

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Химические технологии нефтегазового комплекса»

## ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Методические указания  
к лабораторным работам

Ростов-на-Дону  
2021

## Лабораторная работа № 1

### Определение электропроводности растворов электролитов

#### Цель работы

Изучить зависимость удельной и молярной электрических проводимостей растворов сильных кислот от их концентрации.

#### Методика выполнения работы

- Приготовить растворы двух сильных кислот различной основности (серная и соляная) путем последовательного разведения растворов исходной концентрации. Значения концентраций должны охватывать 1-2 периода.
- С помощью кондуктометра провести измерение удельной электропроводности растворов начиная с самого разбавленного, промывая измерительный электрод в большом объеме дистиллированной воды между измерениями.

#### Оформление результатов измерений

- Результаты измерений занести в табл. 1.1

Таблица 1.1

Экспериментальные и расчетные данные

Кислота	C, моль/л	$\sigma$ , см/см*	$\lambda$ , см/см <sup>2</sup> ·моль*	$\sqrt{C}$
Соляная	0,1			
	0,05			
	0,025			
	...			
Серная	...			
	...			

\*возможно использование размерности, заданной показаниями кондуктометра

- Рассчитать значения молярной электропроводности для каждой концентрации раствора. Полученные значения внести в табл. 1.1.
- Построить графики зависимостей  $\sigma = f(C)$  и  $\lambda = f(C)$ .
- Построить график зависимости  $\lambda = f(\sqrt{C})$  (проведите прямолинейную зависимость через совокупность экспериментальных точек таким образом, чтобы они равномерно отстояли от прямой). Экстраполируйте полученную прямолинейную зависимость к нулевому значению  $\sqrt{C}$ . Отсекаемый на оси  $\lambda$  отрезок позволит определить экспериментальную величину  $\lambda_{\infty}$ .
- Проанализируйте экспериментальные зависимости значений электропроводностей от концентрации кислот. Определите, влияние концентрация исследуемых электролитов на величины  $\sigma$ ,  $\lambda$ . Сопоставьте полученные зависимости с теоретическими.
- Сравните экспериментальную величину  $\lambda_{\infty}$  со справочной, полученной суммированием соответствующих проводимостей отдельных ионов.

## Лабораторная работа № 2

### Определение чисел переноса

#### Цель работы

Освоение метода Гитторфа и определение чисел переноса ионов.

#### Методика выполнения работы и оформление результатов измерений

При определении чисел переноса методом Гитторфа экспериментально находят изменение концентрации электролита у электродов и количество электричества, прошедшего через раствор. Последнее определение ведется независимым методом с помощью кулонометра, включенного в цепь последовательно с ячейкой для определения чисел переноса. Расчет количества электричества производится на основании законов Фарадея. Необходимым условием является протекание на электроде кулонометра только одного процесса. Кулонометры подразделяются на весовые, объемные и титрационные.

Весовой медный кулонометр состоит из трех медных пластин, погруженных в раствор  $\text{CuSO}_4$ . Средняя пластина является катодом, а крайние - анодами. На катоде медь осаждается, а аноды растворяются. Определение количества электричества (единица измерения - фарадей) проводят по приросту массы катода  $\Delta m$  с использованием массы моля эквивалента меди 31,8 г/мол-экв.

$$n_F = \Delta m / 31,8 \quad (2.1)$$

- Зачистить катод кулонометра наждачной бумагой, промыть водой и ацетоном (или спиртом) и высушить на воздухе.
- Взвесить катод на аналитических весах, закрепить в крышке кулонометра и погрузить в раствор. Для получения осадка меди с хорошей адгезией к материалу катода необходимо не превышать плотность катодного тока более 20 мА/см<sup>2</sup>.
- Собрать установку для определения чисел переноса (рис. 2.1). Включить ток (13-15 мА) и вести электролиз 50-60 минут.

