

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ УКРАИНЫ
Запорожский государственный медицинский университет
Кафедра аналитической химии

МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ

Модуль 1

КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РАВНОВЕСИЯ В БИОЛОГИЧЕСКИХ ЖИДКОСТЯХ (конспект)

Смысловой модуль 2

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

для преподавателей и студентов
1 курса медицинского факультета
специальности «Педиатрия»

Запорожье
2014

Учебно-методическое пособие **составили:**

доктор фармацевтических наук, профессор **С. А. Васюк**;
кандидат фармацевтических наук **А. С. Коржова**.

Рецензенты:

доктор фармацевтических наук, профессор, заведующий кафедрой органической и биоорганической химии **С. И. Коваленко**;
доктор фармацевтических наук, доцент, заведующая кафедрой фармацевтической химии **Л. И. Кучеренко**.

Модуль 1. Медицинская химия. Смысловой модуль 2. Кислотно-основные равновесия в биологических жидкостях (конспект) : учебно-методическое пособие для преподавателей и студентов 1 курса медицинского факультета специальности "Педиатрия" / сост. С. А. Васюк, А. С. Коржова. – Запорожье : [ЗГМУ], 2014. – 18 с.

*Утверждено на заседании Центрального методического совета
Запорожского государственного медицинского университета
(протокол № 2 от 27.11.2014 г.)*

ПРЕДИСЛОВИЕ

Медицинская химия изучается согласно утвержденной типовой программы 2005 года для студентов ВУЗов III-IV уровней аккредитации Украины для специальности 7.110104 «Педиатрия», соответственно образовательно-квалификационной характеристики и образовательно-профессиональной программы подготовки специалистов, утвержденных приказом МОН Украины от 16.04.2003 года № 239.

Организация учебного процесса осуществляется по кредитно-модульной системе в соответствии с требованиями Болонского процесса.

Согласно учебного плана медицинскую химию изучают в I семестре.

Программа дисциплины состоит из 1 модуля, который включает в себя 4 смысловых модуля:

1. Химия биогенных элементов. Комплексообразование в биологических жидкостях.
2. Кислотно-основные равновесия в биологических жидкостях.
3. Термодинамические и кинетические закономерности протекания процессов и электрокинетические явления в биологических системах.
4. Физико-химия поверхностных явлений. Лиофобные и лиофильные дисперсные системы.

Занятие № 4

1. ТЕМА: Величины, характеризующие количественный состав растворов. Приготовление растворов

2. ЦЕЛЬ: Закрепить знания по способам выражения концентрации растворов

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

3.1. Приобрести навыки по расчетам навески вещества, концентрации растворов, по переводу одного способа выражения концентрации раствора в другой.

3.2. Научиться пользоваться химической посудой для приготовления растворов.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

4.1. Организационный момент	5 мин
4.2. Постановка цели занятия и мотивация изучения темы занятия (вступительное слово преподавателя).....	5 мин
4.3. Выявление исходного уровня знаний.....	15 мин
4.4. Коррекция исходного уровня знаний.....	25 мин
4.5. Организация самостоятельной работы студентов (целевые указания преподавателя, техника безопасности).....	5 мин
4.6. Лабораторная работа.....	45 мин
4.7. Итоговый контроль: проверка результатов лабораторной работы и протоколов.....	10 мин
4.8. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....	3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Учебные вопросы для самоподготовки студентов

1. Концентрация растворов и способы ее выражения: массовая доля; молярная концентрация; молярная концентрация эквивалента; мольная доля; моляльность; титр растворенного вещества.
2. Понятие об эквиваленте, факторе эквивалентности, молярной массе эквивалента.
3. Химическая посуда для приготовления растворов: мерные колбы, мерные пипетки, бюретки; колбы, цилиндры, стаканы и т. д.
4. Роль растворов в процессе жизнедеятельности.

5.2. Выполнить задания:

Задача 1. Вычислить массовую долю хлорида натрия, если известно, что 20 г хлорида натрия растворили в 180 г воды.

Ответ: 10%.

Задача 2. Из 10,6 г карбоната натрия приготовили 500 мл раствора. Вычислить молярную концентрацию приготовленного раствора.

