

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**  
**ЦЕНТР РАЗВИТИЯ МЕДИЦИНСКОГО ОБРАЗОВАНИЯ**  
**ТАШКЕНТСКИЙ ПЕДИАТРИЧЕСКИЙ МЕДИЦИНСКИЙ ИНСТИТУТ**

**“Утверждаю”**

**Начальник главного управления  
кадров, науки и учебных заведений  
Минздрава РУз**

\_\_\_\_\_ проф. Ш.Э. Атаханов

« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2006

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ ПО**  
**БИОНЕОРГАНИЧЕСКОЙ И БИООРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**  
**(учебное пособие для студентов I-курса медицинских институтов)**

**ТАШКЕНТ – 2006 г.**

**Составители:** Зав. курса Бионерганической и биоорганической химии  
ТашПМИ, доцент **Алимходжаева Н.Т.**

Доц. курса Бионерганической и биоорганической химии  
ТашПМИ, **Орифжонов С.З.**

Асс. курса Бионерганической и биоорганической химии  
ТашПМИ, **Икрамова З.О.**

Доц. курса Бионерганической и биоорганической химии  
ТашПМИ, Айходжаев Б.К.

- Рецензенты:**
1. Профессор кафедры Биологической, бионеорганической и биоорганической химии, Ташкентской Медицинской Академии доктор химических наук, **Махсумов А.Г.**
  2. Профессор кафедры Биологической, бионеорганической и биоорганической химии, Ташкентской Медицинской Академии доктор химических наук, **Жураев А.Д.**
  3. Доцент кафедры Биологической, бионеорганической и биоорганической химии, ТашПМИ кандидат химических наук, **Айходжаев Б.К.**

Методическая разработка обсуждена на ЦМС ТашПМИ (протокол № 1 от «20» сентября 2006 г.) и утверждена на Ученом Совете ТашПМИ (протокол № 2 от «27» сентября 2006 г.).

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ В СИСТЕМЕ СИ

**Цель занятия:** Научиться проводить количественные расчеты для приготовления растворов различных концентраций, необходимых для анализа биологических объектов. Научиться экспериментально, готовить растворы заданной концентрации, используемые в медицинской практике.

**Значимость изучаемой темы:** Жидкие растворы, в первую очередь водные растворы имеют важное значение в биологии и медицине. Они являются средой живых организмов, где протекают жизненно важные процессы, в первую очередь, обмен веществ. Биологические жидкости: плазма крови, лимфа, желудочный сок, моча и др. представляют собой сложные смеси белков, липидов, углеводов, солей, растворенных в воде. Растворимость лекарственных препаратов в воде учитывается при использовании их для лечения. Растворы лекарственных препаратов в медицинской практике используются всегда с численным выражением их состава. Поэтому знание единиц измерения концентрации растворов необходимо для врача. Проведение количественных расчетов по приготовлению растворов заданной концентрации необходимо в медицинской практике, так как в клиническом, санитарно-гигиеническом и других анализах лекарственные препараты применяются в виде растворов известной концентрации.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Способы выражения концентрации растворов:
  - I.1. массовая доля компонента-  $\omega(X)$ ,  $\omega(X)\%$ ;
  - I.2. молярная доля –  $N(X)$ ; объемная доля-  $f(X)$ ;
  - I.3. молярная концентрация- $c(X)$ ;
  - I.4. молярная концентрация- $v(X)$ ;
  - I.5. молярная концентрация эквивалента  $c(f_{\text{экв}}(x)x) = c(\frac{1}{z}x)$
  - I. 6. фактор эквивалентности  $f_{\text{экв}}(x) = (\frac{1}{z}x)$
  - I.7. эквивалент  $f_{\text{экв}}(x)x = (\frac{1}{z}x)$
  - I.8. молярная масса эквивалента  $Mf_{\text{экв}}(x)x = M(\frac{1}{z}x)$
  - I.9. количество вещества эквивалента  $n(f_{\text{экв}}(x)x) = n(\frac{1}{z}x)$
  - I.10. титр раствора –  $t(x)$

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

#### Приготовление растворов заданной концентрации.

Имеется три метода приготовления раствора заданной концентрации:

1. разбавление более концентрированного раствора
2. использование определенной навески твердого вещества.
3. метод использования фиксаля.

1. *Приготовление 0,1 молярного раствора серной кислоты разбавлением более концентрированного раствора:*

- 1) В мензурку налить раствор серной кислоты и ареометром определить плотность данного раствора. Затем по таблице определить массовую долю серной кислоты в этом растворе.
- 2) Рассчитать, какой объём раствора с данной концентрацией необходим для приготовления 100 мл 0,1 молярного раствора.
- 3) Измерить необходимый объём серной кислоты в маленькой мензурке и осторожно при помощи воронки налить её в 100 мл мерную колбу наполовину заполненную дистиллированной водой. Смесь в мерной колбе охладить до комнатной температуры и осторожно доливать воду до мерной метки. Мерную колбу плотно закрыть крышкой и после тщательного перемешивания сдать лаборанту.

1. *Приготовление раствора методом растворения определённой навески твёрдого вещества:*

- 1) Узнать у преподавателя раствор какой концентрации необходимо приготовить. Затем провести расчёт: сколько грамм соли нужно растворить для получения раствора с данной концентрацией и с точностью до 0,01г взвесить необходимое количество соли.
- 2) Рассчитать необходимый объём воды. ( $m_{\text{воды}} = V_{\text{воды}}$ ), измерить этот объём при помощи мерной колбы или цилиндра, и залить её в колбу или стакан с солью.
- 3) Размешивать раствор стеклянной палочкой с резиновым наконечником до полного растворения соли. Если в процессе растворения наблюдается повышение или понижение температуры, подождать, пока температура раствора не достигнет комнатной.
- 4) Налить полученный раствор в сухой цилиндр и ареометром измерить плотность полученного раствора. По таблице определить массовую долю растворенного вещества, соответствующую плотности.
- 5) Рассчитать допущенную ошибку по формуле:  
$$\% \text{ ошибка} = (\omega_{\text{теор}} - \omega_{\text{практич}}) \cdot 100 / \omega_{\text{теор}}$$
- 6) Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию полученного раствора.

**Учебный материал для самоподготовки.**

1. Н.Л.Глинка. Общая химия. Л. , 1976,, стр. 213.
2. С.С.Оленин, Г.Н.Фадеев. Неорганическая химия. М. ,1979, стр. 107.
3. А.В.Бабков, Г.Н.Горшкова, А.М.Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М. ,1978, стр. 32.

## **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2. МЕТОД КИСЛОТНО – ОСНОВНОГО ТИТРОВАНИЯ АЛКАЛИМЕТРИЯ**

**Цель занятия:** Научиться на основе знания закономерностей протекания кислотно-основных реакций количественно определять содержание соляной кислоты в биологических объектах и лекарственных препаратах.

**Значимость изучаемой темы:** Метод кислотно-основного титрования применяется в медико-биологических исследованиях при проведении клинических анализов, в санитарно-гигиеническом контроле пищевых продуктов, воды, анализе и лекарственных препаратов. Этим методом можно устанавливать количественное содержание кислот, оснований, а также солей, которые при гидролизе образуют, кислую или щелочную среду. Например, этим методом осуществляют анализ кислотности желудочного сока, мочи и др. биологических жидкостей. Количественно анализируют лекарственные препараты, являющиеся кислотами, например, растворы соляной, серной, борной и многих органических кислот; в санитарно-гигиеническом анализе осуществляют анализ пищевых продуктов на их кислотность, определяют жесткость воды и т.д.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Теоретические основы метода кислотно-основного титрования;
2. Основы лабораторной работы:
  - 2.1. уравнение химической реакции;
  - 2.2. выбор индикатора;
  - 2.3. методика выполнения работы;
  - 2.4. расчетные формулы;
  - 2.5. оформление экспериментальных данных;
  - 2.6. выводы из результатов анализа;
3. Применение метода кислотно-основного титрования в медицине;

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

#### **"Определение общей кислотности желудочного сока"**

Изменение концентрации соляной кислоты в желудочном соке приводит к заболеваниям желудочно-кишечного тракта. В норме  $pH = 0,9 - 1,8$ . Повышение кислотности - гиперхлоргидрия приводит к язве желудка, понижение кислотности - гипохлоргидрия и полное отсутствие соляной кислоты в желудочном соке - ахлоргидрия приводят к онкологическим заболеваниям. Кислая реакция желудочного сока обусловлена присутствием соляной кислоты и кислореагирующих фосфатов, а при патологических процессах - молочной кислотой и летучими жирными кислотами.

Совокупность всех кислореагирующих веществ желудочного сока обычно называют общей кислотностью. Соляную кислоту, связанную с белками и продуктами их переваривания, называют связанной соляной кислотой, а оставшуюся в избытке соляную кислоту называют свободной соляной кислотой. При различных заболеваниях может меняться содержание в желудочном соке соляной кислоты, что влияет на его

ферментативную активность. Поэтому в клинической практике широко используются методы анализа кислотности желудочного сока, играющие важную роль в диагностике и лечении многих заболеваний желудочно-кишечного тракта.

На данном занятии будет проводиться лабораторная работа по "Определению общей кислотности желудочного сока"

**Методика работы.** Отмерить пипеткой 20,00мл стандартного раствора тетрабората натрия. Поместить его в коническую колбу для титрования, прибавить 1-2 капли раствора метилоранжа и титровать раствором соляной кислоты до перехода окраски из желтой в бледно-розовую от одной капли кислоты. Титрование повторить еще 2 раза, из сходящихся результатов взять среднее арифметическое и вычислить концентрацию раствора соляной кислоты. Экспериментальные данные внести в таблицу:

№	V(Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> ), мл	C(1/2Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> ), моль/л	V(HCl), мл	C(HCl), моль/л	T(HCl) Г/мл	Индикатор
1.						М-о
2.						М-о
3.						М-о

Расчеты произвести по формуле:

$$C(HCl) = \frac{V(Na_2B_4O_7) \cdot C(1/2 Na_2B_4O_7)}{V(HCl)}, \text{ моль/л}$$

$$T(HCl) = \frac{C(HCl) \cdot M(HCl)}{1000}, \text{ г/мл}$$

M(HCl) – молярная масса HCl; M(HCl) = 36,5 г/моль

**Учебный материал для самоподготовки:**

1. Н.А.Алексеев. Количественный анализ. М., 1972, стр. 294
2. Н.А.Селезнева. Аналитическая химия. М., 1973, стр.183
3. И.К.Цитович. Курс аналитической химии. М., 1985, стр.249
4. А.В.Бабков, Г.Н.Горошкова, А.М.Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М., 1978, стр.109.

### **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 3. МЕТОД КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО ТИТРОВАНИЯ. АЦИДИМЕТРИЯ**

**Цель занятия:** Научить на основе знания закономерностей протекания кислотно-основных реакций количественно определить содержание оснований в биологических объектах и лекарственных препаратах.

**Значимость изучаемой темы:** Аммиак является продуктом распада аминокислот живых организмов. Часть его выделяется с мочой в количестве 0,5-1,2г в сутки. При некоторых заболеваниях выделение аммиака увеличивается. Для человека аммиак ядовит. Содержание его в цельной крови 0,05мг%. Количественное определение аммиака в биологических объектах

характеризует наличие или отсутствие патологических процессов в организме и имеет диагностическое значение. «Нашатырный спирт» - применяющийся в медицине, представляет 10% (масс.) раствор  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Сущность метода ацидиметрии.
2. Кривые титрования.
3. Теория индикаторов.
4. Теоретические основы лабораторной работы:
  - 4.1. уравнение химической реакции;
  - 4.2. выбор индикатора;
  - 4.3. методика выполнения работы;
  - 4.4. расчетные формулы;
  - 4.5. оформление экспериментальных данных;
  - 4.6. выводы из результатов анализа;
5. Применение метода ацидиметрии в клиническом анализе;

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

#### Контрольно-аналитическое определение массы аммиака в растворах.

*Методика работы.* В колбу для титрования взять определенный объем аммиака (преподаватель дает в виде контрольной задачи), добавить 1-2 капли раствора метилоранжа и титровать стандартизированным раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски в бледно-розовую от 1 капли раствора соляной кислоты. Определение повторить еще 2 раза, из исходящихся результатов взять среднее арифметическое и рассчитать массу аммиака. Экспериментальные данные внести в таблицу:

№	$V(\text{NH}_3)$ , мл	$V(\text{HCl})$ , мл	$C(\text{HCl})$ , моль/л	$t(\text{HCl}/\text{NH}_3)$ г/мл	$m(\text{NH}_3)$ , г	Индикатор
1.						М-о
2.						М-о
3.						М-о

Расчеты произвести по формуле:

$$m(\text{NH}_3) = T(\text{HCl}/\text{NH}_3) \cdot V(\text{HCl})$$

$T(\text{HCl}/\text{NH}_3)$  – титр раствора  $\text{HCl}$  по аммиаку:

$$T(\text{HCl}/\text{NH}_3) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot M(\text{NH}_3)}{1000}, \text{ г/мл}$$

$V(\text{HCl})$  – объем раствора  $\text{HCl}$ , затраченный на титрование раствора  $\text{NH}_3$ .

