

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ УКРАИНЫ  
Запорожский государственный медицинский университет  
Кафедра аналитической химии

## **МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ**

### **Модуль 1**

**ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ И КИНЕТИЧЕСКИЕ  
ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ПРОЦЕССОВ И  
ЭЛЕКТРОКИНЕТИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ В  
БИОЛОГИЧЕСКИХ СИСТЕМАХ**  
(конспект)

### **Смысловой модуль 3**

**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 3. Термодинамические и кинетические закономерности протекания процессов и электрокинетические явления в биологических системах (конспект) : учебно-методическое пособие для преподавателей и студентов 1 курса медицинского факультета специальности "Педиатрия" / сост. С. А. Васюк, А. С. Коржова. – Запорожье : [ЗГМУ], 2014. – 14 с.

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

## 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 № 11

**1. ТЕМА: Тепловые эффекты химических реакций. Направленность процессов**

**2. ЦЕЛЬ: Изучить законы химической термодинамики, как теоретической основы биоэнергетики. Уметь интерпретировать основные законы термодинамики для характеристики биологических процессов**

**3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:**

- 3.1. Изучить основные понятия термодинамики.
- 3.2. Изучить основные законы термодинамики.
- 3.3. Научиться проводить термохимические расчеты и использовать их для определения теплоты реакций.

**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. Предмет химической термодинамики. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, закрытая, открытая, гомогенная, гетерогенная), параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), термодинамический процесс (обратимый, необратимый).
2. Живые организмы – открытые термодинамические системы. Необратимость процессов жизнедеятельности.
3. Первый закон термодинамики.
4. Энтальпия.
5. Термохимические уравнения. Стандартные теплоты образования и сгорания.
6. Закон Гесса. Метод калориметрии. Энергетическая характеристика биохимических процессов. Термохимические расчеты для оценки калорийности продуктов питания и составления рациональных и лечебных диет.
7. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Второй закон термодинамики.
8. Энтропия.
9. Термодинамические потенциалы: энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Термодинамические условия равновесия. Критерии направленности самопроизвольных процессов.
10. Применение основных положений термодинамики к живым организмам. АТФ как источник энергии для биохимических реакций. Макроэргические соединения.

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

## 5.2. Выполнить задания:

**Задание 1.** Рассчитать тепловой эффект реакции  $\text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ , если теплоты образования равны:  $\text{CO}_{(г)} = -110$  кДж/моль,  $\text{CH}_{4(г)} = -74,9$  кДж/моль,  $\text{H}_2\text{O}_{(г)} = -241,8$  кДж/моль.

Ответ:  $-206,2$  кДж/моль.

**Задание 2.** Рассчитать теплоту реакции спиртового брожения глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(ж)} = 2\text{CO}_{2(г)} + 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}$ , исходя из теплот сгорания глюкозы и этилового спирта. Теплоты сгорания глюкозы и спирта  $-2815,8$  и  $-1366,9$  кДж/моль соответственно.

Ответ:  $-82,0$  кДж/моль.

**Задание 3.** Будет ли самопроизвольно протекать реакция:

$\text{SiO}_{2(т)} + \text{NaOH}_{(ж)} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ , если энергия Гиббса составляет:  $\text{SiO}_{2(т)} = -803,75$  кДж/моль;  $\text{NaOH}_{(ж)} = -419,5$  кДж/моль;  $\text{Na}_2\text{SiO}_{3(т)} = -1427,8$  кДж/моль;  $\text{H}_2\text{O}_{(ж)} = -237,5$  кДж/моль?

Ответ: да.

## 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. 366-418.
2. Медицинская химия: учеб. / В. А. Калибабчук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – С. 59-80.
3. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию: Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 151-160.
4. Равич-Щербо М. И., Новиков В. В. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 10-21.
5. Садовнича Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – С. 8-29, 35-37.

