

Рекомендовано Центральной методической комиссией
Высшего государственного учебного заведения Украины
«Украинская медицинская стоматологическая академия»

Медицинская химия

Методические указания
для иностранных студентов высших учебных заведений МОЗ Украины,
обучающихся на русском языке
по специальности «Стоматология»

Полтава – 2018

Рекомендовано Центральной методической комиссией Высшего государственного учебного заведения Украины «Украинская медицинская стоматологическая академия». Протокол № 3 от 23.11.2017 г.

Авторы:

Доцент Харченко С.В., ст. преп. Ищейкина Л.К., к.б.н. преп. Цубер В.Ю., преп. Котвицкая А.А., преп. Тихонович К.В.

Рецензенты:

Мищенко И.В. – доктор медицинских наук, профессор, заведующий кафедрой физиологии ВГУЗ Украины "Украинская медицинская стоматологическая академия";

Шиян Н.И. – доктор педагогических наук, профессор, заведующая кафедрой химии и методики преподавания химии Полтавского национального педагогического университета имени В.Г. Короленка.

Методические указания по медицинской химии разработаны впервые для студентов I курса факультета подготовки иностранных студентов, специальность «Стоматология», подготовки специалистов второго (магистерского) уровня, согласно новой Программе 2016 года.

Методические указания разработаны по новой форме 2015 года для методичек УМСА ко всем практическим занятиям, согласно календарно-тематическим планам и рабочей программе 2017 г.

К каждому занятию указаны:

актуальность темы; компетентности; конкретные цели;

базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция);

задания для самостоятельной работы при подготовке к занятию и на занятии: а) перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию (термины и их определения или формулы, внесенные в таблицу); б) теоретические вопросы к занятию; в) практическая работа (задание), что выполняется студентами на занятии;

расчетные и ситуационные задачи, выполняемые студентами на занятии;

содержание темы (тезисы);

материалы для самоконтроля: а) задания для самоконтроля; б) задачи для самоконтроля;

литература, где указаны учебники и страницы, на которых изложена тема занятия: а) основная; б) дополнительная; в) информационные ресурсы.

Перед ИМК есть методичка к занятию «Решение задач. Контроль практических навыков.», согласно перечню данных типов задач и списку практических навыков в новой Программе 2016 года. В методичке приведены примеры решения данных типов задач и описаны все практические навыки.

В методичке к ИМК есть перечень всех вопросов и краткие ответы на эти вопросы.

Содержание

Модуль «Основы медицинской химии»

Занятие № 1. Биогенные <i>s</i> -, <i>p</i> -элементы в медицине и стоматологии.....	3
Занятие № 2. Биогенные <i>d</i> -элементы и их роль в метаболизме.....	13
Занятие № 3. Способы выражения состава растворов.....	20
Занятие № 4. Приготовление растворов с заданным количественным составом...	25
Занятие № 5. Кислотно-основное равновесие и рН биологических жидкостей.....	31
Занятие № 6. Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования	38
Занятие № 7. Свойства буферных растворов.....	44
Занятие № 8. Роль буферных растворов в биосистемах. Определение буферной емкости.....	48
Занятие № 9. Коллигативные свойства растворов.....	54
Занятие № 10. Термодинамические закономерности протекания биохимических процессов	61
Занятие № 11. Кинетические закономерности протекания биохимических процессов.....	69
Занятие № 12. Комплексообразование в гетерогенных системах.....	76
Занятие № 13. Реакции осаждения и растворения.....	82
Занятие № 14. Определение электродных потенциалов.....	90
Занятие № 15. Адсорбционные процессы и ионный обмен в биосистемах. Хроматография.....	98
Занятие № 16. Получение, очистка и свойства коллоидных растворов.....	108
Занятие № 17. Коагуляция коллоидных растворов. Грубодисперсные системы (аэрозоли, суспензии, эмульсии).....	116
Занятие № 18. Физико-химия растворов биополимеров.....	124
Занятие № 19. Решение задач. Контроль практических навыков.....	132
Занятие № 20. ПМК «Основы медицинской химии».....	152

Модуль «Основы медицинской химии»

Занятие № 1. Биогенные s-, p-элементы в медицине и стоматологии

1. Актуальность темы:

Знание электронной структуры и свойств биогенных s-, p-элементов объясняет их биологическую роль в организме.

Установление связи между содержанием биогенных элементов в организме человека и их содержанием в окружающей среде дает возможность понять причины и механизмы эндемических заболеваний, их связь с особенностями биогеохимических провинций (районов с природным дефицитом или избытком определенных химических элементов в литосфере). Это раскрывает проблемы загрязнения и очищения биосферы от токсических химических соединений техногенного происхождения.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Трактовать взаимосвязь между биологической ролью биогенных s-, p-элементов и формой нахождения их в организме.

Анализировать взаимосвязь между химическими свойствами соединений s-, p-элементов и их содержанием в организме.

Составлять электронные формулы атомов и ионов в основном и возбужденном состояниях.

Составлять молекулярные и структурные формулы веществ.

Определять степень окисления атома элемента.

Проводить химические реакции качественного определения макроэлементов в растворах.

Соблюдать правила техники безопасности и оказывать первую помощь при несчастных случаях в химической лаборатории.

Пользоваться химической посудой и знать ее назначение. Работа с мерной химической посудой.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия и биология (школьный курс)	Иметь представление об электронном строении атомов, степени окисления, валентности, электроотрицательности. Знать периодический закон и периодическую систему Д. И. Менделеева. Уметь составлять электронные формулы атомов и ионов. Уметь составлять уравнения химических реакций.
2. Биологическая и биологическая химия	Иметь представление об органогенах. Знать количественное содержание элементов-органогенов в организме человека.
3. Медицинская биология	Иметь представление о химическом составе клетки: макро- и микроэлементы.
4. Медицинская и биологическая физика	Понимать молекулярную организацию активного транспорта на примере работы Na-K насоса.
5. Безопасность жизнедеятельности, основы биэтики и биобезопасности	Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Биогенные элементы.	Химические элементы, необходимые для построения и жизнедеятельности клеток и организмов.
2. <i>s</i> -Элементы.	Элементы, в атомах которых последними заполняются <i>s</i> -орбитали.
3. <i>p</i> -Элементы.	Элементы, в атомах которых последними заполняются <i>p</i> -орбитали.
4. Эндемические заболевания.	Болезни, обусловленные аномальным содержанием некоторых элементов в почве и воде определенных географических местностей.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Биогенные элементы:
 - а) органогены;
 - б) макроэлементы;
 - в) микроэлементы.
2. Электронная структура биогенных s -, p -элементов.
3. Типичные химические свойства s -, p -элементов и их соединений (реакции без изменения степени окисления).
4. Биологическая роль биогенных s -, p -элементов.
5. Связь между местонахождением s -, p -элементов в периодической системе и их содержанием в организме.
6. Эндемические заболевания, их связь с особенностями биогеохимических провинций (районов с природным дефицитом или избытком определенных химических элементов в литосфере).
7. Применение соединений s -, p -элементов в стоматологической практике.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии:

1. Ознакомление с правилами техники безопасности и правилами оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории:

При выполнении лабораторной работы студенты должны соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности. Каждый студент после ознакомления с правилами техники безопасности ставит свою подпись в журнале регистрации инструктажа.

Правила безопасной работы в учебных лабораториях медицинской химии:

1. К работе в лабораториях студенты допускаются в халатах и медицинских шапочках.
2. Каждый студент должен держать свое место за рабочим столом в чистоте и порядке. На столе не должны находиться посторонние вещи (сумки, пакеты и др.)
3. Выполнение опытов следует начинать, только внимательно ознакомившись с инструкцией и выслушав объяснения преподавателя. Каждое действие должно быть обдуманным. Работу следует выполнять аккуратно, точно, не спеша.
4. Категорически запрещается проводить опыты, не предусмотренные инструкцией по теме занятия.
5. Категорически запрещается брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении веществ по запаху пробирку следует держать на расстоянии и направлять движением руки воздух от отверстия пробирки к носу. При прилипании реактивов нельзя наклоняться над отверстием посуды, чтобы брызги не попали на лицо и одежду.
6. Опыты проводить только в чистой посуде, с таким количеством и концентрацией веществ, в такой последовательности и условиях, как указано в инструкции.

7. Все бутылочки с реактивами и растворами после использования сразу же закрывать пробками, которые нельзя путать.

8. Все опыты с концентрированными кислотами и щелочами следует проводить только под вытяжкой.

9. Разбавляя концентрированные кислоты, особенно серную, следует осторожно вливать кислоту в воду, а не наоборот.

10. Нельзя наклоняться над жидкостью, которая нагревается, так как ее может выбросить из пробирки. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от работающего и тех, кто рядом с ним.

11. Категорически запрещается включать и выключать электрические приборы без разрешения преподавателя, а также зажигать спиртовку без надобности.

12. По окончании занятия каждый студент должен вымыть посуду, с которой работал, и убрать свое рабочее место. Дежурный должен привести в порядок всю лабораторию.

Основные правила первой помощи:

1. При ранении стеклом остановить кровотечение 3 % раствором перекиси водорода, смазать края раны раствором йода и перевязать бинтом.

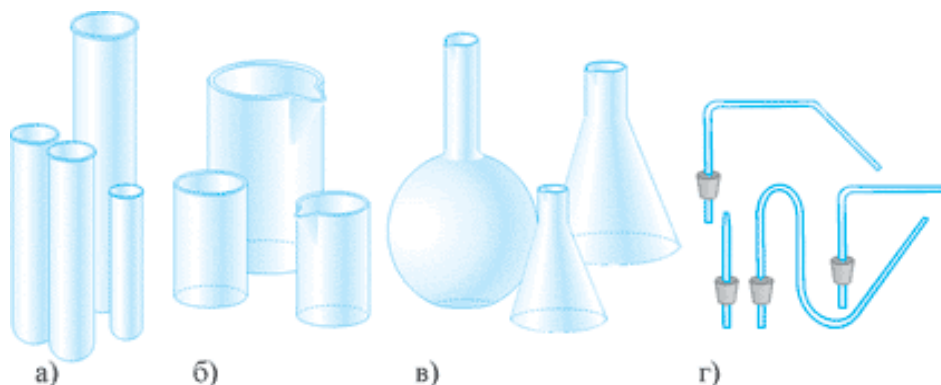
2. При ожогах рук или лица реактивом смыть реактив большим количеством воды, а затем обработать 2 % раствором борной кислоты (при ожогах щелочью), или 2% раствором гидрокарбоната натрия (при ожогах кислотой), а затем снова промыть водой.

3. При ожогах горячим предметом или горячей жидкостью место ожога следует обработать свежеприготовленным раствором перманганата калия, а затем смазать мазью от ожогов.

4. При химических ожогах глаз промыть глаза большим количеством воды, а затем обратиться к врачу.

2. Ознакомление с химической посудой и ее назначением. Работа с мерной химической посудой

Химическую лабораторную посуду можно классифицировать по различным признакам. По назначению посуду можно разделить на посуду общего назначения (пробирки, стаканы, колбы, реторты, воронки, кристаллизаторы и т. п) и посуду специального назначения.



Посуда общего назначения:

- а) пробирки;
- б) химические стаканы;
- в) колбы;
- г) газоотводные трубки.

Пробирки. Пробирки – основная посуда для проведения фронтальных практических и лабораторных работ. В них можно проводить опыты с жидкими, твердыми и газообразными веществами.

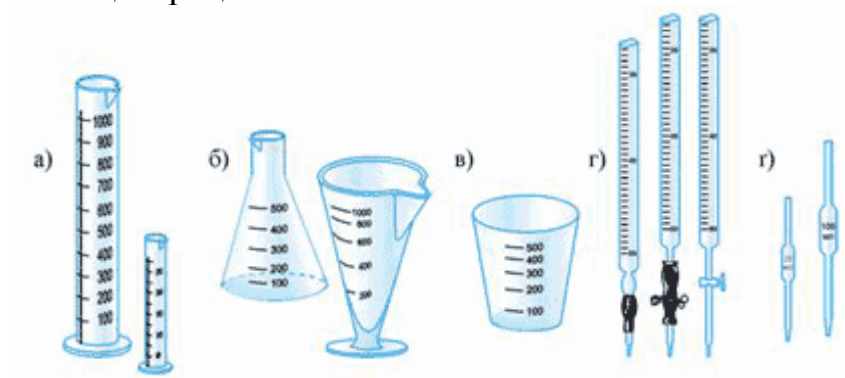
Колбы. Есть такие виды колб:

- 1) колба плоскодонная с узким горлышком;
- 2) колба плоскодонная с широким горлышком;
- 3) колба круглодонная с узкой длинной шейкой, которую применяют для нагревания на водяной или масляной бане при перегонке низкокипящих жидкостей, легко расплескивающихся.

Стаканы химические. Химические стаканы применяют для растворения, смешивания и нагревания жидкостей.

Воронки. В зависимости от назначения лабораторные стеклянные воронки имеют разнообразную форму и размеры. Обычная конусная воронка предназначена для фильтрации растворов и для вливания жидкостей в сосуды с узким горлышком.

К **мерной посуде** относятся пипетки, бюретки, колбы, цилиндры, мензурки, стаканы. Мерной посудой точно определяют объем жидкостей, готовят растворы разных концентраций.



Мерная стеклянная посуда:

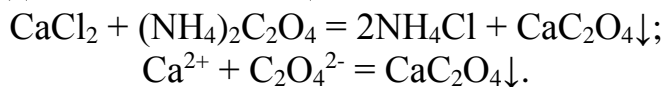
- а) мерные цилиндры;
- б) колбы;
- в) стакан;
- г) бюретки;
- д) капельницы.

3. Проведение качественных реакций на определение ионов s- и p-элементов в растворе:

- а) Проведение качественной реакции на катион кальция. Реакция с ок-

салатом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$

В пробирку внести 1 мл раствора соли кальция (хлорида или нитрата) и прибавить такое же количество раствора оксалата аммония. Выпадает белый кристаллический осадок оксалата кальция:



Реакция используется для определения ионов кальция в моче и крови.

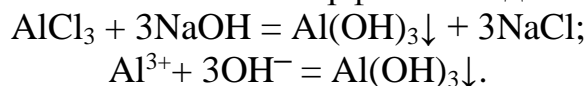
Поддействовать на осадок сильной минеральной и уксусной кислотами.

Написать уравнение реакции растворения осадка в минеральной кислоте в молекулярном и кратком ионном виде.

Сделать вывод об условиях открытия катиона кальция действием оксалата аммония.

б) Проведение качественной реакции на катион алюминия. Реакция с раствором щелочи

В пробирку налить 1 мл раствора соли алюминия и каплями добавить раствор щелочи до образования белого аморфного осадка.

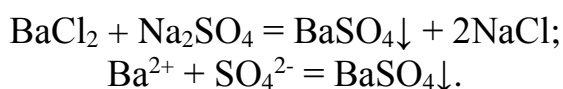


Испытать действие на осадок сильной минеральной кислоты и щелочи.

Написать уравнения реакций растворения осадка в минеральной кислоте и избытке щелочи в молекулярном и кратком ионном виде.

в) Проведение качественной реакции на катион бария. Реакция с сульфатом натрия или серной кислотой

В пробирку внести 1 мл раствора соли бария и добавить такое же количество раствора сульфата натрия или серной кислоты. Образуется белый кристаллический осадок:

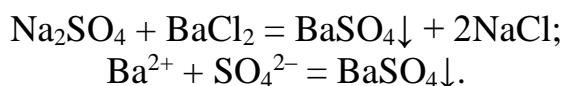


Поддействовать на осадок сульфата бария сильной минеральной кислотой.

Сделать вывод об условиях открытия катиона бария.

г) Проведение качественной реакции на сульфат-ион. Реакция с раствором хлорида бария

В пробирку налить 1 мл раствора сульфата натрия или калия, добавить раствор хлорида бария до образования белого мелкокристаллического осадка сульфата бария.



Испытать действие на осадок соляной или азотной кислоты.

Сделать вывод об условиях открытия сульфат-иона.

д) оформление протокола лабораторной работы

Записать в тетрадь необходимые уравнения реакций и выводы к каждому из опытов.

Содержание темы (тезисы):

1. Биогенные элементы:

- а) органогены;**
- б) макроэлементы;**
- в) микроэлементы.**

Биогенные элементы – это химические элементы, которые принимают участие в биологических процессах живых организмов.

Самые важные из них – это химические элементы, которые составляют 97,5 % от общей массы организма. Это **элементы-органогены** (углерод, водород, кислород, азот, фосфор, сера).

По количественному содержанию в организме биогенные элементы делят на:

- **макроэлементы** (10^{-2} % и больше): С, Н, О, N, P, S, Na, Ca, K, Cl;
- **микроэлементы** (10^{-3} – 10^{-12} %): Cu, Zn, Mn, Co, Fe, I, Al, Mo;
- **ультрамикроэлементы** (10^{-12} % и меньше): Ra, Hg.

2. Электронная структура биогенных *s*-, *p*-элементов

***s*-Элементами** называют элементы, в атомах которых последним заполняется электронами *s*-подуровень внешнего уровня.

Электронная структура биогенных *s*-элементов:

- +1 Н $1s^1$;
- +11 Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
- +12 Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
- +19 К $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;
- +20 Са $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

***p*-Элементами** называют элементы, в которых заполняется *p*-подуровень внешнего уровня.

Электронная структура биогенных *p*-элементов:

- +6 С $1s^2 2s^2 2p^2$;
- +7 N $1s^2 2s^2 2p^3$;
- +8 О $1s^2 2s^2 2p^4$;
- +15 Р $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
- +16 S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
- +17 Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

3. Типичные химические свойства *s*-, *p*-элементов и их соединений (реакции без изменения степени окисления)

***s*-Элементы** I А группы на внешнем энергетическом уровне имеют по 1 *s*-электрону. Атомы легко отдают *s*-электрон, проявляя восстановительные свойства.

***s*-Элементы** II А группы на внешнем энергетическом уровне имеют по 2 *s*-электрона, которые они могут отдавать, образуя ионы с зарядом +2.

Соединения *s*-элементов вступают в реакции без изменения степени окисления.

У ***p*-элементов** III А – VIII А групп заполняется электронами *p*-подуровень

внешнего энергетического уровня. Атомы этих элементов на внешнем уровне имеют от трех до восьми валентных электронов.

Каждая из этих групп начинается типичными неметаллами, а заканчивается металлами. Ослабляются окислительные свойства и усиливаются восстановительные.

В периодах усиливаются неметаллические свойства элементов слева направо.

4. Биологическая роль биогенных *s*-, *p*-элементов

Водород (H) входит в состав органических веществ (углеводов, липидов, белков) и неорганических (воды, кислот, солей).

Протоны H^+ принимают участие в окислительно-восстановительных процессах, поддерживают кислотно-основное равновесие, способствуют гидролизу молекул пищевых продуктов.

Натрий (Na) и Калий (K)

Na^+ является основным внеклеточным ионом, а K^+ – внутриклеточным.

Ионы натрия и калия поддерживают постоянную величину осмотического давления клеток и жидкостей организма, в составе буферных систем поддерживают кислотно-основное равновесие, необходимы для работы калий-натриевого насоса, передачи нервных импульсов, работы сердечной мышцы.

Магний (Mg)

Содержится в костях скелета и эмали зубов в виде нерастворимых фосфатов. Ионы магния входят в состав биокомплексов с нуклеиновыми кислотами. Mg активизирует синтез и гидролиз АТФ.

Магний входит в состав ферментов карбоксипептидазы, АТФ-азы, холинэстеразы. Ионы магния являются активаторами ферментов фосфатазы и киназы.

Кальций (Ca)

Ионы кальция принимают участие в передаче нервных импульсов, сокращении мышц, регуляции работы сердца, свертывании крови, влияют на кислотно-основное равновесие биологических жидкостей, оказывают противовоспалительное и десенсибилизирующее действие. Кальций – главный компонент костной ткани и зубов.

Алюминий (Al) является ингибитором ферментов альдолазы, щелочной фосфатазы, а также ферментов, участвующих в кроветворении, способствует развитию и регенерации эпителиальной, соединительной и костной тканей.

Углерод (C) входит в состав биоорганических соединений – биополимеров (белков, нуклеиновых кислот, углеводов), липидов, биорегуляторов (ферментов, гормонов, витаминов).

Оксид углерода(IV) CO_2 – это конечный продукт биологического окисления различных биосубстратов – глюкозы, липидов и, в меньшей степени, белков в клетках.

Азот (N) входит в состав органических веществ – белков, витаминов, гормонов, нуклеиновых кислот.

Оксид азота(II) регулирует сердечно-сосудистую деятельность; поддерживает тонус стенок кровеносных сосудов.

Фосфор (P)

Остаток фосфорной кислоты входит в состав нуклеиновых кислот, которые хранят, передают и реализуют генетическую информацию.

АТФ образуется в процессе окислительного фосфорилирования углеводов и жиров и является источником и аккумулятором энергии организма.

Фосфор входит в состав макроэргического соединения мышц креатин-фосфата, фосфопротеинов, фосфолипидов клеточных мембран и коферментов-нуклеотидов.

В составе солей фосфатов, а также гидроксоапатита, фторапатита, хлорапатита и карбонатапатита фосфор содержится в костях и зубах.

Кислород (O) входит в состав неорганических соединений и органических биомолекул – белков, жиров, углеводов, нуклеиновых кислот, ферментов, витаминов.

Кислород необходим для дыхания тканей (последовательных ферментативных реакций окисления углеводов, липидов, белков с образованием воды).

Сера (S) находится в аминокислотах (цистеине, метионине), белках, некоторых витаминах (B₁) и гормонах (инсулине).

Серная кислота, образуемая в организме, участвует в детоксикации ядовитых соединений – фенола, крезола, индола, образующихся из аминокислот кишечника.

Хлор (Cl) участвует в процессе торможения биопотенциалов действия и в водно-электролитном обмене. В составе NaCl регулирует осмотическое давление. Он способствует отложению гликогена в печени, стимулирует действие фермента амилазы, входит в состав желудочного сока в виде соляной кислоты.

Йод (I) входит в состав гормонов щитовидной железы (тироксина и трийодтиронина), которые усиливают энергообмен клеток, обмен углеводов и жиров, влияют на рост и дифференциацию тканей, повышают возбудимость нервной системы, положительно влияют на психическое развитие.

Недостаток йода вызывает эндемический зоб и гипотиреоз, избыток – базедовую болезнь и гипертиреоз.

Фтор (F) в составе фторапатита участвует в формировании скелета, повышает устойчивость зубов к кариесу, стимулирует кроветворение и иммунитет.

Недостаток фтора вызывает кариес, а избыток – флюороз зубов.

5. Связь между местонахождением s-, p-элементов в периодической системе и их содержанием в организме

А. П. Виноградов открыл общий закон распределения химических элементов: количественный состав химических элементов в живом веществе обратно пропорционален их порядковым номерам в периодической системе элементов.

6. Эндемические заболевания, их связь с особенностями биогеохимических провинций (районов с природным дефицитом или избытком определенных химических элементов в литосфере)

В организме человека поддерживается баланс оптимальных концентраций биогенных элементов. Нарушение его вызывает разные болезни.

Болезни, обусловленные аномальным содержанием элементов в почве и воде определенных географических местностей, называют **эндемическими**.

А. П. Виноградов ввел понятие биогеохимических провинций – географических местностей, в почвах которых содержание химических элементов отличается от среднего.

В Украине существуют биогеохимические провинции с пониженным или повышенным содержанием некоторых элементов. Да, Карпаты и Крым – с пониженным содержанием йода в продуктах питания и питьевой воде, в Полтавской области повышенное содержание фтора в питьевой воде (выше нормы в 1,5 раза).

7. Применение соединений *s*-, *p*-элементов в стоматологической практике

Гидроксид натрия в виде 10 %-го водного раствора входит в состав силамин, что применяется в ортопедической практике для огнеупорных моделей при изготовлении цельнолитых протезов из кобальтохромового сплава.

Оксид магния входит в состав Кристосила-2, который применяется для отливки цельнолитых зубопротезных изделий из кобальтохромового сплава.

Сульфат кальция применяется для того, чтобы получить слепок полости рта.

Борат натрия с гидроксидом алюминия входят в состав стоматологических паст, которые применяются как клей-порошок для зубных протезов.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать, является ли углерод органоеном, который образует структурные компоненты живой клетки:

- а) является органоеном;
- б) не является органоеном;
- в) частично является органоеном.

2. Выбрать электронную конфигурацию атома магния:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; г) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$.

3. Указать характерную степень окисления для *s*-элементов II А группы в соединениях:

- а) +2; б) -2; в) +3; г) +1.

4. Указать, почему валентность кислорода, как правило, равна двум:

- а) потому, что кислород менее электроотрицательный, чем фтор;
- б) потому, что атом кислорода не имеет *d*-подуровней;
- в) потому, что кислород проявляет неметаллические свойства;
- г) потому, что для завершения внешнего энергетического уровня его атому не хватает двух электронов.

5. Указать, какие ионы *p*-элементов V А группы участвуют в физиологических процессах организма человека:

- а) NO_2^- ; б) H_2PO_4^- ; в) SbO^+ ; г) As^{3+} .

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Напишите электронную формулу элемента, атом которого содержит на 3*p*-подуровне четыре электрона. В каком периоде, в какой подгруппе он находится, и как этот элемент называется?
2. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 53.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 29, 33, 342 – 379).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 5 – 15).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 29, 33, 342 – 379)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 2. Биогенные *d*-элементы и их роль в метаболизме

1. Актуальность темы:

Знание электронной структуры и свойств *d*-элементов объясняет их биологическую роль в организме.

Установление связи между содержанием биогенных элементов в организме человека и их содержанием в окружающей среде дает возможность понять причины и механизмы эндемических заболеваний, их связь с особенностями биогеохимических провинций (районов с природным дефицитом или избытком определенных химических элементов в литосфере). Это раскрывает проблемы загрязнения и очищения биосферы от токсических химических соединений техногенного происхождения.

Знание химии биогенных элементов позволяет изготавливать сплавы и амальгамы золота, серебра, меди и применять их в стоматологической практике. Широко применяются слепочные материалы: зуботехнический гипс; пломбировочные материалы: фосфатные цементы (цинк-фосфатные, бактерицидные, силикофосфатные), цинкполикарбоксилатный, иономерный цементы.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Трактовать взаимосвязь между биологической ролью биогенных *d*-элементов и формой нахождения их в организме.

Анализировать взаимосвязь между химическими свойствами соединений *d*-элементов и их содержанием в организме.

Составлять электронные формулы атомов и ионов в основном и возбужденном состояниях.

Составлять молекулярные и структурные формулы веществ.

Определять степень окисления атома элемента.

Проводить химические реакции качественного определения микроэлементов в растворах.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия и биология (школьный курс)	Иметь представление об электронном строении атомов, степени окисления, валентности, электроотрицательности. Знать периодический закон и периодическую систему Д. И. Менделеева. Уметь составлять электронные формулы атомов и ионов. Уметь составлять уравнения химических реакций.
2. Биологическая и биологическая химия	Иметь представление об электроотрицательности. Иметь представление об окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в мембранных структурах. Знать строение витамина В ₁₂ .
3. Медицинская и биологическая химия	Иметь представление о деформационных свой-

гическая физика	ствах стоматологических материалов. Иметь представление об определении микро- твердости стоматологических материалов. Стремиться к сохранению окружающей среды.
4. Безопасность жизнеде- ятельности, основы био- этики и биобезопасности	

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. <i>d</i> -Элементы.	Элементы, в атомах которых последними заполняются <i>d</i> -орбитали.
2. Электроотрицательность.	Это способность атома в соединении притягивать к себе электроны.
3. Металлоферменты.	Белки, имеющие ферментативную активность и содержащие катионы металлов.
4. Окислительно-восстановительная реакция.	Химическая реакция, которая происходит с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагентов.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Металлы жизни.
2. Электронная структура и электроотрицательность биогенных *d*-элементов.
3. Типичные химические свойства *d*-элементов и их соединений:
 - а) реакции с изменением степени окисления;
 - б) комплексообразование.
4. Биологическая роль биогенных *d*-элементов.
5. Применение соединений *d*-элементов в стоматологической практике.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии:

1. Химические свойства *d*-элементов и их соединений:

а) реакции с изменением степени окисления:

Качественная реакция на перманганат-ион. Реакция с перекисью водорода в кислой среде

В пробирку налить 1 мл раствора перманганата калия, добавить 2 – 3 капли раствора серной кислоты и 5 капель раствора перекиси водорода с массовой долей H₂O₂ 10 %. Наблюдается обесцвечивание раствора перманганата калия.

Составить уравнение реакции по схеме:

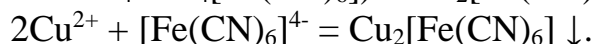
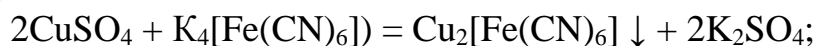


б) реакции комплексообразования:

Качественная реакция на Cu^{2+}

В пробирку налить 1 мл раствора соли меди(II) и такое же количество раствора гексацианоферрата(II) калия (желтой кровяной соли – $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$).

Наблюдается образование красно-бурого осадка гексацианоферрата(II) меди(II):



Проверить растворимость осадка в сильных минеральных кислотах и щелочах.

Написать уравнения реакций растворения осадка в кислотах и щелочах.

Сделать вывод об условиях открытия катиона меди(II) в виде гексацианоферрата(II) меди(II).

2. Оформление протокола лабораторной работы

Записать в тетрадь необходимые уравнения реакций и выводы к каждому из опытов.

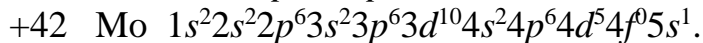
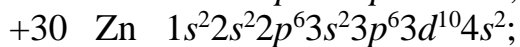
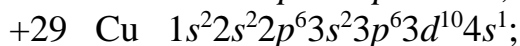
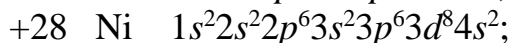
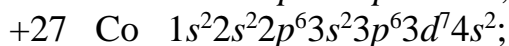
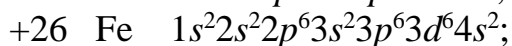
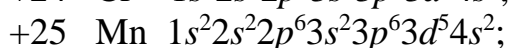
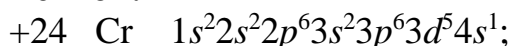
Содержание темы (тезисы):

1. Металлы жизни

Из всех *d*-элементов достаточно полно изучены количественное содержание, топография, формы нахождения и специфическая физиологическая роль восьми химических элементов (Fe, Cu, Zn, Mn, Co, Ni, Cr, Mo). Именно эти элементы входят в состав большого количества металлоферментов, которых сейчас известно около 300, металлопротеидов, а также некоторых витаминов. В организме человека указанные элементы находятся, преимущественно, в виде комплексных соединений и гидратированных ионов.

Жизненно необходимые *d*-элементы Zn, Cu, Fe, Mn, Co, Mo называют **металлами жизни**.

2. Электронная структура и электроотрицательность биогенных *d*-элементов:



3. Типичные химические свойства *d*-элементов и их соединений:

а) реакции с изменением степени окисления

Окислительно-восстановительные свойства связаны со способностью элементов и их соединений отдавать или присоединять электроны, то есть изменять степень окисления. С этим связано многообразие окислительно-восстановительных реакций *d*-элементов.

В свободном состоянии металлы являются донорами электронов, то есть отдают свои валентные электроны другому атому и поэтому являются восстановителями.

б) комплексообразование

Все *d*-элементы имеют большую способность к образованию комплексных соединений, поскольку ионы переходных биометаллов со свободными *s*- и *p*-орбиталями и частично незаполненными *d*-подуровнями проявляют акцепторные свойства, то есть могут принимать эти вакантные АО электронные пары атомов доноров и таким образом создавать дополнительные донорно-акцепторные (координационные связи). С участием этих связей образуются комплексные соединения, в которых ионы *d*-элементов являются комплексообразователями.

4. Биологическая роль биогенных *d*-элементов

Железо (Fe) – микроэлемент (10^{-5} %). Суточная потребность: 15 – 20 мг. Локализуется в эритроцитах, а также в дыхательных ферментах цитохромах. Железо входит в состав гемоглобина, ферментов цитохромов, каталазы, пероксидазы, ксантиноксидазы, альдегидоксидазы и транспортных белков – ферритина, трансферрина, гемосидерина, лактоферритина и др. Железо принимает активное участие в окислительно-восстановительных процессах организма, необходимых для процессов роста и кроветворения. Недостаток железа приводит к развитию анемий.

Медь (Cu) – жизненно необходимый микроэлемент (10^{-4} %). Медь содержится в клетках почти всех органов человека, однако преимущественно концентрируется в печени и головном мозге. Суточная потребность: 2 – 3 мг. Входит в состав более, чем 30 белков (церулоплазмин, альбокупреины, нейрокупреины) и ферментов (оксидаз, глюкуронидазы, амилазы слюны, альдолазы, липазы, АТФ-азы мышц, супероксиддисмутазы и др.).

Медь усиливает действие инсулина и гормонов гипофиза; положительно влияет на рост и развитие организма; влияет на синтез гемоглобина и образование эритроцитов; имеет гипогликемическое действие; влияет на водный и минеральный обмен; является активатором ферментов.

Цинк (Zn) – микроэлемент (10^{-3} %). Суточная потребность: 10 –15 мг. Топография в организме: сетчатая оболочка глаза, предстательная железа, сперма, молочные железы, печень, мышцы. Входит в состав более, чем 40 ферментов (гидролаз, карбоксипептидазы, карбоангидразы, алкогольдегидрогеназы). Активирует ферменты пероксидазу, аминопептидазу, енолазу, аргиназу; ингибирует – фосфоглюкомутазу, щелочную фосфатазу, рибонуклеазу.

Цинк влияет на процессы размножения, то есть репродуктивную функцию; принимает участие в обмене нуклеопротеидов, поэтому положительно влияет на рост и размножение; связывается с инсулином; влияет на обмен кальция и фосфора.

Марганец (Mn) входит в состав ферментов аминопептидазы, холинэстеразы, пируваткарбоксилазы, аргиназы.

Он усиливает синтез гормонов щитовидной железы; ускоряет процесс образования антител; проявляет липотропный эффект; предотвращает развитие атеросклероза; нормализует половую функцию; нормализует работу щитовидной железы.

Кобальт (Co) – микроэлемент (10^{-5} %). Суточная потребность 0,05 – 0,1 мг. Топография в организме: печень, почки, поджелудочная железа.

Кобальт входит в состав витамина В₁₂ (цианокобаламина).

Он влияет на все виды обмена веществ; влияет на процессы размножения и роста; увеличивает содержание эритроцитов и гемоглобина; микродозы (1 – 5 мг) кобальта снижают уровень сахара в крови; положительно влияет на усвоение кальция и фосфора; принимает участие в синтезе гормонов щитовидной железы; активирует ферменты карбоангидразу, карбоксипептидазу.

Молибден (Mo) – микроэлемент (10^{-5} %). Суточная потребность: 0,15 – 0,3 мг. Топография в организме: печень, почки, железы внутренней секреции.

Молибден является активатором ферментов; активирует синтез гемоглобина; влияет на иммуногенез.

Ферменты, содержащие молибден, участвуют в метаболизме пуринов и усвоении азота, при этом образуется мочевая кислота. При повышенном содержании молибдена развивается эндемическая подагра.

Хром (Cr) – микроэлемент (10^{-5} %). Биологическое действие основано на способности к комплексообразованию.

Он влияет на кроветворение; является составной частью пищеварительного фермента – трипсина; стабилизирует структуру нуклеиновых кислот; соединения хрома имеют противоопухолевое действие; хром принимает участие в обмене глюкозы.

Никель (Ni) входит в состав фермента уреазы.

Он активирует ферменты ангидразу, карбоксилазу, трипсин; стимулирует синтез аминокислот; ускоряет регенерацию белков плазмы крови; участвует в кроветворении.

5. Применение соединений *d*-элементов в стоматологической практике

Сплавы золота, серебра и меди (сплавы разных проб) широко применяются в стоматологической практике для протезирования зубов.

Серебро входит в состав серебряно-палладиевых сплавов.

Серебро входит в состав порошка (сплав серебра, олова, меди), что используется для изготовления «Амальгамы серебряной» (АС-2), из которой изготавливают металлические пломбы.

Медь является составным компонентом пломбирочного материала «Галлодент-М» и жидкости (сплав галлий – олово) для изготовления металлических пломб.

Металлический хром входит в состав кобальтохромового сплава (КХС). Кроме кобальта и хрома (основных компонентов), сплав содержит молибден и никель.

Широкое применение в ортопедической практике нашли нержавеющие хромоникелевые стали.

Сульфат цинка обезвоженный (одноводный) применяют как временный пломбировочный материал в составе цементов «Винокол», «Дентин».

Оксид цинка входит в состав цинк-фосфатных цементов, которые применяются как пломбировочный материал.

Оксид меди(I) и оксид меди(II) входят в состав фосфатных бактерицидных цементов, которые используются как пломбировочный материал.

Стеклоиономерный цемент – это система «порошок – жидкость». Стеклоиономерные цементы используются для реставрации зубов.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать правильную электронную формулу, которая характеризует валентные электроны атома хрома:

а) $3d^54s^2$; б) $3d^54s^1$; в) $3d^44s^2$; г) $4d^44s^2$.

2. Указать наиболее характерные степени окисления элементов I Б группы в соединениях в порядке возрастания заряда ядра их атомов:

а) +1, +2, +3; б) +2, +1, +3; в) +2, +3, +3; г) +1, +1, +1.

3. Указать наиболее характерные степени окисления цинка, кадмия и ртути:

а) +2, +2, +1; б) +2, +2, +2; в) +2, +2, 0; г) +2, 0, 0.

4. Указать, какая связь в кристаллах хлоридов металлов II Б группы:

а) ковалентная полярная; в) ионная;
б) ковалентная неполярная; г) металлическая.

5. Указать, в каком состоянии медь содержится в организме человека:

а) в свободном состоянии;
б) в виде гидратированных ионов Cu^{2+} ;
в) в виде комплексов с белками, содержащими медь, которая имеет степень окисления +1 и +2;
г) в виде комплексов с белками, содержащими медь, которая имеет степень окисления +2.

6. Объяснить, почему при добавлении раствора аммиака к осадку гидроксида меди происходит растворение осадка и раствор приобретает интенсивную синюю окраску:

а) потому, что рН раствора становится слабощелочным;
б) потому, что образуется купрат-ион $[Cu(OH)_4]^{2-}$;
в) потому, что образуются ионы $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$;
г) потому, что образуются ионы $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$.

7. Указать, какие наиболее характерные степени окисления проявляют железо, кобальт, никель в соединениях:

а) +3, +2, +3; б) +3, +2, +2; в) +3, +3, +2; г) +2, +3, +3.

8. Указать, какие степени окисления характерны для элементов семейства железа в их комплексных соединениях с белками в живых организмах:

а) +2; б) +3; в) +2 и +3; г) +1, +2, +3.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Напишите электронную формулу элемента, атом которого содержит на 3d-подуровне семь электронов. В каком периоде, в какой подгруппе он находится, и как этот элемент называется?
2. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 30.
3. Запишите реакцию, которую катализирует фермент карбоангидраза.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 379 – 389).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 15 – 19).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 379 – 389)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 3. Способы выражения состава растворов

1. Актуальность темы

Растворами являются плазма крови, слюна, желудочный сок, моча и другие жидкости человеческого организма. С образованием растворов связаны процессы усвоения пищи и выведения из организма продуктов жизнедеятельности. В форме растворов в организм вводится много лекарственных препаратов. Поэтому врачу необходимы знания о величинах, характеризующих количественный состав растворов.

Компетентности

Уметь проводить анализ информации, принимать обоснованные решения, устанавливать соответствующие связи для достижения целей.

Знать методы применения знаний при решении практических вопросов.

Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

2. Конкретные цели

Уметь характеризовать количественный состав растворов.

Рассчитывать количественное содержание растворенного вещества в растворе.

Уметь переходить от одного способа выражения содержания вещества в

растворе к другому.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия и физика (школьный курс)	Знать состав растворов и величины, характеризующие их количественный состав. Рассчитывать количество растворенного вещества в растворе определенной концентрации. Пользоваться единицами СИ.
2. Русский язык	Знать в совершенстве русский язык. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Растворы.	Растворы – это гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.
2. Разбавленные растворы.	В разбавленных растворах содержание растворенного вещества не превышает 30 %.
3. Концентрированные растворы.	В концентрированных растворах содержание растворенного вещества более 30 %.
4. Ненасыщенные растворы.	Ненасыщенными являются растворы, если в данной массе растворителя еще может раствориться какая-то масса вещества.
5. Насыщенные растворы.	Насыщенными являются растворы, если количество вещества, переходящего в раствор за единицу времени, равно количеству вещества, выделяющегося в виде твердой фазы.
6. Пересыщенные растворы.	Пересыщенными являются растворы, если вещества растворено больше, чем его нужно для насыщения в данных условиях.
7. Массовая доля.	Массовая доля – это отношение массы компо-

8. Молярная концентрация.	<p>нента (растворенного вещества) к общей массе системы (раствора, смеси).</p> <p>Молярная концентрация вещества – это отношение количества вещества к объему раствора.</p>
---------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Состав растворов.
2. Классификация растворов.
3. Величины, характеризующие количественный состав растворов:
 - 1) массовая, объемная и мольная доли;
 - 2) молярная концентрация;
 - 3) молярная концентрация эквивалента; деци-, санти-, милли- и микромоли;
 - 4) моляльная концентрация;
 - 5) титр.

4.3. Расчетные и ситуационные задачи, которые решают студенты на занятии:

Задача № 1

В воде объемом 0,2 л растворили соль массой 0,04 кг. Определить массовую долю соли в растворе, если плотность воды равна 1 кг/л.

Задача № 2

Определить массу раствора с массовой долей CuSO_4 10 % и массу воды, необходимые для приготовления раствора массой 0,5 кг с массовой долей CuSO_4 2 %.

Задача № 3

Определить молярную концентрацию раствора с массовой долей гидроксида натрия 0,2. Плотность раствора – 1,29 кг/л.

Задача № 4

Определить молярную концентрацию эквивалента раствора, образованного при растворении 0,0426 кг сульфата натрия в 0,3 кг воды, если плотность раствора равна 1,12 кг/л.

