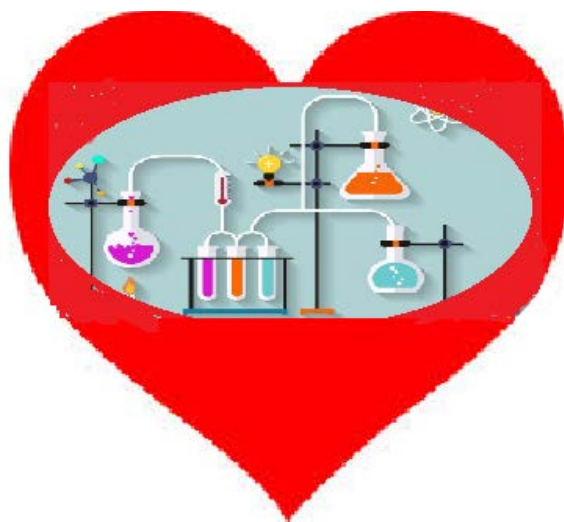


Министерство охраны здоровья Украины
Украинская медицинская стоматологическая академия



МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ

рабочая тетрадь
для студентов стоматологического факультета
высших учебных заведений МЗ Украины

Студента (ки) _____ группы _____ курса

Ф.И.О. студента (ки) _____

Полтава - 2018

Рекомендовано Центральной методической комиссией Украинская медицинская стоматологическая академия. Протокол №5 от 5.12.2018г.

Авторы:

к.х.н., доцент, заведующая кафедрой медицинской химии Иващенко Е.Д.,
к.х.н., доцент кафедры медицинской химии Никозять Ю.Б.,
к.б.н., доцент кафедры медицинской химии Харченко С.В.,
к.б.н., доцент кафедры медицинской химии Цубер В.Ю.,
ст. преподаватель кафедры медицинской химии Ищейкина Л.К.,
преподаватель кафедры медицинской химии Копанцева Л.М.,
преподаватель кафедры медицинской химии Подпала В.В.

Рецензенты:

к.б.н., доцент кафедры микробиологии, вирусологии и иммунологии И.Н. Звягольская,
д.м.н., профессор кафедры биологической и биоорганической химии Л.Г. Нетюхайло

Тематический план практических занятий

№ практич ного занятия	СОДЕРЖАНИЕ	Стор.
	Правила безопасной работы в учебных лабораториях кафедры медицинской химии	3
Модуль 1. «Основы медицинской химии»		
№ 1	Техника безопасности работы в лаборатории. Биогенные <i>s</i> - элементы: биологическая роль, применение в медицине	4
№ 2	Биогенные <i>p</i> - и <i>d</i> -элементы: биологическая роль, применение в медицине	8
№ 3	Способы выражения количественного состава	12
№ 4	Приготовление растворов с заданным количественным составом	15
№ 5	Кислотно-основное равновесие и pH биологических жидкостей	18
№ 6	Титриметрический анализ. Методы кислотно-основного титрования	21
№ 7	Свойства буферных растворов	25
№ 8	Роль буферных растворов в биосистемах	27
№ 9	Коллигативные свойства растворов	29
№ 10	Термодинамические закономерности протекания биохимических процессов	33
№ 11	Кинетические закономерности протекания биохимических процессов	36
№ 12	Комплексообразование в гетерогенных системах	41
№ 13	Реакции осаждения и растворения	44
№ 14	Определение электродных потенциалов	47
№ 15	Адсорбционные процессы и ионный обмен в биосистемах. Хроматография.	51
№ 16	Получение, очистка и свойства коллоидных растворов	56
№ 17	Коагуляция коллоидных растворов	60
№ 18	Физико-химия растворов биополимеров	63
№ 19	Решение задач. Контроль практических навыков	66
№ 20	Итоговый контроль усвоения модуля «Основы медицинской химии»	69
	Критерии оценивания Итогового модульного контроля	73
	Список литературы	74
	Приложения	75

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОЙ РАБОТЫ В УЧЕБНЫХ ЛАБОРАТОРИЯХ МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ:

1. К работе в лабораториях студенты допускаются в халатах и докторских шапочках.
2. Каждый студент должен содержать 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 стакан следует держать на расстоянии и направлять движением руки воздуха от отверстия стакана к носу. При сливе 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 стаканы 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 тягой.
9. Разбавляя концентрированные кислоты, особенно сульфатную, следует осторожно вливать кислоту в воду, а не наоборот.
10. Нельзя наклоняться над жидкостью, которая нагревается, поскольку она может выплеснуться 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 без надобности спиртовку.
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 водород пероксида, смазать края раны раствором йода и перевязать бинтом.
2. При ожогах рук и лица реактивом смыть реактив большим количеством воды, а затем обработать или 2% раствором борной кислоты (при ожогах щелочью), или 2% раствором натрия гидрокарбоната (при ожогах кислотой), а затем снова промыть водой.
3. При ожогах горячим предметом или горячей жидкостью место ожога следует обработать свежеприготовленным раствором калия перманганата, а затем смазать мазью от ожогов.
4. При химических ожогах глаз промыть большим количеством воды, а затем обратиться к врачу. 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.

Ознакомлен (а) _____
(подпись студента)

« ____ » _____ 20 ____ г.

**МОДУЛЬ 1. «КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ И
КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ В БИОЛОГИЧЕСКИХ ЖИДКОСТЯХ»
ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1.**

ТЕМА: Биогенные s-элементы: биологическая роль, применение в медицине

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: В организме человека содержится более 70 химических элементов и более 40 элементов входят в состав лекарственных средств, поэтому важное значение имеет изучение строения и свойств этих элементов.

ЦЕЛЬ: уметь теоретически обосновать и практически определять с помощью качественных реакций биогенные s-элементы.

I. Теоретическая часть:

1. Учение Вернадского В.И. о биосфере и роли живых организмов. Связь между содержанием биогенных элементов в организме человека и их содержанием в окружающей среде.

2. Биогенные элементы: органогены; макроэлементы; микроэлементы

2. Электронная структура биогенных s-элементов.

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

4. Биологическая роль биогенных s-элементов.

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

6. Применение в медицине.

II. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Качественные реакции биогенных s – элементов.

Реакции катиона калия (K⁺).

Опыт 1. Взаимодействие с натрий гексанитрокобальтатом (III) $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

Гексанитрокобальтатом (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$, взаимодействуя с солями калия, образует желтый кристаллический осадок калий-натрий гексанитрокобальтат(III) $K_2Na[Co(NO_2)_6]$:



Реакцию надо проводить в нейтральном или слабокислом растворе.

В пробирку налить 2 капли 0,5 н раствора соли калия и добавить равный объем свежееизготовленного раствора гексанитрокобальтата(III) натрия. Образуется желтый кристаллический осадок.

Выводы: _____

Реакции катиона натрия (Na⁺).

Опыт 2. Взаимодействие с калий дигидроантимонатом.

Калий дигидроантимонат (KH_2SbO_4) с ионом натрия образует белый кристаллический осадок натрий дигидроантимонат:



В пробирку налить 2-3 капли раствора соли натрия, добавить 3 капли раствора калий дигидроантимонат. Если осадок не выпадает, необходимо потереть стеклянной палочкой по внутренне стенке пробирки.

Выводы: _____

Реакции катиона кальция (Ca^{2+})

Опыт 3. Взаимодействие с минеральными кислотами.

Сульфатная кислота (H_2SO_4) с ионом Ca^{2+} образует белый кристаллический осадок кальций сульфата (CaSO_4) при нагревании и потирании внутренней стенки пробирки стеклянной палочкой:



В пробирку налить 3-5 капель раствора кальций хлорида (CaCl_2) и прибавить равный объем разбавленной H_2SO_4 . Образуется белый осадок. Для более полного осаждения добавьте 2-3 капли ацетона или этилового спирта, при этом растворимость кальций(II) сульфата уменьшается.

Выводы: _____

Опыт 4. Взаимодействие с аммоний (I) оксалатом

Аммоний оксалат с ионом Ca^{2+} образует белый мелкокристаллический осадок кальций (II) оксалата (CaC_2O_4):



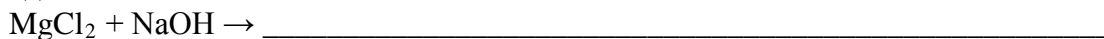
В пробирку налить 3-5 капель раствора кальций хлорида (CaCl_2) и прибавить равный объем раствора аммоний оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Образованный осадок кальций оксалата хорошо растворяется в минеральных кислотах, но плохо в уксусной.

Выводы: _____

Реакции катиона магний (Mg^{2+}).

Опыт 5. Взаимодействие с гидроксидами

Гидроксиды NaOH и KOH образуют с катионом Mg^{2+} белый аморфный осадок гидроксида магния:



В пробирку налить 4 капли раствора соли магния и прибавить 4 капли насыщенного раствора гидроксида натрия или калия.

Образованный раствор с осадком разделить на 2 пробирки. В одну пробирку добавить по каплям раствор сульфатной кислоты (H_2SO_4) до полного растворения осадка:



Во вторую прибавить по каплям раствор соли хлорида аммония до полного растворения осадка:



Выводы: _____

2. Контрольные задания:

1. Основные положения учения Вернадского В.И. о биосфере и роль живых организмов _____

2. Как изменяются заряды ядер, радиусы атомов и ионов, энергий ионизации в пределах периодов и групп периодической системы химических элементов?

3. Что такое электронная конфигурация (структура) атомов? Как на этом основании объясняют валентные возможности атомов, их металлические и неметаллические свойства? Привести пример _____

4. Напишите электронные конфигурации атомов Натрия и Магния. _____

5. Напишите электронные конфигурации атомов Калия та Кальция. _____

6. Что такое элементы-органогены, макро- и микроэлементы? _____

7. Записать электронную структуру катионов Na^+ , K^+ _____

8. Записать электронную структуру катионов Ca^{2+} , Mg^{2+} _____

9. Какими качественными реакциями можно определить присутствие ионов K^+ , Na^+ _____

10. Какими качественными реакциями можно определить присутствие иона Mg^{2+} _____

11. Биороль ионов K^+ , Na^+ в организме. _____

12. Биороль иона Mg^{2+} в организме _____

13. Соединения s-элементов, которые применяются как медицинские препараты. Понятие о физиологическом растворе. _____

14. Как по изменению окраски пламени определить присутствие s-элементов в соединении? _____

15. Природные соединения s-элементов, их роль в организме человека и применение в медицине. _____

Литература:

Основная: 1. С. 18-24, 2. С. 3-15.

Дополнительная: 1. С. 5 – 15.

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2.

Тема: Биогенные *p* и *d*- элементы: биологическая роль, применение в медицине

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: К *p*-элементам относятся элементы-органогены - карбон, азот, кислород, фосфор, сера, из атомов которых построены основные органические соединения организма человека - белки, жиры, углеводы, полинуклеотиды. Биологическая роль *d*-элементов обусловлена их способностью участвовать в реакциях комплексообразования, гетерогенных и протолитических реакциях. Знание строения атомов и свойств *d*-элементов и их соединений необходимы студентам-медикам для усвоения многих разделов биохимии, фармакологии, физиологии и специальных дисциплин. Понимание роли их соединений и метаболических реакций невозможно без предварительного изучения свойств элементов и их простых соединений.

ЦЕЛЬ: уметь теоретически обосновывать и практически определять с помощью качественных реакций *p*- и *d*- элементы.

II. Теоретическая часть:

1. Электронная структура *p*-элементов. Типичные химические свойства *p* - элементов и их соединений (реакции без изменения степени окисления). Биологическая роль биогенных *p* - элементов.

2. Связь между содержанием биогенных *p* - элементов в организме человека и их содержанием в окружающей среде. Эндемические заболевания, их связь с особенностями биогеохимических провинций (районов с естественным дефицитом или избытком определенных химических элементов в литосфере). Применение в медицине.

3. Проблемы загрязнения и очистки биосферы от токсичных химических соединений техногенного происхождения.

4. Металлы жизни. Электронная структура и электроотрицательность биогенных *d*-элементов.

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

- а) реакции с изменением степени окисления;
- б) комплексообразования.

6. Биологическая роль биогенных *d*-элементов. Токсическое действие *d*-элементов и их соединений. Применение в медицине.

II. Практическая часть

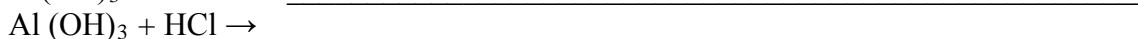
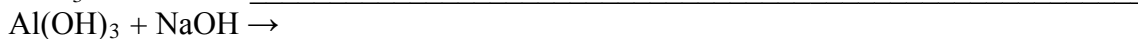
1. Лабораторная работа

Качественные реакции биогенных s - элементов

Реакции катиона алюминия (Al^{+})

Опыт 1. Взаимодействие с едкими щелочами

Едкие щелочи с ионом Al^{3+} образуют амфотерный осадок алюминий гидроксид $Al(OH)_3$, который растворяется в избытке щелочи и кислотах, то есть проявляет амфотерные свойства:



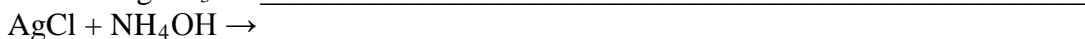
В две пробирки налить по 2-3 капли раствора соли алюминия и добавить 1-2 капли раствора едкой щелочи до образования белого студенистого осадка. К раствору в первой пробирке добавить раствор едкой щелочи до исчезновения осадка, а во второй пробирке - раствор кислоты HCl до исчезновения осадка.

Вывод: _____

Реакции на галогены (Cl^- , Br^- , J^-)

Опыт 2. Взаимодействие нитрата с галогенами

Нитрат серебра с ионом Cl^- образует белый осадок, который не растворяется в HNO_3 , но растворяется в NH_4OH с образованием комплексного соединения, аммиаката серебра:



Раствор аммиаката серебра разрушается в нитратной кислоте и снова выпадает белый осадок $AgCl$:



Нитрат серебра с ионом Br^- образует желтовато-белый осадок, который не растворяется в нитратной кислоте и плохо растворяется в аммиаке.



Нитрат серебра с ионом J^- образует желтый осадок, который не растворяется в HNO_3 , NH_4OH .