**Учебный материал для самоподготовки:**

1. И.К.Цитович. Курс аналитической химии. М., 1985, стр.249
2. А.В.Бабков, Г.Н.Горошкова, А.М.Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М., 1978, стр.109.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4. МЕТОДЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОГО ТИТРОВАНИЯ. ПЕРМАНГАТОМЕТРИЯ.

**Цель занятия:** Научиться на основе знания закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций проводить количественные определения методом перманганатометрии биологических объектов и лекарственных препаратов, а также объектов санитарно гигиенического характера.

**Значимость изучаемой темы:** Методы окислительно-восстановительного титрования широко применяются в клиническом, санитарно-гигиеническом анализе лекарственных препаратов. Используя высокую окислительную способность перманганата калия, можно с его помощью проводить определение восстановителей в биологических объектах. Например, методом перманганатометрии определяют содержание мочевой кислоты в моче,  $\text{Ca}^{2+}$  в кровяной сыворотке, сахара в крови, активность фермента каталазы в крови и др. Окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$  используются в медицинской практике при применении его в качестве антисептического средства наружно в водных растворах для промывания ран-0,1-0,5%(масс), для полоскания рта и горла-0,01 –0,1%(масс.) для промывания желудка при отравлениях-0,02-0,1%(масс).

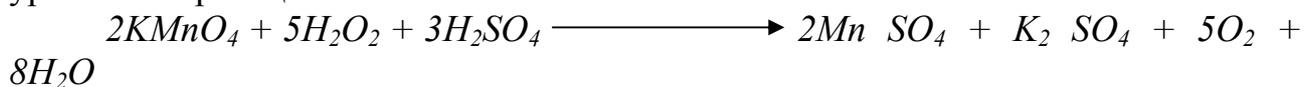
**На занятии, будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Теоретические основы методов окислительно – восстановительного титрования.
2. Расчет молекулярных масс эквивалента окислителей и восстановителей.
3. Теоретические основы метода перманганатометрии:
  - 3.1. Восстановление перманганата в кислой, щелочной и нейтральной средах
4. Теоретические основы лабораторной работы:
  - 4.1. Уравнение химической реакции.
  - 4.2. Методика выполнения лабораторной работы.
  - 4.3. Расчетные формулы.
  - 4.4. Оформление экспериментальных данных.
5. Применение метода в медицине

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

#### Контрольно-аналитическое определение массы пероксида водорода в растворе.

Пероксид водорода в реакциях окисления-восстановления с  $\text{KMnO}_4$  проявляет свойства восстановителя, и процесс протекает по следующему уравнению реакции:



**Методика работы:** В колбу для титрования взять определенный объем раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( преподаватель дает в виде контрольной работы) , добавить 3,0мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  /1:4/, добавить 2 мл  $\text{MnSO}_4$  и титровать раствором  $\text{KMnO}_4$  до появления исчезающей розовой окраски. Титрование повторить еще два

раза. Экспериментальные данные внести в таблицу. Из сходящихся результатов взять среднее арифметическое значение и произвести расчет:

№	V(H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ), мл	C(1/5KMnO <sub>4</sub> ), моль/л	V(KMnO <sub>4</sub> ), мл	m(H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ), г
1				
2				
3				

Расчеты произвести по формуле:

$$m(H_2O_2) = \frac{M(1/2H_2O_2) \cdot V(KMnO_4) \cdot C(1/5KMnO_4)}{1000}$$

C(1/5KMnO<sub>4</sub>) -молярная концентрация эквивалента раствора KMnO<sub>4</sub>

M (1/2 H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) -молярная масса эквивалента H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

M (1/2 H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) -17г/моль

**Учебный материал для самоподготовки.**

1. И.К.Цитович Курс аналитической химии. М.,1985,стр.271.
2. А.В. Бабков, Г.Н.Горшкова, А.М.Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М.,1978,стр.135
3. Б.М.Алексеев. Количественный анализ.М.,1972.,стр.378

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5. МЕТОДЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОГО ТИТРОВАНИЯ. ИОДОМЕТРИЯ.

**Цель занятия:** Научиться на основе знания закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций проводить количественные определения лекарственных препаратов методом иодометрии.

**Значимость изучаемой темы:** Методы окислительно-восстановительного титрования широко применяются в клиническом, санитарно-гигиеническом анализе, анализе лекарственных препаратов.

Методом иодометрического титрования можно проводить определения как восстановителей, так и окислителей, что делает этот метод весьма широко применяемым в титриметрическом анализе.

Этим методом определяют содержание альдегидной и кетонной групп, ацетона, хинона, антипирина, пероксида водорода, свободного хлора в воде, меди/П/, нитритов в растворах и др.

Иодное число важно для оценки пищевой пригодности жиров.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Теоретические основы метода йодометрии
  - 1.1.Иодометрическое определение восстановителей
  - 1.2.Иодометрическое определение окислителей
2. Теоретические основы лабораторной работы
  - 2.1.Уравнение химической реакции
  - 2.2.Принцип действия индикатора
  - 2.3.Методика выполнения лабораторной работы

## 2.4. Расчетные формулы

## 2.5. Выводы из результатов анализа

### 3. Применение метода в меди

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

##### Определение массы аскорбиновой кислоты в водных растворах.

/ Контрольно-аналитическое определение /

*Методика работы:* В колбу для титрования взять определенный объем раствора аскорбиновой кислоты /преподаватель дает в виде контрольной работы/, добавить 1,00 мл раствора крахмала и титровать раствором иода до появления синего окрашивания от одной капли раствора иода. Титрование повторить еще два раза. Экспериментальные данные внести в таблицу. Из сходящихся результатов взять среднее арифметическое значение и произвести расчеты. Данные внести в таблицу:

№	V(C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>6</sub> ) мл	V(крахмал) мл	V(I <sub>2</sub> ) мл	m(C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>6</sub> )	Индикатор
1					крахмал
2					
3					

Расчеты произвести по уравнениям:

$$m = (C_6H_8O_6) = \frac{C(1/2I_2) \cdot V(I_2) \cdot M(1/2C_6H_8O_6)}{1000}$$

Количественное определение аскорбиновой кислоты основано на проявлении ею восстановительных свойств. Иод от действия аскорбиновой кислоты обесцвечивается. Определение проводится на основании следующей реакции:



Аскорбиновая кислота регулирует окислительно-восстановительные процессы в организме. Ее недостаток вызывает тяжелое заболевание - цингу. Аскорбиновая кислота-витамин С - широко распространена в природе. Особенно ею богат растительный мир.

Так, богаты витамином С свежие овощи – салат, капуста, свекла, картофель, яблоки. Из ягод – черная смородина, шиповник, барбарис и др. Много витамина С содержится в хвое, крапиве. Этот витамин ускоряет свертывание крови и повышает сопротивляемость организма инфекциям.

#### Учебный материал для самоподготовки.

1. И.К. Цитович. Курс аналитической химии. М.,1985,стр.282
2. А.В.Бабков, Г.Н.Горшкова, А.М.Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа.М.,1976,стр.142
3. В.Н.Алексеев. Количественный анализ.М.,1972.,стр.395.

#### ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 6.

##### КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ.

**Цель занятия:** Познакомиться с явлениями, основанными на коллигативных свойствах растворов. Научиться количественно рассчитывать осмотическое давление биологических жидкостей и растворов лекарственных

препаратов, а также на основе знания законов разбавленных растворов определять относительную молекулярную массу неэлектролитов.

**Значимость изучаемой темы:** Явления осмоса играют большую роль в жизни растительных и животных организмов. Поверхности клеток и тканей организмов, их оболочки обладают свойствами полупроницаемых мембран.

Осмотическое давление внутри организма является важным фактором определяющим распределение воды между различными его частями, его значение огромно. У человека также поддерживается постоянство осмотического давления крови и других биологических жидкостей. Оно имеет значение в пределах 760-800кПа (7,7атм) при температуре 37.<sup>0</sup>

В организм человека и животных можно вводить в больших количествах только изотонические растворы, чтобы не изменить значение осмотического давления биологических жидкостей.

Криометрический метод анализа широко применяется в медицине для определения относительных молекулярных масс лекарственных препаратов, осмотической концентрации, осмотического давления различных биологических жидкостей. Этот метод используется также для определения степени и константы диссоциации слабых электролитов, константы устойчивости комплексных соединений, являющихся лекарственными препаратами.

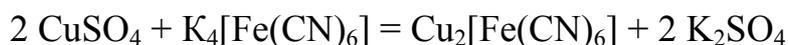
**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Коллигативные свойства растворов.
2. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа..
3. Гипертонические, гипотонические и изотонические растворы.
4. Плазмолиз и гемолиз
5. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах.
6. Явление изоосмии.
7. Закон Рауля и следствия вытекающие из этого закона.
8. Определение относительной молярной массы неэлектролитов криоскопическим и эбулиоскопическим методом

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1.**

#### **Рост искусственной клетки "Траубе" древесных образований.**

В сосуд ёмкостью 10,0 мл наливают почти доверху 5% - ный раствор  $\text{CuSO}_4$  и бросают в него несколько кристаллов желтой кровяной соли - гексациано - (II) феррата калия. Через некоторое время наблюдают причудливые образования, которые возникают в сосуде. Кристаллы  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , растворяясь в растворе, вступают во взаимодействие с  $\text{CuSO}_4$  по уравнению:



Получаемая в результате этой реакции плёнка гексациано - (II) феррата меди обволакивает кристаллы желтой кровяной соли с прилегающим к ним раствором, образуется "искусственная клетка", способная к дальнейшему росту, т.к. её стенки обладают полупроницаемостью. Молекула воды, проникая во внутрь "клетки" увеличивает её объём, плёнка

разрывается, и раствор желтой кровяной соли изливается наружу. Затем процесс вновь повторяется, "клетка" как бы растёт, образуя своеобразные отростки и разветвления.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2.

### Исследование осмотических свойств плазмы.

*Опыт 1.* Для опыта взять три пробирки: в первую добавить 10 капель изотонического раствора NaCl, во вторую - 10 капель гипертонического раствора NaCl, в третью - 10 капель гипотонического раствора NaCl. Затем в каждую внести по 1 капле крови. Наблюдать происходящие явления. Обосновать научные выводы. Объясните, какие растворы можно вводить в организм человека в больших количествах (объёмах)? Какие растворы недопустимо вводить в организм человека и к каким патологиям это может привести?

*Опыт 2.* К 10 каплям изотонического раствора NaCl в пробирке добавить 1 каплю крови и 1 каплю 0,5 М раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Научно обосновать выводы происходящего явления. К каким последствиям может привести необоснованно большое вливание кислот в живой организм.

*Опыт 3.* В три пробирки внести по 10 капель изотонического раствора и по 1 капле крови. В первую пробирку добавить 1 каплю 10 % ного раствора NaCl, во вторую - 1 каплю 10% ного раствора CuSO<sub>4</sub>, третью пробирку оставить для сравнения. Научно обосновать происходящие явления. На основании выводов сделать предположения о действии ионов меди на кровь и организм человека при болезни Вильсона.

### Учебный материал для самоподготовки

1. Н.Л. Глинка. Общая химия. Л., 1960, стр. 215, 227.
2. С.С. Оленин, Г.Н. Фадеев. Неорганическая химия. М., 1979, стр. 114
3. А.В. Бабков, Г.Н. Горшкова, А.М. Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М., 1978, стр. 44
4. М.И. Равич-Щербо, В.В. Новиков. Физическая и коллоидная химия. М., 1975, стр. 37.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 7. СВОЙСТВА БУФЕРНЫХ РАСТВОРОВ.

**Цель занятия:** Научиться прогнозировать механизм действия буферных растворов в биологических системах, а также количественно рассчитывать и экспериментально определять рН буферных растворов.

**Значимость изучаемой темы:** Знание свойств буферных систем и умение применять их для решения конкретных практических задач в медицинской практике совершенно необходимо, так как эти системы играют важную роль в поддержании кислотно-основного равновесия в организме. Они регулируют кислотность крови, клеточной и межклеточной жидкости и т.д., обеспечивая тем самым оптимальные условия для проявления высокой активности ферментов и гормонов. Нормальное значение рН крови в живом организме 7,36. Он поддерживается как бикарбонатной буферной системой, так и мощными системами – гемоглобиновым и оксигемоглобиновым буфером,

которые составляют 75% всей буферной емкости крови. Система оксигемоглобин-гемоглобин поддерживает постоянство рН крови в артериях. В моче, пищеварительном соке важен фосфатный буфер.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Буферные системы
2. Уравнение Гендерсона - Гассельбаха
3. Механизм буферного действия
1. Буферная емкость и ее значение
2. Значение буферных систем в медицине

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

**Приготовление буферных растворов и исследование их свойств.**

Для опытов использовать 0,1 моль/л растворы  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и

*Опыт №1.* Приготовление буферных растворов.

В семь одинаковых пробирок налить растворы уксусной кислоты и ее соли в объемах, указанных в таблице, с записью опыта:

№ пробирки	Состав буферной смеси, мл		Расчетный рН смеси	Окраска после прибавления индикатора.
1.	9,0	1,0		
2.	7,0	3,0		
3.	5,0	5,0		
4.	3,0	7,0		
5.	1,0	9,0		
6.	0,5	9,5		
7.	0,2	9,8		

Прибавить в каждую пробирку по три капли индикатора метилоранжа,, перемешать, отметить в таблице окраску буферных смесей. Вычислить рН каждой смеси.