Ответ: 0,2 моль/л.

Задача 3. Для введения больного в наркоз используют натрия оксибутират, который выпускается в виде 20%-го раствора в ампулах по 10 мл. Препарат вводится из расчета 70

мг на 1 кг массы тела. Сколько мл раствора натрия оксидутирата необходимо ввести больному, если он весит 60 кг?

Ответ: 21 мл.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 87-110.
2. Медицинская химия : учеб. / В. А. Калибабчук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – С. 106-126.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.: Под ред. Ю. А. Ершова. – М. Высш. шк., 2000. – С. 42-61.
4. Мороз А. С, Яворська Л. П., Луцевич Д. Д. та ін. Біофізична та колоїдна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2007. – С. 110-122.
5. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию : Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 93-102.

6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

6.1. Приготовление растворов заданной концентрации

Рассчитать навеску и приготовить 200 мл 0,1 М, 250 мл 0,2 н., 100 мл 3% растворов NaCl, Na₂CO₃.

Рассчитанную навеску вещества взвешивают на теххимических весах, переносят в мерную колбу (для 0,1 М и 0,2 н. растворов) или в цилиндр (для 3%-ного раствора), растворяют в небольшом количестве дистиллированной воды и доводят растворителем до требуемого объема, тщательно перемешивают и переносят раствор в склянку для хранения.

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.

Занятие № 5

1. ТЕМА: Кислотно-основное равновесие в организме. Водородный показатель биологических жидкостей

2. ЦЕЛЬ: Научиться оценивать и прогнозировать процессы, протекание которых зависит от изменения реакции среды

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

- 3.1. Научиться использовать знания про концентрацию ионов водорода для оценки свойств растворов, направлений протекания химических реакций.
- 3.2. Научиться рассчитывать рН растворов сильных и слабых электролитов.
- 3.2. Научиться определять рН растворов с помощью индикаторов.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

4.1. Организационный момент	5 мин
4.2. Постановка цели занятия и мотивация изучения темы занятия (вступительное слово преподавателя).....	5 мин
4.3. Выявление исходного уровня знаний.....	15 мин
4.4. Коррекция исходного уровня знаний.....	25 мин
4.5. Организация самостоятельной работы студентов (целевые указания преподавателя, техника безопасности).....	5 мин
4.6. Лабораторная работа.....	45 мин
4.7. Итоговый контроль: проверка результатов лабораторной работы и протоколов.....	10 мин
4.8. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....	3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Учебные вопросы для самоподготовки студентов

1. Растворы электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов.
2. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.
3. Протолитическая теория кислот и оснований. Основные типы протолитических реакций.
4. Расчет величин рН растворов сильных и слабых электролитов.
5. Биологическое значение рН.
6. Определение рН при помощи индикаторов. Метилоранжевый, фенолфталеин.
7. Гидролиз солей. Степень гидролиза, константа гидролиза. Роль гидролиза в биохимических процессах.

5.2. Выполнить задания:

Задача 1. Вычислить рН 0,1 М растворов хлороводородной кислоты и гидроксида натрия. Показать, как он изменится при разбавлении растворов в 100 раз.

Ответ: 1; 13; 3; 11.

Задача 2. Вычислить рН 1 М раствора фенола.

Ответ: 5.

Задача 3. Вычислить константу и степень гидролиза 0,01 М раствора формиата калия, если $K(\text{НСООН}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

Ответ: $5,5 \cdot 10^{-11}$; $7,45 \cdot 10^{-3}\%$.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 129-160, 175-176.
2. Медицинская химия : учеб. / В. А. Калибачук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибачук. – К.: Медицина, 2008. – С. 141-165.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.: Под ред. Ю. А. Ершова. – М. Высш. шк., 2000. – С. 80-129.
4. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – С. 59-77.

5. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию : Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 126-160.

6. Зеленин К. Н. Химия: Учеб. для мед. вузов. – СПб: «Специальная литература», 1997. – С. 152-162.