В 3 пробирки налить по 2-3 капли растворов $NaCl$, $NaBr$ и KI и долить по 2-3 капли раствора $AgNO_3$. Образуется белый осадок $AgCl$, желтовато-белый осадок $AgBr$, желтый осадок AgJ .

К полученному осадку $AgCl$ добавить несколько капель раствора NH_4OH до его растворения. К этому раствору добавить несколько капель раствора HNO_3 . Опять образуется осадок $AgCl$.

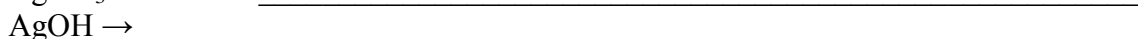
Вывод: _____

Качественные реакции биогенных d - элементов

Реакции катиона серебра (Ag^+)

Опыт 3. Взаимодействие с едкими щелочами

Едкие щелочи с ионом Ag^+ образуют черный осадок оксида серебра, нерастворимый в избытках щелочи.



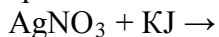
Оксид серебра растворяется в аммиаке, нитратной и уксусной кислотах.

В пробирку налить 1-2 капли раствора соли серебра и добавить 1-2 капли едкой щелочи. Выпадает черный осадок оксида серебра, который растворяется в аммиаке, азотной и уксусной кислотах.

Вывод: _____

Опыт 4. Взаимодействие с калий йодидом.

Калий йодид образует с ионом Ag^+ желтый осадок йодида серебра, который не растворяется в аммиаке:



В пробирку налить 2-3 капли раствора соли серебра, добавить 1-2 капли калия йодида. Выпадает желтый осадок, который не растворяется в аммиаке.

Вывод: _____

Опыт 5. Взаимодействие с калий хроматом

Калий хромат образует с ионом Ag^+ кирпично-красный осадок хромата серебра, который растворяется в азотной кислоте и растворе аммиака.

В пробирку налить 2-3 капли раствора соли серебра, добавить 3-4 капли дистиллированной воды и 1-2 капли калий хромата. Выпадает красный осадок серебра, который не растворяется в уксусной кислоте:

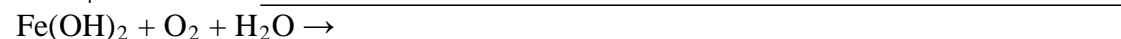


Вывод: _____

Реакции катиона железа (II) (Fe^{2+})

Опыт 6. Взаимодействие с едкими щелочами

Едкие щелочи с ионом Fe^{2+} образуют в атмосфере водорода белый осадок гидроксида железа, который под воздействием кислорода воздуха меняет свою окраску и превращается в бурый осадок гидроксида железа:



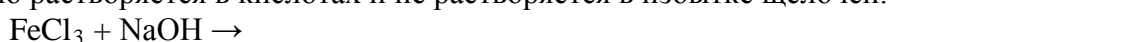
Налить в пробирку 2-3 капли раствора соли Fe^{2+} и добавить 2-3 капли раствора едкой щелочи. Образуется белый осадок, который не растворяется в едких щелочах и растворяется в минеральных кислотах.

Вывод: _____

Реакции катиона железа (III) (Fe^{3+})

Опыт 7. Взаимодействие с едкими щелочами

Едкие щелочи и аммиак осаждают ион Fe^{3+} в виде красно-бурого осадка, который хорошо растворяется в кислотах и не растворяется в избытке щелочей.



В пробирку взять 3-4 капли раствора FeCl_3 и добавить столько же раствора NaOH . Образуется осадок. К осадку добавить хлоридной кислоты до его растворения.

Вывод: _____

Опыт 8. Взаимодействие с калий роданидом

Аммоний роданид (NH_4CNS) образует с ионом Fe^{3+} раствор комплексной соли кроваво-красного цвета



В пробирку налить 3-4 капли раствора FeCl_3 , добавить 1-2 капли хлоридной кислоты и 5-6 капель реактива.

Вывод: _____

2. Контрольные задания:

1. Какие особенности строения атомов *p*-элементов, возможные степени окисления, характер их оксидов и гидроксидов? Амфотерные гидроксиды.

2. Соединения Карбона и Алюминия в организме, применение соединений элементов IV A группы в медицине. Записать электронные структуры этих элементов.

3. Nitrogen и Фосфор, как органогены. Токсичность соединений As, Sb, Bi, Pb, Se, Te, Tl. _____

4. Биологическая роль элементов VA группы, озон. Сульфур и его соединения, применение в медицине. _____

5. Биологическая роль галогенов, применение солей как медицинских препаратов.

7. Связь между местонахождением *p*-элементов в периодической системе и их содержанием в организме человека.

8. Понятие биогеохимических провинций, эндемические заболевания.

9. В разных уголках Украины фиксируют разное содержание йода в почве. Какие болезни вызывает дефицит и избыток этого элемента? _____

10. Биологическая роль Карбона, Nitrogena, Фосфора в организме человека. Записать электронную структуру этих элементов. _____

11. Биологическая роль Оксигена, Сульфура, Флуора в организме человека. Записать электронную структуру этих элементов.

12. Биологическая роль Хлора и Йода в организме человека. Записать электронную структуру этих элементов. _____

13. Какими качественными реакциями можно определить присутствие галогенов. Примеры химических реакций.

14. Загрязнения и очистки биосферы от токсичных химических соединений техногенного происхождения. Обосновать.

15. Биологическая роль Кобальта, Хрома и Никеля в организме человека.

16. Токсическое действие d – элементов и их соединений на организм человека.

17. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 30.

18. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 26.

Литература:

Основная: 1. С. 14-40, 2. С. 3-22

Дополнительная: 1. С. 5-15

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 3.

Тема: Способы выражения количественного состава растворов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: раствором является 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.

ЦЕЛЬ: усвоить основные теоретические положения учения о растворах; способы выражения концентрации растворов, решать расчетные задачи.

I. Теоретическая часть:

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.

II. Практическая часть

Расчетные задачи, которые выполняются 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 натрий сульфата в 0,3 кг воды, если плотность раствора равна 1,12 кг/л.

Задача № 5

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 (плотность полученного раствора 1,018 г/л).

1. Контрольные задачи:

1. Рассчитать число эквивалентности и молярную массу эквивалентов для H_2SO_4 , NaOH , Na_2CO_3 , H_3PO_4 , Na_2SO_4 , H_3BO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, H_2SiO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в реакциях, которые идут до конца.

2. Сколько граммов хлорида калия нужно добавить к 450 г 8% -ного раствора той же соли, чтобы получить 12% -ный раствор?

3. С 10 кг 20% -ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?

4. В 3 л 10% -ого раствора HNO_3 (плотность $1,054 \text{ г/см}^3$) добавили 5 л 2% -ого раствора той же кислоты (плотностью $1,009 \text{ г/см}^3$). Вычислить процентную и молярную концентрации полученного раз-чина, объем которого равен 8 л.

5. Сколько молей воды необходимо добавить к 1,6 кг 25% -ого раствора гидроксида натрия для получения 16% -ого раствора?

6. В одном литре (дм^3) раствора содержится 10,8 г серной кислоты. Которая молярная и нормальная концентрация этого раствора? Кислоту считать двухосновной.

7. Раствор калий нитрата содержит 192,6 г KNO_3 в одном литре (плотностью $1,14 \text{ г/см}^3$). Рассчитать массовую долю соли в растворе и молярную концентрацию раствора.

8. Вычислить массовую долю серной кислоты в ее 5 М растворе (плотностью $1,29 \text{ г/см}^3$).

9. Для растворения некоторой массы мела (кальций карбоната) потрачено 35 мл 1,025 н. раствора соляной кислоты. Вычислить массу взятого кальций карбоната.

10. Вычислить молярную концентрацию эквивалента (нормальность) 18% раствора натрия гидроксида (плотностью $1,203 \text{ г/см}^3$)

11. Раствор приготовили растворением 20 граммов йода I_2 в 500 г четырех хлористого углерода CCl_4 . Вычислить мольную и массовую долю йода в этом растворе.

12. Раствор, образованный растворением 5,0 г толуола C_7H_8 в 225 г бензола C_6H_6 имеет плотность $0,876 \text{ г/см}^3$. Вычислить процентную и молярную концентрации этого раствора.

13. Какой объем раствора кислоты с эквивалентной концентрацией $0,2 \text{ моль/л}$ нужен для нейтрализации 50 см^3 раствора, содержащего $0,40 \text{ г}$ гидроксида натрия? Для решения использовать закон эквивалентов.

14. Какой объем 10% раствора натрия карбоната (плотность $1,105 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 5 л 2% раствора (плотность $1,020 \text{ г/см}^3$)?

Литература:

Основная: 1. С. 106-118, 2. С. 28-33;

Дополнительная: 1. С. 29 – 32.

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4.

Тема: Приготовление растворов с известным количественным составом

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Растворы с молекулярным и ионным характером дисперсности растворенного вещества - настоящие 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 др. Использование растворов с различным содержанием растворенного вещества во врачебной практике требует умения приготовить растворы необходимой концентрации для практического использования.

ЦЕЛЬ: экспериментальное приготовления раствора с заданной концентрацией.

I. Теоретическая часть:

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 различных 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, не смешиваются. Закон распределения Нернста, его значение в явлении проницаемости биологических мембран.

6. Приготовление растворов заданного состава.

II. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей вещества.

Приготовить 200 г 5% -го раствора хлорида натрия из кристаллической соли и воды.

Для этого:

а) сделайте необходимые расчеты:

б) взвесьте на технохимических весах с точностью до 0,01 г рассчитанную навеску и растворите ее в стакане в необходимом объеме воды. Готовый раствор перемешайте до полного растворения навески.

Опыт 2. Приготовление раствора молярной концентрации.

Приготовить 100 мл 0,1 М раствора натрия хлорида из кристаллической соли и воды.

Для этого:

а) сделайте необходимые расчеты:

б) взвесьте на весах с точностью до 0,01 г рассчитанную массу навески и через воронку пересыпьте ее в мерную колбу объемом 100 мл (в колбу перед этим влейте небольшой объем дистиллированной воды), тщательно смойте из лейки дистиллированной водой остатки соли. Навеску в колбе растворите в небольшом объеме дистиллированной воды, затем долейте воды до метки колбы, закройте пробкой и хорошо перемешайте.

III. Контрольные задания:

1. Растворы в жизнедеятельности.

2. Охарактеризуйте энтальпийный фактор растворения.

3. Охарактеризуйте энтропийный фактор растворения.

4. Свободная энергия Гиббса. Запишите уравнения Гиббса и его анализ (энтальпийный и энтропийный факторы растворения и их связь с механизмом растворения).

5. Объясните зависимость растворимости газов от температуры. Приведите примеры.

6. Зависимость растворимости газов от давления. Закон Генри.

7. Первый закон Дальтона для газовых смесей.

8. Второй закон Дальтона для газовых смесей.

9. Растворение газов в крови. Кессонная болезнь.

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

11. Классификация и характеристика растворимости жидкостей в жидкостях.

12. Закон распределения Нернста. Практическое применение.

13. Зависимость растворения твердых веществ в воде от природы растворенного вещества.

14. Зависимость растворения твердых веществ в воде от природы растворителя и температуры.

15. Закономерности растворения органических веществ в полярных растворителях.

Литература:

Основная: 1. С. 118-126; 2. С. 33-38,

Дополнительная: 1. С. 29 – 35.

«Зачтено» «___» _____ 20__ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №5.

Тема: Кислотно-основное равновесие и рН биологических жидкостей

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Кислоты, основания и соли являются самыми распространенными веществами в природе. Биохимические процессы в организме человека проходят в водных растворах. При этом водная среда может быть нейтральной, кислой или щелочной. Организм успешно поддерживает кислотно-основное равновесие и значение рН биологических жидкостей остается постоянным, что обеспечивает его гомеостаз. Знание рН биологических жидкостей дает возможность выявить патологические изменения в организме, предупредить болезни.

ЦЕЛЬ: Знать основы кислотно-основного баланса организма, научиться оценивать и прогнозировать процессы, которые зависят от изменения реакции среды.

1. Теоретическая часть:

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

11. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Цвет индикаторов в кислой и щелочной средах

Опыт провести согласно таблице:

№	Пробирка	Раствор + индикатор	Цвет
1	1мл HCl	2 кап. метилоранж	
2	1мл NaOH	2 кап. метилоранж	
3	1мл HCl	2 кап. фенолфталеин	
4	1мл NaOH	2 кап. фенолфталеин	

Выводы: _____

Опыт 2. Реакции с образованием малодиссоциированных соединений:

1) В пробирку налить 3-4 мл раствора натрий гидроксида, добавить 2-3 капли фенолфталеина. Затем долить раствор сульфатной кислоты до обесцвечивания.

2) В пробирку налить около 2-3 мл купрум (II) сульфата и добавить раствор натрий гидроксида до образования осадка. Затем долить сульфатной кислоты до растворения осадка. Объяснить происходящие явления и записать соответствующие уравнения реакций.

Выводы: _____

Опыт 3. Влияние природы соли на реакцию среды.

В 4 пробирки налить по 2-3 мл растворов Na_2CO_3 , ZnSO_4 , NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Исследовать реакцию среды данных растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги, растворов индикаторов метилового оранжевого и фенолфталеина. Результаты исследований записать в таблице.

