<0$
- Kp=1
 - Kp=0,001
 - Kp=2
 - Kp=0
6. Количественное влияние температуры на скорость химической реакции выражается:
- уравнением Аррениуса
 - принципом Ле Шателье
 - законом Гесса
 - законом действующих масс
7. При повышении давления в системе в 3 раза скорость реакции $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ возрастает в _____ раз.
8. Равновесие экзотермической реакции при повышении температуры смещается в сторону:
- исходных веществ
 - продуктов реакции
9. Равновесие реакции $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ при повышении температуры смещается в сторону:
- исходных веществ
 - продуктов реакции
10. Коферменты входят в состав
- протеинов
 - протеидов

Примеры решения задач по теме «Кинетика»

Задача 1. Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции и уравнение для константы равновесия процесса:



В какую сторону сместится равновесие при повышении давления?

Решение. Скорость прямой реакции $v = [CO]^3[H]^7$, суммарный теоретический порядок реакции равен $3+7 = 10$, скорость обратной реакции $v = [C_3H_8][H_2O]^3$, суммарный порядок обратной реакции равен 4. $K_p = \frac{[C_3H_8][H_2O]^3}{[CO]^3[H]^7}$. При повышении давления равновесие сместится в сторону образования конечных продуктов реакции, так как число молей газов в ходе прямой реакции уменьшается.

Задача 2. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить давление в системе в 4 раза: $CO + O_2 \leftrightarrow CO_2$?

Решение. Уравняем реакцию $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$. Изменение давления в 4 раза соответствует повышению концентрации газообразных веществ в 4 раза.

$v_1/v = k [4\text{CO}]^2[4\text{O}_2]/k [\text{CO}]^2[\text{O}_2]$, где v_1 – это скорость реакции после изменения условий, а v – начальная скорость реакции.

Ответ: Скорость прямой реакции увеличится в 4^3 , т.е. в 64 раза.

Задача 3. Один из двух одинаковых препаратов хранили на полочке при 25°C , а другой в холодильнике при 5°C . Во сколько раз будет меньше скорость распада препарата при хранении его в холодильнике ($\gamma = 3$)? Во сколько раз будет меньше скорость распада препарата, если его хранить в морозильной камере при температуре -15°C ?

Решение. Из закона Вант-Гоффа следует, что:

$v/v_o = \gamma^{(25-5)/10} = 3^2 = 9$, где v_o – это скорость при $+5^\circ\text{C}$, а v – при $+25^\circ\text{C}$

$v/v_o = \gamma^{25-(-15)/10} = 3^4 = 81$, где v_o – это скорость при -15°C , а v – при $+25^\circ\text{C}$.

Ответ: в 9 раз меньше при 5°C и в 81 раз меньше при -15°C .

Задача 4. Период полураспада соединения 20 минут. Рассчитайте константу скорости для реакции первого порядка. Рассчитайте время жизни исходного соединения.

Решение. Период полураспада $\tau = 0,693/k$, отсюда $k = 0,693/\tau = 0,693/20 = 0,03465 \text{ мин}^{-1}$, время жизни $t = 1/k = 1/0,03456 = 28,935 \text{ мин}$, т.е. $\sim 29 \text{ мин}$.

Задача 5. Обратимая реакция описывается уравнением: $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$. Смешали по 2,5 моля всех веществ (A, B, C и D). После установления равновесия в смеси обнаружено 1,5 моль вещества C. Найдите константу равновесия.

Решение. Если $[\text{C}] = 1,5 \text{ моль/л}$, $[\text{D}]$ тоже равна 1,5 моль/л. $\Delta[\text{C}] = 1 \text{ моль/л}$, $\Delta[\text{A}] = \Delta[\text{B}] = -1 \text{ моль/л}$,

Тогда $[\text{A}] = [\text{B}] = 2,5 - (-1) = 3,5 \text{ моль/л}$. $K_p = [\text{C}][\text{D}]/[\text{A}][\text{B}] = (1,5 \times 1,5)/(3,5 \times 3,5) = 0,184$

Ответ: $K_p = 0,184$.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Напишите выражение для скорости прямой и обратной реакции процесса синтеза аммиака: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$. Определите порядок этих реакций. Нарисуйте зависимость скорости реакции от концентрации водорода и от концентрации азота.

2. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{Zn(тв.)} + \text{HCl} \leftrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, если уменьшить концентрации реагентов в 3 раза?

3. Как изменится скорость обратной реакции, если увеличить давление в 3 раза в системе: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{HCl}$?

4. Рассчитайте по уравнению Вант-Гоффа во сколько раз изменится скорость реакции гидролиза жира при увеличении температуры на 60° ($\gamma = 2$).

5. Равновесие реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ устанавливается при следующих концентрациях: $[\text{N}_2] = 0,01 \text{ моль/л}$, $[\text{H}_2] = 2,0 \text{ моль/л}$, $[\text{NH}_3] = 0,4 \text{ моль/л}$.

Рассчитайте константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

6. При увеличении температуры на 30° скорость реакции возросла в 27 раз. Чему равна γ ?

7. Для реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$ равновесные концентрации: $[\text{H}_2] = 0,5$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,5$ моль/л, $[\text{HI}] = 0,316$ моль/л. Найдите начальные концентрации исходных веществ. Рассчитайте константу равновесия. Найдите ΔG этого процесса.

8. Рассчитайте константу равновесия для обратимой реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, учитывая, что в состоянии равновесия концентрации веществ были равны: $[\text{CO}] = 0,16$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,32$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,32$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,32$ моль/л. Найдите начальные концентрации исходных веществ.

9. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3$, если увеличить концентрацию SO_2 в 2 раза?

10. Рассчитайте константу равновесия для обратимой реакции $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$, учитывая, что в состоянии равновесия концентрации веществ были равны: $[\text{C}_2\text{H}_2] = 0,45$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,36$ моль/л, $[\text{C}_2\text{H}_6] = 0,88$ моль/л.

Занятие № 4

Тема: Строение и роль воды. Диссоциация воды, шкала pH. Растворы неэлектролитов, слабых и сильных электролитов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей.

Цель занятия: 1) изучение строения воды и ее роли в организме человека; 2) изучение параметра pH как одного из жизнеобеспечивающих гомеостатических параметров в организме человека; 3) изучение свойств растворов, электролитической диссоциации; 4) изучение гидролиза солей и влияния гидролиза солей на pH.

По окончании курса студенты должны

Знать: Строение и свойства воды, роль воды в организме, баланс воды, причины гидратации и обезвоживания организма, свойства и роль гидрофильных, амфифильных, гидрофобных соединений, ионный состав клеточной и внеклеточной жидкости, роль натрия и калия, понятие pH и pOH, ионное произведение воды. Понятие растворов, способы выражения концентрации, термодинамику растворения, основы электролитической диссоциации, понятие о константе и степени диссоциации, закон Оствальда, гидролиз солей, изменение pH в ходе гидролиза.

Уметь: Объяснить природу водородной связи; определить, является ли соединение гидрофильным, амфифильным или гидрофобным; уметь рассчитать pH и pOH по концентрации раствора. Написать уравнение ступенчатой электролитической диссоциации, выражение для константы

диссоциации, рассчитывать степень диссоциации, pH растворов кислот и оснований. Написать уравнение ступенчатого гидролиза и определить pH растворов солей.

План лабораторно-практического занятия

1. Экспресс-контроль по кинетике и термодинамике
2. Проверка домашнего задания
3. Опрос по теме занятия
4. Решение задач
5. Лабораторная работа
6. **Домашнее задание:** Подготовиться к занятию по теме «Осмоз. Буферные растворы». Решить задачи.

Теоретическая часть

Вода и водно-солевой обмен

Вода составляет в нашем организме около 60% массы тела у мужчин и 55% у женщин. При массе 70 кг на воду приходится около 40 кг. У новорожденных вода составляет ~ 75 %. С возрастом количество воды в организме несколько снижается.

Вода – полярное соединение. Длина связей О-Н в молекуле воды составляет 0, 0965 нм, угол между связями - 104,5°. На атомах водорода имеется некоторый небольшой положительный заряд, на атоме кислорода – отрицательный. Из-за взаимодействия этих зарядов, между атомом водорода одной молекулы воды и атомом кислорода другой молекулы воды возникает слабая межмолекулярная связь, получившая названия водородная связь.

Длина водородной связи почти в два раза больше, чем длина ковалентной связи О-Н и составляет 0, 177 нм. Энергия водородной связи (4,5 ккал/моль), что значительно меньше, чем энергия ковалентной связи в молекуле воды (110 ккал/моль). Каждая молекула воды образует ~ 3,7 водородные связи с соседними молекулами воды, формируя большие агрегаты. Водородные связи легко разрываются и образуются вновь, что и объясняет высокую текучесть воды. Водородные связи играют важную роль в формировании пространственной структуры белков, нуклеиновых кислот и многих других биоорганических соединений.

Роль воды в организме

1. Большинство процессов в организме происходят в водной среде. Она основной компонент, как клеточной, так и внеклеточной среды.
 2. Вода растворяет все соединения, участвующие в обмене веществ.
 3. Формирует пространственную структуру белков, ДНК, РНК и надмолекулярных комплексов таких, например, как клеточные мембраны.
 4. Играет важную роль в транспорте веществ между органами и органеллами клетки и выведении продуктов обмена из организма.
 5. Теплоемкость воды определяет температурную адаптацию организма.
- Электропроводность водных растворов влияет на электрофизиологические свойства клеток.

6. Текучесть воды определяет скорость транспорта веществ и выведения продуктов обмена из организма.

По взаимодействию с водой соединения разделяют на гидрофильные, гидрофобные и амфифильные.

К гидрофильным относятся все неорганические соединения и органические соединения, содержащие заряженные и полярные функциональные группы, например, сахара, мочевины, этанол, аминокислоты. Гидрофильные соединения хорошо растворимы в воде и образуют истинные растворы

К гидрофобным относятся соединения, не содержащие полярных групп. Это, прежде всего жиры и масла, эфиры холестерина. Гидрофобные вещества плохо растворимы в воде и хорошо растворимы в неполярных органических растворителях (хлороформе, четыреххлористом углероде, петролейном и серном эфирах)... В присутствии стабилизаторов они образуют эмульсию.

К амфифильным относят вещества, содержащие, как большую гидрофобную, так и гидрофильную часть. Примером амфифильных соединений являются жирные кислоты, их соли (мыла), фосфолипиды, белки, желчные кислоты и другие важные соединения. Амфифильные соединения обычно концентрируются на границе раздела фаз, причем полярная часть обращена в воду, а неполярная в гидрофобный растворитель.

Образование любых химических связей энергетически выгодно. Поэтому, чем больше водородных и электростатических связей образуется между водой и веществом, тем энергетически выгоднее процесс растворения ($\Delta H_{\text{раств}} < 0$).

Баланс воды в организме

В сутки с водой и жидкой пищей человек в среднем потребляет 1,9 – 2,4 литра воды. При окислении белков, жиров и углеводов в организме образуется ~ 0,3 литра эндогенной воды. В сумме это составляет 2,2 – 2,7 литров воды.

Через почки с мочой в сутки выделяется 1,2 – 1,5 литра воды (суточный диурез), через кишечник выделяется ~ 0,1- 0,3 литра, через легкие ~ 0,5 литра и через кожу ~ 0,4 литра воды. Всего за сутки выделяется ~ 2,2 – 2,7 литра воды. Если человека лишить воды, то он в сутки будет терять ~ 0,7 литра воды и через 6-8 дней погибнет.

При отрицательном водном балансе происходит дегидратация тканей, приводящая к уменьшению объема клеток и объема плазмы крови.

При положительном водном балансе происходит гипергидратация тканей. Развиваются отеки, увеличивается объем клеток.

Распределение воды в организме

2/3 воды в организме – внутриклеточная жидкость, 1/3 – внеклеточная жидкость, из нее на плазму крови приходится около 3 литров. Внутриклеточная и внеклеточная жидкости разделены клеточными мембранами и имеют разный состав.

Ионный состав внеклеточной жидкости:

Катионы:

Na^+ - 142 ммоль/л

K^+ - 4 ммоль/л

Mg^{2+} - 1,5 ммоль/л,

Ca^{2+} - 2,5 ммоль/л,

Анионы:

Cl^- - 103 ммоль/л,

HCO_3^- - 27 ммоль/л,

HPO_4^{2-} - 10 ммоль/л.

Основными ионами внеклеточной жидкости являются Na^+ и Cl^- .

Ионный состав внутриклеточной жидкости.

Катионы:

Na^+ - 10 ммоль/л

K^+ - 160 ммоль/л

Mg^{2+} - 13 ммоль/л

Ca^{2+} - свободный ион практически отсутствует

Анионы:

белок - 8 ммоль/л (белок является полиэлектролитом и связывает много ионов)

сульфаты - 10 ммоль/л

HPO_4^{2-} - 50 ммоль/л

Основными ионами внутриклеточной жидкости являются K^+ , Mg^{2+} , белок и фосфаты.

Диссоциация воды

Вода слабый электролит. Дистиллированная вода практически не проводит электрический ток. Вода лишь в очень небольшой степени диссоциирует на ионы : $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

$K_{\text{дис воды}}$ - это константа равновесия процесса диссоциации воды

$$K_{\text{дис воды}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}] = 1,821 \cdot 10^{-16}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{Const} = m/M = 1000\text{г}/18\text{г/моль} = 55,35\text{моль/л.}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{дис воды}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 55,35 \cdot 1,82 \cdot 10^{-16} = 10^{-14}$$

$[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ называется ионным произведением воды и обозначается K_w .

$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Если среда нейтральная, то $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

Десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода, взятый с обратным знаком называют водородным показателем **pH**.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

Гидроксильный показатель $pOH = -\lg [OH^-]$

Прологарифмируем выражение для ионного произведения воды и возьмем его с обратным знаком:

$$-\lg[H^+] - \lg[OH^-] = 14 \quad \text{или}$$

$$pH + pOH = 14$$

Если pH раствора меньше, чем 7, раствор кислый. Чем меньше значение pH, тем более кислый раствор. Если pH больше 7 - раствор щелочной.



pH – показатель кислотности среды, а pOH – показатель основности среды. При увеличении концентрации протонов (накопление кислоты) в среде сверх нормы говорят об *ацидозе*, при увеличении концентрации гидроксидов (накопление щелочей) говорят об *алкалозе*.

Величина pH в плазме крови колеблется в очень узких пределах – 7,35-7,45. Сдвиг pH < 7,35 уже является **ацидозом**. Сдвиг pH > 7,45 называется **алкалозом**.

Для разных биологических жидкостей характерны различные значения pH.

pH артериальной крови в норме	7,35 - 7,45
pH венозной крови	7,33 - 7,43
pH желудочного сока	0,9 - 1,2
pH сока поджелудочной железы	8,6 - 9

Роль ионов натрия в водно-солевом обмене организма

Суточная потребность в натрии ~ 4–6 г. Главным источником натрия является поваренная соль (NaCl). Пищевая недостаточность натрия встречается очень редко. Чаще встречается избыточное потребление натрия, но при нормальной работе почек избыточный натрий выводится в мочу.

Натрий – основной катион внеклеточной жидкости. Его концентрация в норме ~135 - 145 ммоль/л. Na^+ поддерживает осмотическое давление внеклеточной жидкости, причем его дефицит не может быть восполнен другими катионами. Уменьшение концентрации ионов натрия во внеклеточной жидкости ведет к перемещению воды внутрь клетки, а увеличение его концентрации во внеклеточной жидкости - к выходу воды из клетки. Поддержание высокой концентрации Na^+ во внеклеточной жидкости и низкой внутри клеток осуществляется транспортным мембранным белком **Na^+ , K^+ -АТФазой**.

Содержание натрия в клетке (4 - 10 ммоль/л) определяет величину мембранного потенциала и, соответственно, возбудимость клеток.

Роль ионов калия в водно-солевом обмене организма

Суточная потребность в калии около 2,5 г. Источником калия могут выступать изюм, курага, дыня, бананы, картофель и другие фрукты и овощи.

Основное количество калия (160 ммоль/л) в виде легко диссоциируемых соединений с белками, углеводами и фосфатом находится внутри клеток. Концентрация ионов калия во внеклеточной жидкости в 40 раз меньше (~4 ммоль/л). В поддержании низкого уровня ионов калия во внеклеточной жидкости, как и в случае ионов натрия, принимает участие фермент **Na⁺, K⁺-АТФаза**.

Калий постоянно выводится из организма с мочой, калом, потом, поэтому необходимо ежедневно пополнять его запас в организме. Изменение концентрации ионов калия во внеклеточной жидкости влияет на биоэлектрическую активность клеток, нервно-мышечную проводимость и возбудимость.

Нарушение водно - солевого обмена встречается в патогенезе многих заболеваний.

Растворы

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из двух или более компонентов.

В растворе выделяют растворенные вещества и растворитель. Растворителем считают то вещество, которое имеется в растворе в большем количестве. Чаще всего в качестве растворителя выступает вода.

Растворимость веществ, как правило, ограничена. Раствор, содержащий при данной температуре максимальное количество растворенного вещества, и находящийся в равновесии с растворенным веществом называется **насыщенным**.

Раствор с меньшей концентрацией, чем насыщенный, называется **ненасыщенным**.