*Опыт №2.* Влияние разбавления на рН буферного раствора.

В пробирке приготовить буферную смесь, состоящую из 5,0 мл уксусной кислоты и такого же объема раствора ее соли. Перенести в другую пробирку 3,0 мл этой смеси и разбавить водой 6,0 мл.

В каждую пробирку прибавить по 2 капли индикатора метилового красного. Какова окраска раствора? Сделайте выводы о влиянии разбавления на рН буферного раствора.

*Опыт №3.* Влияние кислоты и щелочи на рН буферного раствора.

В трех пробирках приготовить по 10 мл буферного раствора, состоящего из 5,0 мл  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 5,0 мл раствора  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

Добавить в первую пробирку 5 капель раствора  $\text{HCl}$ , во вторую – 5 капель раствора  $\text{NaOH}$  (0,1 моль/л), в третью – 5 капель дистиллированной воды и в каждую по 2 капли индикатора метилоранжа. Отметьте окраску

растворов. Сделайте выводы о влиянии небольших количеств кислот и щелочей на pH буферного раствора.

#### **Учебный материал для самоподготовки**

3. В.Н.Алексеев. Количественный анализ. М., 1972, стр. 280
4. К.А.Селезнев. Аналитическая химия., М., 1973, стр.30.
5. И.К.Цитович. Курс аналитической химии. М.,1985, стр.31.
6. С.С.Оленин, Г.Н.Фадеев. Неорганическая химия. М,1979, стр.135.

### **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 8. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

**Цель занятия:** Научить системному подходу к определению возможностей применения и характеру образования продуктов реакции комплексообразования. Научить прогнозировать образование комплексных соединений в биологических системах

**Значимость изучаемой темы:** Многие биохимические процессы в живых организмах протекают с участием комплексных соединений. Гемоглобин – является комплексным соединением железа, витамин В<sub>12</sub> является комплексным соединением кобальта и другие. Процессы комплексообразования следует учитывать при использовании лекарственных средств, так как многие из них имея в своем составе металл – комплексообразователь, могут образовывать прочные комплексные соединения с биолигандами организма. Комплексные соединения применяются в медицине в качестве лекарственных препаратов. Например, соединения платины – антираковые препараты, замедляющие рост злокачественных опухолей. Купир –  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{B}_6$  – лечит туберкулез, гепатит; феррамид – комплекс железа с амидом никотиновой кислоты – анемии различной этиологии, коамид – комплекс кобальта с амидом никотиновой кислоты – способствует заживлению закрытых переломов, кобавит лечит гепатит и др.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Комплексные соединения.
2. Получение комплексных соединений
3. Координационная теория строения комплексных соединений А.Вернера
4. Классификация комплексных соединений
5. Внутрикомплексные соединения
6. Равновесие в растворах комплексных соединений
7. Константы устойчивости и неустойчивости комплексных соединений
8. Научное обоснование направления реакций комплексообразования
9. Жесткость воды и способы ее устранения
10. Значение комплексных соединений в медицине

#### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.**

**Образование комплексных соединений и исследование их свойств.**

##### **Опыт №1. Образование комплексного иона.**

К растворам солей  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  добавить по каплям раствор  $\text{NaOH}$ . Полученные осадки гидроксидов растворить в избытке реактива  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Образуется комплексные соединения – аммиакаты соответствующих катионов.

К полученным растворам комплексов добавить раствор щелочи. Выпадают ли осадки гидроксидов металлов? Написать уравнения реакций образования аммиакатов.

**Опыт №2. Образование комплексного аниона.**

А) В пробирку внести 5 капель раствора  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , добавить 2 капли раствора добавить  $\text{KJ}$ . Наблюдать образование осадка.  $\text{KJ}$  до его полного растворения. Написать уравнение реакций.

Б) К растворам солей  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  прибавить раствор  $\text{NaOH}$ . Образующиеся осадки гидроксидов растворить в избытке реактива. Написать уравнение реакций образования гидроксикомплексов.

**Опыт №3. Смещение равновесия реакций комплексообразования.**

А) В пробирку добавить 5 капель раствора  $\text{AgNO}_3$  и 3 капли раствора  $\text{NaCl}$ . Написать уравнение реакции.

Б) К полученному осадку  $\text{AgCl}$  добавить 10 капель раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Написать уравнение реакции растворения.

В) к полученному раствору добавить 10 капель раствора  $\text{HNO}_3$ . Написать уравнение реакции образования осадка  $\text{AgCl}$ .

**Опыт №4. Устойчивость комплексных соединений.**

К раствору соли  $\text{FeCl}_3$  добавить раствор  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Отметить окраску образовавшегося раствора. Добавить раствор  $\text{NaF}$ . Объяснить происходящее явление.  $K_{\text{неуст.}} [\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-} = 5,9 \cdot 10^{-4}$ ;

$K_{\text{неуст.}} [\text{FeF}_6]^{3-} = 3,6 \cdot 10^{-7}$ .

**Опыт №5. Обменные реакции в растворах комплексных соединений.**

К раствору соли  $\text{FeCl}_3$  добавить раствор  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Отметить цвета образовавшихся осадков, написать уравнение реакций их образования. В отдельной пробирке смешать по несколько капель растворов  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Почему в этом случае осадок не образуется?

**Учебные материалы для самоподготовки:**

1. С.С.Оленин, Г.Н. Фадеев Неорганическая химия, М., 1979, стр 94
2. И.Н. Цитович Курс алиминтарной химии., М., 1985, стр. 57,263
3. И.А. Алексеев Количественный анализ., М.. 1972, стр. 336
4. И.А. Селезнев Аналитическая химия. М, 1973, стр 222
5. А.В. Бобков, Г.Н. Горчинова, А. М. Кононов Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М., 1989, стр 231.

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 9.**

**МЕТОДЫ КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧЕСКОГО ТИТРОВАНИЯ.**

**Цель занятия:** Научиться на основе знания закономерностей протекания реакций комплексообразования, количественно определять содержание ионов металлов в биожидкостях, в частности определять общую жесткость воды.

**Значимость изучаемой темы:** Методы комплексонометрического титрования широко применяются в медико - биологических исследованиях при проведении клинических, санитарно-гигиенических анализов, анализе фармацевтических и лекарственных препаратов. Разработаны методики определения более 80 элементов. В живых организмах этим методам

определяют присутствие кальция, магния и др. Катионов в биологических жидкостях, органах. В санитарно-гигиеническом анализе его используют для установления общей жесткости воды. Реакции комплексообразования с использованием в качестве лигандов комплексонов используются в медицине для лечения отравлений тяжелыми металлами путем выведения их из организма в виде растворимых комплексных соединений.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Теоретические основы методов комплексонометрического титрования:
  - 1.1. внутримолекулярные соединения;
2. Жесткость воды и способы ее устранения.
3. Теоретические основы лабораторной работы:
  - 2.1. уравнение химической реакции;
  - 2.2. принцип действия индикатора;
  - 2.3. методика выполнения работы;
  - 2.4. расчетные формулы;
  - 2.5. оформление экспериментальных данных;
  - 2.6. выводы из результатов анализа;
4. Применение метода комплексонометрического титрования в медицине;
5. Хелатотерапия

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.**

**контрольно-аналитическое определение общей жесткости воды.**

*Методика работы:* в колбу для титрования отмерить бюреткой 100,00 мл водопроводной воды, прибавить 5,0 мл аммонийной буферной смеси (pH=10), на кончике шпателя индикатор эриохром черный Т (в смеси с сухим NaCl) и титровать стандартным раствором комплексона III до перехода винно-красной окраски в синюю (с зеленым оттенком). В конце титрования раствор комплексона III добавлять медленно, по каплям, до тех пор, пока красноватый оттенок совершенно исчезнет. Титрование повторить еще 2 раза, из сходящихся результатов взять среднее арифметическое и вычислить общую жесткость водопроводной воды. Экспериментальные данные внести в таблицу:

№№ опр.	V (H <sub>2</sub> O), мл	V (компл III), мл	С (компл III), моль/л	Индикатор
1.				
2.				
3.				

Общую жесткость воды (Ca<sup>2+</sup> и Mg<sup>2+</sup> на 1 л.) вычислить по следующей формуле в тысячных долях массы эквивалента:

$$X = \frac{C(\text{компл III}) \cdot V(\text{компл III}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ мг/л}$$

**Учебный материал для самоподготовки.**

1. Н.А.Селезнева. Аналитическая химия. М., 1973, стр.222
2. И.К.Цитович. Курс аналитической химии. М., 1985, стр.263

3. А.В.Бабков, Г.Н.Горшкова, А.М.Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М., 1978, стр.151.

### **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 10. ХИМИЯ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ.**

**Цель занятия:** Познакомить студентов с разделом бионеорганической химии – химией биогенных элементов. Ознакомить с основами качественного анализа.

**Значимость изучаемой темы:** Бионеорганическая химия возникла на стыке неорганической химии, биологии и биохимии. Химия биогенных элементов, изучающая поведение химических элементов в биологических системах, является одним из разделов бионеорганической химии.

В организме человека синтезируется огромное количество химических соединений. Часть этих соединений используется в качестве строительных материалов для источников энергопитания и обеспечивает организму рост и развитие, другая часть в виде отходов этого процесса, выводится из организма.

Шесть элементов: углерод, кислород, водород, азот, сера и фосфор синтезируются в организме в результате его жизнедеятельности. Кроме этих элементов в обмене веществ (метаболизме) участвуют такие жизненно важные элементы как кальций, калий, натрий, хлор, магний, железо, фтор являющиеся макроэлементами, и некоторые микроэлементы – бор, алюминий, кремний, ванадий, хром, марганец, кобальт, никель, медь, цинк, йод, бром, стронций, молибден и др.

В основу живых организмов входит более 78 элементов, причем более 99% массы человеческого тела приходится на долю макроэлементов.

Большинство s-элементов и d-элементов являются жизненно важными физиологически активными биогенными элементами. Существует большое количество лекарственных препаратов s-элементов I и II группы, а также d-элементов, особенно семейства железа.

Методы качественного анализа широко применяются в медицинской практике для анализа биологических объектов: органов, тканей, биологических жидкостей и т.д., лекарственных препаратов, санитарно-гигиенических объектов и продуктов питания.

#### **На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Химия биогенных элементов – основа изучения биологической роли химических элементов в живых организмах.
2. Биологически важные S-элементы.
3. Биологически важные d-элементы
4. Биологически важные p-элементы.
5. Химические свойства s-элементов.
6. Химические свойства d-элементов
7. Химические свойства p-элементов.
8. Применение соединений s- p- и d-элементов в медицине.
9. Основы качественного анализа.

10. Аналитические реакции на катионы и анионы биогенных s, d и p-элементов.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.

#### Качественные реакции на катионы биогенных элементов.

##### **1 опыт. Реакция на ионы - $\text{Ca}^{2+}$**

Реакция с оксалатом натрия  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ . К 5-6 каплям раствора  $\text{CaCl}_2$  прилить 5-6 капель раствора реактива. Образуется белый осадок.

##### **2 опыт. Реакция на ионы - $\text{Cr}^{3+}$**

Реакция с едкими щелочами  $\text{NaOH}$ . К 5-6 каплям раствора соли  $\text{Cr}^{3+}$  прилить по каплям раствор  $\text{NaOH}$  до образования осадка.

##### **3 опыт. Реакция на ион - $\text{Fe}^{3+}$**

Реакция с роданидом аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .

а) К 4-5 каплям раствора  $\text{FeCl}_3$  добавить 4-5 капель раствора реактива, образуется кроваво-красный цвет.

б) Реакция с ферроцианидом калия (II)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

К 4-5 каплям раствора  $\text{FeCl}_3$  добавить 4-5 капель раствора реактива, образуется осадок берлинской лазури.

##### **4 опыт. Реакция на ион - $\text{Fe}^{2+}$**

Реакция с ферроцианидом (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

К 4-5 каплям раствора  $\text{FeSO}_4$  добавить 4-5 капель раствора реактива, образуется осадок турбулевой сини.

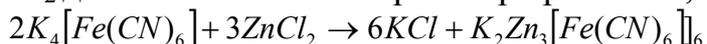
##### **5 опыт. Реакция на ион - $\text{Mn}^{2+}$**

Реакция с едкими щелочами.

К 4-5 каплям раствора  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  добавить 4-5 капель раствора реактива, образуется белый осадок.

##### **6 опыт. Реакция на ион - $\text{Zn}^{2+}$**

Реакция с ферроцианидом калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . К 4-5 каплям раствора  $\text{ZnCl}_2$  добавить 4-5 капель раствора реактива, образуется белый осадок.



##### **7 опыт на ион - $\text{Co}^{2+}$**

Реакция с карбонатом натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . К 4-5 каплям раствора  $\text{CoCl}_2$  добавить 4-5 капель раствора реактива. Образуется осадок розового цвета.