Раствор соли	Цвет индикатора			Реакция среды	Величина рН раствора
	универсальная индикаторная бумага	метил оранжевый	фенол - фталеин		
Na_2CO_3 ZnSO_4 NaCl $\text{CH}_3\text{COONH}_4$					

Какие соли подвергаются гидролизу? Составить уравнение гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Выводы: _____

Опыт 4. Определение водородного показателя среды индикаторами:

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

Выводы: _____

2. Контрольные задания

1. Какие соли подвергаются гидролизу: натрий хлорид, аммоний сульфат, калий нитрат, кальций ацетат; калий цианид, натрий карбонат; аммоний ацетат, натрий сульфат. Указать кислотность среды, образующейся при растворении солей. _____

2. Объяснить зависимость степени гидролиза от температуры среды и концентрации соли. _____

3. Вычислить рН 1% -ого раствора хлоридной кислоты. Вычислить рН 0,5 моль/л раствора аммоний гидроксида $K_d = 1,85 \times 10^{-5}$. _____

4. Как изменится рН раствора нитратной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л ($\alpha = 0,86$), если к 10 мл этого раствора добавить 50 мл воды. _____

5. Вычислить рН раствора, полученного после смешивания равных объемов раствора сульфатной кислоты с концентрацией 0,2 моль/л и раствора натрий гидроксида с концентрацией 0,5 моль/л. Какая будет реакция среды в растворе в результате гидролиза соли CuCl_2 ? _____

6. Какая соль KCl или K_3PO_4 гидролизуеться и почему? _____

7. Вычислить рН сантимольярного раствора NaOH ($\alpha = 1$) _____

8. Вычислить $[H^+]$, если $pH = 5,3$ _____

9. Объяснить, как может влиять изменение pH биологической жидкости на физиологические процессы. _____

10. Объяснить, почему меняется pH в зоне воспаления _____

11. pH секрета поджелудочной железы составляет 8,5. Чему равна молярная концентрация ионов гидроксида pOH ? _____

12. Молярная концентрация ионов водорода желудочного сока равна 10^{-2} моль/л. Чему равна pOH ? _____

13. Кислотность желудочного сока в основном обусловлена соляной кислотой, массовая концентрация которой около 1%. Найти концентрацию $[H^+]$ в ммоль / $дм^3$.

Литература

Основная: 1. С. (141 – 148, 154-165); 2. С. (38 – 41).

Дополнительная: 1. С. (38 – 40, 42 – 45).

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ г.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №6.

ТЕМА: Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования.

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Диагностика многих заболеваний, прежде всего базируется на данных клинических, биохимических, физико-химических методах анализа. Одним из основных методов анализа является титриметрический анализ. Перманганатометрию применяют в клинических лабораториях для определения содержания в крови различных веществ: мочевой кислоты, ионов кальция, калия, фермента каталазы. В гигиенической практике используют этот метод для исследования питьевой и сточных вод. Йодометрия – один из титриметрических методов анализа, применяющихся в клинических лабораториях для определения содержания в крови сахара и окислительного фермента пероксидазы; в санитарно-гигиенических лабораториях – для определения «активного» хлора в хлорной извести, остаточного хлора в воде и тому

подобное. Argentометрию используют в практике клинических лабораторий для определения хлоридов в биологических жидкостях (кровь, моча, желудочный сок), для анализа питьевой воды. Методом комплексонометрии определяют содержание катионов многих металлов в лекарственных препаратах, биологических жидкостях и тканях организма, ионов Mg^{2+} ; Ca^{2+} в воде, катионов тяжелых металлов в различных объектах.

ЦЕЛЬ: На основании знаний физико-химических свойств веществ растворов научиться основным приемам и методам титриметрического анализа, в частности, методу нейтрализации.

I. Теоретическая часть:

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

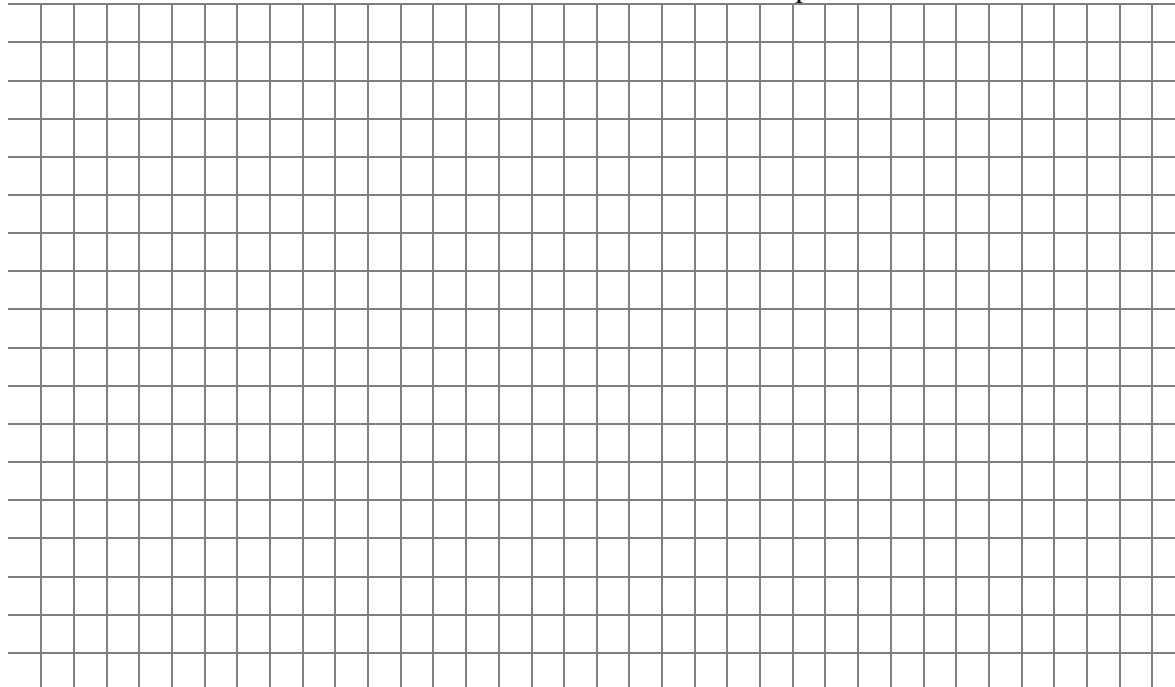
II. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Титрование сильной кислоты щелочью.

Заполнить бюретку 0,1 н. раствором КОН. В колбочку для титрования отмерить пипеткой определенный объем 0,1 н. раствора HCl, добавить 1-2 капли метилового оранжевого. Проведите титрование раствора кислоты, добавляя небольшими порциями раствор щелочи в колбу с кислотой. Раствор кислоты при этом непрерывно перемешивайте, держа горло колбы правой рукой. Кран (или зажим) бюретки открывайте левой рукой. Конец титрования определите по появлению едва заметной, не исчезающей в течение 30 с, желтой окраски метилоранжа. (Окраску раствора удобнее наблюдать на белом фоне, поэтому подложите под колбу листок белой бумаги)

Титрование повторить три раза (различия не должны превышать $0,2 \text{ см}^3$) и рассчитать средний объем. Полученные данные занести в протокол. Провести аналогичное титрование, используя вместо метилоранжа фенолфталеин к появлению бледно-розовой окраски от одной капли раствора КОН. С помощью кривых титрования сделать вывод о возможности использования этих индикаторов для данной системы.



Выводы: _____

Опыт 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, добавить 2–3 капли фенолфталеина и титровать из бюретки рабочим раствором натрия гидроксидом до появления бледно-розовой окраски. Определить (по шкале бюретки) объем рабочего раствора щелочи, израсходованный на титрование. Повторить титрование еще дважды и с полученных результатов вычислить среднее арифметическое значение объема NaOH - $V_{\text{cp}}(\text{NaOH})$:

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

где V_1, V_2, V_3 – объемы растворов NaOH в параллельных титрованиях, мл.
Расчет массовой доли уксусной кислоты

1) вычисления молярной концентрации эквивалента уксусной кислоты в растворе:

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

где $C(\text{NaOH})$ – молярная концентрация раствора NaOH, моль/л;
 $V(\text{CH}_3\text{COOH})$ – объем раствора уксусной кислоты для титрования, мл;

2) вычисление массы уксусной кислоты в одном литре раствора

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

где $M_{\text{екв}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ – молярная масса эквивалента CH_3COOH , г/моль;
 $V = 1\text{ л}$ – объем раствора кислоты;

3) вычисление массовой доли уксусной кислоты в навеске (навеска - это определенная масса концентрированной уксусной кислоты, из которой готовят 1 л раствора исследуемого):

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

Выводы: _____

2. Контрольные задания

1. В чем заключается процесс титрования? Дайте анализ методов титриметрического анализа _____

2. Какие растворы называют титрантами? _____

3. Что называется точкой эквивалентности, точкой нейтральности? В каких случаях они совпадают, а в каких нет? Как определяют точку эквивалентности? _____

4. Какие реакции лежат в основе методов объемного анализа? Требования, предъявляемые к ним. _____

5. На каком законе основываются вычисления результатов титриметрического анализа? Запишите формулу.

6. Что такое кислотно-основные индикаторы согласно теории Оствальда?

7. Что называется интервалом перехода цвета индикатора? _____

8. Что такое кривые титрования и как с их помощью проводят выбор индикатора?

9. Какие вещества можно определить с помощью методов нейтрализации (алкалиметрия, ацидиметрия)?

10. Назвать рабочие растворы (титранты), применяемых в методе нейтрализации. Как их готовят?

11. Какие вещества являются исходными в методе нейтрализации? Перечислить требования, которым они должны соответствовать.

12. Какие индикаторы можно использовать при титровании соляной, фосфорной кислот, аммоний хлорида?

13. Рассчитайте массу калий гидроксида в растворе, если на титрование 10 мл этого раствора израсходовано 10,63 мл раствора сульфатной кислоты с молярной концентрацией 0,02 моль / л.

Литература

Основная: 2. С. 46 - 52.

Дополнительная: 1. С. 35 – 38.

«Зачтено» « ___ » _____ 20__ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 7.

ТЕМА: Свойства буферных растворов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Одним из важнейших аспектов гомеостаза организма человека является поддержание постоянного значения рН, который осуществляется буферными системами и физиологическими механизмами. Буферные системы регулируют концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов, а также ход реакций, которые зависят от величины рН. Знание о буферные системы необходимы при изучении биохимии, физиологии, фармакологии и клинических дисциплин.

ЦЕЛЬ: научиться оценивать действие буферных систем в поддержании определенного значения рН, готовить буферные системы с определенным значением рН и использовать знания о механизме действия буферных систем для прогнозирования биохимических процессов в биологических жидкостях при изменении реакции среды.

I. Теоретическая часть:

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

II Практическая часть

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Влияние кислоты и щелочи на рН буферного раствора

В пробирку внести 5 мл раствора CH_3COOH с концентрацией 0,1 моль/л и 5 мл раствора CH_3COONa с концентрацией 0,1 моль /л. Полученную буферную систему разлить поровну в 3 пробирки. В первую пробирку добавить 3 капли раствора HCl с концентрацией 0,1 моль/л, во вторую - 3 капли раствора NaOH с концентрацией 0,1 моль/л. В каждую пробирку внести по 2 кап. индикатора метилового красного. Сравните окраску растворов, напишите уравнения реакций, сделайте выводы.

Выводы _____

Опыт 2. Влияние разведения на рН буферного раствора.

Приготовить буферную систему (см. опыт 1) и разлить поровну в две пробирки. В первую пробирку добавить 1 мл воды. В каждую пробирку внести по 2 кап. индикатора метилового красного. Сравните цвет растворов, сделайте выводы.

Выводы

2. Контрольные задания

1. Дайте определение буферной системе. _____

2. Запишите классификацию буферных систем, формулы.

3. Объяснить, почему при добавлении небольшого количества сильной кислоты к гидрогенокарбонатной буферной системы ее рН практически не меняется. _____

4. Указать, от каких факторов зависит рН буферной системы.

5. Механизм действия буферных систем. Запишите уравнения реакций.

6. Основное уравнение буферных систем. Формула Гендерсона-Гассельбаха.

7. Рассчитать рН буферного раствора, приготовленного из 0,04 л раствора аммиака с концентрацией 0,15 моль/л и 0,02 л раствора аммоний хлорида с концентрацией 0,25 моль/л. _____

8. Рассчитать pH буферного раствора, полученного при смешивании 40 мл децимолярного раствора H_2CO_3 и 60 мл децимолярного раствора NaHCO_3 . Константа ионизации H_2CO_3 равна $4,4 \cdot 10^{-7}$.

9. Рассчитать объемы децимолярных растворов CH_3COOH и CH_3COONa , которые необходимо смешать, чтобы приготовить 200 мл буферного раствора с $\text{pH} = 5,24$.

10. Рассчитать pH буферного раствора, полученного при смешивании 40 мл децимолярного раствора H_2CO_3 и 60 мл децимолярного раствора NaHCO_3 . Константа ионизации CH_3COOH равна $1,74 \cdot 10^{-5}$.

Литература

Основная: 1. С. 165 – 179, 2. С. 53 – 60.

Дополнительная: 1. С. 45 – 52.

«Зачтено» «___» _____ 20__ г.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 8.

ТЕМА: Роль буферных растворов в биосистемах

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Жидкости живого организма - кровь, моча, внутриклеточная жидкость, лимфа и другие содержат буферные системы для поддержания постоянного значения 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, так как характеризует способность к нейтрализации веществ, которые могут изменить величину pH. Для точного определения буферной емкости применяется потенциметрический метод, который позволяет четко зафиксировать изменение pH.

ЦЕЛЬ: Объяснять механизм действия буферных систем и их роль в поддержании кислотно-основного равновесия в биосистемах. Определять буферную емкость буферных растворов с кислотой и за щелочью

I. Теоретическая часть:

- Буферные системы крови:
 - бикарбонатный (гидрогенкарбонатный) буфер;
 - фосфатный буфер;
 - белковые буферные системы.
- Понятие о кислотно-основное состояние (КОС) крови.
- Буферная емкость и факторы, от которых она зависит.

II. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Изучение свойств буферных растворов с помощью потенциометрии

1. Рассчитайте объем _____ и объем _____ для приготовления 20 мл _____ буферного раствора $pH = \underline{\hspace{2cm}}$. Концентрации кислоты и соли одинаковые и равны 0,2 моль/л. $pK CH_3COOH = 4,75$; $pK H_2PO_4^- = 6,8$

2. В стакан с помощью бюретки отмерить соответствующие объемы растворов кислот и соли, осторожно перемешать.

3. Измерить pH полученного буферного раствора с помощью pH-метра, пользуясь инструкцией для работы с прибором. Растворы используем для дальнейшей работы.

4. Пипеткой отбираем 5 мл буферного раствора, переносим в мерную колбу на 50 мл, доводим до отметки дистиллированной водой, перемешиваем. Буферный раствор, который остался, делим на 2 равные объемы, переносим в 2 химические стаканы. К одному пипеткой добавляем 1 мл 0,01М раствора HCl, ко второму - 1 мл 0,01М раствора NaOH.