Раствор, в котором концентрация растворенного вещества выше, чем в насыщенном называется **перенасыщенным**. Перенасыщенный раствор – термодинамически неустойчивая система. При встряхивании происходит выделение растворенного вещества, и образуется насыщенный раствор. Перенасыщенный раствор можно получить, нагревая насыщенный раствор с дополнительным количеством растворяемого вещества, а затем осторожно его охлаждая.

Растворимость

Растворимостью называют способность данного вещества растворяться в том или ином растворителе при определенной температуре. Количественно растворимость - это максимальное количество вещества, растворимое в 100 граммах растворителя при данной температуре.

Полярные вещества лучше растворяются в полярных растворителях, а неполярные - в неполярных. Растворимость веществ меняется в очень широких пределах. Поэтому понятие разбавленный и концентрированный раствор несколько относительно. Например, растворимость бензола в воде около 3%. Поэтому насыщенный раствор бензола не является

концентрированным. Обычно, говоря о разбавленном растворе, подразумевают качественные характеристики. В некоторых источниках разбавленным раствором считается раствор с концентрацией вещества менее 0,005 моль/л.

В жидкости могут быть растворены газы, жидкости и твердые вещества.

Растворимость газов в жидкостях меняется в широких пределах и зависит от природы газа (в первую очередь от его полярности), природы растворителя, температуры и давления.

В таблице 3 приведена растворимость газа (в литрах) в 1 литре воды.

Табл. 3. Растворимость газов в воде.

Газы	V газа /V воды
Кислород	0,032
CO ₂	0,93
Аммиак	750,0

Термодинамика растворения

Растворение газа в воде, как правило, экзотермический процесс. Энтальпия растворения обычно меньше нуля ($\Delta H < 0$). Энтропия при растворении газа уменьшается, так как газ менее упорядоченная система. ($\Delta S < 0$). $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, если $\Delta S < 0$, то $(-T\Delta S) > 0$. то есть с ростом температуры ΔG возрастает. Согласно второму закону термодинамики, растворимость газов в жидкости с ростом температуры уменьшается. На растворимость газа в жидкости влияет наличие в растворе электролитов. Влияние электролитов оценивают по величине ионной силы (μ).

$$\mu = 1/2 \sum z_i^2 C_i$$

где z_i^2 заряд иона в квадрате, C - молярная концентрация иона.

В присутствии электролитов растворимость газов уменьшается.

Растворение твердых веществ в жидкости – сложный процесс.

При растворении происходит разрушение кристаллической решетки твердого вещества, распределение вещества по всему объему раствора и гидратация молекул (взаимодействие с водой).

$$\Delta H_{\text{раств.}} = \Delta H_{\text{разр. кристалл. решетки}} + \Delta H_{\text{распред. в-ва по объему раств.}} + \Delta H_{\text{гидратации.}}$$

В зависимости от вида твердого вещества $\Delta H_{\text{раств.}}$ может быть как положительной, так и отрицательной, то есть растворение может быть как экзотермическим, так и эндотермическим процессом.

При переходе от твердого кристаллического вещества к раствору упорядоченность уменьшается, и энтропия возрастает ($\Delta S > 0$), тогда $(-T\Delta S) < 0$. Таким образом, с ростом температуры свободная энергия Гиббса будет уменьшаться, то есть растворимость твердого вещества при повышении температуры увеличится.

Растворимость жидкостей в жидкостях с ростом температуры также обычно увеличивается.

Идеальным раствором называется раствор, образование которого не сопровождается химическим взаимодействием растворенного вещества и растворителя. Для такого раствора тепловой эффект растворения равен 0.

Растворами, близкими к идеальным, являются сильно разбавленные растворы, и растворы, в которых растворенное вещество близко по структуре к растворителю.

Электролиты и неэлектролиты

Растворенные вещества могут быть электролитами и неэлектролитами. Электролитами называют вещества, диссоциирующие в растворе на ионы и проводящие электрический ток. $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$

Неэлектролиты в растворе не диссоциируют. К неэлектролитам можно отнести сахара, жиры, мочевины.

Большинство электролитов – это неорганические соли, основания и кислоты. Некоторые органические соединения (карбоновые кислоты, их соли, соли аминов и другие соединения) также являются электролитами.

По степени электролитической диссоциации (α) электролиты делят на сильные, средние и слабые.

α равно отношению продиссоциировавших молекул к общему числу растворенных молекул.

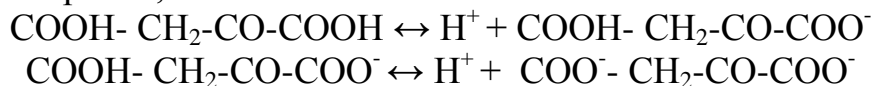
Сильными электролитами считаются вещества, для которых степень диссоциации $\alpha > 0,3$.

К сильным электролитам относятся все соли, щелочи, сильные кислоты (HCl , H_2SO_4 , HNO_3).

К электролитам средней силы относятся соединения, для которых $0,3 > \alpha > 0,03$. Например, фосфорная кислота, муравьиная, молочная кислота и другие.

К слабым электролитам относятся соединения, для которых $\alpha < 0,03$. Например, H_2O , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , карбоновые кислоты, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ и другие слабые кислоты и основания.

Многоосновные слабые кислоты диссоциируют ступенчато. Как видно на примере диссоциации щавелевоуксусной кислоты, сначала отщепляется более кислый протон, а затем менее кислый.



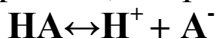
По правилу Ле-Шателье протоны, образующиеся на первой стадии реакции, подавляют вторую стадию процесса. Степень диссоциации по первой стадии больше, чем по второй стадии диссоциации.

Процесс электролитической диссоциации также может быть охарактеризован константой диссоциации ($K_{дис.}$). Так, для кислоты HA константа диссоциации имеет вид

$$K_{дис\ HA} = [H^+][A^-] / [HA]$$

Закон Оствальда

Закон Оствальда отражает взаимосвязь между константой диссоциации и степенью диссоциации бинарного (распадающегося на два иона) слабого электролита, например, слабой кислоты НА.



$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = \alpha C, [\text{HA}] = (1 - \alpha)C$$

где α – степень диссоциации слабой кислоты.

C - концентрация кислоты.

Тогда: $K_{\text{дис. НА}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{(1 - \alpha)C}$

$$K_{\text{дис НА}} = \frac{\alpha^2 C}{(1 - \alpha)}$$

Если $\alpha \ll 1$, то $(1 - \alpha) \sim 1$

$$K_{\text{дис НА}} = \alpha^2 C$$

отсюда: $\alpha = \sqrt{K_{\text{дис}}/C_m}$

Как видно из этого уравнения, с ростом концентрации степень диссоциации падает.

Гидролиз солей

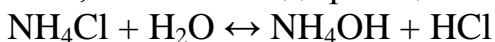
На pH жидкостей влияют не только кислоты и основания, но и соли. В растворе соли подвергаются гидролизу. **Гидролиз – это распад солей под действием воды на основание и кислоту.** Гидролиз – ступенчатый процесс. Чем слабее кислота или основание, входящее в состав соли, тем больше степень гидролиза. ***Соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются.***

Рассмотрим гидролиз ***соли сильного основания и слабой кислоты*** на примере карбоната натрия.



Складывать эти реакции нельзя: степень гидролиза первой ступени идет в значительно большей степени, чем второй. Как видно из уравнения, при гидролизе этой соли образуется сильное основание, что приводит к сдвигу кислотности в щелочную сторону. pH раствора Na_2CO_3 может достигать ~ 11.

При гидролизе ***соли слабого основания и сильной кислоты*** pH резко снижается, так как в ходе реакции образуется сильная кислота (HCl).



pH раствора NH_4Cl может достигать ~ 2.

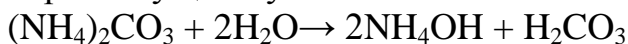
Степень гидролиза возрастает с ростом температуры и при снижении концентрации раствора.

Концентрация протонов (или гидроксид-ионов) пропорциональна степени гидролиза и концентрации соли.

$$[\text{H}^+] = \alpha C,$$

где α – степень гидролиза по первой ступени, C - концентрация раствора.

Соли слабых кислот и слабых оснований гидролизуются полностью и в растворе не существуют.



Влияние концентрации растворов на температуру кипения и плавления

По закону Рауля, для идеальных растворов относительное понижение давление пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

$$\Delta p = p_0(n/n+N)$$

Для разбавленного раствора $N \gg n$,

$$\Delta p \sim p_0 n/N$$

Где Δp – изменение давления пара над раствором, p_0 – давление пара над чистым растворителем,

n – число молей растворенного вещества, N – число молей растворителя. Закон Рауля описывает одно из коллигативных свойств растворов.

Для растворов нелетучих веществ температура кипения выше, чем температура кипения растворителя, так как давление пара над раствором ниже, чем над растворителем

$$\Delta t_{\text{кип}} = i E C_m,$$

$$C_m = 1000 m_{\text{вещества}} / M m_{\text{растворителя}}$$

где i – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, число частиц, на которые распадается молекула в ходе диссоциации. C_m – моляльная концентрация, E – эбуллиоскопическая постоянная.

Температура кристаллизации, напротив, для раствора ниже, чем для растворителя

$$\Delta t_{\text{крист}} = - i K C_m,$$

где i – изотонический коэффициент Вант-Гоффа, C_m – моляльная концентрация, K – криоскопическая постоянная

Для воды $E = 0,516$, а $K = 1,85$.

Лабораторная работа № 3

Тема: Измерение pH растворов с помощью универсального индикатора.

Цель работы: Изучить влияние разбавления на pH кислот. Изучение pH солей и биологических жидкостей.

Ход работы:

1. По шкале универсального индикатора определить pH всех растворов.
2. Рассчитайте pOH растворов
3. Определите с помощью универсального индикатора pH плазмы крови, мочи, слюны.
4. Напишите уравнения гидролиза, объясните изменения pH.

	0,1M HCl	0,01M HCl	0,001M HCl	1 M NaCl	0,1 M NH ₄ Cl	0, 1 M NaHCO ₃	плазма крови	слюна	моча
pH									
pOH									

5. Сделайте выводы.

Решение типовых задач по теме «Диссоциация воды, рН»

Задача №1. Рассчитайте рН 0,001М раствора NaOH.

Решение. 0,001М означает $C_m=0,001$ моль/л.

По уравнению диссоциации $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ видим, что молярная концентрация гидроксид-ионов в растворе равна концентрации щёлочи, $[\text{OH}^-]=0,001$ моль/л.

По определению, $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 10^{-3}$ следовательно, $\text{pOH}=3$

Из уравнения ионного произведения воды следует, что

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Тогда $\text{pH}=14-\text{pOH}=14-3=11$

Задача №2. Константа диссоциации NH_4OH равна 10^{-5} . Чему равна рК этого основания? Чему будет равен рН 0,1М раствора этого основания?

Решение. $\text{pK}_{\text{основания}}=5$, по закону Оствальда $\alpha = \sqrt{K_d/C} = \sqrt{10^{-5}/10^{-1}} = 10^{-2}$,
 $[\text{OH}^-] = \alpha C = 0,1 \times 0,01 = 10^{-3}$, $\text{pOH} = -\lg \alpha C = 3$. $\text{pH}=14-3=11$.

Задача №3 Рассчитайте рН 0,01 М раствора NH_4Cl , если $\alpha=0,1$

$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ $[\text{H}^+] = \alpha C = 0,01 \times 0,1 = 10^{-3}$. $\text{pH} = -\lg \alpha C = 3$.

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте рН 0,001М раствора NaOH.
2. Концентрация протонов в растворе составляет 10^{-9} моль/л. Рассчитайте рН, рОН, $[\text{OH}^-]$ в этом растворе. Укажите, кислый он или щелочной.
3. рН изменился с 7 до 8. Во сколько раз и в какую сторону изменилась концентрации протонов? Рассчитайте рОН раствора
4. Рассчитайте рН и рОН 0,001 М раствора гидроксида магния.
5. Напишите ступенчатый гидролиз Na_2CO_3 и рассчитайте рН 0,001 М раствора, если степень гидролиза $\alpha=0,1$.
6. Рассчитайте рН 0,001М раствора пропионовой кислоты, если $\alpha=0,1$.
7. Константа диссоциации основания равна 10^{-4} . Чему равна рК этого основания? Чему будет равен рН 0,01М раствора этого основания?
8. Рассчитайте C_m и $C\%$ HCl в желудочном соке, если рН желудочного сока 2 ($\rho=1,1\text{г/мл}$).
9. Степень диссоциации слабого бинарного электролита 0,001 при концентрации 0,1 моль/л, рассчитайте константу диссоциации для этого электролита (по закону Оствальда).
10. Напишите ступенчатый гидролиз для Na_2HPO_4 . Рассчитайте рН 0,01М раствора соли, если $\alpha=0,1$.

Тесты по теме «Вода, рН. Диссоциация электролитов. Гидролиз солей»

1. При образовании водородных связей энергия
 - а. выделяется
 - б. поглощается
 - в. не изменяется
2. На внеклеточную воду приходится
 - а. треть воды организма
 - б. половина воды организма
 - в. четверть воды организма

- г. две трети воды организма
3. К внутриклеточным катионам относятся:
- а. Mg^{2+}
 - б. Na^{+}
 - в. Ca^{2+}
 - г. Ba^{2+}
4. Основным внеклеточным катионом является катион _____
5. Соотнесите вещества по их отношению к воде
- а. Гидрофильные
 - б. Гидрофобные
 - в. Амфифильные
 - 1. хлорид натрия,
 - 2. жиры
 - 3. фосфолипиды
 - 4. алюминий
6. К амфифильным веществам можно отнести:
- а. фосфолипиды
 - б. сахарозу
 - в. жиры
 - г. фосфорную кислоту
- 7.. Между pH и pOH существует следующее соотношение:
- а) $pH = pOH$
 - б) $pH = -pOH$,
 - в) $pH + pOH = 16$,
 - г) $pH + pOH = 14$
8. Концентрация желудочного сока больного 0,1 ммоль/л. Чему равен pH желудочного сока?
- а) $pH = 1$,
 - б) $pH = -1$,
 - в) $pH = 2$
 - г) $pH = 4$
9. Диссоциация $K_4P_2O_7$ идет в
- а) одну стадию,
 - б) две стадии,
 - в) три стадии,
 - г) четыре стадии.
10. При гидролизе хлористого аммония
- а) $pH > 7$,
 - б) $pH < 7$,
 - в) $pH = 7$.
11. Какой электролит относится к сильным электролитам?
- а) H_2SO_3 ,
 - б) $HClO$,
 - в) $HClO_4$,
 - г) CH_3COOH .

12. Гидролизом соли называется

- а) распад соли на анионы и катионы,
- б) взаимодействие катионов сильного основания с водой
- в) взаимодействие соли с водой с образованием основания и кислоты
- г) взаимодействие анионов сильной кислоты с водой

Решение типовых задач по теме «Электролитическая диссоциация и гидролиз»

Задача №1. Рассчитайте pH 0,01M муравьиной кислоты, учитывая, что степень диссоциации уксусной кислоты такой концентрации близка к 0,01.

Решение. $[H^+] = \alpha C = 0,01 \times 0,01 = 10^{-4}$. Значит, pH раствора муравьиной кислоты равен 4.

Задача №2. Константа диссоциации NH_4OH равна 10^{-5} . Чему равна рК этого основания? Чему будет равен pH 0,1M раствора этого основания?

Решение. $pK_{\text{основания}} = 5$, по закону Оствальда $\alpha = \sqrt{K_d/C} = \sqrt{10^{-5}/10^{-1}} = 10^{-2}$, $[OH] = \alpha C = 0,1 \times 0,01 = 10^{-3}$, $pOH = -\lg \alpha C = 3$. $pH = 14 - 3 = 11$.

Задача №3 Рассчитайте pH 0,01 M раствора NH_4Cl , если $\alpha = 0,1$

$NH_4Cl + H_2O = NH_4OH + HCl$ $[H^+] = \alpha C = 0,01 \times 0,1 = 10^{-3}$. $pH = -\lg \alpha C = 3$.

Задачи для самостоятельного решения.

1. Известно, что муравьиная кислота сильнее уксусной кислоты. Соли муравьиной или уксусной кислоты более подвержены гидролизу?
2. Напишите ступенчатый гидролиз $Na_2(CO_3)_2$ и рассчитайте pH 0,001 M раствора, если степень гидролиза $\alpha = 0,1$.
3. Рассчитайте pH 0,001M раствора пропионовой кислоты, если $\alpha = 0,1$.
4. Константа диссоциации основания равна 10^{-4} . Чему равен рК этого основания? Чему будет равен pH 0,01M раствора этого основания?
5. Рассчитайте C_m и $C_{\%}$ HCl в желудочном соке, если pH желудочного сока равен 2 ($\rho = 1,1$ г/мл).
6. Степень диссоциации слабого бинарного электролита 0,001 при концентрации 0,1 моль/л, рассчитайте константу диссоциации для этого электролита (по закону Оствальда).
7. Напишите ступенчатый гидролиз для Na_2HPO_4 . Рассчитайте pH 0,01M раствора соли, если $\alpha = 0,1$.
8. Почему соль Al_2S_3 не существует в растворе? Напишите реакции.
9. Напишите ступенчатый гидролиз для Na_3PO_4 . Рассчитайте pH 0,001M раствора соли, если $\alpha = 0,1$.