#### Учебный материал для самоподготовки

1. Н.Л. Глинка Общая химия, 1984, стр. 543-652.
2. С.С.Оленин, Г.Н. Фадеев. Неорганическая химия, М., 1979, стр. 241-372
3. В.Н. Алексеев Курс качественного химического полумикроанализа, М., 1973, стр. 121-344
4. К.А. Селезнев Аналитическая химия. М., 1973, стр. 71-98
5. И.К. Цитович Курс аналитической химии. М, 1985, стр. 102-131.
6. Х.Х. Хакимов, А.З. Татарская Периодическая система и биологическая роль элементов, Т., 1985, стр. 16-64.

## ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 11. НЕОРГАНОГЕННЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

**Цель занятия:** Познакомить студентов с химией неорганогенных элементов, изучить общие свойства элементов неорганогенов, их токсическое влияние на процессы жизнедеятельности. Приобрести навыки выполнения качественных реакций на ионы неорганогенных элементов.

**Значимость изучаемой темы:** Химия неорганогенных элементов изучает химические реакции, протекающие в живом организме с участием неорганогенных ионов. Токсичное действие этих элементов в определенной степени зависит от строения их атома, совокупности их физико-химических свойств, способности накапливаться в тех или иных тканях и органах.

Известно, что ионы неорганогенных элементов содержатся в организме в определенном количестве, однако ни биологическая роль, ни форма содержания, ни особенности концентрации их в тканях и органах неизвестны. В организм человека попадают соединения неорганогенных элементов вместе с продуктами питания, пищей, воздухом и водой.

Избыток этих элементов приводит к серьезным патологиям. Для лечения патологий, вызванных токсическим действием ионов неорганогенных элементов, в клинической практике пользуются методом хелатотерапии.

Методами качественного анализа определяют наличие ионов неорганогенных элементов в биологических жидкостях.

### На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:

1. Токсичное действие неорганогенных элементов на живой организм и его следствие.
2. Применение соединений неорганогенных элементов в качестве лекарственных препаратов в медицине.
3. Химические свойства неорганогенных элементов и их соединений.
4. Качественные реакции по ионы неорганогенных элементов.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.

**Опыт 1.** Реакция на катион  $Ba^{2+}$ . Реактив – хромат калия  $K_2CrO_4$

В пробирку поместить 5 капель  $BaCl_2$ , 3-5 капель  $CH_3COONa$ , 3 капли раствора  $K_2CrO_4$ . Появляется осадок  $BaCrO_4$  желтого цвета. Осадок растворяется в сильных кислотах, а в  $CH_3COOH$  не растворяется. Напишите уравнение реакции напишите в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 2.** Реакция на ионы  $Hg^{2+}$ . Реактив – калий йодид  $KI$ .

К 3-5 каплям  $Hg(NO_3)_2$  добавить 3-5 капель раствора  $KI$ . Появляется осадок  $HgI_2$  красно-бурого цвета. Осадок растворяется в большом количестве  $KI$ , образуются комплексное соединение. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 3.** Реакция на катион алюминия. Реактивализарин красный S в основной среде.

На фильтровальную бумагу нанести 1 каплю раствора  $AlCl_3$  и подержать 1-2 мин. над концентрированным раствором аммиака. Образуется  $Al(OH)_3$ . На пятно в фильтре нанести 1 каплю ализарина, и опять подержать над

концентрированным раствором аммиака. Появляется «алюминиевый лак» красно-розового цвета.

**Опыт 4.** Реакция на катион  $Pb^{2+}$ . Реактив – калий йодид KJ.

В пробирку, где находится  $Pb(CH_3COO)_2$  добавить 3-5 капель KJ. Образуется желтый аморфный осадок  $PbJ_2$ . Осадок частично растворяется в большом количестве KJ, в горячей воде, уксусной кислоте. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 5.** Реакция на ион  $Sn^{2+}$ . Реактив нитрат висмута  $Bi(NO_3)_3$ .

К раствору  $SnCl_2$  добавить раствор NaOH, появляется осадок  $Sn(OH)_2$ .  $Sn(OH)_2$  – амфотерен, поэтому, при добавлении избыточного количества NaOH, он растворяется. К бесцветному раствору добавить раствор  $Bi(NO_3)_3$  до появления черного осадка. Выделяется свободный висмут. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 6.** Реакция на катион  $As^{3+}$ . Реактив – натрий тиосульфат  $Na_2S_2O_3$ .

В пробирку налить 2-3 капли раствора  $Na_3AsO_3$ , 3-5 капель HCl и 2-3 капли раствора  $Na_2S_2O_3$  и пробирку подержать над спиртовкой до кипения. Появляется осадок  $As_2S_3$  желтого цвета. Осадок растворяется в растворе  $Na_2S$ . Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

**Опыт 7.** Реакция на катион  $Bi^{3+}$ . Реактив  $SnCl_2$ .

На раствор соли  $SnCl_2$  добавить NaOH. Появляется белый осадок  $Sn(OH)_2$ . Он растворяется в большом количестве NaOH. К бесцветному раствору добавить  $Bi(NO_3)_3$  до появления черного осадка. Выделяется свободный висмут. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

#### **Учебный материал для самоподготовки**

1. Н.Л. Глинка Общая химия, 1984, стр. 383-608.
2. С.С.Оленин, Г.Н. Фадеев. Неорганическая химия, М., 1979, стр. 314-336
3. В.Н. Алексеев Курс качественного химического полумикроанализа, М., 1973, стр. 318-419,448.
4. К.А. Селезнев Аналитическая химия. М., 1973, стр. 90,100,106,108,116,121.
5. И.К. Цитович Курс аналитической химии. М, 1985, стр. 113.

### **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 12.**

#### **ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH БИОЖИДКОСТЕЙ**

**Цель занятия:** Научиться определять pH биожидкостей потенциометрическим методом.

**Значимость изучаемой темы:** Температура тела, определенное осмотическое давление, а также значение pH различных биожидкостей являются основой постоянства организма. Например, pH крови =  $7,4 \pm 0,04$ , желудочного сока –  $1,85 \pm 0,15$ , слюны –  $6,60 \pm 0,30$  и т.д.

Значительное изменение pH биологических систем, в первую очередь крови, приводит к серьезным патологическим процессам.

Определение pH крови, мочи, желудочного сока имеет важное значение в медицине при диагностике различных заболеваний.

Определение рН биожидкостей потенциометрическим методом – точное и надежное определение. Эту методику можно использовать в тех случаях когда невозможно определить рН биожидкостей другими способами, например, рН крови, окрашенных и мутных растворов и т.д.

Потенциометрический метод определения рН нашел широкое применение в биохимических анализах.

### **На занятии будут рассмотрены следующие вопросы**

1. Потенциалы, образующиеся на границе металл – вода, металл – раствор его соли.
2. Устройство гальванического элемента. Элемент Якоби – Даниэля.
3. Зависимость электродного потенциала от природы металла, концентрации, температуры. Уравнение Нернста
4. Виды электродов: электроды сравнения (стандартные электроды), электроды определения, ионоселективные электроды. Электроды первого и второго рода.
5. Мембранные и диффузные потенциалы и их биологическое значение.
6. Окислительно-восстановительные системы и их биологическое значение.
7. Потенциометрическое определение рН растворов.

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

#### **Определение рН биожидкостей потенциометрическим методом**

**Опыт 1:** В стакан для определения дважды биолиспивают мочей наливают анализируемую мочу, опускают электрод и определяют примерное значение рН. Для этого нажимают клавишу рН-метра, где значение рН = 1-19. Затем для точного определения рН нажимают клавишу нужного диапазона. После окончания работы прибор выключают, электроды оставляют в дистиллированной воде. На основании данных определяют диагноз.

**Опыт 2:** Для определения берут 3 разных желудочных сока. Определяют рН по вышеуказанному способу. На основании значения рН желудочного сока устанавливают диагноз; нормальная концентрация  $\text{HCl}$ , гиперхлоргидрия или гипохлоргидрия.

Известно, что при повышении кислотности желудочного сока применяют раствор  $\text{NaHCO}_3$ , а при понижении - аскорбиновую кислоту.

Не снимая электроды со стакана, к раствору где повышается кислотность добавляют  $\text{NaHCO}_3$ , где пониженная кислотность аскорбиновую кислоту до достижения рН нормы желудочного сока.

**Опыт 3:** К сыворотке крови в стакане добавляют кровь и определяют рН. Затем добавляют раствор  $\text{HCl}$ . При каком значении рН начинается химический гемолиз? Сделать вывод. Такой же опыт сделайте с раствором  $\text{NaOH}$ .

#### **Учебный материал для самоподготовки**

1. М.И.Равич-Щербо, В.В.Новиков. Физическая и коллоидная химия М., 1975, стр. 59-75.
2. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию М., 1989, стр. 234-235.

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 13.**  
**ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ. АДСОРБЦИЯ.**  
**КАЧЕСТВЕННЫЕ ОПЫТЫ ПО**  
**АДСОРБЦИИ. ХРОМАТОГРАФИЯ.**

**Цель занятия:** Ознакомить студентов с поверхностными явлениями, в частности поверхностным натяжением, явлением адсорбции и хроматографии.

**Значимость изучаемой темы:** Все биологические процессы протекают через внутренние и наружные поверхности клеток, тканей, кровеносных сосудов и органов живых организмов, поэтому изучение поверхностных явлений и механизма их протекания является для медиков весьма необходимым.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Адсорбция, абсорбция, десорбция, элюция.
2. Химическая и физическая адсорбция.
3. Адсорбция на границе разделов фаз твердое тело-газ, твердое тело-жидкость.
4. Избирательная адсорбция. Правило Панета-Фаянса.
5. Адсорбция в медицине.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.**  
**КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ АДСОРБЦИИ**

**Опыт 1. Адсорбция на твердом адсорбенте.**

Поместите в каждую из пяти пробирок по 2,0 мл сильно разбавленных растворов фуксина, сульфита меди, дихромата калия, гидроксида железа (III), берлинской лазури. В каждую пробирку внести по 0,2 г растертого активированного угля. Тщательно взболтайте содержимое в течение 5 мин. и отфильтруйте. Объясните наблюдаемые явления. Можно ли по окраске фильтратов установить, раствор какого соединения находился в пробирке?

**Опыт 2. Влияние растворителя на адсорбцию**

Имеются 2 раствора фуксина (1 и 2), отличающиеся природой растворителя. В одну пробирку поместите 2,0 мл раствора №1, в другую - 2,0 мл раствора №2. Внесите в каждую пробирку по 0,2г активированного угля, 5 мин взболтайте содержимое, затем отфильтруйте. Объясните наблюдаемые явления. Установите водный и спиртовой растворы фуксина. Есть ли различия в их адсорбции? Если ответ утвердительный, объясните по какой причине.

**Опыт 3. Хемосорбция тяжелых металлов**

3.1. Внесите в 2 пробирки по 2.0 мл сыворотки крови, добавьте по 2 капли крови. В первую пробирку добавьте 1.0 мл раствора №3, во вторую 1,0 мл раствора №4. Объясните наблюдаемые явления. Установите который из добавленных растворов является раствором соли  $Na^+$ , а который - раствором соли  $Pb^{2+}$ . Ионы тяжелых металлов, взаимодействуя с форменными элементами крови путем хемосорбции, влияют на физико - химические свойства их мембран, т.к. эти ионы комплексуются с фосфолипидами биомембран.

Поместите в пробирку 2.0 мл сыворотки крови, добавьте 2 капли крови, 1.0 мл 0,1 моль/л раствора комплексона - Ш и 1,0 мл раствора соли  $Pb^{2+}$  (вы

установили данный раствор в предыдущем опыте). Объясните наблюдаемые явления. Почему в данном случае хемосорбция не осуществляется? Может ли комплексон - III вводиться в живой организм в качестве реагента предотвращающего хемосорбцию крови тяжелыми металлами?

#### **Учебный материал для самоподготовки**

1. П.М. Маршев Практикум по физической и коллоидной химии.. М., 1967, стр. 95-96, работы 50,52.
2. М.И. Равич-Щербо, В.В.Новиков. Физическая и коллоидная химия, М, 1975, стр 153-161.
3. Ю.Г. Фролов Курс коллоидной химии, М, 1989, стр. 25-50

### **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 14. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. МЕТОДЫ ПОЛУЧЕНИЯ И УСТОЙЧИВОСТЬ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ.**

**Цель занятия:** Овладение навыками получения лиофобных коллоидов и ознакомление с их свойствами. Овладение навыками очистки коллоидных растворов и биологически важных растворов.

**Значимость изучаемой темы:** Кровь, лимфа, спинномозговая жидкость, протоплазма клеток и др. биологические жидкости являются коллоидными системами и содержат в коллоидном состоянии ряд веществ, например, фосфаты, жиры, липиды, что необходимо учитывать при изучении свойств этих жидкостей. Кроме того, некоторые лекарственные препараты представляют собой коллоидные растворы, например, протаргол, колларгол. Многие продукты питания, моющие средства и другие являются также коллоидными системами. Все это требует довольно подробного изучения свойств и методов получения коллоидных растворов.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Классификация дисперсных систем
2. Способы получения коллоидных растворов
3. Методы очистки коллоидных растворов
4. Строение мицеллы

#### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

##### **Опыт 1. Получение золя гидроксида железа методом гидролиза**

Поместите в пробирку 1 мл 2% раствора  $FeCl_3$ , добавьте 10.0 мл дистиллированной воды. Смесь взболтайте и нагрейте до кипения. Объясните происходящие явления. Напишите формулу мицеллы гидроксида железа. Возьмите в другую пробирку 2,0 мл полученного раствора золя и добавьте несколько капель 0,1 моль/л  $Na_2SO_4$ . Объясните наблюдаемые явления. Раствор золя гидроксида железа сохраните для следующих опытов.