6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

6.1. Изучение окраски индикаторов метилового оранжевого (м.о.) и фенолфталеина (ф.ф.) в кислой и щелочной средах

В ряд пробирок поместить исследуемые растворы и предлагаемые индикаторы согласно таблице. Результаты наблюдений занести в таблицу:

Пробирка	Раствор+индикатор	Окраска
1	1 мл HCl + 2 капли м.о.	
2	1 мл NaOH + 2 капли м.о.	
3	1 мл HCl + 2 капли ф.ф.	
4	1 мл NaOH + 2 капли ф.ф.	

6.2. Определение pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги

Стеклянной палочкой нанести исследуемый раствор на полоску универсальной индикаторной бумаги. Сравнить окраску бумаги со стандартной цветной шкалой pH. Результаты занести в таблицу:

Пробирка	Раствор	Окраска	pH
1	1 мл HCl		
2	1 мл NaOH		

6.3. Определение pH раствора на иономере (pH-метре)

Для определения pH составляют ячейку из стеклянного индикаторного электрода и хлорсеребряного электрода сравнения.

Предварительно иономер универсальный ЭВ-74 настраивают по инструкции. Электроды перед погружением в растворы тщательно промывают дистиллированной водой, а остатки воды с электродов удаляют фильтровальной бумагой. В отдельных порциях анализируемого раствора измеряют pH. Выполняют несколько параллельных измерений.

Полученные результаты записывают в таблицу:

Исследуемый раствор	Значение pH		
	pH ₁	pH ₂	pH _{ср.}
Исходный раствор CH ₃ COOH			
Разбавление 1:2			
Разбавление 1:4			

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

– карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;

- контрольные вопросы;
- тесты.

Занятие № 6

1. ТЕМА: Буферные системы

2. ЦЕЛЬ: Научиться оценивать действие буферных систем в поддержании определенного значения рН

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

- 3.1. Научиться готовить буферные системы с заданным значением рН.
- 3.2. Научиться использовать знания про механизм действия буферных систем для прогнозирования биохимических процессов в биологических жидкостях при изменении реакции среды.
- 3.2. Научиться определять границы действия буферной системы при помощи кислоты и щелочи.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

- 4.1. Организационный момент5 мин
- 4.2. Постановка цели занятия и мотивация изучения темы занятия (вступительное слово преподавателя).....5 мин
- 4.3. Выявление исходного уровня знаний.....15 мин
- 4.4. Коррекция исходного уровня знаний.....25 мин
- 4.5. Организация самостоятельной работы студентов (целевые указания преподавателя, техника безопасности).....5 мин
- 4.6. Лабораторная работа.....45 мин
- 4.7. Итоговый контроль: проверка результатов лабораторной работы и протоколов.....10 мин
- 4.8. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Учебные вопросы для самоподготовки студентов

1. Буферные системы, протолитические равновесия в них.
2. Буферная емкость, факторы, от которых она зависит.
3. Практическое определение буферной емкости по кислоте и щелочи.
4. Примеры буферных систем: фосфатная, гидрокарбонатная. Показать механизм действия уравнениями реакций.
5. Расчет рН буферной системы.
6. Буферные системы организма человека: белковая, гемоглобиновая. Механизм их действия.
7. Значение буферных систем для живых организмов.
8. Кислотно-основное состояние организма. Ацидоз, алкалоз (дыхательный, метаболический).

5.2. Выполнить задания:

Задача 1. Вычислить pH буферной смеси, содержащей 0,01 моль муравьиной кислоты и 0,2 моль формиата калия.

Ответ: 5,05.

Задача 2. Рассчитать необходимые объемы растворов CH_3COONa ($C_{M_2}=0,1$ моль/л) и CH_3COOH ($C_{M_1}=0,1$ моль/л) для приготовления 3 л ацетатного буфера с $\text{pH}=5,24$.

Ответ: 2250 мл; 750 мл.

Задача 3. На титрование 100 мл сыворотки крови ($\text{pH}=7,36$) затрачено 3,6 мл 0,05 М HCl . Вычислить буферную емкость крови, если pH изменится до 7,0.