Занятие № 5

Тема: Коллигативные свойства растворов: осмос. Буферные растворы.

Цель занятия: 1. Рассмотреть осмос с позиций коллигативных свойств растворов, познакомиться с ролью осмоса в организме человека. Транспорт веществ через мембраны. 2. Изучить свойства буферных

растворов, экспериментально исследовать влияние небольших количеств кислоты и щелочи на свойства буферного раствора.

По окончании изучения темы студенты должны:

Знать: 1. Явление осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для электролитов и неэлектролитов. Осмолярность растворов. Осмотически активные вещества. Изотонические, гипотонические и гипертонические растворы. 2. Классификацию, состав, свойства и механизм действия буферных растворов, понятие "буферная емкость".

Уметь: 1. Установить взаимосвязь между осмотическими явлениями в организме и развитием различных патологических состояний, научиться рассчитывать осмотическое давление и осмолярность биологических жидкостей и физиологических растворов. 2. Вывести уравнение Гендерсона-Гассельбаха для буферных растворов, решать задачи.

План практического занятия:

1. Экспресс-контроль по гидролизу и диссоциации
2. Проверка домашнего задания.
3. Опрос по темам "Осмоз" и "Буферные растворы"
4. Решение задач
5. **Домашнее задание:** подготовиться к занятию по теме "Буферные системы организма человека", подготовиться к экспресс-контролю по теме «Осмоз», решить задачи.

Теоретическая часть

Коллигативными (или взаимосвязанными, коллективными) называют свойства разбавленных растворов, которые определяются только количеством частиц растворенного вещества и не зависят от их размера, молярной массы и природы этих веществ.

Осмоз - процесс самопроизвольного перехода растворителя через полупроницаемую мембрану из области с более низкой концентрацией раствора в область с более высокой концентрацией.

Мембрана полупроницаемая, способна пропускать воду, но не пропускает молекулы и ионы растворенных в ней веществ. В организме человека, животных, растений клеточные мембраны являются полупроницаемыми: вода проходит сквозь них легко, а ионы, сахара, белки и многие аминокислоты проходят только при участии особых белков-переносчиков, встроенных в мембрану. Стенки кровеносных капилляров, кишечная стенка, многие микроструктуры почек можно рассматривать также как полупроницаемые мембраны. С точки зрения термодинамики движущей силой осмоса является стремление системы к выравниванию концентраций, т.к. при этом энтропия системы возрастает ($\Delta S > 0$), система переходит в менее упорядоченное состояние, энергия Гиббса системы уменьшается ($\Delta G < 0$).

Осмотическое давление – давление столба жидкости, которое нужно приложить к раствору, чтобы прекратить явление осмоса.

Осмотическое давление можно измерить:

$\Pi_{\text{осм.}} = iC_MRT$, единица измерения – кПа

C_M – концентрация раствора в моль/л

R – универсальная газовая постоянная, $R=8,31$ Дж/моль·К

T – температура в К ($273^\circ - 0^\circ\text{C}$)

i – число ионов, на которые диссоциирует молекула электролита в растворе (коэффициент Вант-Гоффа), для NaCl – 2, CaCl_2 – 3, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – 5, глюкоза ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) – 1, уксусная к-та (CH_3COOH) – 2.

Если электролит не полностью диссоциирует, его степень диссоциации α не равна 1, тогда делается пересчет с учетом степени диссоциации:

$$i = 1 + \alpha(n-1), \text{ где } n = \text{число ионов,}$$

Например, для CaCl_2 $i = 3$, $\alpha = 0,75$:

$$i = 1 + 0,75(3-1) = 1 + 1,5 = 2,5$$

Осмотическое давление крови 740-780 кПа (или ~7,3-7,7 атм).

1 атм = 101,3 кПа.

Осмотическое давление создается веществами, которые не проходят через полупроницаемую мембрану, в результате препятствуют осмосу. Такие вещества называются **осмотически эффективными веществами** (осмотически активными). Это белки, глюкоза, ионы, в т.ч. Na^+ и K^+ .

Суммарная концентрация всех осмотически активных частиц называется **осмолярностью (σ)**.

$$\sigma = \sum iC_m \text{ [моль/л]}$$

Вещества, свободно проходящие через клеточные мембраны, называют осмотически неактивными (неэффективными). В крови человека к ним относят все растворенные газы и мочевины.

Осмолярность крови рассчитывают по формуле:

$$\sigma_{\text{крови}} = 2[\text{Na}^+] + 2[\text{K}^+] + [\text{глюкоза}] + 0,03[\text{белок}] = \mathbf{0,3 \text{ моль/л или } 300 \text{ ммоль/л}} \text{ (0,3 осмоль или 300 мосмоль).}$$

Оценим вклад Na^+ в осмолярность внеклеточной жидкости:

Концентрация Na^+ вне клетки 140 ммоль/л

$$140 \times 2 = 280 \text{ ммоль/л}$$

Составим пропорцию: σ крови = 300 ммоль/л

300 ммоль/л - 100%

$$280 \text{ ммоль/л} - x \%, \quad x = 280 \times 100/300 \quad x = 93\%$$

Ионы Na^+ вместе с ионами Cl^- создают **93%** осмолярности крови.

Оценим вклад белков в осмолярность внеклеточной жидкости:

Содержание белков крови у человека – 65-85 г/л, тогда $C_M = 0,03 \times 75$ г/л = 2,25 ммоль/л

Составим пропорцию: σ крови = 300 ммоль/л

300 ммоль/л - 100%

$$2,25 \text{ ммоль/л} - x \% \quad x = 2,25 \times 100/300 \quad x = 0,75\%$$

Основной вклад в осмолярность крови вносят ионы натрия и хлора. В норме вклад других веществ плазмы крови в общую осмолярность менее существен

и составляет (в мосмоль): гидрокарбонатов - 27, мочевины - 17, глюкозы - 5,5, ионов калия - 4,5, белков - 2.

Таким образом, белки создают 0,75% осмолярности крови. Осмотическое давление белков невелико, но оно очень важно для удержания воды в сосудистом русле. Осмотическое давление, создаваемое белками, называется **онкотическим**. В случае снижения содержания белка в сыворотке крови, онкотическое давление крови снижается, тогда жидкость из кровяного русла устремляется в ткани. (*Примечание: стенка кровеносных сосудов проницаема для воды*). В результате жидкость накапливается в тканях, что приводит к отекам. Они называются **онкотическими** (*от латинского *oncos* – опухоль*).

Почему вклад белков более значителен по сравнению с ионами натрия?

Белки удерживают на себе значительное количество воды (до 4 г воды на 1 г белка) в виде «гидратной шубы». В крови содержание белка колеблется от 60 до 85 г/л, если оно станет меньше 60 г/л (*гипопротеинемия*), часть воды из плазмы крови выходит из сосудов в ткани.

Осмолярность, создаваемая осмотически эффективными веществами, называется **тоничностью**.

Растворы с одинаковой тоничностью или осмолярностью называются **изотоничными**. Если у одного раствора осмолярность выше – это **гипертоничный** раствор, если ниже – **гипотоничный**.

При большой потере жидкости (например, при рвоте, диарее, тепловом и солнечном ударе) можно ввести некоторое количество гипоосмолярного раствора (осмолярность меньше осмолярности крови), чтобы быстро пополнить запас воды и прекратить обезвоживание тканей. Гипертонические (гиперосмолярные) растворы используют для обработки ран с признаками нагноения: при этом из глубины раны выделяется большое количество раневой жидкости и гноя, рана очищается.

При помещении клеток в гипотоничную среду вода из менее концентрированного раствора переходит в более концентрированный (в клетку). В результате клетки набухают и могут лопнуть. Такое разрушение называется - **лизис**. Если клетками являются эритроцитами – этот процесс называется **гемолиз**. При помещении клеток в гипертонический раствор: вода из клеток уходит, клетки сморщиваются. Это явление - **плазмолиз**.

Обезвоженные ткани прекращают нормальный метаболизм и погибают в течение короткого времени. Особенно опасно это явление для головного мозга: при незначительном обезвоживании за счет раздражения специальных осморецепторов развивается чувство жажды, при невозможности восполнения потерянной жидкости резко замедляется передача нервных импульсов, начинается гибель нейронов, человек теряет сознание, развивается кома, когда угнетены наиболее важные жизненные центры (дыхательный и сосудодвигательный).

Мембранный транспорт

Существует несколько механизмов транспорта через мембрану.

1. Простая диффузия. В мембране клеток имеются гидрофильные и гидрофобные поры. Через гидрофильные поры через мембрану проходят вода, CO_2 , мочевины. Через гидрофобные – O_2 и N_2 . Транспорт идет из большей концентрации в меньшую, то есть по градиенту концентрации. Скорость транспорта при простой диффузии линейно зависит от разности концентраций. $\Delta G = -RT \ln C_1/C_2$. Если $C_1 > C_2$, то есть, если транспорт идет по градиенту концентрации, то $\Delta G < 0$ и процесс идет самопроизвольно.

2. Облегченная диффузия осуществляется с помощью белков-переносчиков по градиенту концентрации. Зависимость скорости облегченной диффузии от разности концентраций переносимого вещества сходна с зависимостью скорости ферментативной реакции от концентрации субстрата. Начиная с некоторой разности концентраций, все белки-переносчики находятся в состоянии насыщения и скорость транспорта вещества через мембрану становится постоянной. Примером может служить перенос глюкозы через мембрану клетки с помощью специальных белков – ГЛЮТов (транспортёры глюкозы).

3. Активный транспорт осуществляется против градиента концентраций. Он осуществляется белками-переносчиками и идет с затратой энергии.

а) При симпорте вещество переносится в клетку против градиента концентрации за счет того, что одновременно другое вещество этим же переносчиком переносится в клетку по градиенту концентрации. Примером такого транспорта может быть транспорт глюкозы и ионов натрия в энтероцит при всасывании глюкозы в кишечнике.

б) При антипорте вещество переносится в клетку против градиента концентрации за счет того, что из клетки другое вещество переносится этим же переносчиком по градиенту концентрации. Примером такого транспорта может быть транслоказа митохондрий. Она переносит в митохондрию АДФ, а из митохондрий АТФ.

в) Перенос АТФ-азами. Вещество может быть перенесено против градиента концентрации за счет энергии, выделяемой при распаде АТФ. Примером такого транспорта может быть Ca^{2+} -АТФаза. Она переносит ионы кальция из клетки в межклеточное пространство за счет распада АТФ.

4. Эндоцитоз - захват клеткой крупного фрагмента. Сначала мембрана окружает этот фрагмент, образуя пузырек – первичную фагосому, затем этот пузырек сливается с лизосомой клетки, где фрагмент вещества расщепляется ферментами лизосомы. Захват жидкости называется пиноцитозом, захват твердого вещества - фагоцитозом.

Процесс выделения из клетки крупных фрагментов называется экзоцитозом, он происходит через аппарат Гольджи.

Лабораторная работа № 4

Изучить влияние небольших количеств кислоты и щелочи на pH буферных растворов.

В три пробирки налейте по 5 мл ацетатного буфера $pH=4,76$. В каждую пробирку добавьте по 2 капли индикатора (универсального или метилового красного). Отметьте окраску растворов. Затем в первую пробирку добавьте 2 капли HCl ($C_{\Sigma} = 0,1$ моль-экв/л), во вторую – 2 капли $NaOH$ ($C_{\Sigma} = 0,1$ моль-экв/л) и в третью – 2 капли воды. Изменилась ли окраска индикатора во всех пробирках? Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

Вывод.

Обучающая задача по теме "Осмоз"

Условие. Рассчитайте $P_{осм}$ и осмолярность раствора при $25^{\circ}C$, содержащего 225 г сахарозы в 5 л раствора. Сравните с $P_{осм.}$ плазмы крови.

Решение:

1. Расчет осмолярности проводим по формуле $\sigma = iC_M$, моль/л.
 2. Расчет $P_{осм.}$ проводим по формуле $P_{осм.} = iC_MRT$, кПа.
 3. Рассчитываем молярную концентрацию раствора сахарозы по формуле:
 $C_M = m_{в-ва} / M \cdot V(л) = 225 \text{ г} / 360 \times 5 \text{ л} = 0,125$ моль/л
 $M(\text{сахарозы}) = 360$ г/моль
 4. Так как сахароза неэлектролит, то ее $i = 1$. Осмолярность раствора сахарозы $\sigma = 0,125$ моль/л
 5. $P_{осм.} = 1 \times 0,125 \times 8,31 \times 298 (273+25) = 309,55$ кПа
- Ответ: Раствор глюкозы гипотоничен плазме крови (740-780 кПа).

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите тоничность (осмолярность) 1% раствора $CaCl_2$, $\rho=1,1$ г/мл.
2. Подберите C_M и $C \%$ для изотоничного раствора $MgCl_2$ $\rho=1,1$ г/мл. $\alpha=0,95$.
3. Посчитайте осмолярность и осмотическое давление 5% раствора глюкозы при $t = 37^{\circ}C$ ($\rho = 1,02$).
4. Рассчитайте осмотическое давление и осмолярность 20% раствора глюкозы, применяемого для внутривенного введения при отеке легкого ($\rho = 1,2$ г/мл) при $t = 37^{\circ}C$. Какова тоничность раствора?
5. Будут ли изотоничны 5% раствор глюкозы и 5% раствор $CaCl_2$ (степень диссоциации соли равна 1, плотность 1,1 г/мл). Посчитайте осмотическое давление раствора глюкозы в килопаскалях и в атмосферах.

Тесты для самопроверки

1. Как изменяется энтропия в процессе осмоса
 - а) не изменяется
 - б) возрастает
 - в) уменьшается
2. С точки зрения термодинамики осмос возможен при условии:

- а) $\Delta S < 0$
 - б) $\Delta H > 0$
 - в) $\Delta S > 0$
 - г) $\Delta G < 0$
 - д) $\Delta G > 0$
3. Осмотическое давление измеряется
- а) кДж
 - б) кПа
 - в) ккал
 - г) моль/л
 - д) моль-экв/л
4. Осмосом называется движение
- а) растворителя из области с более высокой концентрацией вещества в область с более низкой концентрацией,
 - б) растворителя из области с более низкой концентрацией вещества в область с более высокой концентрацией,
 - в) растворенного вещества из области с более высокой концентрацией вещества в область с более низкой концентрацией
 - г) растворенного вещества из области с более низкой концентрацией вещества в область с более высокой концентрацией.
5. Осмотически активным веществом не является
- а) CaCl_2
 - б) глюкоза
 - в) мочевины
 - г) белок
6. При снижении онкотического давления развивается
- а) обезвоживание тканей
 - б) гипогликемия
 - в) отек тканей
 - г) повышение объема крови
7. При введении в кровь маннитола осмотическое давление в плазме крови
- а) снижается
 - б) возрастает
 - в) не изменяется
8. У больного со значительной гипергликемией наблюдается
- а) обезвоживание тканей
 - б) гидратация тканей
 - в) степень гидратации тканей не меняется
9. Увеличение объема эритроцитов может быть связано
- а) со снижением осмолярности плазмы крови
 - б) с увеличением осмолярности плазмы крови
 - в) не зависит от изменения осмолярности плазмы крови.
10. Осмолярность внеклеточной жидкости
- а) 0,5 осмоль
 - б) 1 осмоль

в) 0,3 осмоль

г) 0,1 осмоль

11. Онкотическое давление плазмы крови создает

а) хлористый натрий

б) глюкоза

в) гидрокарбонат натрия

г) белок

Буферные растворы

Буферными называют растворы с устойчивой концентрацией ионов H^+ , т.е. pH которых не изменяется при разбавлении и добавлении небольших количеств сильной кислоты или сильного основания.

Состав буферных растворов.

Любая буферная система содержит минимум 2 вещества, одно из которых способно связывать протоны, а второе связывает гидроксильные группы в *малодиссоциируемые соединения*.

Буферные растворы бывают двух типов:

1. Кислотные, I типа

2. Основные, II типа.

Буферная система **I типа** состоит из **слабой кислоты** и **соли** этой кислоты и **сильного основания**. Кислота – это слабый электролит. Соль этой кислоты и сильного основания – сильный электролит. У кислоты и соли – один и тот же анион.

Например:

Ацетатный буфер



Уксусная кислота



Ацетат калия. Соль уксусной кислоты и сильного основания KOH

Слабый электролит

Сильный электролит

Общий анион - ацетат CH_3COO^-

Буферная система **II типа** состоит **слабого основания** и **соли** этого основания и **сильной кислоты**. У основания и соли – один и тот же катион.

Например:

Аммонийный буфер



Гидроксид аммония



Хлорид аммония. Соль слабого основания и сильной кислоты HCl

Слабый электролит

Сильный электролит

Общий катион – катион аммония NH_4^+

Механизм действия буферных растворов.

Механизм связывания H^+ и OH на примере ацетатного буфера (I типа).



а) при добавлении в ацетатный буфер сильной кислоты **HCl**



уравнение

сильные электролиты

$CH_3COO^- + Na^+ + H^+ + Cl^- = CH_3COOH + Na^+ + Cl^-$ *полное ионное уравнение*

$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$ *краткое ионное уравнение*

Слабый электролит, не диссоциирует на ионы

ВЫВОД. Дополнительные ионы H^+ связались с образованием слабого электролита – уксусной кислоты CH_3COOH . В результате pH раствора не изменился.