5. Отмеряем величины pH растворов после разбавления и добавления кислоты и щелочи на том же pH -метре. Данные заносим в таблицу:

Название растворов	Значение pH	
	теоретическое	опытное
Буферный раствор		
После добавления HCl		
После добавления NaOH		
Разбавленный раствор		

Обработка экспериментальных данных:

- Расчет pH буферного раствора после добавления сильной кислоты.
- Расчет pH буферного раствора после добавления щелочи.
- Расчет pH буферного раствора после разбавления.
- Сделать выводы.

2. Контрольные задания

- Буферные системы организма человека. Запишите формулы и названия компонентов.

- Объяснить, на чем основывается механизм буферного действия фосфатной буферной системы

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

4. Объяснить, как называется нарушение кислотно-основного равновесия, которое возникает при длительном замедленном выдохе углекислого газа.

5. Какая буферная емкость фосфатной буферной системы с щелочью, если после титрования 10,0 мл ее ушло 5,3 мл 0,01 моль/л раствора калий гидроксида при изменении рН на 1.

6. Рассчитайте буферную емкость гидрогенкарбонатной буферной системы плазмы крови кислотой, если при добавлении к 25 мл этого раствора 14,3 мл хлоридной кислоты с концентрацией 0,05 моль л рН раствора изменилось с 7,4 до 6,7.

7. Найти буферную емкость плазмы крови по кислоте и щелочи, если к 100 мл плазмы:

- 1) для изменения рН от 7,4 до 3,4 надо добавить 10 мл 0,2 моль/л раствора HCl;
- 2) для изменения рН от 7,4 до 9,4 надо добавить 0,8 мл 0,1 моль/л раствора NaOH.

Литература

Основная: 1. С. 165 – 179, 2. С. 53 – 60.

Дополнительная: 1. С. 45 – 52.

«Зачтено» « ____ » _____ 20__ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 9.

ТЕМА: Коллигативные свойства растворов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Знание коллигативные свойств разбавленных растворов дает возможность анализировать такие явления как диффузия, осмос, тургор,

переход вещества через биологические мембраны, ионный обмен в организме, гемолиз, мембранное равновесие.

ЦЕЛЬ: научиться анализировать взаимосвязь между коллигативными свойствами и концентрацией растворов; применять теоретические положения осмотических явлений для объяснения процессов в организме человека.

I. Теоретическая часть:

1. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов:

- а) относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля;
- б) повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с растворителем;
- в) использование осмометре и криометрии в медико-биологических и лабораторно-диагностических исследований;
- г) осмос; осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Гемолиз и плазмолиз.

2. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов:

- а) изотонический коэффициент;
- б) гипо-, гипер- и изотонические растворы в медицинской практике;
- в) роль осмоса в биологических системах;

3. Свойства полупроницаемых мембран.

4. Онкотическое давление плазмы крови.

II. Практическая часть

Опыт 1. Наблюдение осмоса.

Осмометр заполнить раствором сахара, который окрашен фуксином, и погрузить в сосуд с водой. Отмечают начальный уровень раствора в осмометре, а затем через 0,5 ч. Объяснить явление, которое вы наблюдаете. Сделать выводы по результатам опыта. Изобразите схематически осмометр

Опыт 2. Приготовление изотонических растворов

1. Приготовить 500 г раствора, изотонического крови, с массовой долей NaCl 0,9%.
1. Проведение расчетов: Расчет массы NaCl, необходимого для приготовления изотонического раствора проводим по формуле для определения массовой доли:

$$W (\text{р.в.}) = \frac{m(\text{роств.в.})}{m(\text{раствора})} \times 100\% ,$$

Рассчитайте массу воды, необходимую для приготовления раствора:

2. Приготовьте раствор массовой концентрации:

Рассчитанную навеску вещества взвесить на теххимический весах, перенести ее в любую мерную посуду и добавить расчетное количество воды. 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. _____

2. Контрольные задания

1. Какие свойства растворов называются коллигативными? Дайте определение и назовите эти свойства. _____

2. Что такое полупроницаемая мембрана (определение, примеры). _____

3. Осмотический закон Вант-Гоффа (формулировка), уравнение для неэлектролитов и электролитов. _____

4. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа, его связь со степенью диссоциации. _____

5. Какие растворы называют: а) изотоническими; б) гипотоническими; в) гипертоническими? _____

Приведите примеры изотонических и гипертонических растворов и укажите

применение в медицине. _____

6. Биологическое значение осмоса: гемолиз, плазмолиз, тургор, осмотическое и онкотическое давление крови, осмотическая концентрация крови. _____

7. Осмотическое давление плазмы крови. Причины и последствия нарушений. _____

8. Сформулировать законы Рауля, написать их математические выражения.

9. Криометрия, эбулиометрия. Их применение в медико-биологических исследованиях. _____

Литература

Основная: 1.С.(126 – 141), 2.С. (60- 67).

Дополнительная: 1. С. (52 – 58).

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 10.

Тема: Термодинамические закономерности протекания биохимических процессов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: знание основ химической термодинамики необходимы для понимания энергетики биохимических процессов. Расчет теплового эффекта используется в действующей диетологии для определения калорийности пищевых продуктов.

ЦЕЛЬ: уметь проводить термодинамические расчеты для оценки калорийности пищевых продуктов; научиться теоретически рассчитывать и экспериментально определять тепловые эффекты химических реакций и процессов.

Теоретическая часть:

1. Основные понятия химической термодинамики: система, параметры системы, функции состояния системы, процессы, теплота, работа, внутренняя энергия, энтальпия.
2. Первый закон термодинамики, его биологическое значение.
3. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и следствия из него.
4. Второй закон термодинамики, его биологическое значение.
5. Энтропия, факторы, влияющие на ее величину. Роль энтропийного фактора для характеристики системы и процессов.
6. Энергия Гиббса, ее значение для термодинамических расчетов. Влияние энтропийного и энтальпийного факторов на возможность самопроизвольного прохождения процесса.
7. Особенности энергетического обмена в живых организмах как открытых системах. Макроэргические соединения.
8. Энергетическое сопряжение в живых системах: экзергонические и эндергонические процессы в организме.

II. Практическая часть

1. Решение задач.

1. Рассчитать стандартную энтальпию хемосинтеза, который происходит в бактериях *Thiobacillus denitrificans*:

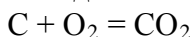


по значениям стандартных энтальпий образования веществ:

	K_2SO_4	CaSO_4	CO_2	KNO_3	CaCO_3
$\Delta H_{\text{утвор}}^0$, кДж/моль	-1438	-1432	-393,5	493	-1207

Определить, к какому типу (экзо- или эндотермическая) относится эта реакция.

2. Вычислить энтальпию реакции и сделать вывод о тепловом эффекте реакции:



3. Диета при сахарном диабете ограничивает содержание в пище углеводов до 50% при сохранении физиологической нормы жиров и белков. Вычислить калорийность этой диеты.

2. Контрольные задания

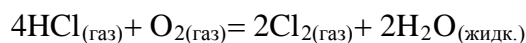
1. Рассчитать стандартную энтальпию реакции:



по значениям стандартных энтальпий сгорания веществ:

$$\Delta H_{\text{сгор.}}^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = -1368 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H_{\text{сгор.}}^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5 = -2727 \text{ кДж/моль}.$$

2. По представленным данным определить роль энтальпийного и энтропийного факторов для реакции:



	HCl	H ₂ O	O ₂	Cl ₂
$\Delta H_{\text{утвор.}}^0$, кДж/моль	-92,3	-286	0	0
S^0 , Дж/(моль·К)	187	70	205	233

Определить температуру, при которой реакция произойдет самопроизвольно.

3. Определить температуру, при которой самопроизвольно произойдет реакция денатурации трипсина, если $\Delta H_{p-цпп}^0 = 283$ кДж/моль, $\Delta S_{p-цпп}^0 = 288$ Дж/(моль·К).

4. Что такое термодинамический процесс? Как называются процессы, которые происходят при постоянстве одного из параметров? _____

5. Что понимают под термином «состояние системы»? Какие бывают состояния системы? _____

6. Какие изменения называются функциями состояния? Перечислите известные вам функции состояния.

7. Что такое энтальпия? Её размерность. _____

8. Что такое энтропия? Её размерность. _____

9. Что такое свободная энергия Гиббса? Как ее можно вычислить? Что можно определить с помощью этой функции? _____

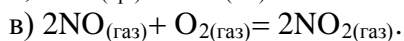
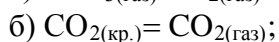
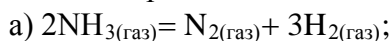
10. Какие реакции называются экзергоническими и эндергоническими? _____

11. Сформулируйте первый закон термодинамики. В чем заключается эквивалентность теплоты и работы? _____

12. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него. Что такое стандартная энтальпия образования (сгорания) вещества? _____

13. Сформулируйте второй закон термодинамики. При каком условии процесс самопроизвольно происходит в изолированной системе _____

14. Не производя вычислений, определить знак ΔS^0 следующих процессов:



15. Вычислить тепловой эффект реакции образования кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, которая происходит согласно уравнению:



	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	CuSO_4	H_2O
$\Delta H_{\text{утвор}}^0$, кДж/моль	-2278	-662	-286

Литература:

Основная: 1. С. (59 – 81); 2. С. (61 - 68).

Дополнительная: 1. С. (59 – 70).

«Зачтено» «___» _____ 20__ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 11.

Тема: Кинетические закономерности протекания биохимических процессов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Химическая кинетика является базой для изучения биохимических процессов, фармакокинетики лекарственных веществ в клинической диагностике. Исследование кинетических закономерностей, является важной составляющей для понимания процессов обмена веществ и энергии в организме на клеточном уровне. Почти все процессы, происходящие в живых организмах, являются каталитическими. Химические процессы в живых организмах осуществляются с помощью биологических катализаторов - ферментов. Знание основных положений каталитических (ферментативных) процессов, образования метаболитов, всасывания и превращения лекарственных веществ, прохождения ферментативных реакций, является важной составляющей для понимания процессов обмена веществ и энергии в организме на клеточном уровне.

ЦЕЛЬ: уметь теоретически обосновать и практически определять влияние различных факторов на скорость реакции.

Теоретическая часть:

1. Основные понятия химической кинетики: истинная и средняя скорость химической реакции, простые и сложные реакции, гомогенные и гетерогенные реакции; Молекулярность и порядок реакции.

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

3. Зависимость скорости реакции от: а) природы реагирующих веществ; б) концентрации реагентов (закон действующих масс; физический смысл константы скорости реакции) в) температуры (суть теории активных столкновений, роль энергии активации, уравнение Аррениуса, правило Вант-Гоффа). Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса).

4. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Особенности кинетики биохимических процессов.

5. Катализ и катализаторы. Виды катализаторов. Механизм действия катализатора.

6. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокатализ. Промоторы и каталитические яды.

7. Ферменты как биологические катализаторы. Представление о кинетике ферментативных реакций. Особенности действия ферментов: селективность,

эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры и реакции среды. Зависимость скорости ферментативных процессов от концентрации фермента и субстрата.

II. Практическая часть.

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

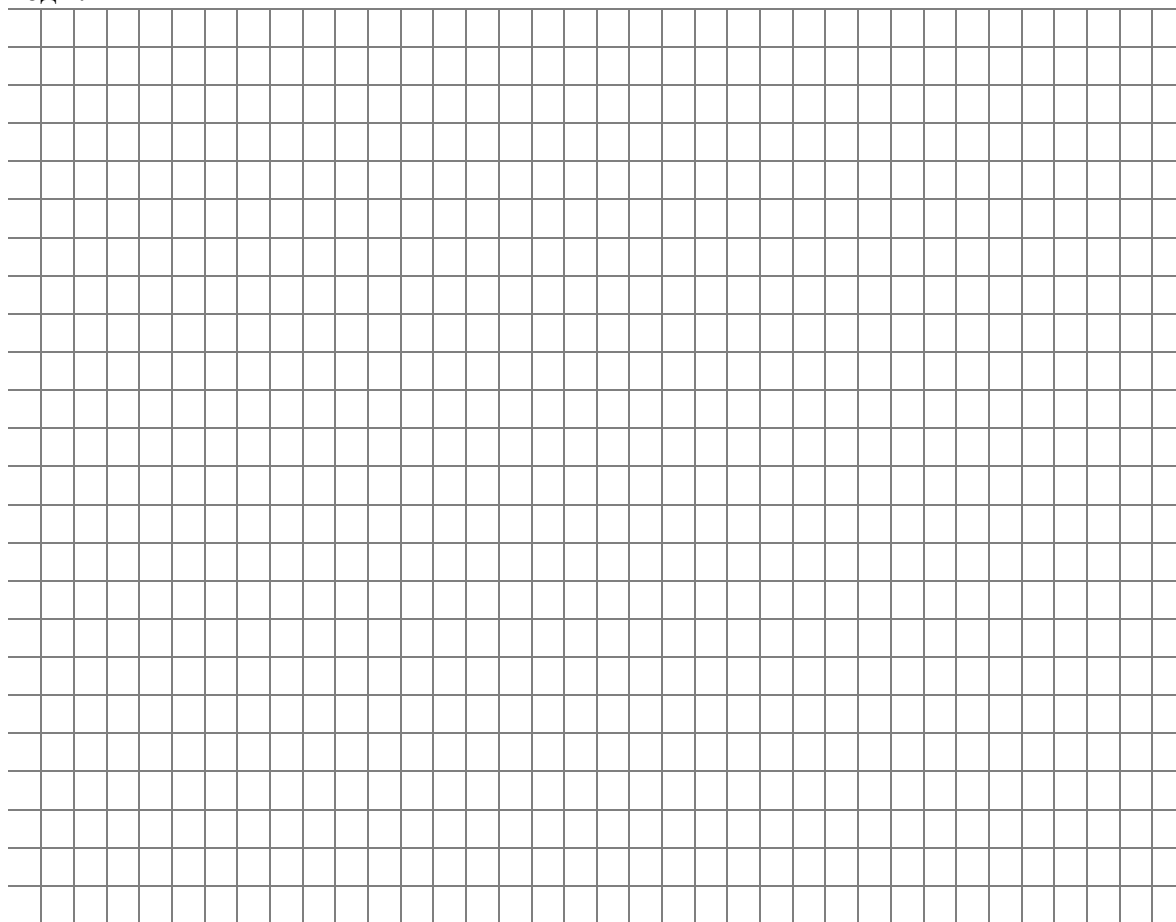
Приготовить раствор натрия тиосульфата разной концентрации:

	1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
$Na_2S_2O_3 - 0,5M$	5 кап.	10 кап.	15 кап.
H_2O	10 кап.	5 кап.	-

В первую пробирку добавить 1 каплю раствора $0,25M H_2SO_4$ и определить время окончания реакции до появления помутнения раствора. Аналогично выполнить опыт со второй и третьей пробирками. Данные опыта занести в таблицу.

