

НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ “МЭИ”

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ АНАЛИЗАТОРЫ МЕДИЦИНСКОГО НАЗНАЧЕНИЯ

Студент: Горьков Я.А., ЭР-16-13

Научный руководитель : доцент Жихарева Г.В.

Актуальность

В современном мире всё сильнее наблюдается влияние научно-технического прогресса на все сферы нашей жизни. В связи с этим возникает необходимость более точных и быстрых методов анализа различных веществ.

- Точность
- Быстрота
- Ценовая политика

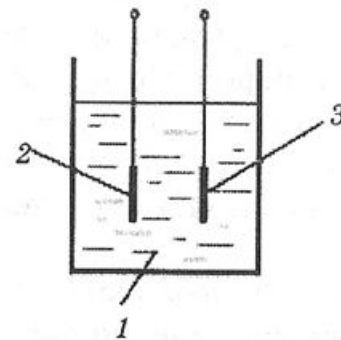
Цель работы: изучение принципов работы ЭХМИ и постановка демонстрационных лабораторных работ по теме «Электрохимические анализаторы медицинского назначения».

Решаемые задачи:

1. Изучение электрохимических методов анализа веществ, используемых в лабораторной медицине.
2. Исследование рынка медицинской техники для лабораторного анализа и выбор различных моделей электрохимических анализаторов для демонстрации в учебной лаборатории. Изучение принципов действия выбранных моделей.
3. Разработка демонстрационных лабораторных работ на базе предложенных моделей электрохимических анализаторов и описаний к ним.

1. Классификация электрохимических методов анализа

- Потенциометрия
- Кондуктометрия
- Вольтамперометрия (полярография)
- Кулонометрия



электрохимическая ячейка

1 – раствор, 2,3 – электроды.

1.1. Потенциометрия

Принцип действия потенциометрических анализаторов основан на измерении потенциала электрода, размещенного в электролите, по которому определяется концентрация исследуемого компонента анализируемой жидкой среды.

1.2. Кондуктометрия

Принцип действия кондуктометров состоит в измерении электрической проводимости (электропроводности) растворов электролитов, по которой определяется концентрация растворенных веществ.

1.3. Вольтамперометрия

Принцип действия полярографии состоит в определении зависимости силы тока, который протекает между двумя электродами, от напряжения, приложенного к электродам.

1.4. Кулонометрия

В работе кулонометрических анализаторов используется явление электролиза, описываемое законом Фарадея, в процессе которого информацию о концентрации определяемого компонента получают путем измерения количества электричества, израсходованного на электродную реакцию.

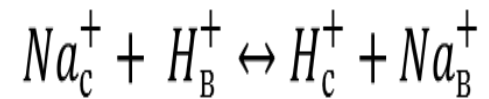
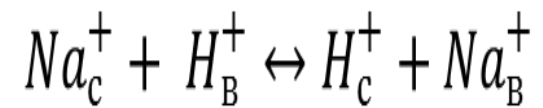
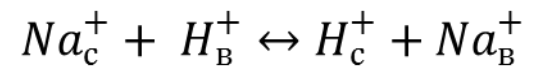
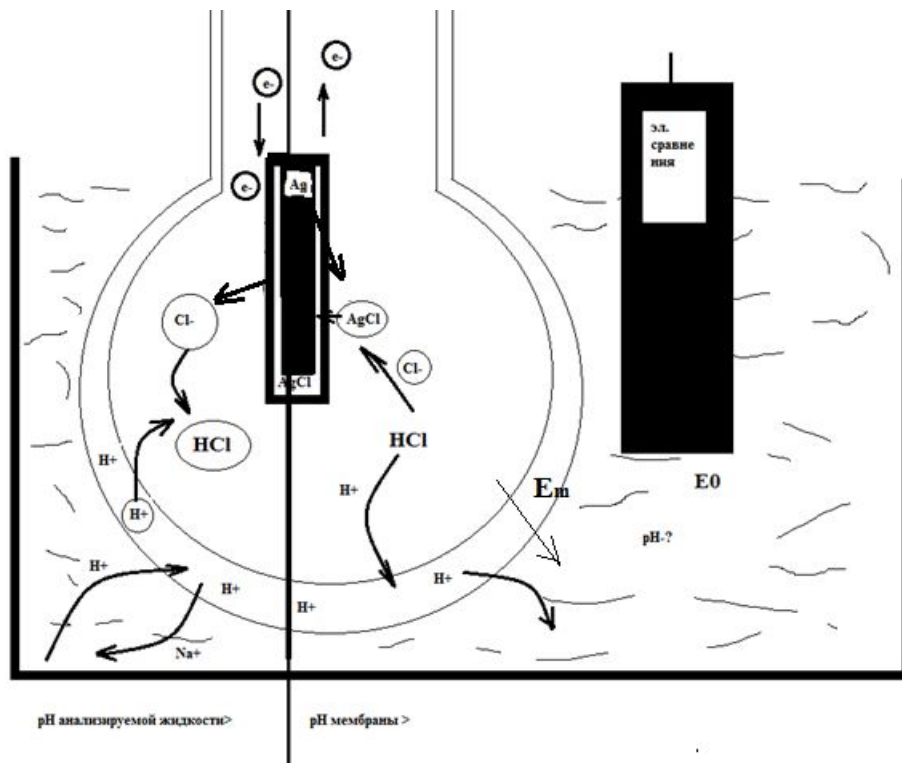
2. Выбор моделей электрохимических анализаторов для демонстрации в учебной лаборатории рН метр рН-009 (потенциометр)