## 6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

### Определение теплоты гидратации

Определение теплоты гидратации соли сводится к определению теплот растворения безводной соли и ее кристаллогидрата. Взять 8 г растертого в порошок кристаллогидрата ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) и поместить в сосуд Дьюара, залить 77 мл дистиллированной воды, помешать мешалкой и замерить максимальную температуру. Аналогично провести опыт с безводной солью  $\text{CuSO}_4$  (навеска б/в  $\text{CuSO}_4$  – 5 г, дистиллированной воды – 80 мл). В первом опыте воды взято на 3 г меньше, то есть на количество, которое содержится в 8 г кристаллогидрата. Теплоту гидратации соли вычислить по уравнению:

$$Q_{\text{гидр.}} = Q_{\text{б/в соли}} - Q_{\text{кристал.}}$$

### Определение теплоты нейтрализации

В сосуд Дьюара налить 40 мл 2 н. раствора NaOH, а затем прилить 40 мл 2 н. раствора HCl, предварительно замерив температуры исходных растворов, быстро закрыть пробкой с термометром и измерить максимальную температуру. Аналогично провести опыты и с другими основаниями и кислотами. Результаты записать в таблицу:

№	Основание	V, мл	Темпера-тура	Кислота	V, мл	Темпера-ратура	Темпера-тура смеси
1	NaOH	40		HCl	40		
2	NaOH	40		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	40		
3	NaOH	40		CH <sub>3</sub> COOH	40		
4	NaOH	40		CH <sub>3</sub> COOH	40		

Какова теплота нейтрализации в данном опыте? Сделать вывод.

#### 7. НАГЛЯДНЫЕ ПОСОБИЯ, ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ

- табличный фонд по теме занятия;
- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.

### Занятие № 12

#### 1. ТЕМА: Кинетика биохимических реакций

**2. ЦЕЛЬ:** Изучить законы и правила кинетики и уметь интерпретировать их для характеристики биологических процессов

#### 3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

- 3.1. Изучить основные понятия химической кинетики.
- 3.2. Изучить основные законы и правила кинетики.
- 3.3. Уметь объяснять влияние различных факторов на скорость химических реакций.
- 3.4. Научиться определять порядок и молекулярность реакций.

#### 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. Химическая кинетика, как основа для изучения скорости и механизма биохимических реакций.
2. Скорость реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс. Константа скорости. Порядок реакции. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядка.
3. Период полупревращения – количественная характеристика изменения концентрации в окружающей среде радионуклидов, пестицидов и т. д.
4. Понятие о механизме реакции. Молекулярность реакции.
5. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Особенности температурного коэффициента скорости реакции для биохимических процессов.
6. Энергия активации. Теория активных соударений. Уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса).
7. Представление о кинетике сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, цепных. Понятие об антиоксидантах. Свободнорадикальные реакции в живом организме. Фотохимические реакции, фотосинтез.
8. Катализ и катализаторы. Особенности действия катализаторов. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокатализ. Механизм действия катализаторов. Промоторы и каталитические яды.
9. Представление о кинетике ферментативных реакций. Ферменты как биологические катализаторы. Особенности действия ферментов: селективность, эффективность, зависимость ферментативного действия от температуры и реакции среды. Понятие о механизме действия ферментов. Зависимости скорости ферментативных процессов от концентрации фермента и субстрата. Активация и ингибирование ферментов. Влияние экологических факторов на кинетику ферментативных реакций.

### 5.2. Выполнить задания:

**Задание 1.** Рассчитать значение константы скорости реакции  $A + B \rightarrow AB$ , если при концентрации веществ A и B, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/л, скорость реакции равна  $5 \cdot 10^{-5}$  моль/л·мин.

Ответ: 0,1 л/моль·мин.

**Задание 2.** Реакция между веществами A и B выражается уравнением:  $A + 2B \rightarrow C$ . Начальные концентрации составляют:  $[A]=0,03$  моль/л,  $[B]=0,05$  моль/л. Константа скорости реакции равна  $0,4 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{с}$ . Рассчитать начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества A уменьшится на 0,01 моль/л.

Ответ:  $3,6 \cdot 10^{-5}$  моль/л·с;  $7,2 \cdot 10^{-6}$  моль/л·с.

**Задание 3.** Как изменится скорость прямой реакции в системе  $2N_2 + O_2 \rightarrow 2N_2O$ , если объем системы уменьшить втрое?

Ответ: увеличится в 27 раз.