б) при добавлении в ацетатный буфер сильного основания $NaOH$

$CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O$ *молекулярное уравнение*

слабый электролит

слабый электролит

$CH_3COOH + Na^+ + OH^- = CH_3COO^- + Na^+ + H_2O$ *полное ионное уравнение*

$CH_3COOH + OH^- = CH_3COO^- + H_2O$ *краткое ионное уравнение*

слабый электролит,

не диссоциирует на ионы

ВЫВОД. Дополнительные ионы OH^- связались с образованием слабого электролита - H_2O . В результате pH раствора не изменился.

Механизм связывания H^+ и OH^- на примере буферной системы II типа.

NH_4OH

NH_4Cl

а) при добавлении в аммонийный буфер сильной кислоты HCl

$NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O$ *молекулярное уравнение*

слабый электролит

$NH_4OH + H^+ + Cl^- = NH_4^+ + Cl^- + H_2O$ *полное ионное уравнение*

слабый эл-т

$NH_4OH + H^+ = NH_4^+ + H_2O$ *краткое ионное уравнение*

слабый эл-т,

не диссоциирует на ионы

ВЫВОД. Дополнительные ионы H^+ связались с образованием слабого электролита - H_2O . В результате pH раствора не изменился.

б) При добавлении в аммонийный буфер (II тип) сильного основания $NaOH$

$NH_4Cl + NaOH = NH_4OH + NaCl$ *молекулярное уравнение*

слабый электролит

$NH_4^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = NH_4OH + Na^+ + Cl^-$ *полное ионное уравнение*

$NH_4^+ + OH^- = NH_4OH$ *краткое ионное уравнение*

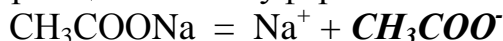
слабый эл-т, не диссоциирует на ионы

ВЫВОД. Дополнительные ионы OH^- связались с образованием слабого электролита - NH_4OH . В результате pH раствора не изменился.

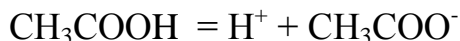
Буферные системы широко используют при проведении лабораторных исследований, а также как средство для хранения клеток тканей. Буферные растворы с правильно подобранным составом можно использовать для коррекции ацидоза и алкалоза у больных. Для этих целей буферные системы специально готовят, предварительно рассчитывая их состав так, чтобы pH

системы соответствовала целям использования. Это делают с помощью уравнений Гендерсона-Гассельбаха для буферов I и II типа.

Уравнение Гендерсона – Гассельбаха для буферных растворов I типа на примере ацетатного буфера.



сильный эл-т



слабый электролит

Ацетат-анион **CH₃COO⁻** сильного электролита (CH₃COONa) почти полностью подавляет диссоциацию слабого электролита CH₃COOH по принципу Ле Шателье.

[CH₃COONa] – концентрация соли **C_{соли}**

[CH₃COOH] – **C_{кислоты}**

[CH₃COO⁻] - **C_α**, но так как диссоциация CH₃COOH полностью подавляется, то **[CH₃COO⁻] = C_{соли}**

Выразим константу диссоциации для слабой кислоты:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times [\text{H}^+] \quad \text{или} \quad K_a = \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{кислоты}}} \times [\text{H}^+]$$

$$\text{тогда } [\text{H}^+] = K_a \times \frac{C_{\text{кислоты}}}{C_{\text{соли}}}$$

Прологарифмируем уравнение, взяв левую и правую часть уравнения с обратным знаком:

$$-\lg[\text{H}^+] = -\lg K_a - \lg \frac{C_{\text{кислоты}}}{C_{\text{соли}}}$$

$$-\lg[\text{H}^+] = \text{pH}$$

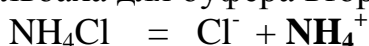
$$-\lg K_a = \text{p}K_a$$

Уравнение Гендерсона – Гассельбаха для буферных растворов первого типа

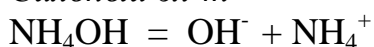
$$\text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{C_{\text{кислоты}}}{C_{\text{соли}}}$$

$$\text{или } \text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{кислоты}}}$$

На примере аммонийного буфера выведем уравнение Гендерсона – Гассельбаха для буфера второго типа:



Сильный эл-т



Слабый эл-т

Катион **NH₄⁺** сильного электролита NH₄Cl почти полностью подавляет диссоциацию слабого электролита NH₄OH по принципу Ле Шателье.

[NH₄Cl] - **C_{соли}**

$[NH_4OH] - C_{\text{основания}}$
 $[NH_4^+] - C_{\alpha}$, но так как диссоциация NH_4OH полностью подавляется,
 то $[NH_4^+] - C_{\text{соли}}$

Выразим константу диссоциации для слабого основания:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_4OH]} \quad K_b = \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{основания}}} \times [OH^-]$$

тогда $[OH^-] = K_b \times \frac{C_{\text{основания}}}{C_{\text{соли}}}$

Прологарифмируем уравнение, взяв левую и правую части уравнения с обратным знаком:

$$-lg[OH^-] = -lgK_b - lg \frac{C_{\text{основания}}}{C_{\text{соли}}}$$

Так как $-lg[OH^-] = pOH$

$-lg K_b = pK_b$, то

$$pOH = pK_b - lg \frac{C_{\text{основания}}}{C_{\text{соли}}}$$

Из уравнения $pOH + pH = 14$

$pH = 14 - pOH$, подставляя в него pOH , получим уравнение Гендерсона-Гассельбаха.

Уравнение Гендерсона – Гассельбаха для буферных растворов второго типа:

$$pH = 14 - pK_b + lg \frac{C_{\text{основания}}}{C_{\text{соли}}}$$

Буферная емкость (β) – это способность данной буферной системы нейтрализовать максимальное количество кислоты или основания. Буферная емкость максимальна, если $pH_{\text{буфера}} = pK_a$ (или pK_b), т.е. $lg[\text{основание}]/[\text{соль}] = 0$ или $lg[\text{кислота}]/[\text{соль}] = 0$; $lg1 = 0$, поэтому буферная емкость максимальна при равном количестве компонентов в буфере.

Буферная емкость измеряется числом моль-эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, которые нужно добавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его pH на 1 единицу.

$$\beta = \frac{C_{\Sigma}}{\Delta pH} = \frac{C_{\Sigma}}{pH_2 - pH_1}$$

C_{Σ} – молярная концентрация

ΔpH - изменение pH буферного раствора

Обучающие задачи по теме «Буферные растворы».

Условие. Рассчитайте соотношение соли и основания для приготовления аммиачного буфера с $pH = 9$, если $K_b(NH_4OH) = 10^{-5}$.

Решение:

1. В данном случае в основе буферной системы лежит слабое основание – гидроксид аммония. Значит, это система II типа. Дальнейшее

решение проводится по уравнению Гендерсона-Гассельбаха для буферных систем II типа:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \lg[\text{основание}]/[\text{соль}].$$

2. Найдем pK_b : $\text{pK}_b(\text{NH}_4\text{OH}) = -\lg 10^{-5} = 5$

3. Подставляем известные данные в уравнение Гендерсона-Гассельбаха:

$$9 = 14 - 5 + \lg[\text{основание}]/[\text{соль}];$$

$$9 = 9 + \lg[\text{основание}]/[\text{соль}];$$

$$\lg[\text{основание}]/[\text{соль}] = 0$$

4. Находим соотношение $[\text{основание}]/[\text{соль}]$ антилогарифмированием:

$$\text{Если } \lg[\text{основание}]/[\text{соль}] = 0, \text{ то } [\text{основание}]/[\text{соль}] = 1.$$

Ответ: для приготовления буфера с указанными свойствами соотношение $[\text{соль}]/[\text{основание}] = 1$, т.е. количества соли и основания равны.

Условие. Рассчитать pH ацетатного буферного раствора, приготовленного из 80 мл раствора CH_3COOH ($\text{C}_\Sigma = 0,1$ моль-экв/л) и 20 мл раствора CH_3COONa ($\text{C}_\Sigma = 0,1$ моль-экв/л). $K_{\text{дис.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \times 10^{-5}$.

Решение:

1. Расчет pH буферных растворов производится по уравнению Гендерсона-Гассельбаха:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg([\text{соль}]/[\text{кислота}]), \text{ где } \text{pK}_a = -\lg K_{\text{дис.}}$$

2. Найдем концентрацию $[\text{соли}] = V \times \text{C}_{\Sigma \text{соли}} = 0,020(\text{л}) \times 0,1 \text{ моль-экв/л} = 0,002 \text{ моль-экв}$

3. Найдем концентрацию $[\text{кислоты}] = V \times \text{C}_{\Sigma \text{кислоты}} = 0,08(\text{л}) \times 0,1 \text{ моль-экв} = 0,008 \text{ моль-экв}$

4. Тогда $\lg[\text{соль}]/[\text{кислота}] = \lg 0,25 = -0,6$

5. $\text{pH} = 4,76 + (-0,6) = 4,16$

Ответ: $\text{pH} = 4,16$.

Задачи для самостоятельного решения

1. Рассчитайте K_a бензойной кислоты, если pH буферной системы равно 3, а $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 0,1$ моль/л, $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}] = 0,01$ моль/л.
2. Вычислите буферную емкость плазмы крови, если на титрование 5 мл плазмы крови пошло 8 мл 0,15 М раствора HCl, а pH изменился с 7,4 до 6,9.
3. Рассчитайте pH буферной системы, если константа диссоциации основания равна 10^{-5} , концентрация соли 0,01 моль/л, а концентрация основания 0,001 моль/л.
4. Определите соотношение CH_3COOH и CH_3COOK в буферной системе, если $\text{pK}_a = 4,46$, pH буферного раствора равно 3,46.
5. Как изменится кислотность раствора ($[\text{H}^+]$), если pH увеличился на 2 единицы?
6. Как изменится pH раствора, если $[\text{H}^+]$ увеличилась в 1000 раз?
7. Константа диссоциации основания равна 10^{-4} . Чему равна pK этого основания? Чему будет равен pH 0,01 М раствора этого основания?
8. Как вы думаете, будут ли отличаться pH 0,01 М растворов NaOH и 0,01 М NH_4OH ? Почему?

9. Рассчитайте C_m и $C_{\%}$ HCl в желудочном соке, если pH желудочного сока 2 ($\rho=1,1$ г/мл).
10. Рассчитайте pH 0,01 М раствора NaHCO_3 , если степень гидролиза $\alpha = 0,1$.

Тесты для самопроверки

- Буферными называются растворы:
 - проводящие электрический ток
 - не изменяющие значения pH при добавлении кислоты
 - электролитов
 - слабого основания и сильной кислоты
- Если $K_b = 10^{-5}$, а $C_{\text{э соли}}/C_{\text{э осн.}} = 1$, то pH буферного раствора равен:
 - 4
 - 5
 - 9
 - 10
- Выберите буферную систему II типа:
 - NaOH и NaCl
 - CH_3COOH и CH_3COONa
 - NH_4OH и NH_4Cl
 - NaHCO_3 и H_2CO_3
- Выберите буферную систему I типа:
 - HCl и NH_4OH
 - H_2S и KOH
 - $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ и $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$
 - CH_3COOH и NaCl
- Единицы измерения буферной емкости:
 - моль-эквивалент/л
 - моль/л
 - в долях
 - в процентах
- Каким будет pH буферного раствора (было pH=7) при разбавлении его в два раза:
 - pH < 7
 - pH > 7
 - pH = 7
 - pH увеличится
- Как изменится цвет универсального индикатора при добавлении к 5 мл буферного раствора (pH=7) 2 каплей HCl:
 - краснеет
 - не изменяется
 - синее
 - обесцвечивается
- Чтобы получить буферный раствор нужно к ацетату добавить:

- а) CH_3COONa
- б) CH_3COOH
- в) H_2CO_3
- г) NH_4Cl

9. Как изменится рН буферного раствора при добавлении небольшого количества соляной кислоты _____

10. Буферную систему какого типа можно получить при добавлении щелочи к слабой кислоте?

- а) 1 типа
- б) 2 типа
- в) 3 типа
- г) так нельзя получить буферную систему.

Занятие № 6

Тема: Буферные системы организма человека

Цель занятия: изучить принцип работы буферных систем организма в норме, при ацидозе и алкалозе. Научиться экспериментально определять буферную емкость различных буферных систем.

По окончании изучения темы студенты должны:

Знать: Механизм работы гидрокарбонатного буфера. Щелочной резерв крови. Роль почек и легких в работе гидрокарбонатного буфера. Фосфатный буфер (органический и неорганический). Белковый буфер. Гемоглобиновый буфер. Ацидоз и алкалоз: респираторный и метаболический.

Уметь: вывести уравнение Гендерсона-Гассельбаха для гидрокарбонатного буфера, решать ситуационные задачи, связанные с ацидозом или алкалозом, установить причину, последствия и механизмы коррекции. Определять буферную емкость различных буферных систем.

План практического занятия:

1. Проверка домашнего задания.
2. Опрос по теме "Буферные системы нашего организма"
3. Решение задач
4. Экспресс-контроль по осмосу и буферным растворам.
5. Домашнее задание: Подготовиться к теме "Дисперсные системы" Решить задачи.

Теоретическая часть

Среди буферных систем организма есть органические буферы (белковый, гемоглобиновый, органический фосфатный) и неорганические буферы (гидрокарбонатный, неорганический фосфатный, аммонийный). Состав буферных систем в крови и внутри клеток различен: в крови преобладает натрий, поэтому в состав буферных систем плазмы входят натриевые соли. В клетках преобладает калий, поэтому в состав внутриклеточных буферов входят калиевые соли. Гемоглобиновый буфер выполняет функции буферной системы крови, хотя сам гемоглобин

находится внутри эритроцитов. Органический фосфатный буфер работает только внутри клеток. Белковая буферная система есть и в крови, и в клетках, однако представлена разными белками.

Принципы работы буферных систем организма не отличаются от рассмотренных ранее примеров.

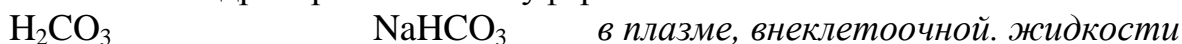
В организме в процессе метаболизма выделяется огромное количество органических кислот, но pH крови всегда остается постоянной.

$$\text{pH}_{\text{крови}} = 7,35 - 7,4$$

Почему? Это связано с работой буферных систем организма.

ГИДРОКАРБОНАТНЫЙ (БИКАРБОНАТНЫЙ) БУФЕР

Состав гидрокарбонатного буфера:



Емкость бикарбонатного буфера значительна из-за того, что CO_2 постоянно образующийся в больших количествах в наших тканях, легко превращается в угольную кислоту. Образование H_2CO_3 из CO_2 и воды катализирует фермент **карбоангидраза**.



Особенность гидрокарбонатного буфера:

а) действует быстро

б) связывает кислые продукты метаболизма:

$\text{CH}_3\text{-CH-COOH}$ - молочная кислота



$\text{CH}_3\text{-C-COOH}$ - пировиноградная кислота **ПВК**



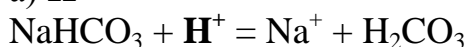
$\text{HOOC-CH}_2\text{-C-COOH}$ - щавелевоуксусная кислота **ЩУК**,



а также ацетоуксусную, β -оксимасляную, уксусная, лимонную кислоты

Механизм действия:

а) H^+

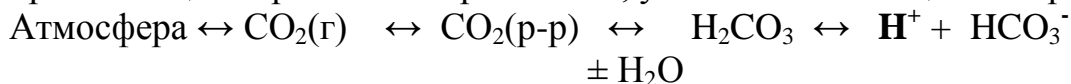


$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{CO}_3$ - слабый электролит, не диссоциирует на ионы

ВЫВОД

При повышении концентрации H^+ происходит их взаимодействие с гидрокарбонат-ионом, находящимся в крови, с образованием угольной кислоты.

Между CO_2 в альвеолах и бикарбонатным буфером в плазме крови, протекающей через капилляры легких, устанавливается цепочка равновесий:



При повышении концентрации протонов водорода происходит их взаимодействие с находящимися в крови HCO_3^- , и равновесие смещается влево, в сторону образования углекислого газа. Избыток CO_2 выделяется через легкие.

При снижении концентрации протонов водорода (сдвиг в щелочную сторону) равновесие в буферной системе смещается вправо, в сторону образования H^+ . Образующийся при этом избыток HCO_3^- выводится почками в мочу.

Уравнение Гендерсона – Гассельбаха для буфера первого типа на примере гидрокарбонатного буфера

Выразим константу диссоциации для слабой кислоты:



$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}, \text{ тогда } [\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

Так как H_2CO_3 неустойчивая, разлагается на CO_2 и H_2O , то ее содержание определяется концентрацией растворенного CO_2 , которая пропорциональна парциальному давлению CO_2 в газовой фазе (по закону Генри):

$$\text{CO}_2 (\text{р-р}) = a \times p(\text{CO}_2) \text{ или}$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = a \times p\text{CO}_2$$

где a – константа растворимости CO_2 в воде (0,033)

$p\text{CO}_2$ – парциальное давление $\text{CO}_2 \approx 40$ мм рт.ст.