Задача № 5

Определить моляльную концентрацию раствора хлорида калия, если 0,5 кг раствора содержит 0,05 кг соли.

Содержание темы (тезисы):

1. Состав растворов

Растворы – это гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Компоненты раствора: растворитель и растворенное вещество (одно или несколько).

2. Классификация растворов

По агрегатному состоянию выделяют:

- газообразные;
- жидкие;
- твердые.

По содержанию растворенного вещества растворы бывают:

- разбавленные – в которых содержание растворенного вещества не превышает 30 %;
- концентрированные – содержание растворенного вещества более 30 %.

По способности вещества растворяться различают:

- ненасыщенные растворы – если в данной массе растворителя еще может раствориться какая-то масса вещества;
- насыщенные растворы – если количество вещества, переходящего в раствор за единицу времени, равно количеству вещества, выделяющегося в виде твердой фазы;
- пересыщенные растворы – если вещества растворено больше, чем его нужно для насыщения в данных условиях.

3. Величины, характеризующие количественный состав растворов

1) массовая, объемная и мольная доли

Массовая доля (W) – это отношение массы компонента (растворенного вещества) к общей массе системы (раствора, смеси). Это безразмерная величина, которая выражается долями единицы, процентами (доли сотни) и др.

$$W(\text{раст. вещ.}) = \frac{m(\text{раст. вещ.})}{m(\text{раствора})} \times 100 \%$$

Мольная доля (χ) – это отношение количества растворенного вещества (n вещества) к общему количеству раствора (n раствора). Она имеет такую же размерность, как и массовая доля.

$$\chi_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + \dots n_i}$$

Объемная доля растворенного вещества (φ) – это отношение объема растворенного вещества к сумме объемов всех компонентов раствора.

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_A + V_B + \dots V_i}$$

2) молярная концентрация

Молярная концентрация вещества (C) – это отношение количества вещества n к объему раствора V . Молярная концентрация выражается в моль/л.

$$C = \frac{n(\text{раст. вещ.})}{V(\text{раствора})}$$

3) молярная концентрация эквивалента; деци-, санти-, милли- и микромоли

Молярная концентрация эквивалента вещества ($C_{\text{ЭКВ}}$) – это отношение

количества вещества эквивалента $n_{\text{ЭКВ}}$ к объему раствора.

Молярная концентрация эквивалента выражается в моль/л.

$$C_{\text{ЭКВ}} = \frac{n_{\text{ЭКВ}}}{V},$$

где $n_{\text{ЭКВ}}$ – количество вещества эквивалента, моль;

V – объем раствора, л.

$$n_{\text{ЭКВ}} = \frac{m}{M_{\text{ЭКВ}}};$$

$$M_{\text{ЭКВ}} = M \cdot f_{\text{ЭКВ}};$$

$$f_{\text{ЭКВ}} = \frac{1}{n},$$

где n – число ионов H^+ в молекуле кислоты;

или гидроксид-ионов OH^- в молекуле основания;

или произведение валентности металла на количество атомов металла в молекуле соли.

Эквивалент – это такая часть вещества (реальная или условная), которая в реакции эквивалентна (соответствует) одному молю атомов водорода (катионов), или в окислительно-восстановительных реакциях – одному электрону.

4) моляльная концентрация

Моляльная концентрация вещества (C_m) – это отношение количества вещества к массе растворителя.

$$C_m = \frac{n(\text{вещества})}{m(\text{растворителя})},$$

где n – количество вещества, моль;

m – масса растворителя, кг.

5) титр

Титр (T) – это масса растворенного вещества, содержащегося в 1 мл раствора. Массу чаще выражают в граммах (г).

$$T(\text{вещ.}) = \frac{m(\text{раст. вещ.})}{V(\text{раствора})}.$$

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать обозначение тридецимолярного раствора:

а) 3 М; б) 3 н; в) 3 дм³; г) 0,3 М; д) 30 М.

2. Укажите характерные признаки растворов:

а) однородность;

б) неоднородность;

в) только химическое взаимодействие;

г) наличие физического и химического взаимодействия;

д) только физическое взаимодействие.

3. Растворитель – это:

а) компонент, находящийся в жидком агрегатном состоянии в растворе;

- б) более химически активный компонент;
- в) компонент раствора, который имеет больше плотность;
- г) компонент раствора, находящийся в том же агрегатном состоянии, что и раствор;
- д) компонент раствора, который имеет ионное строение.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Определить молярную концентрацию 0,85 % NaCl.
2. Водный раствор, полученный растворением 5 г глюкозы ($M = 180$ г/моль) в 95 г воды, является изотоническим плазме крови. Определить массовую и молярную доли глюкозы в растворе.
3. Титр раствора хлорида кальция ($M = 111$ г/моль), который используется в медицинской практике при аллергических, кожных и других заболеваниях, равен 0,0999 г/мл. Рассчитать молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента хлорида кальция в растворе.
4. В лаборатории есть растворы с массовой долей хлорида натрия 10 % и 0,5 %. Определить массу каждого из растворов, необходимых для приготовления 0,5 л физиологического раствора с массовой долей 0,85 % и плотностью 1,003 кг/л.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 107 – 118).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С.29 – 32).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffdcbdb

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 107 – 118)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 4. Приготовление растворов с заданным количественным составом

1. Актуальность темы

Растворы с молекулярным и ионным характером дисперсности растворенного вещества – истинные растворы – важнейшая составная часть биологических жидкостей. Водные растворы электролитов и низкомолекулярных веществ обеспечивают постоянное осмотическое давление, активную реакцию среды,

буферные свойства жидкостей организма, регулируют величины мембранных потенциалов, активность ферментов и т. п.

Нарушение состава растворов в организме вызывает разные болезни. Поэтому знание теории растворов а также методики их приготовления дает возможность применять растворы с целью лечения разных болезней.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Рассчитывать количество растворителя и растворенного вещества для приготовления раствора с заданной концентрацией.

Готовить растворы определенной концентрации.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Медицинская биология	Владеть знаниями о структурных компонентах цитоплазмы и ядра.
2. Русский язык	Знать в совершенстве русский язык. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.
3. Латинский язык и медицинская терминология	Владеть медицинской терминологией на латинском языке.
4. Безопасность жизнедеятельности, основы биологии и биобезопасности	Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Растворимость.	Это способность вещества растворяться в том или ином растворителе.
2. Коэффициент растворимости.	Это масса растворенного вещества в граммах, которая может при данных условиях раствориться в растворителе массой 100 г с образованием насыщенного раствора.
3. Растворы.	Это гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Растворы в жизнедеятельности.
2. Энтальпийный и энтропийный факторы растворения и их связь с механизмом растворения.
3. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от разных факторов. Законы Генри и Дальтона.
4. Влияние электролитов на растворимость газов (закон Сеченова). Растворимость газов в крови. Кессонная болезнь.
5. Растворимость жидкостей и твердых веществ. Распределение веществ между двумя жидкостями, которые не смешиваются. Закон распределения Нернста, его значение в явлении проницаемости биологических мембран.
6. Приготовление растворов заданного состава.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии

1. Приготовление раствора из фиксанала

Для приготовления раствора из фиксанала необходимо содержимое ампулы количественно перенести в мерную колбу и разбавить дистиллированной водой до метки. Перенесение содержимого фиксанала в колбу: ампулу вымыть и промыть дистиллированной водой. В мерную колбу нужного объема (1,0; 0,5; 0,25 л) вставляют воронку диаметром 9 – 10 см, в которую помещают боек с расширением. Этим бойком пробивают фиксанал с одной стороны, держа фиксанал вертикально. Другим бойком пробивают фиксанал с другой стороны, и дают возможность содержанию его перейти через воронку в колбу. Не изменяя положения ампулы, ее осторожно, но тщательно промывают дистиллированной водой. Объем воды должен не менее, чем в шесть раз превышать объем фиксанала. После растворения содержимого ампулы объем жидкости в колбе доводят дистиллированной водой до метки. Готовый раствор тщательно перемешивают.

2. Приготовление растворов заданной концентрации по рассчитанной навеске

Каждый студент получает у преподавателя карточку с индивидуальным заданием: приготовить раствор лекарственного препарата определенной концентрации с объяснением применения его в медицинской практике. Сначала выполняет необходимые расчеты, а затем, с разрешения преподавателя, готовит раствор.

Приготовление раствора массовой концентрации

Рассчитанную навеску вещества взвесить на технохимических весах, перенести ее в любую немерную посуду, и добавить рассчитанное количество воды. Готовый раствор перемешать до растворения навески.

Приготовление растворов молярной концентрации и молярной концентрации эквивалента

Рассчитанную навеску взвесить на аналитических весах (жидкие вещества отбирают пипеткой), количественно перенести в мерную колбу нужного объема (в колбу перед этим внести небольшой объем дистиллированной воды). Навеску сначала растворить в воде, а затем долить в колбу дистиллированную воду до метки. Готовый раствор перемешать.

3. Оформление протокола лабораторной работы

Сделать в тетради необходимые расчеты, и описать порядок приготовления раствора, согласно индивидуальному заданию.

Содержание темы (тезисы):

1. Растворы в жизнедеятельности

Растворы – это самые распространенные системы в живой природе. Они играют важную роль в жизнедеятельности организмов. Вода как универсальный растворитель твердых, жидких и газообразных веществ является той средой, в которой происходит большинство химических реакций, в том числе, и разнообразные физиологические и биохимические процессы в живых организмах (переваривание пищи, всасывание в кровь питательных веществ, выведение из организма вредных продуктов обмена и др). Основные биологические жидкости, такие как плазма крови, лимфа, моча, спинномозговая жидкость, содержат в растворенном состоянии разные неорганические и органические вещества. Так, плазма крови состоит из воды (90 – 92 %) и сухого вещества (8 – 10 %).

2. Энтальпийный и энтропийный факторы растворения и их связь с механизмом растворения

Образование растворов является самопроизвольным процессом, который происходит с увеличением неупорядоченности частичек, беспорядка в системе и характеризуется ростом энтропии ($\Delta S > 0$) и уменьшением свободной энергии Гиббса ($\Delta G < 0$). С химической термодинамики известно, что $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Из уравнения видно, что если $\Delta H < 0$, а $\Delta S > 0$, то $\Delta G < 0$ и процесс происходит самопроизвольно при любой температуре.

ΔH – энтальпийный фактор.

ΔS – энтропийный фактор.

3. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от разных факторов. Законы Генри и Дальтона

Неполярные газы трудно растворяются в полярном растворителе, в частности в воде, и лучше растворяются в неполярных органических растворителях. Доказано, что растворимость газов зависит от температуры, давления, наличия электролитов.

С повышением температуры растворимость газов уменьшается.

Согласно **закону Генри**: *растворимость газа в жидкости прямо пропорциональна его давлению над жидкостью*:

$$m = kp,$$

где m – масса растворенного газа;

p – давление газа над жидкостью;

k – коэффициент пропорциональности, который зависит от природы газа.

Первый закон Дальтона: *общее давление смеси газов, которые между собой не взаимодействуют, равно сумме парциальных давлений всех ее компонентов*:

$$p_{\text{общ}} = p_1 + p_2 + \dots + p_i.$$

Второй закон Дальтона: *растворимость каждого из компонентов газовой смеси в данной жидкости при постоянной температуре прямо пропорциональна его парциальному давлению над жидкостью и не зависит от общего давления смеси и содержания других компонентов*:

$$m_i = k_i p_i,$$

где m_i – масса каждого растворенного компонента газовой смеси;

p_i – парциальное давление каждого компонента газовой смеси.

4. Влияние электролитов на растворимость газов (закон Сеченова).

Растворимость газов в крови. Кессонная болезнь

Растворимость газов в растворах электролитов меньше, чем в чистом растворителе (закон Сеченова). Эту зависимость математически выражают уравнением:

$$S = S_0 e^{-kc},$$

где S – растворимость газа в растворе электролита с концентрацией C (моль/л);

S_0 – растворимость газа в воде;

k – константа, которая зависит от температуры и природы компонентов раствора;

e – основание натуральных логарифмов.

С увеличением количества кислорода в крови облегчается отдача кровью углекислого газа, и наоборот, при увеличении давления углекислого газа растворимость кислорода в крови возрастает.

При опускании на глубину вследствие увеличения давления концентрация газов в крови изменяется. При быстром подъеме водолазов из глубины резкое снижение давления приводит к бурному выделению растворенных в крови газов. Образующиеся пузырьки закупоривают капиллярные кровеносные сосуды (газовая эмболия), нарушают кровоснабжение органов, что может вызвать серьезные функциональные расстройства. Поэтому для предупреждения кессонной болезни человека из глубины следует поднимать на поверхность медленно.

5. Растворимость жидкостей и твердых веществ. Распределение ве-

ществ между двумя жидкостями, которые не смешиваются. Закон распределения Нернста, его значение в явлении проницаемости биологических мембран

Закон распределения Нернста: *при постоянной температуре соотношение концентраций вещества, которое распределилось между двумя несмешивающимися жидкостями, является постоянной величиной:*

$$k_{\text{расп.}} = C_1 / C_2 ,$$

где $k_{\text{расп.}}$ – коэффициент распределения;

C_1 – концентрация растворенного вещества в первом растворителе;

C_2 – концентрация растворенного вещества во втором растворителе.

На основании закона распределения можно объяснить проникновение веществ сквозь клеточные мембраны. Так, водонерастворимые неполярные вещества (жирные кислоты, жиры, холестерин и др.) проникают в клетку путем растворения в липидном слое мембраны. Они трудно растворяются в водной среде, и их накопление в липидном слое мембран подлжит закону распределения.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Почему при растворении нитрата аммония в воде раствор имеет меньшую температуру, чем воздух, а при растворении серной кислоты – гораздо большую?

2. Почему водолаз из больших глубин должен подниматься постепенно, медленно, а не быстро?

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Для определения концентрации ионов калия в слюне методом пламенной фотометрии нужно приготовить 0,25 л раствора, содержащего 0,04 ммоль/л катионов калия и 0,64 ммоль/л катионов натрия. Как приготовить такой раствор из раствора (1) хлорида калия ($C_1(\text{K}^+) = 1$ ммоль/л) и раствора (2) хлорида натрия ($C_2(\text{Na}^+) = 2$ ммоль/л) ?

2. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 9,3 % (плотность 1,06 г/мл) необходимо взять для приготовления 0,05 л раствора с молярной концентрацией эквивалента серной кислоты 0,35 моль/л?

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 107 – 116, 118 – 126).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 29 – 30, 32 – 35, 67 – 68).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffdcb

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 107 – 116, 118 – 126)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 5. Кисотно-основное равновесие и рН биологических жидкостей

1. Актуальность темы:

Биологические жидкости организма – кровь, лимфа, желудочный сок, моча, слюна и др. имеют разные значения рН в норме. Изменение состава биологических жидкостей, в том числе, показателя рН, характеризует нарушения функций органов.

рН биологических жидкостей влияет на активность ферментов и гормонов, которые регулируют биохимические превращения в крови и соответствующих органах. Изменение рН крови нарушает структуру и функции ферментов и гормонов, что нарушает регуляцию обмена веществ, вызывает накопление недоокисленных токсических продуктов, отравление и может привести к смерти.

Определение рН позволяет обнаружить разные виды патологии, правильно поставить диагноз и обоснованно проводить профилактические и лечебные мероприятия.

В биологии, медицине и фармации широко применяется потенциометрический метод определения рН, который имеет ряд преимуществ, в сравнении с индикаторным; он более точен (дает возможность измерять рН с точностью до 0,02 – 0,05); а также дает возможность измерять рН многокомпонентных систем и окрашенных растворов.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде;

навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Стремление к сохранению окружающей среды.

2. Конкретные цели

Определять водородный показатель среды индикаторами и рН-метром.

Анализировать принцип метода потенциометрии и делать выводы о его использовании в медико-биологических исследованиях.

Делать выводы о кислотности биологических жидкостей на основании водородного показателя.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Биологическая и биологическая химия	Применять теорию кислот и оснований; формулы, названия и свойства кислот и оснований. Владеть понятием кислотность. Использовать формулу для константы диссоциации соединения, указать примеры ее значений. Изображать схематически гидролиз органических веществ. Использовать уравнение реакции ионизации уксусной кислоты.
2. Анатомия	Владеть знаниями об образовании HCl в желудке.
3. Гистология, цитология и эмбриология	Владеть знаниями об образовании HCl в желудке; выведение электролитов через почки.
4. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно. Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.
5. Латинский язык и медицинская терминология	Владеть медицинской терминологией на латинском языке.
6. Безопасность жизнедеятельности, основы биоэтики и биобезопасности	Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации. Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Электролиты: а) сильные; б) слабые.	Электролиты – это вещества, которые проводят электрический ток как в расплавленном состоянии, так и в растворах. - сильными являются электролиты, степень диссоциации которых близка к 1 или 100 % (>30 %): (HCl, H ₂ SO ₄ , NaOH и др.); - слабыми являются электролиты, степень диссоциации которых < 3 % (H ₂ S, HCN и др.).
2. Ионное произведение воды.	Ионное произведение воды – произведение концентраций ионов H ⁺ и OH ⁻ : $K(H_2O) = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ моль ² /л ² .
3. Водородный показатель рН.	Водородный показатель рН – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.
4. Норма рН: а) сыворотки крови; б) слюны.	рН сыворотки крови 7,36 ± 0,04; рН слюны 5,6 – 7,9.
5. Реакция нейтрализации.	Реакция нейтрализации – это реакция взаимодействия между кислотой и основанием с образованием соли и воды.
6. Гидролиз солей.	Гидролизом называют реакцию обмена ионов соли с водой, что приводит к образованию слабых электролитов.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Электролиты в организме человека. Степень и константа диссоциации слабых электролитов. Свойства растворов сильных электролитов.
2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.
3. Водородный показатель рН. Значение рН для разных жидкостей человеческого организма в норме и при патологии.
4. Типы протолитических реакций. Реакции нейтрализации, гидролиза и ионизации.
5. Гидролиз солей.
6. Степень гидролиза, зависимость ее от концентрации и температуры.
7. Константа гидролиза.

4.3. Практические работы (задания), которые выполняются студентами на занятии:

1. Определение рН биологических жидкостей

Определение рН потенциометрическим методом проводится на иономере

ЭВ-74.

1. *Подготовка прибора к работе:*

В начале работы необходимо ознакомиться с паспортом и инструкцией к прибору.

Порядок подготовки иономера к работе:

- нажать кнопки “t” и “-1-19” и включить прибор (предварительно подключив его к сети); прогреть в течение 30 мин.;

- собрать гальваническую цепь из рабочего (измерительного) и вспомогательного (сравнительного) электродов:

измерительным является стеклянный электрод ЭСЛ-43-07 с водородной функцией;

вспомогательным является хлорсеребряный электрод с постоянным значением потенциала ($0,201 \pm 0,003$ В);

- электроды закрепить в держателе над специальным столиком для раствора и подключить в соответствующие гнезда на задней панели прибора.

Иономер настроен по контрольным буферным растворам по методике, которая прилагается в инструкции к прибору.

2. *Определение рН биологических жидкостей:*

Определение рН биологической жидкости проводится в такой последовательности:

- в химический стаканчик с биологической жидкостью погрузить электроды – образовать гальваническую цепь;

- нажать кнопки “анионы/катионы”, “рХ”, и общего диапазона “-1-19”;

- кнопку “Х/Х” оставить не нажатой, что отвечает измерению концентрации одновалентных ионов;

- определить приблизительное значение рН по шкале общего диапазона;

- нажать кнопку одного из поддиапазонов, что содержит приблизительное значение рН, и определить точное значение рН по шкале, которая соответствует этому диапазону.

3. *Обработка результатов и оформление протокола лабораторной работы:*

1) Точное значение рН биологической жидкости записать в таблицу.

Таблица

№ измерения	Вид биологической жидкости	рН	a_{H^+} , моль/л	К(H ₂ O)	a_{OH^-} , моль/л	рОН	Вид среды
1							
2							
3							

2) По точным значениями рН для каждой биологической жидкости рассчитать активность катионов водорода a_{H^+} :

$$pH = -\lg a_{H^+} .$$

3) Поскольку для каждого раствора (соответственно и для биологической жидкости) значение ионного произведения воды $K(\text{H}_2\text{O})$ является постоянным, находим активность гидроксид-ионов по формуле:

$$K(\text{H}_2\text{O}) = a_{\text{H}^+} \cdot a_{\text{OH}^-} = 10^{-14},$$
$$a_{\text{OH}^-} = \frac{10^{-14}}{a_{\text{H}^+}}.$$

4) Рассчитать значение рОН по формуле:

$$\text{pOH} = -\lg a_{\text{OH}^-}.$$

5) Результаты всех расчетов внести в таблицу.

6) По величине рН сделать вывод о виде среды в соответствующей биологической жидкости.

2. Определение водородного показателя среды индикаторами

По величине рН сделать вывод о виде среды в соответствующей биологической жидкости.

Содержание темы (тезисы):

1. Электролиты в организме человека. Степень и константа диссоциации слабых электролитов. Свойства растворов сильных электролитов

Электролиты – это вещества, которые проводят электрический ток как в расплавленном состоянии, так и в растворах.

К ним относятся некоторые основания и соли. Например: KCl , NaCl , LiF , CaCl_2 , KOH , NaOH , а также аммиак, органические кислоты.

В плазме крови содержание катионов, в основном макроэлементов – Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} составляет 154 ммоль/л. На неорганические анионы: Cl^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} и SO_4^{2-} приходится 133 ммоль/л, а остальные 21 ммоль/л – это анионы органических кислот и макроионы белков.

Электролитическая диссоциация – это расщепление соединения на ионы вследствие его взаимодействия с растворителем.

Степень диссоциации электролита – это отношение числа молекул, которые продиссоциировали, к общему числу молекул электролита.

Сильные электролиты (HCl , H_2SO_4 , NaOH и др.) – $\alpha > 0,3$ (30%); слабые электролиты (H_2S , HCN и др.) – $\alpha < 0,03$ (3%).

Для слабых электролитов математическое выражение закона разбавления В. Оствальда:

$$K_{\text{д}} = \alpha^2 C,$$
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}}.$$

откуда

Закон разбавления Оствальда формулируется так:

Степень диссоциации слабого бинарного электролита возрастает при разбавлении раствора, поскольку это способствует диссоциации электролитов.

Сильные электролиты

Для характеристики растворов сильных электролитов вместо концентрации ионов пользуются их активностью.

Активность ионов – это их эффективная или условная концентрация, которая проявляется себя в конкретных физико-химических условиях.

2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды

Упрощенное уравнение диссоциации воды: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Произведение концентраций ионов H^+ и OH^- является величиной постоянной и называется **ионным произведением воды $K(\text{H}_2\text{O})$** :

$$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 \quad (t = 25^\circ \text{C}).$$

3. Водородный показатель pH. Значение pH для разных жидкостей человеческого организма в норме и при патологии

Водородный показатель pH – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$.

В норме pH сыворотки крови составляет $7,36 \pm 0,04$.

Изменение pH крови нарушает структуру и функции ферментов и гормонов, что нарушает регуляцию обмена веществ, вызывает накопление недоокисленных токсических продуктов, отравление и может привести к смерти.

В норме pH слюны составляет $5,6 - 7,9$. Смещение pH слюны в кислую сторону приводит к развитию кариеса, а смещение pH слюны в щелочную сторону приводит к образованию камней.

4. Типы протолитических реакций. Реакции нейтрализации, гидролиза и ионизации

1. Реакция нейтрализации: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

2. Реакции гидролиза соли – это реакция взаимодействия соли с водой.

3. Реакция ионизации: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

5. Гидролиз солей

1. $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH}$.

2. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$.

3. $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$;

6. Степень гидролиза, зависимость ее от концентрации и температуры

$$\alpha_{\text{r}} = \frac{n_{\text{гидр}}}{n_{\text{общ}}} \quad \text{или} \quad \alpha_{\text{r}} = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{общ}}}.$$

Степень гидролиза возрастает с уменьшением концентрации соли в растворе.

С повышением температуры степень гидролиза возрастает.

7. Константа гидролиза

$$K_{\text{r}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a}}}, \quad K_{\text{r}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b}}}, \quad K_{\text{r}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a}} \cdot K_{\text{b}}}.$$

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать, как связаны между собой значения рН и рОН в растворе:

а) $pH = pOH$; б) $pH + pOH = 14$; в) $pH \cdot pOH = 7$; г) $pH / pOH = 1$.

2. Выбрать правильное краткое ионное уравнение реакции гидролиза карбоната натрия:

а) $Na^+ + H_2O = NaOH + H^+$; в) $Na^+ + OH^- = NaOH$;

б) $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2CO_3$; г) $CO_3^{2-} + H_2O = HCO_3^- + OH^-$.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Объяснить, как может влиять изменение рН биологической жидкости на физиологические процессы:

а) зависит от вида биологической жидкости;

б) при увеличении рН скорость процессов возрастает;

в) при увеличении рН скорость процессов уменьшается, а при снижении рН скорость возрастает;

г) изменение рН может изменить скорость процесса, или совсем его прекратить.

2. Объяснить, почему снижается рН в зоне воспаления:

а) в зоне воспаления образуются продукты неполного окисления – органические кислоты;

б) в зоне воспаления резко замедляется отток продуктов метаболизма;

в) в зоне воспаления подавляется окисление и возрастает восстановление;

г) в зоне воспаления рН не изменяется, потому что его значение не зависит от направления процессов метаболизма.

3. Выбрать группу солей, которые подвергаются гидролизу при растворении в воде:

а) хлорид натрия, сульфат аммония; в) цианид калия, карбонат натрия;

б) нитрат калия, ацетат кальция; г) ацетат аммония, сульфат натрия.

4. Указать вид среды, которая образуется при растворении сульфата цинка в воде:

а) кислая; в) нейтральная;

б) щелочная; г) в зависимости от концентрации соли.

5. Объяснить зависимость степени гидролиза от температуры и концентрации соли:

а) степень гидролиза не зависит от температуры и концентрации;

б) степень гидролиза увеличивается при увеличении концентрации и температуры;

в) степень гидролиза уменьшается при увеличении концентрации и температуры;

г) степень гидролиза уменьшается при увеличении концентрации и увеличивается с возрастанием температуры.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 141 – 165).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 38 – 45).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 141 – 165)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 6. Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования

1. Актуальность темы:

Диагностика многих заболеваний, прежде всего, базируется на данных клинических, биохимических, физико-химических методов анализа. Одним из основных методов химического анализа является титриметрический анализ. Он включает и метод нейтрализации в двух его вариантах: алкалометрию и ацидиметрию. Метод нейтрализации применяется для определения кислотности желудочного сока, мочи, других биологических жидкостей, содержания хлоридов в сыворотке крови. В санитарно-гигиеническом анализе метод нейтрализации применяется для исследования питьевой воды, определения кислотности пищевых продуктов. Основные понятия о теории и методах титриметрического анализа, и методе нейтрализации в частности, необходимы студенту для изучения биохимии, фармакологии, гигиены.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к проведению здорового образа жизни.

2. Конкретные цели

Анализировать принципы титриметрических методов исследования.

Анализировать количественное содержание в растворе кислот и оснований с помощью методов кислотно-основного титрования.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Биологическая и био-органическая химия	Применять теорию кислот и оснований; формулы, названия и свойства кислот и оснований. Писать молекулярную формулу уксусной кислоты. Владеть понятием кислотность.
2. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно. Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.
3. Латинский язык и медицинская терминология	Владеть медицинской терминологией на латинском языке.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Титриметрический анализ.	Титриметрическим называют метод анализа, в котором количественное содержание вещества определяют по объему реактива точной концентрации, который потрачен для реакции с определенным объемом раствора исследуемого вещества.
2. Классификация методов титрования.	По типу реакции (самая распространенная классификация): 1. Кислотно-основное титрование (метод нейтрализации). 2. Окислительно-восстановительное титрование (метод оксидиметрии). 3. Комплексонометрия. 4. Метод осаждения.
3. Метод кислотно-основного титрования.	В основе метода лежит реакция нейтрализации, то есть кислотно-основное взаимодействие между аналитом и титрантом.

4. Кислотно-основные индикаторы.	Индикаторы – это красители со слабыми кислотными или основными свойствами, которые изменяют свое окрашивание в зависимости от рН среды. Это фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый, метиловый красный.
----------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Основы титриметрического анализа. Классификация методов титрования.
2. Метод кислотно-основного титрования. Применение метода в медицинской практике.
3. Кислотно-основные индикаторы.

4.3. Практическая работа (задание), которое выполняется студентами на занятии:

1. Ознакомление с методикой выполнения объемного анализа

Для получения правильных результатов все операции в объемном анализе следует выполнять очень тщательно. Перед началом работы нужно убедиться в наличии необходимой посуды и ее готовности к работе, внимательно ознакомиться с методикой анализа, приготовить тетрадь для записи результатов.

Наполнение бюретки рабочим раствором

Бюретку ополаскивают сначала дистиллированной водой, а затем раствором, которым будут ее заполнять. После этого рабочий раствор наливают в бюретку немного выше нулевой метки. Пузырек воздуха из носика бюретки выгоняют, отогнув слегка носик кверху и надавливая при этом на зажим (или шарик) бюретки. После того, как носик полностью заполнен раствором и вынута воронка, через которую наливали раствор, устанавливают уровень раствора на нулевой метке. Надавливая на зажим, по каплям выпускают раствор из бюретки до тех пор, пока нижняя часть мениска бесцветного раствора или верхняя часть мениска окрашенного раствора станет на уровне нулевой метки.

Проводить отсчет следует всегда так, чтобы глаз находился на одном уровне с мениском.

Отмеривание растворов пипетками

Химические пипетки используют, чтобы отобрать точный объем нужного раствора. Сначала пипетку ополаскивают, набирая этот раствор приблизительно до половины. При этом погружают пипетку в раствор почти до дна. Набирают раствор немного выше метки. Верхний конец пипетки быстро зажимают пальцем, пипетку вынимают из раствора. Ослабляя давление пальца, позволяют избытку раствора вытечь по каплям, чтобы мениск установился точно против метки. Осторожно, следя, чтобы раствор не капал, подносят пипетку к колбе, в которую нужно перенести отмеренный объем раствора. Держа пипетку вертикально, открывают верхний ее конец, и дают раствору вытечь (носик пипетки при этом должен касаться внутренней стенки горла колбы). Остаток раствора не выдувают и не вытряхивают.

Раствор, подлежащий титрованию, часто должен содержать и дополнитель-

ные компоненты, которые создают определенную среду, или реагируют с определенным веществом, превращая ее в форму, необходимую для титрования. Растворы этих компонентов отмеряют мерными цилиндрами или пипетками.

Проведение титрования

Коническую колбу с раствором, подготовленным для титрования, размещают на белой бумаге под носиком бюретки. Кончик носика должен находиться на уровне горла колбы. Надавливая большим и указательным пальцами левой руки на зажим (или шарик), выливают раствор в колбу небольшими порциями. Правой рукой осторожно встряхивают колбу для быстрого перемешивания раствора. О приближении конца титрования свидетельствует то, что в месте падения капли рабочего раствора жидкость в колбе приобретает характерное для конца титрования окрашивание. Тогда рабочий раствор начинают добавлять по одной капле. После стойкого изменения окраски титрование прекращают, и определяют объем рабочего раствора, израсходованного на титрование.

Титрование проводят не менее трех раз.

2. Определение массовой доли уксусной кислоты

С помощью пипетки отобрать 10,0 мл раствора уксусной кислоты и перенести в коническую колбу емкостью 50 – 100 мл, прибавить 2 – 3 капли фенолфталеина и титровать из бюретки рабочим раствором гидроксида натрия до появления бледно-розовой окраски. Определить (по шкале бюретки) объем рабочего раствора щелочи, израсходованного на титрование.

Повторить титрование еще дважды, и по полученным результатам рассчитать среднее арифметическое значение объема NaOH $V_{\text{ср}}(\text{NaOH})$:

$$V_{\text{ср}}(\text{NaOH}) = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3},$$

где V_1, V_2, V_3 – объемы раствора NaOH в параллельных титрованиях, мл.

3. Расчет массовой доли уксусной кислоты

1) рассчитать молярную концентрацию эквивалента уксусной кислоты в растворе:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})},$$

где $C(\text{NaOH})$ – молярная концентрация раствора NaOH, моль/л;

$V(\text{CH}_3\text{COOH})$ – объем раствора уксусной кислоты, который был взят для титрования, мл;

2) рассчитать массу уксусной кислоты в одном литре раствора:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = C(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M_{\text{экв}}(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V,$$

где $M_{\text{экв}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ – молярная масса эквивалента CH_3COOH , г/моль;

$V = 1$ л – объем раствора кислоты;

3) рассчитать массовую долю уксусной кислоты в навеске (навеска – это определенная масса концентрированной уксусной кислоты, из которой приготовили 1 л исследуемого раствора):

$$W (\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m (\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot 100\%}{m (\text{навески})}.$$

4. Оформление протокола лабораторной работы

Сделать в тетради необходимые расчеты и вывод.

Содержание темы (тезисы):

1. Основы титриметрического анализа. Классификация методов титрования

Титриметрическим называют метод анализа, в котором количественное содержание вещества определяют по объему реактива точной концентрации, который потрачен для реакции с определенным объемом раствора исследуемого вещества.

Классификация методов титрования по типу реакции (самая распространенная классификация):

1. Кислотно-основное титрование (метод нейтрализации).
2. Окислительно-восстановительное титрование (метод оксидиметрии).
3. Комплексонометрия.
4. Метод осаждения.

2. Метод кислотно-основного титрования. Применение метода в медицинской практике

В основе метода лежит реакция нейтрализации, то есть кислотно-основное взаимодействие между аналитом и титрантом.

Метод нейтрализации применяется для определения кислотности желудочного сока, мочи, других биологических жидкостей, содержания хлоридов в сыворотке крови. В санитарно-гигиеническом анализе метод нейтрализации применяется для исследования питьевой воды, определения кислотности пищевых продуктов.

3. Кислотно-основные индикаторы

Индикаторы – это красители со слабыми кислотными или основными свойствами, которые меняют свою окраску в зависимости от pH среды.

К индикаторам принадлежат фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый, метиловый красный.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать группу веществ, содержание которых можно определить в растворе методом алкалиметрии:

- | | |
|----------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------|
| а) HCl, NaOH, K ₂ CO ₃ ; | в) KOH, NH ₃ , CaSO ₄ ; |
| б) HCl, CH ₃ COOH, NaHCO ₃ ; | г) (NH ₄) ₂ SO ₄ , NH ₄ Cl, NaCl. |

2. Выбрать индикатор, с помощью которого можно определить концентрацию сильной кислоты в растворе алкалометрическим титрованием:

- а) фенолфталеин (8,2 – 10,0); в) лакмус (4,4 – 6,2);
б) метиловый оранжевый (3,0 – 4,4); г) метиловый красный (4,2 – 6,2).

3. Выбрать индикатор, который можно применить для определения содержания веществ, что создают в биологической жидкости слабокислую реакцию среды, если скачок на кривой алкалометрического титрования составляет 7,5 – 10,5 рН (в скобках указаны интервалы перехода окраски индикаторов):

- а) фенолфталеин (8,2 – 10,0); в) метиловый красный (4,4 – 6,2);
б) метилоранж (3,0 – 4,4); г) нафтилфталеин (7,4 – 8,6).

4. Выбрать группу кислот, растворы которых применяют как рабочие в методе ацидиметрии:

- а) HCl, H₂SO₄, CH₃COOH; в) H₃PO₄, H₂S, H₃BO₃;
б) CH₃COOH, H₂C₂O₄, H₃PO₄; г) HCl, HNO₃, H₂SO₄.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. На титрование 25,0 мл раствора аммиака израсходовано 25,05 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента HCl 0,1244 моль/л. Определить массу аммиака в 1 л раствора.

Литература

Основная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 35 – 38).

Информационные ресурсы:

1. https://ru.wikipedia.org/wiki/Титриметрический_анализ – Википедия.
2. <http://www.xumuk.ru/bse/2727.html> – Химик: сайт о химии.
3. http://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_2.htm – Аналитическая химия: учебное пособие.
4. <http://dic.academic.ru/dic.nsf/bse/139900/Титриметрический> – АКАДЕМИК. Словари и энциклопедии.
5. <http://kit.chem.kemsu.ru/Posobiya/Analit1/paper/Praktikum/kolich1.html> – Аналитическая химия.
6. https://ru.wikipedia.org/wiki/Кислотно-основное_титрование – Википедия.
7. http://intranet.tdmu.edu.ua/data/kafedra/internal/pharma_2/classes_stud/ru/pharm/prov_pharm/ptn/аналитическая%20химия/2%20курс/13%20Кислотно_основное%20титрование.htm – Кислотно-основное титрование. Определение концентрации и массовой доли кислот, оснований и солей, которые гидролизуют.
8. <http://www.chemical-analysis.ru/kolichestvennyi-analiz/kislотно-osновное-titrovaniia.html> – Портал аналитической химии: Методики, рекомендации, справочники.
9. http://alnam.ru/book_a_chem2.php?id=77FirefoxHTML\Shell\Open\Command – Научная библиотека избранных естественно-научных изданий (Основы аналитической химии, Т2).

10. <http://www.laborant.su/metody-kislotno-osnovnogo-titrovaniya/> – Laborant.su.
11. http://vmede.org/sait/?id=Ximiya_an_fx_analiz_xaritonov_2012&menu=Ximiya_an_fx_analiz_xaritonov_2012&page=14 – VMEDEorg: Сообщество студентов.
12. <http://www.metrohm.ru/opencms/Products/Titration/Potentiometric-Titration/Description.html> – Metrohm – эксперт в области титрования.
13. http://alnam.ru/book_a_chem2.php?id=153 – Научная библиотека избранных естественно-научных изданий (Классификация методов комплексометрического титрования).
14. www.umsa.edu.ua
(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 7. Свойства буферных растворов

1. Актуальность темы

Одним из важнейших аспектов гомеостаза организма человека является поддержание постоянного значения рН, что осуществляется буферными системами и физиологическими механизмами. Буферные системы регулируют концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов а также протекание реакций, зависящих от величины рН. Знания о буферных системах необходимы при изучении биохимии, физиологии, фармакологии и клинических дисциплин.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Готовить буферные растворы с заданным значением рН.

Рассчитывать рН буферной системы.

Объяснять механизм действия буферных систем и их роль в поддержании кислотно-основного равновесия в биосистемах.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Биологическая и биологическая химия	Применять теорию кислот и оснований, формулы, названия и свойства кислот и оснований. Владеть понятиями кислотность и основность.
2. Медицинская биология	Владеть знаниями о структурных компонентах цитоплазмы и ядра.
3. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно. Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.
4. Латинский язык и медицинская терминология	Владеть медицинской терминологией на латинском языке.
5. Безопасность жизнедеятельности, основы биэтики и биобезопасности	Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации. Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Буферные растворы.	Буферные растворы – это растворы, которые способны сохранять постоянную концентрацию ионов водорода, то есть значение рН среды, при добавлении к ним небольшого количества сильной кислоты, или щелочи, или при разбавлении их.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Классификация буферных растворов.
2. Механизмы действия буферных систем.
3. рН буферных растворов (уравнение Гендерсона – Гассельбаха).

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии:

1. Расчет pH буферной системы

Рассчитать pH ацетатного буферного раствора, который приготовили из 80 мл раствора CH_3COOH с концентрацией 0,1 моль/л и 20 мл раствора CH_3COONa с концентрацией 0,1 моль/л; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Для расчета pH буферного раствора используют уравнение Гендерсона – Гассельбаха:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}, \quad \text{где } \text{p}K_a = -\lg K_a;$$

$$\text{pH} = 4,76 + \lg \frac{0,02 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{0,08 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}} = 4,16.$$

2. Приготовление буферного раствора с заданным значением pH

Прежде всего используя справочник, следует подобрать тип буферной системы, в пределах pH которой лежит заданное значение pH. Так, например, если заданное $\text{pH} = 5$, можно готовить ацетатный буфер (пределы $\text{pH} 3,7 - 5,6$).

Потом нужно величину pH перевести в концентрацию ионов водорода. Если pH выражается целым числом, это можно сделать так:

$$\begin{array}{l} \text{при } \text{pH} = 5 \\ \text{концентрация ионов водорода: } [\text{H}^+] = 10^{-5}. \end{array}$$

Отношение компонентов буферного раствора находим по формуле:

$$[\text{H}^+] = K \frac{[\text{кислота}]}{[\text{соль}]}.$$

Поскольку берут растворы кислоты и соли одинаковой молярной концентрации, то отношение их концентраций можно заменить отношением объемов. Если расчет выполняют на 10 мл буферного раствора, то, обозначив объем кислоты за x , а объем соли соответственно $(10 - x)$, получим выражение:

$$[\text{H}^+] = K \frac{x}{10 - x}.$$

Подставив в это выражение значение концентрации ионов водорода, что соответствует заданному pH, и константы диссоциации слабой кислоты (или основания), взятого из таблицы ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), нетрудно определить x , то есть найти, какие объемы кислоты и соли нужно взять для приготовления каждого 10 мл буферного раствора. Таким образом, объем кислоты равен 3,6 мл, а объем соли соответственно: $10 - 3,6 = 6,4$ мл.

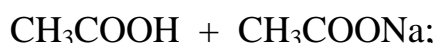
Содержание темы (тезисы):

1. Классификация буферных растворов

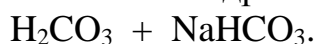
Буферные системы – это растворы, которые способны сохранять постоянную концентрацию ионов водорода, то есть значение pH среды, при добавлении к ним небольшого количества сильной кислоты, или щелочи, или при разбавлении их.

Основные типы буферных систем:

- Буферная система, которая содержит:
слабую кислоту + соль этой кислоты, образованную сильным основанием.
Например, ацетатная буферная система:



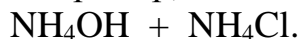
гидрогенкарбонатная буферная система:



- Буферная система, которая содержит:

слабое основание + соль этого основания, образованную сильной кислотой.

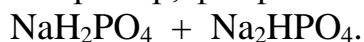
Например, аммонийная буферная система:



- Буферная система, которая содержит:

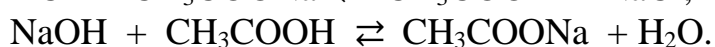
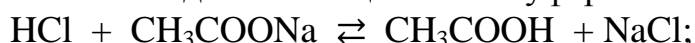
соли многоосновных кислот.