Внешний вид рН метра
и
расходники



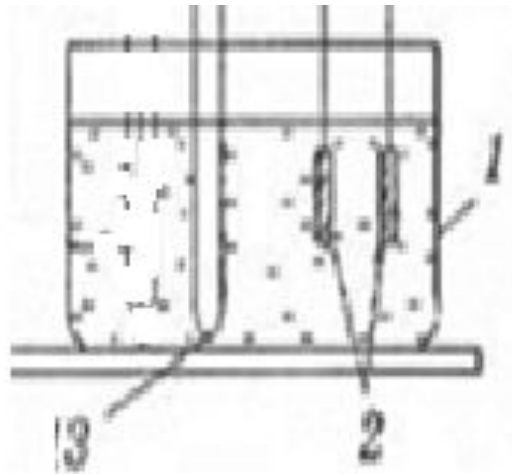
Система
электродов



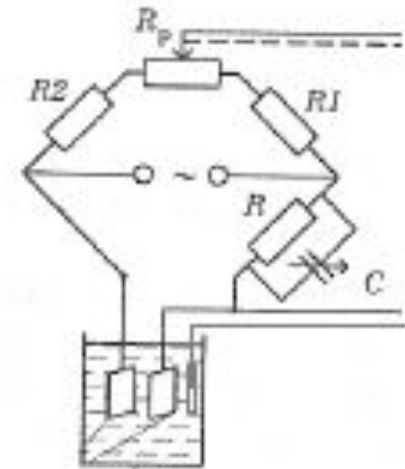
Кондуктометр Ар-2



Внешний
вид



1- измерительная электролитическая
ячейка; 2 — электроды; 3 —
терморезистор в чехле



Электрохимическая ячейка
в составе электрического моста

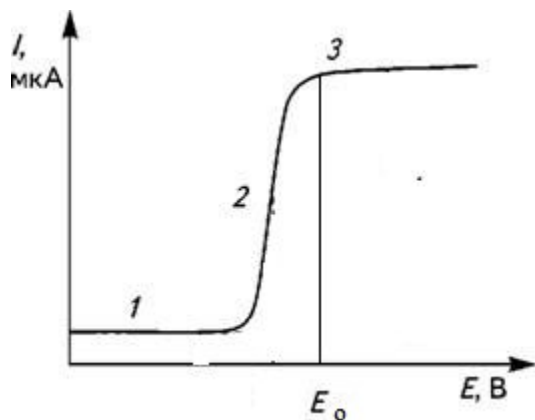
Глюкометр one touch UltraEasy (вольтамперметр)