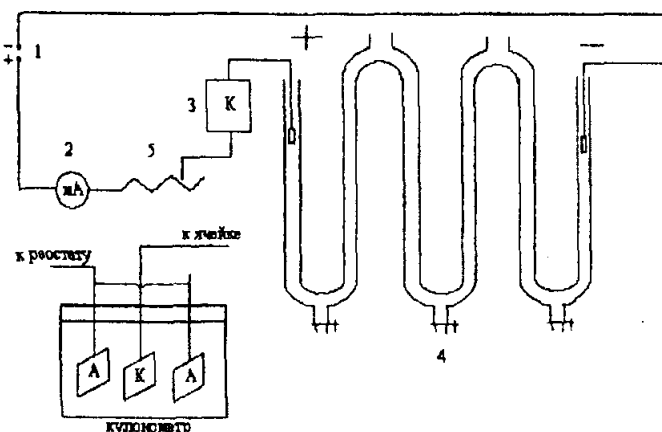


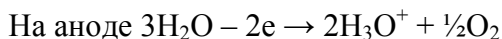
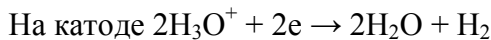
Рис. 2.1. Схема установки для определения чисел переноса:

- 1 - источник тока; 2 - миллиамперметр; 3 - кулонометр;  
4 - ячейка; 5 - реостат (магазин сопротивлений)

- После опыта катод промыть водой и ацетоном (или спиртом), высушить и взвесить. Определить прирост массы  $\Delta m$ .

*Задание 1. Определение чисел переноса ионов в растворе  $H_2SO_4$*

При электролизе с инертными электродами в растворе  $H_2SO_4$  протекают следующие электрохимические реакции:



Поскольку анионы  $SO_4^{2-}$  поступают к аноду, но не разряжаются на нем, в анолите количество  $H_2SO_4$  возрастает, а в католите убывает в таком же количестве. Поэтому

$$t_{SO_4^{2-}} = \frac{\Delta_K}{n_F} = \frac{\Delta_A}{n_F} \quad (2.2)$$

- Приготовить раствор  $H_2SO_4$  заданной концентрации и налить его в ячейку.
- Подготовить медный кулонометр к работе и взвесить катод.
- Провести электролиз, контролируя ток.
- Во время электролиза титруют исходный раствор кислоты раствором NaOH.
- По окончании электролиза слить раствор из среднего пространства в мерный цилиндр.

- Затем слить раствор из католита и анолита в отдельные мерные цилиндры. Измерить объемы жидкости в каждом цилиндре.

- Взять 2-3 пробы аликвотной части жидкости ( $v=5$  мл) из каждого цилиндра и титровать щелочью. В среднем пространстве концентрация кислоты должна остаться неизменной, в противном случае опыт не получится.

- Катод медного кулонометра промыть, высушить и взвесить. Расчет чисел переноса произвести по католиту и анолиту согласно уравнению (2.2). Количество разложенного электролита по данным кулонометрии определить по уравнению (2.1). Убыль кислоты в католите вычислить по формуле (2.3):

$$\Delta_K = [(V_{щ1} - V_{щ2})V_K C_{щ} / v] \cdot 10^{-3}, \text{ моль-экв} \quad (2.3)$$

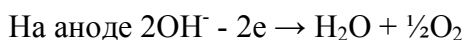
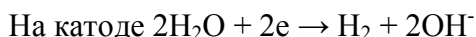
где  $V_{щ1}$  и  $V_{щ2}$  - средние объемы щелочи, пошедшей на титрование соответственно до и после опыта (мл);  $V_K$  - объем жидкости из католита;  $C_{щ}$  - концентрация титрованного раствора щелочи, моль-экв/л;  $v$  - объем пробы, взятой на титрование.

Аналогично рассчитываются  $\Delta_A$  - увеличение кислоты в анолите. По формуле (2.2) рассчитать  $t_{SO_4^{2-}}$ . Число переноса катиона водорода определяется по формуле (2.4):

$$t_{H^+} = 1 - t_{SO_4^{2-}} \quad (2.4)$$

*Задание 2. Определение чисел переноса в растворе NaOH.*

При электролизе раствора NaOH протекают следующие реакции.



Катионы натрия подходят к катоду, но не разряжаются, а накапливаются в католите, переходя из анолита. Анионы  $OH^-$  образуются на катоде и расходуются на аноде. Поэтому на катоде количество NaOH увеличивается, а на аноде - уменьшается.

$$t_{Na^+} = \frac{\Delta_K}{n_F} = \frac{\Delta_A}{n_F} \quad (2.5)$$

$$t_{OH^-} = 1 - t_{Na^+} \quad (2.6)$$

Величины  $\Delta_K$  и  $\Delta_A$  вычисляют по уравнению (2.4). Определение количества NaOH в приэлектродном пространстве производят титрованием растворов до и после опыта раствором HCl. Выполнение эксперимента аналогично заданию 1. Разницу объемов щелочи или кислоты в формулу (2.4) подставлять по модулю.