Например, фосфатная буферная система:

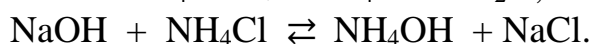
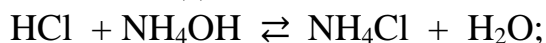


2. Механизм действия буферных систем

Механизм действия ацетатной буферной системы $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$:



Механизм действия аммонийной буферной системы $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$:



3. pH буферных растворов (уравнение Гендерсона – Гассельбаха)

Уравнение Гендерсона – Гассельбаха для кислотного буферного раствора:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]} \quad \text{или} \quad \text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{[\text{кислота}]}{[\text{соль}]}.$$

Уравнение Гендерсона – Гассельбаха для основного буферного раствора:

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_b + \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]} \right).$$

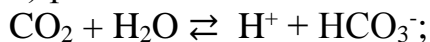
Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Объяснить, почему при добавлении небольшого количества сильной кислоты к гидрокарбонатной буферной системе ее pH практически не меняется:

а) повышается степень диссоциации гидрокарбоната натрия;

б) равновесие смещается в сторону образования катионов водорода:



в) под воздействием сильных кислот разлагается угольная кислота;

г) сильная кислота заменяется эквивалентным количеством слабой карбонатной кислоты.

2. Указать, от каких факторов зависит pH буферной системы:

а) от природы слабого электролита (кислоты или основания);

б) от соотношения концентраций компонентов буферной системы;

в) от концентрации слабого электролита (кислоты или основания);

г) от концентрации соли.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Выбрать правильную формулу для расчета pH буферной системы HCN –

NaCN:

$$\text{а) } \text{pH} = \text{p}K_{\text{HCN}} + \lg \frac{[\text{NaCN}]}{[\text{HCN}]}; \quad \text{в) } \text{pH} = 14 - \text{p}K_{\text{HCN}} + \lg \frac{[\text{NaCN}]}{[\text{HCN}]};$$

$$\text{б) } \text{pH} = \text{p}K_{\text{HCN}} + \lg \frac{[\text{HCN}]}{[\text{NaCN}]}; \quad \text{г) } \text{pH} = 14 + \text{p}K_{\text{HCN}} - \lg \frac{[\text{HCN}]}{[\text{NaCN}]}.$$

2. Рассчитать pH буферного раствора, который был приготовлен из 0,04 л раствора аммиака с концентрацией 0,15 моль/л и 0,02 л раствора хлорида аммония с концентрацией 0,25 моль/л; $\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,74$.

а) 4,67; б) 6,42; в) 9,33; г) 10,12.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб./В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 165 – 178).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 45 – 50).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 165 – 178)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 8. Роль буферных растворов в биосистемах. Определение буферной емкости

1. Актуальность темы

Жидкости живого организма – кровь, моча, внутриклеточная жидкость, лимфа и другие содержат буферные системы для поддержания постоянного уровня pH. При многих заболеваниях наблюдается смещение pH или в кислую область (ацидоз), или в щелочную (алкалоз). Известно, что длительное смещение pH крови на 0,3 – 0,4 единицы pH может привести к смерти больного. Поэтому буферная емкость является очень важной характеристикой буферной системы или совокупности систем, потому что характеризует способность к нейтрализации веществ, которые могут изменить величину pH.

Для точного определения буферной емкости применяется потенциометрический метод, который дает возможность четко зафиксировать изменение pH.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к проведению здорового образа жизни.

2. Конкретные цели

Объяснять механизм действия буферных систем и их роль в поддержании кислотно-основного равновесия в биосистемах.

Определять буферную емкость буферных растворов по кислоте и по щелочи.

Анализировать принципы метода потенциометрии и делать выводы о его использовании в медико-биологических исследованиях.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Биологическая и био-органическая химия	<p>Применять теорию кислот и оснований; формулы, названия и свойства кислот и оснований.</p> <p>Владеть понятиями кислотность и основность.</p> <p>Изображать схематически структуру белка.</p> <p>Описывать кислотно-основные свойства белков, их растворимость, причины и последствия денатурации.</p> <p>Описывать функции белков (буферную альбуминов, дыхательную гемоглобина).</p> <p>Владеть знаниями о строении и свойствах аскорбиновой кислоты.</p>
2. Анатомия	<p>Владеть знаниями об образовании HCl в желудке.</p>
3. Гистология, цитология и эмбриология	<p>Владеть знаниями об образовании HCl в желудке; выведении электролитов через почки.</p>
4. Русский язык	<p>Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и</p>

<p>5. Латинский язык и медицинская терминология</p> <p>6. Безопасность жизнедеятельности, основы биэтики и биобезопасности</p>	<p>письменно.</p> <p>Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.</p> <p>Владеть медицинской терминологией на латинском языке.</p> <p>Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации.</p> <p>Стремиться к сохранению окружающей среды.</p>
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
<p>1. Буферные системы крови:</p> <p>а) бикарбонатный буфер;</p> <p>б) фосфатный буфер.</p>	<p>Буферные системы поддерживают постоянное значение рН.</p> <p>Бикарбонатный буфер: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$.</p> <p>Фосфатный буфер: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.</p>
<p>2. Норма рН крови.</p>	<p>В норме рН сыворотки крови составляет $7,36 \pm 0,04$.</p>
<p>3. Ацидоз.</p>	<p>Ацидоз – смещение кислотно-основного состояния крови в направлении повышения концентрации ионов водорода.</p>
<p>4. Алкалоз.</p>	<p>Алкалоз – смещение кислотно-основного состояния крови в направлении снижения концентрации ионов водорода.</p>
<p>5. Буферная емкость.</p>	<p>Буферная емкость – это количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо добавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его рН на единицу.</p>

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

- Буферные системы крови:
 - бикарбонатный (гидрокарбонатный) буфер;
 - фосфатный буфер;
 - белковые буферные системы.
- Понятие о кислотно-основном состоянии (КОС) крови.

3. Буферная емкость и факторы, от которых она зависит.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии:

Потенциометрическое определение буферной емкости сыворотки крови проводится на приборе иономере, который предварительно настроен по стандартным буферным растворам.

1. *Подготовка прибора к работе:*

– нажать кнопки “t” и “– 1– 19”. Прогреть прибор в течение 30 минут;

– собрать гальваническую цепь из электрода определения и электрода сравнения:

электродом определения является стеклянный электрод с H⁺ функцией, электрод сравнения (вспомогательный) – хлорсеребряный электрод (ЭВЛ-ИМ) с постоянным значением потенциала 0,201 В;

электроды подключить в соответствующие гнезда на задней панели прибора;

– вставить электроды в специальный держатель над магнитной мешалкой.

Титрование проводить в стаканчике вместимостью 50 мл, где находится магнитная мешалка для перемешивания;

– нажать кнопки “анионы / катионы”, “pX” и кнопку диапазона pH “4 – 9”.

2. *Определение буферной емкости по кислоте (V_к):*

Пипеткой отобрать 20 мл сыворотки крови, перенести в стаканчик с магнитной мешалкой.

Бюретку заполнить титрованным раствором соляной кислоты.

Определить первичное значение pH₀.

При перемешивании прибавить раствор кислоты до изменения pH на единицу.

Определить на приборе точное значение pH₁, которое установилось, а по бюретке – точный объем израсходованной кислоты.

Буферную емкость рассчитать по формуле:

$$V_k = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{сыворотки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|}$$

где C(HCl) – молярная концентрация эквивалента раствора соляной кислоты, моль/л;

V(HCl) – объем раствора соляной кислоты, мл;

V(сыворотки) – объем сыворотки крови, мл;

|pH₁ – pH₀| – разница значений pH по абсолютной величине.

3. *Определение буферной емкости по щелочи (V_щ):*

Отобрать пипеткой 20 мл сыворотки крови.

Бюретку заполнить титрованным раствором гидроксида натрия.

Титрование проводить аналогично предыдущему.

Определить новое значение pH₁ сыворотки крови и израсходованный объем раствора гидроксида натрия.

Выполнить расчет по формуле:

$$B_{\text{щ}} = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{сыворотки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|},$$

где $C(\text{NaOH})$ – молярная концентрация эквивалента раствора гидроксида натрия, моль/л;

$V(\text{NaOH})$ – объем раствора гидроксида натрия, мл;

$V(\text{сыворотки})$ – объем сыворотки крови, мл;

$|\text{pH}_1 - \text{pH}_0|$ – разница значений pH по абсолютной величине.

4. Оформление протокола лабораторной работы:

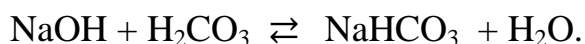
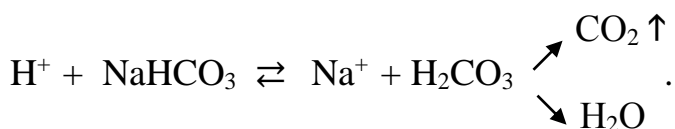
Сделать расчеты буферной емкости по кислоте и по щелочи, сравнить полученные значения и записать вывод.

Содержание темы (тезисы):

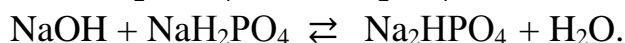
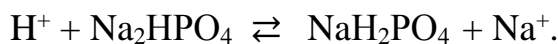
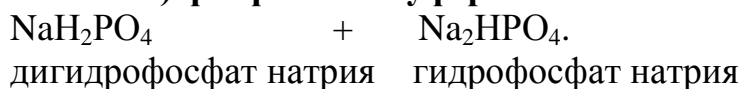
1. Буферные системы крови

Буферные системы поддерживают постоянное значение pH.

а) бикарбонатный (гидрокарбонатный) буфер



б) фосфатный буфер



в) белковые буферные системы

Это гемоглобиновая и, в меньшей степени, белки плазмы крови.

2. Понятие о кислотно-основном состоянии (КОС) крови

В норме pH сыворотки крови составляет $7,36 \pm 0,04$.

Ацидоз – смещение кислотно-основного состояния крови в направлении повышения концентрации ионов водорода.

Алкалоз – смещение кислотно-основного состояния крови в направлении снижения концентрации ионов водорода.

3. Буферная емкость и факторы, от которых она зависит

Буферная емкость – это количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо прибавить к 1 л буферного раство-

ра, чтобы изменить его рН на единицу.

Буферная емкость зависит от концентрации компонентов буферной смеси и их соотношения.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать группу буферных систем, в которую входят только буферные системы организма человека:

- а) ацетатная, гидрокарбонатная, фосфатная;
- б) белковая, фосфатная, аминокислотная;
- в) аммонийная, ацетатная, фосфатная;
- г) гидрокарбонатная, фосфатная, аммонийная.

2. Объяснить, на чем основан механизм буферного действия фосфатной буферной системы:

- а) на том, что фосфорная кислота является электролитом средней силы;
- б) на том, что соли, образующие фосфатную буферную систему, полностью диссоциируют на ионы;
- в) на том, что дигидрофосфат-ион диссоциирует, как слабая кислота;
- г) на том, что соли, образующие фосфатную буферную систему, подвергаются гидролизу, регулируя тем самым величину рН.

3. Указать, от каких факторов зависит величина буферной емкости:

- а) концентрации, рН, природы буферной системы;
- б) концентрации, соотношения компонентов;
- в) рН, температуры;
- г) температуры, соотношения компонентов, природы буферной системы.

4. Выбрать пару электродов, из которых можно сложить гальваническую цепь для потенциометрического определения буферной ёмкости:

- а) хлорсеребряный и платиновый;
- б) стеклянный и платиновый;
- в) водородный и хингидронный;
- г) стеклянный и хлорсеребряный.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Объяснить, как называется нарушение кислотно-основного равновесия, которое возникает при продолжительном замедленном выдыхании углекислого газа:

- а) респираторный ацидоз;
- б) респираторный алкалоз;
- в) метаболический ацидоз;
- г) метаболический алкалоз.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 173 – 179).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 45 – 52).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 173 – 179)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 9. Коллигативные свойства растворов

1. Актуальность темы

Коллигативные свойства растворов (диффузия, осмос и др.) обуславливают важнейшие аспекты жизнедеятельности организма. Осмотическое давление обуславливает распределение воды и питательных веществ между разными органами и тканями организма. Механизм осмоса зависит от природы мембран. За счет избирательной проницаемости мембран происходит перенесение питательных веществ и выведение продуктов метаболизма. Изучение осмотических явлений показало, что внутри клетки осмотическое давление больше, чем во внеклеточной жидкости.

Методы осмометрии, криометрии и эбулиометрии используются для исследования биологических жидкостей, определения их осмоляльности, средней молекулярной массы белка и молекулярных масс других физиологически активных соединений.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции и проведению здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Анализировать взаимосвязь между коллигативными свойствами и концентрацией растворов.

Готовить изотонические растворы.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия и физика (школьный курс)	Знать сущность понятия «осмос». Иметь представление о растворах электролитов, неэлектролитов и их диссоциации. Знать теорию электролитической диссоциации.
2. Медицинская и биологическая физика	Иметь представление о диффузии и ее скорости.
3. Медицинская биология	Иметь представление об осмотическом и онкотическом давлении, тургоре.
4. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно.
5. Безопасность жизнедеятельности, основы биэтики и биобезопасности	Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Коллигативные свойства разбавленных растворов.	Коллигативные свойства – это такие свойства, которые зависят только от числа частичек в растворе, а не от их природы, размеров, формы, массы.
2. Закон Рауля.	Закон Рауля: <i>Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворенного вещества.</i>
3. Осмос.	Осмос – это односторонняя диффузия молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией.
4. Осмотическое давление.	Осмотическое давление – это избыточное гидростатическое давление в сосуде с раствором, при котором устанавливается осмотическое равновесие.

5. Закон Вант-Гоффа.	<p>Закон Вант-Гоффа: <i>Осмотическое давление раствора прямо пропорционально его молярной концентрации и абсолютной температуре.</i></p>
6. Изотонический раствор.	<p>Изотонические растворы – это растворы с одинаковым осмотическим давлением.</p>
7. Гипотонический раствор.	<p>Гипотонический раствор имеет меньшее осмотическое давление, чем другой раствор.</p>
8. Гипертонический раствор.	<p>Гипертонический раствор имеет большее осмотическое давление, чем другой раствор.</p>
9. Осмотическое давление плазмы крови.	<p>Осмотическое давление плазмы крови составляет 7,7 – 8,1 атм.</p>
10. Онкотическое давление.	<p>Онкотическое давление – это давление, которое обусловлено наличием высокомолекулярных соединений (0,03 – 0,04 атм).</p>
11. Плазмолиз.	<p>Плазмолиз – это явление сморщивания эритроцитов при введении в плазму крови гипертонических растворов.</p>
12. Гемолиз.	<p>Гемолиз – это явление разрушения оболочки эритроцитов при введении в плазму крови гипотонических растворов, что сопровождается выходом гемоглобина в плазму.</p>

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов:

1) относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля;

2) повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора, по сравнению с растворителем. Эбулиометрия и криометрия;

3) осмос; осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Гемолиз и плазмолиз.

2. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Гипо-, гипер- и изотонические растворы в медицинской практике.

3. Роль осмоса в биологических системах. Осмотическое давление плазмы крови. Онкотическое давление.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии:

Приготовление изотонических растворов

1. Приготовить 500 г раствора, изотонического крови, с массовой долей NaCl 0,9 %.

1. Расчет:

Расчет массы NaCl, необходимой для приготовления изотонического раствора, проводим по формуле для определения массовой доли.

Массовая доля (W) – это отношение массы компонента (растворенного вещества) к общей массе системы (раствора, смеси). Это безразмерная величина, которая выражается долями единицы, процентами (доли сотни) и др.

$$W(\text{раст. вещ.}) = \frac{m(\text{раст. вещ.})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 \text{ ,}$$

откуда: $m(\text{раст. вещ.}) = W \cdot m(\text{раствора}) / 100 \% = 0,9 \% \cdot 500 \text{ г} / 100 \% = 4,5 \text{ г}$.

Рассчитываем массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(\text{воды}) = m(\text{раствора}) - m(\text{раст. вещ.}) = 500 \text{ г} - 4,5 \text{ г} = 495,5 \text{ г}$$

2) *Приготовление раствора массовой концентрации:* Рассчитанную навеску вещества (4,5 г) взвесить на теххимических весах, перенести ее в любую немерную посуду, и добавить рассчитанное количество воды (495,5 г). Готовый раствор перемешать до растворения навески.

2. Рассчитать, какую массу NaCl необходимо взять для приготовления 200 г раствора, изотонического крови.

3. Рассчитать, какую массу глюкозы необходимо взять для приготовления 100 г 4 % раствора, изотонического крови.

4. Рассчитать, какую массу воды необходимо взять для приготовления 50 мл 0,9 % раствора NaCl.

Содержание темы (тезисы):

1. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов:

Коллигативные свойства разбавленных растворов – это такие свойства, которые зависят только от числа частичек в растворе, а не от их природы, размеров, формы, массы. К коллигативным свойствам разбавленных растворов неэлектролитов относятся следующие:

1) понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором, по сравнению с давлением насыщенного пара над чистым растворителем;

2) повышение температуры кипения раствора, по сравнению с растворителем;

3) понижение температуры замерзания раствора, по сравнению с растворителем;

4) осмос, осмотическое давление;

5) диффузия.

1) относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля

Одно из главных свойств – это первое свойство: 1) понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором, по сравнению с давлением насыщенного пара над чистым растворителем.

Давление насыщенного пара – это давление той части пара, которая находится в равновесии с жидкостью при данной температуре.

Закон Рауля:

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворенного вещества:

$$\frac{\Delta p}{p_0} = \chi,$$

где Δp – понижение давления насыщенного пара над раствором;

p_0 – давление насыщенного пара над растворителем;

χ – мольная доля растворенного вещества.

2) повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора, по сравнению с растворителем. Эбулиометрия и криометрия

- Повышение температуры кипения раствора, по сравнению с чистым растворителем

Температура кипения жидкости – это температура, при которой давление насыщенного пара растворителя над жидкостью равно атмосферному давлению (101,3 кПа).

Разница между температурой кипения раствора и температурой кипения растворителя (воды) называется **повышением температуры кипения раствора** (ΔT_k): $\Delta T_k = T_{k \text{ р-ра}} - T_{k \text{ воды}}$.

Второй закон Рауля:

Повышение температуры кипения раствора прямо пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества: $\Delta T_k = K_{эб} \cdot C_m$.

Эбулиометрия – это метод исследования, основанный на измерении повышения температуры кипения раствора, в сравнении с температурой кипения чистого растворителя.

- Понижение температуры замерзания раствора, в сравнении с чистым растворителем

Температура замерзания жидкости – это такая температура, при которой давление насыщенного пара над жидкостью равно давлению пара над твердой фазой.

Разница между температурой замерзания растворителя (воды) и раствора называется **понижением температуры замерзания раствора** (ΔT_3):

$$\Delta T_3 = T_{3 \text{ воды}} - T_{3 \text{ р-ра}}$$

Второй закон Рауля:

Понижение температуры замерзания раствора прямо пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества: $\Delta T_3 = K_k \cdot C_m$.

Криометрия – это метод исследования, основанный на измерении понижения температуры замерзания раствора, по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя.

3) осмос; осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Гемолиз и плазмолиз

Осмоз – это односторонняя диффузия молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией.

Осмоз можно наблюдать в приборе, который называется осмометром.

Избыточное гидростатическое давление в сосуде с раствором, при котором устанавливается осмотическое равновесие, называют **осмотическим давлением**.

Закон Вант-Гоффа:

Осмозическое давление раствора прямо пропорционально его молярной концентрации и абсолютной температуре.

Математическое выражение закона:

$$\pi = CRT,$$

где π – осмотическое давление раствора;

C – молярная концентрация раствора;

R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К);

T – абсолютная температура.

Явление разрушения оболочек эритроцитов при введении в плазму крови растворов с меньшим осмотическим давлением, что сопровождается выходом гемоглобина в плазму, называется **гемолизом**.

Если клетку поместить в раствор с большим осмотическим давлением, чем внутри клетки, то в концентрированном растворе соли будет происходить уменьшение клетки в объеме, сморщивание клетки – **плазмолиз**.

2. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Гипо-, гипер- и изотонические растворы в медицинской практике

Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов Вант-Гофф определял экспериментально. Он обнаружил, что все измеренные им величины значительно больше, чем вычисленные по соответствующим уравнениям. Для того, чтобы использовать соответствующие уравнения для вычисления, Вант-Гофф ввел в них коэффициент i – **изотонический коэффициент**.

Изотонический коэффициент Вант-Гоффа позволяет учитывать влияние на коллигативные свойства растворов увеличение количества частичек в растворах электролитов, что происходит вследствие их диссоциации.

Значение изотонического коэффициента зависит от природы электролита и его концентрации в растворе.

Коэффициент i зависит от степени диссоциации электролита α и количества ионов n , на которые диссоциирует электролит: $i = 1 + \alpha(n - 1)$.

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называют **изотоническими**.

Гипертонический раствор имеет большее осмотическое давление, чем дру-

гой раствор.

Гипотонический раствор имеет меньшее осмотическое давление, чем другой раствор.

В медицинской практике изотоническими являются растворы, осмотическое давление которых равно осмотическому давлению плазмы крови, то есть 7,7 – 8,2 атм. Это раствор с массовой долей хлорида натрия 0,9 % или глюкозы 4,5 – 5 %.

3. Роль осмоса в биологических системах. Осмотическое давление плазмы крови. Онкотическое давление

Все биологические жидкости – это водные растворы неорганических и органических веществ. Они имеют определенное осмотическое давление, которое поддерживается на постоянном уровне. **Осмотическое давление плазмы крови** человека 770 – 821 кПа (7,7 – 8,2 атм). Около 60 % осмотического давления крови создают ионы Na^+ и Cl^- , а меньшую часть обуславливают белки.

Давление, которое создают высокомолекулярные соединения, называют **онкотическим давлением**. Оно составляет 0,5 % от общего осмотического давления (3,04 – 4,05 кПа или 0,03 – 0,04 атм) и обусловлено альбуминами.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. В каком варианте первый раствор является гипертоническим по отношению ко второму:

- а) раствор сахарозы (5 моль/л) или раствор мочевины (5 моль/л);
- б) раствор глюкозы (1 моль/л) или раствор сахарозы (0,1 моль/л);
- в) раствор сахарозы (0,1 моль/л) или раствор нитрата калия (0,08 моль/л);
- г) раствор нитрата калия (0,1 моль/л) или раствор хлорида кальция (0,8 моль/л).

2. Над каким раствором давление насыщенного водяного пара будет максимальным, что приведет к минимальной температуре кипения этого раствора:

- а) над раствором хлорида кальция (0,4 моль/л);
- б) над раствором хлорида калия (1,0 моль/л);
- в) над раствором мочевины (0,4 моль/л);
- г) над раствором сахарозы (1,0 моль/л).

3. Из приведенных ниже растворов гипертоническим является:

- а) 10 % NaCl; б) 5 % р-р глюкозы; в) 0,1 % NaCl; г) 0,9 % NaCl.

4. Что происходит с эритроцитами, помещенными в 1 %-ный раствор глюкозы?

- а) гемолиз; б) плазмолиз; в) эндоосмос; г) диффузия.

5. При введении внутривенно гипертонического раствора наблюдается:

- а) плазмолиз эритроцитов; в) гемолиз эритроцитов;
- б) диффузия эритроцитов; г) тургор эритроцитов.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Раствор, содержащий в 500 мл воды 18 г растворенного вещества, имеет

осмотическое давление при 0°C 0,0456 МПа. Рассчитать молярную массу растворенного вещества.

2. Осмотическое давление плазмы крови человека при 37°C составляет 0,77 МПа. Какую массу сахарозы нужно взять для приготовления 0,5 л раствора, изотонического крови?

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 126 – 141).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 52 – 58).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 126 – 141)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 10. Термодинамические закономерности протекания биохимических процессов

1. Актуальность темы

Биоэнергетика изучает превращения энергии, происходящие в организме. Основным источником энергии для организма является химическая энергия продуктов питания. Она расходуется на внутренние процессы: дыхание, кровообращение, метаболизм, секрецию, поддержание постоянной температуры, а также на выполнение внешней работы. Несмотря на целый ряд особенностей энергообмена в организме, теоретической основой биоэнергетики является химическая термодинамика с ее законами и понятиями. А термохимия, как составная часть термодинамики, позволяет определять калорийность продуктов питания, то есть является важной для диетологии и лечебного питания, для установления норм питания людей в зависимости от их энергозатрат. Законы и методы термохимии применяются для изучения тепловых эффектов биохимических реакций.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде;

навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции и проведению здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели:

Трактовать тепловые эффекты химических и биохимических процессов.

Уметь использовать термодинамические функции для оценки направленности процессов, объяснять энергетическое сопряжение в живых системах.

Уметь выполнять термохимические расчеты.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия и физика (школьный курс)	Иметь представление об эндо- и экзотермических реакциях.
2. Медицинская и биологическая физика	Понимать термодинамику открытых медико-биологических систем. Иметь представление о значении термодинамики для охраны окружающей среды.
3. Медицинская биология	Характеризовать макроэргические связи. Иметь представление о макроэргических соединениях.
4. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно.
5. Безопасность жизнедеятельности, основы биоэтики и биобезопасности	Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Химическая термодинамика.	Химическая термодинамика – это раздел физической химии, которая изучает превращения разных

2. Термодинамическая система.	<p>видов энергии в химических процессах.</p> <p>Термодинамическая система – это тело или совокупность тел, находящихся во взаимодействии и отделенных от окружающей среды реальной или условной поверхностью раздела.</p> <p>Системы есть: изолированные, открытые, закрытые.</p>
3. Первый закон термодинамики.	<p>Первый закон термодинамики имеет три формулировки:</p> <p><i>1. В изолированной системе сумма всех видов энергии постоянная.</i></p> <p><i>2. Невозможно создать вечный двигатель первого рода, то есть осуществить работу, не израсходовав энергию.</i></p> <p><i>3. Разные формы энергии переходят друг в друга в эквивалентных соотношениях, при взаимопревращениях энергия не исчезает и не создается.</i></p>
4. Закон Гесса.	<p>Закон Гесса:</p> <p><i>Тепловой эффект реакции не зависит от пути протекания реакции, а определяется только начальным и конечным состояниями системы.</i></p>
5. Второй закон термодинамики.	<p>Второй закон термодинамики:</p> <p><i>1. Невозможно построить вечный двигатель второго рода, т. е. невозможно теплоту полностью превратить в работу.</i></p> <p><i>2. Невозможно осуществить переход тепла от более холодного тела к более горячему, не выполняя при этом работы.</i></p>
6. Уравнение Гиббса.	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$
7. Макроэргические соединения.	<p>При окислении в организме углеводов, жиров и белков высвобождается энергия, которая накапливается в макроэргических соединениях, богатых энергией: АТФ (аденозинтрифосфат), АДФ (аденозиндифосфат), фосфоенолпируват, креатинфосфат, ацетил-КоА.</p>

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Химическая термодинамика как наука. Основные понятия:

- а) термодинамические системы и их виды;
 - б) параметры состояния системы (экстенсивные, интенсивные);
 - в) процессы (обратимые, необратимые).
2. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия.
 3. Энтальпия. Стандартные теплоты (энтальпии) образования и сгорания веществ.
 4. Термохимия. Закон Гесса. Термохимические превращения.
 5. Термохимические расчеты и их использование для энергетической характеристики биохимических процессов.
 6. Второй закон термодинамики.
 7. Энтропия и ее изменение в самопроизвольном процессе.
 8. Энергия Гиббса и ее изменение как критерий самопроизвольного протекания химического процесса.
 9. Макроэргические соединения. АТФ как универсальный источник энергии для биохимических реакций.
 10. Энергетические сопряжения в живых системах: экзергонические и эндергонические процессы в организме.

4.3. Расчетные и ситуационные задачи, которые решают студенты на занятии:

Задача № 1

Рассчитать возможность самопроизвольного процесса при $T = 298 \text{ К}$, если $\Delta H^0 = 300 \text{ кДж}$, $\Delta S^0 = 26 \text{ Дж/К}$.

Задача № 2

Рассчитать калорийность 200 г маргарина, содержащего 0,3 % белков, 82,3 % жиров, 1 % углеводов, если при сгорании в организме 1 г белков или 1 г углеводов выделяется 17,18 кДж энергии, а при сгорании 1 г жиров выделяется 38,97 кДж энергии.

Задача № 3

Рассчитать количество теплоты, которая выделяется в реакции:

$\text{C}_{(г)} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{N}_2_{(г)}$, если вступает в реакцию 22 г оксида азота(I), а энтальпии образования равны: $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{N}_2\text{O}_{(г)}) = 81,55 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0_{\text{обр}}(\text{CO}_{2(г)}) = -393,51 \text{ кДж/моль}$:

а) 475,1 кДж; б) 139,2 кДж; в) 278,3 кДж; г) 556,61 кДж..

Содержание темы (тезисы):

1. Химическая термодинамика как наука. Основные понятия:

- а) термодинамические системы и их виды;
- б) параметры состояния системы (экстенсивные, интенсивные);
- в) процессы (обратимые, необратимые).

Химическая термодинамика – это раздел физической химии, которая изучает превращения разных видов энергии в химических процессах.

а) термодинамические системы и их виды

Термодинамическая система – это тело или совокупность тел, находящихся-

ся во взаимодействии и отделенных от окружающей среды реальной или условной поверхностью раздела.

Есть системы: изолированные, открытые, закрытые.

Изолированная система – это такая система, которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

Закрытая система обменивается с окружающей средой энергией и не обменивается веществом.

Открытая система обменивается с окружающей средой как энергией, так и веществом.

б) параметры состояния системы (экстенсивные, интенсивные)

Экстенсивные параметры (объем, масса, теплоемкость) зависят от размеров системы.

Интенсивные параметры (температура, давление, концентрация, потенциал) не зависят от размеров системы.

в) процессы обратимые и необратимые

Переход системы из одного состояния в другое называют процессом. Процессы, которые можно осуществить в прямом и обратном направлениях через те же промежуточные стадии без каких-либо изменений в системе и в окружающей среде, называют **обратимыми**.

Если во время протекания процесса в обратном направлении в окружающей среде или в системе происходят изменения, такой процесс называют **необратимым**.

2. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия

Первый закон термодинамики имеет три формулировки:

1) *В изолированной системе сумма всех видов энергии постоянная.*

2) *Невозможно создать вечный двигатель первого рода, то есть осуществить работу, не израсходовав энергии.*

3) *Разные формы энергии переходят друг в друга в эквивалентных соотношениях, при взаимопревращениях энергия не исчезает и не создается.*

Математическое выражение первого закона термодинамики:

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

где Q – количество теплоты;

ΔU – изменение внутренней энергии;

A – выполненная работа.

Внутренняя энергия – это общий запас энергии, что состоит из кинетической энергии движения частичек (молекул, атомов, ионов) и потенциальной энергии их взаимодействия, без учета кинетической и потенциальной энергии системы в целом.

3. Энтальпия. Стандартные теплоты (энтальпии) образования и сгорания веществ

Энтальпия – это энергия, которой обладает система при постоянном давлении. Она численно равна сумме внутренней энергии и произведения объема вещества на внешнее давление: $H = U + pV$.

Стандартная теплота (энтальпия) образования вещества – это тепловой

эффект реакции образования одного моля сложного вещества из простых веществ в стандартных условиях.

Стандартная теплота (энтальпия) сгорания вещества – это тепловой эффект реакции сгорания 1 моля вещества в атмосфере кислорода с образованием высших стабильных оксидов.

4. Термохимия. Закон Гесса. Термохимические превращения

Термохимия – раздел химии, что изучает тепловые эффекты реакций.

Закон Гесса:

Тепловой эффект реакции не зависит от пути протекания реакции, а определяется только начальным и конечным состояниями системы.

Термохимические уравнения – это уравнения химических реакций, в которых указаны значения их энтальпий и агрегатное состояние реагентов и продуктов реакции.

5. Термохимические расчеты и их использование для энергетической характеристики биохимических процессов

Для термохимических расчетов большое значение имеют следствия, которые вытекают из закона Гесса.

Следствия из закона Гесса:

1. Тепловой эффект прямой реакции равен тепловому эффекту обратной реакции с противоположным знаком.

2. Тепловой эффект реакции образования равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ.

3. Тепловой эффект реакции сгорания равен сумме энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов реакции.

6. Второй закон термодинамики

1) *Невозможно построить вечный двигатель второго рода, т. е. невозможно теплоту полностью превратить в работу.*

2) *Невозможно осуществить переход тепла от более холодного тела к более горячему, не выполняя при этом работы.*

7. Энтропия и ее изменение в самопроизвольном процессе

Энтропия – это мера неупорядоченности системы. Чем больше неупорядоченность системы, тем больше ее энтропия.

В изолированных системах самопроизвольно протекают процессы, при которых энтропия увеличивается.

На энтропию влияет ряд факторов:

- агрегатное состояние;
- масса частичек вещества;
- твердость;
- степень дисперсности;
- температура;
- давление.

8. Энергия Гиббса и ее изменение как критерий самопроизвольного

протекания химического процесса

На протекание химического процесса влияют два фактора: энтальпийный и энтропийный.

Суммарный эффект энтальпийного и энтропийного факторов можно выразить как энергию Гиббса.

$$\text{Уравнение Гиббса: } \Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

где ΔG – свободная энергия Гиббса, кДж/моль;

ΔH – энтальпия (теплота, которая выделяется или поглощается в процессе химической реакции);

ΔS – энтропия (мера неупорядоченности системы);

$T\Delta S$ – связанная энергия, которая не может быть использована для осуществления работы.

Условие самопроизвольного процесса: $\Delta G < 0$.

9. Макроэргические соединения. АТФ как универсальный источник энергии для биохимических реакций

При окислении в организме углеводов, жиров и белков высвобождается энергия, которая накапливается в **макроэргических соединениях**, богатых энергией, таких как:

- АТФ – аденозинтрифосфат;
- АДФ – аденозиндифосфат;
- фосфоенолпируват;
- креатинфосфат;
- ацетил-КоА.

АТФ – универсальный источник энергии для биохимических реакций в организме, таких как:

- синтез нуклеиновых кислот;
- синтез белков-регуляторов;
- синтез структурных белков;
- синтез транспортных белков;
- образование глюкозы;
- расщепление липидов;
- транспорт веществ и др.

10. Энергетические сопряжения в живых системах: экзергонические и эндергонические процессы в организме

Биохимические реакции, которые сопровождаются уменьшением энергии Гиббса ($\Delta G_{p-ции} < 0$), то есть происходят самопроизвольно, называют **экзергоническими**.

Если ΔG является положительной величиной ($\Delta G_{p-ции} > 0$), то реакция будет происходить только в случае поступления энергии извне, и такую реакцию называют **эндергонической**.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать, в каком случае реакция является эндотермической:

- а) если энергия продуктов равна энергии исходных веществ;
- б) если энергия продуктов больше, чем энергия исходных веществ;
- в) если энергия продуктов меньше, чем энергия исходных веществ;
- г) это можно сделать, если известно, выделяется теплота, или поглощается.

2. Выбрать термохимические уравнения экзотермических реакций:

- а) $O_2 + 1/2 O_2 = O_3$; $\Delta H = 142$ кДж;
- б) $1/2 O_2 + H_2 = H_2O_{(г)}$; $\Delta H = -242$ кДж;
- в) $H_2O + 1/2 O_2 = H_2O_2$; $\Delta H = 98,2$ кДж;
- г) $H_2 + 1/2 O_2 = H_2O_{(ж)}$; $\Delta H = -285,8$ кДж.

3. Указать, для какого вещества стандартная энтальпия образования равна нулю:

- а) $Br_{2(г)}$; б) $Br_{2(ж)}$; в) $Br_{2(т)}$; г) $HBr_{(г)}$.

4. Что изучает биоэнергетика?

- а) законы превращения разных видов энергии в живых организмах;
- б) законы превращения энергии пищевых продуктов в работу мышц;
- в) закономерности перехода энергии из одного вида в другой;
- г) законы превращения тепла в живых организмах.

5. Математическим выражением первого закона термодинамики является уравнение:

- а) $Q = \Delta U + A$; б) $Q = \Delta U - A$; в) $\Delta U = Q - A$; г) $\Delta U = Q + A$.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. При определенных условиях углерод массой 120 г окисляют в оксид углерода(II). При этом выделяется 1105 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции.

2. Дано термохимическое уравнение реакции горения оксида углерода(II):
 $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$, $\Delta H = -566$ кДж.

Вычислить количество теплоты, которое будет выделяться при сжигании:

- а) 4 моль оксида углерода(II);
- б) 4 г оксида углерода(II);
- в) 4 л (н.в.) оксида углерода(II).

3. Определить условия изменения энтальпии и изменения энтропии реакции, при которых она будет проходить самопроизвольно при любой температуре:

- а) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$; в) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$;
- б) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$; г) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 60 – 81).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 59 – 70).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbdb

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 60 – 81)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 11. Кинетические закономерности протекания биохимических процессов

1. Актуальность темы

Химическая кинетика является основой для изучения скоростей и механизма биохимических реакций. Исследование скоростей биохимических реакций позволяет определять активность ферментов, что помогает ставить правильный диагноз и применять ферменты для лечения болезней.

Пользуясь методами химической кинетики, можно определять скорость поступления лекарственных веществ в кровь и выведения их из организма.

Знание периода полупревращения необходимо для определения срока хранения лекарственных средств, скорости накопления в окружающей среде радионуклидов, пестицидов, других вредных веществ.

Методы химической кинетики позволяют подбирать оптимальные условия для нейтрализации и утилизации вредных выбросов промышленных предприятий, контролировать уровень загрязнения водохранилищ и водоемов сточными водами и нефтепродуктами, а воздуха – ядовитыми газами.

Изучение теоретических положений химической кинетики позволит студентам усвоить соответствующие разделы биохимии, фармакологии, гигиены.

Компетентности

Уметь проводить анализ информации, принимать обоснованные решения, устанавливать соответствующие связи для достижения целей.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать методы применения знаний при решении практических вопросов.

Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Знать проблемы сохранения окружающей среды и пути ее сохранения.

2. Конкретные цели

Анализировать зависимость скорости реакций от концентрации и температуры.

Интерпретировать зависимость скорости реакции от энергии активации.

Анализировать особенности действия катализаторов и объяснять механизм гомогенного и гетерогенного катализа.

Объяснять механизм действия ферментов и анализировать зависимость скорости ферментативных процессов от концентрации фермента и субстрата.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия и физика (школьный курс)	Знать суть понятий «катализ», «катализатор», «ингибиторы», «гомогенные и гетерогенные процессы».
2. Биоорганическая и биологическая химия	Владеть знаниями о ферментах как биологических катализаторах белковой природы. Классифицировать ферменты. Иметь понятие о механизме ферментативного катализа.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Скорость химической реакции.	Скорость химической реакции равна изменению концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени.
2. Закон действующих масс для скорости химических реакций.	Закон действующих масс для скорости химических реакций: $aA + bB = AB;$ $v = k C_A^a \cdot C_B^b = k [A]^a \cdot [B]^b.$
3. Реакции первого порядка.	Реакции первого порядка имеют такое кинетическое уравнение скорости: $v = k C^1; \quad \eta = 1.$
4. Реакции второго порядка.	Реакции второго порядка имеют такие кинетические уравнения скорости: $v = k C^2; \quad \eta = 2;$ $v = k C_1^1 \cdot C_2^1; \quad \eta = 2.$
5. Сложные реакции: а) обратимые реакции; б) параллельные реакции; в) последовательные	Обратимые реакции протекают одновременно в прямом и обратном направлениях. Параллельные – это реакции, в результате которых из одного исходного вещества, в зависимости от условий, образуются разные продукты. Последовательные – это реакции, в которых

реакции;	продукт первой стадии является исходным веществом для второй стадии.
г) сопряженные реакции;	Сопряженные – это реакции, из которых одна проходит только одновременно со второй, то есть индуцируется второй реакцией.
д) цепные реакции.	Цепные – это реакции, в которых многократно повторяется цикл элементарных актов с участием свободных радикалов.
6. Правило Вант-Гоффа.	Правило Вант-Гоффа: <i>При повышении температуры на 10° скорость реакции возрастает в 2 – 4 раза.</i>
7. Уравнение Аррениуса.	Уравнение Аррениуса: $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}.$
8. Катализ.	Катализ – явление увеличения скорости реакции с помощью катализаторов.
9. Катализатор.	Катализатор – это простое или сложное вещество, участвующее в химической реакции, которое изменяет ее скорость, но в конце реакции остается в химически неизменном состоянии.
10. Ферменты.	Ферменты – это вещества белковой природы, которые вырабатываются клетками живых организмов и значительно увеличивают скорость биохимических процессов. Например: амилаза, пепсин.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизма биохимических реакций. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс для скорости химических реакций. Константа скорости реакции.

2. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка. Период полупревращения. Молекулярность реакции.

3. Кинетика сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, обратимых, цепных. Понятие об антиоксидантах. Свободнорадикальные реакции в живом организме. Фотохимические реакции, фотосинтез.

4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Особенности температурного коэффициента скорости реакции для биохимических процессов.

5. Энергия активации. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса.

Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса).

6. Катализ и катализаторы. Особенности действия катализатора. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основный катализ. Автокатализ. Механизм действия катализатора. Промоторы и каталитические яды.

7. Представление о кинетике ферментативных реакций. Ферменты как биологические катализаторы. Особенности действия ферментов: селективность, эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры и реакции среды.

4.3. Расчетные и ситуационные задачи, которые решают студенты на занятии:

Задача № 1

Кинетическое уравнение реакции $v = k[A]^2 \cdot [B]$. Во сколько раз уменьшится скорость химической реакции при уменьшении концентрации реагирующих веществ в два раза?

Задача № 2

Вычислить, во сколько раз увеличится скорость реакции, если повысить температуру на 50 К. Температурный коэффициент равен 2.

Задача № 3

Рассчитать скорость реакции $H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$, если начальная концентрация водорода равна 0,5 моль/л, концентрация йода 0,2 моль/л. Константа скорости равна 0,18 моль/л·с.

Содержание темы (тезисы):

1. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизма биохимических реакций. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс для скорости химических реакций. Константа скорости реакции

Скорость химической реакции равна изменению концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени.