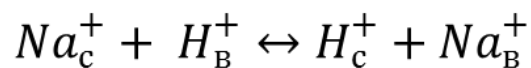
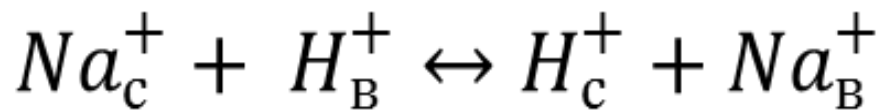
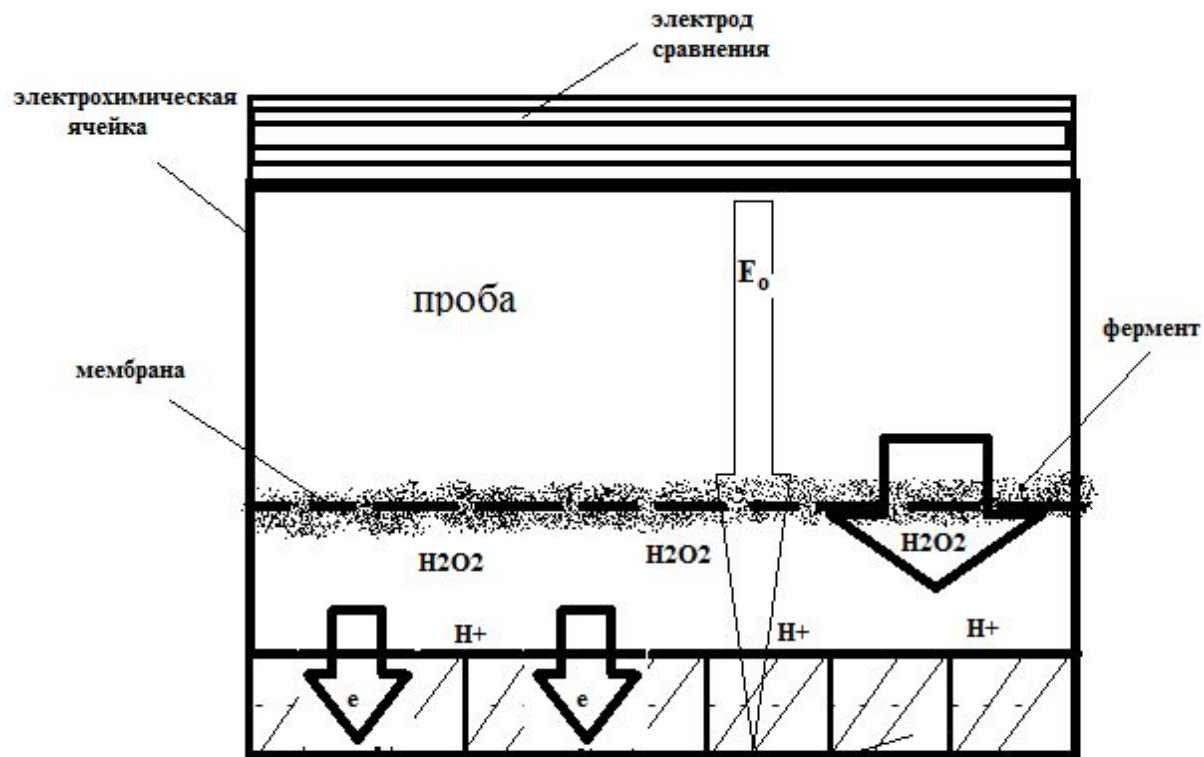
Внешний
вид



Тест полоски



Зависимость тока через электрод от напряжения



платиновый электрод

Система электродов

3. Лабораторные работы

Демонстрация работы pH-метра

Цель работы: измерение водородного показателя (pH) растворов при помощи потенциометрического и колориметрического методов; определение величины буферной ёмкости буферного раствора и закрепление теоретического материала по теме "Потенциометрия".

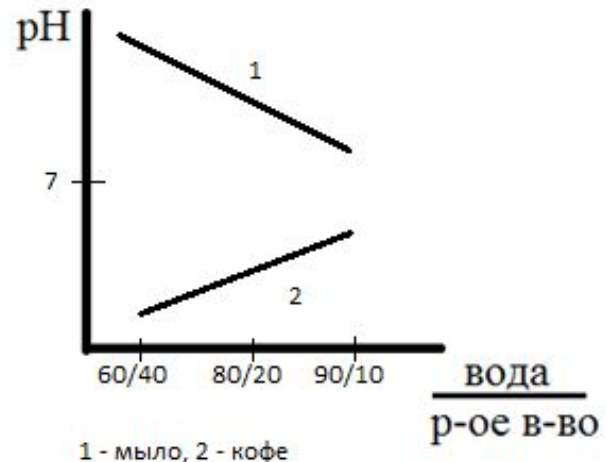
Содержание работы:

Сделать растворы кислотной(кофе) и щелочной(мыло) среды.