### Лабораторная работа № 3 Определение ЭДС в цепи без переноса

#### *Цель работы*

Ознакомиться с методом измерения ЭДС, определить стандартную ЭДС в цепи без переноса, включающей хлорсеребряный электрод и электрод 1-го рода.

#### *Методика выполнения работы*

- Приготовить растворы хлорида меди  $CuCl_2$ , концентраций: 0,5 М; 0,25 М; 0,1 М, в качестве исходного используется 1 М раствор хлорида меди  $CuCl_2$ .
- Подготовить электролитическую ячейку к работе: ячейку промыть по 3 раза, сначала в проточной, затем в дистиллированной водой и 1 раз в исследуемом растворе хлорида меди  $CuCl_2$ . Медный электрод предварительно зачистить наждачной бумагой. Собрать ячейку по следующей схеме:



Измерения в приготовленных растворах необходимо проводить в порядке возрастания концентраций.

#### *Оформление результатов измерений*

- Данные измерений заносятся в табл. 3.1.

Таблица 3.1

Концентрация раствора С, моль/л	Значение ЭДС цепи		Моляльность, преобразованная в $\sqrt{C}$
	измеренное E, В	величина $E - \frac{3RT}{2F} \ln m - \frac{RT}{F} \ln 2$	
0,10			
0,25			
0,50			
1,00			

- По полученным результатам построить график зависимости  $E - \frac{3RT}{2F} \ln m - \frac{RT}{F} \ln 2$  от  $\sqrt{m}$  (принять, что молярность и моляльность численно равны). Экстраполяцией этой зависимости до нулевой концентрации найти стандартное значение ЭДС цепи.

- Рассчитать теоретическое значение стандартной ЭДС цепи и сравнить с полученными данными.
- Сделать вывод о применимости методики расчета стандартной ЭДС по данным измерений в растворах с различной концентрацией электролита.

#### **Лабораторная работа № 4** **Зависимость потенциала стеклянного электрода от pH**

##### *Цель работы*

Изучить зависимость потенциала стеклянного электрода от pH.

##### *Методика выполнения работы*

- Промыть стеклянный и хлорсеребряный электроды дистиллированной водой.
- Опустить электроды в раствор с наименьшим значением pH, дождаться установления постоянного значения и записать полученное значение в табл. 4.1.
- Повторить действие для всех исследуемых растворов.

##### *Оформление результатов измерений*

Таблица 4.1

pH	ЭДС ячейки E, В

- Построить график зависимости ЭДС ячейки от pH раствора.
- Определить угловой коэффициент полученного графика.
- Сделать вывод о применимости уравнения для потенциала стеклянного электрода.

#### **Лабораторная работа № 5** **Влияние комплексообразования на потенциал металлического электрода**

##### *Цель работы*

Освоить методы потенциометрического определения константы устойчивости комплексных ионов.

##### *Методика выполнения работы*

- Собрать и подготовить к работе ячейку по следующей схеме:  

$$\text{Ag, AgCl|KCl(нас.)|исследуемый раствор|Cu}$$
- С помощью мерной пипетки на 50 мл отмерить «раствор 1» (0,001 М CuSO<sub>4</sub> + 0,15 М Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и влить его в ячейку. Измерить ЭДС собранной цепи. Результаты измерений внести в табл. 5.1
- С помощью мерной пипетки отмерить 1 мл «раствора 2» (0,001 М CuSO<sub>4</sub> + 0,15 М Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 0,5 М K<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) и долить в ячейку, хорошо перемешать, выдержать в течение 5 мин. и вновь измерить ЭДС ячейки.
- 4. Измерения повторить 9 раз, каждый раз увеличивая объем «раствора 2» и записывая значения ЭДС в табл. 5.1.

##### *Оформление результатов измерений*

Таблица 5.1

Состав электролита, мл		ЭДС ячейки E, В	Концентрация оксалат-ионов C, моль/л
Раствор 1	Раствор 2		
50	0		
	1		
	2		
	4		
	6		
	8		
	10		
	12		
	14		
	16		
	18		
	20		

- Построить график зависимости потенциала медного электрода от логарифма концентрации оксалат-ионов.
- Рассчитать по полученному графику свободный коэффициент прямолинейной зависимости и, используя значение стандартного потенциала медного электрода, выраженное в шкале хлорсеребряного электрода, рассчитать константу устойчивости.
- Сопоставить расчетные и табличные значения константы устойчивости комплекса.