Ответ: 0,005 моль/л.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 161-176.
2. Медицинская химия : учеб. / В. А. Калибачук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибачук. – К.: Медицина, 2008. – С. 165-179.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.: Под ред. Ю. А. Ершова. – М. Высш. шк., 2000. – С. 108-119.
4. Мороз А. С, Яворська Л. П., Луцевич Д. Д. та ін. Біофізична та колоїдна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2007. – С. 174-190.
5. Садовничая Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – С. 77-90.
6. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию : Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 151-160.
7. Зеленин К. Н. Химия: Учеб. для мед. вузов. – СПб: «Специальная литература», 1997. – С. 163-178.

6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

6.1. Влияние кислоты и щелочи на pH буферной системы

В пробирку поместить 5 мл раствора CH_3COOH ($C_M=0,1$ моль/л) и 5 мл раствора CH_3COONa ($C_M=0,1$ моль/л). Полученную буферную систему разлить поровну в три пробирки. В первую пробирку прибавить 3 капли раствора HCl ($C_M=0,1$ моль/л), во вторую – 3 капли раствора NaOH ($C_M=0,1$ моль/л). В каждую пробирку прибавить по 2 капли индикатора метилового оранжевого. Сравнить окраску растворов, написать уравнения реакций, сделать выводы.

6.2. Влияние разведения на pH буферной системы

Приготовить буферную систему (см. опыт 6.1.) и разлить поровну в две пробирки. В первую пробирку прибавить 6 мл дистиллированной воды. В каждую пробирку внести по 2 капли индикатора метилового оранжевого. Сравнить окраску растворов, сделать выводы.

6.3. Определение буферной емкости ацетатной буферной системы

В колбе для титрования приготовить 10,00 мл ацетатной буферной системы, которая содержит 7,00 мл уксусной кислоты ($C_M=0,1$ моль/л) и 3,00 мл раствора натрия ацетата ($C_M=0,1$ моль/л). К полученному раствору добавить 2 капли фенолфталеина и титровать щелочью ($C_M=0,1$ моль/л) до появления розовой окраски. Рассчитать буферную емкость по щелочи:

$$V_{(\text{NaOH})} = \frac{C_{M_{\text{э}}(\text{NaOH})} \cdot V_{(\text{NaOH})}}{V_{\text{буфера}} \cdot (\text{pH}_1 - \text{pH}_0)}, \text{ где}$$

- $V_{(\text{NaOH})}$ – буферная емкость раствора по щелочи;
 $C_{M_{\text{э}}(\text{NaOH})}$ – молярная концентрация эквивалента раствора натрия гидроксида;
 $V_{(\text{NaOH})}$ – объем раствора натрия гидроксида;
 $V_{\text{буфера}}$ – объем буферной системы;
 pH_0 – начальное значение pH буферного раствора;
 pH_1 – конечное значение pH буферного раствора.

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.

Занятие № 7

1. ТЕМА: Основы титриметрического анализа. Кислотно-основное титрование

2. ЦЕЛЬ: Ознакомиться с основами количественного анализа, изучить общие положения титриметрических методов и методов кислотно-основного титрования

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

- 3.1. Уяснить задачи, принципы и методы количественного анализа.
- 3.2. Изучить основы титриметрических методов анализа, научиться пользоваться аналитической мерной посудой.
- 3.2. Овладеть техникой алкалиметрического титрования.
- 3.3. Научиться интерпретировать результаты анализа в медицинской практике.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

- 4.1. Организационный момент5 мин
- 4.2. Постановка цели занятия и мотивация изучения темы занятия (вступительное слово преподавателя).....5 мин
- 4.3. Выявление исходного уровня знаний.....15 мин
- 4.4. Коррекция исходного уровня знаний.....25 мин
- 4.5. Организация самостоятельной работы студентов (целевые указания преподавателя, техника безопасности).....5 мин
- 4.6. Лабораторная работа.....45 мин
- 4.7. Итоговый контроль: проверка результатов лабораторной работы и протоколов.....10 мин

4.8. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Учебные вопросы для самоподготовки студентов

1. Сущность количественного анализа.
2. Сущность титриметрических методов анализа. Основные понятия. Классификация методов титриметрического анализа по типу химической реакции.
3. Измерение объемов. Мерная посуда.
4. Титрованные растворы. Способы их приготовления. Первичные и вторичные стандарты. Способы выражения концентрации титрованных растворов.
5. Какие реакции лежат в основе метода кислотно-основного титрования? В чем сущность ацидиметрии и алкалиметрии?
6. Кривые титрования, скачок титрования, точка эквивалентности.
7. Кислотно-основные индикаторы. Интервал перехода индикатора, принцип подбора индикатора для титрования.
8. Применение алкалиметрии в клиническом анализе и санитарно-гигиенических исследованиях.