Средняя скорость химической реакции: $\bar{v} = \pm \frac{\Delta C(x)}{\Delta \tau}$.

Мгновенная скорость химической реакции: $v = \pm \frac{dC}{dt}$.

Закон действующих масс для скорости химических реакций: *скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагентов в степенях, равных коэффициентам в химическом уравнении этой реакции.*

Для реакции: $aA + bB = cC$

скорость реакции: $v = kC_A^a \cdot C_B^b = k [A]^a \cdot [B]^b$.

Константа скорости реакции – это скорость химической реакции при концентрации реагентов равных единице.

2. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка. Период полупревращения. Молекулярность реакции

Порядок реакции – это сумма показателей степеней концентраций в кинетическом уравнении.

тическом уравнении.

Реакции первого порядка: $N_2O_5 = 2NO_2 + \frac{1}{2}O_2$; $v = k [N_2O_5]^1$; $\eta = 1$.

Реакции второго порядка: $H_2 + I_2 = 2HI$; $v = k [H_2]^1 \cdot [I_2]^1$; $\eta = 2$.

$2H = H_2$; $v = k [H]^2$; $\eta = 2$.

Реакции нулевого порядка: $v = k C^0$; $v = k \cdot 1$; $v = k$; $\eta = 0$.

Молекулярность реакции – это число частичек (атомов, молекул, ионов), участвующих в элементарном акте взаимодействия.

Период полупревращения – время, за которое концентрация исходных веществ уменьшится ровно вдвое.

3. Кинетика сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, обратимых, цепных. Понятие об антиоксидантах. Свободнорадикальные реакции в живом организме. Фотохимические реакции, фотосинтез

Простые реакции проходят в одну стадию: $A \rightarrow B$ или $A + B \rightarrow C$.

Сложные реакции проходят в несколько элементарных стадий.

Параллельные реакции – это реакции, в результате которых из одного исходного вещества, в зависимости от условий, образуются разные продукты:

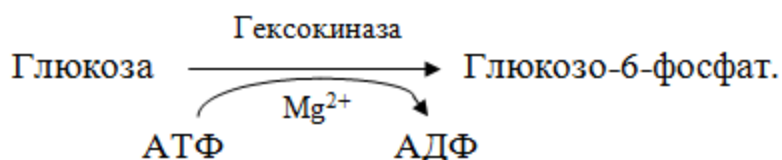


Последовательные – это реакции, в которых продукт первой стадии является исходным веществом для второй стадии:

$A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$;

$C + \frac{1}{2}O_2 = CO$; $CO + \frac{1}{2}O_2 = CO_2$.

Сопряженные – это реакции, из которых одна проходит только одновременно со второй, то есть индуцируется второй реакцией:



Обратимые реакции протекают одновременно в прямом и обратном направлениях:

$A + B \rightleftharpoons C$;

$2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$.

Цепные – это реакции, в которых многократно повторяется цикл элементарных актов с участием свободных радикалов:

Например, для процесса: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

Зарождение цепи: $Cl_2 \xrightarrow{h\nu} Cl\cdot + Cl\cdot$

Развитие цепи: $Cl\cdot + H_2 \rightarrow HCl + H\cdot$;

$H\cdot + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl\cdot$;

Обрыв цепи: $Cl\cdot + Cl\cdot \rightarrow Cl_2$;

$H\cdot + H\cdot \rightarrow H_2$;

$Cl\cdot + H\cdot \rightarrow HCl$.

Антиоксиданты – это вещества, которые способны обрывать разветвленное цепное окисление и таким образом предотвращать окислительные процессы.

Фотохимические реакции проходят под действием видимого или ультрафиолетового света.

4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Особенности температурного коэффициента скорости реакции для биохимических процессов

Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на 10° скорость реакции возрастает в 2 – 4 раза.

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma_{10}^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где T_1 и T_2 – начальная и конечная температуры;

v_{T_1} и v_{T_2} – скорость начальная и после изменения температуры;

γ – температурный коэффициент скорости реакции.

5. Энергия активации. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса)

Энергия активации – это разница между энергией активированного комплекса и начальной энергией реагентов.

Уравнение Аррениуса:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}.$$

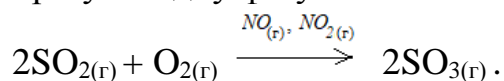
Понятие о **теории переходного состояния**: протекание реакции через переходное состояние является более энергетически выгодным. Поэтому химические реакции проходят через стадию образования разных активированных комплексов, энергия образования которых равна энергии активации веществ.

6. Катализ и катализаторы. Особенности действия катализатора. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основный катализ. Автокатализ. Механизм действия катализатора. Промоторы и каталитические яды

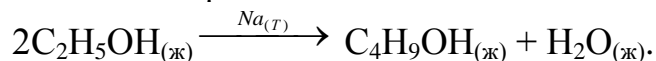
Катализ – явление увеличения скорости реакции с помощью катализаторов.

Катализатор – это простое или сложное вещество, участвующее в химической реакции, которое изменяет ее скорость, но в конце реакции остается в химически неизменном состоянии.

При **гомогенном катализе** катализатор и вещества, участвующие в реакции, образуют одну фазу:



При **гетерогенном катализе** катализатор находится в системе в виде самостоятельной фазы:



Механизм действия катализатора: $A + K \rightarrow AK^*$;
 $AK^* + B \rightarrow ABK^* \rightarrow AB + K$.

7. Представления о кинетике ферментативных реакций. Ферменты как биологические катализаторы. Особенности действия ферментов: селективность, эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры и реакции среды

Ферменты – вещества белковой природы, которые вырабатываются клетками живых организмов и значительно увеличивают скорость биохимических процессов. Например: амилаза, пепсин.

Особенности действия ферментов

Селективность: фермент действует только на соответствующий субстрат.

Активность ферментов и скорость реакции зависит от pH и от температуры. При температуре тела ферменты ускоряют реакции в миллионы и миллиарды раз.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать гетерогенные реакции:

- а) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$; в) $2Na_{(т)} + Cl_{2(г)} = 2NaCl_{(т)}$;
б) $S_{(т)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$; г) $Na_2CO_{3(т)} + SiO_{2(т)} = Na_2SiO_{3(т)} + CO_{2(г)}$.

2. Выбрать правильное кинетическое уравнение для прямой реакции:



- а) $v = k \cdot [CaCO_3]$;
б) $v = k \cdot [CaO] \cdot [CO_2]$;
в) $v = k \cdot [CO_2]$;
г) $v = k$.

3. Указать, как зависит активность фермента от изменения среды:

- а) изменение среды не влияет на активность фермента;
б) уменьшение pH увеличивает активность фермента;
в) изменение среды приводит к инактивации фермента;
г) изменение среды может увеличить или уменьшить активность фермента в зависимости от строения и природы фермента.

4. Объяснить отличие последствий значительного повышения температуры для активности неорганических катализаторов и ферментов:

- а) активность неорганических катализаторов преимущественно увеличивается, а ферментов – уменьшается;
б) активность неорганических катализаторов преимущественно увеличивается, а ферментов – прекращается;
в) активность и неорганических катализаторов и ферментов увеличивается;
г) активность неорганических катализаторов не изменяется, а ферментов – сначала увеличивается, а затем прекращается.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Определить, как изменится скорость прямой реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$, если уменьшить реакционный объем в 3 раза:

- а) уменьшится в 9 раз; в) уменьшится в 27 раз;
б) увеличится в 9 раз; г) увеличится в 27 раз.

2. При охлаждении реакционной смеси от 90° до 60°C скорость реакции уменьшилась в 27 раз. Определить температурный коэффициент скорости реакции.

- а) 3; б) 2; в) 4; г) 2,6; д) 3,2.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С.82 – 98).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С.70 – 88).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. С.82 – 98)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 12. Комплексообразование в гетерогенных системах

1. Актуальность темы

Комплексные соединения – это соединения с особым строением и типом связи. Значительное количество природных соединений являются комплексными по строению, свойствам и биологическому действию. Металлоферменты, гемоглобин, миоглобин, витамин B_{12} , хлорофилл – вот примеры физиологически активных веществ, которые являются комплексными соединениями.

Особенная группа соединений, которые способны образовывать комплексы с многими катионами, комплексоны широко используются как лекарственные средства для растворения камней почек, желчного пузыря. Они применяются как стабилизаторы при хранении крови, поскольку связывают ионы металлов, которые способствуют свертыванию крови. Также комплексоны применяются для выведения из организма ионов токсичных металлов, радиоактивных изотопов и продуктов их распада.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции и проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Знать принципы строения комплексных соединений.

Интерпретировать особенности строения комплексных соединений как основы для их применения в хелатотерапии.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Биологическая и биорганическая химия	Владеть знаниями о строении ферментов как биологических катализаторов белковой природы. Классифицировать ферменты.
2. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно. Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.
3. Латинский язык и медицинская терминология	Владеть медицинской терминологией на латинском языке.
4. Безопасность жизнедеятельности, основы биоэтики и биобезопасности	Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации. Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Комплексные соединения.	Это соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные частички, содер-

	жащие центральный атом (ион) и окружающие его молекулы (ионы).
2. Координационное число (к. ч.).	Число связей, с помощью которых лиганды непосредственно соединены с центральным атомом.
3. Дентатность.	Это число мест, что занимает лиганд во внутренней координационной сфере комплекса.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Реакции комплексообразования. Координационная теория А. Вернера и современные представления о строении комплексных соединений.
2. Классификация комплексных соединений по природе лигандов и по заряду внутренней сферы.
3. Внутрикомплексные соединения.
4. Железо-, кобальт-, медь- и цинк-содержащие биоконплексные соединения. Понятие о металлолигандном гомеостазе. Нарушение гомеостаза.
5. Комплексоны и их применение в медицине в качестве антидотов при отравлении тяжелыми металлами (хелатотерапия) и как антиоксидантов при хранении лекарственных препаратов.
6. Трилон Б и эвгенол в стоматологии.

Содержание темы (тезисы):

1. Реакции комплексообразования. Координационная теория А. Вернера и современные представления о строении комплексных соединений

Комплексные соединения – это соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные частички, содержащие центральный атом (ион) и окружающие его молекулы (ионы).

В 1893 г. швейцарский химик Альфред Вернер разработал теорию, объясняющую строение комплексных соединений.

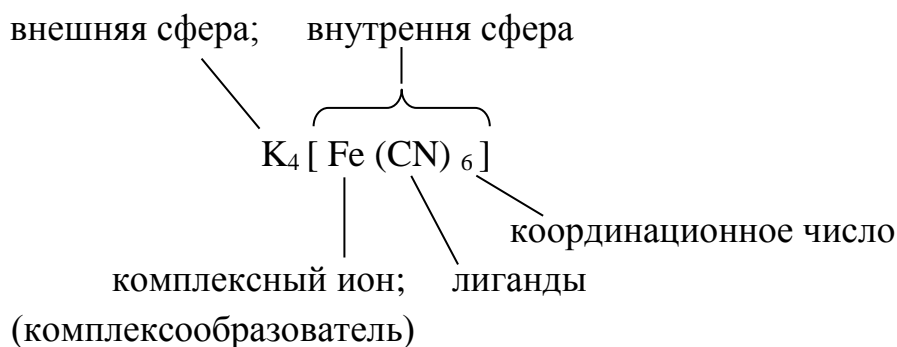
В комплексном соединении есть центральный атом (ион), его называют комплексообразователем.

Вокруг центрального атома (иона) расположены (координированы) ионы, атомы или молекулы, которые называют лигандами (адендами).

Комплексообразователь связан с лигандами донорно-акцепторными связями. При этом центральный атом – акцептор электронной пары, лиганды – доноры электронной пары. Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю сферу комплекса, которую в формулах комплексных соединений записывают в квадратных скобках.

Количество лигандов, которые координируются вокруг комплексообразователя, определяет координационное число, которое чаще всего приобретает значения 2, 4, 6, 8.

Примером комплексного соединения есть гексацианоферрат(II) калия.



2. Классификация комплексных соединений по природе лигандов и по заряду внутренней сферы

Классификация комплексных соединений по природе лигандов:

1. Комплексные соединения, лигандами которых являются молекулы (воды, аммиака, оксида углерода(II)):

а) аквакомплексы:

[Fe(H₂O)₆]Cl₃ – хлорид гексаакважелеза(III). Лиганды – молекулы воды.

б) аммиакаты:

[Cu(NH₃)₄]SO₄ – сульфат тетраамминмеди(II). Лиганды – молекулы аммиака.

в) карбонилы:

Fe(CO)₅ – пентакарбонил железа.

2. Соединения, лигандами которых являются гидроксид-ионы, – гидроксо-комплексы:

Na₃[Al(OH)₆] – гексагидроксоалюминат(III) натрия.

3. Соединения, лигандами которых являются кислотные остатки (цианидные и др.), – ацидокомплексы:

K₃[Fe(CN)₆] – гексацианоферрат(III) калия.

4. Соединения, которые содержат лиганды разных классов, – смешанные комплексы:

K[Al(OH)₄(H₂O)₂] – диакватетрагидроксоалюминат(III) калия.

Классификация комплексных соединений по заряду внутренней сферы:

1. Соединения с комплексным катионом:

[Cu(NH₃)₄]²⁺ SO₄²⁻ – сульфат тетраамминмеди(II).

2. Соединения с комплексным анионом:

K₃⁺[Fe(CN)₆]³⁻ – гексацианоферрат(III) калия.

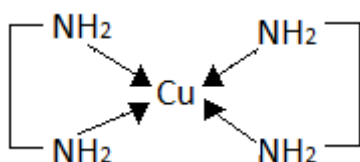
3. Нейтральные комплексы:

Fe(CO)₅ – пентакарбонил железа.

3. Внутрикислотные соединения

Важной характеристикой лигандов является их дентатность – число мест, что занимает лиганд во внутренней сфере.

Если с комплексообразователем координируются бидентатные лиганды, то в результате этого образуются циклические комплексы. В таких комплексах лиганд вместе с комплексообразователем образует замкнутый цикл за счет связей, обозначенных стрелками:



Комплексы такого типа называют внутрикомплексными соединениями или хелатами (от греч. «хела» – клешня).

Структура этих соединений напоминает клешни рака, которыми молекулы органических лигандов будто захватывают ионы металлов. Хелатные комплексы образуются при взаимодействии ионов металлов с аминокарбоновыми кислотами и их производными; внутрикомплексные соединения используются для комплексонометрических методов и для хелатотерапии.

4. Железо-, кобальт-, медь- и цинк-содержащие биоконплексные соединения. Понятие о металлолигандном гомеостазе. Нарушение гомеостаза

Постоянный обмен веществ с окружающей средой дает возможность организму поддерживать на определенном уровне концентрации веществ, которые участвуют в равновесных процессах комплексообразования, обеспечивая состояние так называемого металлолигандного гомеостаза.

Для каждого биометалла характерна своя совокупность равновесных процессов металл – биолиганд, которая определяется устойчивостью образованных комплексов и концентрацией во внутренней среде как ионов этого металла, так и биолигандов.

Существует много патологий, связанных с недостатком или избытком того или иного биоэлемента в организме.

Нарушение металло-лигандного гомеостаза возможно по таким причинам:

- дефицит или избыток биоэлементов;
- поступление катионов токсических металлов;
- поступление или образование посторонних лигандов;
- поступление ксенобиотиков.

Избыток или недостаток в организме необходимых металлов, попадание в организм тяжелых металлов и их соединений, ядовитых лигандов, ксенобиотиков, вирусов нарушает состояние металлолигандного гомеостаза, что приводит к возникновению патологических процессов в организме человека.

5. Комплексоны и их применение в медицине в качестве антидотов при отравлении тяжелыми металлами (хелатотерапия) и как антиоксидантов при хранении лекарственных препаратов

Комплексоны – это полидентатные лиганды, к которым относятся полиаминокрбоновые кислоты. Важными комплексоными являются нитрил-ацетатная кислота (НТА) и этилендиаминтетраацетатная кислота (ЭДТА). Они применяются в медицине как антидоты при отравлении тяжелыми металлами (хелатотерапия). Комплексоны связываются с ионами токсических металлов и выводятся через почки из организма.

В медицинской практике как антидоты используются соли ЭДТА, среди которых наиболее доступной является динатриевая соль, известная как трилон Б.

Схематически действие трилона Б при отравлении Pb^{2+} можно представить так:



Комплекс $CaPbЭДТА$ растворимый в воде и выводится из организма почками.

Тетацин является универсальным антидотом.

6. Трилон Б и эвгенол в стоматологии

В наше время предпочтение отдают комплексонам или хелатам, которые имеют сродство к минеральным компонентам зуба, образуют с ними в результате химической реакции рыхлую структуру. Чаще всего в эндодонтии используют препараты ЭДТА. В эту же группу входят трилон Б (динатриевая соль ЭДТА) и тетракальцийдинатриевая соль ЭДТА. Вследствие низкого поверхностного натяжения эти вещества проникают в самые узкие каналы.

На практике чаще всего используют 10 – 20 % нейтральные или слабо щелочные растворы солей ЭДТА.

Эвгенол широко применяют в ортопедической и терапевтической стоматологии (в смеси с оксидом цинка) под названием цинкооксидэвгенольного цемента. Его используют в качестве изолирующего и лечебного материала, временного пломбирочного материала.

Стоматологи используют под названием гвоздичного масла.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Координационное число – это:

- а) число связей, с помощью которых лиганды непосредственно соединены с комплексообразователем;
- б) число мест, которые лиганды занимают во внутренней координационной сфере комплекса;
- в) число реальных или условных частичек, которое содержит 1 моль вещества;
- г) суммарное число нуклонов в ядре.

2. Указать, какие из ионов: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cl^- , HCO_3^- , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} являются комплексообразователями в ферментах:

- а) K^+ , Na^+ , Cl^- ; в) Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ca^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} ;
- б) K^+ , Ca^{2+} , Na^+ ; г) Cl^- , HCO_3^- .

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Указать комплексообразователь, его степень окисления, координационное число и заряд комплексного иона в соединении $K[Cr(H_2O)_2(CN)_4]$:

- а) K , +1, 4, -1; б) Cr , +3, 6, -1; в) H_2O , 0, 6, -1; г) Cr , +2, 4, 0.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 43 – 54).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 19 – 28).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 43 – 54)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 13. Реакции осаждения и растворения

1. Актуальность темы

Химическое равновесие делает значительный вклад в гомеостаз живого организма. Влияние разных факторов (концентрации веществ, давления, температуры) может смещать состояние равновесия. Знание закономерностей равновесия в гомогенных и гетерогенных системах позволяет анализировать условия образования и растворения осадков, например, образования камней в почках (нефрокальциноз) или в желчном пузыре (желчекаменная болезнь). Это позволяет обоснованно назначать профилактические и лечебные мероприятия.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции и проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в процессе обучения.

2. Конкретные цели

Знать и анализировать условия образования и растворения осадков, объяснять роль гетерогенных равновесий с участием солей в общем гомеостазе организма.

Объяснять влияние внешних факторов на химическое равновесие.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Медицинская биология 2. Русский язык	Владеть знаниями о структурных компонентах цитоплазмы и ядра. Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно.
3. Латинский язык и медицинская терминология	Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык. Владеть медицинской терминологией на латинском языке.
4. Безопасность жизнедеятельности, основы биоэтики и биобезопасности	Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации. Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Химическое равновесие.	Химическое равновесие – это состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.
2. Произведение растворимости (ПР).	В насыщенном растворе малорастворимого электролита при определенной температуре произведение молярных концентраций ионов является величиной постоянной. Эту константу называют произведением растворимости и обозначают ПР.
3. Константа химического равновесия.	Константа химического равновесия – это отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ в степенях их коэффициентов.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и способы ее выражения.

2. Смещение химического равновесия при изменении температуры,

давления, концентрации веществ. Принцип Ле Шателье.

3. Реакции осаждения и растворения. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков.

4. Роль гетерогенного равновесия с участием солей в общем гомеостазе организма.

5. Химический состав минерализованных тканей зуба и слюны. Физико-химические характеристики слюны.

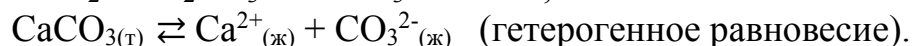
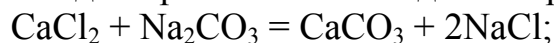
6. Химические основы минерализации костной и зубной тканей.

7. Применение фторсодержащих препаратов и зубных паст в стоматологии.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии

1. Определение условий выпадения осадков

Смешали два раствора: CaCl_2 и Na_2CO_3 . Концентрация солей в каждом растворе равна 0,001 моль/л. Объемы смешиваемых растворов равны между собой. Образуется ли осадок при смешивании данных растворов?



Условием образования осадка является соотношение $\text{ИП} > \text{ПР}$,

где ИП – ионное произведение малорастворимого электролита;

ПР – произведение растворимости (величина из справочника);

$$\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 3,8 \cdot 10^{-9}.$$

По условию задачи объемы смешиваемых растворов равны, поэтому концентрация солей уменьшается в два раза:

$$\text{ИП} = \frac{0,001}{2} \cdot \frac{0,001}{2} = 2,5 \cdot 10^{-7}.$$

Так как $\text{ИП} > \text{ПР}$, то осадок CaCO_3 образуется.

Расчетные и ситуационные задачи, которые решают студенты на занятии:

Задача № 1

При нагревании смеси газообразных водорода и йода до 420°C установились следующие равновесные концентрации реагентов:

$$\text{H}_2 - 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л};$$

$$\text{I}_2 - 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$\text{HI} - 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

Определить направление смещения химического равновесия в данной реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$ при повышении температуры, если прямая реакция является эндотермической.

Задача № 2

Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов растворов BaCl_2 и Na_2SO_4 , молярная концентрация которых 0,05 моль/л? $\text{ПР}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ моль}^2/\text{л}^2$.

Содержание темы (тезисы):

1. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и способы ее выражения

Химические реакции могут одновременно проходить в двух направлениях: образование продуктов реакции (вправо – прямая реакция) и превращение продуктов в исходные вещества (влево – обратная реакция). Такие реакции называют обратимыми.

Например: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$.

Если скорости прямой и обратной реакций одинаковые, то это состояние **химического равновесия**.

При протекании обратимой реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

прямая реакция проходит со скоростью v_1 (ей отвечает константа скорости k_1), а обратная реакция проходит со скоростью v_2 (ей отвечает константа скорости k_2):

$$v_1 = k_1[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]; \quad v_2 = k_2[\text{HI}]^2.$$

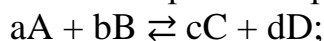
В состоянии химического равновесия скорости прямой и обратной реакции одинаковые:

$$v_1 = v_2; \\ k_1[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2.$$

Отношение констант прямой и обратной реакций называется **константой химического равновесия** данной реакции:

$$K_{\text{равн}} = k_1 / k_2 = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

В общем виде для гомогенной обратимой реакции:



$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}.$$

Это математическое выражение **закона действующих масс** К. Гульдберга и П. Вааге для обратимых реакций, который формулируется так:

В состоянии химического равновесия отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ в степенях их коэффициентов является величиной постоянной и называется константой химического равновесия.

Константа равновесия, которая выражена через концентрации веществ, обозначается K_c :

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}.$$

где $[\text{C}]$, $[\text{D}]$, $[\text{A}]$, $[\text{B}]$ – концентрации веществ.

2. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления, концентрации веществ. Принцип Ле Шателье

При изменении концентрации, давления, температуры химическое равновесие смещается, согласно с **принципом Ле Шателье**.

Если изменяется хоть одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие смещается в направлении той

реакции, которая уменьшает это изменение.

Влияние изменения концентрации веществ на состояние равновесия

Повышение концентрации реагентов смещает равновесие в направлении уменьшения концентрации реагентов с образованием продуктов реакции.

Повышение концентрации продуктов реакции смещает равновесие в направлении образования реагентов.

Влияние изменения давления на состояние равновесия

Для газовых систем на состояние химического равновесия влияет изменение давления.

Повышение давления смещает равновесие в направлении уменьшения давления, т. е. уменьшения количества молекул газа.

Понижение давления смещает равновесие в направлении увеличения количества молекул газа.

Влияние температуры на состояние равновесия

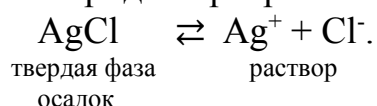
Повышение температуры смещает химическое равновесие в направлении эндотермической реакции.

Понижение температуры смещает химическое равновесие в направлении экзотермической реакции.

3. Реакции осаждения и растворения. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков

При растворении малорастворимых солей в воде устанавливается равновесие гетерогенной системы. Это равновесие между твердой фазой и раствором соли подчиняется закону действующих масс.

Например, в растворе хлорида серебра это равновесие можно изобразить так:



Если учесть выражение константы химического равновесия данной реакции и то, что твердая фаза не входит в выражение, то можно записать:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-].$$

В насыщенном растворе малорастворимого электролита при определенной температуре произведение концентрации ионов является величиной постоянной. Эту величину называют константой растворимости малорастворимого электролита и обозначают K_s , или произведением растворимости ПР. Для насыщенного раствора хлорида серебра ПР имеет такой вид:

$$\text{ПР} = K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-].$$

Условием выпадения осадка является то, что ионное произведение (ИП) больше, чем произведение растворимости (ПР), то есть осадок выпадает, если $\text{ИП} > \text{ПР}$. Если ионное произведение меньше, чем ПР, то раствор ненасыщенный, и осадок не образуется, происходит растворение осадка.

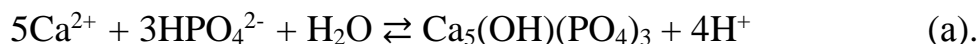
Химические реакции проходят в направлении образования более устойчивых химических соединений.

Для достижения полноты осаждения малорастворимого электролита нужно увеличивать концентрацию любого из ионов, входящего в состав этого электролита.

Для того, чтобы растворить осадок, необходимо связать один из ионов, который входит в состав осадка, действуя таким реагентом, который образует с этим ионом малодиссоциирующее соединение или газ.

4. Роль гетерогенного равновесия с участием солей в общем гомеостазе организма

Гетерогенные процессы с участием неорганических ионов играют решающую роль в образовании и формировании костей. Основным компонентом костной ткани является гидроксоапатит $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$, который образуется при наличии в организме достаточной концентрации ионов кальция и фосфат-ионов по уравнению:



Слабощелочная среда плазмы, а также увеличение концентрации фосфат-ионов в клетках костной ткани способствуют процессу превращения гидрофосфата кальция на гидроксоапатит:



Повышение кислотности среды способствует растворению гидроксоапатита, поскольку равновесие реакции (а) смещается влево. Под влиянием кариесогенных бактерий в ротовой полости образуются органические кислоты, что приводит к растворению гидроксоапатита и возникновению кариеса зубов. Этот процесс особенно ускоряется при повреждении зубной эмали.

Недостаточная концентрация в организме ионов кальция и фосфат-ионов приводит к размягчению костей, что наблюдают при рахитах, беременности у женщин, а у космонавтов во время их длительного пребывания в условиях невесомости.

Патологические состояния возникают и при избытке этих ионов, вследствие отложения малорастворимых солей в почках, печени или на стенках кровеносных сосудов. Чаще всего в почках наблюдают образование камней в виде солей кальция – фосфатов, уратов и оксалатов, а в печени – карбонатов и билирубината (продукта разрушения гемоглобина).

5. Химический состав минерализованных тканей зуба и слюны. Физико-химические характеристики слюны

Зубы – наиболее минерализованные органы, которые обеспечивают механическую обработку пищи. Основу зуба составляют три вида минерализованных тканей: эмаль, дентин и цемент. Снаружи дентин покрыт в области коронки зуба эмалью, в области корней зуба – цементом.

Виды апатитов неорганического компонента эмали

Апатит	Строение
Гидроксоапатит	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$
Карбонатный апатит	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{CO}_3$
Хлорапатит	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{Cl}_2$
Фторапатит	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2$
Стронциевый апатит	$\text{SrCa}_9(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$

Дентин содержит больше воды и органического матрикса, по сравнению с эмалью. В области коронки его покрывает эмаль, в области корней – цемент. Он прочнее костей и цемента, но в 4 – 5 раз мягче эмали. Зрелый дентин содержит 70 % неорганических веществ, 17 % – органических и 13 % – воды.

Органическая часть дентина на 95 % состоит из коллагеновых белков и 5 % неколлагеновых белков, к которым относятся фосфопротеин, сиалопротеин и специфический белок дентина – фосфофорин, а также протеогликаны.

Цемент содержит около 46 % неорганических веществ, 22 % – органических веществ и 32 % – воды.

Постоянным источником поступления минеральных компонентов для эмали зуба является слюна – секрет слюнных желез. Ее общий объем, выделяемый за сутки, составляет 1 – 2 л. Слюна – это бесцветная жидкость, имеющая высокую вязкость из-за наличия в ней гликопротеинов. рН слюны колеблется в пределах от 6,4 до 7,4, что зависит от гигиенического состояния полости рта, характера пищи и скорости секреции. 99,5 % слюны составляет вода, остальное – растворенные в ней минеральные вещества и органические компоненты. К последним относятся белки разных видов, в меньшей степени небелковые азотистые соединения, моносахариды, гормоны, некоторые витамины, фосфолипиды и др. В слюне содержится более 100 ферментов.

Относительно минерального состава слюны, то содержание калия в ней примерно в 5 раз больше, чем в плазме крови, содержание натрия в 6 раз меньше, содержание кальция такое же, как в плазме. Увеличение концентрации ионов кальция в слюне может вызвать образование камней в протоках слюнных желез. Содержание фосфора в слюне, преимущественно в составе гидро- и дигидрофосфатов, в 65 – 100 раз выше, чем в крови. Кроме того, в слюне содержатся ионы хлора, гидрокарбонат-ионы, ионы магния, цинка и меди.

6. Химические основы минерализации костной и зубной тканей

Основу минерального обмена тканей зуба составляют 3 процесса: минерализация, деминерализация и реминерализация.

Минерализация – процесс формирования костной ткани. Первичным в этом процессе является синтез остеобластами костного коллагена. Он служит матрицей для процесса образования кристаллических структур минеральных солей. Минеральные компоненты для этого поступают из окружающей жидкой среды. Необходимый участник процесса минерализации – АТФ, который принимает участие в образовании комплекса между коллагеном, АТФ, ионами кальция и хондроитинсульфатом. Эта реакция является биохимической основой образования первичных кристаллов.

Расщепление органических фосфорных соединений происходит при участии щелочной фосфатазы, которая поддерживает таким образом определенный уровень фосфора в тканях, что является необходимым условием формирования костной ткани.

Реминерализация – процесс восстановления минеральных компонентов эмали зуба за счет компонентов слюны или реминерализирующих жидкостей и паст. Реминерализация возможна только при условии сохранения белковой

матрицы, которая способна связываться с ионами кальция и фосфат-ионами и служить матрицей для дальнейшего образования на ней кристаллов гидроксоапатита. Реминерализующие жидкости и пасты наносят на поверхность зуба, где они связываются с эмалью, поставляя ей фтор, кальций и фосфат.

7. Применение фторсодержащих препаратов и зубных паст в стоматологии

В последнее время препараты фтора были самыми распространенными средствами профилактики кариеса зубов. Образование под влиянием фтора фторапатита препятствует увеличению проницаемости эмали. Фториды снижают содержание молочной и других кислот, которые повреждают ткани зуба; они способствуют задержке кальция и фосфора и стимуляции процессов реминерализации. Общую профилактику осуществляют с помощью фторирования воды, соли и молока. Альтернативный метод применения фторида натрия в таблетках. Другим препаратом для общей профилактики кариеса является витафтор – это комбинированный препарат, содержащий фторид натрия, витамины А, D и С.

Местную профилактику осуществляют нанесением фторидов в виде растворов, паст, гелей, лаков, цементов на поверхность зубов, что способствует их вторичной минерализации. Фторлак – комбинированный препарат, содержащий фторид натрия, смолы, хлороформ и спирт. При нанесении на зубы образует пленку, что обеспечивает длительную диффузию фтора в эмаль.

Профилактику кариеса можно эффективно проводить путем использования зубных паст, содержащих соединения фтора. К фторсодержащим зубным пастам относятся: «Фтородент», «Лакалут», «Пепсодент», «Флуодент» и другие. К популярным эффективным пастам относятся: «Colgate», «Colgate total», «Aquafresh», «Macleons», «Signal», которые содержат фторид натрия, монофторфосфат натрия или их комбинации.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать факторы, изменение которых приведет к изменению величины константы равновесия:

- а) давление; в) концентрация;
б) температура; г) природа реагирующих веществ.

2. Указать, в каком направлении сместится равновесие при увеличении общего давления в системе: $4\text{Fe}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(г)}$.

- а) влево; б) вправо; в) не сместится.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. В системе $\text{CaCO}_{3(г)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(г)} + \text{CO}_{2(г)}$; $\Delta H^0 > 0$, установилось равновесие. Изменением каких параметров можно достичь смещения равновесия в сторону образования CaO?

2. Костная ткань начинает формироваться в плазме крови. Достаточной ли является концентрация катионов кальция в свободном состоянии: $C(\text{Ca}^{2+}) = 1,0 \cdot 10^{-3}$

моль/л для образования осадка CaHPO_4 ? Концентрация гидрофосфат-ионов составляет в плазме крови: $C(\text{HPO}_4^{2-}) = 2,9 \cdot 10^{-4}$ моль/л. $\text{IP}(\text{CaHPO}_4) = 2,7 \cdot 10^{-4}$ моль²/л².

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибачук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибачук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (98 – 103, 179 – 189).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (88 – 92).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffdcbcd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибачук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибачук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (98 – 103, 179 – 189)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 14. Определение электродных потенциалов

1. Актуальность темы

Изучение механизмов возникновения электродного, диффузионного, мембранного, окислительно-восстановительного потенциалов и их зависимости от разных факторов дает возможность понять закономерности протекания большинства биохимических реакций. Измерение биопотенциалов положено в основу таких важных диагностических методов, как электрокардиография, электроэнцефалография и др., а по величине ЭДС определяют содержание физиологически активных ионов (H^+ , K^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , NO_3^-) в биологических жидкостях и тканях организма.

Электрохимические методы анализа (полярография, потенциометрическое и амперометрическое титрование) нашли широкое применение в медико-биологических исследованиях. Поэтому знание основ электрохимии необходимо врачу для полноценной практической деятельности.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести

ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Определенность и настойчивость в поставленных задачах и взятых обязанностях.

Способность решать типовые и сложные специализированные задачи и практические проблемы в профессиональной деятельности в отрасли здравоохранения, или в процессе обучения, что предусматривает проведение исследований и/или осуществление инноваций и характеризуется комплексностью и неопределенностью условий и требований.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

2. Конкретные цели

Объяснить механизм образования электродных потенциалов.

Анализировать принцип метода потенциометрии и делать выводы об использовании его в медико-биологических исследованиях.

Уметь измерять окислительно-восстановительные потенциалы и прогнозировать направление окислительно-восстановительных реакций.

Измерять электрохимические характеристики растворов.

Расчет электродных и редокс-потенциалов.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Медицинская и биологическая физика	Описывать и применять электроды. Измерять потенциалы. Владеть понятием мембранные потенциалы. Описывать электрокардиографию.
2. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно. Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.
3. Латинский язык и медицинская терминология	Владеть медицинской терминологией на латинском языке.
4. Безопасность жизнедеятельности, основы био-	Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведению здорового образа жизни, быть

этики и биобезопасности	способным к адаптации и действию в новой ситуации.
-------------------------	----------------------------------------------------

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Электрод.	Электрод – проводник (металл), погруженный в раствор электролита.
2. Электродный потенциал.	Электродный потенциал – разность потенциалов (скачок потенциалов) на границе раздела фаз электрод – раствор.
3. Уравнение Нернста.	$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(Ме^{n+}),$ <p style="text-align: center;">или</p> $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg a(Ме^{n+}).$
4. Окислительно-восстановительный электрод.	Окислительно-восстановительные, или редокс-электроды – это полуэлементы, которые состоят из инертного проводника (платина, золото, графит и т.п.), погруженного в раствор, где есть окисленная и восстановленная формы одного и того же вещества.
5. Уравнение Петерса.	$E_{о в} = E_{о в}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{окисл.})}{a(\text{вос.})}.$
6. Гальванический элемент.	Гальванический элемент – прибор, в котором энергия химической реакции превращается в электрическую энергию. Он состоит из двух электродов.
7. Электрохимические процессы в полости рта.	Если в ротовой полости находятся протезы, изготовленные из разных металлов, то при смачивании их ротовой жидкостью образуется гальванический элемент. Электрический ток, возникающий во время его работы, приводит к появлению патологического состояния, которое называют гальванозом.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Электродные потенциалы и механизм их возникновения.

2. Уравнение Нернста. Нормальный (стандартный) электродный потенциал.
3. Нормальный водородный электрод.
4. Измерение электродных потенциалов. Электроды определения и электроды сравнения. Хлорсеребряный электрод. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
5. Гальванические элементы. Электрохимические процессы в полости рта.
6. Роль окислительно-восстановительных реакций в процессах жизнедеятельности.
7. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем.
8. Уравнение Петерса. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал.
9. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций по величинам окислительно-восстановительных потенциалов. Значение окислительно-восстановительных потенциалов в механизме процессов биологического окисления.
10. Сущность метода потенциометрии.

4.3. Практическая работа (задание), которое выполняется студентами на занятии:

Определение окислительно-восстановительных потенциалов

Окислительно-восстановительные потенциалы окислительно-восстановительных систем вычисляют по значениям ЭДС, которые определяют на приборе иономере.

1. Подготовка к работе и определение ЭДС:

- перед подключением мономера к электрической сети нажать кнопки “t” и “-1 – 19”;
- прогреть прибор в течение 30 мин.;
- собрать гальваническую цепь с измерительного электрода (платиновый электрод ЭПВ-1) и вспомогательного электрода (хлорсеребряный электрод ЭВЛ-ИМ с постоянным значением потенциала 0,201 В);
- установить электроды в специальный держатель над поворотным столиком и подключить к прибору;
- раствор исследуемой окислительно-восстановительной системы налить в стеклянный стаканчик и вставить в него электроды;
- нажать кнопку “mV” и кнопку нужного диапазона измерения и определить величину ЭДС.

2. Обработка результатов и оформление протокола лабораторной работы:

1) Рассчитать практические значения окислительно-восстановительных потенциалов для двух систем по формуле:

$$E_{\text{пр}} = \text{ЭДС} + E_{\text{вспом}},$$

где ЭДС – значение ЭДС, В (которое определили по прибору); $\text{ЭДС} = E_{\text{пр}} - E_{\text{вспом}}$;
 $E_{\text{вспом}} = 0,201 \text{ В}$ – потенциал хлорсеребряного электрода.

2) Рассчитать теоретические значения окислительно-восстановительных потенциалов для двух систем с учетом концентраций окисленной и восстановленной форм по уравнениям:

$$1. E_{I_2/2I^-} = 0,530 - \frac{0,059}{2} \lg \frac{[I_2]}{[I^-]^2};$$

$$2. E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,771 + 0,059 \lg \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

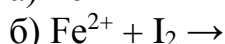
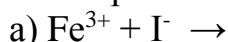
Концентрации веществ указаны в таблице.

3) Результаты определений и расчетов написать в таблицу:

Таблица

№ р-ра	Электрод	Состав раствора	E^0 , В	$E_{пр}$, В	$E_{теор}$, В	ЭДС, В
1	Pt I ₂ , 2I ⁻	KI (0,1 моль/л) I ₂ (0,001 моль/л)	0,530			
2	Pt Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ (5·10 ⁻⁴ моль/л) Fe ²⁺ (5·10 ⁻² моль/л)	0,771			

4) Пользуясь значениями стандартных окислительно-восстановительных потенциалов систем E^0 (из таблицы), определить возможность самопроизвольного протекания реакций:



по формуле: $ЭДС = E_{ок} - E_{восст}$. Самопроизвольно будет проходить такой окислительно-восстановительный процесс, для которого: $E_{ок} > E_{восст}$, $ЭДС > 0$.

Содержание темы (тезисы):

1. Электродные потенциалы и механизм их возникновения

Электрод – проводник (металл), погруженный в раствор электролита.

Электродный потенциал – разность потенциалов (скачок потенциалов) на границе раздела фаз электрод – раствор.

2. Уравнение Нернста. Нормальный (стандартный) электродный потенциал

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(Me^{n+}) \quad \text{или} \quad E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg a(Me^{n+}).$$

Нормальный (стандартный) электродный потенциал (E^0) – это электродный потенциал, который возникает при погружении металлической пластинки в раствор с активностью ионов металла 1 моль/л.

3. Нормальный водородный электрод

Нормальный водородный электрод – это платиновая пластинка, погруженная в раствор серной кислоты, активность ионов H⁺ в котором равна 1 моль/л. Через раствор пропускают водород под давлением 101,3 кПа.

4. Измерение электродных потенциалов. Электроды определения и

электроды сравнения. Хлорсеребряный электрод. Ионселективные электроды. Стеклянный электрод

Электрод определения – это электрод, потенциал которого определяют. Примером **ионселективного электрода** является **стеклянный электрод**. При погружении ионселективного электрода в исследуемый раствор через мембрану проходят избирательно только определенные ионы, концентрацию которых определяют.

Электрод сравнения – это электрод с известным значением электродного потенциала. Например, **хлорсеребряный электрод** с постоянным значением потенциала + 0,2 В. Хлорсеребряный электрод – это серебряная проволока, покрытая хлоридом серебра и погруженная в раствор КСl.

5. Гальванические элементы. Электрохимические процессы в полости рта

Гальванический элемент – прибор, в котором энергия химической реакции превращается в электрическую энергию. Он состоит из двух электродов.

Если в ротовой полости находятся протезы, изготовленные из разных металлов, то при смачивании их ротовой жидкостью образуется гальванический элемент. Электрический ток, возникающий во время его работы, приводит к появлению патологического состояния, которое называют гальванозом.

6. Роль окислительно-восстановительных реакций в процессах жизнедеятельности

От субстратов (углеводов и жиров) отщепляются протоны водорода и электроны, которые переносятся к кислороду с образованием конечных продуктов H_2O и CO_2 , что способствует образованию энергии АТФ.

7. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем

Чем более отрицательное значение окислительно-восстановительного потенциала, тем большим восстановителем является система и наоборот.