### Лабораторная работа № 6

#### Предельный диффузионный ток при электроосаждении металла

##### Цель работы

Определить предельную диффузионную плотность тока и толщину диффузионного слоя в зависимости от концентрации соли.

##### Методика выполнения работы

- Измерения проводят при помощи установки для получения поляризационных кривых путем ступенчатого изменения тока (рис. 6.1).
- Перед снятием каждой поляризационной кривой рабочую поверхность катода зачистить тонкой наждачной бумагой, обезжирить спиртом, промыть дистиллированной водой и высушить фильтровальной бумагой. Предварительно измерить геометрические размеры катода.
- Подготовленный электрод поместить в электролитическую ячейку с рабочим электролитом, который содержит помимо основной соли избыток индифферентного электролита. Концентрация рабочего раствора соли не должна превышать 0,04 моль/л на фоне 0,5 - 1,0 моль/л индифферентного электролита. Растворы с концентрацией соли менее 0,04 моль/л готовить разбавлением из наибольшей концентрации.
- Часть электролитического ключа, обращенного к электроду, заполнить рабочим раствором, другую - насыщенным раствором хлорида калия.
- Подключить катод к отрицательному полюсу источника тока, анод - к положительному. Анод - платиновый электрод, площадь которого гораздо больше площади катода. Условия эксперимента способствуют устранению миграционного переноса ионов осаждаемого металла.

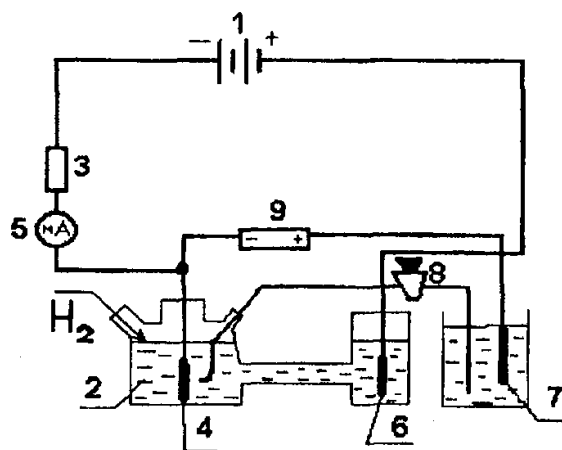


Рис. 6.1. Схема установки для получения поляризационных кривых путем ступенчатого изменения тока: 1 - источник постоянного тока; 2 - электролитическая ячейка; 3 - магазин сопротивлений; 4 - исследуемый электрод; 5 - миллиамперметр; 6 - противозлектрод; 7 - электрод сравнения; 8 - электролитический ключ; 9 – вольтметр

- В качестве электрода сравнения использовать хлоридсеребряный электрод второго рода, потенциал которого равен 0,22 В.
- Измерить потенциал катода без тока и при наложении постоянного тока определенной величины. При каждом значении тока электрод выдерживать до установления постоянного значения потенциала.

#### Оформление результатов измерений

- Потенциал электрода, измеренный относительно электрода сравнения, пересчитать на шкалу стандартного водородного электрода СВЭ. Все потенциалы берутся с соответствующими знаками.

$$E_{\text{иэ/свэ}} = E_{\text{эс/свэ}} + E_{\text{иэ/эс}}, \quad (6.1)$$

где  $E_{\text{иэ/свэ}}$  - потенциал исследуемого электрода по шкале стандартного водородного электрода,  $E_{\text{эс/свэ}}$  - потенциал электрода сравнения по шкале стандартного водородного электрода,  $E_{\text{иэ/эс}}$  - потенциал исследуемого электрода относительно электрода сравнения.

- Рассчитать плотность тока

$$i = I/S, \quad (6.2)$$

где  $I$  – сила тока, мА;  $S$  – площадь электрода, см<sup>2</sup>.

- Результаты занести в табл. 6.1.

Таблица 6.1

Зависимость потенциала от тока при разной концентрации соли

$C_{\text{соли}}$ , моль/л	$I$ , мА	$i$ , мА/см <sup>2</sup>	$E_{\text{иэ/эс}}$ , В	$E_{\text{иэ/свэ}}$ , В

- Построить графики в координатах  $i$ - $E$ , из которых определить плотность предельного диффузионного тока  $i_d$ .

- По формуле (6.3) рассчитать толщину диффузионного слоя в см, подставляя  $i_d$  в А/см<sup>2</sup>,  $C_0$  в моль/см<sup>3</sup>,  $D = 10^{-5}$  см<sup>2</sup>/с.

$$i_d = \frac{zFDC_0}{\delta} \quad (6.3)$$



- Полученные результаты заносят в табл. 6.2.