№ пробирки	Число капель $Na_2S_2O_3$	Число капель H_2O	Время прохождения процесса, сек.	Относительная скорость, 1/сек.
1	5 кап.	10 кап.		
2	10 кап.	5 кап.		
3	15 кап.	0		

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, откладывая на оси абсцисс концентрацию $Na_2S_2O_3$ (число капель), а на оси ординат – относительную скорость реакции. Напишите уравнение реакции и сделайте выводы.



Опыт 2. Ферментативный катализ

Налить в две пробирки по 5 капель 0,5% -ного крахмального клейстера. Добавить в одну из них такой же объем собственной слюны и тщательно размешать. Через 1-2 мин. в обе пробирки добавить пипеткой 1 каплю очень разбавленного раствора йода в калий йодиде (светло-желтый раствор).

В выводе отметить явления, которые наблюдаются в пробирках №1 и №2. В какой из пробирок отсутствует синий цвет при добавлении йода и почему? Какой фермент, находящийся в слюне, катализирует реакцию гидролиза крахмала? _____

2. Контрольные задания

1. Что называется, скоростью химической реакции? _____

2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции _____

3. Сформулируйте закон действующих масс для скорости химических реакций. Константа скорости реакции _____

4. Зависимость скорости реакции от концентрации. _____

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

6. Как скорость реакции зависит от энергии активации? Напишите уравнения Аррениуса, объясните его. _____

7. Что такое активированный комплекс? Почему реакция проходит через стадии образования активированных комплексов? _____

10. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка _____

11. Молекулярность реакции. Приведите пример. _____

12. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, которые происходят в газовой фазе и подчиняются уравнениям:

$$v_{\text{пр.}} = k_1 \cdot C^2(A) \cdot C(B); \quad v_{\text{обр.}} = k_2 \cdot C^2(C),$$

а) при увеличении давления в системе в 2 раза? _____

б) при увеличении объема газов в 2 раза? _____

13. При 150°C реакция заканчивается за 10 минут. Принимая, что температурный коэффициент γ равен 2, рассчитайте, через сколько минут закончилась бы реакция при 170°C ? _____

14. Скорость реакции выражается уравнением: $v = k \cdot C(A) \cdot C^2(B)$. Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении концентрации исходных веществ в 3 раза? _____

15. Скорость реакции $A(\text{тв}) + 2B(\text{газ}) = C(\text{тв})$ выражается уравнением: $v = k \cdot C^2(B)$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию вещества В увеличить в 2 раза? _____

16. Скорость реакции при повышении температуры с 40° до 70°C увеличилась в 8 раз. Рассчитать величину γ . _____

17. Во время аварии на Чернобыльской АЭС (1986 год) произошел выброс радионуклида Cs-137, период полураспада которого составляет 30 лет. Рассчитать, какая часть радионуклида, попавшего в организм, осталась до настоящего времени. _____

18. Срок годности лекарственного препарата при 20° составляет 0,5 года, а при 10° – 1,5 года. Определите температурный коэффициент скорости данной реакции. _____

19. Что такое катализ, автокатализ, катализатор? _____

20. Какие виды катализа существуют? Объясните _____

21. Чем обусловлено повышение скорости реакции при введении в систему катализатора? Ответ объяснить. _____

22. Объясните механизм гомогенного катализа _____

23. Что такое активаторы, реактиваторы и ингибиторы катализа? _____

24. Промоторы и каталитические яды _____

25. Объясните _____ особенности _____ действия ферментов: _____

26. Ферменты как биологические катализаторы _____

27. Зависимость скорости ферментативных процессов от концентрации фермента и субстрата. _____

28. Почему при использовании стирального порошка, содержащего ферменты, белье следует намочить в его растворе, а не кипятить? _____

29. Объяснить отличие последствий повышения температуры для активности неорганических катализаторов и ферментов _____

30. Гетерогенный катализ. Объясните. _____

31. В чем сущность специфичности и селективности действия катализатора? _____

Литература:

Основная: 1. С. (82 – 105); 2. С. (69 – 76).

Дополнительная: 1. С. (70 – 88).

«Зачтено» «_____» _____ 20____ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 12.

Комплексообразование в гетерогенных системах

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Комплексные соединения – это соединения с особым строением и типом связи. Значительное количество природных соединений являются комплексными по строению, свойствам и биологическим действием. Металлоферменты, гемоглобин, миоглобин, витамин В₁₂, хлорофилл – это примеры физиологически активных веществ, являются комплексными соединениями.

ЦЕЛЬ: уметь теоретически обосновать и практически определять с помощью качественных реакций комплексные соединения.

I. Теоретическая часть:

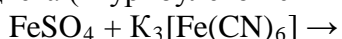
1. Реакции комплексообразования. Координационная теория А. Вернера и современные представления о строении комплексных соединений.
2. Классификация комплексных соединений по заряду внутренней сферы и по природе лигандов. Дентантность.
3. Внутрикислотные соединения (хелаты).
4. Железо-, кобальто-, купрум- и цинксодержащие биокислотные соединения. Понятие о металлолигандном гомеостазе. Нарушение гомеостаза.
5. Комплексоны и их применение в медицине как антидотов при отравлении тяжелыми металлами (хелатотерапия) и как антиоксидантов при хранении лекарственных препаратов.
6. Трилон Б и едгенол в стоматологии.

II. Практическая часть

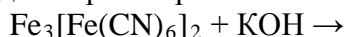
1. Лабораторная работа

Опыт 1. Получение и свойства комплексного иона Fe²⁺

Калия гексацианоферрат (III) K₃ [Fe (CN) ₆] с ионами Fe²⁺ образует осадок темно-синего цвета («турнбулевой сини»).



Осадок нерастворимый в кислотах, но растворим в едких щелочах.

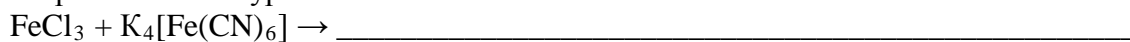


В пробирку взять 3-4 капли раствора соли Fe²⁺ и добавить 1-2 капли хлоридной кислоты (для прекращения гидролиза соли) и 2 -3 капли раствора калия гексацианоферрата (III). Образуется темно-синий осадок «турнбулевой сини». Осадок исследовать на растворимость в едких щелочах.

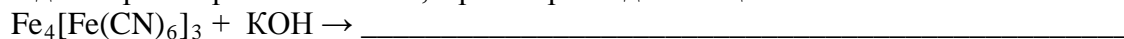
Вывод: _____

Опыт 2. Получение и свойства комплексного иона Fe^{3+}

Калия гексацианоферрат (II) $K_4 [Fe (CN)_6]$ образует с ионами Fe^{3+} темно-синий осадок "берлинской лазури"



Осадок нерастворим в кислотах, а растворим едкими щелочами



Взять в пробирку 3-4 капли раствора $FeCl_3$, добавить 2-3 капли хлоридной кислоты и 3-4 капли раствора реактива. Образуется темно-синий осадок. К осадку добавить 6-8 капель раствора едкой щелочи до изменения цвета осадка.

Вывод: _____

Опыт 3. Получение аммонийного комплекса иона Cu^{2+}

Гидроксид аммония, взятый в избытке, с ионом Cu^{2+} образует комплексный ион, имеющий сине-фиолетовый цвет



В пробирку налить 3-4 капли раствора соли меди Cu^{2+} и добавить по каплям раствор аммиака до растворения осадка.

Вывод: _____

2. Контрольные задания:

1. Какие химические соединения называют комплексными? Напишите классификацию комплексных соединений по природе лигандов, укажите соответствующие примеры. _____

2. Напишите классификацию комплексных соединений по заряду внутренней сферы, приведите соответствующие примеры. _____

3. Классифицируйте комплексные соединения по природе лигандов. _____

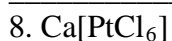
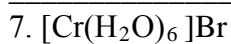
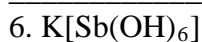
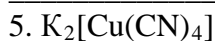
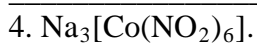
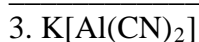
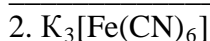
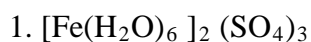
4. Классифицируйте комплексные соединения по заряду комплексного иона. _____

5. Внутриклеточные соединения (хелаты): определение, примеры, значение. _____

6. Приведите примеры феррум-, кобальт-, купрум- и цинксодержащих биоклеточных соединений в организме человека, укажите их функции. _____

7. Что такое хелатотерапия? Что такое комплексоны? Приведите примеры комплексонов и применения их в медицине. _____

Назовите соединение и определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя:



Напишите химические формулы комплексных соединений. Запишите первую степень диссоциации данного комплексного соединения:

1) натрий дицианоаргентат

2) калий тетрагидроксоплюмбат(II)

3) натрий тетрайомеркурат (II)

4) калий гексацианохромат (III)

5) гексааминокобальтата (III) бромид

6) натрий гексанитрокобальтат (III)

7) нитрат диакватетраминникеля (II)

8) натрий тетрагидроксоцинкат (II)

Литература:

Основная: 1. С. 32 – 39, 2. С. 42 – 52,

дополнительная :1. С. 19 – 28.

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ р. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 13.

ТЕМА: Реакции осаждения и растворения

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Понимание процессов гомогенного и гетерогенного равновесия в организме и его взаимосвязь с другими видами процессов в растворах, позволяет анализировать условия образования и растворения осадков, например, образование камней в почках (нефрокальциноз) или в желчном пузыре (желчнокаменная болезнь) играет важную роль в формировании целостного подхода к рассмотрению как общего гомеостаза организма, так и отдельных органов и тканей.

ЦЕЛЬ: экспериментальное исследование влияния разных факторов на смещение химического равновесия в определенной системе.

I. Теоретическая часть:

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 при участии солей в общем гомеостазе организма.

5. Химические основы минерализации костной и зубной тканей.

II. Практическая часть.

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.

В колбу налить 50 мл воды, добавить 3 капли насыщенного раствора $FeCl_3$ и 3 капли раствора NH_4SCN . Раствор перемешать и разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить 2 капли насыщенного раствора $FeCl_3$, во вторую - 2 капли насыщенного раствора NH_4SCN , в третью - кристаллы NH_4Cl (на кончике шпателя), четвертую пробирку оставляют для сравнения.

Результаты эксперимента внести в таблицу. Написать уравнение реакции, выражение константы химического равновесия, сделать выводы о влиянии концентрации на смещение равновесия.

№ пробирки	Прибавленный реактив	Окраска	Выводы (в какую сторону смещается равновесие)
1	$FeCl_3$		
2	NH_4SCN		
3	NH_4SCN (крисст.)		

Выводы: _____

Опыт 2. Влияние температуры на смещение равновесия.

В две пробирки поместить по 5 мл раствора крахмала и добавить по 1 капле раствора йода. Одну из пробирок нагреть до изменения цвета, а затем охладить. Вторую пробирку оставить для сравнения. Описать внешний эффект. Сделать выводы.

Выводы: _____

1. Контрольные задания.

1. Какие процессы называются необратимыми. Привести пример. _____

2. Какие процессы называются обратимыми. Привести пример. _____

3. Что такое химическое равновесие? Почему его называют динамической? Объясните на примере. _____

4. Принцип Ле Шателье _____

5. Как влияет понижение температуры и давления на химическое равновесие? Объяснить на примерах. _____

6. Какое кинетическое условие химического равновесия? _____

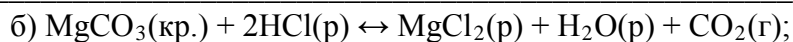
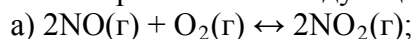
7. Константа химического равновесия гетерогенной системы. Примеры. _____

8. Произведения растворимости _____

9. Условия образования осадка _____

10. Условия растворения осадка _____

11. Запишите выражение констант равновесия следующих реакций:

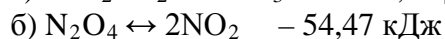


12. В каком направлении сместится химическое равновесие следующей обратимой реакции:



при повышении давления; при повышении температуры? Как при этом будут меняться концентрации компонентов системы? _____

13. Определите направление смещения равновесия следующих обратимых реакций при повышении температуры и увеличение концентрации продукта реакции:



14. В каком направлении сместится химическое равновесие следующей обратимой реакции:



при повышении давления; при повышении температуры? Как при этом будут меняться концентрации компонентов системы? _____

15. Как следует изменить концентрацию кислорода, чтобы скорость гомогенной элементарной реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ не изменилась при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 2 раза? _____

17. В насыщенном растворе Ag_2CrO_4 концентрация CrO_4^{2-} равна 10^{-4} моль /л. Найти произведение растворимости Ag_2CrO_4 _____

18. $\text{PP}_{\text{CaSO}_4} = 2,5 \cdot 10^{-5}$. Найти растворимость CaSO_4 в моль/л. _____

Литература:

Основная: I. С. (98 – 103; 179 – 194), 2 С. (82 – 90).

Дополнительная: I. С. (88 – 92).

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 14.

ТЕМА: Определение электродных потенциалов.

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Все реакции, происходящие в живом организме, сопровождаются электрохимическими явлениями. К ним относится три типа биоэлектрических потенциалов (диффузные, мембранные и фазовые), а также окислительно-восстановительные потенциалы, которые обусловлены межмолекулярным переносом электронов и образованием энергии, необходимой для жизнедеятельности организма.

ЦЕЛЬ: экспериментальное определение концентрации кислоты методом потенциометрического титрования.