8. Уравнение Петерса. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал

$$E_{o|в} = E_{o|в}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{окисл.})}{a(\text{вос.})}.$$

$E_{o|в}^0$ – нормальный окислительно-восстановительный потенциал.

9. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций по величинам окислительно-восстановительных потенциалов. Значение окислительно-восстановительных потенциалов в механизме процессов биологического окисления

Чем более отрицательное значение редокс-потенциала, тем лучше система отдает электроны и наоборот.

Системы, участвующие в переносении протонов H^+ и электронов в процессе биологического окисления, характеризуются изменением потенциала от –0,42 до +0,81 В.

10. Сущность метода потенциометрии

Для определения рН потенциометрическим методом составляют гальвани-

ческий элемент из двух электродов. Измеряют электродвижущую силу этого гальванического элемента на специальных приборах потенциометрах.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать уравнение Нернста для никелевого электрода при 298 К:

- а) $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Ni}^{2+}]$; в) $E = E^0 - 0,059 \lg [\text{Ni}^{2+}]$;
б) $E = E^0 - \frac{0,059}{n} \lg [\text{Ni}^{2+}]$; г) $E = E^0 + 0,059 \lg [\text{Ni}^{2+}]$.

2. Указать правильное определение стандартного потенциала металлического электрода:

- а) стандартным называется потенциал электрода, если концентрации всех веществ, принимающих участие в электродном процессе, равны единице;
б) стандартным называется потенциал электрода, если концентрации всех веществ, принимающих участие в электродном процессе, одинаковые;
в) стандартным называется потенциал электрода, если концентрация катионов металла равна единице, а температура и давление стандартные;
г) стандартным называется потенциал электрода, который измеряется относительно стандартного водородного электрода.

3. Выбрать правильную характеристику окислительно-восстановительного электрода:

- а) это металл, который погружен в раствор электролита и обменивается с ним ионами и электронами;
б) это инертный металл, который погружен в раствор электролита и обменивается с ним электронами;
в) это инертный металл, который погружен в окислительно-восстановительную систему и является только проводником электронов;
г) это инертный металл, который погружен в окислительно-восстановительную систему и обменивается с ней ионами и электронами.

4. Указать, окисленная форма какой окислительно-восстановительной системы будет наиболее сильным окислителем в стандартных условиях:

- а) $\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$; $E^0 = 1,34$;
б) $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$; $E^0 = -0,13$;
в) $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; $E^0 = 0,19$;
г) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$; $E^0 = 1,78$.

5. Выбрать лучший окислитель для превращения Fe^{2+} в стандартных условиях в Fe^{3+} , если стандартный потенциал $E^0_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} = 0,771\text{В}$, а стандартные потенциалы окислителей указаны в скобках:

- а) KMnO_4 в кислой среде ($E^0 = 1,51\text{ В}$); в) HNO_2 ($E^0 = 1,0\text{ В}$);
б) KMnO_4 в нейтральной среде ($E^0 = 0,58\text{ В}$); г) CuSO_4 ($E^0 = 0,153\text{ В}$).

6. Указать пары электродов, которые могут быть использованы в гальванической цепи для определения рН:

- 1) стеклянный – хингидронный;
 2) водородный – нормальный водородный;
 3) стеклянный – хлорсеребряный;
 4) хингидронный – каломельный.
 а) 2, 3, 4; б) 1, 3; в) 1, 2, 3; г) 1, 4.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Объяснить, в каком направлении в стандартных условиях будет самопроизвольно проходить реакция: $2\text{NaCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{FeSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$, если $E_{\text{Cl}_2|\text{Cl}^-}^0 = 1,36 \text{ В}$, а $E_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771 \text{ В}$:

- а) слева направо; в) реакция вообще не будет проходить;
 б) справа налево; г) реакция будет идти в обоих направлениях.

2. Пользуясь электрохимическим рядом напряжений металлов, указать, какие из реакций будут идти самопроизвольно в стандартных условиях:

- 1) $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}$; 3) $\text{Cd} + \text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Co}$;
 2) $\text{Mg} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn} + \text{Mg}^{2+}$; 4) $2\text{Ag} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb} + 2\text{Ag}^+$.

- а) 1, 2, 3; б) 2, 3; в) 4; г) 2.

3. Рассчитать потенциал водородного электрода, погруженного в раствор соляной кислоты, на титрование 10 мл которого израсходовано 14,5 мл раствора с концентрацией гидроксида натрия 0,1 моль/л:

- а) 0,0685 В; б) – 0,0435 В; в) 0,0495 В; г) – 0,00985 В.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 195 – 215).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 93 – 106).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 195 – 215)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 15. Адсорбционные процессы и ионный обмен в биосистемах. Хроматография

1. Актуальность темы: Адсорбция из растворов на поверхности твердого тела имеет большое значение для жизнедеятельности организмов: адсорбция субстрата на поверхности ферментного комплекса, адсорбция на мембранах клеток

(15 тыс. м² в организме), адсорбция белков на поверхности гидрофобных частиц для перенесения их кровью и транспорт кислорода гемоглобином эритроцитов.

Такие твердые адсорбенты, как активированный уголь, и ионообменники, применяются для дезинтоксикации организма (очистки организма от посторонних веществ и ядов, попавших в желудок, от вредных продуктов жизнедеятельности и избытка лекарств). Поверхность раздела фаз одной таблетки активированного угля (0,25 г) достигает 125 м². Таким образом, в медицинской практике широко используют энтеросорбенты. Адсорбционная терапия осуществляется разными методами, такими как: гемосорбция (очистка крови от токсинов), плазмасорбция, лимфосорбция, ликворсорбция (очистка спинномозговой жидкости), аппликационная сорбция, энтеросорбция.

Адсорбция применяется также для очистки витаминов и антибиотиков.

В медицинской практике используются иммобилизованные препараты, то есть ферменты, гормоны, антибиотики, закрепленные на неорганических и органических полимерах.

Хроматография – метод разделения и анализа смесей газов, паров, жидкостей или растворенных веществ с помощью сорбционных процессов. Этот метод применяется с целью диагностики, клинического контроля за ходом лечения, контроля процесса детоксикации организма при отравлениях. Это позволяет определять пути профилактики и лечения разных болезней.

Хроматографию применяют в токсикологической химии, судебной медицине, криминалистике и гигиене.

Компетентности:

Уметь проводить анализ информации, принимать обоснованные решения, устанавливать соответствующие связи для достижения целей.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать методы применения знаний при решении практических вопросов.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных) исследований, уметь анализировать и обоснованно оценивать их результаты.

Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

2. Конкретные цели:

Делать выводы о поверхностной активности веществ на основании их строения.

Анализировать особенности строения поверхностного слоя адсорбированных молекул поверхностно активных веществ, объяснять принципы строения биологических мембран.

Анализировать уравнения адсорбции и пределы их использования, различать мономолекулярную и полимолекулярную адсорбцию.

Интерпретировать закономерности адсорбции веществ из растворов на твердой поверхности.

Объяснять физико-химические основы методов адсорбционной терапии.

Различать выборочную и ионообменную адсорбцию электролитов.

Рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов.

Интерпретировать методы хроматографического анализа и их роль в медико-биологических исследованиях.

Разделять смеси.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия (школьный курс)	Иметь понятие о полярности молекул.
2. Математика (школьный курс)	Уметь строить графики.
3. Медицинская биология	Иметь представление о клеточных мембранах, их структуре и функциях.
4. Медицинская и биологическая физика	Владеть знаниями о структуре и функциях биологических мембран, проницаемости биологических мембран. Иметь представление о поверхностных явлениях.
5. Русский язык	Иметь совершенные знания русского языка. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Поверхностные явления.	Поверхностные явления – процессы, которые происходят на границе раздела фаз в гетерогенных системах.
2. Поверхностное натяжение.	Поверхностное натяжение – энергия Гиббса, которая приходится на единицу площади поверхности.
3. Поверхностно-активные вещества.	Поверхностно-активные вещества (ПАВ) – вещества, которые уменьшают поверхностное натяжение воды.
4. Поверхностно-неактивные вещества.	Поверхностно-неактивные вещества (ПНВ) – вещества, которые увеличивают поверхностное натяжение воды.
5. Правило Дюкло – Траубе	Правило Дюкло – Траубе: в гомологическом

убе.	<i>ряду карбоновых кислот, спиртов, аминов при увеличении длины углеводородной цепи на одну –CH₂– группу поверхностная активность веществ увеличивается в 3 – 3,5 раза.</i>
6. Адсорбция.	Адсорбция – самопроизвольный процесс концентрирования растворенного вещества на границе раздела фаз.
7. Уравнение Гиббса.	Уравнение Гиббса: $\Gamma = -\frac{C}{RT} \square \frac{\Delta\sigma}{\Delta C}.$
8. Уравнение Ленгмюра.	Уравнение Ленгмюра: $\Gamma = \Gamma_{\square} \square \frac{C}{C+K}.$
9. Уравнение Фрейндлиха.	Уравнение Фрейндлиха: $\frac{x}{m} = k \cdot C^{\frac{1}{n}}.$
10. Адсорбционная терапия.	Гемосорбция – метод непосредственного очищения крови, при котором кровь освобождают от токсинов путем пропускания ее через колонку с адсорбентом.
а) гемосорбция;	Плазмосорбция – пропускание плазмы через колонку с сорбентом, после чего очищенная плазма соединяется с форменными элементами и возвращается в сосудистое русло.
б) плазмосорбция;	Лимфосорбция – пропускание лимфы через колонку с сорбентом и последующее введение ее в сосудистую систему пациента.
в) лимфосорбция;	При энтеросорбции сорбент попадает в ротовую полость, после чего, проходя через отделы системы пищеварения, адсорбирует токсические вещества и продукты метаболизма.
г) энтеросорбция;	Аппликационная терапия способствует заживлению инфицированных ран и ожогов, восстановлению целостности кожи, а также слизистых оболочек путем сорбционного поглощения токсинов из раны или зоны ожога.
д) аппликационная терапия.	
11. Правило Панета – Фаянса.	Правило Панета – Фаянса: на поверхности кристалла из раствора адсорбируются те ионы, которые могут достраивать его кристаллическую

<p>12. Хроматография.</p> <p>13. Классификация хроматографических методов анализа.</p>	<p><i>решетку, или изоморфные с ее ионами.</i></p> <p>Хроматография – физико-химический метод анализа и разделения смеси веществ, основанный на их различном распределении между двумя фазами.</p> <p>Классификация хроматографических методов</p> <p>1) По агрегатному состоянию фаз:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Газовая хроматография; - Жидкостная хроматография. <p>2) По технике выполнения:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Адсорбционная хроматография; - Распределительная хроматография; - Ионообменная хроматография; - Осадочная хроматография; - Гель-фильтрация. <p>3) По механизму разделения:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Бумажная хроматография; - Тонкослойная хроматография; - Колоночная хроматография; - Капиллярная хроматография.
----------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине. Поверхностное натяжение жидкостей и растворов. Изотерма поверхностного натяжения. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Поверхностная активность. Правило Дюкло – Траубе.

2. Адсорбция на границе раздела жидкость – газ и жидкость – жидкость. Уравнения Гиббса. Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое. Представление о структуре биологических мембран.

3. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ. Уравнение Ленгмюра.

4. Адсорбция из раствора на поверхности твердого тела. Физическая и химическая адсорбция. Уравнение Фрейндлиха.

5. Физико-химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, плазмосорбция, лимфосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия). Иммуносорбенты.

6. Адсорбция электролитов: специфическая (избирательная) и ионообменная. Правило Панета – Фаянса.

7. Ионообменники природные и синтетические. Роль адсорбции и ионного обмена в процессах жизнедеятельности растений и организмов.

8. Хроматография. Классификация хроматографических методов анализа по:

1) агрегатному состоянию фаз;

- 2) технике выполнения;
- 3) механизму разделения.

Применение хроматографии в биологии и медицине.

4.3. Практические работы (задания), которые выполняются студентами на занятии:

1. Расчет и оценка количественной характеристики сорбентов

Величину сорбции рассчитывают по изменению концентраций вещества в растворе до и после сорбции:

$$\Gamma = \frac{(C_0 - C_p) \cdot V}{m},$$

где C_0 и C_p – соответственно исходная и равновесная концентрации вещества в растворе, моль/л;

V – объем раствора, л;

m – навеска сорбента, г;

Γ – удельная сорбция, то есть количество вещества, сорбированного единицей массы сорбента, моль/г.

2. Разделение смесей хроматографическими методами

1) Проведение адсорбционной хроматографии

Разделение смеси катионов Fe^{3+} и Cu^{2+} проводят с помощью адсорбционной колоночной хроматографии.

Необходимо подготовить колонку для хроматографии. Для этого нужно взять сухую стеклянную трубку длиной 12 – 15 см с внутренним диаметром около 1 см, что имеет оттянутый узкий конец. В этот конец затолкать немного ваты, а затем заполнить трубку порошком оксида алюминия на 4 – 5 см по высоте, периодически постукивая по трубке, предотвращая образование пустот. Подготовленную колонку вертикально закрепить в штативе.

Отобрать примерно по 3 мл растворов хлорида железа(III) и сульфата меди(II) с одинаковой молярной концентрацией эквивалента, и смешать эти растворы в пробирке. Полученную смесь осторожно перелить в колонку. Снизу подставить пустую колбу.

Через некоторое время верхний слой адсорбента окрасится в желтый цвет (катионы Fe^{3+}), а ниже образуется голубой слой (катионы Cu^{2+}).

После того, как через адсорбент пройдет вся смесь, для большей наглядности опыта, надо промыть адсорбент небольшим количеством воды, а затем пропустить через колонку проявитель – разбавленный раствор желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Тогда верхний слой окрасится в темно-синий цвет, а слой катионов меди – в коричневый.

Оформление протокола лабораторной работы:

Сделать вывод о зависимости адсорбции катионов на оксиде алюминия от зарядов катионов.

Колонку с окрашенными слоями катионов нарисовать в протоколе практической работы.

2) Проведение распределительной хроматографии аминокислот на бумаге

Круг хроматографической бумаги диаметром 12 см расчертить карандашом на 4 сектора: в трех секторах на расстоянии 0,5 см от центра карандашом наметить места старта (+), а в четвертом секторе вырезать узкий язычок, который доходит почти до центра (рис.1). Возле края бумаги в трех секторах сделать отметки: “Гл” – глицин, “См” – смесь аминокислот, “Лей” – лейцин.

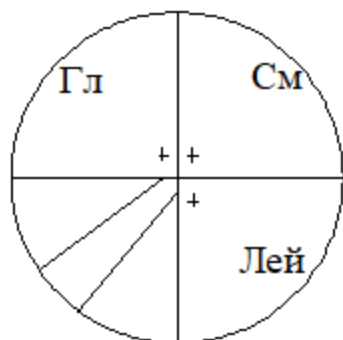


Рис. 1.



Рис. 2. Хроматограмма смеси аминокислот

Затем на места старта нанести капли соответствующих растворов: глицина, лейцина и смеси этих аминокислот. Капли не должны быть больше, чем 3 – 4 мм в диаметре. Нанести по 3 – 4 капли постепенно, подсушивая предыдущее пятно перед нанесением следующей капли.

В чашку Петри налить растворитель, положить бумагу таким образом, чтобы отогнутый язычок был погружен в растворитель. Сверху бумагу накрыть второй чашкой и поставить в термостат с температурой 45 – 50° С. Когда растворитель дойдет почти до края фильтра, вынуть бумагу, подсушить ее в сушильном шкафу и обработать проявителем – раствором нингидрина. Хроматограмму подсушить в термостате – на ней проявятся цветные пятна аминокислот (рис. 2).

С помощью хроматограммы определить коэффициенты распределения аминокислот глицина ($R_{f \text{ глицина}}$) и лейцина ($R_{f \text{ лейцина}}$). Для этого нужно линейкой измерить расстояние от места старта до середины пятна каждой из аминокислот (r_1 и r_2) и расстояние от места старта до линии фронта растворителя (r_p) (рис. 2).

Рассчитать коэффициенты распределения (R_f) аминокислот по формулам:

$$R_{f \text{ глицина}} = \frac{r_1}{r_p}, \quad R_{f \text{ лейцина}} = \frac{r_2}{r_p},$$

где r_1 – расстояние от точки старта до середины пятна глицина, см;

r_2 – расстояние от точки старта до середины пятна лейцина, см;

r_p – расстояние от точки старта до линии фронта растворителя, см.

Оформление протокола лабораторной работы

Нарисовать хроматограмму, записать результаты расчетов и вывод о распределении аминокислот в зависимости от полярности молекул.

Содержание темы (тезисы):

1. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине. Поверхностное натяжение жидкостей и растворов. Изотерма поверхностного натяжения. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Поверхностная активность. Правило Дюкло – Траубе

Поверхностные явления – процессы, которые происходят на границе раздела фаз в гетерогенных системах.

Поверхностное натяжение – энергия Гиббса, которая приходится на единицу площади поверхности:

$$\sigma = \frac{G_s}{S}.$$

Изотерма поверхностного натяжения – графическая зависимость поверхностного натяжения от концентрации растворенного вещества при постоянной температуре.

ПАВ уменьшают поверхностное натяжение воды. К ним относятся карбоновые кислоты, спирты, амины.

ПНВ увеличивают поверхностное натяжение воды. Это некоторые сильные электролиты (неорганические кислоты, основания, соли).

Правило Дюкло – Траубе: *в гомологическом ряду карбоновых кислот, спиртов, аминов при увеличении длины углеводородной цепи на одну $-CH_2-$ группу поверхностная активность веществ увеличивается в 3 – 3,5 раза.*

2. Адсорбция на границе раздела жидкость – газ и жидкость – жидкость. Уравнения Гиббса. Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое. Представление о структуре биологических мембран

Адсорбция – самопроизвольный процесс концентрирования растворенного вещества на границе раздела фаз.

Адсорбент – вещество, на поверхности которого происходит адсорбция.

Адсорбат – вещество, которое адсорбируется на поверхности адсорбента.

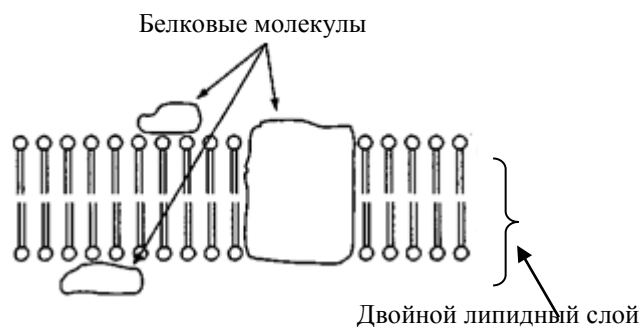
Уравнение Гиббса: $\Gamma = -\frac{C}{RT} \square \frac{\Delta\sigma}{\Delta C}.$

Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое:

- при малых концентрациях ПАВ полярные группы погружены в полярную жидкость, а углеводородные радикалы почти "лежат" на поверхности;

- с увеличением концентрации ПАВ цепи поднимаются, и в результате, при определенной концентрации все молекулы ПАВ приобретают вертикальное положение и образуют на поверхности мономолекулярный слой ("часток Лэнгмюра").

Клеточные мембраны представляют собой двойной слой липидов (фосфолипиды, холестерол и гликолипиды). Двойной липидный слой содержит в себе белковые молекулы.



3. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ. Уравнение Ленгмюра

Ленгмюр предположил, что:

- адсорбция происходит лишь на определенных центрах на поверхности;
- на каждом из центров может адсорбироваться только одна молекула вещества;
- энергия связей, которые возникают между поверхностью и молекулами вещества, одинакова для всех центров.

Уравнение Ленгмюра:
$$\Gamma = \Gamma_{\square} \cdot \frac{C}{C+K}$$

4. Адсорбция из раствора на поверхности твердого тела. Физическая и химическая адсорбция. Уравнение Фрейндлиха

Физическая адсорбция осуществляется за счет сил Ван дер Ваальса – сил межмолекулярного взаимодействия.

Химическая адсорбция (хемосорбция) обусловлена силами химической природы, при этом на границе раздела фаз образуются поверхностные соединения между адсорбентом и адсорбатом.

Уравнение Фрейндлиха:
$$\frac{x}{m} = k \cdot C^{\frac{1}{n}}$$

5. Физико-химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, плазмосорбция, лимфосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия). Иммуносорбенты

Гемосорбция – метод непосредственного очищения крови, при котором кровь освобождают от токсинов путем пропускания ее через колонку с адсорбентом, подключенную к системе циркуляции крови.

Плазмосорбция заключается в пропускании плазмы, отделенной от форменных элементов крови, через колонку с сорбентом, после чего очищенная плазма соединяется с форменными элементами и возвращается в сосудистое русло.

Лимфосорбция заключается в пропускании лимфы, выведенной из организма через грудной лимфатический проток на шее, через колонку с сорбентом и дальнейшем введении освобожденной от токсичных веществ лимфы в сосудистую систему пациента.

Аппликационная терапия способствует заживлению инфицированных ран и ожогов, восстановлению целостности кожи, а также слизистых оболочек путем сорбционного поглощения токсинов из раны или зоны ожога.

Энтеросорбция: сорбент попадает в ротовую полость, после чего, проходя с разной скоростью через отделы системы пищеварения, он адсорбирует токсические вещества и продукты метаболизма.

6. Адсорбция электролитов: специфическая (избирательная) и ионообменная. Правило Панета – Фаянса

Правило Панета – Фаянса: *на поверхности кристалла из раствора адсорбируются те ионы, которые могут достраивать его кристаллическую решетку, или изоморфные с ее ионами.*

Ионообменная адсорбция – процесс, при котором адсорбент и раствор обмениваются между собой в эквивалентных количествах одноименно заряженными ионами.

7. Ионообменники природные и синтетические. Роль адсорбции и ионного обмена в процессах жизнедеятельности растений и организмов

Ионообменники – материалы, способные к обмену ионами с раствором:

- природные: почва, глина, разные минералы;
- синтетические: ионообменные смолы.

Разные ткани растительных и животных организмов имеют катионообменные свойства в физиологическом интервале рН.

Ионообменные свойства присущи структурным элементам клеток, а именно ядрам, митохондриям, мембранам, микросомам, сарколемам. Составной частью действия ферментов и функционирования биологических мембран является ионный обмен.

8. Хроматография. Классификация хроматографических методов анализа по:

- 1) агрегатному состоянию фаз;
- 2) технике выполнения;
- 3) механизму разделения.

Применение хроматографии в биологии и медицине.

Хроматография – физико-химический метод анализа и разделения смеси веществ, основанный на их разном распределении между двумя фазами, одна из которых неподвижная (твердое тело или жидкость), а другая – подвижная (газ или жидкость), которая при этом фильтруется через неподвижную.

Классификация хроматографических методов анализа по:

- 1) агрегатному состоянию фаз:
 - газовая хроматография;
 - жидкостная хроматография;
- 2) технике выполнения:
 - адсорбционная хроматография;
 - распределительная хроматография;
 - ионообменная хроматография;
 - осадочная хроматография;
 - гель-фильтрация;

3) механизму разделения:

- бумажная хроматография;
- тонкослойная хроматография;
- колоночная хроматография;
- капиллярная хроматография.

Сущность **адсорбционной хроматографии** состоит в разделении смеси веществ, основанном на их различной способности к адсорбции на том или другом адсорбенте (неподвижной фазе).

Ионообменная хроматография основана на различной способности ионов, входящих в анализируемую смесь, обмениваться с ионами, входящими в состав ионообменника (неподвижная фаза).

В основу **распределительной хроматографии** положено свойство веществ распределяться между неподвижной фазой (жидкость) и подвижной (газ или жидкость) в соответствии с их коэффициентами распределения.

Хроматография применяется с целью диагностики, клинического контроля за ходом лечения, контроля процесса детоксикации организма при отравлениях. Хроматографию применяют в токсикологической химии, судебной медицине, криминалистике и гигиене.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать, какие из факторов влияют на адсорбцию ионов твердым адсорбентом из водного раствора:

- а) заряд иона;
- б) степень гидратации иона;
- в) природа иона;
- г) природа адсорбента;
- д) масса адсорбента;
- е) общее давление.

2. Выбрать процессы, которые лежат в основе хроматографических методов исследования:

- а) ионный обмен;
- б) растворение в воде;
- в) адсорбция;
- г) распределение между двумя фазами;
- д) испарение;
- е) кристаллизация;

3. Выбрать методы хроматографического анализа, которые основаны на распределении компонентов смеси между двумя жидкими фазами:

- а) газоадсорбционная хроматография;
- б) адсорбционная колоночная хроматография;
- в) бумажная хроматография;
- г) тонкослойная хроматография;
- д) гель-хроматография;
- е) ионообменная хроматография.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Указать, из какого растворителя активированный уголь (неполярный адсорбент) будет лучше адсорбировать поверхностно-активное вещество. Диэлектрическая проницаемость растворителей показана в скобках.

- а) из воды (80);
- б) из этанола (25,2);

в) из ацетона (20,7); г) из гексана (1,9).

2. Выбрать ионы, которые по правилу Панета – Фаянса могут адсорбироваться на поверхности кристаллического йодида серебра:

а) Ag^+ ; б) I^- ; в) NO_3^- ; г) Na^+ .

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 217 – 248).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К: Каравелла, 2008. – 159 с. (С.107 – 128).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 217 – 248)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 16. Получение, очистка и свойства коллоидных растворов

1. Актуальность темы

Отдельная клетка живого организма является гетерогенной коллоидной системой. Кровь, протоплазма, мышечные и нервные клетки, биологические мембраны, волокна, гены, вирусы – это коллоидные образования. Коллоидно-химические процессы лежат в основе питания, роста и развития растительных и животных организмов а также человека.

Изучение свойств коллоидных систем и методов их получения позволяет понимать сложные процессы жизнедеятельности организмов и разрабатывать модели клеток, живых мембран, нервных волокон, транспорта кислорода.

Изучение методов очистки коллоидных растворов способствовало внедрению в медицинскую практику таких методов диагностики и лечения, как электрофорез, компенсационный диализ, вивидиализ а также аппарата “искусственная почка”.

Очень актуальной является проблема охраны окружающей среды. Очистка и регенерация сточных промышленных и бытовых вод, улавливание загрязнителей атмосферы, разрушение дымов – все эти процессы основаны на законах физической и коллоидной химии.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Стремление к сохранению окружающей среды. Вносить предложения соответствующим органам и учреждениям о мероприятиях по сохранению и охране окружающей среды.

2. Конкретные цели

Составлять и писать структуру мицеллы.

Готовить коллоидные растворы.

Определять знак заряда частичек дисперсной фазы.

Оформлять результаты лабораторной работы в виде протокола.

Анализировать принципы методов получения и очистки коллоидно-дисперсных растворов.

Объяснять физико-химические основы гемодиализа.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Медицинская биология	Структурно-химическая и функциональная организация эукариот (цитоплазма и цитоскелет – коллоид; броуновское движение).
2. Анатомия	Почка.
3. Гистология, цитология и эмбриология	Структурные компоненты клетки (гиалоплазма – коллоидная система).
4. Медицинская и биологическая физика	Почки. Двойной электрический слой (ДЭС). Колебания и волны. Звук, ультразвук. Электроды. Фотометрия. Взаимодействие света с веществом.

<p>5. Русский язык</p>	<p>Физические процессы в биообъектах под действием электрических и магнитных полей. Электрокинетические явления. Электрофорез.</p> <p>Формула Смолуховского для расчета дзета-потенциала.</p> <p>Владеть совершенными знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно.</p> <p>Применять при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.</p>
<p>6. Латинский язык и медицинская терминология</p> <p>7. Безопасность жизнедеятельности, основы биэтики и биобезопасности</p>	<p>Владеть медицинской терминологией латинском языке.</p> <p>Быть способным к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, быть способным к адаптации и действию в новой ситуации.</p> <p>Стремиться к сохранению окружающей среды.</p>

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Дисперсная система.	<p>Дисперсной называют систему, в которой мелкие частички (дисперсная фаза) распределены в дисперсионной среде (непрерывной и большей по массе).</p>
2. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Грубодисперсные ($10^{-7} - 10^{-4}$ м). 2. Высокдисперсные (коллоидные растворы (золи)) ($10^{-9} - 10^{-7}$ м). 3. Молекулярно-дисперсные ($<10^{-9}$ м).
3. Строение коллоидных частичек.	<p>Коллоидная частичка (мицелла) имеет агрегат, ядро, гранулу.</p>
4. Электрокинетический потенциал коллоидной частички.	<p>Электрокинетический потенциал коллоидной частички – это потенциал, который возникает в двойном электрическом слое на границе скольжения частички относительно жидкости (на границе гранула – диффузный слой).</p>
5. Методы получения коллоидных растворов.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Диспергационные методы. 2. Конденсационные методы: <ol style="list-style-type: none"> 1) Методы физической конденсации:

<p>6. Методы очистки коллоидных растворов.</p> <p>7. Аппарат "искусственная почка".</p> <p>8. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем.</p> <p>9. Оптические свойства коллоидных систем.</p> <p>10. Электрофорез.</p>	<p>а) конденсация пара; б) метод замены растворителя.</p> <p>2) Методы химической конденсации: а) реакция двойного обмена; б) реакция гидролиза; в) окислительно-восстановительная реакция.</p> <p>3. Пептизация.</p> <p>1. Диализ проводят в диализаторе, который состоит из двух сосудов, разделенных полупроницаемой мембраной.</p> <p>2. Электродиализ. 3. Компенсационный диализ. 4. Вивидиализ. 5. Ультрафильтрация.</p> <p>Гемодиализ.</p> <p>1. Броуновское движение. 2. Диффузия. 3. Осмотическое давление.</p> <p>1. Рассеяние света. 2. Поглощение света.</p> <p>Электрофорез – это направленное движение частичек дисперсной фазы относительно неподвижной дисперсионной среды под действием постоянного электрического поля.</p>
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности.
2. Коллоидное состояние. Лиофильные и лиофобные коллоидные системы.
3. Строение коллоидных частичек.
4. Двойной электрический слой. Электрокинетический потенциал коллоидной частички.
5. Методы получения коллоидных растворов.
6. Методы очистки коллоидных растворов:
 - а) диализ;
 - б) электродиализ;
 - в) компенсационный диализ;
 - г) вивидиализ;

д) ультрафильтрация;

е) гемодиализ и аппарат "искусственная почка".

7. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем (броуновское движение, диффузия, осмотическое давление).

8. Оптические свойства коллоидных систем.

9. Электрофорез, его применение в исследовательской и стоматологической практике. Уравнение Гельмгольца – Смолуховского.

4.3. Практические работы (задания), которые выполняются студентами на занятии:

1. Получение золя серы методом замены растворителя

Налить в пробирку 10 мл дистиллированной воды и прибавить 1 мл раствора серы в этиловом спирте, полученного длительным настаиванием. Сера растворяется в спирте, образуя истинный раствор, и не растворяется в воде, образуя коллоидную систему.

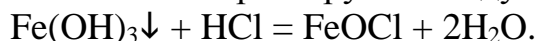
2. Получение золя гидроксида железа(III) методом гидролиза

Налить в коническую колбу 50 мл дистиллированной воды и довести ее до кипения. Отобрать мерной пробиркой 5 мл раствора FeCl_3 ($W = 5\%$) и постепенно влить этот раствор в дистиллированную воду, которая кипит.

В условиях высокой температуры происходит полный гидролиз хлорида железа(III) с образованием гидроксида железа(III):

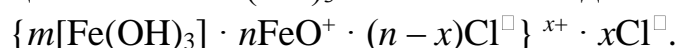


Продукты гидролиза частично реагируют между собой:



Хлорид оксоферрума (FeOCl), который образовался, становится стабилизатором коллоидных частичек.

Формула мицеллы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ имеет такой вид:



Образуется прозрачный золь красно-коричневого цвета.

3. Получение золя берлинской лазури реакцией двойного обмена

Налить в пробирку 10 мл раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ($W = 0,1\%$) и прибавить 1–2 капли раствора хлорида железа(III) ($W = 2\%$). Образуется голубой прозрачный коллоидный раствор берлинской лазури $\text{Fe}_4\text{Fe}(\text{CN})_6\text{Cl}_3$.

Написать уравнение реакции взаимодействия желтой кровяной соли с хлоридом железа(III).

Написать и обосновать формулу мицеллы полученного золя, учитывая, что гранула имеет отрицательный заряд.

4. Получение золя гидроксида железа(III) методом пептизации

Отмерить в колбу 50 мл дистиллированной воды и прибавить 2 мл раствора FeCl_3 ($W = 5\%$). Потом постепенно добавлять раствор аммиака ($W = 5\%$) до получения стойкого аммиачного запаха. В результате реакции образуется бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

После отстаивания осадка верхний слой жидкости осторожно слить, пытаясь

не замутить раствор (декантация). К осадку прибавить приблизительно 30 мл дистиллированной воды, взболтать, дать отстояться и опять слить раствор над осадком. Такое промывание осадка (декантацию) сделать трижды.

Взять две небольшие порции промытого осадка (объемом приблизительно по 1 мл) и налить в две пробирки. В первую пробирку прибавить 10 мл воды, а в другую – 3 мл воды и 2 мл раствора FeCl_3 ($W = 5\%$).

Написать уравнение реакции получения осадка гидроксида железа(III).

Составить формулу мицеллы золя, который образовался в результате пептизации во второй пробирке.

Определить знак заряда частичек дисперсной фазы.

Оформить результаты лабораторной работы в виде протокола.

Содержание темы (тезисы):

1. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности

Дисперсной называют систему, в которой мелкие частички (дисперсная фаза) распределены в дисперсионной среде (непрерывной и большей по массе).

Классификация дисперсных систем по степени дисперсности:

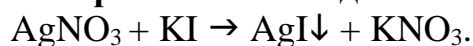
1. Грубодисперсные ($10^{-7} - 10^{-4}$ м).
2. Высокодисперсные (коллоидные растворы (золи)) ($10^{-9} - 10^{-7}$ м).
3. Молекулярно-дисперсные ($<10^{-9}$ м).

2. Коллоидное состояние. Лиофильные и лиофобные коллоидные системы

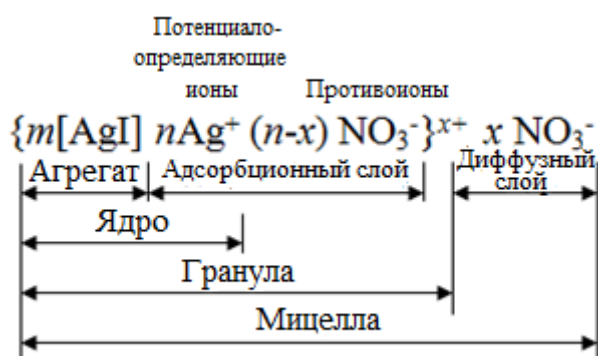
Лиофильные дисперсные системы – это такие системы, в которых происходит сильное взаимодействие частичек дисперсной фазы с дисперсионной средой, то есть осуществляется сольватация (гидратация) частичек.

В лиофобных системах взаимодействие дисперсной фазы и среды слабое.

3. Строение коллоидных частичек



изб.



Формула мицеллы золя йодида серебра

4. Двойной электрический слой. Электрокинетический потенциал коллоидной частички

Двойной электрический слой (ДЭС) образуют потенциалоопределяющие ионы и противоионы мицеллы.

Электрокинетический потенциал коллоидной частички – это потенциал,

который возникает в ДЭС на границе скольжения частички относительно жидкости (на границе гранула – диффузный слой).

5. Методы получения коллоидных растворов

1. Диспергационные методы заключаются в измельчении, раздавливании, растирании больших частиц до мелких в дробилках, мельницах.

Акустические методы основаны на применении направленного ультразвукового поля, то есть колебаний большой частоты.

2. Конденсационные методы:

1) Методы физической конденсации:

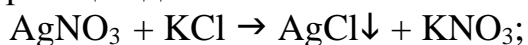
а) конденсация пара:

Сущность метода заключается в том, что одновременно в вакууме испаряют дисперсную фазу и дисперсионную среду. Смешанная пара затем охлаждается и конденсируется.

б) метод замены растворителя позволяет получить коллоидные растворы серы и др. Если спиртовой раствор серы вылить в воду, то происходит агрегация молекул серы и образуется золь серы в воде.

2) Методы химической конденсации:

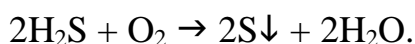
а) реакция двойного обмена:



б) реакция гидролиза:



в) окислительно-восстановительная реакция:



3. Пептизация – процесс переведения свежеприготовленного осадка в коллоидное состояние под влиянием внешнего фактора.

6. Методы очистки коллоидных растворов:

а) **диализ** проводят в диализаторе, который состоит из двух сосудов, разделенных полупроницаемой мембраной;

б) **электродиализ** – метод очистки коллоидных растворов от примесей электролитов в электродиализаторе, который состоит из трех камер. Средняя камера, в которую наливают коллоидный раствор, отделена от боковых камер полупроницаемыми мембранами. В боковые камеры погружают электроды, соединенные с источником постоянного тока. Ионы выносятся с проточной водой, циркулирующей в боковых камерах;

в) **компенсационный диализ** заключается в том, что исследуемая жидкость в диализаторе омывается не чистым растворителем, а раствором низкомолекулярного вещества с такой концентрацией, которую необходимо сохранить в исследуемой жидкости;

г) **вивидиализ** – это метод извлечения низкомолекулярных веществ из биологических жидкостей с целью очистки или анализа, при котором биологическая жидкость проходит через аппарат для диализа по трубкам с полупроницаемыми стенками, которые омываются физиологическим раствором. Низкомолекулярные вещества выводятся из крови в окружающий раствор;

д) **ультрафильтрация** – это фильтрация коллоидного раствора через

мембрану при повышенном внешнем давлении или в вакууме;

е) гемодиализ и аппарат "искусственная почка":

По принципу вивидиализа проводят гемодиализ в аппарате "искусственная почка" при острой почечной недостаточности, отравлении, токсикозах беременных и др.

7. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем (броуновское движение, диффузия, осмотическое давление)

Броуновское движение – это тепловое хаотическое движение частичек, которое возникает вследствие столкновения молекул растворителя с коллоидными частичками.

Диффузия – это процесс самопроизвольного выравнивания концентрации частичек во всем объеме дисперсной системы.

Осмотическое давление пропорционально количеству частичек растворенного вещества в единице объема раствора и не зависит от природы и массы частичек.

8. Оптические свойства коллоидных систем

Рассеяние света.

Поглощение света.

9. Электрофорез, его применение в исследовательской и стоматологической практике. Уравнение Гельмгольца-Смолуховского

Электрофорез – это направленное движение частичек дисперсной фазы относительно неподвижной дисперсионной среды под действием постоянного электрического поля.

Уравнение Гельмгольца-Смолуховского:

$$v = \varepsilon_0 \frac{\varepsilon \zeta E}{\eta}.$$

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать правильное определение коллоидных растворов:

- а) дисперсные системы с разной дисперсионной средой;
- б) дисперсные системы с диаметром частичек дисперсной фазы $10^{-9} - 10^{-7}$ м;
- в) дисперсные системы с твердой дисперсной фазой;
- г) дисперсные системы, которые по размеру частичек дисперсной фазы принадлежат к гомогенным системам.

2. Указать, какие ионы адсорбируются на поверхности агрегата при образовании мицеллы:

- а) ионы, которые имеют заряд, противоположный заряду агрегата;
- б) ионы, концентрация которых в данном растворе максимальная;
- в) ионы, которые не входят в состав агрегата;
- г) ионы, которые способны достраивать кристаллическую решетку агрегата.

3. Объяснить, какие процессы лежат в основе пептизации:

- а) в основе пептизации лежит гидролиз пептидных связей под действием дисперсионной среды;

- б) в основе пептизации лежит химическое растворение осадка вследствие реакции с электролитом, который добавляется;
- в) в основе пептизации лежит образование коллоидной частички вследствие адсорбции ионов электролита на частичках осадка;
- г) в основе пептизации лежит промывание осадка растворителем.

4. Указать, какой метод наиболее целесообразно применить для очистки коллоидного раствора от примесей электролитов:

- а) фильтрацию; б) диализ; в) электродиализ; г) вивидиализ.

5. Указать, на каком методе очистки коллоидных растворов основана работа аппарата “искусственная почка”:

- а) ультрафильтрация; в) электродиализ;
- б) диализ; г) компенсационный диализ.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Обосновать формулу мицеллы золя, который образуется при смешивании 15,0 мл раствора с молярной концентрацией KCl 0,025 моль/л и 85,0 мл раствора с молярной концентрацией $AgNO_3$ 0,005 моль/л.

Определить знак заряда частичек дисперсной фазы.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 252 – 285).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 128 – 139).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 252 – 285)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 17. Коагуляция коллоидных растворов. Грубодисперсные системы (аэрозоли, суспензии, эмульсии)

Актуальность темы

Все биологические жидкости организма: кровь, внутриклеточная жидкость, лимфа, моча, спинномозговая жидкость и другие являются сложными дисперсными системами. Для них очень важными факторами являются постоянство рН, электролитного и белкового состава. Изменение этих параметров может привести к коагуляции гидрофобных частичек, эритроцитов и белков.

Коагуляционные процессы происходят и при свертывании крови – комплексе ферментативных реакций, которые, с одной стороны, обеспечивают минимальную потерю крови, а с другой – вызывают образование тромбов в кровеносных сосудах.

В клинических лабораториях проводят анализы по исследованию свертывания крови (коагуляционного гемостаза), а в состав общего клинического анализа крови входит определение СОЭ (скорости оседания эритроцитов).

Знание особенностей коагуляционных процессов играет важную роль при консервировании и хранении крови, применении современных тромборезистентных материалов.

Явление коллоидной защиты имеет большое значение для нормального функционирования организма. Белки, полисахариды и некоторые другие природные полимеры адсорбируются на поверхности коллоидных гидрофобных частичек, увеличивают их гидрофильность и повышают стабильность, защищая от коагулирующего действия электролитов. Частички жира, холестерина, нерастворимых фосфатов, уратов и оксалатов кальция находятся в жидкостях организма в таком “защищенном” состоянии. Защитное действие белков способствует повышению концентрации нерастворимых веществ: протеины сыворотки крови увеличивают “растворимость” карбоната кальция почти в пять раз, высокое содержание в молоке фосфата кальция также связано с защитным действием белков. Некоторые патологические процессы, а также старение организма, изменяют концентрацию и защитные свойства белков и полисахаридов, что приводит к образованию холестериновых бляшек на стенках сосудов, камней в почках, мочевом и желчном пузырях.