##### **Опыт 2. Получение золь берлинской лазури.**

2.1. К 2,0 мл 0,1% раствора  $K_4[Fe(CN)_6]$  добавьте 4 капель 2% раствора  $FeCl_3$ . Смесь взболтайте. Обратите внимание на окраску полученного продукта. Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя берлинской лазури.

2.2. К 2,0 мл раствора  $FeCl_3$  добавьте 5 капель 0,1% раствора  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Смесь взболтайте. Обратите внимание на окраску полученного продукта. Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя берлинской лазури. В чем отличие формул полученных золь? Укажите знаки заряда коллоидных частиц. Растворы сохраните для следующего опыта.

### **Опыт 3. Определение знака заряда коллоидных частиц методом капиллярзации.**

Возьмите 3 листочка фильтровальной бумаги. На первый листочек нанесите 1 каплю золя гидроксида железа, на второй -- 1 каплю золя берлинской лазури (1), на третий - 1 каплю золя берлинской лазури (2). После всасывания капель будут получаться определенные пятна. Чтобы сделать верные выводы из происходящих явлений, учтите следующие положения: положительно заряженные золи дают окрашенные в центре и бесцветные по краям пятна; отрицательно заряженные золи дают равномерно до краев окрашенные пятна. Это явление объясняется тем, что отрицательно заряженная по отношению к воде бумага адсорбирует положительные частицы и не адсорбирует отрицательные. На основании данного положения определите знаки заряда частиц исследуемых золь и сделайте выводы.

### **Опыт 4. Очистка золь диализом**

В коллоидный мешочек налить горячий золь  $Fe(OH)_3$ . Подвесить мешочек на стеклянной палочке и погрузить в стакан с горячей дистиллированной водой. Повышенная температура способствует ускорению процесса. Через 10-15 мин определить присутствие ионов  $Cl^-$  с помощью раствора  $AgNO_3$  и отсутствия окрашивания в воде омывающей мешочек. Отметить по окраске, прошли ли мицеллы  $Fe(OH)_3$  через мембрану.

### **Учебный материал для самоподготовки**

1. М.И. Равич-Щербо, В.В.Новиков. Физическая и коллоидная химия. М, 1975, стр. 178-179.
2. Ю.Г. Фролов. Курс коллоидной химии. М., 1989, стр. 14-16.
3. Х.М.Рубина и др. Практикум по физической и коллоидной химии. М, 1972, стр. 121-126.

## **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 15. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.**

**Цель занятия:** Научиться системному подходу к определению возможности протекания химических реакций. Прогнозировать механизм и направление протекания реакций в биологических системах. Экспериментально исследовать влияние различных факторов на скорость химических реакций и состояние равновесия.

**Значимость изучаемой темы:** Изучение кинетики и механизмов протекания химических реакций и умение применять их к биологическим системам необходимо медикам, так как некоторые биохимические реакции протекают во времени и являются кинетическими. Действие лекарственных препаратов осуществляется по законам химической кинетики. Процессы протекающие в биологических объектах, принадлежат к открытым системам, в которых постоянно происходит обмен веществ и энергии с внешней средой. Биохимические реакции в этих системах являются многоступенчатыми. Например, реакции гидролиза белков, углеводов, превращение моносахаридов в  $\text{CO}_2$  и др. Большая часть биохимических реакций клетки протекает с участием радикалов и ионов. Эти реакции отличаются высокими скоростями. Выбор пути химических превращений в живом организме определяется конкретными условиями обмена веществ в нем.

Химические реакции в биосистемах осуществляются при помощи биологических катализаторов - ферментов. Биокатализаторы отличаются высокой специфичностью и направленностью действий. Они являются белками, многие из них содержат ионы металлов. Так гидролазы содержат цинк, кальций, магний, марганец; оксидазы – железо, медь, молибден, кобальт. При замене одного металла другим в структуре металлофермента активность последнего изменяется и часто падает. Снижение активности ферментов вследствие изменения структуры белков приводит к болезням, которые называются ферментопатиями или энзимопатиями. Все они являются наследственными. Например, альбинизм возникает в результате снижения активности фермента тирозиназы, катализирующей превращение тирозина клеток в меланин.

Большинство химических реакций является обратимыми, в том числе и многие важнейшие биохимические процессы, протекающие в живых организмах.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Скорость химических реакций
2. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов
3. Природы реагирующих веществ
4. Концентрации реагирующих веществ
5. Температура
6. Присутствие катализатора
7. Ферменты – биокатализаторы
8. Химическое равновесие
9. Вывод константы химического равновесия
10. Влияние внешних факторов на состояние равновесия. Принцип Ле-Шателье.
11. Равновесие в биохимических реакциях

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

*Опыт 1. Влияние температуры на скорость реакции.*

В две пробирки по 15 капель наносят раствор  $HCl$ . Одну пробирку нагрейте. В обе пробирки добавьте металлический цинк. Сравните и объясните разницу выделения водорода.

В две пробирки вносите по 5 капель  $CrCl_3$  комплексон (Ш) и  $CH_3COONa$ . Одну пробирку нагрейте до кипения. Объясните и сравните скорость изменения цвета раствора в пробирках.

**Опыт 2. Зависимость скорости реакции от катализатора.**

В 2 пробирки вносят по 10 капель  $H_2C_2O_4$  и 8 капель раствора  $H_2SO_4$ . В одну пробирку добавьте несколько кристаллов  $MnSO_4$ . В две пробирки добавьте по 5 капель раствора  $KMnO_4$ . Сравните в обеих пробирках скорость исчезновения цвета раствора и определите роль  $MnSO_4$ .

**Опыт 3. Влияние на скорость реакции природы вещества.**

В пробирку №1 налейте 2 мл  $CH_3COOH$ , №2 – 2 мл  $HCl$ . К ним добавьте металлический цинк. Определите интенсивность выделения водорода.

Напишите уравнение реакции. Объясните причину разной скорости процесса.

#### **Учебный материал для самоподготовки**

1. Н.Л. Глинка. Общая химия. Л., 1984, стр. 215.
2. С.С.Оленин, Г.И.Фадеев, Неорганическая химия. М., 1979, стр. 32.
3. А.С. Ленский Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М., 1989, стр. 56-90.

### **ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 16.**

#### **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ.**

**Цель занятия:** Обсудить со студентами законы термодинамики и следствия вытекающие из них. Научить количественно определять тепловой эффект химических реакций.

**Значимость изучаемой темы:** живые организмы являются открытой системой, которые обмениваются с окружающей средой различными веществами и энергией. Изучение энергетики биохимических реакций необходимо для понимания механизмов преобразования различных веществ в жизненную энергию.

Определение теплотворной способности пищевых продуктов дает возможность установить необходимые пищевые рационы при различных условиях их труда и жизни. Заболевание человека сопровождается изменением термодинамических величин, в первую очередь температуры. Заболевание всегда сопровождается увеличением энтропии системы. Установлено, что значение энтропии возрастают в период эмбриогенеза, при процессах регенерации и роста злокачественных новообразований.

**На занятии будут рассмотрены следующие вопросы:**

1. Основные понятия термодинамики
2. Тепловой эффект реакции
3. Термохимические уравнения реакций
4. Закон Гесса
5. Следствие из закона Гесса
6. Расчеты тепловых эффектов химических реакций

7. Основы проведения работы
8. Схема калориметра
9. Методика проведения опыта
10. Расчетные формулы
11. Оформление экспериментальных данных
12. Выявление результатов опыта
13. Энергетика химических процессов в биологии и медицине

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.

**Опыт 1.** Определение теплоты нейтрализации, выделяемой при взаимодействии одноосновной сильной кислоты щелочью.

Для выполнения работы используют калориметр. В сухой и чистый внутренний стакан калориметра помещают с помощью пипетки 25,00 мл 1 М раствора NaOH и записывают показания термометра ( $t^{\circ}\text{C}$ ), в другой стакан отмеривают 25,00 мл 1 М раствора HCl и измеряют его температуру. Затем при работающей мешалке через воронку вливают раствор щелочи в раствор кислоты и для снятия показаний помещают в калориметр. Измеряют самую высокую температуру после смешивания растворов ( $t^{\circ}\text{C}$ ). Определение проводят по два раза и данные записывают в таблицу.

Плотность растворов принимают равным  $1\text{ г/см}^3$  удельная теплоемкость растворов принимают равным теплоемкости воды.

Количество выделяемой теплоты вычисляют по формуле:

$$Q = (m_{\text{осн}} + m_{\text{к-та}}) \cdot (t_2 - t_1) \cdot 4,184 \text{ кДж}$$

$m_{\text{осн}}$  - масса основания

$m_{\text{к-та}}$  - масса кислоты

$t_1$  – начальная температура

$t_2$  – конечная температура

Опыты	Температура, $t^{\circ}\text{C}$		q, кДж	Q, кДж/моль
1				
2				
Средний				

Тепловой эффект реакции нейтрализации вычисляется по формуле:

$$Q = qm / 1000M, \text{ кДж/моль}$$

q – количество теплоты

Q - количество теплоты, выделяемой при нейтрализации одной моли кислоты, одной молью щелочи

m - масса кислоты, содержащаяся в 25,00 мл 1 М раствора HCl

M - молярная масса HCl

**Опыт 2.** Определение теплоты гидратации  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Во взвешенный калориметрический стакан наливают 50,00 мл (50 г) воды и через 5 минут отмеряют и записывают температуру ( $t_1$ ). Затем отвешивают 4 г размельченного  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и добавляют в стакан с водой при постоянном

перемешивании мешалкой до полного растворения. Отмечают максимальную температуру раствора ( $t_2$ ). Опыт повторяют два раза и записывают результаты.

Теплота гидратации соли рассчитывается по формуле:

$$Q_{(r)} = C (m (\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m (\text{H}_2\text{O})) \Delta t M / m (\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 1000$$

$m (\text{H}_2\text{O})$  - масса воды в калориметре, г

$m (\text{Na}_2\text{CO}_3)$  - масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , г

$M (\text{Na}_2\text{CO}_3)$  - относительная молярная масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

#### **Учебный материал для самоподготовки**

1. С.С. Оленин, Г.Н. Фадеев Неорганическая химия. М., 1979, стр. 26.
2. А.В. Бабков, Г.Н. Горшкова, А.М. Кононов. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М, 1978, стр. 51.

### **Биоорганическая химия ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И НОМЕНКЛАТУРА. ПРОСТРАНСТВЕННОЕ СТРОЕНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.**

**Цель занятия:** Сформировать знания об основных правилах заместительной номенклатуры ИЮПАК и умение использовать их в названиях органических соединений, являющихся объектами изучения биоорганической химии. Сформировать представление о единстве строения, конфигурации и конформации органических молекул, как основу для дальнейшего понимания связи пространственного строения с биологической активностью.

#### **Перечень рассматриваемых вопросов**

- ◆ Классификация органических соединений
- ◆ Номенклатура органических соединений
- ◆ Пространственное строение органических молекул, конфигурация, конформация
- ◆ Выражение конформации по проекции Ньюмана
- ◆ Конфигурации и конформации органических соединений, содержащих циклогексановое кольцо
- ◆ Хиральные молекулы
- ◆ Органические соединения, имеющие один и более хиральных центров
- ◆ Связь между пространственным строением органических соединений и их биологической активностью

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

Показать пространственные строения органических молекул.

- а) Составить конформации этана, этанола, коламина, и хлорэтана из пластмассовых шариков.
- б) Составить скошенную и заторможенную конформацию коламина.

- б) Образовать конформацию циклогексана и циклогексанола из пластмассовых шариков.
- в) Образовать конформации кресла и ванны.

### Литература.

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985.
2. Н.А.Тюкавкина, Ю.И.Бауков. Биоорганическая химия. 1991.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### Практическое занятие № 2 СОПРЯЖЕННЫЕ СИСТЕМЫ. АРОМАТИЧНОСТЬ.

**Цель занятия:** Ознакомить студентов с электронными эффектами, которые определяют способ передачи взаимного влияния атомов и электронного строения молекул с сопряженными связями, как термодинамически устойчивые системы, используемые при построении биологически важных соединений.

#### Перечень рассматриваемых вопросов

- ◆ Сопряженные системы.
- ◆ Виды диеновых углеводородов.
- ◆ Сопряжение открытой и замкнутой цепью.
- ◆  $\pi, \pi$  сопряжения
- ◆  $p, \pi$  сопряжения.
- ◆ Аromaticность
- ◆ Критерии aromaticности
- ◆ Электронные эффекты заместителей алифатических и aromaticческих соединений.
- ◆ Индуктивный и мезомерный эффект

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

**Опыт 1.** Определение предельности и непредельности углеводородов.

Поместите в одну пробирку 4-5 капли вещества А, а в другую 4-5 капли вещества Б. Добавьте в каждую пробирку по 2 капли бромной воды, встряхните содержимое пробирок. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнение соответствующей реакции. Определите, в какой пробирке находится непредельный углеводород?

