

# Лабораторно-практическое занятие №3

**Специальность:** Общая медицина

**Дисциплина:** Химия

**Кафедра:** Биохимии и химических дисциплин

**Курс:** 1

**Тема:** Кисотно-основное равновесие в процессах жизнедеятельности. Ионное произведение воды. Водородный показатель, как количественная мера активной кислотности и щелочности. Методы измерения рН.

Занятие проводит ассоциированный профессор,  
кандидат химических наук  
Болысбекова Салтанат Манарбековна

Кисотно-основное равновесие в процессах жизнедеятельности.

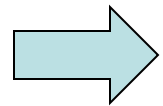
Ионное произведение воды. Водородный показатель, как количественная мера активной кислотности и щелочности.

Методы измерения pH.

- Цель
- **Задачи обучения:**
  - Студент должен знать:
  - Студент должен уметь:
  - Владеть навыками:
- Основные вопросы темы :
- Методы обучения и преподавания:
- Контроль:
- Чек-лист ответов:
- Практические навыки:
- Чек – лист практических навыков:
- Терминологический словарь:

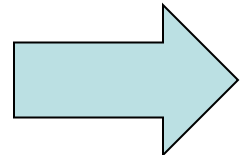
# Цель:

- Изучить кислотно-основное равновесие в организме, что необходимо будущему врачу для понимания процессов происходящих в живом организме.
- .



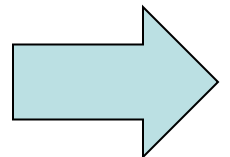
# Студент должен знать:

- определения плотности и рН растворов



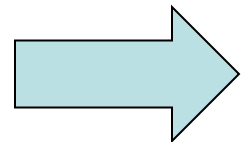
## Студент должен уметь:

- рассчитывать тепловые эффекты реакции;
- проводить потенциометрическое измерение рН;
- готовить буферные растворы с заданными значениями рН. Определять буферную емкость;



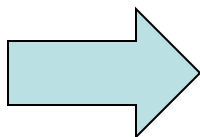
# Владеть навыками:

- давать количественную характеристику кислотности и щелочности растворов, определять колориметрическим методом рН растворов.



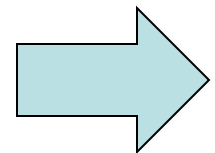
# Основные вопросы темы :

- 1. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты.
- 2. Степень и константа электролитической диссоциации.
- 3. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.
- 4. Водородный показатель pH, как мера активной кислотности и щелочности
- 5. Понятие о кислотно-основных индикаторах.
- 6. Значение кислотно-основного равновесия для нормального функционирования живого организма
- 7. Методы измерения pH
- 8. Сущность колориметрического метода определения pH. Закон Ламберта-Беера
- 9. Методы колориметрирования: а) уравнивания; б) цветной шкалы



## **Методы обучения и преподавания:**

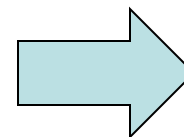
- **Определение входного уровня знаний, беседа по теме занятия, выполнение лабораторной работы и оформление отчета.**
- **Итоговый контроль знаний.**





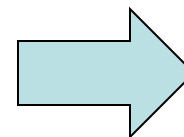
# Контроль:

- 1. Вычислить концентрацию ионов водорода и pH в растворах следующих веществ:
  - 1) 0,001 моль/л  $\text{HNO}_3$
  - 2) 0,0001 моль/л  $\text{KOH}$
  - 3) 0,02 моль/л  $\text{NH}_4\text{OH}$ , если  $\alpha = 0,005$
  - 4) 0,05 моль/л  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , если  $\alpha = 0,02$
- Указать реакцию среды в каждом из выше указанных растворов.
- 2. Вычислить концентрацию ионов водорода и гидроксида в растворе, pH которого равен 9.
- 3. Укажите реакцию среды и цвет индикатора метилоранжа в растворах:
  - 1. pH = 2      2.  $C_{\text{H}^+} = 0,010$  моль/л      3. pH = 3
  - 4. pH = 10    5.  $C_{\text{H}^+} = 10^{-8}$  моль/л      6.  $C_{\text{H}^+} = 10^{-7}$  моль/л
- 4. Вычислить pH раствора, в 500 мл которого содержится 1,26 г  $\text{HNO}_3$ .
- 5. Вычислить pH раствора, в 500 мл которого содержится 0,2 г  $\text{NaOH}$ .



# Практические навыки:

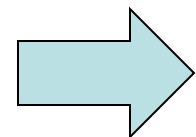
- **Опыт №1.** Колориметрическое определение pH исследуемого раствора буферным методом.
- Работа состоит из следующих этапов:
- Ориентировочное определение pH исследуемого раствора с помощью универсального индикатора.
- 1. Налить в фарфоровую чашечку 1 мл исследуемого раствора и смочить в нем полоску индикаторной бумаги. Окраску индикаторной бумаги сравнивать с цветной шкалой для универсального индикатора и сделать заключение с приблизительным значением pH исследуемого раствора (ошибка  $\pm 0,5$ )
- 2. Выбор индикатора.
- Пользуясь таблицей, подобрать индикатор, область перехода которого включает найденное значение pH
- 3. Приготовление эталонов из буферных растворов.
- Составить из имеющихся слабых кислоты и ее соли от сильного основания такие буферные смеси, pH которых охватывает область перехода выбранного индикатора. В 7-8 пробирок поместить по 5 мл буферных смесей, соотношения компонентов взять из таблицы: «Буферные смеси». Затем в каждую пробирку добавить по 2 капли выбранного индикатора и тщательно перемешать.



- 4. Установление рН исследуемого раствора.
- Налить в пробирку 5 мл исследуемого раствора, прибавить 2 капли выбранного индикатора, перемешать и сравнить окраску с цветной шкалой, приготовленной из буферных смесей.
- рН исследуемого раствора равен рН эталона, имеющего с ним одинаковую окраску. Сделать вывод.
- 5. Определение ошибки определения:
- Взять у преподавателя истинное значение рН исследуемого раствора и рассчитать относительную погрешность определения рН

$$S_{\%} = \frac{|A - a|}{A} \cdot 100\%$$

- где  $A$  - истинное значение рН;
- $a$  - значение рН, найденное в ходе исследования
- 6. Оформить отчет. Сделать вывод.



## **Опыт №2. Определение рН кожи.**

- 1. Приготовить микроколориметрическую шкалу из буферных растворов, для этого внести в гнездо кафельной плитки по 1-2 капли буферных растворов в интервале значения рН от 5-7, затем по одной капле универсального индикатора.
- 2. 1-2 капли универсального индикатора нанести на исследуемый участок кожи. Через 30 секунд цвет нанесенного раствора сравнить с цветной шкалой и сделать вывод о значении рН кожи.