Коллоидная защита дисперсных систем используется при изготовлении лекарственных средств. В медицине широко применяют золи серебра (колларгол, протаргол, лизергин), золота, ртути и радиоактивных изотопов, которые защищены альбуминами, казеином, желатином, декстрином и пектинами.

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно.

Способность к выбору стратегии общения; способность работать в команде; навыки межличностного взаимодействия.

Способность к осуществлению саморегуляции, проведение здорового образа жизни, способность к адаптации и действию в новой ситуации.

Определенность и настойчивость в отношении поставленных задач.

Навыки использования информационных и коммуникационных технологий.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Стремление к сохранению окружающей среды.

Способность к оценке результатов лабораторных и практических исследований.

Способность решать типовые задачи и решать практические проблемы в

процессе обучения.

2. Конкретные цели

Объяснять физико-химические основы коагуляции коллоидных растворов и определение порога коагуляции.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Химия (школьный курс)	Иметь представление о полимерах.
2. Медицинская биология	Иметь представление о белках и полисахаридах как природных полимерах.
3. Русский язык	Владеть знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке как устно, так и письменно.
4. Безопасность жизнедеятельности, основы биэтики и биобезопасности	Стремиться к сохранению окружающей среды.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Устойчивость дисперсной системы.	Устойчивость дисперсной системы – это способность сохранять неизменными размеры частичек дисперсной фазы и их равномерное распределение в дисперсионной среде.
2. Коагуляция.	Коагуляция – это процесс уменьшения дисперсности системы за счет укрупнения частичек дисперсной фазы.
3. Порог коагуляции.	Порог коагуляции – это минимальная концентрация электролита, что вызывает явную коагуляцию золя.
4. Правило Шульце – Гарди.	Правило Шульце – Гарди: <i>Коагулирующее действие оказывают не все ионы электролита, а лишь тот ион, который имеет заряд, противоположный знаку заряда коллоидной частицы (гранулы).</i>

5. Гетерокоагуляция.	Гетерокоагуляция – это агрегация частичек, которые отличаются по составу или размеру.
6. Коллоидная защита.	Коллоидная защита – это явление повышения устойчивости зольей путем добавления высокомолекулярных соединений (ВМС).
7. Защитное число.	Защитное число – это масса (в миллиграммах) сухого высокомолекулярного вещества, способного защитить 10 мл золя от коагуляции при добавлении к нему 1 мл раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl, равной 10 %.
8. Грубодисперсные системы: а) аэрозоли; б) суспензии; в) эмульсии.	Грубодисперсные системы – это системы, в которых частички дисперсной фазы имеют размер $10^{-4} - 10^{-7}$ м. а) аэрозоли – это системы с жидкой или твердой дисперсной фазой и газообразной дисперсионной средой; б) суспензии – это системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой; в) эмульсии – это дисперсные системы, состоящие из двух жидкостей разной полярности, которые не смешиваются.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Кинетическая и агрегативная устойчивость лиозолей. Факторы устойчивости.
2. Коагуляция. Механизм коагулирующего действия электролитов.
3. Порог коагуляции, его определение.
4. Правило Шульце – Гарди.
5. Процессы коагуляции при очистке питьевой воды и сточных вод.
6. Коллоидная защита, ее биологическая роль.
7. Грубодисперсные системы:
 - 1) Дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой. Классификация аэрозолей, методы получения и свойства. Применение аэрозолей в клинической практике. Негативное влияние промышленных аэрозолей на здоровье человека.
 - 2) Грубодисперсные системы с жидкой дисперсионной средой. Суспензии, методы получения и свойства. Пасты, их применение в медицине.
 - 3) Эмульсии, методы получения и свойства. Типы эмульсий. Эмульгаторы. Применение эмульсий в клинической практике. Биологическая роль эмульгирования.
8. Полуколлоидные мыла, детергенты. Мицеллообразование в растворах по-

луколлоидов.

4.3. Расчетные и ситуационные задачи, которые решают студенты на занятии:

Задача № 1

1. Золь йодида серебра, полученный в реакции: $KI + AgNO_3 \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$ при некотором избытке KI, коагулируют растворами сульфата калия и ацетата кальция. Коагулирующее действие какого электролита сильнее?

Задача № 2

2. Гидрозоль $Al(OH)_3$ стабилизированный избытком $AlCl_3$. Какой объем (в литрах) K_2CrO_4 с концентрацией 0,005 моль/л нужно добавить к 0,05 л золя, чтобы вызвать явную коагуляцию? Какой ион электролита оказывает коагулирующее действие? Порог коагуляции $Al(OH)_3$ равен 0,15 ммоль/л.

Задача № 3

3. Вычислить порог коагуляции, если на коагуляцию коллоидных частичек, содержащихся в 230,0 мл сточных вод, израсходовано 4,0 мл раствора $Al_2(SO_4)_3$ с концентрацией 0,15 моль/л.

Содержание темы (тезисы):

1. Кинетическая и агрегативная устойчивость лиозолей. Факторы устойчивости

Устойчивость дисперсной системы – это способность сохранять неизменными размеры частичек дисперсной фазы и их равномерное распределение в дисперсионной среде.

Кинетическая (седиментационная) устойчивость обусловлена способностью системы противодействовать оседанию (седиментации) частичек под действием силы тяжести.

Агрегативная устойчивость – это способность системы сохранять неизменным первоначальный размер частичек дисперсной фазы, т. е. противодействовать слипанию (агрегации) частичек.

Факторы устойчивости:

- 1) электростатический (обусловлен наличием заряда коллоидных частичек);
- 2) сольватный (обусловлен образованием на поверхности частичек сольватных слоев);
- 3) энтропийный (возникает вследствие адсорбции ПАВ на поверхности частичек);
- 4) структурно-механический (возникает вследствие адсорбции поверхностно-активных веществ, таких как белки, гликозиды, производные целлюлозы, мыла).

2. Коагуляция. Механизм коагулирующего действия электролитов

Коагуляция – это процесс уменьшения дисперсности системы за счет укрупнения частичек дисперсной фазы.

Возможны два механизма коагуляции:

1) Нейтрализационная (адсорбционная) коагуляция золей происходит при добавлении электролитов, ионы которых имеют заряд, противоположный заряду потенциалоопределяющих ионов коллоидных частичек.

2) Концентрационная коагуляция золей наблюдается при добавлении электролитов, которые не могут адсорбироваться на частичках.

Коагуляцию, вызванную смесями двух или более электролитов, сопровождают следующие явления:

- *аддитивность* – суммарное коагулирующее действие электролитов;
- *антагонизм* – ослабление коагулирующего действия одного иона при наличии другого;
- *синергизм* – усиление коагулирующего действия одного электролита другим.

3. Порог коагуляции, его определение

Порог коагуляции – это минимальная концентрация электролита, что вызывает явную коагуляцию золя.

Вычисляют порог коагуляции по формуле:

$$C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{эл}} \cdot C_{\text{мин}}}{V_{\text{золя}} + V_{\text{эл}}},$$

где $C_{\text{пор}}$ – порог коагуляции, ммоль/л;

$V_{\text{эл}}$ – объем электролита, который вызвал коагуляцию, мл;

$C_{\text{мин}}$ – молярная концентрация эквивалента электролита, ммоль/л;

$V_{\text{золя}}$ – объем золя, мл.

4. Правило Шульце – Гарди

Коагулирующее действие оказывают не все ионы электролита, а лишь тот ион, который имеет заряд, противоположный знаку заряда коллоидной частички (гранулы). Коагулирующая сила иона электролита увеличивается с увеличением его заряда.

5. Процессы коагуляции при очистке питьевой воды и сточных вод

Гетерокоагуляция – это агрегация частичек, которые отличаются по составу или размеру. Гетерокоагуляция лежит в основе метода очистки воды. На водоочистных станциях в воду добавляют минеральные соли сульфата алюминия или хлорида железа(III). Они являются хорошими коагуляторами.

6. Коллоидная защита, ее биологическая роль

Явление повышения устойчивости золей путем добавления высокомолекулярных соединений (ВМС) называют **коллоидной защитой**. Способность ВМС защищать золи от коагуляции количественно характеризуют защитным числом.

Защитное число равно массе (в миллиграммах) сухого высокомолекулярного вещества, которое способно защитить 10 мл золя от коагуляции при добавлении к нему 1 мл раствора хлорида натрия с массовой долей 10 %.

Биологическая роль коллоидной защиты

Кровь и моча являются защищенными коллоидами. Белки защищают гидрофобные частички карбоната кальция и фосфата кальция, холестерина, капельки жира и других малорастворимых в воде веществ от коагуляции.

Способность крови удерживать в связанном состоянии газы (кислород и углекислый газ) также обусловлена защитным действием белков.

7. Грубодисперсные системы:

1) **Дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой. Классификация аэрозолей, методы получения и свойства. Применение аэрозолей в клинической практике. Негативное влияние промышленных аэрозолей на здоровье человека**

Грубодисперсные системы – это системы, в которых частички дисперсной фазы имеют размер $10^{-4} - 10^{-7}$ м.

К ним относятся аэрозоли, суспензии, эмульсии.

Аэрозоли – это дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой и жидкой или твердой дисперсной фазой.

Классификация аэрозолей по агрегатному состоянию дисперсной фазы:

- *туманы* – системы, в которых дисперсной фазой является жидкость;
- *дым и пыль* – системы с твердой дисперсной фазой;
- *смог* – аэрозоль, который образуется при сгорании твердых или жидких веществ, и является одновременно и дымом, и туманом.

Методы получения аэрозолей делят на **диспергационные** и **конденсационные**.

Для аэрозолей характерны такие **свойства**, как термофорез, фотофорез и термопреципитация.

В фармации используют аэрозоли как лекарственную форму.

2) **Грубодисперсные системы с жидкой дисперсионной средой. Суспензии, методы получения и свойства. Пасты, их применение в медицине**

Суспензии – это грубодисперсные системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой.

Методы получения суспензий – диспергационные и конденсационные.

Суспензиям не свойственна диффузия, осмос, броуновское движение. Свет, проходя через суспензию, не рассеивается, а отражается.

Пасты – это грубодисперсные системы с большой концентрацией твердой дисперсной фазы (25 – 75 %) в жидкой дисперсионной среде. Пасты имеют большую вязкость и прочность.

Пасты преимущественно применяют наружно в стоматологии, дерматологии, косметологии.

3) **Эмульсии, методы получения и свойства. Типы эмульсий. Эмульгаторы. Применение эмульсий в клинической практике. Биологическая роль эмульгирования**

Эмульсии – это дисперсные системы, состоящие из двух жидкостей разной полярности, которые не смешиваются.

Методы получения эмульсий:

- диспергирование (взбалтывание, перемешивание);
- ультразвуковое диспергирование;
- конденсация.

Эмульгаторы – это поверхностно-активные вещества, высокомолекулярные соединения, добавление которых к эмульсии способствует повышению ее устойчивости.

Биологическая роль эмульгирования

При переваривании жиров пищи происходит их самопроизвольное эмульгирование солями желчных кислот, поступающих из печени через желчевыводящие протоки в кишечник.

В медицине лекарственные вещества в виде эмульсии М/В используют для внутреннего употребления и для инъекции, а эмульсии В/М – для внешнего применения.

8. Полуколлоидные мыла, детергенты. Мицеллообразование в растворах полуколлоидов

Полуколлоиды при малых концентрациях образуют истинные растворы, а при увеличении концентрации – мицеллярный коллоидный раствор. Этот процесс самопроизвольный и обратимый.

Детергенты – это поверхностно-активные синтетические моющие средства.

Солюбилизация – это процесс коллоидного растворения в мицеллярных системах соединений, не растворимых в определенном растворителе.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать факторы, которые обуславливают устойчивость коллоидных растворов:

- 1 – знак заряда частички;
- 2 – величина заряда частички;
- 3 – толщина диффузного слоя;
- 4 – вид ионов в диффузном слое;
- 5 – броуновское движение коллоидных частичек;
- 6 – величина электрокинетического потенциала.

а) 1, 2, 3, 6; б) 2, 3, 5, 6; в) 1, 2, 4, 5; г) 1, 3, 4, 5.

2. Выбрать факторы, вызывающие коагуляцию золя:

- 1 – изменение температуры;
- 2 – добавление растворителя;
- 3 – изменение давления;
- 4 – добавление электролита;
- 5 – добавление водоотнимающих средств.

а) 1, 2, 3; б) 1, 3, 4; в) 1, 4, 5; г) 2, 3, 5.

3. Выбрать факторы, от которых зависит порог коагуляции и коагулирующая способность ионов:

- а) концентрация иона;
- б) степень гидратации иона;
- в) заряд иона;
- г) температура.

4. Выбрать правильную характеристику явления антагонизма ионов при взаимной коагуляции:

- а) невозможность ионов существовать одновременно в одном растворе из-за реакции между ними;
- б) снижение растворимости ионов при совместном присутствии в растворе;
- в) снижение порогов коагуляции ионов при совместной коагуляции;
- г) снижение коагулирующей способности ионов при совместной коагуляции.

5. Выбрать вещества, которые в организме человека осуществляют коллоид-

ную защиту:

а) электролиты; б) холестерол; в) белки; г) полисахариды.

6. Указать, как называется процесс снижения устойчивости коллоидного раствора при добавлении небольшого количества ВМС, недостаточного для защитного действия, что сопровождается осаждением дисперсной фазы.

а) седиментация; б) флокуляция; в) флотация; г) взаимная коагуляция.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Защитные числа некоторых высокомолекулярных веществ равны: желатин – 0,1; казеинат натрия – 0,5; крахмал – 35; декстрин – 20; сапонин – 40. Какое из предложенных высокомолекулярных веществ обладает наибольшим защитным действием?

а) желатин; г) декстрин;

б) казеинат натрия; д) крахмал.

в) сапонин;

2. Золь гидроксида железа(III), частички которого заряжены положительно, коагулируют электролитами. Какой из приведенных электролитов имеет наибольшую способность к коагуляции:

а) фосфат натрия; г) сульфат железа(II);

б) хлорид калия; д) нитрат алюминия.

в) карбонат алюминия;

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 285 – 314).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 139 – 152).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffdcbcd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 285 – 314)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 18. Физико-химия растворов биополимеров

1. Актуальность темы

Без таких высокомолекулярных соединений, как белки, полисахариды и нуклеиновые кислоты, невозможно представить функционирование живого существа. Биополимеры в организме выполняют такие важнейшие функции: катализи-

руют биохимические процессы, хранят и передают генетическую информацию, выполняют защитную, опорную и структурную функции, участвуют в свертывании крови, являются резервными питательными веществами, поддерживают онкотическое давление плазмы крови.

При изменении рН крови белки теряют заряд (изоэлектрическое состояние), нарушается их структура и функции.

При голодании белок не поступает с продуктами питания, при болезнях печени нарушается образование белка, при болезнях почек белок теряется с мочой. В этих случаях уменьшается содержание белка в крови и онкотическое давление плазмы крови, поэтому вода из кровеносного русла поступает в окружающие ткани – образуются отеки.

В медицине и фармации применяются искусственные и синтетические полимеры. Из них изготавливают протезы зубов и десен, заменители тканей, плазмы крови, сосудов, костей. Они используются также в аппарате “искусственная почка” и др. Полимеры применяются для изготовления современных лекарственных форм, пролонгации действия лекарств в организме.

Компетентности

Уметь проводить анализ информации, принимать обоснованные решения, устанавливать соответствующие связи для достижения целей.

Способность применять знания в практических ситуациях.

Знать методы применения знаний при решении практических вопросов.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных) исследований, уметь анализировать и обоснованно оценивать их результаты.

Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

2. Конкретные цели

Интерпретировать физико-химические свойства белков, которые являются структурными компонентами всех тканей организма.

Делать выводы о заряде растворенных биополимеров на основании их изоэлектрической точки.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Биоорганическая и биологическая химия	Иметь представление о белках, их молекулярной массе и заряде. Описывать уровни структурной организации белков. Классифицировать белки и объяснять их биологические функции. Знать физико-химические свойства белков. Описывать методы осаждения белков. Иметь представление о строении, свойствах и

2. Медицинская и биологическая физика	функциях нуклеиновых кислот. Иметь понятие о полисахаридах, их структуре. Объяснять явление вязкости жидкостей. Объяснять физические основы методов измерения вязкости крови.
3. Медицинская биология	Характеризировать нуклеиновые кислоты: ДНК, РНК; их пространственную организацию, видовую специфичность, роль в хранении и передаче наследственной информации.
4. Русский язык	Иметь совершенные знания русского языка. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Высокомолекулярные соединения (ВМС).	Высокомолекулярные соединения (ВМС) – это вещества с молекулярной массой $10^4 - 10^6$ а.е.м., макромолекулы которых построены из большого числа мономерных звеньев, которые повторяются.
2. Набухание.	Набухание – процесс проникновения молекул растворителя в полимерную структуру, что сопровождается увеличением объема образца полимера.
3. Изоэлектрическое состояние белка.	Изоэлектрическое состояние белка – это состояние, когда заряд белка равен нулю.
4. Изоэлектрическая точка белка.	Изоэлектрическая точка белка – это значение рН, при котором белок находится в изоэлектрическом состоянии.
5. Высаливание.	Высаливание – явление обратимого осаждения ВМС под действием концентрированных растворов электролитов.
6. Коацервация.	Коацервация – слияние гидратных оболочек нескольких частичек без объединения самих частичек.
7. Студни.	Студни – это нетекучие структурированные системы, которые образуются в результате межмо-

	лекулярного взаимодействия макромолекул полимеров, ячейки пространственных сеток которых заполнены молекулами дисперсионной среды.
8. Студнеобразование.	Студнеобразование – это процесс перехода раствора ВМС в студни.
9. Тиксотропия.	Тиксотропия – обратимое разрушение структуры студней под влиянием механических воздействий (перемешивания, встряхивания) и ее восстановление после прекращения воздействия.
10. Синерезис.	Синерезис – уплотнение студней, что сопровождается разделением на фазы вследствие выделения жидкости.
11. Вязкость крови.	Вязкость крови человека в норме: 4 – 5 мПа · сек.

4.2. Теоретические вопросы к занятию:

1. Высокомолекулярные соединения – основа живых организмов. Глобулярная и фибриллярная структура белков. Сравнительная характеристика растворов ВМС, истинных и коллоидных растворов.

2. Механизм набухания и растворения ВМС. Влияние рН среды, температуры и электролитов на набухание. Роль набухания в физиологии организмов.

3. Изoeлектрическое состояние белка. Методы определения изoeлектрической точки белка.

4. Студнеобразование растворов ВМС. Механизм застудневания. Влияние рН среды, температуры и электролитов на скорость застудневания. Тиксотропия. Синерезис. Диффузия в студнях.

5. Высаливание биополимеров из растворов. Коацервация и ее роль в биологических системах.

6. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови.

7. Мембранное равновесие Доннана.

4.3. Практическая работа (задание), которая выполняется студентами на занятии:

Определение изoeлектрической точки белка желатина по максимуму осаждения

Налить в пять пробирок такие объемы растворов уксусной кислоты (CH₃COOH) и ацетата натрия (CH₃COONa), чтобы получить в каждой из пяти пробирок по 10 мл ацетатного буферного раствора с разными значениями рН (табл.).

В каждую пробирку добавить по 0,5 мл раствора желатина с массовой долей

1 % и перемешать.

Затем в каждую пробирку добавить (при интенсивном перемешивании) по 2 мл этилового спирта, и оставить пробирки на 10 мин.

Определить, в какой пробирке и при каком значении рН наблюдается максимальное осаждение раствора. Это значение рН и будет отвечать изоэлектрической точке желатина. Результаты опыта занести в таблицу.

Таблица

№ п/п	Объемы растворов, мл		рН	№ пробирки с максимальным осаждением	рН раствора с максимальным осаждением	ИЭТ
	CH ₃ COOH (0,2 моль/л)	CH ₃ COONa (0,2 моль/л)				
1	9,75	0,25	3,17			
2	8,90	1,10	3,85			
3	5,35	4,65	4,70			
4	1,70	8,30	5,45			
5	0,25	9,75	6,35			

Содержание темы (тезисы):

1. Высокомолекулярные соединения – основа живых организмов. Глобулярная и фибриллярная структура белков. Сравнительная характеристика растворов ВМС, истинных и коллоидных растворов

Высокомолекулярные соединения (ВМС) – это вещества с молекулярной массой $10^4 - 10^6$ а.е.м., макромолекулы которых построены из большого числа мономерных звеньев, которые повторяются.

В природе важное значение имеют полисахариды, белки и нуклеиновые кислоты.

Белки – это биополимеры, которые состоят из остатков альфа-аминокислот, соединенных с помощью пептидных связей.

Глобулярными являются полимеры, молекулы которых свернуты в сферические клубки – глобулы. Такую структуру имеют транспортные белки крови (гемоглобин, альбумины).

В **фибриллярных** полимерах (коллагене костей, кератине волос) макромолекулы представлены линейными или слаборазветвленными цепями.

Растворы ВМС, как и растворы низкомолекулярных соединений, относятся к истинным растворам. Поэтому растворы ВМС являются гомогенными, термодинамически устойчивыми системами, хотя по своим физико-химическим свойствам приближаются к типичным коллоидным растворам. В отличие от коллоидных систем, которые относятся к лиофобным, растворы биополимеров являются лиофильными.

2. Механизм набухания и растворения ВМС. Влияние рН среды, температуры и электролитов на набухание. Роль набухания в физиологии организмов

Набухание – процесс проникновения молекул растворителя в полимерную структуру, что сопровождается увеличением объема образца полимера.

Набухание проходит в две стадии.

Ограниченное набухание – это набухание, при котором полимер поглощает определенное количество растворителя и не переходит в стадию растворения (желатин, агар-агар и каучук).

Неограниченное набухание проходит в две стадии: сначала полимер поглощает жидкость, а затем образует с ней гомогенную систему (характерно для альбуминов, пектинов, крахмала, желатина в горячей воде).

Влияние pH среды, температуры и электролитов на набухание:

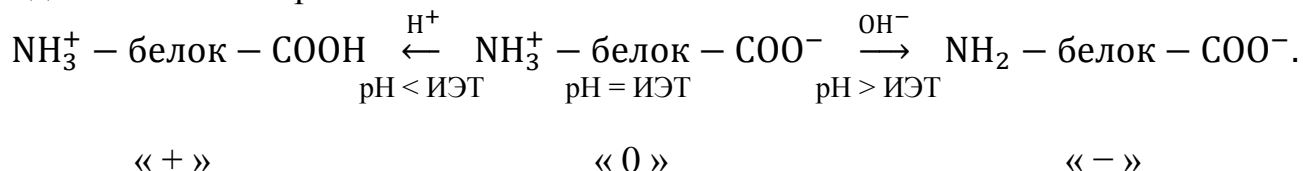
- наименьшее набухание происходит в изоэлектрической точке, что обусловлено минимальной сольватацией ионогенных групп;
- с повышением температуры набухание увеличивается, возрастает диффузия, что усиливает процесс разрыхления структуры;
- максимальное набухание наблюдается в присутствии анионов SCN⁻ и Γ⁻, которые практически не гидратируются. В присутствии анионов SO₄²⁻ и ClO₄⁻, которые сильно гидратируются, набухание белков почти отсутствует.

Роль набухания: разные ткани организма поглощают большое количество воды, от чего зависит их тургор. Набухание имеет важное значение в процессах старения. Обезвоживание тканей приводит к их уплотнению, что влияет на проницаемость мембран и метаболизм клеток. Снижение проницаемости клеточных оболочек может нарушить обмен веществ между клеткой и окружающей средой.

3. Изоэлектрическое состояние белка. Методы определения изоэлектрической точки белка

Изоэлектрическое состояние белка – это состояние, когда заряд белка равен нулю. Молекула белка превращается в биполярный ион (цвиттер-ион), оставаясь в целом электронейтральной: NH₃⁺ – белок – COO⁻.

Изоэлектрическая точка белка – это значение pH, при котором белок находится в изоэлектрическом состоянии.



При значениях pH < ИЭТ в растворе преобладает катионная форма, выше ИЭТ – анионная форма. Большинство природных белков, которые находятся in vivo, имеют отрицательный заряд.

Методы определения изоэлектрической точки белка:

1. Электрофорез раствора белка.
2. Высаливание раствора белка.
3. Студнеобразование в растворе белка.
4. Набухание сухого белка.

4. Студнеобразование растворов ВМС. Механизм застудневания. Влияние pH среды, температуры и электролитов на скорость застудневания. Тиксотропия. Синерезис. Диффузия в студнях

Студни – это нетекучие структурированные системы, которые образуются в

результате межмолекулярного взаимодействия макромолекул полимеров, ячейки пространственных сеток которых заполнены молекулами дисперсионной среды.

Студнеобразование – процесс перехода раствора ВМС в студни.

Скорость студнеобразования растворов белков увеличивается с приближением рН раствора к изоэлектрической точке.

При повышении температуры структура студней нарушается вследствие увеличения подвижности частичек и дезагрегации высокомолекулярных комплексов. Понижение температуры улучшает студнеобразование.

Анионы по влиянию на студнеобразование можно расположить в ряд:



Катионы мало влияют на процесс студнеобразования.

Тиксотропия – обратимое разрушение структуры студней под влиянием механических воздействий (перемешивания, встряхивания) и ее восстановление после прекращения воздействия.

Синерезис – уплотнение студней, что сопровождается разделением на фазы с выделением жидкости.

Диффузия низкомолекулярных веществ в разбавленных студнях (95 – 99 % воды) происходит с такой же скоростью, как и в воде. На диффузию влияет структура и концентрация студней, степень дисперсности и природа частичек диффундирующего вещества.

5. Высаливание биополимеров из растворов. Коацервация и ее роль в биологических системах

Высаливание – явление обратимого осаждения ВМС под действием концентрированных растворов электролитов.

Коацервация – слияние гидратных оболочек нескольких частичек без объединения самих частичек. Объединенные слои, образовавшиеся в результате коацервации называются коацерватами.

6. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови

Растворы ВМС отличаются высокой вязкостью, что обусловлено строением и значительной сольватацией их молекул, что связывает их с молекулами растворителя. Растворы ВМС мало текучие, по сравнению с растворителем. Вязкость растворов ВМС зависит от формы макромолекул и от концентрации раствора.

В изоэлектрической точке растворы белков имеют наименьшую вязкость.

Вязкость крови человека в норме 4 – 5 мПа·сек. При патологиях вязкость крови колеблется от 1,7 до 22,9 мПа·сек. Венозная кровь имеет большую вязкость, чем артериальная.

7. Мембранное равновесие Доннана

Мембранное равновесие Доннана – равновесие, которое устанавливается в системе растворов, разделенных мембраной, непроницаемой хотя бы для одного вида присутствующих в системе ионов. Невозможность проникновения через такую мембрану ионов полиэлектролита (например, белка) обуславливает неравномерное распределение ионов по обе стороны мембраны.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать признаки, которые по современным теоретическим взглядам характеризуют растворы ВМС:

- 1 – гомогенные; 3 – истинные; 5 – молекулярного строения;
2 – гетерогенные; 4 – грубодисперсные; 6 – мицеллярного строения.
а) 1, 3, 5; б) 2, 4, 6; в) 1, 3, 6; г) 2, 4, 5.

2. Выбрать правильное определение изоэлектрической точки (ИЭТ) белка:

- а) это состояние макромолекулы белка, в котором она не имеет заряда;
б) это значение рН раствора, при котором белковая молекула имеет положительный заряд;
в) это значение рН раствора, при котором суммарный заряд белковой молекулы равен нулю;
г) это значение рН раствора, при котором белковая молекула имеет отрицательный заряд.

3. Указать, как изменится при набухании объем полимерного образца и объем системы полимер – растворитель в целом:

- а) объем образца и объем системы в целом уменьшаются;
б) объем образца и объем системы в целом увеличиваются;
в) объем образца увеличивается, а объем системы в целом уменьшается;
г) объем образца уменьшается, а объем системы в целом увеличивается.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Указать, при каких значениях рН раствора набухание белка в нем будет минимальным:

- а) $pH > ИЭТ$; б) $pH < ИЭТ$; в) $pH = ИЭТ$; г) $pH = 7$.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 320 – 340).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 152 – 158).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffdcbcd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 320 – 340)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 19. Решение задач. Контроль практических навыков

1. Актуальность темы

Понятие об электронной структуре и свойствах биогенных *s*-, *p*-, *d*-элементов объясняет их содержание и биологическую роль в организме.

Изучение строения комплексных соединений дает представление о внутри-комплексных соединениях, железо-, кобальт-, медь- и цинксодержащих биокомплексных соединениях, и хелатотерапии.

Жизнедеятельность организма обеспечивают растворы, к которым относятся плазма крови, моча, лимфа, спинномозговая жидкость, слюна, желудочный сок. Поэтому важно изучение растворимости веществ в жидкостях и величин, характеризующих количественный состав растворов. Это позволяет рассчитывать количество растворителя и растворенного вещества для приготовления раствора с заданной концентрацией.

Изучение водородного показателя рН позволяет делать выводы о кислотности биологических жидкостей организма человека в норме и при патологии.

Изучение принципов титриметрических методов исследования позволяет анализировать количественное содержание в растворе кислот и оснований с помощью методов кислотно-основного титрования.

Изучение буферных систем позволяет рассчитывать рН буферных систем для их приготовления. Понимание механизма действия буферных систем объясняет их роль в поддержании кислотно-основного равновесия в биосистемах и позволяет изучать буферную емкость и ее определение по кислоте и по щелочи.

Анализ взаимосвязи между коллигативными свойствами и концентрацией растворов позволяет изучать изотонические растворы и их приготовление, гипо- и гипертонические растворы и применение их в медицине.

Изучение тепловых эффектов химических и биохимических процессов, термодинамических функций необходимо для термохимических расчетов, вычисления энергии Гиббса, оценки направленности процессов, объяснения энергетического сопряжения в живых системах.

Изучение кинетики реакций позволяет рассчитывать скорость химических реакций, анализировать зависимость скорости реакций от концентрации и температуры.

Анализ химического равновесия и объяснение его условий с позиции кинетики позволяет рассчитывать константу равновесия и определять направление смещения равновесия, объяснять влияние внешних факторов на химическое равновесие.

Определение условий образования и растворения осадков, расчет по произведению растворимости позволяет объяснять роль гетерогенных равновесий с участием солей в общем гомеостазе организма.

Изучение механизма образования электродных потенциалов и анализ принципа метода потенциометрии позволяет измерять электрохимические характеристики растворов, окислительно-восстановительные потенциалы, рассчитывать электродные и редокс-потенциалы, прогнозировать направление окислительно-

восстановительных реакций.

Понимание закономерностей адсорбции веществ из растворов на твердой поверхности и различий выборочной и ионообменной адсорбции электролитов позволяет рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов.

Благодаря методам хроматографического анализа можно разделять смеси в медико-биологических исследованиях.

Анализ принципов методов получения и очистки коллоидно-дисперсных растворов позволяет готовить коллоидные растворы, писать структуру мицеллы, определять знак заряда частичек дисперсной фазы.

Интерпретация физико-химических свойств белков, которые являются структурными компонентами всех тканей организма, позволяет определять изоэлектрическую точку растворов высокомолекулярных соединений (ВМС).

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным. Нести ответственность за своевременное приобретение современных знаний.

Нести ответственность за профессиональное развитие, способность к дальнейшему профессиональному обучению с высоким уровнем автономности.

Определенность и настойчивость в поставленных задачах и взятых обязательствах.

Способность применять знания в практических ситуациях. Иметь специализированные концептуальные знания, приобретенные в процессе обучения. Уметь решать сложные задачи и проблемы, возникающие в профессиональной деятельности. Понятное и недвусмысленное донесение собственных выводов, знаний и объяснений, которые их обосновывают, к специалистам и неспециалистам. Отвечать за принятие решений в сложных условиях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения.

Способность действовать социально ответственно и общественно сознательно.

Способность к проведению здорового образа жизни.

2. Конкретные цели

Рассчитывать количественное содержание растворенного вещества в рас-

творе.

Рассчитывать рН электролитов.

Рассчитывать рН буферных систем.

Объяснять правила техники безопасности и оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории.

Объяснять, как пользоваться химической посудой, знать ее назначение.

Объяснять работу с мерной химической посудой.

Составлять электронные формулы атомов и ионов в основном и возбужденном состояниях.

Составлять молекулярные и структурные формулы веществ.

Определять степень окисления атома элемента.

Объяснять проведение химических реакций качественного определения макро- и микроэлементов в растворах.

Рассчитывать количество растворителя и растворенного вещества для приготовления раствора с заданной концентрацией.

Уметь переходить от одного способа выражения содержания вещества в растворе к другому.

Объяснять, как готовить растворы определенной концентрации.

Объяснять, как определять водородный показатель среды индикаторами и рН-метром.

Объяснять, как готовить буферные растворы с заданным значением рН.

Объяснять, как определять буферную емкость буферных растворов по кислоте и по щелочи.

Объяснять, как готовить изотонические растворы.

Объяснять, как воспроизводить методики выполнения эксперимента и объяснять результаты.

Делать выводы о кислотности биологических жидкостей на основании водородного показателя.

Делать расчет энергии Гиббса.

Проводить термодимические расчеты.

Рассчитывать скорость химической реакции.

Проводить расчет константы равновесия и определять направление смещения равновесия.

Осуществлять расчеты по произведению растворимости.

Делать расчет электродных и редокс-потенциалов.

Составлять формулу мицеллы.

Вычислять порог коагуляции.

Определять условия образования и растворения осадков.

Объяснять измерение электрохимических характеристик растворов.

Рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов.

Объяснять, как разделять смеси.

Объяснять, как готовить коллоидные растворы.

Определять знак заряда частичек дисперсной фазы.

Объяснять определение изоэлектрической точки растворов ВМС.

Трактовать химические и биохимические процессы с позиции их тепловых эффектов.

Использовать термодинамические функции для оценки направленности процессов, объяснять энергетическое сопряжение в живых системах.

Анализировать зависимость скорости реакций от концентрации и температуры.

Анализировать принципы метода потенциометрии и делать выводы о его использовании в медико-биологических исследованиях.

Объяснять измерение окислительно-восстановительных потенциалов.

Интерпретировать закономерности адсорбции веществ из растворов на твердой поверхности.

Различать выборочную и ионообменную адсорбции электролитов.

Интерпретировать методы хроматографического анализа и их роль в медико-биологических исследованиях.

Анализировать принципы методов получения коллоидно-дисперсных растворов.

Интерпретировать физико-химические свойства белков, которые являются структурными компонентами всех тканей организма.

Делать выводы о заряде растворенных биополимеров на основании их изоэлектрической точки.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

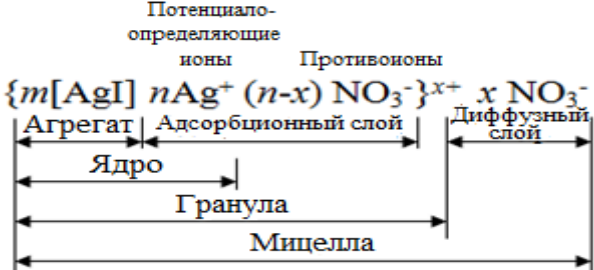
Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Анатомия	Описывать состав желудочного сока, указывать на наличие HCl.
2. Медицинская биология	Иметь представление о структурно-химической и функциональной организации эукариот (цитоплазма и цитоскелет – коллоид).
3. Медицинская и биологическая физика	Иметь представление о приборах для снятия медико-биологической информации (электродах). Описывать и применять электроды. Измерять потенциалы. Рассчитывать равновесный потенциал Нернста (по уравнению Нернста). Владеть понятием мембранные потенциалы покоя и действия. Описывать двойной электрический слой (ДЭС). Иметь представление о физических процессах в биообъектах под воздействием электрических и магнитных полей. Электрокинетические явления. Электрофорез.
4. Русский язык	Владеть базовыми знаниями русского языка.

	<p>Быть способным общаться на русском языке. Применять русский язык в профессиональной деятельности.</p>
--	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Электронная структура биогенных <i>s</i> -, <i>p</i> -элементов.	<p>Натрий +11 Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Кислород +8 O $1s^2 2s^2 2p^4$.</p>
2. Водородный показатель pH.	$pH = -\lg [H^+]$.
3. pH биологических жидкостей.	<p>Сыворотка крови $7,36 \pm 0,04$; слюна $5,6 - 7,9$; желудочный сок $0,9 - 2,0$; моча $5,0 - 6,5$.</p>
4. pH буферных систем (уравнение Гендерсона – Гассельбаха).	$pH = pK_a + \lg \frac{[сопь]}{[кислота]}$ $pH = 14 - \left(pK_b + \lg \frac{[сопь]}{[основание]} \right)$
5. Буферная емкость.	<p>Буферная емкость – это количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо добавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его pH на единицу.</p> $B = \frac{C \cdot V}{\Delta pH \cdot V(буф.р - ра)}$
6. Изотонический раствор.	<p>Растворы с одинаковым осмотическим давлением называют изотоническими. Растворы, которые являются изотоническими крови – это растворы с массовой долей NaCl 0,9 % или глюкозы 4,5 – 5,0 %.</p>
7. Массовая доля вещества.	$W(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 \%$.

8. Молярная концентрация.	$C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M}.$
9. Энергия Гиббса.	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$
10. Скорость химической реакции.	$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)};$ $v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$
11. Температурный коэффициент.	$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$
12. Правило Вант-Гоффа.	<p><i>При повышении температуры на 10° скорость химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза.</i></p>
13. Константа химического равновесия.	$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD,$ $K_{\text{равн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}.$
14. Электродный потенциал.	<p>Разница потенциалов (скачок потенциалов) на границе раздела фаз электрод – раствор называется электродным потенциалом.</p>
15. Уравнение Нернста.	$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(\text{Me}^{n+}),$ <p>или</p> $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg a(\text{Me}^{n+}).$
16. Уравнение Петерса.	$E_{\text{о в}} = E_{\text{о в}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{окисл.})}{a(\text{вос.})}.$
17. Адсорбент.	<p>Адсорбент – это вещество, на поверхности которого происходит адсорбция. Например, активированный уголь.</p>
18. Строение коллоидной частички.	 <p>The diagram illustrates the structure of a colloidal particle. It shows a central Ядро (core) containing Потенциалоопределяющие ионы (potential-determining ions) and Противоионы (counterions). Surrounding the core is the Агрегат (aggregate), which includes the Абсорбционный слой (adsorption layer). The Гранула (granule) consists of the aggregate and the Диффузный слой (diffusion layer). The Мицелла (micelle) is the entire structure, including the granule and the diffusion layer. The chemical formula for the aggregate is given as $\{m[\text{AgI}] n\text{Ag}^+ (n-x)\text{NO}_3^-\}^{x+}$ and the diffusion layer contains $x\text{NO}_3^-$.</p>

19. Порог коагуляции.	Порог коагуляции (или критическая концентрация) – минимальная концентрация электролита, которая вызывает явную коагуляцию золя.
20. Изоэлектрическая точка белка.	Изоэлектрическая точка белка – это значение рН, при котором заряд белка равен 0.

4.3. Контроль практических навыков по Модулю:

Перечень практических навыков:

1. Правила техники безопасности работы в химической лаборатории. Первая помощь при несчастных случаях.
2. Виды и назначение химической посуды.
3. Правила работы с мерной химической посудой.
4. Привести примеры электронных формул атомов и ионов для *s*-, *p*- и *d*-элементов.
5. Привести примеры молекулярных формул кислот, оснований, солей, комплексных соединений, дать им названия.
6. Привести примеры определения степеней окисления атомов элементов в кислотах, основаниях, солях, комплексных соединениях.
7. Проведение химической реакции качественного определения иона кальция, сульфат-иона и иона Fe^{3+} в растворе.
8. Объяснить порядок приготовления раствора с определенной массовой долей.
9. Объяснить порядок приготовления раствора с определенной молярной концентрацией.
10. Объяснить процесс определения рН сыворотки крови с помощью рН-метра и индикаторами.
11. Объяснить процесс приготовления фосфатного буферного раствора с заданным значением рН.
12. Объяснить, как рассчитывать рН буферной системы.
13. Объяснить, как определить буферную емкость буферного раствора по кислоте и по щелочи.
14. Объяснить процесс приготовления изотонических растворов. Назвать растворы, изотонические плазме крови.
15. Объяснить, как рассчитывать скорость химической реакции.
16. Указать условия образования и растворения осадков.
17. Объяснить процесс определения электродного потенциала окислительно-восстановительной системы Fe^{3+}/Fe^{2+} с помощью иономера.
18. Объяснить, как рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов.
19. Объяснить проведение распределительной хроматографии аминокислот на бумаге.
20. Объяснить проведения адсорбционной хроматографии катионов Fe^{3+} и Cu^{2+} на оксиде алюминия.

21. Объяснить процесс приготовления коллоидного раствора методом замены растворителя.

22. Объяснить процесс приготовления коллоидного раствора гидроксида железа(III) методом гидролиза. Написать формулу мицеллы, которая образуется, и определить знак заряда гранулы.

23. Объяснить определение изоэлектрической точки раствора ВМС методом осаждения и методом электрофореза.

Решение расчетных и ситуационных задач по Модулю

Типы расчетных и ситуационных задач:

1. Расчет количественного содержания растворенного вещества в растворе.
2. Расчет рН растворов электролитов.
3. Расчет рН буферных систем.
4. Расчет энергии Гиббса.
5. Термохимические расчеты.
6. Расчет скорости химической реакции.
7. Расчет константы равновесия и определение направления смещения равновесия.
8. Расчеты по произведению растворимости.
9. Расчет электродных и редокс-потенциалов.
10. Строение мицеллы. Порог коагуляции.

Содержание темы (тезисы):

Практические навыки по Модулю

1. Правила техники безопасности работы в химической лаборатории.

Первая помощь при несчастных случаях

Основные правила первой помощи:

1. При ранении стеклом остановить кровотечение 3 % р-ом перекиси водорода, смазать края раны р-ом йода и перевязать бинтом.
2. При ожогах рук или лица реактивом смыть реактив большим количеством воды, обработать 2 % р-ом борной кислоты (при ожогах щелочью) или 2 % р-ом гидрокарбоната натрия (при ожогах кислотой), промыть водой.
3. При ожогах горячим предметом или горячей жидкостью место ожога следует обработать свежеприготовленным р-ом перманганата калия, смазать мазью от ожогов.
4. При химических ожогах глаз промыть глаза большим количеством воды, обратиться к врачу.