I. Теоретическая часть:

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. Ионоселективный электроды. Стекланный электрод.
5. Гальванические элементы.
6. Диффузный потенциал. Мембранный потенциал. Потенциал покоя. Потенциал действия.
7. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем. Уравнение Петерса. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал.
8. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций с величинами окислительно-восстановительных потенциалов. Значение окислительно-восстановительных потенциалов в механизме процессов биологического окисления.
9. Потенциометрия. Потенциометрическое титрование.

II. Практичная часть

1. Лабораторная работа

Определение концентрации сильной кислоты методом потенциометрического титрования.

Принцип метода заключается в том, что эквивалентную точку определяют не по изменению цвета индикатора, как при обычном титровании, а по скачку величины потенциала индикаторного (ионоселективного) электрода в эквивалентной точке.

В стаканчик ёмкостью 50 мл отмеряют 20 мл раствора HCl, который анализируют, измеряют значение pH и записывают его в таблицу. Добавляют из бюретки 0,1 н. NaOH к раствору кислоты в стаканчик поочередно в следующих количествах: два раза по 4 мл, два раза по 1 мл, два раза по 0,5 мл раствора щелочи. После каждого добавления щелочи – раствор перемешивают, затем измеряют pH. После резкого скачка величины pH ещё добавляют 1 раз 4 мл раствора щелочи, каждый раз измеряя pH. Величина pH меняется сначала медленно, а вблизи эквивалентной точки - резко, а затем снова медленно. Титрование прекращают после того, как получают три значения величины pH, которые немного отличаются. Результаты заносят в таблицу:

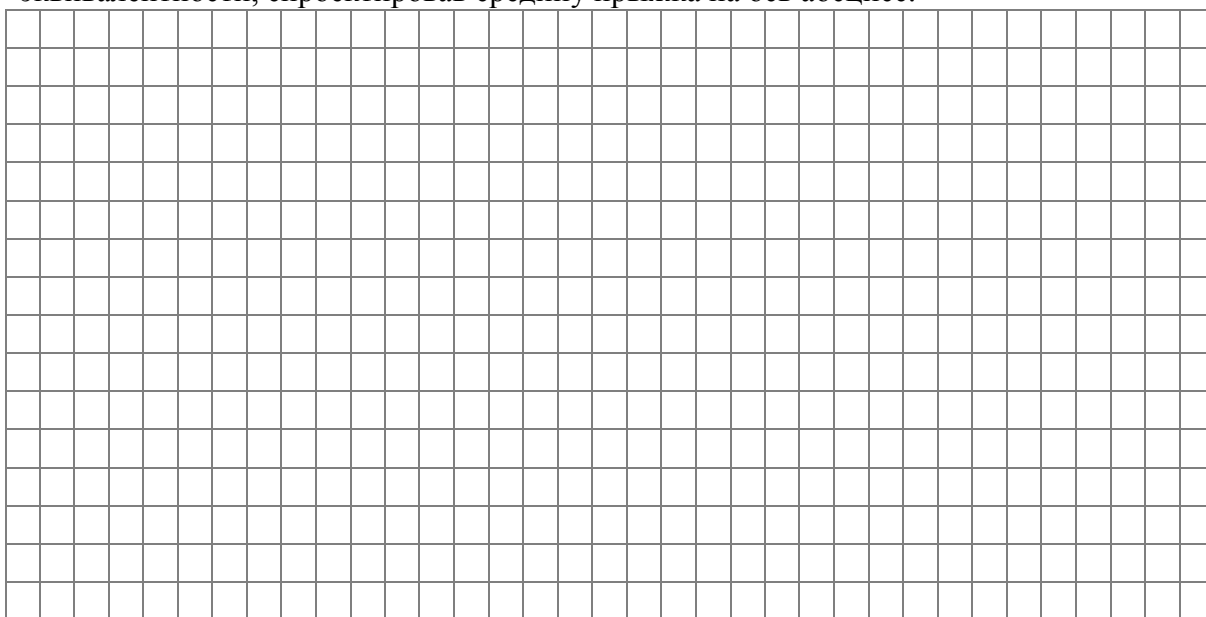
Таблица 7.

№ измерений	Объём добавленной щелочи, мл	Значение pH	№ измерений	Объём добавленной щелочи, мл	Значение pH
-------------	------------------------------	-------------	-------------	------------------------------	-------------

1			7		
2			8		
3			9		
4			10		
5			11		
6			12		

Записывают уравнение происходящей реакции в молекулярном и ионном виде:

На основании полученных данных строят график, откладывая на оси абсцисс объем щелочи (мл), а на оси ординат – значение pH. Точка эквивалентности находится на середине вертикальной части кривой. По графику находят объем щелочи (мл) в точке эквивалентности, спроектировав середину прыжка на ось абсцисс.



Расчет: Зная $V(\text{NaOH})$ и $c[1/z^*(\text{NaOH})]$, рассчитывают начальную концентрацию исследуемого раствора кислоты по формуле:

$$c[1/z^*(\text{NaOH})] \cdot V(\text{NaOH}) = c[1/z^*(\text{HCl})] \cdot V(\text{HCl})$$

$$c[1/z^*(\text{HCl})] =$$

В заключении указать полученное в ходе работы значение молярной концентрации эквивалентов (HCl).

2. Контрольные задания

1. Механизм возникновения электродного потенциала _____

2. Дать определение электрод - _____

3. Дать определение электродный потенциал _____

4. Уравнение Нернста (полное и приведенное) _____

5. Нормальный водородный электрод _____

6. Что такое стандартный металлический электрод? Как его определяют? _____

7. Ионоселективные электроды _____

8. Электрод определения. Приведите примеры _____

9. Электрод сравнения. Приведите примеры _____

10. Гальванический элемент. Схема работы _____

11. Стекланный электрод. Схема работы _____

12. Хлорсеребряный электрод. Схема работы _____

13. Диффузионный потенциал _____

14. Мембранный потенциал _____

15. Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе его соли при концентрации иона Mg^{2+} 0,01 моль/л при температуре 25°C _____

16. ЭДС цепи, составленной из насыщенного каломельного и водородного

электродов, погруженных в желудочный сок, при температуре 18°C равна 0,332 В. Потенциал насыщенного каломельного электрода по нормальному водородному при 18°C равна $E = 0,250$ В. Найти рН желудочного сока. _____

17. В каком направлении будут перемещаться электроны по внешней цепи гальванического элемента $Mg / Mg^{2+} // Pb^{2+} / Pb$? _____

18. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе гальванического элемента, состоящего из цинковой и серебряной пластин, опущенных в раствор своих солей с концентрацией катионов равной 1 моль/л. _____

19. Определите, какой из электродов является катодом в гальваническом элементе, образованном стандартными электродами: $Ag|Ag^+$ или $Mn|Mn^{2+}$; ($E_0Ag|Ag^+ = 0,799$ В; $E_0Mn|Mn^{2+} = -1,179$ В) _____

20. Исходя из стандартных электродных потенциалов определите, какой из следующих гальванических элементов имеет наибольшую ЕДС:



21. Вычислить потенциал цинкового электрода, опущенного в 200 мл раствора, содержащего 0,2 г $ZnSO_4$, при температуре 298 К. _____

22. Вычислить электродный потенциал магниевого электрода, опущенного в раствор $MgSO_4$ с концентрацией ионов Mg^{2+} равной 0,01 моль/л _____

23. Понятие об окислительно-восстановительном электроде _____

24. Уравнение Петерса. Объясните. _____

25. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал _____

26. Объясните, в каком направлении при стандартных условиях будет самопроизвольно идти 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 $\varphi_{\text{Cl}_2|\text{Cl}^-}^0 = 1,36\text{В}$, а $\varphi_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771\text{В}$? _____

Литература:

Основная: 1. С. (195 – 215); 2. (90 – 97).

Дополнительная: 1 С. (93 – 106).

«Зачтено» « _____ » _____ 20 _____ г. _____

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 15

ТЕМА: Адсорбционные процессы и ионный обмен в биосистемах. Хроматография.

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Среди процессов, происходящих на поверхности раздела фаз в гетерогенных системах, явления сорбции (поглощения веществ) имеют большое значение.

Изучение сорбции веществ позволяет проводить адсорбционную терапию (гемосорбцию, плазмасорбцию, лимфосорбцию, ликворсорбцию, энтеросорбцию, аппликационную терапию), очищать витамины и антибиотики, использовать иммобилизованные препараты (ферменты, гормоны, антибиотики, которые закреплены на полимерах).

Проведение хроматографического анализа и интерпретация полученных данных позволяет применять эти методы для диагностики различных болезней, клинического контроля за ходом лечения, контроля процесса детоксикации организма при отравлениях. Хроматография применяется в токсикологической химии, судебной медицине, криминалистике и гигиене.

ЦЕЛЬ: Интерпретировать закономерности адсорбции веществ, рассчитывать и оценивать количественные характеристики сорбентов, объяснять физико-химические основы методов адсорбционной терапии.

Интерпретировать методы хроматографического анализа и их роль в медико-биологических исследованиях. Разделять смеси методами адсорбционной хроматографии и распределительной бумажной хроматографии.

1. Теоретическая часть

1. Поверхностные явления и поверхностное натяжение. Значение в биологии и медицине.

2. Классификация веществ по влиянию на поверхностное натяжение воды, их характеристика. Изотерма поверхностного натяжения. Правило Дюкло – Траубе.

3. Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое. Представление о структуре биологических мембран.

4. Уравнения адсорбции Гиббса, Ленгмюра и Фрейндлиха, изотермы адсорбции. Их анализ.

5. Адсорбция электролитов: избирательная (селективная) и ионообменная. Правило Панета – Фаянса. Иониты.
6. Физико-химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, плазмасорбция, лимфосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия). Иммуносорбенты.
7. Что такое хроматография? Применение хроматографии в биологии и медицине.
8. Классификация хроматографических методов анализа по агрегатному состоянию фаз.
9. Классификация хроматографических методов анализа по технике выполнения.
10. Классификация хроматографических методов анализа по механизму распределения.

II. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Адсорбция окрашенных веществ из растворов на угле.

В ряд пробирок налить по 5 мл 0,02% растворов феррум (III) хлорида, калий дихромата и конго красного. Добавить во все пробирки по 0,2 г активированного угля (предварительно растереть в фарфоровой ступке), взболтать в течение 2-3 мин. и отфильтровать. Изменились ли окраски (или интенсивность окраски) растворов (фильтрата)? Почему?

Вывод: _____

. Разделение смесей хроматографическими методами

Опыт 2. Разделение катионов Fe^{3+} и Cu^{2+} методом адсорбционной колоночной хроматографии

Подготовить колонку для хроматографии: в сухой стеклянной трубке длиной 12 – 15 см с диаметром 1 см закупорить ватой оттянутый узкий конец. Заполнить трубку порошком алюминий оксида на 4 – 5 см по высоте, периодически постукивая для предотвращения образования пустот. Подготовленную колонку вертикально закрепить в штативе. Снизу подставить химический стаканчик.

Отобрать по 3 мл растворов феррум(III) хлорида и купрум(II) сульфата с одинаковой молярной концентрацией эквивалента и смешать в пробирке. Полученную смесь осторожно залить в колонку и оставить на некоторое время.

Колонку с окрашенными слоями катионов зарисовать в этой практической работе.

Сделать вывод о зависимости адсорбции катионов на алюминий оксиде от заряда катионов. Обосновать. _____

Для большей наглядности опыта можно после прохождения смеси промыть адсорбент небольшим количеством воды, и пропустить через колонку проявитель – разбавленный раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Тогда верхний слой окрасится в темно-синий цвет, а слой катионов меди – в коричневый.

Опыт 2. Проведение распределительной хроматографии аминокислот на бумаге

На прямоугольнике хроматографической бумаги с одной стороны нарисовать карандашом линию на расстоянии 1 см от края. На одинаковом расстоянии отметить и пронумеровать три точки (место старта).

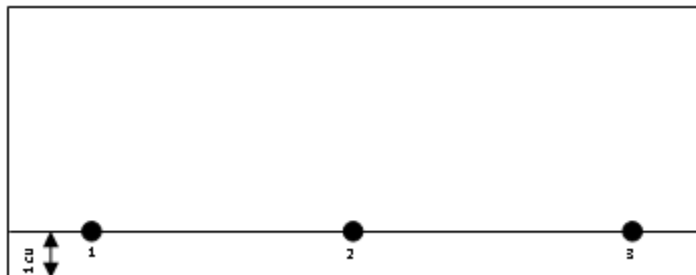


Рис.1. Хроматографическая бумага с намеченными стартами

На соответствующие точки микропипеткой нанести по капле (3–4 мм в диаметре) соответствующих растворов аминокислот: глицина, аланина и их смеси. Бумагу подсушить.

В химический стаканчик налить растворитель на высоту 0,5 см, в который погрузить хроматографическую бумагу линией старта вниз. Когда растворитель дойдет почти до края фильтра, вынуть бумагу, подсушить ее и обработать проявителем – раствором нингидрина. Хроматограмму подсушить до проявления цветных пятен аминокислот.

Зарисовать хроматограмму.

С помощью хроматограммы определить коэффициенты распределения аминокислот глицина (R_f глицина) и лейцина (R_f 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).

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.

Сделать вывод о распределении аминокислот в зависимости от полярности молекул.

Вывод:

2. Контрольные задания

1. Что такое изотерма поверхностного натяжения? Изобразите изотерму поверхностного натяжения для ПАВ, ПИВ.

2. Изобразите схему строения мембраны клетки.

3. Используя уравнение Ленгмюра, обоснуйте и изобразите изотерму адсорбции Ленгмюра.

3. Какие закономерности адсорбции описаны в правиле Шилова? Приведите примеры.

5. Какие закономерности адсорбции описаны в правиле Ребиндера? Приведите примеры.

6. Напишите формулу избирательной адсорбции ионов на поверхности кристалла $AgCl$, обоснуйте с помощью правила Панета – Фаянса.

7. Запишите уравнения реакций, характеризующие применение ионитов для очистки воды от NaCl. _____

8. Приведите примеры применения адсорбентов в медицине и объясните методы адсорбционной терапии. _____

9. Что такое неподвижная и подвижная фаза в методах хроматографии? Приведите примеры. _____

10. Охарактеризуйте газожидкостную хроматографию. _____

11. Как проводят идентификацию компонентов смеси в газовой хроматографии? Нарисуйте пример хроматограммы.

