**ЗАНЯТИЕ №****9. ЭЛЕКТРОДНЫЕ И РЕДОКС - ПОТЕНЦИАЛЫ.**

**УРАВНЕНИЕ НЕРНСТА-ПЕТЕРСА. РЕДОКС-СИСТЕМЫ В ЖИЗНЕДЕЯТЕЛЬНОСТИ.**

**Необходимый базовый уровень:**

1) окислительно-восстановительные реакции

2) окислитель и восстановитель

3) ЭДС окислительно-восстановительной реакции

**Вопросы для подготовки к занятию**:

1) Механизм возникновения электродного потенциала. Элемент Даниэля-Якоби. Уравнение Нернста.

2) Окислительно-восстановительная система: типы окислительно-восстановительных систем. Уравнение Нернста-Петерса.

3) Механизм возникновения редокс-потенциала. Факторы, влияющие на редокс-потенциалы: влияние лигандного окружения центрального атома на величину редокс-потенциала.

4) Водородный электрод: устройство, применение. Уравнение Нернста для водородного электрода.

5) Измерение ЭДС с помощью водородного электрода. Ряд напряжений металлов.

6) Ионселективные электроды: стеклянный электрод. Уравнение Нернста для стеклянного электрода.

7) Определение рН растворов с помощью водородного и стеклянного электродов.

8) ЭДС электрохимической реакции. Константа окислительно-восстановительного процесса.

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА:**

Определение стандартного редокс-потенциала системы Fe3+/Fe2+ потенциометрическим методом.

**НА ЗАНЯТИИ БУДЕТ ПРОВЕДЕН ВХОДНОЙ ТЕСТ-КОНТРОЛЬ!**

**Задачи и упражнения для самоподготовки**

1. Вычислить потенциал серебряного электрода (Ag+/Ag0), погруженного в 0,01 М раствор AgNO3 при 250С, ϕ0(Ag+/Ag0) = +0,799 В. *Ответ:* 0,68 В.
2. Потенциал цинкового электрода, помещенного в раствор собственной соли при Т = 298 К составил -0,819 В. Вычислить концентрацию ионов Zn2+, если φ0(Zn2+/ Zn0)=-0,76 В. *Ответ*: С(Zn2+)=0,01 моль/л.
3. Рассчитать при 298 К редокс-потенциал системы Sn4+/Sn2+, содержащей смесь солей SnCl2 и SnCl4, если *С*(Sn2+) = 0,01 моль/л, *С*(Sn4+) = 0,05 моль/л. ϕ0(Sn4+/Sn2+) = 0,15 В. *Ответ:* 0,17 В.
4. Рассчитать стандартный окислительно-восстановительный потенциал (ϕ0(Fe3+/Fe2+) при 298 К, если ЭДС (*Е*) гальванического элемента, состоящего из этого редокс-электрода и насыщенного хлорсеребряного электрода, равняется +0,55 В, *С*(Fe2+) = 0,05 моль/л, *С*(Fe3+) = 0,02 моль/л, ϕ0(нас. хлорсер. эл.) = 0,201 В. Схема гальванической цепи:

Ag, AgCl (т) | KCl (нас.) || Fe2+, Fe3+ | Pt

*Ответ:* 0,77 В.

1. При температуре 250С потенциал водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор, ϕ(2Н+/Н2) = – 0,118 В. Вычислить рН этого раствора. *Ответ:* 2.
2. Вычислите при 100С потенциал водородного электрода, погруженного в раствор NaOH с концентрацией 0,001 моль/л. *Ответ:* –0,623 В.
3. Гальванический элемент составлен из хлорсеребряного и водородного электродов, погруженных в желудочный сок. При 370С ЭДС (*Е*) элемента равна 0,308 В, ϕХСЭ при этой же температуре равна 0,223В. Вычислить рН желудочного сока. *Ответ:* 1,38 В.
4. Для измерения рН желчи из пузыря была составлена гальваническая цепь из водородного и хлорсеребряного электродов (ϕ0(хлорсер. эл.) = 0,238 В). Измеренная при 250С ЭДС составила 0,577 В. Вычислите рН желчи. *Ответ:* 5,74.
5. Концентрации MnO4– и Mn2+ равны между собой. Как изменится редокс-потенциал при окислении 20% ионов Mn2+ при постоянном рН и при 250С? (ϕ0 = 1,59 В). *Ответ:* увеличится на 0,176 В.

*Литература*

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд, А.З. Книжник; Под ред. Ю.А. Ершова.- 3-е изд., стер.-М.: Высш. шк., 2002.-С.464-488.
2. В.А. Попков, С.А. Пузаков. Общая химия.- М.: ГЭОТАР-Медиа, 2007-С.687-724.
3. Руководство к практическим занятиям по общей химии: Методические разработки к выполнению лабораторных работ.-Ч.II / Сост. А.П. Коровяков, П.В. Назаров, Г.Б. Замостьянова и др.-Ижевск, 2004.- С. 16-21.