2. Виды и назначение химической посуды

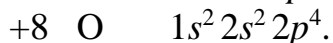
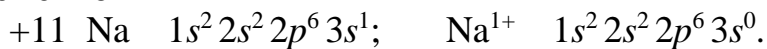
Химическая посуда общего назначения: пробирки, стаканы, колбы, воронки и др.

Химическая посуда специального назначения.

3. Правила работы с мерной химической посудой

К мерной посуде принадлежат мерные цилиндры, колбы, стаканы, бюретки, пипетки.

4. Привести примеры электронных формул атомов и ионов для *s*-, *p*- и *d*-элементов



5. Привести примеры молекулярных формул кислот, оснований, солей, комплексных соединений, дать им названия

HCl – соляная кислота;

NaOH – гидроксид натрия;

NaCl – хлорид натрия;

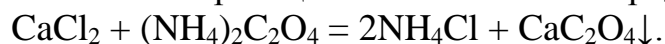
K₄[Fe(CN)₆] – гексацианоферрат(II) калия.

6. Привести примеры определения степеней окисления атомов элементов в кислотах, основаниях, солях, комплексных соединениях

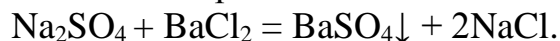


7. Проведение химических реакций качественного определения иона кальция, сульфат-иона и иона Fe³⁺ в растворах

Химическая реакция качественного определения иона кальция в растворе:



Химическая реакция качественного определения сульфат-иона в растворе:



Химическая реакция качественного определения иона Fe³⁺ в растворе:



8. Объяснить порядок приготовления раствора с определенной массовой долей

Рассчитанную навеску вещества взвесить на теххимических весах, перенести ее в любую немерную посуду, и добавить рассчитанное количество растворителя. Готовый раствор перемешать до растворения навески.

Формула для массовой доли:

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

9. Объяснить порядок приготовления раствора с определенной молярной концентрацией

Рассчитанную навеску вещества взвесить на аналитических весах (жидкие вещества отбирают пипеткой), количественно перенести в мерную колбу нужного объема (в колбу перед этим внести небольшой объем дистиллированной воды). Навеску сначала растворить в воде, а затем долить в колбу дистиллированную во-

ду до метки. Готовый раствор перемешать.

Формула для молярной концентрации:

$$C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M}.$$

10. Объяснить процесс определения рН сыворотки крови с помощью рН-метра и индикаторами

Для потенциометрического определения рН на иономере составляют гальванический элемент из двух электродов, которые погружают в сыворотку крови. Определяют рН по шкале на иономере.

При определении рН среды с помощью индикаторов отмечают изменение окраски индикатора.

11. Объяснить процесс приготовления фосфатного буферного раствора с заданным значением рН

Например, задано рН = 5.

Формула для рН = $-\lg[\text{H}^+]$, поэтому можно перевести рН в $[\text{H}^+]$.

$$5 = -\lg 10^{-5}$$

Таким образом, $[\text{H}^+] = 10^{-5}$.

Формула для рН буферного раствора: $\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$ или

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{кислота}]}{[\text{соль}]}.$$

Поскольку берут растворы кислоты и соли одинаковой молярной концентрации, отношение их концентраций можно заменить отношением объемов. Если расчет выполняют на 10 мл буферного раствора, то обозначив объем кислоты x , а соли соответственно $(10 - x)$, получим соответствующее выражение.

Значение K_a берем из справочника.

12. Объяснить, как рассчитывать рН буферной системы

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}, \quad \text{p}K_a = -\lg K_a.$$

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_b + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]} \right), \quad \text{p}K_b = -\lg K_b.$$

13. Объяснить, как определить буферную емкость буферного раствора по кислоте и по щелочи

Для потенциометрического определения рН на иономере составляют гальванический элемент из двух электродов, которые погружают в сыворотку крови. Определяют начальное значение рН по шкале на иономере.

Добавляют кислоту в сыворотку крови до изменения рН на 1. Отмечают объем кислоты, который был израсходован.

$$V_{\text{к}} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{сыворотки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|}$$

Добавляют щелочь в сыворотку крови до изменения рН на 1. Отмечают объем щелочи, который был израсходован.

$$V_{\text{щ}} = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{сыворотки}) \cdot |\text{pH}_1 - \text{pH}_0|}$$

14. Объяснить процесс приготовления изотонических растворов. Назвать растворы, изотонические плазме крови

Растворы, которые являются изотоническими плазме крови – это растворы с массовой долей NaCl 0,9 % или глюкозы 4,5 – 5,0 %.

Рассчитанную навеску NaCl взвесить на технотехнических весах, перенести ее в любую немерную посуду, и добавить рассчитанное количество растворителя. Готовый раствор перемешать до растворения навески.

Формула для массовой доли:

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

Например, для приготовления 500 г раствора, изотонического плазме крови:

$$m(\text{вещества}) = \frac{W \cdot m(\text{раствора})}{100 \%} = \frac{0,9 \% \cdot 500 \text{ г}}{100 \%} = 4,5 \text{ г.}$$

$$m(\text{воды}) = m(\text{раствора}) - m(\text{вещества}) = 500 \text{ г} - 4,5 \text{ г} = 495,5 \text{ г.}$$

15. Объяснить, как рассчитывать скорость химической реакции

1) Расчет скорости химической реакции по закону действующих масс

Скорость реакции $aA + bB = C$ рассчитывают согласно с законом действующих масс по формуле:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$

где k – константа скорости реакции, которая указана в справочнике;

$[A]$ – концентрация вещества А;

$[B]$ – концентрация вещества В;

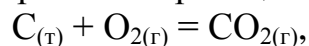
a – коэффициент, что стоит в уравнении перед веществом А;

b – коэффициент, что стоит в уравнении перед веществом В.

Например, для гомогенной реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$,

$$v = k [\text{H}_2] [\text{I}_2].$$

Для гетерогенной реакции концентрацию твердого вещества не учитывают:



$$v = k [\text{O}_2].$$

2) Расчет изменения скорости реакции по уравнению, в соответствии с правилом Вант-Гоффа

Изменение скорости реакции рассчитывают по уравнению, в соответствии

с правилом Вант-Гоффа:

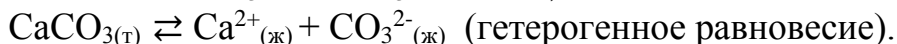
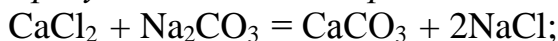
$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_1 и v_2 – скорости реакций соответственно при начальной T_1 и конечной T_2 температурах;
 γ – температурный коэффициент скорости реакции.

16. Указать условия образования и растворения осадков

Условия образования осадков:

1. Смешали два раствора: CaCl_2 и Na_2CO_3 . Концентрация солей в каждом растворе равна 0,001 моль/л. Объемы смешиваемых растворов равны между собой. Образуется ли осадок при смешивании данных растворов?



Условием образования осадка является соотношение:

$$\text{ИП} > \text{ПР},$$

где ИП – ионное произведение малорастворимого электролита;

$$\text{ПР} - \text{произведение растворимости (величина из справочника), } \text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 3,8 \cdot 10^{-9}.$$

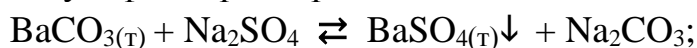
По условию задачи объемы смешиваемых растворов равны, поэтому концентрация солей уменьшается в 2 раза:

$$\text{ИП} = \frac{0,001}{2} \cdot \frac{0,001}{2} = 2,5 \cdot 10^{-7}.$$

Так как $\text{ИП} > \text{ПР}$, осадок CaCO_3 образуется.

2. Химические реакции проходят в направлении образования более устойчивых химических соединений.

Один осадок может превращаться в другой. Например, осадок карбоната бария превращается в сульфат бария в реакции:



$$\text{ПР}_{\text{BaCO}_3} > \text{ПР}_{\text{BaSO}_4};$$

$$5,1 \cdot 10^{-9} > 1,1 \cdot 10^{-10}.$$

Для достижения полноты осаждения малорастворимого электролита нужно увеличивать концентрацию любого из ионов, что входит в состав этого электролита.

Для того, чтобы *растворить* осадок, необходимо связать один из ионов, что входит в состав осадка, действуя таким реагентом, который образует с этим ионом малодиссоциирующее соединение или газ.

Осадок растворяется также, если связываются ионы для образования прочных комплексных ионов.

Растворение осадка может также происходить в результате окислительно-восстановительных процессов.

17. Объяснить процесс определения электродного потенциала окислительно-восстановительной системы $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ с помощью иономера

Для определения электродного потенциала с помощью иономера составляют гальванический элемент из двух электродов – вспомогательного электрода

(электрода сравнения) с постоянным значением потенциала 0,201 В и измерительного электрода. Погружают электроды в окислительно-восстановительную систему $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.

Определяют ЭДС на иономере.

$$\text{ЭДС} = E_{\text{пр}} - E_{\text{всп}}.$$

Рассчитывают практическое значение окислительно-восстановительного потенциала:

$$E_{\text{пр}} = \text{ЭДС} + E_{\text{всп}}.$$

18. Объяснить, как рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов

Величину сорбции рассчитывают по изменению концентраций вещества в растворе до и после сорбции:

$$G = \frac{(C_0 - C_p) \cdot V}{m},$$

где C_0 и C_p – соответственно исходная и равновесная концентрации вещества в растворе, моль/л;

V – объем раствора, л;

m – навеска сорбента, г;

G – удельная сорбция, то есть количество вещества, сорбированное единицей массы сорбента, моль/г.

19. Объяснить проведение распределительной хроматографии аминокислот на бумаге

Круг хроматографической бумаги расчертить на 4 сектора: в трех секторах на расстоянии 0,5 см от центра наметить места старта (+), а в четвертом секторе вырезать узкий язычок, который доходит почти до центра (рис.1). Возле края бумаги в трех секторах сделать отметки: "Гл" – глицин, "См" – смесь аминокислот, "Лей" – лейцин.

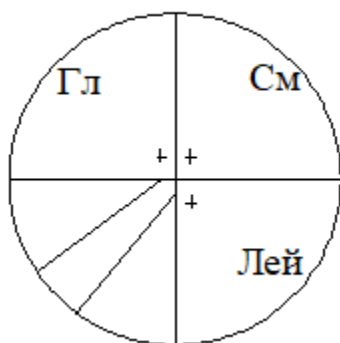


Рис. 1.



Рис. 2. Хроматограмма смеси аминокислот

Затем на места старта нанести капли соответствующих растворов: глицина, лейцина и смеси этих аминокислот.

В чашку Петри налить растворитель, положить бумагу таким образом, что-

бы отогнутый язычок был погружен в растворитель. Когда растворитель дойдет почти до края фильтра, вынуть бумагу, подсушить ее в сушильном шкафу и обработать проявителем – раствором нингидрина. Хроматограмму подсушить в термостате – на ней проявятся цветные пятна аминокислот (рис. 2).

Рассчитать коэффициенты распределения (R_f) аминокислот по формулам:

$$R_{f \text{ глицина}} = \frac{r_1}{r_p}, \quad R_{f \text{ лейцина}} = \frac{r_2}{r_p},$$

где r_1 – расстояние от точки старта до середины пятна глицина, см;
 r_2 – расстояние от точки старта до середины пятна лейцина, см;
 r_p – расстояние от точки старта до линии фронта растворителя, см.

20. Объяснить проведение адсорбционной хроматографии катионов Fe^{3+} и Cu^{2+} на оксиде алюминия

В колонку, заполненную оксидом алюминия, налить смесь растворов FeCl_3 и CuSO_4 . Через некоторое время верхний слой адсорбента окрасится в желтый цвет (катионы Fe^{3+}), а нижний – в голубой (катионы Cu^{2+}), так как ионы с большим зарядом лучше адсорбируются.

21. Объяснить процесс приготовления коллоидного раствора методом замены растворителя

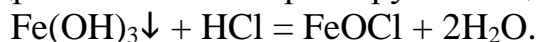
Налить в пробирку 10 мл дистиллированной воды и добавить 1 мл раствора серы в этиловом спирте. Сера растворяется в спирте, образуя истинный раствор, и не растворяется в воде, образуя коллоидную систему.

22. Объяснить процесс приготовления коллоидного раствора гидроксида железа(III) методом гидролиза. Написать формулу мицеллы, которая образуется, и определить знак заряда гранулы

Налить в колбу 50 мл дистиллированной воды и довести ее до кипения, добавить 5 мл раствора FeCl_3 :

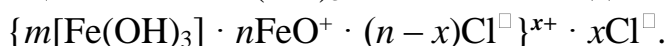


Продукты гидролиза частично реагируют между собой:



Хлорид оксоферума (FeOCl), который образовался, становится стабилизатором коллоидных частичек.

Формула мицеллы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$ имеет такой вид:



Заряд гранулы: x^+ .

Образует прозрачный золь красно-коричневого цвета.

23. Объяснить определение изоэлектрической точки раствора ВМС методом осаждения и методом электрофореза

1. Высаливание раствора белка

В буферные растворы с разными значениями pH добавляют одинаковые количества белка и этанол, как водоотнимающий агент, который разрушает гидрат-

ную оболочку белка (фактор устойчивости). Определяют степень коагуляции: раствор белка будет более мутный в пробирке с буфером, рН которого совпадает с изоэлектрической точкой. Это объясняется тем, что белок теряет заряд, который является фактором устойчивости, и осаждается.

2. Электрофорез раствора белка

Белок растворяют в буферных растворах с разными значениями рН. В буферном растворе, рН которого совпадает с изоэлектрической точкой, белок не движется при электрофорезе, поскольку теряет заряд и становится электронейтральным.

Решение расчетных и ситуационных задач по Модулю

1. Расчет количественного содержания растворенного вещества в растворе

Если массовая доля 1 %, то это означает, что в 100 г раствора содержится 1 г вещества и 99 г воды.

1) *Определить массу хлорида меди(II) и массу воды, которые необходимы для приготовления 300 г раствора с массовой долей соли 0,15 или 15 %.*

Дано:

$$\begin{array}{l} m(\text{р-ра}) = 300 \text{ г} \\ W_p = 0,15 \text{ или } 15 \% \end{array}$$

$$m(\text{соли}) - ?$$

$$m(\text{воды}) - ?$$

1. Вычисляем массу соли, необходимой для приготовления раствора:

$$W = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})},$$

откуда $m(\text{соли}) = W \cdot m(\text{р-ра}) = 0,15 \cdot 300 \text{ г} = 45 \text{ г}$.

2. Вычисляем массу воды:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{воды}) + m(\text{соли}),$$

откуда $m(\text{воды}) = m(\text{раствора}) - m(\text{соли}) = 300 \text{ г} - 45 \text{ г} = 255 \text{ г}$.

2) *В 2 л раствора растворено 3 г гидроксида калия. Рассчитайте молярную концентрацию гидроксида калия в растворе.*

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 2 \text{ л}$$

$$m(\text{КОН}) = 3 \text{ г}$$

$$C - ?$$

1. Рассчитаем молярную концентрацию КОН:

$$C = \frac{n}{V}; \quad n = \frac{m}{M}$$

$$M(\text{КОН}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ г/моль};$$

$$n = \frac{3 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль};$$

$$C = \frac{0,05 \text{ моль}}{2 \text{ л}} = 0,02 \text{ моль/л}.$$

2. Расчет pH растворов электролитов

Определить pH раствора HCl, если концентрация HCl = 0,000052 ($5,2 \cdot 10^{-5}$) моль/л.

$pH = -\lg[H^+]$. Считаем, что кислота диссоциирует полностью. Для вычисления логарифма воспользуемся калькулятором. Наберем 0,000052 и нажмем lg. Возьмем значение с противоположным знаком $-\lg 0,000052 = 4,28$.

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,000052 = 4,28.$$

$$pH \text{ раствора HCl} = 4,28.$$

3. Расчет pH буферных систем

Рассчитать pH ацетатного буферного раствора, который приготовили из 80 мл 0,1 моль/л раствора CH_3COOH и 20 мл 0,1 моль/л раствора CH_3COONa ; $K_a(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

Для расчета pH буферного раствора используют уравнение Гендерсона – Гассельбаха:

$$pH = pK_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}, \quad \text{где } pK_a = -\lg K_a = -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} = 4,76;$$

$$pH = 4,76 + \lg \frac{0,02 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{0,08 \text{ л} \cdot 0,1 \text{ моль/л}} = 4,16.$$

4. Расчет энергии Гиббса

Рассчитайте энергию Гиббса при температуре 298 K для процесса, термодинамическое уравнение которого имеет вид: $2C_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{(г)}$; $\Delta H^0 = -221 \text{ кДж/моль}$, если известны значения стандартных энтропий веществ: $S^0 C_{(г)} = 5,74 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}$; $S^0 O_{2(г)} = 205,17 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}$; $S^0 CO_{(г)} = 197,68 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)}$.

Решение

Энергию Гиббса рассчитываем по уравнению: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$.

Поскольку известно изменение энтальпии реакции ($\Delta H^0 = -221 \text{ кДж/моль}$), нужно рассчитать величину энтропии.

Изменение энтропии реакции ΔS^0 рассчитывается как разница между стандартной энтропией продукта реакции и суммой стандартных энтропий исходных веществ с учетом их коэффициентов:

$$\Delta S^0 = 2 \cdot S^0 CO_{(г)} - (2 \cdot S^0 C_{(г)} + S^0 O_{2(г)}) = 2 \cdot 197,68 - (2 \cdot 5,74 + 205,17) = 395,36 - (11,48 + 205,17) = 178,71 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{K)} = 0,1787 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{K)}.$$

Определяем изменение энергии Гиббса реакции:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -221 - 298 \cdot 0,1787 = -274,25 \text{ (кДж/моль)}.$$

5. Термодинамические расчеты

Рассчитать калорийность 200 г маргарина, содержащего 0,3 % белков, 82,3 % жиров, 1 % углеводов, если при сгорании в организме 1 г белков или 1 г

углеводов выделяется 17,18 кДж энергии, а при сгорании 1 г жиров выделяется 38,97 кДж энергии.

Решение

1) Находим массу белков, углеводов и жиров в маргарине:

$$m(\text{белков}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 0,3 \%}{100 \%} = 0,6 \text{ г}; \quad m(\text{жиров}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 82,3 \%}{100 \%} = 164,6 \text{ г};$$

$$m(\text{углеводов}) = \frac{200 \text{ г} \cdot 1 \%}{100 \%} = 2,0 \text{ г}.$$

2) Учитывая калорийность 1 г белков, углеводов и жиров, находим общую калорийность 200 г маргарина:

$$Q = (0,6 \text{ г} + 2,0 \text{ г}) \times 17,18 \text{ кДж/г} + 164,6 \text{ г} \times 38,97 \text{ кДж/г} = 44,67 \text{ кДж} + 6414,46 \text{ кДж} = 6459,13 \text{ кДж}.$$

Таким образом, при полном окислении 200 г маргарина организм получит 6459,13 кДж энергии.

6. Расчет скорости химической реакции:

1) *Расчет скорости химической реакции по закону действующих масс*

При 509° константа скорости реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$ равна 0,16. Концентрации: $C(\text{H}_2) = 0,04$ моль/л, $C(\text{I}_2) = 0,05$ моль/л. Вычислить скорость реакции.

Решение

Согласно закону действующих масс, скорость реакции равна:

$$v = k \cdot C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2) = 0,16 \cdot 0,04 \cdot 0,05 = 3,2 \cdot 10^{-4}.$$

2) *Расчет изменения скорости реакции по уравнению, в соответствии с правилом Вант-Гоффа*

Определить, как изменится скорость реакции при увеличении температуры с 10°C до 50°C, если $\gamma = 3$.

Решение

Согласно правилу Вант-Гоффа, записываем уравнение:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad \text{откуда} \quad v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

$$v_{\text{при } 50^\circ \text{C}} = v_{\text{при } 10^\circ \text{C}} \cdot 3^{\frac{50^\circ \text{C} - 10^\circ \text{C}}{10}} = v_{\text{при } 10^\circ \text{C}} \cdot 3^4;$$

$$v_{\text{при } 50^\circ \text{C}} = 81 \cdot v_{\text{при } 10^\circ \text{C}}.$$

Скорость реакции увеличится в 81 раз.

7. Расчет константы равновесия и определение направления смещения равновесия:

1) *Расчет константы равновесия*

Вычислить константу равновесия для гомогенной системы

$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, если на момент равновесия концентрации реагирующих веществ составляли: $[CO] = 0,004$ моль/л, $[H_2O] = 0,064$ моль/л, $[CO_2] = 0,016$ моль/л, $[H_2] = 0,016$ моль/л.

Решение

Константа равновесия:
$$K = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{0,016 \cdot 0,016}{0,004 \cdot 0,064} = \frac{0,000256}{0,000256} = 1.$$

2) Определение направления смещения равновесия

В каком направлении будет смещаться равновесие в гомогенной газофазной

системе $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2SO_{3(г)}$, если при постоянной температуре увеличить давление в 4 раза?

Решение

Согласно закону действующих масс, скорости прямой ($v_{пр}$) и обратной реакций ($v_{обр}$) выражаются с помощью кинетических уравнений:

$$v_{пр} = k_1 \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2];$$

$$v_{обр} = k_2 \cdot [SO_3]^2.$$

Увеличение давления в 4 раза приведет к увеличению концентрации каждого вещества в системе также в 4 раза. Тогда скорости прямой ($v_{пр}'$) и обратной реакций ($v_{обр}'$) увеличатся так:

$$v_{пр}' = k_1 \cdot (4[SO_2])^2 \cdot 4[O_2] = 64 \cdot k_1 \cdot [SO_2]^2 \cdot [O_2] = 64 v_{пр};$$

$$v_{обр}' = k_2 \cdot (4[SO_3])^2 = 16 \cdot k_2 \cdot [SO_3]^2 = 16 v_{обр}.$$

Расчеты показывают, что при повышении давления в системе в 4 раза скорость прямой реакции увеличилась в 64 раза, а скорость обратной – только в 16 раз. Из этого следует, что химическое равновесие смещается в сторону протекания прямой реакции.

8. Расчеты по произведению растворимости

Произведение растворимости $K_s(PbSO_4)$ при $25^\circ C$ равно $1,8 \cdot 10^{-8}$. Определите растворимость $S(PbSO_4)$.

Решение



$$K_s = [Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}].$$

Из каждой молекулы $PbSO_4$, что перешли в раствор, образуется по одному иону Pb^{2+} и SO_4^{2-} , значит $[Pb^{2+}] = [SO_4^{2-}] = S [PbSO_4] = x$ моль/л.

$$K_s = S \cdot S = S^2; \quad S = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-8}} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

9. Расчеты электродных и редокс-потенциалов:

1) Расчет электродного потенциала

Вычислите потенциал цинкового электрода, погруженного в раствор его соли, где концентрация ионов Zn^{2+} составляет 0,01 моль/л.

Решение

Расчет электродного потенциала делаем по уравнению Нернста, а именно:

$$E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Zn}^{2+}].$$

В таблице ряда напряжений стандартный электродный потенциал цинка $E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$.

Тогда

$$E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot -2 = -0,76 - 0,059 = -0,819 \text{ В}.$$

2) Расчет потенциала водородного электрода

Определите потенциал водородного электрода, погруженного в раствор, рН которого равно 2,4.

Решение

Потенциал водородного электрода

$$E_{\text{2H}^+ | \text{H}_2} = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 2,4 = -0,142 \text{ В}.$$

3) Расчет редокс-потенциала

Процесс, который проходит на платиновом электроде, выражается таким уравнением: $\text{Fe}^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$. Рассчитайте окислительно-восстановительный потенциал системы, если $[\text{Fe}^{3+}] = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л, $[\text{Fe}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а $E_{\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771 \text{ В}$.

Решение

Рассчитываем окислительно-восстановительный потенциал по уравнению Петерса:

$$E_{\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,771 + 0,059 \cdot \lg \frac{5 \cdot 10^{-4}}{5 \cdot 10^{-2}} =$$

$$= 0,771 + 0,059 \cdot \lg 10^{-2} = 0,771 + 0,059 \cdot (-2) = 0,771 - 0,118 = 0,653 \text{ В}.$$

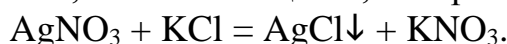
10. Строение мицеллы. Порог коагуляции

1) Строение мицеллы

Обосновать формулу мицеллы золя, который образуется при смешивании 15,0 мл раствора с молярной концентрацией KCl 0,025 моль/л и 85,0 мл раствора с молярной концентрацией AgNO₃ 0,005 моль/л.

Решение

Сначала определим, какое из веществ, которые реагируют, будет в избытке:

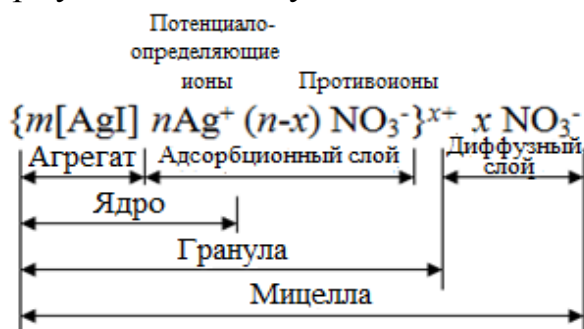


Количество вещества KCl: $n = C \cdot V = 0,025 \text{ моль/л} \cdot 0,015 \text{ л} = 0,000375 \text{ моль} = 0,375 \text{ ммоль}$.

Количество вещества AgNO₃: $n = C \cdot V = 0,005 \text{ моль/л} \cdot 0,085 \text{ л} = 0,000425 \text{ моль} = 0,425 \text{ ммоль}$.

Таким образом, в избытке AgNO₃. Это значит, что на поверхности агрегата адсорбируются катионы Ag⁺, которые обуславливают положительный заряд гранулы. Противоионами будут нитрат-ионы. В целом мицелла электронеутральна.

Формула мицеллы будет иметь такой вид:



2) Порог коагуляции

Вычислить порог коагуляции, если на коагуляцию коллоидных частичек, содержащихся в 230,0 мл сточных вод, потрачено 4,0 мл раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с концентрацией 0,15 моль/л.

Дано:

$$V(\text{эл}) = 4 \text{ мл}$$

$$C(\text{эл}) = 0,15 \text{ моль/л}$$

$$V(\text{золя}) = 230 \text{ мл}$$

$$C_{\text{пор}} - ?$$

Вычисляем порог коагуляции по формуле:

$$C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{эл}} \cdot C_{\text{эл}}}{V_{\text{золя}} + V_{\text{эл}}};$$

$$C_{\text{пор}} = \frac{4 \text{ мл} \cdot 0,15 \text{ моль/л}}{230 \text{ мл} + 4 \text{ мл}} = \frac{0,6}{234} = 0,256 \text{ ммоль/л.}$$

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Указать, как связаны между собой значения рН и рОН в растворе:

а) рН = рОН; б) рН + рОН = 14; в) рН · рОН = 7; г) рН/рОН = 1.

2. Указать, какие из веществ применяются в медицине как адсорбенты:

а) гексацианоферрат(III) калия, перманганат калия;

б) гидрокарбонат магния, перманганат калия;

в) силикагель, активированный уголь;

г) оксид алюминия, гидрокарбонат магния.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. В воде объемом 0,2 л растворили соль массой 0,04 кг. Определить массовую долю соли в растворе, если плотность воды равна 1 кг/л.

2. В одном килограмме трески содержится 116 г белков и 3 г жиров. Рассчитайте энергетическую ценность порции трески массой 200 г.

3. Температурный коэффициент скорости реакции Вант-Гоффа γ равен 2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании реагирующей смеси от 285 до 325 К?

4. Для коагуляции 10 мл золя As_2S_3 необходимо к нему добавить 1,2 мл раствора NaCl с молярной концентрацией эквивалента $C(\text{NaCl}) = 0,5$ моль/л. Вычислите порог коагуляции в ммоль/л.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 19, 28 – 29, 33, 49, 52, 71 – 72, 76 – 77, 91, 99 – 100, 102 – 103, 116 – 118, 136 – 137, 167 – 177, 179 – 189, 197 – 203, 258 – 259, 271 – 272, 291, 325).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 12, 21, 31 – 32, 37 – 38, 47 – 49, 67 – 68, 89, 92 – 94, 96, 103, 124 – 126, 129 – 131, 142, 158).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd

(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 19, 28 – 29, 33, 49, 52, 71 – 72, 76 – 77, 91, 99 – 100, 102 – 103, 116 – 118, 136 – 137, 167 – 177, 179 – 189, 197 – 203, 258 – 259, 271 – 272, 291, 325)).

2. www.umsa.edu.ua

(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).

Занятие № 20. ПМК “Основы медицинской химии”

1. Актуальность темы

Понятие об электронной структуре и свойствах биогенных *s*-, *p*-, *d*-элементов объясняет их содержание и биологическую роль в организме.

Изучение строения комплексных соединений дает представление о внутри-комплексных соединениях, железо-, кобальт-, медь- и цинк-содержащих биоконкомплексных соединениях, и хелатотерапии.

Жизнедеятельность организма обеспечивают растворы, к которым относятся плазма крови, моча, лимфа, спинномозговая жидкость, слюна, желудочный сок. Поэтому важно изучение растворимости веществ в жидкостях и величин, характеризующих количественный состав растворов. Это позволяет рассчитывать количество растворителя и растворенного вещества для приготовления раствора с заданной концентрацией.

Изучение водородного показателя рН позволяет делать выводы о кислотности биологических жидкостей организма человека в норме и при патологии.

Изучение принципов титриметрических методов исследования позволяет анализировать количественное содержание в растворе кислот и оснований с помощью методов кислотно-основного титрования.

Изучение буферных систем позволяет рассчитывать рН буферных систем для их приготовления. Понимание механизма действия буферных систем объясняет их роль в поддержании кислотно-основного равновесия в биосистемах и по-

звояет изучать буферную емкость и ее определение по кислоте и по щелочи.

Анализ взаимосвязи между коллигативными свойствами и концентрацией растворов позволяет изучать изотонические растворы и их приготовление, гипо- и гипертонические растворы и применение их в медицине.

Изучение тепловых эффектов химических и биохимических процессов, термодинамических функций необходимо для термохимических расчетов, вычисления энергии Гиббса, оценки направленности процессов, объяснения энергетического сопряжения в живых системах.

Изучение кинетики реакций позволяет рассчитывать скорость химических реакций, анализировать зависимость скорости реакций от концентрации и температуры, интерпретировать зависимость скорости реакций от энергии активации, анализировать особенности действия катализаторов и объяснять механизм гомогенного и гетерогенного катализа, объяснять механизм действия ферментов и анализировать зависимость скорости ферментативных процессов от концентрации фермента и субстрата.

Анализ химического равновесия и объяснение его условий с позиции кинетики позволяет рассчитывать константу равновесия и определять направление смещения равновесия, объяснять влияние внешних факторов на химическое равновесие.

Определение условий образования и растворения осадков, расчет по произведению растворимости позволяет объяснять роль гетерогенных равновесий с участием солей в общем гомеостазе организма.

Изучение механизма образования электродных потенциалов и анализ принципа метода потенциометрии позволяет измерять электрохимические характеристики растворов, окислительно-восстановительные потенциалы, рассчитывать электродные и редокс-потенциалы, прогнозировать направление окислительно-восстановительных реакций.

Понимание закономерностей адсорбции веществ из растворов на твердой поверхности и отличий избирательной и ионообменной адсорбции электролитов позволяет рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов, анализировать уравнения адсорбции и позволяет объяснять физико-химические основы методов адсорбционной терапии.

Благодаря методам хроматографического анализа можно разделять смеси в медико-биологических исследованиях.

Анализ принципов методов получения и очистки коллоидно-дисперсных растворов позволяет готовить коллоидные растворы, составлять строение мицеллы, определять знак заряда частичек дисперсной фазы.

Интерпретация физико-химических свойств белков, которые являются структурными компонентами всех тканей организма, позволяет определять изоэлектрическую точку растворов высокомолекулярных соединений (ВМС).

Компетентности

Способность к абстрактному мышлению, анализу и синтезу, способность учиться и быть современно обученным. Нести ответственность за своевременное приобретение современных знаний.

Нести ответственность за профессиональное развитие, способность к дальнейшему профессиональному обучению с высоким уровнем автономности.

Определенность и настойчивость в поставленных задачах и взятых обязательствах.

Способность применять знания в практических ситуациях. Иметь специализированные концептуальные знания, приобретенные в процессе обучения. Уметь решать сложные задачи и проблемы, возникающие в профессиональной деятельности. Понятное и недвусмысленное донесение собственных выводов, знаний и объяснений, которые их обосновывают, к специалистам и неспециалистам. Отвечать за принятие решений в сложных условиях.

Знать стандартные методики проведения физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Уметь анализировать и обоснованно оценивать результаты физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека. Нести ответственность за принятие решения по оцениванию результатов физико-химических (лабораторных и инструментальных) исследований биологических систем организма и внешней среды человека.

Способность оценивать и обеспечивать качество выполняемых работ.

Способность общаться на русском языке как устно, так и письменно. Использовать при профессиональном и деловом общении и при подготовке документов русский язык.

Способность к выбору стратегии общения.

Способность действовать социально ответственно и общественно сознательно.

Способность к проведению здорового образа жизни.

2. Конкретные цели

Рассчитывать количественное содержание растворенного вещества в растворе.

Рассчитывать рН электролитов.

Рассчитывать рН буферных систем.

Объяснять правила техники безопасности и оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории.

Объяснять, как пользоваться химической посудой, знать ее назначение.

Объяснять работу с мерной химической посудой.

Составлять электронные формулы атомов и ионов в основном и возбужденном состояниях.

Составлять молекулярные и структурные формулы веществ.

Определять степень окисления атома элемента.

Объяснять проведение химических реакций качественного определения макро- и микроэлементов в растворах.

Рассчитывать количество растворителя и растворенного вещества для приготовления раствора с заданной концентрацией.

Уметь переходить от одного способа выражения содержания вещества в

растворе к другому.

Объяснять, как готовить растворы определенной концентрации.

Объяснять, как определять водородный показатель среды индикаторами и рН-метром.

Объяснять, как готовить буферные растворы с заданным значением рН.

Объяснять, как определять буферную емкость буферных растворов по кислоте и по щелочи.

Объяснять, как готовить изотонические растворы.

Объяснять, как воспроизводить методики выполнения эксперимента и объяснять результаты.

Анализировать взаимосвязь между биологической ролью биогенных *s*-, *p*-, *d*-элементов и формой нахождения их в организме.

Объяснять принципы строения комплексных соединений.

Анализировать особенности строения комплексных соединений как основы для их применения в хелатотерапии.

Анализировать принципы титриметрических методов исследования.

Анализировать количественное содержание в растворе кислот и оснований с помощью методов кислотно-основного титрования.

Делать выводы о кислотности биологических жидкостей на основании водородного показателя.

Объяснять механизм действия буферных систем и их роль в поддержании кислотно-основного равновесия в биосистемах.

Объяснять взаимосвязь между коллигативными свойствами и концентрацией растворов.

Делать расчет энергии Гиббса.

Проводить термодинамические расчеты.

Рассчитывать скорость химической реакции.

Проводить расчет константы равновесия и определять направление смещения равновесия.

Осуществлять расчеты по произведению растворимости.

Делать расчет электродных и редокс-потенциалов.

Составлять формулу мицеллы.

Вычислять порог коагуляции.

Определять условия образования и растворения осадков.

Объяснять измерение электрохимических характеристик растворов.

Рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов.

Объяснять, как разделять смеси.

Объяснять, как готовить коллоидные растворы.

Определять знак заряда частичек дисперсной фазы.

Объяснять определение изоэлектрической точки растворов ВМС.

Трактовать химические и биохимические процессы с позиции их тепловых эффектов.

Использовать термодинамические функции для оценки направленности процессов, объяснять энергетическое сопряжение в живых системах.

Анализировать зависимость скорости реакций от концентрации и температуры.

Интерпретировать зависимость скорости реакций от энергии активации.

Анализировать особенности действия катализаторов и объяснять механизм гомогенного и гетерогенного катализа.

Объяснять механизм действия ферментов и анализировать зависимость скорости ферментативных процессов от концентрации фермента и субстрата.

Анализировать химическое равновесие и объяснять его условие с позиции термодинамики и кинетики.

Объяснять влияние внешних факторов на химическое равновесие.

Анализировать условия выпадения и растворения осадков, объяснять роль гетерогенных равновесий с участием солей в общем гомеостазе организма.

Объяснять механизм образования электродных потенциалов.

Анализировать принципы метода потенциометрии и делать выводы о его использовании в медико-биологических исследованиях.

Объяснять измерение окислительно-восстановительных потенциалов и прогнозировать направление окислительно-восстановительных реакций.

Делать выводы о поверхностной активности веществ на основании их строения.

Анализировать особенности строения поверхностного слоя адсорбированных молекул поверхностно-активных соединений, объяснять принципы строения биологических мембран.

Анализировать уравнения адсорбции и пределы их использования, различать мономолекулярную и полимолекулярную адсорбцию.

Интерпретировать закономерности адсорбции веществ из растворов на твердой поверхности.

Различать выборочную и ионообменную адсорбции электролитов.

Объяснять физико-химические основы методов адсорбционной терапии.

Интерпретировать методы хроматографического анализа и их роль в медико-биологических исследованиях.

Анализировать принципы методов получения и очистки коллоидно-дисперсных растворов. Объяснять физико-химические основы гемодиализа.

Интерпретировать физико-химические свойства белков, которые являются структурными компонентами всех тканей организма.

Делать выводы о заряде растворенных биополимеров на основании их изоэлектрической точки.

3. Базовые знания, умения, навыки, необходимые для изучения темы (междисциплинарная интеграция)

Названия предыдущих дисциплин	Полученные навыки
1. Анатомия	Описывать состав желудочного сока, указывать на наличие HCl. Описывать почку.