5.2. Выполнить задания:

Задача 1. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора гидроксида натрия, если на титрование 20,00 мл 0,05075 М раствора щавелевой кислоты расходуется 19,50 мл этого раствора.

Ответ: 0,1041 моль/л.

Задача 2. Рассчитайте навеску декагидрата тетрабората натрия ($MNa_2B_4O_7 \cdot 10H_2O = 381,4$ г/моль) для приготовления 200,0 мл 0,05000 н. раствора.

Ответ: 1,907 г.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 313-336.
2. Харитонов Ю. Я. Аналитическая химия (аналитика). В 2 кн. Кн. 2. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа. – М.: Высшая школа, 2001. – С. 5-7, 68-77, 81-117.

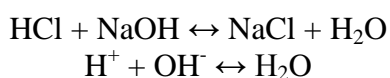
6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

6.1. Определение массовой доли хлороводородной кислоты

Способ титрования – прямой.

Метод титрования – пипетирование.

Химизм реакции:



Предварительные расчеты:

$M(HCl) = 36,46$ г/моль;

$f_э(HCl) = 1$;

$M_э(HCl) = f_э(HCl) \cdot M(HCl) = 1 \cdot 36,46 = 36,46$ г/моль;

$M_{\text{э}}(\text{HCl}) = M_{\text{э}}(\text{HCl}) : 1000 = 0,03646$.

Методика работы. В мерную колбу на 100,0 мл помещают 5,00 мл хлороводородной кислоты, доводят до метки дистиллированной водой, перемешивают. В колбу для титрования отмеривают мерной пипеткой 5,00 мл полученного раствора, прибавляют 1-2 капли индикатора фенолфталеина и титруют из бюретки 0,1 М раствором гидроксида натрия до устойчивой (не исчезающей в течении 30 с) бледно-розовой окраски раствора. Титрование повторяют до получения трех воспроизводимых результатов.

По среднему значению объема раствора гидроксида натрия рассчитывают массовую долю (в %) хлороводородной кислоты в препарате по формуле:

$$\omega_{(\text{HCl})} = \frac{V_{(\text{NaOH})} \cdot C_{M(\text{NaOH})} \cdot M_{\text{э}(\text{HCl})} \cdot V_{\text{к}} \cdot 100\%}{a_{(\text{HCl})} \cdot V_{\text{п}} \cdot 1000}$$

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.

Занятие № 8

1. ТЕМА: Кислотно-основное титрование. Ацидиметрия, алкалиметрия

2. ЦЕЛЬ: Усвоить сущность ацидиметрии и научиться использовать этот метод в клиническом анализе и санитарно-гигиенических исследованиях

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

- 3.1. Овладеть техникой ацидиметрического титрования.
- 3.3. Научиться интерпретировать результаты анализа в медицинской практике.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

4.1. Организационный момент	5 мин
4.2. Постановка цели занятия и мотивация изучения темы занятия (вступительное слово преподавателя).....	5 мин
4.3. Выявление исходного уровня знаний.....	15 мин
4.4. Коррекция исходного уровня знаний.....	25 мин
4.5. Организация самостоятельной работы студентов (целевые указания преподавателя, техника безопасности).....	5 мин
4.6. Лабораторная работа.....	45 мин
4.7. Итоговый контроль: проверка результатов лабораторной работы и протоколов.....	10 мин
4.8. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....	3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Учебные вопросы для самоподготовки студентов

1. Метод кислотно-основного титрования, основное уравнение метода.
2. Ацидиметрия. Титрованные растворы, способы их приготовления. Первичные и вторичные стандарты.
3. Кривые титрования.
4. Кислотно-основные индикаторы.
5. Применение ацидиметрии в клиническом анализе и санитарно-гигиенических исследованиях.