Меняя соотношения вода/растворенное вещество в растворе

показатели pH прибором и индикатором

Сравнить показания и свести их в граф



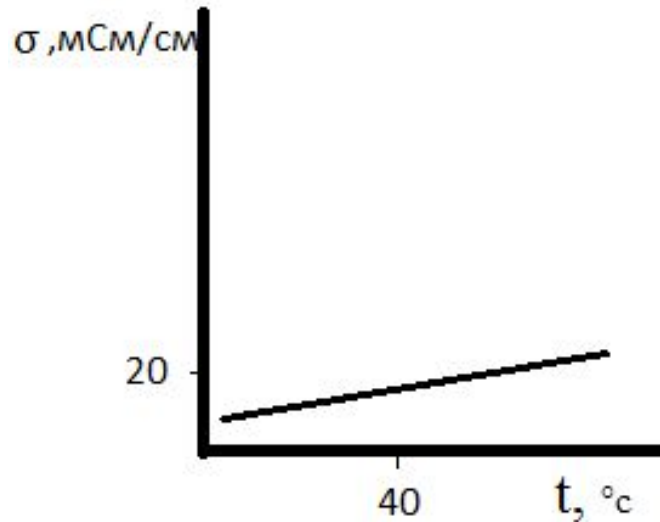
Демонстрация работы Кондуктометра

Цель работы: ознакомиться с работой кондуктометра и закрепить теоретические знания студентов по разделу «кондуктометрия».

Содержание работы:

Приготовить два раствора разной концентрации растворенного вещества

Измерить проводимость и температуру, нагреть и повторно снять показания. Рассчитать температурный коэффициент и изобразить зависимость:



Демонстрация работы глюкометра

Цель работы: ознакомиться с глюкометром и закрепить теоретические знания по теме “Вольтамперометрия”.

Содержание работы:

Рассчитать теоретически и измерить концентрацию сахара 5% раствора глюкозы. Разбавить раствор водой 50/50 и повторить Расчет и измерения. Объяснить возможные причины расхождения результатов.

Заключени

- В данной работе рассмотрены основные электрохимические методы исследования (ЭХМИ).
- Проведен краткий анализ рынка приборов медицинского назначения на основе ЭХМИ.
- Проведена работа с иностранной литературой и патентами. Выявлены самые популярные из методов ЭХМИ и описаны на примере конкретных приборов.
- Выбор приборов проведен на основе нескольких критериев:
 - Стоимости прибора и сопутствующих расходных материалов
 - Простоты использования
 - Срока службы
- Разработаны ознакомительные лабораторные работы по теме “Электрохимические анализаторы” на основе изученных приборов.

Спасибо за внимание!

Ag | AgCl | HCl (0,1 M) | стеклянная мембрана | внешний раствор, (pH_{внешн}, [H⁺]_{внешн}) (5)

Обозначим разность потенциалов между Ag и AgCl DU₁, между AgCl и HCl (0,1 M) DU₂, между HCl (0,1 M) и внешним раствором DU₃.

Разность потенциалов между Ag и AgCl определяется равновесием, связанным с обменом на этой границе ионами Ag⁺. Дело в том, что, хотя хлорид серебра относится к полупроводникам n-типа, то есть основными носителями электричества в нем являются электроны, из-за особенностей кристаллической структуры солей серебра и свойств иона серебра подавляющая часть электрической проводимости обеспечивается подвижными ионами серебра, которые не находятся на правильных местах в кристалле (дефектами Френкеля) (неосновные носители).

С другой стороны, металлическое серебро, это кристаллическое тело, где в узлах кристалла находятся ионы серебра, а между ними распределен электронный газ. Таким образом. ионы серебра присутствуют в достаточном количестве в обеих фазах и именно их быстрый межфазный обмен приводит к равновесию, которое обеспечивает стабильность DU₁ при фиксированной температуре.

Таким образом, DU₁ является константой.

Разность потенциалов между AgCl и HCl (0,1 M) определяется равновесием, связанным с обменом на этой границе ионами Cl⁻. В растворе устанавливается динамическое равновесие, определяемое произведением растворимости хлорида серебра. Сколько хлорида переходит в раствор, столько и выпадает из раствора соляной кислоты.

Потенциалопределяющая реакция может быть записана следующим образом:

Cl⁻ в хлориде серебра ↔ Cl⁻ в соляной кислоте (6)

Величина разности потенциалов в этом случае может быть выражена известным уравнением Нернста:

$$DU_2 = DU_{20} + (RT/F) \ln ([Cl^-]_{\text{в хлориде серебра}}/[Cl^-]_{\text{в соляной кислоте}}) \quad (7)$$

Здесь DU_2 – разность потенциалов между хлоридом серебра и соляной кислотой при концентрации хлорида в кислоте 0,1 моль/л, DU_{20} – разность потенциалов между хлоридом серебра и соляной кислотой при концентрации хлорида в кислоте 1 моль/л (стандартная), R , T и F – соответственно универсальная газовая постоянная, абсолютная температура и число Фарадея. Поскольку действующая концентрация хлорида в хлориде серебра постоянна от природы, а в соляной кислоте постоянна за счет того, что трубка закрыта и не обменивается веществом с внешним пространством, значит постоянно и их отношение и логарифм отношения: $DU_2 = \text{const}$.