**Задание 4.** Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить на  $30^\circ$  ( $\gamma=2$ )?

Ответ: в 8 раз.

### Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медичнахімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. –Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 420-487.
2. Медицинская химия: учеб. / В. А. Калибабчук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – С. 82-98.
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. 391-422.
4. Зеленин К. Н. Химия: Учеб. для мед. вузов. – СПб: «Специальная литература», 1997. – С. 92-106.
5. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию : Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 55-79.
6. Садовнича Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – С. 140-165.

## 6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

### 6.1. Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

В три сухие пробирки внесите: в первую – 5, во вторую – 10, в третью – 15 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия. Для получения равных объемов во всех пробирках добавьте: в первую – 10, во вторую – 5 капель дистиллированной воды. Таким образом, в пробирках получаются разные концентрации тиосульфата натрия. Условно обозначим их: с – первая пробирка, 2с – вторая пробирка, 3с – третья пробирка.

Добавьте в первую пробирку одну каплю 1 М раствора серной кислоты и начинайте отсчет времени от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции, вызванной выделением серы:



Аналогичные опыты проделайте со второй и третьей пробирками. Данные опыта занесите в таблицу.

№ пробирки	Число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель $\text{H}_2\text{O}$	Время протекания реакции, с	Условная скорость, $1/\tau, \text{с}^{-1}$
1	5	10		
2	10	5		
3	15	–		

Рассчитайте условные скорости реакции во всех трех случаях. Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ  $v = f(C)$ . Сделайте выводы.

### 6.2. Определение зависимости скорости реакции от температуры

В пробирку внесите 10 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия. Определите комнатную температуру. В пробирку добавьте 1 каплю 1 М раствора серной кислоты и зафиксируйте время протекания реакции до появления муты.

Проделайте тоже самое, повышая температуру каждый раз на  $10^\circ$ .



Полученные результаты занесите в таблицу и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

№ пробирки	Число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Температура, °С	Время протекания реакции, с
1	10		
2	10		
3	10		

Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа по формуле:

$$\gamma = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$$

## 7. НАГЛЯДНЫЕ ПОСОБИЯ, ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ

- табличный фонд по теме занятия;
- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.

### Занятие № 13

#### 1. ТЕМА: Химическое равновесие. Произведение растворимости

**2. ЦЕЛЬ:** Научиться определять направление химических реакций и оценивать действие различных факторов на протекание химических процессов

#### 3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:

- 3.1. Изучить основные понятия химического равновесия.
- 3.2. Изучить принцип ЛеШателье.
- 3.2. Научиться определять влияние различных факторов на химическое равновесие.

#### 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. Химическое равновесие. Константа химического равновесия, способы ее выражения
2. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления, концентрации веществ. Принцип ЛеШателье.
3. Реакции осаждения.
4. Произведение растворимости, растворимость, связь между ними.
5. Условия образования и растворения осадков.
6. Роль гетерогенных равновесий с участием солей в общем гомеостазе организма.

### 5.2. Выполнить задания:

**Задача 1.** Реакция протекает по уравнению  $2A \leftrightarrow B$ . Равновесные концентрации веществ составляют:  $[A]=0,2$  моль/л,  $[B]=0,3$  моль/л. Рассчитайте константу равновесия.

Ответ: 7,5.

**Задача 2.** В каком направлении сместится равновесие реакции  $4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$ , если концентрации всех веществ увеличить в 2 раза? Ответ подтвердите расчетами.

Ответ: в прямом направлении.

**Задача 3.** Рассчитайте произведение растворимости  $PbCrO_4$ , если его растворимость  $1,34 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

Ответ:  $1,80 \cdot 10^{-14}$ .

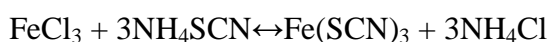
### Литература:

1. Мороз А. С, Луцевич Д. Д. Яворська Л. П. Медичнахімія: підручник для студ. вищ. навч. мед. закл. –Вінниця: Нова книга, 2011. – С. 176-184, 414-419.
2. Медицинская химия: учеб. / В. А. Калибабчук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – С. 98-105, 179-189.
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. 32-40, 129-131.
4. Зеленин К. Н. Химия: Учеб. для мед. вузов. – СПб: «Специальная литература», 1997. – С. 121-126, 226-234.
5. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию: Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 80-92.