5.2. Выполнить задания:

Задача 1. Рассчитайте навеску натрия карбоната для приготовления 400,0 мл 0,05000 н. раствора.

Ответ: 4,96 г.

Задача 2. Навеска карбоната натрия 1,083 г растворена в мерной колбе вместимостью 200,0 мл. Рассчитайте титр и молярную концентрацию полученного раствора.

Ответ: 0,005415 г/мл; 0,05110 моль/л.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 313-336.
2. Харитонов Ю. Я. Аналитическая химия (аналитика). В 2 кн. Кн. 2. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа. – М.: Высшая школа, 2001. – С. 5-7, 68-77, 81-117.

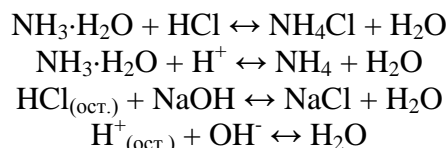
6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

6.1. Определение граммowego содержания аммиака в водном растворе аммиака

Способ титрования – обратный (по избытку).

Метод титрования – пипетирование.

Химизм реакции:



Предварительные расчеты:

$M(\text{NH}_3) = 17,03$ г/моль;

$f_э(\text{NH}_3) = 1$;

$M_э(\text{NH}_3) = f_э(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 17,03$ г/моль.

Методика работы. Полученную задачу количественно переносят в мерную колбу вместимостью 50,00 мл, доводят дистиллированной водой до метки и тщательно перемешивают. Из разведения отбирают пипеткой 10,00 мл, переносят в колбу для титрования, куда предварительно отмеряют пипеткой 20,00 мл 0,1000 М раствора хлороводородной кислоты, добавляют 1-2 капли индикатора метилового оранжевого и

титруют 0,1000 М раствором натрия гидроксида до перехода розовой окраски раствора в оранжевую. Титрование повторяют до получения трех воспроизводимых результатов.

По среднему значению объема титранта рассчитывают граммовое содержание аммиака в водном растворе аммиака по формуле:

$$m_{(\text{NH}_3)} = \frac{(C_{\text{M}(\text{HCl})} \cdot V_{(\text{HCl})} - C_{\text{M}(\text{NaOH})} \cdot V_{(\text{NaOH})}) \cdot M_{\text{Э}(\text{NH}_3)} \cdot V_{\text{к}}}{V_{\text{п}} \cdot 1000}$$

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.

Занятие № 9

1. ТЕМА: Коллигативные свойства растворов

2. ЦЕЛЬ: Научиться применять данные об осмотическом давлении в медицинской практике

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

3.1. Овладеть навыками расчета осмотического давления, осмотической концентрации, изотонического коэффициента.

3.3. Научиться интерпретировать результаты анализа в медицинской практике.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

4.1. Организационный момент	5 мин
4.2. Постановка цели занятия и мотивация изучения темы занятия (вступительное слово преподавателя).....	5 мин
4.3. Выявление исходного уровня знаний.....	15 мин
4.4. Коррекция исходного уровня знаний.....	25 мин
4.5. Организация самостоятельной работы студентов (целевые указания преподавателя, техника безопасности).....	5 мин
4.6. Лабораторная работа.....	45 мин
4.7. Итоговый контроль: проверка результатов лабораторной работы и протоколов.....	10 мин
4.8. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....	3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Учебные вопросы для самоподготовки студентов

1. Коллигативные свойства разбавленных растворов. Закон Рауля и следствия, вытекающие из него. Криометрия (депрессия), эбуллиометрия.
2. Диффузия и осмос в растворах.
3. Закон осмотического давления Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.
4. Изотонический, гипертонический и гипотонический растворы.

5. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах. Изоосмия, онкотическое давление, тургор, гемолиз, плазмолиз.

5.2. Выполнить задания:

Задача 1. Рассчитать молярную массу неэлектролита, если осмотическое давление 100 мл раствора, в котором растворено 7,5 г этого вещества, при температуре 25°C равно 212,8 кПа.

Ответ: 828,5 г/моль.