Остается только один компонент цепочки из последовательно соединенных электрохимических элементов DU_3 .

Это разность потенциалов на стеклянной мембране. Материал мембраны выбирается таким образом, что это стекло пропускает ионы водорода и не пропускает других ионов.

Многочисленные экспериментальные исследования показали, что эта разность потенциалов определяется уравнением:

$$DU_3 = (RT/F) \ln ([H^+]_{\text{внешн}}/[H^+]_{\text{в соляной кислоте}}) \quad (8)$$

Строгой теории для объяснения этого факта до настоящего времени не существует, хотя и существует несколько объяснений.

Логарифм отношения равен разности логарифмов:

$$DU_3 = (RT/F) \ln ([H^+]_{\text{внешн}}) - (RT/F) \ln [H^+]_{\text{в соляной кислоте}} \quad (9)$$

Второе слагаемое в правой части уравнения (9) не зависит от состава внешнего раствора, поэтому мы можем считать его константой.

В общем случае, если жидкость является частью электрической цепи, то она ведет себя при определенных условиях как электрическое сопротивление, проводимость G которого определяется выражением

$G = (1/\rho)(S/l)$, где ρ — удельное сопротивление; S и l — площадь сечения и длина проводника.

Величина, обратная удельному сопротивлению ρ , называется удельной электрической проводимостью (или удельной электропроводностью):

$$\sigma = 1/\rho,$$

Единицей удельной электропроводности обычно служит $1 \text{ См/см} = 10^2 \text{ См/м}$.

Удельная электропроводность разбавленного однокомпонентного раствора электролита определяется законом Кольрауша:

$$\sigma = Cn(\mu_k + \mu_a),$$

где μ_k и μ_a [мОм·г-экв] — подвижности катионов и анионов соответственно;

Cn [г-экв/м³] — эквивалентная концентрация растворенного вещества.

Эквивалентная (нормальная) концентрация: отношение количества эквивалентов растворенного вещества ЭКВ к объему V раствора:

$$C = \text{ЭКВ}/V.$$

Эквивалент — это реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалента (равна) одному иону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции — одному электрону.

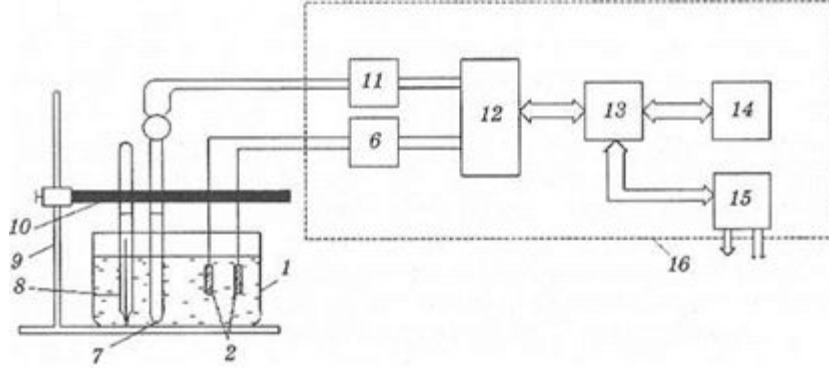


Схема кондуктометра NM digital AP-2:

1 — измерительная электролитическая ячейка; 2 — электроды; 6 — преобразователь разбаланса моста переменного тока в сигнал постоянного тока; 7 — терморезистор в чехле; 8 — стеклянный термометр; 9 — штатив; 10 — кронштейн; 11 — преобразователь сопротивления в сигнал постоянного тока; 12 — аналого-цифровой преобразователь; 13 — вычислительное устройство; 14 — устройство отображения информации; 15 — блок формирования выходных сигналов; 16 — измерительный блок

Для разбавленных растворов удельная электропроводность растворов является величиной аддитивной. Удельная электропроводность возрастает с увеличением температуры, что обусловлено увеличением количества ионов. Зависимость удельной электропроводности от температуры t описывается уравнением

$$\sigma(t) = \sigma_0(1 + \alpha_\sigma(t - t_0))$$