Таблица 6.2

Зависимость предельной диффузионной плотности тока и толщины диффузионного слоя от концентрации соли.

$C_{\text{соли}}$ , моль/см <sup>3</sup>	$i_d$ , А/см <sup>2</sup>	$\delta$ , см

- Сделать вывод о влиянии концентрации электролита на  $i_d$  и  $\delta$ .

### Лабораторная работа № 7

#### Окисление материала анода в условиях диффузионной кинетики

##### Цель работы

Получить анодные поляризационные кривые окисления кадмия в двух растворах: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + CdSO<sub>4</sub>. Определить кинетические критерии процесса окисления кадмия.

##### Методика выполнения работы

- Измерения провести при помощи поляризационной установки (Лаб. работа № 6, рис. 6.1).
- В качестве рабочего электрода используют запрессованный в тефлон цилиндрический стержень из металлического Cd, рабочей поверхностью которого является поперечное сечение стержня. Измеряют величину поверхности Cd - электрода, обрабатывают его, затем закрепляют на шлифах в ячейке. Противоелектрод – платиновая пластинка.
- Для выполнения *первого опыта* готовят 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Заливают в ячейку 100 мл 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Этим же раствором заполняют часть электролитического ключа, обращенного к ячейке. Другую часть ключа заполняют насыщенным раствором KCl.
- 20–30 мин продувают раствор электролитически очищенным молекулярным водородом для предотвращения участия в электродном процессе атмосферного кислорода.
- Измеряют бестоковый потенциал кадмиевого электрода через каждые 3 мин до установления постоянного значения.
- Подключают электроды к поляризующему контуру: Cd – к положительному, Pt – к отрицательному полюсу источника тока. Снимают анодную поляризационную кривую, ступенчато задавая ток и, через 30–60 сек, считывая потенциал электрода. Предел тока  $I$  [А]:  $5 \cdot 10^{-4}$ ;  $1 \cdot 10^{-3}$ ;  $2 \cdot 10^{-3}$ ;  $5 \cdot 10^{-3}$ ;  $1 \cdot 10^{-2}$ ;  $2 \cdot 10^{-2}$ . Опыт повторяют 2–3 раза для получения воспроизводимых результатов.
- Для выполнения *второго опыта* необходимы растворы: 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и 0,5 М CdSO<sub>4</sub>. Готовят раствор  $5 \cdot 10^{-3}$  М CdSO<sub>4</sub> + 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Для этого в 100 мл 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> добавляют 1 мл 0,5 М CdSO<sub>4</sub>. Раствор насыщают молекулярным водородом и снимают анодную поляризационную кривую аналогично тому, как это делали в первой части работы.

##### Оформление результатов измерений

- Потенциал электрода, измеренный относительно электрода сравнения, пересчитывают на шкалу нормального водородного электрода
- Результаты первого опыта заносят в табл. 7.1

Таблица 7.1

Зависимость потенциала электрода от тока в 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Состав электролита	I, мА	E <sub>изм</sub> , В	E <sub>нвэ</sub> , В

- Строят поляризационную кривую в координатах E-IgI, выражая потенциалы в милливольтках. Определяют угловой коэффициент (b) линейного участка этой зависимости.
- Делают заключение о природе замедленной стадии процесса анодного растворения кадмия. Если лимитирующая стадия – диффузия ионов кадмия от анода в глубь раствора, то  $b \approx 30$  мВ (25 °С).
- Результаты второго опыта заносят в табл. 7.2

Таблица 7.2

Зависимость потенциала электрода от тока в 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>+CdSO<sub>4</sub>

Состав электролита	I, мА	E <sub>изм</sub> , В	E <sub>нвэ</sub> , В

- Формальный потенциал E<sup>0'</sup> рассчитывают на основании стационарного потенциала E<sub>ст</sub>, измеренного в растворе 5·10<sup>-3</sup> М CdSO<sub>4</sub> на фоне 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> при отсутствии поляризующего тока по уравнению:

$$E_{ст} = E^{0'} + \lg C_0 \cdot 2,3RT/2F. \quad (7.1)$$

Если потенциалы выражать в милливольтках, то  $2,3RT/2F \approx 30$  мВ,  $C_0 = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л.

- Результаты заносят в табл. 7.3.