**Опыт 2.** Различие в окислениях aromaticческого ядра и боковой цепи.

Поместите в одну пробирку 2-3 капли вещества В, а в другую вещества Г, добавьте в каждую пробирку по 1 капле  $H_2SO_4$  и по 2 капли раствора  $KMnO_4$ . Встряхните содержимое пробирок. Определите, в какой пробирке находится бензол, и в какой пробирке стирол. Напишите реакцию.

### Литература.

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биорганической химии. 1985. Стр. 34-41.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биорганическая химия. 1991. Стр. 26-45.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### Практическое занятие № 3

## КИСЛОТНЫЕ И ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель занятия.** Сформировать знания об оценке кислотности и основности органических соединений, где наибольшее значение имеют две теории – теория Бренстеда и теория Льюиса. На основе изученного, дать понятия о химических реакциях протекающих в живых организмах.

#### Перечень рассматриваемых вопросов

- ◆ Кислотность и основность по Бренстеду-Лоури
- ◆ Зависимость кислотно-основных свойств
- ◆ Стабильность аниона
- ◆ Электроотрицательность элемента
- ◆ Поляризуемость атома
- ◆ Электронноакцепторный и электроннодонорный заместители молекулы
- ◆ Водородные связи
- ◆ Сравнительная характеристика кислотно-основных свойств спиртов, тиолов, фенолов, карбоновых кислот
- ◆ Основные свойства аминов, эфиров, тиолов и спиртов
- ◆ Кислотно-основные свойства органических соединений в живом организме

#### Лабораторная работа

**Опыт 1:** Кислотность глицерина и этанола.

Поместить в две пробирки по 2-3 капли 2% раствора  $\text{CuSO}_4$  и по 2 капли 10% раствора  $\text{NaOH}$ . Образуется голубой осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Затем в первую пробирку добавить 2 капли вещества А, во вторую – 2 капли вещества Б. Укажите в какой пробирке находится глицерин? Сравните кислотность глицерина и этанола. Напишите уравнения протекающих реакций и сравните кислотность глицерина и этанола. Какими реакциями можно подтвердить различия в их кислотности?

**Опыт 2:** Основность диэтиламина и анилина.

Поместить в пробирку 2-3 мг вещества В, во вторую 2-3 мг вещества Г, добавить в каждую пробирку по 3-5 капель воды, взболтать содержимое пробирок. По растворимости в воде, определите в какой пробирке находится алифатический, в какой пробирке – ароматический амин. Нанесите на индикаторную бумагу по 1 капле полученного раствора. Подтвердите по значению рН раствора, в какой пробирке находится какое вещество.

**Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 117-146.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

#### **Практическое занятие № 4** **РЕАКЦИОННАЯ СПОСОБНОСТЬ УГЛЕВОДОРОДОВ.**

**Цель занятия:** Сформировать знания о кислотности и основности органических соединений, как важнейших свойств, определяющих большинство химических реакций в живых организмах. После проведения занятия студентам будет легче освоить другие классы органических соединений и их свойства.

##### **Перечень рассматриваемых вопросов**

- ◆ электронное строение  $\delta$  и  $\pi$  связей;
- ◆ электронные эффекты заместителей;
- ◆ реакции радикального замещения – Sr, галогенирование алканов и циклоалканов;
- ◆ реакции электрофильного присоединения – Ae, гидрогенирование, галогенирование, гидрогалогенирование и гидротация алканов;
- ◆ реакции электрофильного замещения Se, гидрогенирование, сульфирование, алкилирование
- ◆ ароматические углеводороды.
- ◆ понятие Se реакции гетероциклических соединений

#### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

##### **«Качественные реакции»**

**Опыт 1:** Определение предельности и непредельности углеводородов. Поместите в одну пробирку 2-3 капли вещества А, в другую 2-3 капли Б, добавьте в каждую пробирку по 3 капли бромной воды. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнение соответствующее реакции.

**Опыт 2:** Различия в окислении ароматического ядра и боковой цепи. Поместите в одну пробирку 2-3- капли вещества В, в другую 2-3 капли вещества Г, добавьте в каждую пробирку по 2 капли  $H_2SO_4$  и по 2 капли раствора  $KMnO_4$ . Встряхните содержимое пробирок. Определите в какой пробирке находится бензол, а в какой – стерол. Напишите уравнение соответствующей реакции.

##### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 52-53.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 110-112.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

#### **Практическое занятие № 5**

## БИОЛОГИЧЕСКИ ВАЖНЫЕ КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.

**Цель занятия:** Сформировать знания по химическим свойствам карбонилсодержащих соединений для понимания их реакционной способности, обуславливающей протекание ряда реакций в биологических системах.

### Перечень рассматриваемых вопросов

- ◆ Гомологический ряд альдегидов и кетонов;
- ◆ Оксогруппа  $\text{>C=O}$ , ее электронное строение;
- ◆ Реакции нуклеофильного присоединения –  $A_N$ , механизм;
- ◆ Реакции присоединения и разложения;
- ◆ Реакции альдольного присоединения;
- ◆ Реакция Канницаро (Диспропорционирование);
- ◆ Реакция галоформа
- ◆ Медико-биологические значимости альдегидов и кетонов

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА.

Качественное изучение реакционной способности альдегидов и кетонов.

**Опыт 1: РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ АЛЬДЕГИДОВ И КЕТОНОВ.** Поместите в каждую из 2-х пробирок по 5 капель 10% раствора NaOH и  $H_2O$ , добавьте по 2-3 капли 2% раствора  $CuSO_4$ . К выпавшему осадку  $Cu(OH)_2$  в 1-ю пробирку добавьте 3 капли вещества А, во вторую – 3 капли вещества Б. Пробирки осторожно нагрейте до кипения. Укажите, в какой пробирке находится формалин, в какой – ацетон. Напишите уравнения реакций.

**Опыт 2: ОТКРЫТИЕ АЦЕТОНА В БИООБЪЕКТАХ.** Данная реакция используется в клинических лабораториях и имеет практическое значение для диагностики сахарного диабета. Поместите в каждую из двух пробирок по 2 капли раствора  $I_2$  в КJ, добавьте почти до обесцвечивания по каплям 10% раствор NaOH. К обесцвеченным растворам добавьте в 1-ю пробирку 2-3 капли вещества В, а в другую 2-3 капли вещества Г, нагрейте поочередно каждую пробирку. Объясните наблюдаемые явления. Укажите, в какой пробирке находится ацетон. Напишите уравнение реакции образования иодоформа. Какие соединения можно обнаружить с помощью иодоформной пробы? Напишите данную реакцию с ацетоном.

### Литература.

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 92-100.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 181-197.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

## Практическое занятие № 6 БИОЛОГИЧЕСКИ ВАЖНЫЕ КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ И ИХ ФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ ПРОИЗВОДНЫЕ

**Цель занятия:** Сформировать знания о закономерностях и особенностях в химическом поведении карбоновых кислот и их функциональных производных, являющихся участниками ряда биохимических процессов

### **Перечень рассматриваемых вопросов**

- ◆ Карбоксилат ион его электронное строение.
- ◆ Реакционная способность карбоновых кислот
- ◆ Получение функциональных производных карбоновых кислот
- ◆ Механизм реакции нуклеофильного замещения  $S_N$  в карбоновых кислотах и их функциональных производных.
- ◆ Химические свойства двухосновных карбоновых кислот
- ◆ Биологически важные высшие жирные кислоты
- ◆ Биологическое значение карбоновых кислот и их функциональных производных.
- ◆ Применение карбоновых кислот и их функциональных производных в медицине

### **Лабораторная работа**

**Опыт № 1:** Диссоциация уксусной кислоты. Налить в пробирку 2-3 капли  $CH_3COOH$ , прибавить 2-3 капли  $H_2O$ , испытать реакцию раствора по универсальной индикаторной бумаге. Написать схему диссоциации.

**Опыт № 2:** Устойчивость  $CH_3COOH$  к окислителям. К раствору  $CH_3COOH$ , полученному в опыте №1 добавить 3-4 капли раствора  $KMnO_4$  и 2 капли  $H_2SO_4$ , перемешать. Сделать выводы из опыта об отношении  $CH_3COOH$  к окислителям.

**Опыт № 3:** открытие уксусной кислоты. Поместить в пробирку 3 капли  $CH_3COOH$  и 3 капли  $H_2O$ , прибавить 2-3 капли 10% раствора  $NaOH$  до полной нейтрализации  $CH_3COOH$ . Добавить 2-3 капли 10% раствора  $FeCl_3$ . Появляется желто-красное окрашивание ацетата железа. Подогреть раствор до кипения, выделяется красно-бурый осадок гидроксиацетата железа (III). Раствор над осадком становится бесцветным. Напишите схему реакции обезвреживания ацетата железа (III). Напишите структурную формулу гидроксиацетата железа (III).

### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 108-118.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 197-207.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

## Практическое занятие № 7

### Тема: РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ И ВОССТАНОВЛЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Цель занятия:** Ознакомить студентов с окислительно – восстановительными свойствами органических соединений на примере процессов протекающих в живых организмах.

#### Перечень рассматриваемых вопросов.

- ◆ Окисление, восстановление.
- ◆ Окисление С-Н связей:
- ◆ Окисление двойных С=C связей.
- ◆ Окисление гидроксильных и оксогрупп.
- ◆ Окисление ароматических соединений
- ◆ Окислительное дезаминирование
- ◆ Реакции восстановления
- ◆ Окислительно-восстановительные обратимые процессы.
- ◆ Системы цистин-цистеин.
- ◆ Система хинон-гидрохинон.
- ◆ Сравнительная оценка способности различных классов соединений к окислению.
- ◆ Значение реакций окисления – восстановления в химических превращениях в живых организмах

#### Лабораторная работа

### КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ РЕАКЦИЙ ОКИСЛЕНИЯ И ВОССТАНОВЛЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

#### Опыт 1: ОКИСЛЕНИЕ ОЛЕИНОВОЙ КИСЛОТЫ.

Поместить в одну пробирку 2 капли раствора 1, в другую – 2 капли раствора 2. Добавить в каждую пробирку по 2 капли 5% раствора NaOH и по 2 капли 2% раствора  $\text{KMnO}_4$ . встряхните каждую пробирку несколько раз. Отметьте, какие изменения происходят с первоначальной фиолетовой окраской раствора. Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится олеиновая кислота. Напишите уравнение реакции окисления этой кислоты перманганатом калия в щелочной среде.

#### Опыт 2: ОКИСЛЕНИЕ ЭТИЛОВОГО СПИРТА.

Поместите в одну пробирку 2 капли раствора 3, в другую – 2 капли раствора вещества 4. Добавьте в каждую пробирку 1 каплю 10% раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и 2 капли 10% раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Полученный оранжевый раствор нагрейте над пламенем горелки до начала изменения окраски. Объясните, почему происходит изменение окраски раствора в одной из пробирок? В какой из пробирок ощущается характерный запах соединения? Установите, в какой пробирке находится этанол. Напишите уравнение реакции его окисления на данной стадии. Объясните, какие конечные продукты образуются при последовательном окислении этанола в организме человека.

### **Опыт 3: ОКИСЛЕНИЕ ТОЛУОЛА.**

Поместите в каждую из 2-х пробирок по 5 капель  $H_2O$  и по 3 капли 2 % раствора  $KMnO_4$ , и по 1 капле 10% раствора  $H_2SO_4$ . Добавьте в одну пробирку 2 капли вещества 5, а в другую – 2 капли вещества 6. Энергично встряхните, осторожно нагрейте пробирки на водяной бане. Объясните наблюдаемые явления. Определите, в какой пробирке находится бензол, в какой толуол? Какое из соединений инертно по отношению к действию окислителей и почему? Напишите уравнение реакции окисления вещества.

#### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 128-137.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 225-233.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### **Практическое занятие № 8 ГЕТЕРОФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ УЧАСТВУЮЩИЕ В ПРОЦЕССАХ МЕТАБОЛИЗМА**

**Цель занятия.** Дать понятия о реакционной способности гетерофункциональных соединений, которые участвуют во многих метаболических превращениях в организме, а также показать строение и свойства основных представителей лекарственных препаратов, относящихся к этим соединениям.

#### **Перечень рассматриваемых вопросов.**

- ◆ Понятие о поли- и гетерофункциональных соединениях
- ◆ Классификация
- ◆ Общие свойства, определяемые группами  $-OH$ ,  $-COOH$ ,  $-NH_2$
- ◆ Энантиомерия. Диастереомерия. Оптическая активность. Рацематы.
- ◆ Специфические реакции оксикислот
- ◆ Химические свойства оксокислот алифатического ряда, участники обменного процесса
- ◆ Таутомерия
- ◆ Химические свойства аминспиртов
- ◆ *n*-аминофенол и его производные
- ◆ *n*-аминобензойная кислота и ее производные
- ◆ Сульфаниловая кислота и ее производные
- ◆ Салициловая кислота и ее производные
- ◆ Биологическая роль гетерофункциональных соединений

### **Лабораторная работа КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ГЕТЕРОФУНКЦИОНАЛЬНЫХ СОЕДИНЕНИЙ**

**Опыт 1: ДОКАЗАТЬ НАЛИЧИЕ 2-х КАРБОКСИЛЬНЫХ ГРУПП В  
ВИННОЙ КИСЛОТЕ.** В пробирку поместить 1 каплю 15% винной кислоты,

2 капли 2% раствора КОН, встряхнуть. Выделяется белый осадок гидротартрата калия. Быстроту выделения осадка можно ускорить охлаждением пробирки и натиранием внутренней стенки пробирки стеклянной палочкой. Добавить 4-5 капель к осадку раствора КОН. Осадок растворяется т.к. образуется растворимая в воде соль –тартрат калия. Раствор сохраните для следующего опыта. Напишите схемы образования гидротартрата и тартрата калия.