2. Медицинская биология	<p>Анализировать круговорот веществ в биосфере (иметь представление о содержании элементов в организме человека).</p> <p>Описывать функциональные свойства клетки как открытой системы.</p> <p>Объяснять первый закон термодинамики (сохранения энергии при обмене веществ в организмах).</p> <p>Иметь понятие о внутренней энергии.</p> <p>Объяснять второй закон термодинамики, возрастание энтропии.</p> <p>Описывать макроэргическое соединение АТФ (строение молекулы, функцию – расщепление, образование энергии).</p> <p>Иметь представление о фотохимических реакциях – фотосинтез в листьях (уравнение реакции).</p> <p>Описывать сопряжение реакций окисления органических веществ с фосфорилированием и образованием энергии АТФ на мембране митохондрий. Окислительно-восстановительные системы электротранспортной цепи митохондрий.</p> <p>Изображать схематически структуру мембраны, описывать свойства, функции.</p> <p>Иметь представление о структурно-химической и функциональной организации эукариот (цитоплазма и цитоскелет – коллоид; броуновское движение).</p> <p>Иметь представление о загрязнении воздуха пылью и др.; загрязнении и очистке воды – коагуляции коллоидов.</p> <p>Описывать ВМС – ДНК, РНК, углеводы, белки, ферменты в клетке (структура, функции). Иметь представление о нарушении структуры и функций ферментов и болезнях, которые возникают.</p> <p>Иметь представление о термодинамике открытых биологических систем, изолированной системе, закрытой системе.</p> <p>Иметь понятие о внутренней энергии.</p> <p>Объяснять первый и второй законы термодинамики.</p> <p>Объяснять закон Гесса.</p> <p>Описывать и применять электроды – приборы для снятия медико-биологической информации.</p> <p>Измерять потенциалы.</p>
3. Медицинская и биологическая физика	<p>Иметь представление о термодинамике открытых биологических систем, изолированной системе, закрытой системе.</p> <p>Иметь понятие о внутренней энергии.</p> <p>Объяснять первый и второй законы термодинамики.</p> <p>Объяснять закон Гесса.</p> <p>Описывать и применять электроды – приборы для снятия медико-биологической информации.</p> <p>Измерять потенциалы.</p>

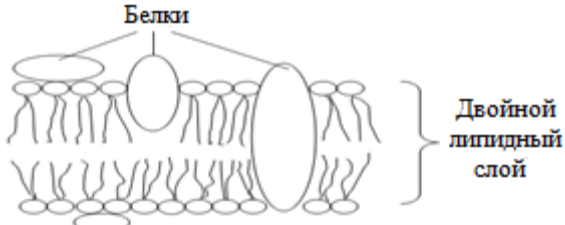
4. Русский язык	<p>Рассчитывать равновесный потенциал Нернста (по уравнению Нернста).</p> <p>Владеть понятием мембранные потенциалы покоя и действия.</p> <p>Описывать диффузионный равновесный потенциал.</p> <p>Описывать электрокардиографию, электроэнцефалографию, электромиографию; применение электродов для ЭКГ.</p> <p>Иметь представление о поверхностных явлениях, поверхностном натяжении, поверхностно-активных веществах.</p> <p>Изображать схематически структуру биологических мембран, объяснять функции.</p> <p>Описывать двойной электрический слой (ДЭС).</p> <p>Иметь представление о колебаниях и волнах; звук, ультразвук.</p> <p>Иметь представление о фотометрии; взаимодействии света с веществом.</p> <p>Иметь представление о физических процессах в биообъектах под действием электрических и магнитных полей. Электрокинетические явления. Электрофорез.</p> <p>Записывать формулу Смолуховского для расчета дзета-потенциала.</p> <p>Владеть базовыми знаниями русского языка. Быть способным общаться на русском языке.</p> <p>Применять русский язык в профессиональной деятельности.</p>
-----------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

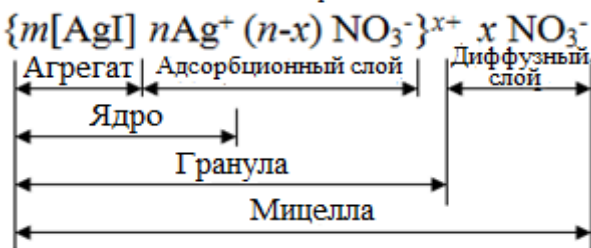
4. Задания для самостоятельной работы во время подготовки к занятию и на занятии

4.1. Перечень основных терминов, параметров, характеристик, которые должен усвоить студент при подготовке к занятию:

Термин	Определение
1. Электронная структура биогенных <i>s</i> -, <i>p</i> -элементов.	Натрий +11 Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Кислород +8 O $1s^2 2s^2 2p^4$.
2. Типичные химические свойства элементов и их соединений (реакции без изменения степе-	$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$

18. Закон Гесса.	<p>АТФ – аденозинтрифосфат; креатинфосфат; ацетил-КоА и др.</p> <p>Закон Гесса: <i>Тепловой эффект реакции не зависит от пути протекания реакции, а определяется только начальным и конечным состояниями системы.</i></p>
19. Энергия Гиббса.	
20. Скорость химической реакции.	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$
21. Реакции: а) последовательные, б) обратимые.	$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)};$ $v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$ <p>а) $\text{C} + 1/2\text{O}_2 = \text{CO}; \quad \text{CO} + 1/2\text{O}_2 = \text{CO}_2.$ б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}.$</p>
22. Температурный коэффициент.	
23. Правило Вант-Гоффа.	$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$
24. Катализ.	<p>Правило Вант-Гоффа: <i>При повышении температуры на 10° скорость химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза.</i></p>
25. Катализатор.	<p>Катализ – явление увеличения скорости реакции с помощью катализатора.</p>
26. Ферменты.	<p>Катализатор – это вещество, увеличивающее скорость реакции.</p>
27. Константа химического равновесия.	<p>Ферменты – это вещества белковой природы, которые вырабатываются клетками живых организмов и значительно увеличивают скорость биохимических реакций (в $10^4 - 10^6$ раз).</p>
28. Электрод.	$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD,$ $K_{\text{равн}} = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}.$
29. Электродный потенциал.	<p>Проводник (металл), погруженный в раствор электролита, называется электродом.</p> <p>Разница потенциалов (скачок потенциалов) на</p>

<p>30. Уравнение Нернста.</p>	<p>границе раздела фаз электрод – раствор называется электродным потенциалом.</p> $E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(Me^{n+}),$ <p>или</p> $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg a(Me^{n+}).$
<p>31. Уравнение Петерса.</p>	$E_{o в} = E_{o в}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{окисл.})}{a(\text{вос.})}.$
<p>32. Адсорбция.</p>	<p>Адсорбция – это процесс поглощения вещества поверхностью твердого тела.</p>
<p>33. Адсорбент.</p>	<p>Адсорбент – это вещество, на поверхности которого происходит адсорбция. Например, активированный уголь.</p>
<p>34. Адсорбционная терапия.</p>	<p>Гемосорбция – метод непосредственного очищения крови, при котором кровь освобождают от токсинов путем пропускания ее через колонку с адсорбентом, подключенную к системе циркуляции крови.</p>
<p>35. Иониты.</p>	<p>Плазмосорбция, лимфосорбция, ликворосорбция, энтеросорбция, аппликационная сорбция.</p>
<p>36. Структура мембраны.</p>	<p>Катиониты – это иониты, которые обмениваются катионами с раствором.</p> <p>Аниониты – это иониты, которые обмениваются анионами с раствором.</p>
<p>37. Хроматография.</p>	 <p>The diagram illustrates the structure of a biological membrane. It shows a phospholipid bilayer, which is a double layer of lipids. The hydrophilic heads of the lipids are on the outside and inside surfaces, while the hydrophobic tails are in the middle. Various proteins are embedded within this bilayer. A bracket on the right side of the diagram labels the entire structure as 'Двойной липидный слой' (Double lipid layer). A label 'Белки' (Proteins) points to one of the embedded protein molecules.</p>
	<p>Хроматография – физико-химический метод анализа и разделения смеси веществ, основанный на их разном распределении между двумя фазами, одна из которых неподвижная (твердое тело или жид-</p>

<p>38. Диализ.</p>	<p>кость), а другая – подвижная (газ или жидкость), которая фильтруется через неподвижную.</p> <p>Диализ проводят в диализаторе, который состоит из двух сосудов, разделенных полупроницаемой мембраной.</p> <p>Гемодиализ проводят в аппарате "Искусственная почка" при острой почечной недостаточности, отравлении, токсикозах беременных и др.</p>
<p>39. Строение коллоидной частицы.</p>	<div style="text-align: center;"> <p>Потенциало- определяющие ионы Противоионы</p> $\{m[AgI] \quad nAg^+ \quad (n-x)NO_3^-\}^{x+} \quad xNO_3^-$  </div>
<p>40. Порог коагуляции.</p>	<p>Порог коагуляции (или критическая концентрация) – минимальная концентрация электролита, которая вызывает явную коагуляцию золя.</p>
<p>41. Изоэлектрическая точка белка.</p>	<p>Изоэлектрическая точка белка – это значение pH, при котором заряд белка равен 0.</p>

4.2. Теоретические вопросы к итоговому контролю усвоения Модуля

Содержательный модуль 1. Гомогенные равновесия в биологических жидкостях

1. Электронная структура биогенных элементов. Типичные химические свойства элементов и их соединений (реакции без изменения степени окисления, с изменением степени окисления, комплексообразования). Связь между местонахождением *s*-, *p*-, *d*-элементов в периодической системе и их содержанием в организме.

2. Растворы комплексных соединений. Современные представления о строении комплексных соединений. Классификация комплексных соединений (по природе лигандов и по заряду внутренней сферы).

3. Внутриклеточные соединения. Полиядерные комплексы. Комплексные соединения в биологических системах.

4. Растворы в жизнедеятельности. Энтальпийный и энтропийный факторы растворения и их связь с механизмом растворения.

5. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от разных факторов. Закон Генри – Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов (закон Сеченова). Растворимость газов в крови.

6. Растворимость твердых веществ и жидкостей. Распределение веществ между двумя жидкостями, которые не смешиваются. Закон распределения Нернста, его значение в явлении проницаемости биологических мембран.

7. Равновесие в растворах электролитов.

8. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. pH биологических жидкостей.

9. Типы протолитических реакций. Реакции нейтрализации, гидролиза и ионизации.

10. Гидролиз солей. Степень гидролиза, зависимость ее от концентрации и температуры. Константа гидролиза.

11. Основы титриметрического анализа. Метод кислотно-основного титрования. Кислотно-основные индикаторы.

12. Буферные системы и их классификация, pH буферных растворов.

13. Механизм действия буферных систем.

14. Буферная емкость и факторы, от которых она зависит. Буферные системы крови.

15. Коллигативные свойства разбавленных растворов: относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором; Закон Рауля; понижение температуры замерзания; повышение температуры кипения. Криометрия и эбулиометрия.

16. Коллигативное свойство разбавленных растворов – осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Плазмолиз и гемолиз.

17. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент. Гипо-, гипер- и изотонические растворы в медицинской практике. Роль осмоса в биологических системах.

Содержательный модуль 2. Гетерогенные равновесия в биологических жидкостях

1. АТФ как источник энергии для биохимических реакций. Макроэргические соединения.

2. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартные теплоты образования и сгорания веществ.

3. Закон Гесса.

4. Второй закон термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы: энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Термодинамические условия равновесия. Критерии направленности самопроизвольных процессов.

5. Скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс для скорости реакции. Константа скорости.

6. Представление о кинетике сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, обратимых, конкурирующих, цепных.

7. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка. Период полупревращения.

8. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Особенности температурного коэффициента скорости реакции для биохимических процессов.

9. Энергия активации. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса).

10. Особенности действия катализаторов. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основный катализ. Автокатализ.

11. Ферменты как биологические катализаторы. Особенности действия ферментов: селективность, эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры, реакции среды, концентрации фермента и субстрата. Механизм действия ферментов.

12. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления, концентрации веществ. Принцип Ле Шателье.

13. Реакции осаждения и растворения. Производство растворимости.

14. Электродные потенциалы и механизм их возникновения. Уравнение Нернста. Нормальный (стандартный) электродный потенциал.

15. Нормальный водородный электрод.

16. Измерение электродных потенциалов. Электроды определения и электроды сравнения. Хлорсеребряный электрод. Ионселективные электроды. Стеклокислотный электрод.

17. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем. Уравнение Петерса. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал.

18. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций по величинам окислительно-восстановительных потенциалов.

19. Потенциометрическое определение активности ионов. Потенциометрическое титрование.

20. Диффузионный потенциал. Мембранный потенциал. Биологическая роль диффузионных и мембранных потенциалов. Потенциал повреждения. Потенциал покоя. Потенциал действия.

21. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Поверхностная активность. Правило Дюкло – Траубе.

22. Адсорбция на границе раздела жидкость – газ и жидкость – жидкость. Уравнение Гиббса. Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое. Представление о структуре биологических мембран.

23. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ. Уравнение Ленгмюра.

24. Адсорбция из раствора на поверхности твердого тела. Уравнение Фрейндлиха.

25. Физико-химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, плазмасорбция, лимфосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия).

26. Адсорбция электролитов: избирательная (селективная) и ионообменная. Правило Панета – Фаянса.

27. Ионообменники природные и синтетические.

28. Хроматография. Классификация хроматографических методов анализа по признакам: агрегатного состояния фаз, техники исполнения и механизма разде-

ления. Адсорбционная, ионообменная и распределительная хроматография. Применение хроматографии в биологии и медицине.

29. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация, компенсационный диализ, вивидиализ. Гемодиализ и аппарат "искусственная почка".

30. Строение коллоидных частичек.

31. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем. Броуновское движение, диффузия, осмотическое давление. Оптические свойства коллоидных систем.

32. Электрокинетический потенциал коллоидной частички. Уравнение Гельмгольца – Смолуховского. Электрофорез, его применение в исследовательской и стоматологической практике.

33. Кинетическая (седиментационная) и агрегативная устойчивость дисперсных систем. Факторы устойчивости. Коагуляция. Механизм коагулирующего действия электролитов.

34. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди. Процессы коагуляции при очистке питьевой воды и сточных вод. Коллоидная защита.

35. Аэрозоли, суспензии, эмульсии. Методы получения, свойства, применение. Токсическое действие некоторых аэрозолей. Типы эмульсий. Эмульгаторы. Биологическая роль эмульгирования.

36. Высокомолекулярные соединения – основа живых организмов. Глобулярная и фибриллярная структура белков. Сравнительная характеристика растворов высокомолекулярных соединений, истинных и коллоидных растворов.

37. Набухание и растворение полимеров. Механизм набухания. Влияние pH среды, температуры и электролитов на набухание. Роль набухания в физиологии организма.

38. Студнеобразование растворов ВМС. Тиксотропия. Синерезис. Высаливание биополимеров из растворов.

39. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови.

40. Мембранное равновесие Доннана.

41. Изоэлектрическое состояние белка. Изоэлектрическая точка и методы ее определения. Ионное состояние биополимеров в водных растворах.

Расчетные и ситуационные задачи к итоговому контролю усвоения **Модуля**. (См. Занятие № 19. Решение задач. Контроль практических навыков).

4.3. **Практические навыки** (задания), которые выполняли студенты на занятиях, **к** итоговому контролю усвоения **Модуля**. (См. Занятие № 19. Решение задач. Контроль практических навыков).

Содержание темы (тезисы):

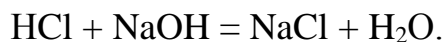
Теоретические вопросы к итоговому контролю усвоения **Модуля**:

Содержательный модуль 1. Гомогенные равновесия в биологических жидкостях

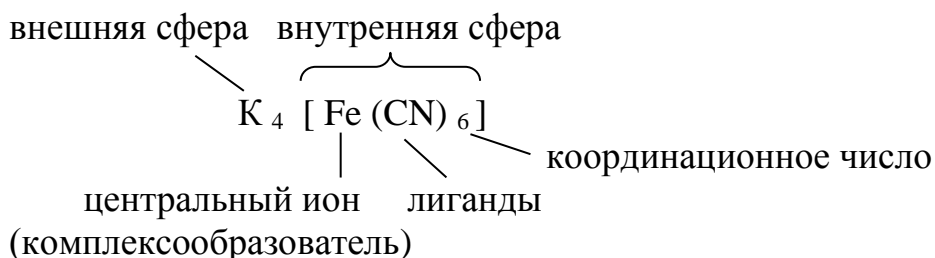
1. Электронная структура биогенных элементов. Типичные химические свойства элементов и их соединений (реакции без изменения степени окисления, с изменением степени окисления, комплексообразования). Связь между местонахождением *s*-, *p*-, *d*-элементов в периодической системе и их содержанием в организме

Натрий +11 Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;

Кислород +8 O $1s^2 2s^2 2p^4$.



2. Растворы комплексных соединений. Современные представления о строении комплексных соединений. Классификация комплексных соединений (по природе лигандов и по заряду внутренней сферы)



гексацианоферрат(II) калия.

3. Внутрикомплексные соединения. Полиядерные комплексы. Комплексные соединения в биологических системах

Гемоглобин, миоглобин, трансферрин, ферритин, витамин B₁₂; металлоферменты: карбоангидраза, карбоксипептидаза, цитохромы, каталаза.

4. Растворы в жизнедеятельности. Энтальпийный и энтропийный факторы растворения и их связь с механизмом растворения

Уравнение Гиббса устанавливает связь между энтальпией *H*, энтропией *S* и энергией Гиббса *G*:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Образование растворов является самопроизвольным процессом, что сопровождается уменьшением свободной энергии Гиббса: $\Delta G < 0$.

5. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от разных факторов. Закон Генри – Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов (закон Сеченова). Растворимость газов в крови

Закон Генри – Дальтона:

Растворимость газа в жидкости прямо пропорциональна давлению газа над жидкостью:

$$m = k p.$$

Закон Сеченова:

Логарифм отношения растворимости газа в чистом растворителе и растворе электролита прямо пропорциональный концентрации электролита:

$$\ln \frac{S_0}{S} = kC.$$

6. Растворимость твердых веществ и жидкостей. Распределение веществ между двумя жидкостями, которые не смешиваются. Закон распределения Нернста, его значение в явлении проницаемости биологических мембран

Закон распределения Нернста:

При постоянной температуре соотношение концентраций вещества, которое распределилось между двумя несмешивающихся жидкостей (фазами) является постоянной величиной:

$$k_{\text{расп}} = \frac{C_1}{C_2}.$$

7. Равновесие в растворах электролитов

Степень диссоциации слабого бинарного электролита возрастает при разбавлении раствора, поскольку это способствует диссоциации электролитов.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C}}.$$

8. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. pH биологических жидкостей

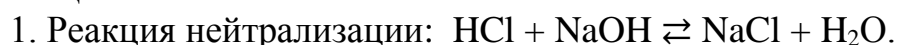
Ионное произведение воды

$$K(\text{H}_2\text{O}) = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2 \text{ (} t = 25^\circ \text{C)}.$$

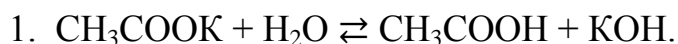
pH биологических жидкостей

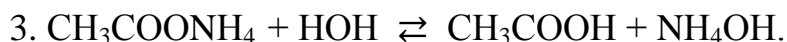
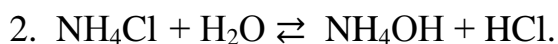
Сыворотка крови	7,36 ± 0,04;
слюна	5,6 – 7,9;
желудочный сок	0,9 – 2,0;
моча	5,0 – 6,5.

9. Типы протолитических реакций. Реакции нейтрализации, гидролиза и ионизации



10. Гидролиз солей. Степень гидролиза, зависимость ее от концентрации и температуры. Константа гидролиза





11. Основы титриметрического анализа. Метод кислотно-основного титрования. Кислотно-основные индикаторы

Титриметрическим называют метод анализа, в котором количественное содержание вещества определяют по объему реактива точной концентрации, который потрачен для реакции с определенным объемом раствора исследуемого вещества.

В основе метода кислотно-основного титрования лежит реакция нейтрализации, то есть кислотно-основное взаимодействие между аналитом и титрантом.

Индикаторы – это красители со слабыми кислотными или основными свойствами, которые меняют свою окраску в зависимости от pH среды. Это фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый, метиловый красный.

12. Буферные системы и их классификация, pH буферных растворов

Классификация буферных систем:

– Буферная система, которая содержит слабую кислоту + соль этой кислоты, образованную сильным основанием: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$;
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$.

– Буферная система, которая содержит слабое основание + соль этого основания, образованную сильной кислотой: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

– Буферная система, которая содержит соли многоосновных кислот:
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.

pH буферных растворов:

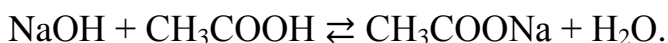
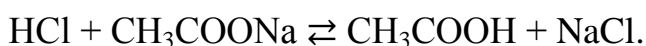
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}$$

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_b + \lg \frac{[\text{соль}]}{[\text{основание}]} \right)$$

13. Механизм действия буферных систем



уксусная кислота ацетат натрия



14. Буферная емкость и факторы, от которых она зависит. Буферные системы крови

Буферная емкость – это количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильного основания, которое необходимо добавить к 1 л буферного раствора, чтобы изменить его pH на единицу.

Изотонический коэффициент (i):

$$\pi = i CRT.$$

Растворы с одинаковым осмотическим давлением называют **изотоническими**. Растворы, которые являются изотоническими крови – это растворы с массовой долей NaCl 0,9 % или глюкозы 4,5 – 5,0 %.

Гипотонический раствор имеет меньшее осмотическое давление, чем другой раствор.

Гипертонический раствор имеет большее осмотическое давление, чем другой раствор.

Содержательный модуль 2. Гетерогенные равновесия в биологических жидкостях

1. АТФ как источник энергии для биохимических реакций. Макроэргические соединения

Макроэргическими соединениями являются: АТФ, АДФ, фосфоенолпируват, креатинфосфат, ацетил-КоА и другие.

АТФ – источник энергии для таких биохимических реакций, как: синтез белков, жиров, углеводов, нуклеиновых кислот и др. соединений; расщепление углеводов, жиров и др.; обезвреживание токсичных веществ; транспорт веществ через мембраны.

2. Первый закон термодинамики. Энтальпия. Стандартные теплоты образования и сгорания веществ

Существует несколько формулировок первого закона.

- 1. В изолированной системе сумма всех видов энергии постоянная.*
- 2. Невозможно создать вечный двигатель первого рода, то есть осуществить работу, не израсходовав энергию.*
- 3. Различные формы энергии переходят друг в друга в эквивалентных соотношениях, при взаимопревращениях энергия не исчезает и не создается.*

3. Закон Гесса

Тепловой эффект реакции не зависит от пути протекания реакции, а определяется только начальным и конечным состояниями системы.

4. Второй закон термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы: энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Термодинамические условия равновесия. Критерии направленности самопроизвольных процессов

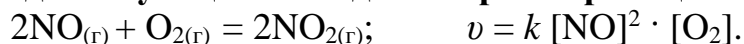
Существует несколько формулировок второго закона.

- 1. Невозможно построить вечный двигатель второго рода, т.е. невозможно теплоту полностью превратить в работу (Уильям Томсон).*
- 2. Невозможно осуществить переход тепла от более холодного тела к более горячему, не выполняя при этом работы (Э. Клаузиус).*

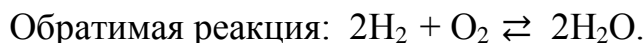
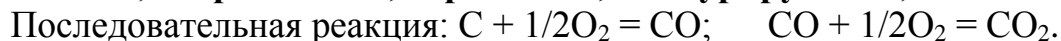
Уравнение Гиббса: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Процесс самопроизвольный при $\Delta G < 0$.

5. Скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс для скорости реакции. Константа скорости

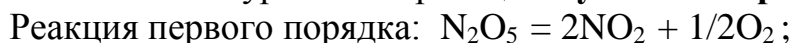


6. Представление о кинетике сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, обратимых, конкурирующих, цепных



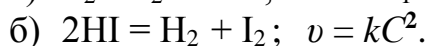
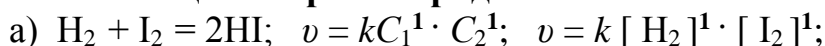
7. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка. Период полупревращения

Кинетическое уравнение реакции **нулевого порядка**: $v = k \cdot C^0; v = k \cdot 1; v = k.$



кинетическое уравнение реакции **первого порядка**: $v = kC^1; v = k [\text{N}_2\text{O}_5]^1.$

Реакции **второго порядка** и их кинетические уравнения:



8. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Особенности температурного коэффициента скорости реакции для биохимических процессов

Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на 10° скорость химических реакций увеличивается в 2 – 4 раза.

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}.$$

9. Энергия активации. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса)

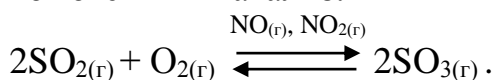
$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}.$$

10. Особенности действия катализаторов. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокатализ

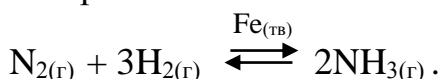
Катализ – явление увеличения скорости реакции с помощью катализатора.

Катализатор – это вещество, которое увеличивает скорость реакции, не изменяясь при этом ни качественно, ни количественно.

Гомогенный катализ:



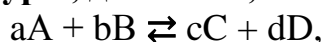
Гетерогенный катализ:



11. Ферменты как биологические катализаторы. Особенности действия ферментов: селективность, эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры, реакции среды, концентрации фермента и субстрата. Механизм действия ферментов

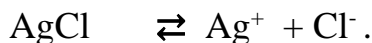
Ферменты – это вещества белковой природы, которые вырабатываются клетками живых организмов и значительно увеличивают скорость биохимических реакций (в $10^4 - 10^6$ раз).

12. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления, концентрации веществ. Принцип Ле Шателье



$$K_{\text{равн}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

13. Реакции осаждения и растворения. Произведение растворимости



твердая фаза раствор
осадок

$$PP = K_S = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-].$$

14. Электродные потенциалы и механизм их возникновения. Уравнение Нернста. Нормальный (стандартный) электродный потенциал

Проводник (металл), погруженный в раствор электролита, называется **электродом**.

Разница потенциалов (скачок потенциалов) на границе раздела фаз электрод – раствор называется **электродным потенциалом**.

Уравнение Нернста

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln a(\text{Me}^{n+}).$$

15. Нормальный водородный электрод

Нормальный водородный электрод – это платиновая пластинка, погруженная в раствор серной кислоты, активность ионов H^+ в котором равна 1 моль/л. Через раствор пропускают водород под давлением 101,3 кПа (1 атм). Поверхность платины покрывается слоем газообразного водорода.

16. Измерение электродных потенциалов. Электроды определения и электроды сравнения. Хлорсеребряный электрод. Ионселективные электроды. Стеклянный электрод

Электрод, потенциал которого определяют, называют **электродом определения**.

Второй электрод с известным значением электродного потенциала называ-

ют электродом сравнения.

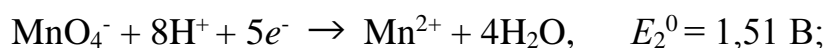
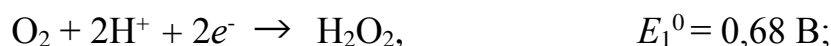
17. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем. Уравнение Петерса. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал

$$E_{\text{о|в}} = E_{\text{о|в}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a(\text{окисл.})}{a(\text{вос.})}.$$

18. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций по величинам окислительно-восстановительных потенциалов

Направление процесса можно определить, пользуясь значениями стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для полуреакций. Реакция происходит в том направлении, в котором разность потенциалов полуреакций $E_2^0 - E_1^0 > 0$.

Например:
$$5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O};$$



$$E_2^0 - E_1^0 = 0,83.$$

Это значит, что в таких условиях реакция проходит самопроизвольно в прямом направлении.

19. Потенциометрическое определение активности ионов. Потенциометрическое титрование

Используя ионселективные электроды, измеряют концентрацию важных в физиологическом отношении или токсичных ионов – Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ , Pb^{2+} , Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- и др.

Потенциометрическим титрованием называют метод определения концентрации вещества по данным потенциометрических измерений.

Для потенциометрического титрования составляют цепь с индикаторного электрода, который погружают в исследуемый раствор, и электрода сравнения. Индикаторный электрод реагирует на изменение в растворе активности определяемого иона или иона титранта.

20. Диффузионный потенциал. Мембранный потенциал. Биологическая роль диффузионных и мембранных потенциалов. Потенциал повреждения. Потенциал покоя. Потенциал действия

Диффузионный потенциал – скачок потенциала на границе между неодинаковыми по составу или концентрации растворами.

Мембранный потенциал возникает, если между двумя растворами есть мембрана.

21. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Поверхностная активность. Правило Дюкло – Траубе

Правило Дюкло – Траубе:

В гомологическом ряду карбоновых кислот, спиртов, аминов с увеличением длины углеводородной цепи на одну $-CH_2-$ группу поверхностная активность вещества увеличивается в 3 – 3,5 раза.

22. Адсорбция на границе раздела жидкость – газ и жидкость – жидкость. Уравнение Гиббса. Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое. Представление о структуре биологических мембран

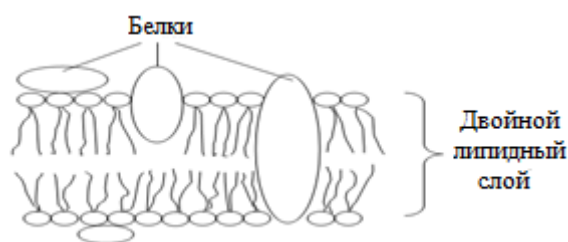
Адсорбция – это процесс поглощения вещества поверхностью твердого тела.

Адсорбент – это вещество, на поверхности которого происходит адсорбция. Например, активированный уголь.

Уравнение Гиббса:

$$\Gamma = - \frac{C}{RT} \cdot \frac{\Delta\sigma}{\Delta C} .$$

Структура мембраны



23. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ. Уравнение Ленгмюра

$$\Gamma = \Gamma_{\max} \cdot \frac{C}{C + K} .$$

24. Адсорбция из раствора на поверхности твердого тела. Уравнение Фрейндлиха

$$\frac{x}{m} = kC^n .$$

25. Физико-химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, плазмасорбция, лимфосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия)

Гемосорбция – метод непосредственного очищения крови, при котором кровь освобождают от токсинов путем пропускания ее через колонку с адсорбентом, подключенную к системе циркуляции крови.

Энтеросорбция – вид сорбционной детоксикации организма, при котором сорбент попадает в ротовую полость, после чего проходит с разной скоростью через отделы пищеварительной системы и адсорбирует токсические вещества и продукты метаболизма. Поверхность раздела фаз одной таблетки активированного угля (0,25 г) достигает 125 м².

26. Адсорбция электролитов: избирательная (селективная) и ионообменная. Правило Панета – Фаянса

Избирательная (селективная) адсорбция осуществляется в соответствии с **правилом Панета – Фаянса:**

На поверхности кристалла из раствора адсорбируются преимущественно те ионы, которые могут достраивать его кристаллическую решетку, или изоморфные с ее ионами, образуя при этом с ионами кристалла труднорастворимые соединения.

27. Ионообменники природные и синтетические

Катиониты – это иониты, которые обмениваются катионами с раствором.

Аниониты – это иониты, которые обмениваются анионами с раствором.

28. Хроматография. Классификация хроматографических методов анализа по признакам: агрегатного состояния фаз, техники исполнения и механизма разделения. Адсорбционная, ионообменная и распределительная хроматография. Применение хроматографии в биологии и медицине

Классификация хроматографических методов анализа:

– по агрегатному состоянию фаз:

а) газовая хроматография; б) жидкостная хроматография;

– по технике исполнения:

а) колоночная хроматография; б) капиллярная; в) бумажная; г) тонкослойная;

– по механизму процесса разделения смеси компонентов:

а) адсорбционная хроматография; б) ионообменная; в) распределительная; г) осадочная; д) гель-фильтрация (метод молекулярных сит); е) аффинная (биоспецифическая).

29. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация, компенсационный диализ, вивидиализ. Гемодиализ и аппарат "искусственная почка"

Классификация дисперсных систем по степени дисперсности:

1. Грубодисперсные ($10^{-7} - 10^{-4}$ м).

2. Высокдисперсные (коллоидные растворы (золи)) ($10^{-9} - 10^{-7}$ м).

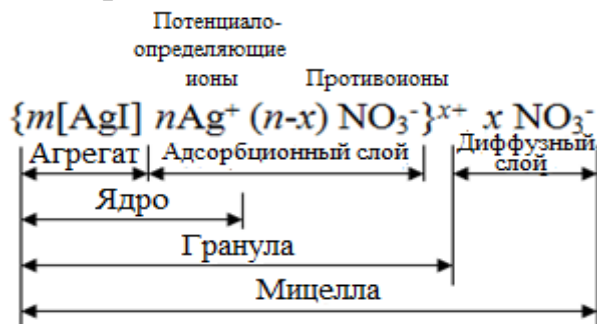
3. Молекулярно-дисперсные ($< 10^{-9}$ м).

Методы очистки коллоидных растворов:

Диализ проводят в диализаторе, который состоит из двух сосудов, разделенных полупроницаемой мембраной.

Гемодиализ проводят в аппарате "Искусственная почка" при острой почечной недостаточности, отравлении, токсикозах беременных и др.

30. Структура коллоидных частиц



31. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем. Броуновское движение, диффузия, осмотическое давление. Оптические свойства коллоидных систем

Броуновское движение – это тепловое хаотическое движение частиц, которое возникает вследствие столкновения молекул растворителя с коллоидными частичками.

Диффузия – это процесс самопроизвольного выравнивания концентрации частиц во всем объеме дисперсной системы.

Осмотическое давление пропорционально количеству частиц растворенного вещества в единице объема раствора и не зависит от природы и массы частиц.

32. Электрокинетический потенциал коллоидной частички. Уравнение Гельмгольца – Смолуховского. Электрофорез, его применение в исследовательский и стоматологической практике

Электрофорез – это направленное движение частиц дисперсной фазы относительно неподвижной дисперсионной среды в постоянном электрическом поле.

Уравнение Гельмгольца-Смолуховского:

$$v = \varepsilon_0 \frac{\varepsilon \zeta E}{\eta}$$

33. Кинетическая (седиментационная) и агрегативная устойчивость дисперсных систем. Факторы устойчивости. Коагуляция. Механизм коагулирующего действия электролитов

Устойчивость дисперсной системы – это ее способность сохранять неизменными размеры частиц дисперсной фазы и их равномерное распределение в объеме дисперсионной среды.

Факторы устойчивости: электростатический, сольватный, энтропийный, структурно-механический.

Коагуляция – это процесс уменьшения дисперсности системы за счет укрупнения частичек дисперсной фазы.

34. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди. Процессы коагуляции при очистке питьевой воды и сточных вод. Коллоидная защита

Порог коагуляции (или критическая концентрация) – минимальная концентрация электролита, которая вызывает явную коагуляцию золя.

Вычисляют порог коагуляции по формуле:

$$C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{эл}} \cdot C_{\text{min}}}{V_{\text{золя}} + V_{\text{эл}}}.$$

Правило Шульце – Гарди:

Коагулирующее действие проявляют не все ионы электролита, а только тот ион, который имеет заряд, противоположный знаку заряда коллоидной частички (гранулы). Коагулирующая сила иона электролита возрастает с увеличением его валентности.

Явление увеличения устойчивости зольей путем добавления высокомолекулярных соединений (ВМС) называют **коллоидной защитой**.

35. Аэрозоли, суспензии, эмульсии. Методы получения, свойства, применение. Токсическое действие некоторых аэрозолей. Типы эмульсий. Эмульгаторы. Биологическая роль эмульгирования

Аэрозоли – это дисперсные системы с газовой дисперсионной средой и жидкой или твердой дисперсной фазой.

Суспензии – это грубодисперсные системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой.

Эмульсии – это дисперсные системы, которые состоят из двух жидкостей разной полярности, не смешивающихся между собой.

36. Высокомолекулярные соединения – основа живых организмов. Глобулярная и фибриллярная структура белков. Сравнительная характеристика растворов высокомолекулярных соединений, истинных и коллоидных растворов

Белки (протеины, полипептиды) состоят из аминокислот. Они выполняют такие функции: каталитическую (пепсин), регуляторную (гормон инсулин), транспортную (гемоглобин), рецепторную, структурную (коллаген), сократительную (актин, миозин), защитную (иммуноглобулины выполняют иммунную защиту; фибриноген участвует в свертывании крови, что защищает от кровопотерь). Альбумины поддерживают онкотическое давление плазмы крови.

Структура белков определяет их функции. Например, глобулярную структуру имеют транспортные белки крови (гемоглобин, альбумины), а фибриллярную структуру имеют белки коллаген костей, кератин волос.

Нуклеиновые кислоты – это полинуклеотиды, состоящие из нуклеотидов (которые содержат остаток фосфорной кислоты, углеводов (рибозу или дезоксирибозу) и азотистое основание). ДНК и РНК участвуют в хранении, передаче и реализации наследственной информации.

Полисахариды (крахмал, гликоген) образованы из большого количества остатков глюкозы, которая является источником энергии в организме.

37. Набухание и растворение полимеров. Механизм набухания. Влияние рН среды, температуры и электролитов на набухание. Роль набухания в физиологии организма

Набухание – это процесс проникновения молекул растворителя в полимерную структуру, что приводит к увеличению объема полимера.

38. Студнеобразование растворов ВМС. Тиксотропия. Синерезис. Высаливание биополимеров из растворов

Студнеобразование – это своеобразная коагуляция, в ходе которой дисперсная фаза вместе с дисперсионной средой образуют структурированные системы.

Образованные структуры имеют малую прочность, поэтому могут разрушаться и переходить в раствор, а затем снова структурироваться. Этот процесс называется **тиксотропией**.

Старение студней обусловлено агрегацией частичек, потерей эластичности, разделением на фазы с выделением жидкости. Этот процесс называется **синерезисом**.

При добавлении к раствору ВМС солей происходит **высаливание** – обратимое осаждение белков.

39. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови

Величина, обратная к текучести жидкости – это **вязкость**.

Вязкость воды = 1,0 МПа·с.

Растворы ВМС имеют аномальную вязкость. Вязкость раствора ВМС больше вязкости растворителя, так как значительное количество молекул ВМС ориентируется поперек потока.

Вязкость крови человека в норме 4 – 5 мПа·с.

40. Мембранное равновесие Доннана

Концентрация ионов, которые диффундируют через мембрану, меньше в растворе I, который содержит не диффундирующие анионы белка R^- , по сравнению с раствором II, который не содержит белка.

Из равновесия Доннана следует, что белок, который не способен диффундировать через мембрану, изменяет распределение концентрации электролита. Мембрана ведет себя так, будто пропускает электролит только в одном направлении. Чем больше концентрация белка и чем меньше концентрация электролита в растворе, тем больше будет разница в конечном распределении ионов, что окажет

большое влияние на процесс осмоса и регуляцию осмотического давления (коллоидные полиэлектролиты влияют на перемещение соли вопреки осмотическому давлению).

41. Изоэлектрическое состояние белка. Изоэлектрическая точка и методы ее определения

Изоэлектрическое состояние белка – это состояние, при котором его заряд равен нулю.

Значение рН, при котором белок находится в изоэлектрическом состоянии – это **изоэлектрическая точка белка**.

Материалы для самоконтроля:

А. Задания для самоконтроля:

1. Выбрать группу буферных систем, в которую входят только буферные системы организма человека:

- а) ацетатная, бикарбонатная, фосфатная;
- б) белковая, фосфатная, аминокислотная;
- в) аммонийная, ацетатная, фосфатная;
- г) бикарбонатная, фосфатная, аммонийная.

2. Указать, какие из веществ применяются в медицине как адсорбенты:

- а) гексацианоферрат(III) калия, перманганат калия;
- б) гидрокарбонат магния, перманганат калия;
- в) силикагель, активированный уголь;
- г) оксид алюминия, гидрокарбонат магния.

3. Указать, какой метод очистки коллоидных растворов лежит в основе работы аппарата «искусственная почка»:

- а) ультрафильтрация; б) диализ;
- в) электродиализ; г) компенсационный диализ.

4. Патологические состояния: «голодные» отеки или «почечные» отеки возникают:

- а) при уменьшении белка в крови;
- б) при увеличении белка в крови;
- в) при уменьшении жидкости в организме;
- г) при увеличении жидкости в организме.

Б. Задачи для самоконтроля:

1. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора, образованного при растворении 0,0426 кг сульфата натрия в 0,3 кг воды, если плотность раствора равна 1,12 кг/л.

2. В одном килограмме трески содержится 116 г белков и 3 г жиров. Рассчитайте энергетическую ценность порции трески массой 200 г.

3. Температурный коэффициент скорости реакции Вант-Гоффа γ равен 2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании реагирующей смеси от 285 до 325 К?

4. Для коагуляции 10 мл золя As_2S_3 необходимо к нему добавить 1,2 мл раствора NaCl с молярной концентрацией эквивалента $C(NaCl) = 0,5$ моль/л. Вычислите порог коагуляции в ммоль/л.

Критерии оценивания Итогового модульного контроля:

Итоговый модульный контроль считается зачисленным, если студент набрал не менее **50 баллов**. Максимальная сумма баллов по Итоговому контролю равна **80**.

К итоговому контролю допускаются студенты, которые выполнили все виды работ, предусмотренные учебной программой, и при изучении модуля набрали количество баллов за текущую успеваемость не меньше минимальной (72).

Суммарная оценка за модуль и по дисциплине состоит из суммарной оценки за деятельность на текущих занятиях и оценки по Итоговому контролю знаний студента. Текущая деятельность оценивается от **72 до 120 баллов**. Таким образом, минимальное количество баллов за модуль должно составлять: **72 + 50 = 122 балла**. Максимальное количество: $120 + 80 = 200$ баллов.

Критерии оценивания Итогового модульного контроля:

Оценку «ОТЛИЧНО» (80 – 72 балла) получает студент, который дал не менее 90 % правильных ответов на стандартизированные тестовые задания, без ошибок решил ситуационные задачи, дал основательные полные ответы на все теоретические вопросы. Демонстрирует всестороннее и глубокое усвоение учебного материала; в полном объеме владеет теоретическими знаниями и практическими навыками; понимает значение дисциплины, ее связь с профессионально-ориентированными дисциплинами.

Оценку «ХОРОШО» (71 – 64 балла) получает студент, который дал не менее 75 % правильных ответов на стандартизированные тестовые задания, допустил отдельные незначительные ошибки при решении ситуационных задач, дал полные ответы на все теоретические вопросы с незначительными ошибками. Демонстрирует полное усвоение учебного материала; хорошо владеет теоретическими знаниями и практическими навыками; понимает значение дисциплины, ее связь с профессионально-ориентированными дисциплинами.

Оценку «УДОВЛЕТВОРИТЕЛЬНО» (63 – 50 баллов) получает студент, который дал не менее 55 % правильных ответов на стандартизированные тестовые задания, допустил значительные ошибки в ответах на письменные задания, с ошибками решает ситуационные задачи, не полностью ответил на теоретические вопросы или допустил значительные ошибки. Демонстрирует усвоения только основ учебного материала; овладел не всеми практическими навыками; не может самостоятельно объяснить связь химии с другими профессионально-ориентированными дисциплинами.

Оценку «НЕУДОВЛЕТВОРИТЕЛЬНО» (менее 50 баллов) получает студент, который дал менее 55 % правильных ответов на стандартизированные тестовые задания, допустил грубые ошибки в ответах на письменные задания и теоретические вопросы или вообще не дал ответов на них. Демонстрирует отсутствие систематических знаний и умений, не владеет практическими навыками, допус-

кает принципиальные ошибки в ответах на теоретические вопросы и при решении ситуационных задач.

Литература

Основная:

1. Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С.43 – 389).

Дополнительная:

1. Миронович Л.М., Мардашко А.А. Медицинская химия: Учеб. пособ. – К.: Каравелла, 2008. – 159 с. (С. 5 – 158).

Информационные ресурсы:

1. https://vk.com/doc19208760_417420833?hash=bb0495b9a0632bc8cd&dl=5c21738880bffddcbd
(Медицинская химия: учеб. / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с. (С. 43 – 389)).
2. https://ru.wikipedia.org/wiki/Титриметрический_анализ – Википедия.
3. <http://www.xumuk.ru/bse/2727.html> – Химик: сайт о химии.
4. http://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_2.htm – Аналитическая химия: учебное пособие.
5. <http://dic.academic.ru/dic.nsf/bse/139900/Титриметрический> – АКАДЕМИК. Словари и энциклопедии.
6. <http://kit.chem.kemsu.ru/Posobiya/Analit1/paper/Praktikum/kolich1.html> – Аналитическая химия.
7. https://ru.wikipedia.org/wiki/Кисотно-основное_титрование – Википедия.
8. http://intranet.tdmu.edu.ua/data/kafedra/internal/pharma_2/classes_stud/ru/pharm/prov_pharm/ptn/аналитическая%20химия/2%20курс/13%20Кисотно-основное%20титрование.htm – Кисотно-основное титрование. Определение концентрации и массовой доли кислот, оснований и солей, которые гидролизуют.
9. <http://www.chemical-analysis.ru/kolichestvennyi-analiz/kislotno-osnovnoe-titrovaniia.html> – Портал аналитической химии: Методики, рекомендации, справочники.
10. http://alnam.ru/book_a_chem2.php?id=77FirefoxHTML\Shell\Open\Comma
[nd](http://alnam.ru/book_a_chem2.php?id=77FirefoxHTML\Shell\Open\Comma) – Научная библиотека избранных естественно-научных изданий (Основы аналитической химии, Т2).
11. <http://www.laborant.su/metody-kislotno-osnovnogo-titrovaniya/> – Laborant.su.
12. http://vmede.org/sait/?id=Ximiya_an_fx_analiz_xaritonov_2012&menu=Ximiya_an_fx_analiz_xaritonov_2012&page=14 – VMEDEorg: Сообщество студентов.
13. <http://www.metrohm.ru/opencms/Products/Titration/Potentiometric-Titration/Description.html> – Metrohm – эксперт в области титрования.
14. http://alnam.ru/book_a_chem2.php?id=153 – Научная библиотека избранных естественно-научных изданий (Классификация методов комплексометрического титрования).

15. www.umsa.edu.ua
(Веб-страница Украинской медицинской стоматологической академии).