12. Как идентифицируют компоненты смеси в бумажной хроматографии. Нарисуйте пример хроматограммы. Отметьте и объясните, что такое «свидетели».

13. Охарактеризуйте гель-фильтрацию (метод молекулярных сит). Изобразите схематически. _____

14. Охарактеризуйте аффинную хроматографию. Изобразите схематически. Приведите примеры применения хроматографии в медицине, в том числе аффинной.

Литература

Основная: 1. С. (217 – 248). 2. С. (124 – 137).

Дополнительная: 1. С. 107 – 128.

«Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ г.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 16

ТЕМА: Получение, очистка и свойства коллоидных растворов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Изучение коллоидных растворов и методов их получения позволяет создавать модели клеток, живых мембран, нервных волокон, которые являются коллоидными системами. Изучение свойств и методов очистки коллоидных растворов целесообразно с целью внедрения таких методов диагностики и лечения, как электрофорез, компенсационный диализ, вивидиализ, а также аппарата «искусственная почка».

ЦЕЛЬ: Анализировать принципы методов получения и очистки коллоидно-дисперсных растворов; готовить коллоидные растворы различными методами; составлять и писать структуру мицеллы; определять знак заряда частичек дисперсной фазы.

I. Теоретическая часть

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 клинико-лабораторной практике. Уравнения Гельмгольца – Смолуховского.

II. Практическая часть

1. Лабораторная работа

Опыт 1. Получение золя гидроксида железа (III) методом гидролиза

Налить в коническую колбу 50 мл дистиллированной воды и довести ее до кипения. Отмерить мерной пробиркой 5 мл раствора $FeCl_3$, и постепенно влить этот раствор в дистиллированную воду, которая кипит.

Запишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа(III):

Продукты гидролиза частично реагируют между собой с образованием хлорида оксоферрума (FeOCl) и воды.

Запишите уравнение реакции:

Хлорид оксоферрума является стабилизатором коллоидных частичек.

Запишите формулу мицеллы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

Отметьте окраску золя, который образовался:

Опыт 2. Получение золя берлинской лазури реакцией двойного обмена

Определение заряда коллоидных частичек методом капиллярного анализа

а) Получение золя берлинской лазури реакцией двойного обмена

1) Налить в первую пробирку 3 мл раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 1 мл раствора FeCl_3 .

2) Налить во вторую пробирку 1 мл раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 3 мл раствора FeCl_3 .

Образуется коллоидный раствор берлинской лазури. Отметить окраску, написать уравнение реакции:

1) Написать и обосновать формулу мицеллы золя, полученного в первой пробирке:

2) Написать и обосновать формулу мицеллы золя, полученного во второй пробирке:

б) Определение заряда коллоидных частичек методом капиллярного анализа

В основе метода лежит зависимость адсорбции золя от знака заряда поверхности адсорбента. В качестве адсорбента используем фильтровальную бумагу. При погружении в воду целлюлозные стенки капилляров бумаги заряжаются отрицательно, вода поднимается по капиллярам бумаги. Если в воде находятся заряженные частички, их перемещение вверх вместе с водой возможно, если они не притягиваются к стенкам капилляров, то есть заряженные тоже отрицательно. Если частички заряжены положительно, они не перемещаются вместе с водой, так как адсорбируются на стенках капилляров. Таким образом, по уровню поднятия частичек золь по сравнению с водой можно определить знак заряда частичек.

Пипеткой нанесите на фильтровальную бумагу каплю золя, полученного в первой пробирке, и наблюдайте за ее поведением.

Затем аналогично пипеткой нанесите на фильтровальную бумагу каплю золя, полученного во второй пробирке, и наблюдайте за ее поведением.

Если окрашенное пятно перемещается вместе с водой, коллоидные частички имеют отрицательный заряд.

Если пятно остается на месте, а расплывается только вода, коллоидные частички заряжены положительно.

Нарисуйте расположение на фильтровальной бумаге пятна золя, полученного в первой пробирке, обозначьте заряд коллоидных частичек, сравните с зарядом в соответствующей выше записанной формуле:

Нарисуйте расположение на фильтровальной бумаге пятна золя, полученного во второй пробирке, обозначьте заряд коллоидных частичек, сравните с зарядом в соответствующей выше записанной формуле:

Опыт 3. Получение золя гидроксида железа(III) методом пептизации

Отмерить в колбу 50 мл дистиллированной воды и добавить 2 мл раствора феррум(III) хлорида. Затем постепенно добавить раствор аммиака до получения стойкого аммиачного запаха и образования осадка.

После отстаивания осадка верхний слой жидкости осторожно слить, стараясь не взмутить раствор. К осадку добавить примерно 30 мл дистиллированной воды, взболтать и дать отстояться. Снова слить раствор над осадком. Такое промывание осадка (декантацию) проделать трижды.

Написать уравнение реакции получения осадка феррум(III) гидроксида:

Отобрать две небольшие порции промытого осадка (объемом примерно 1 мл) и поместить в две пробирки.

В первую пробирку добавить 10 мл воды. Во вторую пробирку – 3 мл воды и 2 мл раствора феррум(III)хлорида).

Составить формулу мицеллы золя, который образовался в результате пептизации во второй пробирке:

Определять знак заряда частичек дисперсной фазы: _____

2. Контрольные задания

1. Какие дисперсные системы называются коллоидными? Какой размер коллоидных частичек? _____

2. Коротко охарактеризуйте способы получения коллоидных растворов. _____

3. Как проводят диализ? Изобразите схему строения диализатора.

4. Как проводят электродиализ? Изобразите схему строения электродиализатора.

5. Как проводят гемодиализ? Что такое аппарат «искусственная почка», каково его назначение?

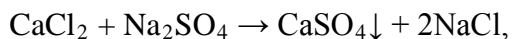
6. Коротко охарактеризуйте свойства коллоидных растворов.

7. Что такое мицелла и каково ее строение? Что такое агрегат, ядро, гранула? Что называют потенциалопределяющими ионами и противоионами?

8. Какую формулу будет иметь мицелла золя хлорида серебра, полученного в реакции взаимодействия калий хлорида с избытком аргентум нитрата?

9. Золя йодида серебра получен в реакции взаимодействия нитрата серебра с избытком калий йодида. Какую формулу будет мицелла золя?

10. Объясните механизм образования разных мицелл зольей, которые можно получить благодаря такой реакции:



а) если стабилизатором является CaCl_2 :

б) если стабилизатором является Na_2SO_4 :

11. Для получения золя: 3 мл раствора $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ($C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,007$ моль/л) смешали с 5 мл Na_3PO_4 ($C(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,01$ моль/л) раствора. Напишите уравнение реакции и формулу мицеллы коллоидного раствора, который образуется. Обоснуйте, выполнив необходимые расчеты.

12. Запишите 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. Обоснуйте, написав уравнение реакции и выполнив необходимые расчеты.

Определите знак заряда частичек дисперсной фазы: _____

13. Напишите формулу мицеллы золя бромида серебра, полученного взаимодействием раствора AgNO_3 с избытком NaBr . К какому из электродов будут двигаться частички золя? Обоснуйте.

14. Рассчитайте по уравнению Гельмгольца – Смолуховского скорость электрофореза коллоидных частичек берлинской лазури в воде, если ζ -потенциал равен 0,058 В, градиент напряжения внешнего электрического поля $H = 5 \cdot 10^{-2}$ В/м, вязкость дисперсионной среды $\eta = 1 \cdot 10^{-3}$ Па·с, диэлектрическая проницаемость $\epsilon = 81$, электрическая постоянная $\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м.

Литература

Основная: 1. С. (252 – 28); 2. С. (137 – 145).

Дополнительная: 1. (С. 128 – 139).

«Зачтено» « _____ » _____ **20** _____ г.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 17

ТЕМА: Коагуляция коллоидных растворов

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Изучение физико-химических основ коагуляции коллоидных растворов необходимо для определения порога коагуляции, что открывает

возможности предотвращения коагуляции гидрофобных частичек, эритроцитов и белков крови, предотвращения образования тромбов, исследования свертывания крови, определения СОЭ (скорости оседания эритроцитов), консервации и хранения крови, применения современных тромборезистентных материалов, изготовления лекарственных средств золей серебра (колларгола, протаргола, лизергина).

ЦЕЛЬ: Объяснять физико-химические основы коагуляции коллоидных растворов, определять порог коагуляции.

I. Теоретическая часть

1. Устойчивость дисперсных систем. Факторы устойчивости.
2. Коагуляция гидрофобных коллоидов. Механизм коагулирующего действия электролитов.
3. Порог коагуляции, его определение. Правило Шульце – Гарди.
4. Коллоидная защита.
5. Аэрозоли: классификация, методы получения и свойства. Применение в клинической и санитарно-гигиенической практике.
6. Токсическое действие некоторых аэрозолей. Порошки.
7. Суспензии, методы получения и свойства. Пасты, их медицинское применение.
8. Эмульсии: типы, методы получения и свойства. Применение в клинической практике.
9. Эмульгаторы. Биологическая роль эмульгирования.
10. Полуколлоидные мыла, детергенты. Мицеллообразование в растворах полуколлоидов.

II. Практическая часть

1. Расчетные и ситуационные задачи, которые решают студенты на занятии

Задача № 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

Гидрозоль $Al(OH)_3$ стабилизированный избытком $AlCl_3$. Какой объем (в литрах) K_2CrO_4 с концентрацией 0,005 моль/л нужно добавить до 0,05 л золя, чтобы вызвать явную коагуляцию? Какой ион электролита оказывает коагулирующее действие? Порог коагуляции $Al(OH)_3$ равна 0,15 ммоль/л. _____

Задача № 3

Вычислить порог коагуляции, если на коагуляцию коллоидных частичек, содержащихся в 230,0 мл сточных вод, потрачено 4,0 мл раствора $Al_2(SO_4)_3$ с концентрацией 0,15 моль/л. _____

2. Контрольные задания

1. Какой процесс называют коагуляцией? Какими факторами можно вызвать коагуляцию лиофобной коллоидной системы? Чем завершается процесс коагуляции?

2. Что такое порог коагуляции и коагуляционная способность электролита? От чего зависит коагуляционная способность электролита? Сформулируйте правило Шульце – Гарди

3. Напишите формулы мицелл золей:

а) $Al(OH)_3$, который стабилизирован $AlCl_3$:

б) SiO_2 , который стабилизирован H_2SiO_3 :

Какие ионы электролитов вызывают коагуляцию этих золей (правило Шульце – Гарди)?

а) _____

б) _____

4. Пороги коагуляции золя электролитами $NaCl$ и $CaCl_2$ одинаковые. Какой вывод можно сделать о заряде коллоидных частичек? _____

5. Определите знак заряда частичек золя, если при его коагуляции электролитами получены такие значения порогов коагуляции, ммоль/л: $C_k(NaCl) = 300$; $C_k(1/2 MgCl_2) = 320$; $C_k(1/3 Na_3PO_4) = 0,6$; $C_k(1/2 Na_2SO_4) = 20$.

6. Определить неизвестные величины, обозначенные знаком (?), используя данные, приведенные в таблице:

№	Коллоидный раствор (золь)	Объем золя, мл	Порог коагуляции, моль/л	Электролит-коагулятор (ЭК)	Концентрация ЭК, моль/л	Объем ЭК, мл
1	Гидроксида феррум(III)	100	$1,18 \cdot 10^{-3}$	Сульфат натрия	0,1	?
2	Бромид серебра	40	?	Хлорид железа(III)	0,2	3

3	Оксида марганца(IV)	10	?	Бромид калия	0,1	5
4	Серы	100	?	Йодид калия	0,01	15
5	Берлинской лазури	150	?	Нитрат серебра	0,02	8
6	Оксида алюминия	70	$5 \cdot 10^{-2}$	Хлорид кальция	0,05	?
7	Сульфата марганца	60	?	Бромид натрия	0,5	1,5

7. Какое явление называют коллоидной защитой? В чем заключается его значение в биологии и фармации? Приведите примеры. Какова роль коллоидной защиты в живом организме? _____

8. «Золотые» числа высокомолекулярных соединений равны, в мг: желатин – 0,01; яичный альбумин – 2,5; крахмал – 25,0; гемоглобин – 0,25; сапонин – 115. Какое из веществ имеет наибольшее защитное действие? Обоснуйте, объяснив, что означает «золотое» число каждого соединения. _____

Литература

Основная: 1. С. (285 – 314); 2. С. (145 – 154).

Дополнительная: 1. С. 139 – 152

«Зачтено» «_____» _____ 20 _____ г.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 18

ТЕМА: Свойства растворов биополимеров

АКТУАЛЬНОСТЬ ТЕМЫ: Изучение белков, являющихся компонентами всех тканей организма (катализируют биохимические процессы, выполняют регуляторную, сократительную, защитную, опорную и структурную функции, участвуют в свертывании крови, являются резервными питательными веществами, поддерживают онкотическое давление плазмы крови) позволяет интерпретировать их физико-химические свойства а также причины и последствия их нарушений (изоэлектрическое состояние белков при изменении рН крови), причины и последствия отеков. Это открывает возможности применения в медицине и фармации искусственных и синтетических полимеров, из которых изготавливают заменители тканей, плазмы крови, сосудов, костей, протезы зубов и десен, лекарственные формы.

ЦЕЛЬ: Уметь интерпретировать физико-химические свойства белков; определять изоэлектрическую точку раствора ВМС методом осаждения; делать выводы о заряде молекул белков на основании их изоэлектрической точки.

I. Теоретическая часть

1. Высокомолекулярные соединения (ВМС) – основа живых организмов.
2. Сравнительная характеристика растворов ВМС, истинных и коллоидных растворов.
3. Механизм набухания полимеров, и зависимость от разных факторов. Роль набухания в физиологии организмов.
4. Ионное состояние биополимеров в водных растворах. Изоэлектрическое состояние белка.
5. Изоэлектрическая точка белка, методы ее определения.
6. Студнеобразование растворов ВМС, свойства студней.
7. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови.
8. Мембранная равновесие Доннана.

II. Практическая часть

Лабораторная работа

Определение изоэлектрической точки белка желатина по максимуму осаждения

Налить в пять пробирок объемы растворов уксусной кислоты (CH_3COOH) и ацетата натрия (CH_3COONa), указанные в таблице, чтобы получить в каждой из пяти пробирок по 10 мл ацетатного буферного раствора с разными значениями рН.