**Опыт 2: ДОКАЗАТЕЛЬСТВО НАЛИЧИЯ ГИДРОКСИЛЬНЫХ ГРУПП В ВИННОЙ КСЛОТЕ.** Поместите в каждую из 2-х пробирок по 2 капли 2% раствора  $\text{CuSO}_4$  и 10% раствора NaOH. Выпадает голубой осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Добавить в первую пробирку 2-3 капли раствора вещества Б, в другую - 2-3 капли вещества В. Что будет происходить с осадком  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ? Объясните наблюдаемые явления. Нагрейте жидкости в обеих пробирках до кипения. Будут ли происходить внешние изменения в пробирках или нет? Объясните наблюдаемые явления, В каком из данных опытов образовался реактив Феллинга, используемый для обнаружения глюкозы в моче? Напишите уравнения протекающих реакций.

**Опыт 3: РАЗЛИЧИЯ В КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЯХ ПАСКА И АСПИРИНА.** Поместите в одну пробирку несколько кристалликов вещества 3, в другую, несколько кристалликов вещества 4. Добавьте в каждую пробирку 5-6 капель воды, растворив, кристаллы. Внести в каждую пробирку по 1 капле 0,1М раствора  $\text{FeCl}_3$ . Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится ПАСК, в какой аспирин? Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции.

#### **Литература.**

- 1.Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985.Стр. 159-163.
- 2.Н.А.Тюкавкина, Ю.И.Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 251-258.
- 3.Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### **Практическое занятие № 9 ФИЗИОЛОГИЧЕСКИ АКТИВНЫЕ ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ**

**Цель занятия.** Расширить круг знаний о строении и химических свойств циклических соединений, содержащих один или несколько гетероатомов, которые обладают биологической активностью и широко применяются в основе лекарственных препаратов.

#### **Перечень рассматриваемых вопросов**

- Классификация физиологически активных гетероциклических соединений
- Строение свойства пиррола
- Строение и свойства пиразола
- Строение и свойства имидазола
- Шестичленный гетероцикл – пиридин
- Строение и свойства пиримидина и барбитуровой кислоты

- Бициклический гетероцикл – пурин
- Наиболее важные аминопурины – аденин, гуанин
- Медико-биологическая роль гетероциклических соединений
- Понятие об алколоидах

### Лабораторная работа

## КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ РЕАКЦИОННОЙ СПОСОБНОСТИ ГЕТЕРОЦИКЛИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### Опыт 1: ИССЛЕДОВАНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ МОЧЕВОЙ КИСЛОТЫ.

Поместите в каждую из 2-х пробирок 2-3 капли 10% раствора NaOH, добавьте 2 капли 2% раствора CuSO<sub>4</sub> до образования не исчезающей голубой мути Cu(OH)<sub>2</sub>. Затем внесите в одну пробирку несколько кристалликов вещества 1, в другую – несколько кристалликов вещества 2. Содержимое обеих пробирок подогрейте. Объясните наблюдаемые явления. Установите в какой пробирке находится мочева кислота. Какой продукт образуется при восстановлении Cu(OH)<sub>2</sub> в щелочной среде? Данная реакция используется при определении содержания сахара в моче при помощи реактива Троммера.

### Опыт 2: РАСТВОРЕНИЕ МОЧЕВОЙ КИСЛОТЫ И ЕЁ НАТРИЕВОЙ СОЛИ В ВОДЕ.

Поместите в пробирку на кончике шпателя вещество 3, добавьте при встряхивании 8-10 капель воды. Обратите внимание на растворимость вещества в воде. Добавьте к мутному раствору 1 каплю 10% раствора NaOH. Происходит растворение мути и образование прозрачного раствора. Можно ли сделать вывод, что веществом была мочева кислота? Напишите таутомерные формулы мочево кислоты и реакции взаимодействия ее с NaOH.

#### Литература.

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 163-178.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 260-281.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### Практическое занятие № 10

#### Биологически важные α- аминокислоты.

**Цель занятия.** Сформировать знания о строении и основных законов α-аминокислот. Химические превращения аминокислот в живых организмах, их значение в обмене веществ.

#### Перечень рассматриваемых вопросов.

- ◆ α-аминокислоты и их классификация
- ◆ Зависимость от химического свойства радикала, –COOH и –NH<sub>2</sub> группы
- ◆ Реакции гидроксирования
- ◆ Окисление тиогруппы
- ◆ Реакции карбоксилирования

- ◆ Стереои́зомерия
- ◆ Д и Z стереохимия α-аминокислотного ряда.
- ◆ Кислотно-основные свойства
- ◆ Нейтральные, основные, кислотные α-аминокислоты
- ◆ Деамина́рование
- ◆ Трансамина́рование
- ◆ Химические свойства
- ◆ образование эфи́ра
- ◆ образование галогенангидри́да
- ◆ образование N – ацильных производных
- ◆ образование Шифф. Основания
- ◆ образование производных ДНФ
- ◆ образование производных ФТГ
- ◆ Качественные реакции
- ◆ Биологически важные химические реакции
- ◆ Медико-биологическое значение α-аминокислот

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

#### **«КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ АМИНОКИСЛОТ»**

**Опыт 1: РЕАКЦИЯ ГЛИЦИНА С НИНГИДРИНОМ.** Поместите в две пробирки по 2 капли 1% раствора нингидрина. В первую пробирку добавьте 4 капли раствора вещества 1, во вторую – 4 капли раствора вещества 2. Пробирки осторожно нагрейте. Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится аминокислота? Напишите уравнение реакции взаимодействия глицина с нингидрином. Возможно ли нингидринной реакцией обнаружить другие α-аминокислоты?

**Опыт 2: КСАНТОПРОТЕИНОВАЯ РЕАКЦИЯ НА ТИРОЗИН.** Поместите в две пробирки по 3 капли конц.  $\text{HNO}_3$ . Добавьте в первую пробирку 5 капель 1% раствора аминокислоты 3, в другую - 5 капель 1% раствора аминокислоты 4. Смеси нагрейте. Пробирку, в которой появилась желтая окраска, охладите, добавьте по каплям раствор аммиака до появления оранжевой окраски. Установите, в какой пробирке находится тирозин. Напишите уравнение реакции его взаимодействия с конц.  $\text{HNO}_3$ . Почему при добавлении раствора аммиака окраска изменяется? Какие аминокислоты можно обнаружить данной реакцией?

**Опыт 3: ЦВЕТНАЯ РЕАКЦИЯ НА ЦИСТЕИН.** Поместите в две пробирки по 2 капли 10% раствора  $\text{NaOH}$ . Затем в первую пробирку добавьте 5 капель 1% раствора аминокислоты 5, во вторую – 5 капель 1% раствора аминокислоты 6. Нагрейте смеси до кипения и добавьте по 2 капли 10% раствора  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится цистеин? Напишите уравнение реакции его взаимодействия с ацетатом свинца. Какое практическое применение имеет данная реакция?

**Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр.180-201
2. Н.А.Тюкавкина, Ю.И.Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 312-377
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

## Практическое занятие №11

### Пептиды и белки

**Цель занятия.** Сформировать системные знания о принципах структурного строения молекул аминокислот и белков. Прогнозировать химические превращения аминокислот и пептидов в живых организмах, обусловленных одновременным присутствием их в молекулах амино- и карбоксильных групп.

#### Рассматриваемые вопросы

- ◆ Синтез, строение, свойства пептидов
- ◆ Строение пептидной связи.
- ◆ Защита и активация  $-NH_2$  и  $-COOH$  групп
- ◆ Снятие защиты
- ◆ Первичная структура пептидов и белков
- ◆ Состав и аминокислотная последовательность
- ◆ Ферментативный гидролиз белков
- ◆ Основы строения вторичной, третичной, четвертичной структуры белков

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА:

#### «КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ АМИНОКИСЛОТ»

##### **ОПЫТ 1: КСАНТОПРОТЕИНОВАЯ РЕАКЦИЯ НА БЕЛКИ.**

Ксантопротеиновую реакцию дают белки, содержащие такие аминокислоты, как фенилаланин, тирозин, триптофан, т.е. аминокислоты, содержащие бензольное ядро. В 2 пробирки поместить по 5 капель растворов А и В, добавить по 3 капли концентрированной азотной кислоты. Смеси нагреть до изменения окраски. Пробирки охладить и добавить по каплям раствора аммиака до изменения окраски. В какой из пробирок присутствует аминокислота? Напишите уравнение реакции.

**ОПЫТ 2: БИУРЕТОВАЯ РЕАКЦИЯ НА ПЕПТИДНУЮ СВЯЗЬ.** В две пробирки поместить по 5-6 капель растворов А и В. добавить равный объем 10% раствора гидроксида натрия и по стенке 1-2 капли раствора сульфата меди (II). В какой пробирке содержится соединение с пептидной связью? Напишите схему образования биурета. Каковы внешние признаки положительной биуретовой реакции?

**ОПЫТ 3: КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА СЕРОСОДЕРЖАЩИЕ АМИНОКИСЛОТЫ.** Поместите в две пробирки по 2 капли 10% раствора NaOH. Затем в первую пробирку добавьте 5 капель 1% раствора аминокислоты 5, во вторую – 5 капель 1% раствора аминокислоты 6. Нагрейте смеси до кипения и добавьте по 2 капли 10% раствора  $Pb(CH_3COO)_2$ . Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится цистеин?

Напишите уравнение реакции его взаимодействия с ацетатом свинца. Какое практическое применение имеет данная реакция?

## **Практическое занятие №12** **Углеводы. Моносахариды.**

**Цель занятия.** Приобрести системные знания о стереохимическом строении, таутомерных формах и важнейших свойствах моносахаридов, как основу для понимания их метаболических превращений в организме.

### **Перечень рассматриваемых вопросов**

- ◆ Классификация моносахаридов.
- ◆ Стереои́зомерия моносахаридов.
- ◆ Формула Фишера
- ◆ Определение D- и L-ряда
- ◆ Понятие об энантиомерах, эпимерах, диастереомерах
- ◆ Циклическое строение моносахаридов
- ◆ Формулы Колли - Толленса
- ◆ Свойства гликозидной группы
- ◆ Формулы Хеуорса
- ◆ Пиранозный и фуранозный циклы
- ◆  $\alpha$ - и  $\beta$ -аномеры
- ◆ Химические свойства моносахаридов
- ◆ Реакции полуацетального гидроксила
- ◆ Реакции спиртовых и альдегидных групп
- ◆ Свойства N-гликозидов
- ◆ Гидролиз
- ◆ Окисление и восстановление
- ◆ Биологическая значимость углеводов

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА**

#### **«КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ РЕАКЦИЙ ОБНАРУЖЕНИЯ ВАЖНЕЙШИХ МОНОСАХАРИДОВ»**

**ОПЫТ 1: ДОКАЗАТЕЛЬСТВО НАЛИЧИЯ ГИДРОКСИЛЬНЫХ ГРУПП В Д-ГЛЮКОЗЕ.** В первую пробирку поместите 1 каплю раствора вещества 1, а в другую 1 каплю вещества 2 и по 6 капель 10% раствора NaOH. К полученным смесям добавьте по 1 капле 2% раствора CuSO<sub>4</sub>. Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится Д-глюкоза? Какие ее структурные фрагменты обнаруживаются данной реакцией? Чем объясняется общность реакций Cu(OH)<sub>2</sub> для глицерина и Д-глюкозы? Напишите схему реакций (в упрощенном виде) образования хелатного соединения. Пробирку с раствором глюкозы сохраните для следующего опыта.

**ОПЫТ 2: КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ ОТКРЫТИЯ ГЛЮКОЗЫ В МОЧЕ – ПРОБА ТРОММЕРА.** К полученному в предыдущем опыте раствору добавьте несколько капель воды до высоты слоя жидкости в пробирке 18-20мм. Нагрейте ее над пламенем горелки, держа пробирку наклонно так, чтобы нагрелась только верхняя часть раствора, а нижняя оставалась для контроля

(без нагревания). Нагрейте только до начала кипения, но не кипятите. Объясните причину изменения окраски верхнего слоя в пробирке. Напишите схему реакции окисления глюкозы  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Какие свойства обнаруживаются у глюкозы в данной реакции? Эта реакция называется пробой Троммера и используется для открытия глюкозы в моче

**ОПЫТ 3: ОТКРЫТИЕ Д-ГЛЮКОЗЫ СО ЩЕЛОЧНЫМ РАСТВОРОМ ГЛИЦЕРАТА МЕДИ – РЕАКТИВ ГАЙНЕСА.** Поместите в 2 пробирки по 1 капле 2% раствора  $\text{CuSO}_4$  и по 2 капли 10% раствора  $\text{NaOH}$ . К образовавшемуся осадку  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  добавьте по 1 капле глицерина, перемешайте. Что происходит с осадком? К полученному раствору в первую пробирку добавьте 1 каплю раствора вещества 3, а в другую – 1 каплю раствора вещества 4. В обе пробирки внесите по несколько капель  $\text{H}_2\text{O}$  до высоты жидкости 18-20 мм. После встряхивания, держа пробирки в наклонном состоянии, нагрейте в каждой до кипения верхнюю часть раствора. Объясните происходящие явления и установите, в какой пробирке находится Д-глюкоза. Щелочной раствор глицерата меди – реактив Гайнеса – применяется для клинического обнаружения глюкозы в моче. Имеет преимущество перед пробой Троммера в скорости определения.

### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 201-215.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 349-378.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

## **Практическое занятие №13**

### **Ди- и полисахариды.**

**Цель занятия.** Приобрести системные знания о принципах строения и основных химических превращениях полисахаридов, участвующих в процессах жизнедеятельности.

### **Перечень рассматриваемых вопросов.**

- ◆ Два типа построения дисахаридов
- ◆ Восстанавливающие. Невосстанавливающие
- ◆ Химические свойства дисахаридов
- ◆ Мальтоза; лактоза, сахароза, целлобиоза
- ◆ Строение и свойства гомополисахаридов.
- ◆ Крахмал Целлюлоза Гликоген.
- ◆ Понятие о первичной и вторичной структуре
- ◆ Строение и свойства гетерополисахаридов
- ◆ Хондриатин сульфат; Мурамин; Гепарин;
- ◆ Гиалуроновая кислота
- ◆ Биологическая значимость углеводов

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА:  
«КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ХИМИЧЕСКИХ  
СВОЙСТВ ДИ- И ПОЛИСАХАРИДОВ».**

**ОПЫТ 1: ОТСУТСТВИЕ ВОССТАНАВЛИВАЮЩЕЙ СПОСОБНОСТИ У САХАРОЗЫ.** Поместите в каждую из двух пробирок по 6 капель 10% раствора NaOH. В первую пробирку добавьте 1 каплю раствора 1, во вторую – 1 каплю раствора 2. Добавьте в каждую пробирку по 5-6 капель воды до высот слоя жидкости 18-20 мм. Прибавьте в каждую пробирку по 1 капле 2% раствора  $\text{CuSO}_4$  и осторожно нагрейте в каждой из пробирок, над пламенем горелки, верхнюю часть раствора. Нагревать следует до кипения, но не кипятить. Объясните происходящее явление. Установите, в какой пробирке находится глюкоза, в какой – сахароза. Напишите строение сахарозы. Объясните причину отсутствия восстанавливающих свойств у сахарозы. Почему свободная Д-глюкоза дает положительную пробу Троммера?

**ОПЫТ 2: КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КРАХМАЛ.** Поместите в каждую из двух пробирок по 1 капле разбавленного раствора йода, добавьте в первую пробирку 5 капель раствора 3, во вторую – 5 капель раствора 4. Нагрейте раствор, он обесцвечивается, при охлаждении окраска восстанавливается. Объясните наблюдаемые явления. Установите, в какой пробирке находится крахмал? Какой дисахарид является структурной единицей амилазы? Какой тип гликозидной связи осуществляется в этом дисахариде между остатками Д-глюкозы? Какую конформацию имеет полисахаридная цепь амилазы? Чем объясняется образование окрашенного комплекса амилазы и йодом?

**ОПЫТ 3: КИСЛОТНЫЙ ГИДРОЛИЗ КРАХМАЛА.** Поместите в одну пробирку 1 каплю раствора 5, в другую – 1 каплю раствора 6. Добавьте в каждую пробирку по 2 капли 10%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , нагрейте обе пробирки над кипящей водяной бане 10-15 мин. возьмите из каждой пробирки по 1-2 капли образовавшегося раствора, добавьте к каждой новой пробе 8 капель 10% раствора NaOH и 1 каплю раствора  $\text{CuSO}_4$ . Объясните происходящие явления. Установите, в какой пробирке находится крахмал. Напишите реакцию гидролиза мальтозы, являющейся структурной единицей крахмала. Укажите, какой моносахарид образуется в результате полного гидролиза крахмала. Объясните, почему положительная проба Троммера свидетельствует о полном гидролизе крахмала?

**Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 215-221.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 407-431.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

## Практическое занятие №14

### ЛИПИДЫ.

**Цель занятия.** Сформировать знания о строении и химических свойств омыляемых липидов (триацилглицеринов и фосфолипидов) и их структурных компонентов как химическую основу для изучения структуры биологических мембран и процессов липидного обмена.

#### Перечень рассматриваемых вопросов.

- ◆ Липиды
- ◆ Омыляемые липиды
- ◆ Простые липиды
- ◆ Жиры и масла
- ◆ Химические свойства
- ◆ Сложные липиды
- ◆ Фосфолипиды
- ◆ Фосфатиды
- ◆ Гликолипиды
- ◆ Неомыляемые липиды-терпены
- ◆ Строение
- ◆ Изоприноное правило
- ◆ Стероиды
- ◆ Биологическая значимость липидов

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

#### «КАЧЕСТВЕННОЕ ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЛИПИДОВ»

##### **ОПЫТ 1: ПОЛУЧЕНИЕ МЫЛА И ИССЛЕДОВАНИЕ ЕГО СВОЙСТВ.**

Внесите в пробирку 1 мл масла, 1 мл спирта и 1 мл 10% раствора NaOH, нагрейте содержимое на водяной бане 5-7 мин до полного растворения пробы, что свидетельствует о полноте омыления. Добавьте горячего насыщенного раствора NaCl. Слой образовавшегося мыла поднимается вверх. Напишите уравнение реакции щелочного омыления тристеарата глицерина с образованием натриевого мыла. Прodelайте далее ряд реакций с полученным мылом.

**ОПЫТ 2: РАСТВОРИМОСТЬ МЫЛА В ВОДЕ.** Кусочек полученного мыла растворите в 2-3 мл дистиллированной воды, подогрейте и убедитесь, что при нагревании мыло растворяется значительно быстрее. При встряхивании пробирки наблюдается обильное вспенивание. Данный раствор оставьте для следующего опыта

**ОПЫТ 3: ВЫДЕЛЕНИЕ СВОБОДНЫХ ЖИРНЫХ КИСЛОТ ИЗ МЫЛА.** Поместите в пробирку 5 капель полученного раствора мыла, добавьте 1 каплю 10% раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Выпадает белый хлопьевидный осадок свободных жирных кислот. Напишите уравнение реакции образования

**ОПЫТ 4: \_\_ДОКАЗАТЕЛЬСТВО НЕПРЕДЕЛЬНОСТИ ТЕРПЕНОВ.** Поместите в одну пробирку 2-3 капли кислоты 1, в другую 2-3 капли кислоты 2,

добавьте в каждую пробирку по 2-4 капли бромной воды, почему в одной из пробирок происходит обесцвечивание? На наличие каких связей в жирных кислотах указывает данная реакция? Установите, в какой пробирке находится олеиновая кислота. Напишите уравнение реакции присоединения брома к данной кислоте.

**ОПЫТ 5: Легкая окисляемость терпенов.** Поместите в 2 пробирки по 1 каплю 2% раствора  $KmnO_4$  и по 5 капли  $H_2O$ . Добавьте 1 каплю вещества 3, в другую – 1 каплю вещества 4. Объясните наблюдаемые явления. В какой пробирке находится скипидар? Напишите схему взаимодействия  $\alpha$ -пинена с  $KmnO_4$  в нейтральной среде. Дает ли данную реакцию камфара?

#### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биорганической химии. 1985. Стр. 118-128, 235-253.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биорганическая химия. 1991. Стр. 288-292, 427-462.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### **Практическое занятие №15 Нуклеиновые кислоты. РНК**

**Цель занятия.** Сформировать знания принципов строения и химических свойств нуклеиновых кислот и их мономерных единиц – нуклеотидов как химическую основу для усвоения различных уровней структурной организации макромолекул нуклеиновых кислот и действия нуклеотидных коферментов

#### **Перечень рассматриваемых вопросов.**

##### **1. Химические компоненты нуклеиновых кислот (НК)**

- ◆ Нуклеотиды, их строение и свойства
- ◆ Нуклеозиды, их строение и свойства
- ◆ Нуклеотидная цепь РНК
- ◆ Комплементарные пары оснований и их строение
- ◆ Строение и свойства коферментов – нуклеотидов
- ◆ Лекарственные средства нуклеиновой природы

#### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА:**

##### **«ИЗУЧЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ НА СОСТАВНЫЕ ЧАСТИ НУКЛЕИНОВЫХ КИСЛОТ»**

**ОПЫТ 1: БИУРЕТОВАЯ РЕАКЦИЯ НА ПОЛИПЕПТИДЫ.** К 5 каплям гидролизата добавляют 10 капель раствора  $NaOH$  и 3 капли 1% раствора сульфата меди (II). Жидкость окрашивается в фиолетовый цвет. Объясните данный процесс.

**ОПЫТ 2: СЕРЕБРЯНАЯ ПРОБА НА ПУРИНОВЫЕ ОСНОВАНИЯ.** 10 капель гидролизата нейтрализуют 1 каплей конц. аммиака и добавляют 5 капель 1% раствора нитрата серебра. При стоянии, через 3-5 минут выпадает

небольшой рыхлый осадок серебрянных соеинений пуриновых оснований (аденина и гуанина). Окрашенный в бурый цвет.

**ОПЫТ 3: ПРОБА ТРОММЕРА НА РИБОЗУ И ДЕЗАКСИРИБОЗУ.** К 5 каплям гидролизата добавляют 10 капель 30% раствора NaOH и 1-3 капли 7% раствора сульфата меди (II) до появления неисчезающей мути гидроокси меди (II). Жидкость перемешивают и верхний слой ее нагревают до начала кипения. Авпадает красный осадок оксида меди (I) и желтый осадок гидроксида меди (I) вследствие окисления рибозы и восстановления  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  до  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

**ОПЫТ 4: МОЛИБДЕНОВАЯ ПРОБА НА ФОСФОРНУЮ КИСЛОТУ.** К 20 каплям молибденового реактива (раствор молибдена аммония в азотной кислоте) добавляют 2-3 капли гидролизата и кипятят несколько минут на открытом огне. В присутствии фосфорной кислоты жидкость окрашивается в лимонно-желтый цвет. При охлаждении выпадает желтый кристаллический осадок комплексного соединения фосфорномолибденового аммония.  
 $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{MoO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

#### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 222-235.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 260-281.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.

### **Практическое занятие №16 Нуклеиновые кислоты. ДНК**

**Цель занятия.** Сформировать знания принципов строения химических свойств нуклеиновых кислот и их мономерных единиц – нуклеотидов как химическую основу для усвоения различных уровней структурной организации макромолекул нуклеиновых кислот и действий нуклеотидных коферментов.

#### **Перечень рассматриваемых вопросов.**

- ◆ Химические компоненты нуклеиновых кислот (НК)
- ◆ Пуриновые и пиримидиновые нуклеиновые основания
- ◆ Лактим-лактаманная таутомерия
- ◆ Нуклеозиды, их строение и свойства
- ◆ Нуклеотидная цепь ДНК
- ◆ Первичная и вторичная структура ДНК
- ◆ Комплементарные пары оснований и их строение
- ◆ Строение и свойства коферментов – нуклеотидов
- ◆ Лекарственные средства нуклеиновой природы

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА «ИЗУЧЕНИЕ КАЧЕСТВЕННЫХ РЕАКЦИЙ НА СОСТАВНЫЕ ЧАСТИ НУКЛЕИНОВЫХ КИСЛОТ»**

**ОПЫТ 1: ПРОБА ТРОММЕРА НА РИБОЗУ И ДЕЗАКСИРИБОЗУ.** К 5 каплям гидролизата добавляют 10 капель 30% раствора NaOH и 1-3 капли 7% раствора сульфата меди (II) до появления не исчезающей мути гидрокси меди (II). Жидкость перемешивают и верхний слой ее нагревают до начала кипения. Выпадает красный осадок оксида меди (I) и желтый осадок гидроксид меди (I) вследствие окисления рибозы и восстановления  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  до  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

**ОПЫТ 2: МОЛИБДЕНОВАЯ ПРОБА НА ФОСФОРНУЮ КИСЛОТУ.** К 20 каплям молибденового реактива (раствор молибдата аммония в азотистой кислоте) добавляют 2-3 капли гидролизата и кипятят несколько минут на открытом огне. В присутствии фосфорной кислоты жидкость окрашивается в лимонно-желтый цвет. При охлаждении выпадает желтый кристаллический осадок комплексного соединения фосфорномолибденового аммония.

### **Литература.**

1. Под ред. Тюкавкиной Н.А. Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии. 1985. Стр. 222-235.
2. Н.А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков. Биоорганическая химия. 1991. Стр. 260-281.
3. Пирмухамедов И.М. Органик кимё. 1990.