$[\text{HCO}_3^-] - 24$ ммоль/л (22-26 ммоль/л)

pK_a угольной кислоты – 6,2

$$[\text{H}^+] = K_a \times \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} = K_a \times \frac{40 \times 0,03}{24} = K_a \times 0,05$$

Прологарифмируем уравнение, взяв левую и правую части уравнения с обратным знаком:

$$-\lg[\text{H}^+] = -\lg K_a - \lg \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} \text{ или } \text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$pH = 6,2 + \lg 24 / 1,2$$

$$pH = 6,2 + \lg 20$$

$$pH = 6,2 + 1,2 = 7,4$$

При нормальных значениях параметров pCO_2 и, особенно, концентрации $[HCO_3^-]$ бикарбонатный буфер стремится поддерживать необходимый pH биологических жидкостей.

$$\text{Необходимое соотношение } \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{18-20}{1}$$

Высокая концентрация $[HCO_3^-]$ обеспечивает связывание кислых продуктов метаболизма.

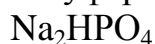
$[HCO_3^-]$ – это кислотно-щелочной резерв крови (КЩР). Снижение $[HCO_3^-]$ ведет к накоплению $[H^+]$ или ацидозу.

Вследствие того, что концентрация $NaHCO_3$ в крови значительно превышает $[H_2CO_3]$, буферная емкость этой системы будет значительна по кислоте: $\beta_k = 40$ ммоль-экв/л и $\beta_{щ} = 1-2$ ммоль-экв/л.

ФОСФАТНЫЙ БУФЕР

Под этим название объединены свойства многих органических молекул, содержащих фосфатные группы: нуклеотиды, нуклеиновые кислоты, фосфосахара. Входящие в их состав остатки фосфорной кислоты способны протонироваться при ацидозе и депротонироваться при алкалозе, обеспечивая эффективное поддержание pH в цитоплазме и ядре клеток. Например, ДНК состоит из тысяч нуклеотидов, объединенных в цепи. В каждом нуклеотиде есть фосфатная группа, несущая отрицательный заряд в нормальных условиях pH, и готовая принять протоны при ацидозе. Органические фосфаты работают только внутри клеток, поскольку заряженные молекулы не проходят из клеток в кровь.

Состав фосфатного неорганического буфера:



Дигидрофосфат

гидрофосфат натрия

Кислотная компонента

основная компонента

Играет важную роль в поддержании pH внутриклеточной жидкости и, особенно, слюны.

$H_2PO_4^-$ анионы выполняют роль слабой кислоты

HPO_4^{2-} анионы выполняют роль соли.

$$pH = pK_a + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{кислоты}}}$$

$pK_a (H_2PO_4^-)$ в условиях плазмы крови (при 37° C) = 6,86

$$\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 1,6$$



$$pH = 6,86 + \lg 1,6$$

$$pH = 7,4$$

Отношение $\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$ при $\text{pH} = 7,4$ равно 4:1

и не изменяется, т.к. при избыточном накоплении одного из компонентов, он выделяется с мочой.

β - буферная емкость фосфатной системы меньше, чем у карбонатной:

$\beta_{\text{к}} = 1\text{-}2$ ммоль/л $\beta_{\text{щ}} = 0,5$ ммоль/л

Поэтому фосфатная система принимает участие в нейтрализации как кислых, так и основных продуктов метаболизма. В связи с малым содержанием фосфатов в плазме крови она менее мощная, чем гидрокарбонатная.

Основная роль фосфатного буфера заключается в выведении H^+ в мочу. В почках:



Образующийся дигидрофосфат-анион выделяется в мочу. Ежедневно из организма **экскретируется** (выводится) 30-40 ммоль ионов водорода.

БЕЛКОВЫЙ БУФЕР

Наибольшей общей емкостью обладают белковые буферные системы вследствие высокого содержания белка в крови.

Белки при $\text{pH}=7,35\pm 0,05$ представляют собой **полианионы**. Они на своей поверхности содержат минимум 2 типа групп, способных протонироваться и депротонироваться: это аминогруппы ($-\text{NH}_2$) и карбоксильные группы ($-\text{COOH}$) аминокислот, из которых состоят белки. При нормальных значениях pH карбоксильные группы диссоциированы до COO^- , т.е. белки несут отрицательный заряд.

При нарастании ацидоза часть карбоксильных групп связывает протоны и принимает вид – COOH , а часть аминогрупп приобретает вид – NH_3^+ . Заряд белка при этом существенно меняется, вплоть до смены на противоположный знак.

Поскольку количество аминокислот в белках велико, а уровень белка значительный (в плазме крови от 60 до 80 г/л), белковый буфер играет существенную роль в борьбе с ацидозом. Снижение концентрации белка в организме приводит к ухудшению буферных свойств крови и создает условие для избытка протонов водорода. В плазме крови в количественном отношении больше всего альбуминов – небольших белковых молекул, содержащих от 450 до 700 аминокислот. Они не подвергаются денатурации при связывании протонов, поэтому так называемую «сухую плазму» (обезвоженный альбумин) используют для внутривенного введения при различных интоксикациях с явлениями ацидоза.

Внутри клеток буферную роль выполняют белки цитоплазмы.

ГЕМОГЛОБИНОВЫЙ БУФЕР

Гемоглобин – крупная белковая молекула-тетрамер, т.е. она состоит из 4 полипептидных цепей (субъединиц) строго определенного состава. Каждая субъединица содержит небелковую молекулу – гем, в центре которого

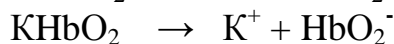
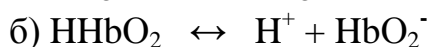
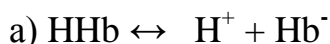
содержится атом железа (Fe^{2+}). При связывании с кислородом степень окисления железа не меняется, т.к. кислород присоединяется координационными связями. В тканях в условиях более низкого рН и парциального давления кислорода, чем в легких, координационное взаимодействие нарушается, и кислород уходит в клетки, а гемоглобин остается в свободном состоянии.

Гемоглобиновый буфер состоит из двух форм гемоглобина: **ННб** - слабая кислота и **ННбО₂** – гемоглобин со связанным О₂ является более сильной к-той. В ряду:

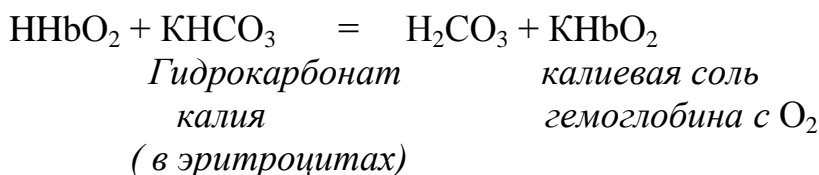
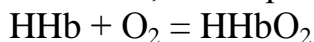


кислотность увеличивается.

Условно гемоглобиновый буфер можно записать так:

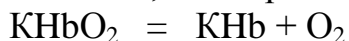


В легких, где парциальное давление кислорода $p\text{O}_2 > p\text{CO}_2$ происходит:

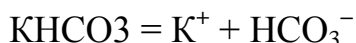
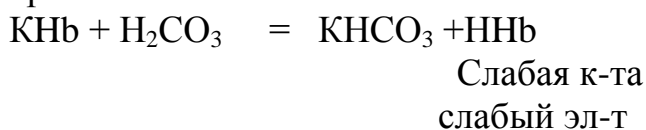


H_2CO_3 разлагается на CO_2 и H_2O . Избыток CO_2 выделяется через легкие.

В тканях, где парциальное давление кислорода $p\text{O}_2 < p\text{CO}_2$ происходит:



В работающих тканях происходит постоянное выделение H_2CO_3 в венозную кровь.



Образующийся НСO_3^- выходит из эритроцитов, пополняя **КЩР** крови.

Буферная емкость плазмы на 75% определяется гидрокарбонатным буфером, на 24% - гемоглобиновым буфером и лишь на 1% - неорганическим фосфатным буфером.

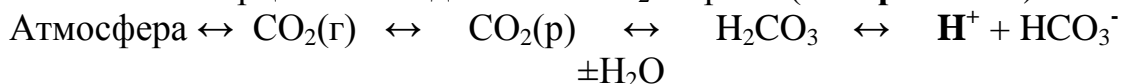
Ацидоз и алкалоз в организме человека

Эти состояния развиваются только при исчерпании резерва буферных систем. В зависимости от первопрчины, ацидоз и алкалоз делят на респираторный и метаболический.

Респираторный ацидоз связан с гиповентиляцией легких (снижение $p\text{O}_2$ в воздухе, тяжелые воспалительные заболевания легких, приступ

бронхиальной астмы и т.д.). Из-за нарушения газообмена уменьшается содержание оксигемоглобина, ухудшается совместная работа гемоглобинового и гидрокарбонатного буфера (плохо удаляется CO_2), нарушается окисление в митохондриях, уменьшается щелочной резерв плазмы.

При нарушении выведения CO_2 легкими (**гиповентиляция**) происходит повышение парциального давления CO_2 в крови (**гиперкапния**).



Сдвиг равновесия системы происходит вправо, в сторону увеличения **концентрации протонов водорода**.

Для коррекции респираторного ацидоза надо улучшить газообмен в легких или увеличить количество кислорода в дыхательной смеси. Для восстановления щелочного резерва крови внутривенно вводят 10%-ный раствор гидрокарбоната натрия, под контролем рН крови.

Метаболический ацидоз связан:

- с накоплением протонов органических кислот. Это может быть при отравлении митохондриальными ядами (угарный газ, сероводород, цианиды), когда прекращается окисление органических кислот до углекислого газа и воды. Часто метаболический ацидоз связан с сахарным диабетом: при недостатке инсулина окислительная функция митохондрий снижается, а также идет усиленная выработка «кетонových тел» при расщеплении жировой ткани. В состав кетонových тел входят хорошо диссоциирующие кислоты – ацетоуксусная и β -гидроксимасляная. У больных диабетом нарушается также нормальный метаболизм глюкозы в мышцах и накапливается молочная кислота при физических нагрузках.

- Метаболический ацидоз может развиваться при остром алкогольном отравлении (быстрый прием большого количества этанола), поскольку этанол окисляется ферментом алкогольдегидрогеназой с образованием уксусной кислоты.

- Потеря HCO_3^- через кишечник при диарее (колиты, язвы кишечника).
- Нарушение выделения протонов через почки (тяжелые заболевания почек). Обычно при этом наблюдается увеличение уровня аммиака в плазме и тяжелое поражение головного мозга. Чаще всего этот вид метаболического ацидоза требует использования аппарата «искусственная почка».

При метаболическом ацидозе основная задача – определить источник избытка протонов и активизировать митохондриальное окисление органических кислот. При этом также вводят буферные растворы и раствор гидрокарбоната натрия. Активизация дыхания и мочеобразования тоже может быть полезна для увеличения pO_2 и потери протонов при дыхании (в виде воды) и через почки (в обмен на Na^+).

Респираторный алкалоз происходит при гипервентиляции легких, чаще всего при неправильном использовании искусственной вентиляции легких. При этом теряется значительное количество протонов при дыхании (в

виде воды), а в крови увеличивается уровень HCO_3^- за счет высокой скорости митохондриального окисления. Для коррекции этого состояния надо уменьшить уровень вентиляции легких и снизить $p\text{O}_2$ в дыхательной смеси. Внутривенно под контролем pH крови можно ввести раствор аскорбиновой кислоты, растворы аминокислот, имеющих слабо кислую реакцию (глутаминовой и аспарагиновой кислот), солевые буферные растворы с pH от 7,1 до 7,4.

Метаболический алкалоз может быть следствием повышенного выделения протонов в мочу при нарушении функции почечных канальцев, обменивающих протоны на ионы натрия. При этом резко увеличивается скорость потери протонов. Это может происходить при злоупотреблении некоторыми мочегонными препаратами.

Метаболический алкалоз может развиваться при приеме карбоната лития (антидепрессант). Это гидролизуемое соединение, его растворы имеют щелочную реакцию. При бесконтрольном приеме или снижении клеточного метаболизма может давать метаболический алкалоз.

Лабораторная работа № 5

Определение буферной емкости белкового буфера

Ход работы.

1. Привести в рабочее состояние бюретку с биркой «кислота» и налить раствор соляной кислоты с $C_{\Sigma} = 0,1$ моль экв/л
2. Привести в рабочее состояние бюретку с биркой «щелочь» и налить гидроксид натрия с $C_{\Sigma} = 0,1$ моль экв/л
3. В стаканчик для титрования с помощью бюретки отмерить 5 мл сыворотки крови ($pH = 7,4$), добавить 2 капли фенолфталеина и оттитровать раствором щелочи до появления слабой розовой окраски ($pH = 9,4$). Титрование повторить 3 раза. Результаты внести в таблицу.
4. В стаканчик для титрования с помощью бюретки отмерить 5 мл сыворотки крови ($pH = 7,4$), добавить 2 капли метилоранжевого и оттитровать раствором кислоты до появления слабой розовой окраски ($pH = 3,4$). Титрование повторить 3 раза. Результаты внести в таблицу.

№ п/п	Объем белкового буфера, мл	Объем щелочи, мл	pH щелочи (фенолфталеин)	Объем кислоты, мл	pH кислоты (метилоранж)
1	5		9,4		3,4
2	5		9,4		3,4
3	5		9,4		3,4

среднее	5		9,4		3,4

5. По формуле:
$$\frac{V_{\text{кислоты}}}{V_{\text{сыворотки}}} = \frac{C_{\text{белкового буфера (основной-компоненты)}}}{C_{\text{кислоты}}}$$

определить $C_{\text{э}}$ основной компоненты сыворотки и вычислить буферную емкость по кислоте:

$$\beta_{\text{по-кислоте}} = \frac{C_{\text{белкового буфера (основной-компоненты)}}}{7,4 - 3,4} \quad [\text{моль-экв/л}]$$

6. Аналогично пункту 5 сделать расчеты для $C_{\text{э}}$ кислотной компоненты сыворотки и вычислить буферную емкость по щелочи:

$$\beta_{\text{по-щелочи}} = \frac{C_{\text{белкового буфера (кислотной-компоненты)}}}{9,4 - 7,4} \quad [\text{моль-экв/л}]$$

7. Сформулировать вывод.

Тесты для самопроверки

- К буферным системам крови относят:
 - а) ацетатный
 - б) фосфатный
 - в) аммонийный
 - г) бензоатный
- Соотношение $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ в гидрокарбонатном буфере:
 - а) 20/1
 - б) 10/1
 - в) 1/1
 - г) 1/2
- Концентрация гидрокарбонат –аниона (ммоль/л) в гидрокарбонатном буфере:
 - а) 10
 - б) 12
 - в) 24
 - г) 32
- При сахарном диабете в организме повышается концентрация оксимасляной и ацетоуксусной кислот, это станет причиной:
 - а) метаболического алкалоза
 - б) метаболического ацидоза
 - в) дыхательного алкалоза

- г) дыхательного ацидоза
5. Ацидоз – это:
- а) снижения рН
 - б) повышение рН
 - в) изменение концентрации $[H^+]$
 - г) изменение концентрации $[OH^-]$
6. Выберите неверное утверждение: гемоглобин в организме:
- а) осуществляет транспорт O_2 и CO_2
 - б) является буферной системой
 - в) является комплексным соединением
 - г) в небелковой части содержит ионы Mg^{2+}
7. pCO_2 в легких равно:
- а) 40 атм
 - б) 40 кПа
 - в) 40 мм рт.ст.
 - г) 40 ммоль/л
8. Как называется фермент, разрушающий угольную кислоту до углекислого газа и воды:
- а) карбомиилфосфатсинтаза
 - б) карбоксипептидаза
 - в) карбоангидраза
 - г) карбоксигемоглобин
9. 75% всей буферной емкости крови приходится на:
- а) белковый буфер
 - б) гемоглобиновый буфер
 - в) фосфатный буфер
 - г) гидрокарбонатный буфер
10. КЩР - это соотношение:
- а) $[NH_4Cl]/[NH_4OH]$
 - б) $[CH_3COONa]/[CH_3COOH]$
 - в) $[Na_2HPO_4]/[NaH_2PO_4]$
 - г) $[HCO_3^-]/[H_2CO_3]$

Занятие № 7

Тема: Дисперсные системы. Свойства дисперсных систем. Строение мицеллы. Органические мицеллы различных тканей.

Цель занятия: Изучение классификации, состава и свойств дисперсных систем и их компонентов, строения и роли дисперсных систем организма на примере неорганических зольей, альбуминов плазмы крови, эритроцитов, аморфного вещества соединительной ткани, желчи, мицелл всасывания, липопротеидов плазмы крови.

После изучения данной темы студенты должны:

Знать: определение понятия «дисперсная система», «дисперсная фаза», «дисперсионная среда»; классификацию дисперсных систем по агрегатному состоянию фазы и среды, по размеру частиц дисперсной фазы; методы

получения дисперсных систем и очистки коллоидных растворов; строение неорганических и органических мицелл; факторы, влияющие на устойчивость мицелл.

Уметь: строить неорганическую мицеллу с «+» и «-» гранулой; указывать условия её коагуляции; обосновывать значимость знаний о дисперсных системах и их свойствах для медицинской практики.