Таблица

№ п/п	Объемы растворов, мл		рН	№ пробирки с максимальным осаждением	рН раствора с максимальным осаждением	ИЭТ
	CH_3COOH (0,2 моль/л)	CH_3COONa (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			

В каждую пробирку добавить по 0,5 мл раствора желатина и перемешать.

Затем в каждую пробирку добавить при интенсивном перемешивании по 2мл этанола и оставить пробирки на 10 мин.

Определить, в какой пробирке и при каком значении рН наблюдается максимальное осаждения раствора. Как это можно объяснить? Определить изоэлектрическую точку белка желатина. Результаты опыта занести в таблицу.

2. Контрольные задания

1. Дайте определение ВМС. Приведите примеры биополимеров в организме человека, укажите их функции. _____

2. Объясните особенности структуры разных классов ВМС. Запишите их формулы.

3. Что такое набухание ВМС? Опишите виды набухания и факторы, влияющие на этот процесс. Приведите примеры набухания в организме. _____

4. Какие причины «голодных» и «почечных» отеков и какой механизм их развития? _____

5. Каков механизм развития отеков при укусах насекомых (муравьев и пр.)? _____

6. Охарактеризуйте ионное состояние биополимеров в водных растворах. Запишите схему структуры. _____

7. Что такое изоэлектрическая точка белка? _____

8. Объясните определение изоэлектрической точки раствора белка методом осаждения.

9. Объясните определение изоэлектрической точки раствора белка методом электрофореза. _____

10. Объясните определения изоэлектрической точки раствора белка методом набухания.

11. Объясните определения изоэлектрической точки раствора белка методом образования студней. _____

12. Охарактеризуйте способы получения студней и их специфические свойства. Приведите примеры студней в организме человека. _____

13. В организме человека примером студней является кожа. Старение кожи происходит в результате уплотнения структурной сетки студней вследствие выделения жидкой фазы. Как называют этот процесс? _____

14. В организме человека примером студней является мозг. Как называют процесс восстановления его исходной структуры в случае сотрясения мозга? _____

Литература.

Основная: 1. С. 320 – 340; 2. С. 154 – 161.

Дополнительная: 1. С. 152 – 158.

Зачтено» « ____ » _____ 20 ____ г.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 19.

ТЕМА: Решение задач. Контроль практических навыков

ЦЕЛЬ: закрепить знания студентов по теоретическим вопросам, совершенствовать умение решать ситуационные и расчетные задачи, провести контроль практических

«Зачтено» «___» _____ 20__ р. _____

ПРАКТИЧНЕ ЗАНЯТТЯ № 20.

ТЕМА: Итоговый контроль усвоения модуля «Основы медицинской химии»

ЦЕЛЬ: Определить уровень знаний студентов теоретических вопросов, умений в решении ситуационных и расчетных задач по учебной дисциплине «Основы медицинской химии».

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.

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. рН 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, рН 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. Растворы комплексных соединений. Современные представления о строении комплексных соединений. Классификация комплексных соединений (по природе лигандов и по заряду внутренней сферы).
6. Внутрикомплексные соединения. Полиядерные комплексы. Комплексные соединения в биологических системах.
7. Скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс для скорости реакции. Константа скорости.
8. Представление о кинетике сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, обратимых, конкурирующих, цепных.
9. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка. Период полупревращения.
10. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Особенности температурного коэффициента скорости реакции для биохимических процессов.
11. Энергия активации. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса).
12. Особенности действия катализаторов. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основный катализ. Автокатализ.
13. Ферменты как биологические катализаторы. Особенности действия ферментов: селективность, эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры, реакции среды, концентрации фермента и субстрата. Механизм действия ферментов.
14. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления, концентрации веществ. Принцип Ле Шателье.
15. Реакции осаждения и растворения. Произведение растворимости.

16. Электродные потенциалы и механизм их возникновения. Уравнение Нернста. Нормальный (стандартный) электродный потенциал.
17. Нормальный водородный электрод.
18. Измерение электродных потенциалов. Электроды определения и электроды сравнения. Хлорсеребряный электрод. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
19. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем. Уравнение Петерса. Нормальный окислительно-восстановительный потенциал.
20. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных реакций по величинам окислительно-восстановительных потенциалов.
21. Потенциометрическое определение активности ионов. Потенциометрическое титрование.
22. Диффузионный потенциал. Мембранный потенциал. Биологическая роль диффузионных и мембранных потенциалов. Потенциал повреждения. Потенциал покоя. Потенциал действия.
23. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Поверхностная активность. Правило Дюкло – Траубе.
24. Адсорбция на границе раздела жидкость – газ и жидкость – жидкость. Уравнение Гиббса. Ориентация молекул поверхностно-активных веществ в поверхностном слое. Представление о структуре биологических мембран.
25. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ. Уравнение Ленгмюра.
26. Адсорбция из раствора на поверхности твердого тела. Уравнение Фрейндлиха.
27. Физико-химические основы адсорбционной терапии (гемосорбция, плазмосорбция, лимфосорбция, энтеросорбция, аппликационная терапия).
28. Адсорбция электролитов: избирательная (селективная) и ионообменная. Правило Панета – Фаянса.
29. Ионообменники природные и синтетические.
30. 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.
31. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация, компенсационный диализ, вивидиализ. Гемодиализ и аппарат "искусственная почка".
32. Строение коллоидных частичек.
33. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем. Броуновское движение, диффузия, осмотическое давление. Оптические свойства коллоидных систем.
34. Электрокинетический потенциал коллоидной частички. Уравнение Гельмгольца – Смолуховского. Электрофорез, его применение в исследовательской и стоматологической практике.
35. Кинетическая (седиментационная) и агрегативная устойчивость дисперсных систем. Факторы устойчивости. Коагуляция. Механизм коагулирующего действия электролитов.
36. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди. Процессы коагуляции при очистке питьевой воды и сточных вод. Коллоидная защита.
37. Аэрозоли, суспензии, эмульсии. Методы получения, свойства, применение. Токсическое действие некоторых аэрозолей. Типы эмульсий. Эмульгаторы. Биологическая роль эмульгирования.

38. Высокомолекулярные соединения – основа живых организмов. Глобулярная и фибриллярная структура белков. Сравнительная характеристика растворов высокомолекулярных соединений, истинных и коллоидных растворов.

39. Набухание и растворение полимеров. Механизм набухания. Влияние рН среды, температуры и электролитов на набухание. Роль набухания в физиологии организма.

40. Студнеобразование растворов ВМС. Тиксотропия. Синерезис. Высаливание биополимеров из растворов.

41. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови.

42. Мембранное равновесие Доннана.

43. Изоэлектрическое состояние белка. Изоэлектрическая точка и методы ее определения. Ионное состояние биополимеров в водных растворах.

Критерии оценивания Итогового модульного контроля:

1 вопрос (теоретический вопрос) - от 0 до 33,5 баллов;

2 вопрос (практические навыки) - от 0 до 33 баллов;

1 задача - 5 баллов;

2 задача - 5 баллов;

1 тест - 0,5 балла; всего 7 тестов.

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 – 71 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» (70 – 61 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» (60 – 51 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, допускает принципиальные ошибки в ответах на теоретические вопросы и при решении ситуационных задач.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Основная:

1. Медицинская химия / Учебник // Калибабчук В.А. (ред.), Галинская В.И., Грищенко Л.И. К.: Медицина, 2008. — 400 с.
2. Медицинская химия: Методические указания для иностранных студентов высших учебных заведений МОЗ Украины, обучающихся на русском языке по специальности /Харченко С. В., Ищейкина Л. К., Цубер В. Ю. и др. «Медицина» – Полтава, 2018. – 196 с.

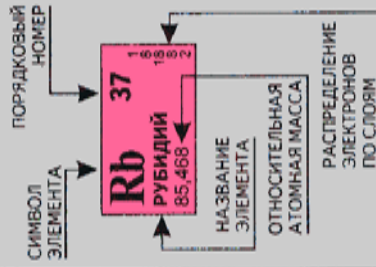
Дополнительная:

1. Медицинская химия. Учебное пособие. / Миронович Л.М., Мардашко А.А — К.: «Каравелла», 2008. — 156 с.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА



Д.И. Менделеев
1834–1907



Периоды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В															
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
Ряды	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	
1	1 H ВОДОРОД 1,008														2 He ГЕЛИЙ 4,003	
2	3 Li ЛИТИЙ 6,941	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,999	9 F ФТОР 18,998								10 Ne НЕОН 20,179	
3	11 Na НАТРИЙ 22,989	12 Mg МАГНИЙ 24,312	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,982	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,974	16 S СЕРА 32,054	17 Cl ХЛОР 35,453								18 Ar АРГОН 39,948	
4	19 K КАЛИЙ 39,102	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,956	22 Ti ТИТАН 47,88	23 V ВАНАДИЙ 50,942	24 Cr ХРОМ 51,996	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,938	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,847	27 Co КОБАЛЬТ 58,933	28 Ni НИКЕЛЬ 58,7						36 Kr КРИПТОН 83,8
5	37 Rb РУБИДИЙ 85,468	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТРИЙ 88,906	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,224	41 Nb НИОБИЙ 92,906	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,072	45 Rh РОДИЙ 102,906	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4						54 Xe КСЕНОН 131,3
6	55 Cs ЦЕЗЬ 132,905	56 Ba БАРИЙ 137,34	57–71 ЛАНТАНОИДЫ		72 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,948	74 W ВОЛЬФРАМ 183,85	75 Re РЕЙНИЙ 186,207	76 Os ОСМИЙ 190,2	77 Ir ИРИДИЙ 192,22	78 Pt ПЛАТИНА 195,09					86 Rn РАДОН [222]
7	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	89–103 АКТИНОИДЫ	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	105 Db ДУБИЙ [262]	106 Sg СИБОРГИЙ [263]	107 Bh БОРИЙ [264]	108 Hn ХАНИЙ [265]	109 Mt МЕЙТТЕРИЙ [266]	110						
	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄								
	ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ			RH₄		RH₃	H₂R	HR								

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La ЛАНТАН 138,905	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,908	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,4	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,928	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛЬИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac АКТИНИЙ [227]	90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,029	93 Np НЕПУТЧИЙ [237]	94 Pu ПУТОЧИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КУРЧИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛЬФОРНИЙ [251]	99 Es ЭЙЗЕНСТАДИЙ [252]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

**ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ МАЛОРАСТВОРИМЫХ
В ВОДЕ ВЕЩЕСТВ**

ФОРМУЛА	$t, ^\circ\text{C}$	ПР	ФОРМУЛА	$t, ^\circ\text{C}$	ПР
<i>Гидроксиды</i>			<i>Хроматы</i>		
Al(OH) ₃	25	$1,9 \cdot 10^{-33}$	Ag ₂ CrO ₄	25	$9,0 \cdot 10^{-12}$
Cr(OH) ₃	17	$5,4 \cdot 10^{-31}$	BaCrO ₄	25	$2,4 \cdot 10^{-10}$
Fe(OH) ₃	18	$3,8 \cdot 10^{-33}$	CaCrO ₄	18	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Fe(OH) ₂	18	$4,8 \cdot 10^{-16}$	PbCrO ₄	25	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Mg(OH) ₂	25	$5,0 \cdot 10^{-12}$	SrCrO ₄	25	$3,5 \cdot 10^{-6}$
Mn(OH) ₂	18	$4,0 \cdot 10^{-14}$	<i>Сульфаты</i>		
Zn(OH) ₂	20	$1,0 \cdot 10^{-17}$	Ag ₂ SO ₄	25	$7,7 \cdot 10^{-6}$
<i>Галогениды</i>			BaSO ₄	25	$1,1 \cdot 10^{-10}$
AgCl	25	$1,6 \cdot 10^{-10}$	CaSO ₄	25	$6,3 \cdot 10^{-6}$
AgBr	25	$7,7 \cdot 10^{-13}$	PbSO ₄	25	$2,2 \cdot 10^{-8}$
AgI	25	$1,5 \cdot 10^{-16}$	SrSO ₄	25	$2,8 \cdot 10^{-2}$
PbCl ₂	25	$2,4 \cdot 10^{-4}$	<i>Карбонаты</i>		
PbI ₂	25	$8,7 \cdot 10^{-9}$	Ag ₂ CO ₃	25	$6,2 \cdot 10^{-12}$
<i>Сульфиды</i>			BaCO ₃	25	$8,1 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ S	25	$1,6 \cdot 10^{-43}$	CaCO ₃	25	$4,8 \cdot 10^{-9}$
As ₂ S ₃	18	$4,0 \cdot 10^{-29}$	MgCO ₃	25	$1,0 \cdot 10^{-6}$
CdS	18	$3,6 \cdot 10^{-29}$	SrCO ₃	25	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CuS	25	$8,5 \cdot 10^{-45}$	<i>Фосфаты</i>		
FeS	25	$3,7 \cdot 10^{-19}$	Ag ₃ PO ₄	20	$1,8 \cdot 10^{-18}$
HgS	18	$4,0 \cdot 10^{-53}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	25	$3,5 \cdot 10^{-33}$
MnS	18	$1,4 \cdot 10^{-15}$	CaHPO ₄	25	$\sim 5 \cdot 10^{-6}$
PbS	18	$1,1 \cdot 10^{-29}$	MgNH ₄ PO ₄	25	$2,5 \cdot 10^{-13}$
ZnS	25	$1,2 \cdot 10^{-23}$			

КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

	K_1	K_2	K_3
HNO_2	$7,1 \cdot 10^{-4}$		
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$		
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		
HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$		
H_2SO_3	$1,3 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	
H_2CO_3	$4,2 \cdot 10^{-7}$	$4,7 \cdot 10^{-11}$	
H_2S	$8,9 \cdot 10^{-8}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	
H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$		



РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	М	Р	Р	М	Р	—	М	М	Н	М	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Н	Н	Р	—	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	—	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Н	М	Н	—	Н	—	—	—	М	—	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	—	—	Н	—	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Условные обозначения:

«Р» – растворяется (>1 г на 100 г H₂O);

«М» – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O);

«Н» – не растворяется (<0,01 г на 1000 г H₂O);

«—» – в водной среде разлагается.