Задача 2. Сывороточный белок альбумин человека имеет молярную массу 65 кг/моль. Рассчитать осмотическое давление раствора 2 г белка в 100 мл воды при 27°C. Считать плотность раствора равной 1,0 г/мл.

Ответ: 767 Па.

Задача 3. При какой температуре кипит раствор, который содержит неэлектролит массой 23,5 г с молярной массой 94 г/моль в воде массой 250,0 г? Эбуллиометрическая постоянная воды равна 0,52.

Ответ: 100,52°C.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 111-128.
2. Медицинская химия : учеб. / В. А. Калибачук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибачук. – К.: Медицина, 2008. – С. 126-141.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.: Под ред. Ю. А. Ершова. – М. Высш. шк., 2000, – С. 61-76.
4. Мороз А. С, Яворська Л. П., Луцевич Д. Д. та ін. Біофізична та колоїдна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2007. – С. 130-150.
5. Садовничая Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – С. 49-59.
6. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию : Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 112-126.

6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

6.1. Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом

Заполняют стакан криоскопа охлаждающей смесью льда и хлорида натрия. Отметривают 50 мл воды и помещают в рабочую пробирку. Опускают электронный термометр в пробирку и переносят пробирку в охлаждающую смесь. Следят за показаниями термометра, периодически перемешивая жидкость мешалкой во избежание переохлаждения. Отмечают температуру выпадения первых кристаллов чистого растворителя. Эту операцию повторяют трижды. Записывают среднее значение температуры кристаллизации.

Взвешивают навеску исследуемого вещества (0,5 г). Вынимают пробирку с закристаллизованным растворителем из охлаждающей смеси и расплавляют кристаллы растворителя, нагревая пробирку рукой. Вносят навеску исследуемого вещества в растворитель, тщательно перемешивая до полного растворения. Определяют температуру замерзания раствора, зафиксировав трижды выпадение кристаллов из раствора.

Рассчитывают молекулярную массу исследуемого вещества по формуле:

$$M_{(в-ва)} = \frac{k_{кр.} \cdot m_{(в-ва)} \cdot 1000}{m_{(р-ля)} \cdot \Delta T_{зам.}}$$

$k_{кр.}$ – криоскопическая постоянная для воды $1,86^{\circ}$.

Результаты заносят в таблицу:

№	Температура кристаллизации, $^{\circ}\text{C}$		$\Delta T_{зам.}, ^{\circ}\text{C}$	M, г/моль
	растворителя	раствора		

6.2. Получение неорганической полупроницаемой мембраны

В пробирку внести 2 мл раствора CuSO_4 , добавить кристаллы $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (не смешивать!). Через 20 мин описать внешний эффект. Написать уравнение реакции. Указать, какое соединение является полупроницаемой мембраной.

6.3. Деревоподобные образования

В пробирку налить 3 мл раствора K_2SiO_3 и внести кристаллы MnCl_2 , CoSO_4 , NiCl_2 (не смешивать!). Написать уравнения реакций. Указать, какие соединения являются полупроницаемыми мембранами, описать внешний эффект, сделать выводы.

6.4. Гемолиз и плазмолиз эритроцитов

В три пробирки поместить:

I пробирка: 2 мл 0,2% раствора NaCl + 2 капли крови;

II пробирка: 2 мл 0,9% раствора NaCl + 2 капли крови;

III пробирка: 2 мл 4% раствора NaCl + 2 капли крови.

Пробирки оставить в штативе (не смешивать!). Через 15 мин описать внешний эффект, сделать выводы.

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

– карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;

– контрольные вопросы; тесты.

Занятие № 10

1. ТЕМА: Семинарское занятие по теме «Химия биогенных элементов. Комплексообразование в биологических жидкостях. Кислотно-основные равновесия в биологических жидкостях»

2. ЦЕЛЬ: Обобщить материал, проверить знания студентов по разделу и умения применять полученные знания в медико-биологических исследованиях

3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

3.1. Осуществить итоговый контроль знаний-умений по разделу: письменный картированный контроль, индивидуальное собеседование с каждым студентом по написанной работе и компьютерное тестирование.

3.2. Обратить внимание на вопросы и задачи, вызывающие затруднения у студентов

3.3. Проверить протоколы лабораторных работ.