План практического занятия:

1. Проверка домашнего задания по разделу «Дисперсные системы».
2. Опрос по теме «Дисперсные системы».
3. Решение заданий на построение мицелл.
4. Решение ситуационных задач.
5. Экспресс-контроль «Мицеллы».
6. Лабораторная работа «Получение неорганических золей».
7. **Домашнее задание.** Подготовиться к контрольной работе.

Теоретическая часть

Дисперсные системы. В природе и технике часто встречаются дисперсные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в виде частиц внутри другого вещества.

В дисперсных системах различают *дисперсную фазу* — мелкораздробленное вещество и *дисперсионную среду* — однородное вещество, в котором распределена дисперсная фаза. Т. к. газы свободно смешиваются между собой и не могут образовать две обособленные газообразные фазы, то остается восемь возможных сочетаний, примеры которых представлены в следующей таблице.

Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Сокращённое обозначение системы	Название системы	Примеры
Газ	Жидкость	Ж/Г	Туман (аэрозоль)	Облако
	Твёрдое тело	Т/Г	Дым (аэрозоль)	Пыль; табачный дым
Жидкость	Газ	Г/Ж	Пена	Мыльная пена
	Жидкость	Ж/Ж	Эмульсия	Молоко
	Твёрдое тело	Т/Ж	Суспензия, золь, гель	Зубная паста, альбумины в плазме, энтеросгель
Твёрдое тело	Газ	Г/Т	Твёрдая пена	Пемза

	Жидкость	Ж/Т	Твёрдая эмульсия	Жемчуг
	Твёрдое тело	Т/Т	-	Кость, сплав

По степени дисперсности (раздробленности) дисперсные системы делят на *грубодисперсные* (размер частиц от 10^{-5} до 10^{-7} м) и *коллоидно-дисперсные* (размер частиц от 10^{-7} до 10^{-9} м). Системы с размером частиц менее 1 нм представляют собой истинные растворы, состоящие из молекул или ионов растворенного вещества. Их следует рассматривать как однофазную систему.

По интенсивности межмолекулярного взаимодействия между частицами дисперсной фазы и дисперсионной среды можно выделить два типа систем: *лиофобные* (слабое взаимодействие) и *лиофильные* (сильное взаимодействие).

По строению агрегата коллоидные растворы делят на два типа. Агрегаты коллоидов первого типа представляют собой агломерацию множества молекул или ионов. Агрегаты коллоидов второго типа образованы одной крупной молекулой, например, молекулой белка.

Коллоидные растворы получают *дисперсионными* и *конденсационными* методами. Диспергирование чаще всего производят при помощи особых “коллоидных мельниц”. Также можно использовать ультразвуковое, электрическое и химическое диспергирование. При конденсационном методе коллоидные частицы образуются за счет объединения атомов или молекул в агрегаты. Так, если возбудить в воде дуговой электрический разряд между двумя проволоками из серебра, то пары металла конденсируются в коллоидные частицы. При протекании многих химических реакций также происходит конденсация и образуются высокодисперсные системы (выпадение осадков, протекание гидролиза, окислительно-восстановительные реакции и т.д.).

Примеси в коллоидных растворах могут снижать их устойчивость, поэтому после получения раствор подвергают очистке.

Фильтрация используют для очистки коллоидов от грубодисперсных частиц.

Диализ – удаление низкомолекулярных соединений из коллоидных растворов. Для проведения диализа коллоидный раствор с примесями отделяют от растворителя полупроницаемой мембраной. Мембрана пропускает ионы и низкомолекулярные вещества из дисперсной системы в растворитель по градиенту концентрации.

Ультрафильтрация можно рассматривать как диализ под давлением. Для ультрафильтрации нужно либо повысить давление во внутреннем сосуде, содержащем коллоидный раствор, либо снизить во внешнем, содержащем растворитель. Скорость диализа возрастает. Таким методом очищают растворы белков, нуклеиновых кислот, выделяют бактерии или вирусные частицы.

Диализ используется для детоксикации организма при заболеваниях почек и острых отравлениях (гемодиализ). Кровь пациента пропускают через аппарат «искусственная почка», где мочевины и токсичные вещества переходят во внешний раствор через синтетическую полисульфоновую мембрану. Отрицательным последствием частого гемодиализа является то, что во внешний раствор могут переходить аминокислоты и ионы кальция. Это приводит к снижению иммунитета и остеопорозам (переломам костей).

Свойства дисперсных систем.

Молекулярно-кинетические:

- Броуновское движение частиц в растворе.
- Осмотическое давление (примерно в тысячу раз меньше давления в истинном растворе с той же массовой долей из-за большого размера коллоидных частиц по сравнению с молекулами и ионами).
- Оседание частиц под действием сил различной природы (седиментация). В медицине скорость оседания эритроцитов используется для диагностики различных заболеваний. В биологии седиментационный анализ используют для оценки размеров частиц. Для ускорения процесса седиментации дисперсные системы подвергают центрифугированию.

Оптические:

- Грубодисперсные системы являются оптически мутными, т.к. линейные размеры частиц больше длины световой волны. Происходит отражение света по законам геометрической оптики.
- В системах, размер частиц в которых не превышает $0,1 - 0,2$ длины волны падающего света, наблюдается светорассеивание. Если на коллоидный раствор направить луч света и посмотреть сбоку, то можно увидеть светящийся (опалесцирующий) конус (конус Тиндаля). Явление опалесценции отличает коллоидные растворы от истинных.

Электрокинетические:

- Электрофорез – движение частиц дисперсной фазы в электрическом поле.
- Электроосмос – движение частиц дисперсионной среды в электрическом поле.

Причина электрокинетических явлений – образование двойного электрического слоя (ДЭС) на границе раздела фаз. ДЭС состоит из достаточно прочно связанных с поверхностью дисперсной фазы потенциалопределяющих ионов и эквивалентного числа противоположно заряженных ионов – противоионов, находящихся в дисперсионной среде.

Строение частицы коллоидного раствора (мицеллы).

Мицелла состоит из электронейтрального агрегата, окруженного двойным электрическим слоем. Агрегат может состоять из сотен атомов, ионов, молекул. На агрегате осаждаются потенциалопределяющие ионы. Агрегат и потенциалопределяющие ионы образуют ядро мицеллы. На слое потенциалопределяющих ионов адсорбируются противоионы. Строение мицеллы представлено на схеме:



где m - число формульных единиц в агрегате

ПОИ – потенциалопределяющие ионы

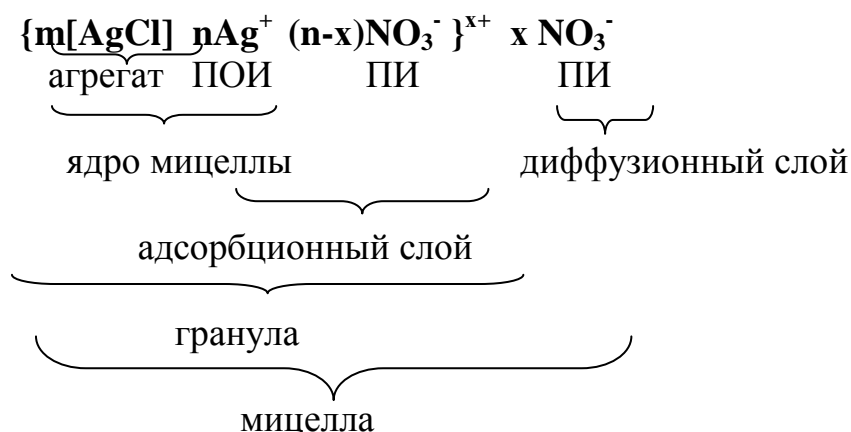
n - число ПОИ

ПИ – противоионы

(n-x) – число ПИ в адсорбционном слое

x - число ПИ в диффузионном слое

Эта мицелла может быть получена конденсационным методом, путём реакции ионного обмена между нитратом серебра и хлоридом калия (в избытке хлорида калия). Если в избытке взят нитрат серебра, то происходит смена потенциалопределяющего иона и изменение заряда гранулы (см. схему мицеллы ниже).



Устойчивость дисперсных систем

Дисперсные системы в отличие от истинных растворов являются термодинамически неустойчивыми, т.е. они не могут длительное время сохранять все параметры системы без обмена веществом и энергией с внешней средой. *Седиментационная устойчивость* – это устойчивость частиц к оседанию под действием силы тяжести. Грубодисперсные системы являются седиментационно неустойчивыми. *Агрегативная устойчивость* – это способность дисперсных систем сохранять размер частиц и их индивидуальность. В агрегативно неустойчивых системах происходят процессы укрупнения частиц (*коагуляция*). Коагуляции препятствуют тонкие прослойки растворителя (гидратные оболочки в водных растворах) и

электрокинетический потенциал (ζ -потенциал) частиц. Знак его заряда определяется зарядом гранулы, а величина – толщиной диффузного слоя. При сжатии диффузного слоя, например, вследствие увеличения концентрации электролитов в дисперсионной среде ζ -потенциал уменьшается по абсолютному значению. Большое значение имеет процесс разрушения коллоидных систем под действием электролита. В соответствии с правилом Шульце - Гарди коагулирующая способность электролита возрастает с увеличением (по модулю) заряда коагулирующего иона. Коагулирующим действием обладает ион, заряженный одноимённо с противоионом.

Внешне коагуляция золя может проявляться изменением цвета золя или увеличением светорассеяния. Продуктом коагуляции золя на этой стадии также является золь, но с более крупными частицами. Слипшиеся частицы могут некоторое время сохранять собственные гидратные оболочки, такой контакт между частицами называется *коагуляционным*. Если собственные гидратные оболочки разрушаются и образуется оболочка, общая для двух и более частиц, то в системе устанавливается *конденсационный* контакт. В дальнейшем коагуляция может приводить либо к седиментационному расслоению системы (выпадает осадок), либо к образованию сплошной пространственной сетки частиц, заполняющей весь объём системы и образованию связанно-дисперсной системы – геля. В геле молекулы дисперсионной среды уже не обладают высокой подвижностью, т.к. они разбиты на группы и заключены в ячейках геля. Встряхивание, повышение температуры или изменение pH способствует обратному переходу геля в золь.

Процесс слияния капель в эмульсии носит название *коалесценции*. В результате коалесценции эмульсия расслаивается на две непрерывные жидкие фазы. Для повышения устойчивости эмульсий используются стабилизаторы – эмульгаторы. Это поверхностно-активные вещества (ПАВ), которые в результате адсорбции (связывания) на границе раздела фаз снижают поверхностное натяжение и образуют механически прочную адсорбционную плёнку, препятствующую агрегации частиц. В качестве эмульгаторов в промышленности и быту используют соли высших жирных кислот (ВЖК) которые называются «мылами», сложные эфиры ВЖК и многоатомных спиртов, длинноцепочечные амины. В организме человека стабилизаторами эмульсий являются желчные кислоты, фосфолипиды и белки.

Мицеллы организма человека

Большинство биоорганических молекул, обеспечивающих функционирование нашего организма (белки, ДНК, РНК, липиды, полисахариды), находятся в виде коллоидных растворов. Поэтому знание химии дисперсных систем даёт ключ к пониманию молекулярных основ важнейших процессов жизнедеятельности, таких как переваривание и всасывание питательных веществ, транспорт веществ в плазме крови, кальцификация костей, образование тромбов, рост тканей, формирование

клеточных органелл и структур (мембран, рибосом, хромосом, миофибрилл). Рассмотрим строение некоторых структур с точки зрения коллоидной химии.

Альбумины – белки плазмы крови. Образуют коллоидные растворы второго типа. Т.е. агрегатом в мицеллах альбумина является одна крупная белковая молекула.

Функции альбуминов:

1. Поддерживают онкотическое давление плазмы крови. Один грамм альбуминов связывает около четырёх граммов воды, не давая ей переходить в ткани сквозь стенки сосудов. При снижении альбуминов в плазме крови развиваются отёки тканей.

2. Транспортируют в крови гидрофобные вещества: гембилирубин (продукт распада гема), жирные кислоты, лекарственные препараты.

3. Являются «активным депо» кальция плазмы. Ионы кальция адсорбируются на молекулах альбуминов, но при некотором снижении ионизированного кальция в крови этот комплекс может легко диссоциировать.

4. При голодании могут быть использованы как источник аминокислот.

Строение мицеллы альбумина

Агрегат	ПОИ	Заряд гран.	ПИ	Схематический рисунок (заполняется на занятии)
Молекула альбумина	Карбоксильные группы аспарагиновой и глутаминовой кислот.	«-»	$\text{Ca}^{2+}, \text{Na}^{+}, \text{K}^{+}, \text{Mg}^{2+}$	

Эритроциты – клетки крови, выполняющие функцию переноса кислорода. В плазме образуют грубодисперсную систему – взвесь.

Строение мицеллы эритроцита

Агрегат	ПОИ	Заряд гран.	ПИ	Схематический рисунок (заполняется на занятии)
Клетка	Отрицательно заряженные остатки сиаловых кислот на поверхности эритроцита	«-»	$\text{Ca}^{2+}, \text{Na}^{+}, \text{K}^{+}, \text{Mg}^{2+}$	

Снижение устойчивости взвеси эритроцитов может быть вызвано

1. *Десиалированием клеток* (например, при воспалении). При этом разрушается гликокаликс клетки и происходит уменьшение числа потенциалопределяющих ионов на поверхности эритроцита.
2. *Снижением воды в плазме крови* и уменьшением гидратной оболочки клеток.
3. *Повышением концентрации ионов натрия в крови.*
4. *Снижением гепарина плазмы.* Гепарин – полисахарид, синтезируемый печенью и имеющий достаточно большой отрицательный заряд за счёт карбоксильных и сульфогрупп моносахаридов, входящих в его состав. Он может находиться в плазме крови в свободном виде, а может быть адсорбирован на поверхности эритроцитов и стенках сосудов и препятствовать агрегации клеток.

Во всех этих случаях возрастает СОЭ – скорость оседания эритроцитов.

Аморфное вещество соединительной ткани заполняет всё пространство между клетками тканей. С точки зрения коллоидной химии представляет собой студень – т.е. монофазную дисперсную систему, в которой все молекулы дисперсионной среды (воды) прочно связаны с мицеллами дисперсной фазы. Основой мицеллы являются протеоглики – крупные комплексы белков и полисахаридов. Протеоглики синтезируются клетками соединительной ткани, количество которых относительно объёма ткани мало. Практически вся вода (дисперсионная среда) адсорбирована на мицеллах, поэтому они образуют довольно упорядоченную структуру из сильно гидратированных частиц. Отсутствие свободной воды делает мицеллы неподвижными друг относительно друга.

Строение мицеллы аморфного вещества соединительной ткани.

Агрегат	ПОИ	Заряд гран.	ПИ	Схематический рисунок (заполняется на занятии)
Белковый «кор» с которым соединены гетерополисахариды	Карбоксильные группы и сульфогруппы гетерополисахаридов	«-»	$\text{Ca}^{2+}, \text{Na}^{+}, \text{K}^{+}, \text{Mg}^{2+}$	

Это специфическое строение во многом определяет **свойства соединительной ткани.**

- Высокая упругость (студень аморфного вещества придаёт форму мягким тканям, амортизирует при ходьбе, беге, прыжках);
- Очень ограниченная проницаемость для воды и растворимых в ней веществ (соединительная ткань служит хорошим барьером для бактерий и вирусов; но, с другой стороны, процессы диффузии лекарственных препаратов в соединительной ткани протекают крайне медленно);

- В процессе старения соединительной ткани наблюдается явление *синерезиса*. **Синерезис** (от греч. *synáiresis* — сжатие, уменьшение), самопроизвольное уменьшение объёма студней или гелей, сопровождающееся отделением жидкости. Синерезис происходит в результате уплотнения пространственной структурной сетки, образованной в студнях макромолекулами, а в гелях — частицами дисперсной фазы. В основе синерезиса студня соединительной ткани лежит процесс возрастной деградации протеогликанов и дегидратации оставшихся мицелл. Свободная вода всасывается в сосуды, таким образом, объём ткани необратимо уменьшается. Этот процесс лежит в основе возрастного снижения высоты межпозвоночных дисков;

- При механическом повреждении в студне соединительной ткани наблюдается явление *тиксотропии*. **Тиксотропией** называется способность студня или геля к обратимому восстановлению структуры, нарушенной в результате встряхивания или удара, когда из-за механического воздействия адсорбированная вода «выбивается» из мицеллы, и студень (гель) переходит в золь. In vitro тиксотропия может наблюдаться многократно, причём происходит полное восстановление повреждённой структуры монофазной системы, если соблюдены все исходные термодинамические условия. Живые системы в процессе тиксотропии восстанавливают повреждённую структуру не полностью, т.к. происходит всасывание избыточной воды в сосудистое русло и необратимое уменьшение объёма системы. Так может произойти уменьшение объёма глазного яблока и потеря зрения после сильного удара в глаз. Тиксотропные процессы лучше протекают при пониженной температуре; на этом основана рекомендация прикладывать лёд или холодный компресс к месту ушиба.

Желчь с точки зрения коллоидной химии представляет собой эмульсию. Желчь вырабатывается в печени, необходима для нормального переваривания и всасывания липидов пищи, а также для выведения из организма избытка холестерина.

Строение мицеллы желчи.