Таблица 7.3

Экспериментальные и расчетные значения электрохимических величин при анодном растворении кадмия в электролите 0,5 М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + CdSO<sub>4</sub>

E <sub>ст</sub> , мВ	E <sup>0'</sup> , мВ	I, А	$10^{\frac{(E-E^{0'})}{30}}$

- Строят график в координатах  $10^{\frac{(E-E^{0'})}{30}}$  – I. Угловой коэффициент линейного участка этой зависимости соответствует 1/K.
- Исходя из найденного значения K, с помощью уравнения:

$$K = 2 \cdot 10^{-3} F S \frac{D}{\delta_A} \quad (7.2)$$

при известном значении  $\delta$  можно рассчитать D или при известном D найти толщину диффузионного слоя. Принять, что коэффициент диффузии ионов кадмия имеет 10-5 см<sup>2</sup>/с, толщина диффузионного слоя при естественной конвекции 0,03–0,05 см.

### Лабораторная работа № 8

#### Влияние ПАВ на электроосаждение металла

##### Цель работы

Определить влияние ПАВ на величину катодной поляризации. Рассчитать потенциал металла в приведенной шкале.

##### Методика выполнения работы

- Измерения провести при помощи поляризационной установки (Лаб. работа № 6, рис. 6.1).

- Ток, подаваемый на ячейку от источника тока, можно регулировать подаваемым напряжением, сопротивлением магазина сопротивлений и регистрировать миллиамперметром.

- Потенциал катода измерять относительно электрода сравнения при помощи вольтметра.

- Предварительно замерить площадь катода, обработать катод перед электролизом. В ячейку залить электролит, опустить исследуемый электрод и подключить его к измерительной и поляризующей схемам. Заполнить электролитический ключ. Часть электролитического ключа, обращенную к ячейке, заполнить рабочим электролитом, другую часть - насыщенным раствором KCl. Сначала измерить потенциал исследуемого электрода при отсутствии тока в цепи поляризации. Затем задавать ступенчато меняющиеся значения тока, и после выдержки при каждом  $i$  в течение двух минут производить измерения потенциала катода.

- Аналогичные операции произвести с электролитом, содержащим ПАВ.

#### *Оформление результатов измерений*

- Определить величину катодной поляризации при каждом значении  $i$  для процессов электроосаждения металла из фонового электролита и в присутствии ПАВ по формуле:

$$\Delta E = E_T - E_P, \quad (8.1)$$

где  $E_T$  – значение потенциала электрода под током,  $E_P$  – бестоковое значение потенциала.

При этом пересчет измеренных потенциалов на шкалу стандартного водородного электрода необязателен. Полученные результаты занести в табл. 8.1.

Таблица 8.1

Зависимость катодной поляризации от состава электролита

Металл	ПАВ	$I$ , А	$i$ , А/см <sup>2</sup>	$E_{иэ/эс}$ , В	$\Delta E$ , В

- Потенциал исследуемого электрода, измеренный относительно электрода сравнения  $E_{иэ/эс}$ , пересчитать на шкалу стандартного водородного электрода (СВЭ)  $E_{иэ/свэ}$  по формуле:

$$E_{иэ/свэ} = E_{эс/свэ} + E_{иэ/эс}, \quad (8.2)$$

где  $E_{эс/свэ}$  – потенциал электрода сравнения по шкале СВЭ. В качестве электрода сравнению, обычно, используют хлоридсеребряный электрод, потенциал которого равен 0,22 В.

Все потенциалы берутся с соответствующими знаками.

- Рассчитать потенциал исследуемого катода в ф-шкале по формуле:

$$\varphi = E - E_{q=0}, \quad (8.3)$$

где  $E_{q=0}$  – потенциал нулевой точки металла ( $E_{q=0}(\text{Cu}) = -0,26\text{В}$ ,  $E_{q=0}(\text{Ni}) = -0,06\text{В}$ ).

- Результаты занести в табл. 8.2.

Таблица 8.2

Значения потенциалов исследуемого электрода

Металл	$i$ , А/см <sup>2</sup>	$E_{иэ/эс}$ , В	$E_{иэ/свэ}$ , В	$\varphi$ , В

- Построить две поляризационные кривые с фоновым раствором и раствором, содержащим ПАВ. По оси ординат отложить значения плотности тока, а ось абсцисс сделать двойной: со значениями  $\Delta E$  и  $\varphi$ .

- Сделать вывод о влиянии ПАВ на катодную поляризацию при электроосаждении металла и структуру электролитического покрытия.