## 6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

### 6.1. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия

В колбу поместить 50 мл дистиллированной воды, добавить 1 каплю насыщенного раствора  $FeCl_3$  и 1 каплю насыщенного раствора  $NH_4SCN$ , перемешать. Образуется окрашенный раствор тиоцианата железа:



В четыре пробирки поместить по 10 мл полученного раствора. В первую пробирку прибавить 2 капли насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – 2 капли насыщенного раствора  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , в третью – кристаллы  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (на кончике шпателя), четвертую пробирку оставить для сравнения. Отметить изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая с раствором в четвертой пробирке. Результаты наблюдений занести в таблицу:

Пробирка	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1	$\text{FeCl}_3$		
2	$\text{NH}_4\text{SCN}$		
3	$\text{NH}_4\text{Cl}$		
4	–		

Написать выражение константы равновесия данного обратимого процесса. Объяснить смещение равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, применив принцип ЛеШателье.

### 6.2. Влияние температуры на смещение равновесия

В две пробирки поместить по 2 мл раствора крахмала и добавить по 1 капле раствора йода. Одну из пробирок нагреть, а потом охладить. Другую пробирку оставить для сравнения. Описать внешний эффект. Сделать выводы.

### 6.3. Смещение равновесия в направлении образования малорастворимого соединения

В одну пробирку поместить 2 мл 0,5 М раствора  $\text{SrCl}_2$  и 2 мл насыщенного раствора  $\text{CaSO}_4$ . В другую пробирку поместить 4 мл насыщенного раствора  $\text{CaSO}_4$ . Обе пробирки нагреть на водяной бане. Результаты наблюдений занести в таблицу:

Вещество	ПР	P, моль/л	Наблюдения
$\text{SrSO}_4$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-4}$	
$\text{CaSO}_4$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	

Написать соответствующее уравнение реакции и сделать вывод о смещении равновесия.

### 6.4. Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования малодиссоциированной кислоты

В две пробирки поместить по 5-6 капель раствора  $\text{BaCl}_2$ , затем добавить в одну пробирку 5-6 капель  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , в другую столько же  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . К содержимому обеих пробирок прилить 10-12 капель раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Отметить разницу в поведении образовавшихся малорастворимых солей по отношению к уксусной кислоте. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о направлении и условиях смещения гетерогенного равновесия.

## 7. НАГЛЯДНЫЕ ПОСОБИЯ, ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ

7.1. Табличный фонд по теме занятия.

7.2. Учебные пособия:

- справочник по аналитической химии.
- 7.3. ТС обучения и контроля:
  - карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
  - контрольные вопросы;
  - тесты.

## Занятие № 14

**1. ТЕМА: Определение окислительно-восстановительного потенциала**

**2. ЦЕЛЬ: Научиться использовать представления про окислительно-восстановительные потенциалы для объяснения биологического окисления в живых организмах**

**3. ЦЕЛЕВЫЕ ЗАДАЧИ:**

3.1. Научиться прогнозировать направление химических и биохимических окислительно-восстановительных реакций.

3.2. Научиться практически использовать окислительно-восстановительное титрование и потенциометрические методы в медико-биологических исследованиях.

3.2. Научиться интерпретировать окислительно-восстановительные процессы живых организмов с целью диагностики и лечения.

**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. Сущность окислительно-восстановительных реакций. В чем заключается процесс окисления и процесс восстановления?
2. Электродные потенциалы, механизм их возникновения.
3. Расчет величины электродного потенциала (уравнение Нернста). Понятие редокс-пары.
4. Как величина стандартного редокс-потенциала характеризует окислительно-восстановительные свойства редокс-пары?
5. Возможность, направление и полнота протекания реакций окисления-восстановления.
6. Диффузный, мембранный потенциалы. Природа биопотенциалов.

7. Значение окислительно-восстановительных и мембранных потенциалов в биологии и медицине.
8. Потенциометрия, применение в медицине и санитарно-гигиенической практике.