Агрегат	ПОИ	Стабилизаторы	Заряд гран.	ПИ	Схематический рисунок (заполняется на занятии)
Холестерин	Заряженные группы фосфолипидов.	Желчные кислоты	«-»	Ca ²⁺ Na ⁺ , K ⁺ Mg ²⁺	

Снижение агрегативной устойчивости мицелл желчи может быть вызвано следующими причинами:

1. Снижение синтеза желчных кислот в печени.
2. Снижение выделения фосфолипидов в желчь.
3. Повышение выведения холестерина в желчь.

В норме молярное соотношение холестерина, фосфолипидов и желчных кислот в мицелле должно равняться 1:3:15. Дисбаланс компонентов в сторону повышения доли холестерина может привести к желчекаменной болезни («песок» или «камни» в желчном пузыре) и нарушению переваривания липидов в кишечнике.

Мицеллы всасывания формируются в тонком кишечнике из продуктов гидролиза пищевых липидов: холестерина, моноацилглицеридов (МАГ), ВЖК, лизофосфолипидов (фосфолипидов с одним остатком ВЖК вместо двух). С точки зрения коллоидной химии представляют собой эмульсию. Стабилизаторами эмульсии выступают желчные кислоты (ЖК). Нарушение формирования мицелл всасывания может привести к стеаторее (жирной диарее) и нарушению усвоения жиров и жирорастворимых витаминов.

Строение мицеллы всасывания.

Агрегат	ПОИ	Заряд	Стабилизаторы	ПИ	Схематический рисунок (заполняется на занятии)
Пищевой холестерин, МАГ, ВЖК, жирорастворимые витамины.	Заряженные группы ВЖК, лизофосфолипидов.	«-»	ЖК	Ca ²⁺ Na ⁺ K ⁺ Mg ²⁺	

Липопротеиды являются транспортной формой гидрофобных липидов –(эфиров холестерина и триацилглицеридов) в плазме крови.

Строение липопротеида

Агрегат	ПОИ	Заряд	Стабилизаторы	ПИ	Схематический рисунок (заполняется на занятии)
Эфиры холестерина, триацилглицериды.	Заряженные группы фосфолипидов.	«-»	апопротеины	Ca ²⁺ Na ⁺ K ⁺ Mg ²⁺	

Стабилизаторами липопротеидов выступают апопротеины (белки, которые адсорбированы на поверхности мицеллы). Апопротеины также необходимы для связывания липопротеидов с белками-рецепторами и препятствуют отложению содержимого липопротеидов (в первую очередь, холестерина) в стенках сосудов.

Задания на построение мицелл:

1. Напишите мицеллы с «+» и «-» гранулой, образующиеся при взаимодействии дихромата натрия и нитрата серебра. Укажите части мицеллы.
2. Напишите мицеллы с «+» и «-» гранулой, образующиеся при взаимодействии сероводорода и нитрата серебра в водной среде. Укажите части мицеллы. Учитывайте, что раствор сероводорода – слабая кислота!
3. Напишите мицеллы с «+» и «-» гранулой, образующиеся при взаимодействии хромата натрия и нитрата бария. Укажите части мицеллы.
4. Рассмотрите таблицы «Строение органических мицелл» и сделайте схематические рисунки в последнем столбце.

Ситуационные задачи:

1. Белки плазмы крови часто называют «активным депо кальция». Объясните, что будет происходить при понижении и при повышении уровня ионизированного кальция в крови.
2. Почему нельзя бороться с безбелковыми отёками введением гипертонического раствора солей?
3. Взвесь клеток крови не оседает (или оседает очень медленно) в присутствии высокой концентрации альбуминов. При удалении альбуминов оседание идёт очень быстро. Почему?
4. Почему гепарин препятствует адгезии тромбоцитов на стенке сосудов?
5. Как повлияет добавление больших количеств ионизированного кальция на агрегативную устойчивость клеточных взвесей?
6. При хронических болезнях печени часто наблюдается стеаторея. Объясните возможные механизмы этого явления.
7. Какие процессы могут одновременно привести и к стеаторее и к формированию камней в желчном пузыре?
8. Объясните, почему при хроническом гемодиализе у больных развивается мышечная слабость и остеопороз.
9. Почему у пожилых людей появляются морщины и снижается высота межпозвоночных дисков?
10. Люди, активно занимающиеся «большим спортом» часто испытывают боли в коленных суставах. Объясните физико-химический механизм этого явления.
11. Объясните, что может произойти с суставами при переохлаждении.

Лабораторная работа № 6. Получение неорганических золей.

Цель работы: закрепление знаний о способах получения дисперсных систем и строении мицеллы неорганического золя.

Опыт №1. Получение золя иодида серебра. В пробирку налить 1 мл раствора KI и добавить несколько капель раствора AgNO₃. Напишите строение мицеллы, укажите все составные части.

Тесты для самопроверки

1. Агрегатом мицеллы, образующейся в ходе реакции



А. BaCl₂

Б. K₂SO₄

В. KCl

Г. BaSO₄

2. Потенциалопределяющим ионом для мицеллы, получаемой в ходе реакции



А. Al³⁺

Б. Cl⁻

В. Na⁺

Г. OH⁻

3. Вещество в коллоидном состоянии:

А. быстро осаждается

Б. очень медленно осаждается

В. не взаимодействует с другими веществами

Г. легко переходит в газообразное состояние

4. Ион, находящегося в избытке вещества, обладающий сродством к агрегату мицеллы и адсорбирующийся на его поверхности, называется:

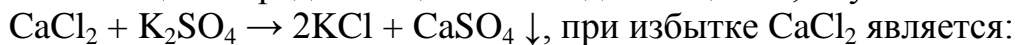
А. дисперсионным

Б. ядерным

В. коагулирующим

Г. потенциалопределяющим

5. Потенциалопределяющим ионом для мицеллы, получаемой в ходе реакции



А. SO₄²⁻

Б. Cl⁻

В. H⁺

Г. Ca²⁺

6. Заряд гранулы золя, полученного при взаимодействии избытка сульфата меди (II) с сероводородом, определяется зарядом
- А. сульфат-иона
 - Б. гидросульфид-иона
 - В. иона меди (II)
 - Г. иона водорода
7. Дисперсная система, состоящая из двух взаимно нерастворимых или ограниченно растворимых жидкостей, называется:
- А. эмульсия
 - Б. золь
 - В. суспензия
 - Г. гидрозоль
8. Коллоидная частица (гранула), образующаяся согласно уравнению реакции $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{изб}) = \text{BaSO}_4 + 2\text{KNO}_3$, имеет заряд:
- А. положительный
 - Б. нулевой
 - В. частично положительный
 - Г. отрицательный
9. Установите соответствие:
- А. жидкая дисперсная фаза в газообразной дисперсионной среде
 - Б. жидкая дисперсная фаза в жидкой дисперсионной среде
 - В. твердая дисперсная фаза в жидкой дисперсионной среде
 - Г. жидкая дисперсная фаза в твердой дисперсионной среде
- 1. суспензия
 - 2. пена
 - 3. твёрдая эмульсия
 - 4. аэрозоль
 - 5. эмульсия
10. Максимальным коагулирующим эффектом для мицеллы с агрегатом $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в избытке CaCl_2 обладают ионы:
- А. SO_4^{2-}
 - Б. NO_3^-
 - В. Fe^{3+}
 - Г. Al^{3+}
11. Добавление соли к раствору белков приводит к их осаждению, так как:
- А. снижается степень гидратации белков
 - Б. увеличивается степень гидратации белков
 - В. увеличивается адсорбционный слой
 - Г. увеличивается диффузионный слой
12. Фактором риска желчнокаменной болезни является:
- А. повышение концентрации фосфолипидов,
 - Б. понижение концентрации холестерина,
 - В. повышение концентрации желчных пигментов.
 - Г. понижение концентрации желчных кислот

13. При переваривании жиров в 12-перстной кишке для эмульгирования необходимы :

- А. углеводы
- Б. желчные пигменты
- В. желчные кислоты
- Г. соляная кислота

14. Агрегатом мицеллы, образующейся в желчи, являются:

- А. желчные кислоты
- Б. фосфолипиды
- В. холестерин
- Г. жиры.

15. Стабилизация холестериновой эмульсии в желчи требует присутствия:

- А. желчных кислот и фосфолипидов
- Б. желчных кислот и липазы
- В. фосфолипидов и триацилглицеридов
- Г. фосфолипидов и липазы

16. Коллоидно-осмотическое давление белков крови называется:

- А. артериальным,
- Б. онкотическим
- В. систолическим,
- Г. диастолическим

17. В поле постоянного электрического тока альбумины будут

- А. двигаться к катоду
- Б. двигаться к аноду
- В. оставаться неподвижными

18. В поле постоянного электрического тока эритроциты будут

- А. двигаться к катоду
- Б. двигаться к аноду
- В. оставаться неподвижными

Домашнее задание: Подготовиться к рубежному тестированию.

Занятие № 8. Зачетное.

Тема: Теоретические основы общей химии.

- 1) Решение задач.
- 2) Рубежное тестирование в компьютерном зале.

Примеры задач из тематических экспресс-контролей.

№	Содержание задания	Тема
1	Сколько граммов 25% раствора NH_4OH нужно взять для приготовления 200 г 3% раствора?	Концентрации растворов
2	Сколько граммов KOH содержится в 0,5 л раствора, если на титрование 10 мл раствора KOH расходуется 8,1 мл 0,15М раствора соляной кислоты?	Титрование. Метод нейтрализации
3	Рассчитайте осмотическое давление и осмолярность 20% раствора глюкозы, применяемого для внутривенного введения при отеке легкого ($\rho=1,2\text{г/мл}$) при $t=37^\circ\text{C}$. Какова тоничность раствора?	Осмоз
4	Константа диссоциации пропионовой кислоты ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$) равна 10^{-5} . Напишите выражение для константы диссоциации и по закону Оствальда рассчитайте степень диссоциации 0,1М и 0,001М растворов пропионовой кислоты.	Диссоциация электролитов. Закон Оствальда
5	$\text{pK}(\text{NH}_4\text{OH}) = 4,74$. Рассчитайте pH аммиачного буфера, если $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0,2\text{моль/л}$, $[\text{NH}_4\text{OH}] = 0,02\text{моль/л}$. Покажите механизм связывания кислоты и основания аммиачным буфером.	Буферные растворы
6	Вычислите буферную емкость плазмы крови, если на титрование 5 мл плазмы крови пошло 8 мл 0,15 М раствора HCl , а pH изменился с 7,4 до 6,9.	Буферная ёмкость растворов
7	Напишите строение мицелл с «+» и «-» гранулой, образующихся при взаимодействии хлорида бария с сульфатом натрия. Укажите составные части мицеллы.	Неорганические дисперсные системы
8	Отрицательно заряженный полисахарид гепарин является важным противосвертывающим фактором плазмы крови. Объясните, почему он препятствует адгезии тромбоцитов на	Органические дисперсные системы

	стенках сосудов.	
9	Может ли самопроизвольно при температуре 37°C протекать реакция по схеме: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2$? Ответ подтвердите расчётами.	Термодинамика
10	Как изменится скорость реакции $2 \text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow 2 \text{NOCl}$ при увеличении объёма системы в три раза, если количества веществ остаются прежними?	Кинетика

С тестами можно ознакомиться на сайте кафедры медицинской химии в папке «Документы», далее - факультет: **Рубежный тест.**

Правила и регламент проведения контрольно-оценочных процедур и отработок пропущенных занятий см. на сайте кафедры медицинской химии в папке «Документы».

Пример рубежного теста

Термодинамика

1. Расположите агрегатные состояния воды в порядке возрастания энтропии

- А. холодная вода
- Б. пар
- В. лед
- Г. горячая вода

2. Условием протекания реакции в *изолированной* системе является:

- А. уменьшение энтропии
- Б. равенство энтропии нулю
- В. возрастание энтропии
- Г. возрастание свободной энергии Гиббса (G):

3. Энтропия уменьшается в процессе:

- А. реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$
- Б. растворения кристаллов соли в жидкости
- В. смешивания этилового спирта с водой
- Г. образование паров йода из кристаллов

4. Человеческий организм:

- А. закрытая термодинамическая система
- Б. изолированная термодинамическая система
- В. может быть в разных условиях и открытой, и закрытой системой
- Г. открытая термодинамическая система

5. Наиболее калорийными являются:

- А. жиры
- Б. белки
- В. углеводы
- Г. клетчатка

6. Тепловой эффект обратной реакции:

- А. равен тепловому эффекту прямой реакции
- Б. равен тепловому эффекту прямой реакции, взятому с обратным знаком

- В. больше теплового эффекта прямой реакции
- Г. меньше теплового эффекта прямой реакции

Химическая кинетика

1. Уравняйте уравнения реакций и соотнесите реакции по их суммарному порядку
 - А. 1 порядок
 - Б. 2 порядок
 - В. 3 порядок
 1. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
 2. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
 3. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
 4. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
2. Температурный коэффициент реакции равен 2. При повышении температуры системы на 40 градусов скорость химической реакции:
 - А. уменьшится в 8 раз
 - Б. увеличится в 16 раз
 - В. увеличится в 8 раз
 - Г. увеличится в 64 раза
3. Установите соответствие между уравнением реакции и выражением скорости:
 - А. $2\text{C}(\text{тв}) + 3\text{D}(\text{тв}) = 2\text{A}(\text{г})$
 - Б. $\text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г}) = 2\text{B}(\text{тв})$
 - В. $2\text{C}(\text{тв}) + 3\text{D}(\text{г}) = \text{A}(\text{г})$
 - Г. $2\text{C}(\text{г}) + 3\text{D}(\text{г}) = 2\text{A}(\text{г})$
 1. $v = k [\text{C}] * [\text{D}]$
 2. $v = k$
 3. $v = k [\text{C}]^2 * [\text{D}]^3$
 4. $v = k [2\text{C}] * [\text{D}]^3$
 5. $v = k [\text{D}]^3$
4. Температурный коэффициент реакции равен 3. При охлаждении системы на 20 градусов скорость химической реакции:
 - А. уменьшится в 3 раза
 - Б. уменьшится в 9 раз
 - В. увеличится в 9 раз
 - Г. уменьшится в 6 раз.
5. При уменьшении объема системы $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{J}_{2(\text{г})} = 2\text{HJ}_{(\text{г})}$ в 4 раза скорость реакции
 - А. уменьшится в 16 раз
 - Б. увеличится в 4 раз
 - В. уменьшится в 8 раз
 - Г. увеличится в 16 раз
6. Вещества, понижающие энергию активации и увеличивающие скорость химической реакции, называются:
 - А. ингибиторы
 - Б. катализаторы
 - В. стимуляторы
 - Г. ускорители

Вода и водно-солевой обмен

1. Основным внеклеточным анионом является:
 - А. фосфат
 - Б. гидрокарбонат
 - В. сульфат
 - Г. хлорид

2. При образовании водородных связей между молекулами воды энергия

- А. выделяется
- Б. поглощается
- В. не изменяется

3. На внеклеточную воду приходится

- А. половина воды организма
- Б. четверть воды организма
- В. треть воды организма
- Г. две трети воды организма

4. К внутриклеточным катионам относится:

- А. Mg^{2+}
- Б. Na^{+}
- В. Ca^{2+}
- Г. Ba^{2+}

5. При положительном водном балансе

- А. могут появиться отеки
- Б. развивается обезвоживание
- В. развивается сухость кожных покровов
- Г. развивается понижение артериального давления

6. К гидрофобным веществам можно отнести:

- А. жиры
- Б. сахарозу
- В. белок
- Г. молочную кислоту

Осмоз

1. Соотнесите растворы по их тоничности к плазме крови (0,3 осмоль)

- А. гипотоничные
 - Б. гипертоничные
 - В. изотоничные
1. 0,15 моль/л NaCl
 2. 0,1 моль/л $MgSO_4$
 3. 0,15 моль/л $CaCl_2$

2. Осмотически активным веществом не является:

- А. мочевины
- Б. $CaCl_2$
- В. глюкоза
- Г. белок

3. У больного с высоким уровнем глюкозы крови наблюдается:

- А. гидратация тканей
- Б. степень гидратации тканей не меняется
- В. обезвоживание тканей

4. Осмосом называется движение

- А. растворителя из области с более высокой концентрацией вещества в область с более низкой концентрацией
- Б. растворителя из области с более низкой концентрацией вещества в область с более высокой концентрацией
- В. растворенного вещества из области с более высокой концентрацией вещества в область с более низкой концентрацией

Г. растворенного вещества из области с более низкой концентрацией вещества в область с более высокой концентрацией

5. Онкотическое давление плазмы крови создает:

- А. белок
- Б. хлористый натрий
- В. глюкоза
- Г. гидрокарбонат натрия

Растворы электролитов

1. При уменьшении рН на 2 единицы концентрация H^+ увеличивается в ____ раз.