4. ПЛАН И ОРГАНИЗАЦИОННАЯ СТРУКТУРА ЗАНЯТИЯ:

4.1. Организационный момент	5 мин
4.2. Постановка цели занятия (вступительное слово преподавателя).....	5 мин
4.3. Выявление уровня знаний (письменный картированный контроль).....	30 мин
4.4. Тестовый контроль.....	10 мин
4.5. Индивидуальное собеседование, проверка лабораторных протоколов.....	60 мин
4.6. Заключительное слово преподавателя, указания к следующему занятию.....	3 мин

5. ЗАДАНИЕ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ СТУДЕНТОВ:

5.1. Повторить теоретический материал по темам 1-9, решение расчетных задач по разделу.

5.2. Проработать по рекомендуемой литературе и лекциям вопросы по изученным разделам медицинской химии.

Вопросы по изученным разделам медицинской химии

1. Химия биогенных элементов.

Комплексообразование в биологических жидкостях

1. Общая характеристика s-, p-, d-элементов и их соединений по положению в периодической системе элементов Д. И. Менделеева. Их химические свойства. Электронная конфигурация атомов и ионов.

2. Биологическая роль и медицинское значение s-, p-, d-элементов и их важнейших соединений.

3. Комплексные соединения. Современные представления о строении комплексных соединений, их классификация.

4. Константы нестойкости и устойчивости комплексных соединений. Внутриклеточные соединения.

2. Кисотно-основные равновесия в биологических жидкостях

1. Современные представления о растворах. Роль растворов в процессе жизнедеятельности.

2. Растворимость газов в жидкостях. Растворимость жидкостей и твердых веществ в жидкостях.

3. Равновесия в растворах электролитов. Диссоциация сильных и слабых электролитов.

4. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. pH в биологических жидкостях.

5. Расчет величин pH растворов сильных и слабых электролитов.

6. Протолитическая теория кислот и оснований. Основные типы протолитических реакций.

7. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Роль гидролиза в биохимических процессах.
8. Буферные системы, протолитические равновесия в них. Буферная емкость. Примеры буферных систем: фосфатная, гидрокарбонатная. Расчет рН буферной системы.
9. Буферные системы организма человека: белковая, гемоглобиновая. Механизм их действия. Значение буферных систем для живых организмов.
10. Основы титриметрических методов анализа.
11. Методы кислотно-основного титрования. Титрованные растворы. Кислотно-основные индикаторы и принцип их подбора.
12. Применение методов кислотно-основного титрования в клиническом анализе и санитарно-гигиенических исследованиях.
13. Коллигативные свойства разбавленных растворов. Закон Рауля и следствия, вытекающие из него. Криометрия и эбуллиометрия.
14. Диффузия и осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
15. Плазмолиз и гемолиз.
16. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
17. Изотонический, гипертонический и гипотонический растворы в медицинской практике.
18. Роль осмоса в биологических системах.

5.3. Проработать тестовые задания.

Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медична хімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. – Вінниця: Нова книга, 2011. – 776 с.
2. Медицинская химия: учеб. / В. А. Калилбабчук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калилбабчук. – К.: Медицина, 2008. – 400 с.
3. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд и др.: Под ред. Ю. А. Ершова. – М. Высш. шк., 2000. – 560 с.
4. Зеленин К. Н. Химия: Учеб. для мед. вузов. – СПб: «Специальная литература», 1997. – 688 с.
5. Мороз А. С, Яворська Л. П., Луцевич Д. Д. та ін. Біофізична та колоїдна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2007. – 600 с.
6. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключова Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464 с.
7. Глинка Н. Л. Общая химия. – Ленинград: Химия, 1984. – 702 с.
8. Равич-Щербо М. И., Новиков В. В. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1975. – 256 с.
9. Садовничая Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – 272 с.
10. Евстратова К. И., Купина Н. А., Малахова Е. Е. Физическая и коллоидная химия : Учеб. для фарм. вузов и факультетов / под ред. К. И. Евстратовой. – М.: Высш. шк., 1990. – 487 с.
11. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию : Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – 256 с.

7. ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ:

- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы; тесты.