### 5.2. Выполнить задания:

**Задание 1.** При температуре 298,15°К потенциал водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор, равен -0,118 В. Вычислить рН и концентрацию ионов водорода этого раствора.

Ответ: рН = 2;  $[H^+] = 10^{-2}$  моль/л.

**Задание 2.** Рассчитать величину  $E_{Ox/Red}^0$  при 18°С, если  $E_{p\ Ox/Red} = -0,15$  В, а в системе находится 60% окисленной формы и 30% восстановленной формы вещества. В реакции перераспре-деляются 2 электрона.

Ответ: 0,159 В.

### 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. 506-551.
2. Медицинская химия: учеб. / В. А. Калибабчук, Л. И. Грищенко, В. И. Галинская и др.; под ред. В. А. Калибабчук. – К.: Медицина, 2008. – С. 195-215.
3. Ленский А. С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию: Учеб. пособие для студ. мед. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 231-238.
4. Садовнича Л. П., Хухрянский В. Г., Цыганенко А. Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986. – С. 105-127.

### 6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

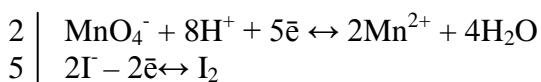
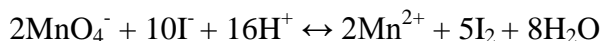
#### Определение массовой доли (в %) раствора йодида калия

Способ титрования – прямой.

Метод титрования – отдельных навесок.

Электроды – хлорсеребряный (стандартный),  
платиновый (индикаторный).

#### Химизм реакции:



#### Предварительные расчеты:

$M(KI) = 166,0$  г/моль;

$f_э(KI) = 1$ ;

$M_э(KI) = f_э(KI) \cdot M(KI) = 166,0 \cdot 1 = 166,0$  г/моль.

Методика работы. Точную навеску исследуемого раствора йодида калия 5,00 мл помещают в химический стакан объемом 50 мл и добавляют 7,5 мл 1 М раствора серной кислоты. Стакан помещают на столик магнитной мешалки, опускают электроды и при непрерывном помешивании титруют 0,1000 н. раствором перманганата калия. Регистрируют реальный редокс-потенциал с помощью универсального иономера ЭВ-74, используя систему электродов: индикаторный – платиновый, сравнения - хлорсеребряный.

Первое титрование – ориентировочное (грубое).

В процессе титрования реагент (0,1000 н. раствор  $\text{KMnO}_4$ ) прибавляют по 1,00 мл. После введения в систему титранта, раствор перемешивают с помощью магнитной мешалки на протяжении 30 с и регистрируют величину редокс-потенциала. Ориентировочное титрование дает возможность определить приблизительный объем титранта, который будет затрачен на титрование.

Второе титрование – точное.

До начала скачка редокс-потенциала определяемой системы титрант (0,1000 н. раствор  $\text{KMnO}_4$ ) прибавляют по 1,00 мл, а в пределах скачка потенциала – по 0,10 мл. Это дает возможность точно зафиксировать ТЭ проведенного титрования.

Результаты титрования записывают в таблицу:

$V(\text{KMnO}_4)$ , мл	$E_p$ , мВ	$\Delta V$ , мл	$\Delta E$ , мВ	$\Delta E/\Delta V$

Результаты потенциометрического титрования используют для построения дифференциальной кривой титрования.

По кривой титрования находят объем перманганата калия, затраченный на титрование исследуемого раствора, и рассчитывают содержание йодида калия в растворе по формуле:

$$\omega_{(\text{KI})} = \frac{V_{(\text{KMnO}_4)} \cdot C_{(\text{KMnO}_4)} \cdot K_{\text{п}} \cdot M_{\text{Э}(\text{KI})} \cdot 100}{a_{(\text{KI})} \cdot 1000} \cdot$$

## 7. НАГЛЯДНЫЕ ПОСОБИЯ, ТС ОБУЧЕНИЯ И КОНТРОЛЯ

- табличный фонд по теме занятия;
- карточки для выявления исходного уровня знаний-умений;
- контрольные вопросы;
- тесты.