2. Молярная концентрация уксусной кислоты 0,001 моль/л. Степень диссоциации 0,1. рН раствора равен:

- А. 2
- Б. 3
- В. 4
- Г. 10

3. Самопроизвольный распад молекул растворенного вещества на ионы называется:

- А. электролизом
- Б. гидролизом
- В. ионизацией
- Г. электролитической диссоциацией

4. Концентрация желудочного сока больного 1 ммоль/л, рН желудочного сока равен:

- А. 2
- Б. 1
- В. 3
- Г. -3

5. Полному гидролизу подвергаются:

- А. соли слабой кислоты и слабого основания
- Б. соли сильной кислоты и сильного основания
- В. соли слабой кислоты и сильного основания
- Г. соли сильной кислоты и слабого основания

6. Ионное произведение воды равно:

- А. 15
- Б. 16
- В. 10^{-14}
- Г. 10^{-16}

7. Гидролизом соли называется

- А. взаимодействие соли с водой с образованием основания и кислоты
- Б. распад соли на анионы и катионы
- В. взаимодействие катионов сильного основания с водой
- Г. взаимодействие анионов сильной кислоты с водой

Буферные растворы

1. Единицы измерения буферной емкости:

- А. моль/кг
- Б. доля единицы
- В. моль – эквивалент/л
- Г. проценты

2. Чтобы получить буферный раствор, нужно к ацетату натрия добавить:

- А. H_2CO_3
- Б. CH_3COOH
- В. NH_4Cl
- Г. KOH

3. При разбавлении буферного раствора ($\text{pH}=7,2$) в два раза pH :

- А. не изменится
- Б. снизится
- В. повысится

4. Если $K_b = 0,00001$, а $C_{\text{соли}}/C_{\text{осн.}} = 1$, то pH буферного раствора 2 типа равен:

- А. 5
- Б. 6
- В. 8
- Г. 9

5. Буферными называются растворы:

- А. не изменяющие значения pH при добавлении кислоты
- Б. проводящие электрический ток
- В. гипертонические
- Г. изотонические

6. При сахарном диабете в организме повышается концентрация оксимасляной и ацетоуксусной кислот, это станет причиной:

- А. метаболического алкалоза
- Б. метаболического ацидоза
- В. дыхательного алкалоза
- Г. дыхательного ацидоза

7. Уравнение Гассельбальха-Гендерсона для буферной системы 1^{ого} типа выглядит следующим образом:

- А. $\text{pH} = \text{pK} - \lg [\text{соли}]/[\text{кислоты}]$
- Б. $\text{pH} = \text{pK} + \lg [\text{соли}]/[\text{кислоты}]$
- В. $\text{pOH} = \text{pK} - \lg [\text{соли}]/[\text{кислоты}]$
- Г. $\text{pH} = - \lg [\text{соли}]/[\text{кислоты}]$

9. Алкалоз развивается в случае:

- А. накопления метаболических кислот
- Б. повышения кислотности среды
- В. повышения вентиляции легких
- Г. снижения вентиляции легких

Дисперсные системы (коллоиды)

1. Агрегатом мицеллы, образующейся в реакции

$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ является:

- А. BaCl_2
- Б. K_2SO_4
- В. KCl ,
- Г. BaSO_4

2. Потенциал-образующим ионом для мицеллы, получаемой в реакции

$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$, при избытке H_2SO_4 является

- А. Ba^{2+}
- Б. Cl^-
- В. SO_4^{2-}
- Г. H^+

3. Вещество в коллоидном состоянии:

- А. быстро осаждается
- Б. очень медленно осаждается
- В. не взаимодействует с другими веществами
- Г. легко переходит в газообразное состояние

4. Агрегатом мицеллы, образующейся в желчи, являются:

- А. желчные кислоты
- Б. фосфолипиды
- В. холестерин
- Г. жиры

5. Твердофазный коллоид в организме человека – это:

- А. белки
- Б. костная ткань
- В. нервная ткань
- Г. любая ткань организма

6. Дисперсная система, состоящая из двух взаимно нерастворимых или ограниченно растворимых жидкостей, называется:

- А. эмульсия
- Б. золь
- В. суспензия
- Г. гидрозоль

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1. **ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ КОНСТАНТЫ ВЕЩЕСТВ**

Вещество	ΔH_{298}^0 кДж/моль	S_{298}^0 Дж/(моль·К)	ΔG_{298}^0 кДж/моль
<i>Простые вещества</i>			
Na (крист.)	0	51,42	0
O ₂ (г)	0	205,03	0
O ₃ (г)	142,30	238,80	162,86
P (бел)	0	44,35	0
S (ромбич.)	0	31,88	0
Cl ₂ (г)	0	223,00	0
H ₂ (г)	0	130,60	0
<i>Неорганические соединения</i>			
CO (г)	-110,50	197,40	-137,10
CO ₂ (г)	-393,51	213,60	-394,40
CaCO ₃ (крист.)	-1206,00	92,90	-1127,70
H ₂ O (ж)	-285,84	69,96	-237,30
H ₂ S (г)	-20,15	205,64	-33,80
HCl (г)	-92,30	186,70	-95,20
NaCl (крист.)	-410,90	72,36	-384,30
KCl (крист.)	-436,68	82,55	-408,93
SO ₂ (г)	-296,90	248,10	-300,20
SO ₃ (г)	-395,20	256,23	-371,20
<i>Органические соединения</i>			
CH ₄ (г)	-74,85	186,19	50,79
C ₂ H ₂ (г)	226,75	200,81	209,20
C ₂ H ₄ (г)	52,28	219,45	68,12
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	229,49	-32,89
C ₆ H ₆ (ж)	49,03	172,80	124,50
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,63	160,70	-174,74
CH ₃ COOH	-487,00	159,80	-392,50
C ₆ H ₁₂ O ₆	-1273,00	-	-919,50
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	-2220,70	359,82	-1529,67
CO(NH ₂) ₂	-333,17	104,60	-197,15

Таблица 2. **КАЛОРИЙНОСТЬ ПИТАТЕЛЬНЫХ ВЕЩЕСТВ**

Класс веществ	Калорийность	
	кДж/г	ккал/г
Углеводы	17,5	~ 4,1
Жиры	38,8	9,2
Белки*	17,1	4,1

*Суточная потребность в белке для физически работающих людей составляет 1,5 г на 1 кг массы тела, для людей, ведущих малоподвижный образ жизни — 1 г на 1 кг массы тела.

Таблица 3. **КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ СЛАБЫХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25⁰С**

<i>Кислота</i>	Кд	pKa
Уксусная CH ₃ COOH	1,754x10 ⁻⁵	4,756
Угольная H ₂ CO ₃	(I) 4,45x10 ⁻⁷ (II) 4,69x10 ⁻¹¹	6,352 10,329
Сероводородная H ₂ S	(I) 1,1x10 ⁻⁷ (II) 3,63x10 ⁻¹²	6,960 11,440
Бензойная C ₇ H ₆ O ₂	6,3x10 ⁻⁵	4,201
Фосфорная H ₃ PO ₄	(I) 7,11x10 ⁻³ (II) 6,34x10 ⁻⁸ (III) 1,26x10 ⁻¹²	2,148 7,198 11,900
<i>Основание</i>		
Гидроксид аммония NH ₄ OH	1,77x10 ⁻⁵	4,752

Таблица 4. **ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ (25⁰ С)**

Электролит	Ks	Электролит	Ks
AgBr	7,0·10 ⁻¹³	Fe(OH) ₃	4,0·10 ⁻³⁸
AgCl	1,6·10 ⁻¹⁰	FeS	3,7·10 ⁻¹⁹
AgI	1,0·10 ⁻¹⁶	Hg ₂ Cl ₂	2,0·10 ⁻¹⁸
BaCO ₃	7,0·10 ⁻⁹	HgS	4,0·10 ⁻⁵³
Ba(OH) ₂	1,9·10 ⁻²	MgCO ₃	2,6·10 ⁻⁵
BaSO ₄	1,0·10 ⁻¹⁰	Mg(OH) ₂	1,2·10 ⁻¹¹
CaCO ₃	1,0·10 ⁻⁸	PbCl ₂	2,0·10 ⁻⁵
Ca(OH) ₂	5,5·10 ⁻⁶	PbBr ₂	7,4·10 ⁻⁶
CaSO ₄	6,1·10 ⁻⁵	PbI ₂	1,3·10 ⁻⁸
Ca ₃ (PO ₄) ₂	1,0·10 ⁻²⁹	PbS	1,1·10 ⁻²⁹
Cu(OH) ₂	5,6·10 ⁻²⁰	PbSO ₄	2,0·10 ⁻⁸
CuS	8,5·10 ⁻⁴⁵	Zn(OH) ₂	5,0·10 ⁻¹⁷
Fe(OH) ₂	3,2·10 ⁻¹⁴	ZnS	7,0·10 ⁻²⁶

Таблица 5. **ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ**

Элемент	Электродная реакция	Стандартный потенциал, В
Li	Li ⁺ + e = Li	-3,05

K	$K^+ + e = K$	-2,92
Ba	$Ba^{2+} + 2e = Ba$	-2,90
Ca	$Ca^{2+} + 2e = Ca$	-2,87
Na	$Na^+ + e = Na$	-2,71
Mg	$Mg^{2+} + 2e = Mg$	-2,36
Al	$Al^{3+} + 3e = Al$	-1,66
Mn	$Mn^{2+} + 2e = Mn$	-1,18
Zn	$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,76
Fe	$Fe^{2+} + 2e = Fe$	-0,44
Ni	$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,25
Sn	$Sn^{2+} + 2e = Sn$	-0,14
Pb	$Pb^{2+} + 2e = Pb$	-0,13
Fe	$Fe^{3+} + 3e = Fe$	-0,04
H	$2H^+ + 2e = H_2$	0,00
Cu	$Cu^{2+} + 2e = Cu$	+0,34
Ag	$Ag^+ + e = Ag$	+0,80
Hg	$Hg^{2+} + 2e = Hg$	+0,85
Pt	$Pt^{2+} + 2e = Pt$	+1,19
Au	$Au^{3+} + 3e = Au$	+1,50

Таблица 6. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ

Периоды	Группы элементов										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	(H) 2,16						H 2,16				He -
2	Li 1,00	Be 1,51	B 2,07	C 2,57	N 3,16	O 3,60	F 4,20				Ne -
3	Na 1,04	Mg 1,26	Al 1,50	Si 1,79	P 2,16	S 2,50	Cl 2,90				Ar -
4	K 0,93 Cu 1,80	Ca 1,07 Zn 1,70	Sc 1,22 Ga 1,87	Ti 1,34 Ge 2,07	V 1,48 As 2,25	Cr 1,60 Se 2,51	Mn 1,64 Br 2,82	Fe 1,68	Co 1,75	Ni 1,80	
5	Rb 0,91 Ag 1,46	Sr 1,02 Cd 1,51	Y 1,14 In 1,54	Zr 1,25 Sn 1,77	Nb 1,26 Sb 1,87	Mo 1,33 Te 2,07	Tc 1,40 I 2,28	Ru 1,46	Rh 1,50	Pd 1,39	Xe -
6	Cs 0,88 Au 1,45	Ba 1,00 Hg 1,47	La* 1,11 Tl 1,47	Hf 1,26 Pb 1,60	Ta 1,38 Bi 1,72	W 1,46 Po 1,82	Re 1,51 At 1,96	Os 1,56	Ir 1,60	Pt 1,47	Rn -
7	Fr 0,88	Ra 1,00	Ac** 1,02								

* Лантаноиды: 1,11-1,20. ** Актиноиды: 1,02-1,30

Таблица 7. НАЗВАНИЯ ВАЖНЕЙШИХ КИСЛОТ И ИХ СОЛЕЙ


Формула кислоты	Названия	
	КИСЛОТЫ	СОЛИ

H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводород	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодород (синильная)	Цианид
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
HCl	Хлороводород (соляная)	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Дихромат
HI	Йодоводород	Йодид
HIO	Йодноватистая	Гипойодит
HIO_3	Йодноватая	Йодат
HIO_4	Йодная	Перйодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
HN_3	Азотистоводородная	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Двухфосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пирофосфат)
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_2S	Сероводород	Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	пиросерная	пиросульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Пероксодвусерная (надсерная)	Пероксодисульфат (персульфат)
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат

Таблица 8. РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	⁺ H	⁺ Li	⁺ K	⁺ Na	⁺ NH ₄	²⁺ Ba	²⁺ Ca	²⁺ Mg	³⁺ Al	³⁺ Cr	²⁺ Fe	³⁺ Fe	²⁺ Ni	²⁺ Co	²⁺ Mn	²⁺ Zn	⁺ Ag	⁺ Hg	²⁺ Hg	²⁺ Pb	²⁺ Sn	²⁺ Cu	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	X	X	X	H	H	H	
CL ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	X	P	P	P	P	P	H	H	H	H	M	X
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	X	X	H	X	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	X	X	H	X	H	H	H	H	H	H	X	X	H	X	X
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	H	P	P
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	X	X	H	X	H	H	H	H	H	H	H	X	H	X	X
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	P	X	H	H	H	H	X	H	H	X	X	H	H	X	X	X	X	H	X	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	X	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

P- РАСТВОРИМЫЕ; **M**- МАЛОРАСТВОРИМЫЕ; **H**- НЕРАСТВОРИМЫЕ; **X**-РАЗЛАГАЮТСЯ ВОДОЙ ИЛИ НЕ СУЩЕСТВУЮТ

		I	Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева						VII		VIII	
1	1	H 1 1,00794 водород							(H)	2 He 4,002602 гелий	 Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым в 1869 г.	
		II	III	IV	V	VI						
2	2	Li 3 6,941 литий	Be 4 9,01218 бериллий	B 5 10,811 бор	C 6 12,011 углерод	N 7 14,0067 азот	O 8 15,9994 кислород	F 9 18,998403 фтор	Ne 10 20,179 неон			
3	3	Na 11 22,98977 натрий	Mg 12 24,305 магний	Al 13 26,98154 алюминий	Si 14 28,0855 кремний	P 15 30,97376 фосфор	S 16 32,066 сера	Cl 17 35,453 хлор	Ar 18 39,948 аргон			
4	4	K 19 39,0983 калий	Ca 20 40,078 кальций	Sc 21 44,95591 скандий	Ti 22 47,88 титан	V 23 50,9415 ванадий	Cr 24 51,9961 хром	Mn 25 54,9380 марганец	Fe 26 55,847 железо	Co 27 58,9332 кобальт	Ni 28 58,69 никель	
	5	Cu 29 63,546 медь	Zn 30 65,39 цинк	Ga 31 69,723 галлий	Ge 32 72,59 германий	As 33 74,9216 мышьяк	Se 34 78,96 селен	Br 35 79,904 бром	Kr 36 83,80 криптон			
5	6	Rb 37 85,4678 рубидий	Sr 38 87,62 стронций	Y 39 88,9059 иттрий	Zr 40 91,224 цирконий	Nb 41 92,9064 ниобий	Mo 42 95,94 молибден	Tc 43 [98] технеций	Ru 44 101,07 рутений	Rh 45 102,9055 родий	Pd 46 106,42 палладий	
	7	Ag 47 107,8682 серебро	Cd 48 112,41 кадмий	In 49 114,82 индий	Sn 50 118,710 олово	Sb 51 121,75 сурьма	Te 52 127,60 теллур	I 53 126,9045 йод	Xe 54 131,29 ксенон			
6	8	Cs 55 132,9054 цезий	Ba 56 137,33 барий	La* 57 138,9055 лантан	Hf 72 178,49 гафний	Ta 73 180,9479 тантал	W 74 183,85 вольфрам	Re 75 186,207 рений	Os 76 190,2 осмий	Ir 77 192,22 иридий	Pt 78 195,08 платина	
	9	Au 79 196,9665 золото	Hg 80 200,59 ртуть	Tl 81 204,383 таллий	Pb 82 207,2 свинец	Bi 83 208,9804 висмут	Po 84 [209] полоний	At 85 [210] астат	Rn 86 [222] радон			
7	10	Fr 87 [223] франций	Ra 88 [226] радий	Ac** 89 [227] актиний	Rf 104 [261] резерфордий	Db 105 [262] дубний	Sg 106 [263] сиборгий	Bh 107 [262] борий	Hs 108 [265] гасий	Mt 109 [266] майтнерий	Ds 110 [271] дармштадтий	
	11	Rg 111 [272] рентгений	Uub 112 [285] унунбий	(Uut) 113 [] унунтрий	Uuq 114 [287] унунквадий	(Uup) 115 [] унунпентий	Uuh 116 [292] унунгексий	(Uus) 117 [] унунсептий	Uuo 118 [293] унуноктый			

* Л а н т а н о и д ы

Ce 58 140,12 церий	Pr 59 140,9077 празеодим	Nd 60 144,24 неодим	Pm 61 [145] прометий	Sm 62 150,36 самарий	Eu 63 151,96 европий	Gd 64 157,25 гадолиний	Tb 65 158,9254 тербий	Dy 66 162,50 диспрозий	Ho 67 164,9304 гольмий	Er 68 167,26 эрбий	Tm 69 168,9342 тулий	Yb 70 173,04 иттербий	Lu 71 174,967 лютеций
---------------------------------	---------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------

** А к т и н о и д ы

Th 90 232,0381 торий	Pa 91 [231] протактиний	U 92 238,0289 уран	Np 93 [237] нептуний	Pu 94 [244] плутоний	Am 95 [243] амерический	Cm 96 [247] курий	Bk 97 [247] берклий	Cf 98 [251] калифорний	Es 99 [252] эйнштейний	Fm 100 [257] фермий	Md 101 [258] менделевий	No 102 [259] нобелий	Lr 103 [260] лоуренсий
-----------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

Целое число в скобках – массовое число наиболее устойчивого изотопа