

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Невинномысский технологический институт (филиал)

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

по выполнению лабораторных работ
по дисциплине «Химическое сопротивление материалов и
защита от коррозии»
для направления подготовки 15.03.02 Технологические машины и оборудо-
вание
направленность (профиль) Проектирование технических и технологиче-
ских комплексов

**Ставрополь
2022**

Методические указания разработаны в соответствии с требованиями ФГОС ВО и рабочей программы дисциплины «Химическое сопротивление материалов и защита от коррозии». Указания предназначены для студентов очной формы обучения направления подготовки 15.03.02 Технологические машины и оборудование. Содержат основные разделы изучаемого теоретического материала, перечень вопросов необходимых для проработки, а также список рекомендуемой литературы.

Составители

Е.В. Вернигорова, ст. преподаватель

Отв. редактор

А.И. Свидченко, канд. техн. наук, доцент.

СОДЕРЖАНИЕ

1	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1	4
	ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ	
2	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2	8
	ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ СОСТАВА КОРРОЗИОННОЙ	
	СРЕДЫ НА СКОРОСТЬ КОРРОЗИИ	
3	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3	14
	ИЗУЧЕНИЕ КИНЕТИКИ КОРРОЗИИ ОБЪЕМНЫМ	
	МЕТОДОМ	
4	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4	19
	АТМОСФЕРНАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ	
5	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5	22
	ЗАЩИТНЫЕ ПОКРЫТИЯ	
6.	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6	
	ПАССИВАЦИЯ СТАЛИ В СРЕДЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ	25
7.	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7	
	ПАССИВАЦИЯ СТАЛИ В СРЕДЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ	28
8.	ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8	
	ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ ПРИРОДЫ МЕТАЛЛА НА ПРОЦЕСС ПАССИ-	

ВАЦИИ	32
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ	36
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	37

1 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

Цель работы: 1. Изучить процесс электрохимической коррозии металлов в различных средах.
2. Освоить составление схемы электрохимической коррозии металлов.

Оборудование. Материалы

1. Железо луженое.
2. Железо латунированное.
3. Гвозди железные.
4. Опилки чугунные.
5. Пластина цинковая.
6. Проволока медная.
7. Раствор гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ с концентрацией $\omega(K_3[Fe(CN)_6]) = 1,0\%$.
8. Раствор серной кислоты H_2SO_4 с концентрацией $C(H_2SO_4) = 0,01$ моль/дм³.
9. Раствор хлорида натрия $NaCl$ с концентрацией $\omega(NaCl) = 3,0\%$.
10. Раствор сульфата меди $CuSO_4$ с концентрацией $\omega(CuSO_4) = 3,0\%$.
11. Раствор уротропина $(CH_2)_6N_4$ с концентрацией $\omega((CH_2)_6N_4) = 1,0\%$.
12. Колба плоскодонная 50 см³.
13. Трубка газоотводная.
14. Стеклянная трубка диаметром 1 см, согнутая под углом 90°.
15. Пробирки, воронка.

ХОД РАБОТЫ

1 Коррозия медно-цинковых пластинок

1.1 В стеклянную согнутую под прямым углом трубку налейте раствор серной кислоты H_2SO_4 с концентрацией $C(H_2SO_4) = 0,01$ моль/дм³ до середины трубки. В одно колено трубки опустите цинковую полоску, в другую – медную проволоку так, чтобы они не соприкасались. Зафикси-

руйте выделение газа в колене с цинковой пластинкой. Визуальные наблюдения занесите в графу «Выводы. Наблюдения»(таблица 1.1).

1.2 Спустите медную проволоку глубже в раствор серной кислоты до соприкосновения с цинковой пластиной. Зафиксируйте выделение газа в обоих коленах. Визуальные наблюдения занесите в графу «Выводы. Наблюдения».

1.3 Объясните происходящие процессы. В графе «Уравнение электрохимической реакции» составьте схемы электрохимической коррозии металлов с указанием катодного и анодного процессов.

2 Коррозия чугунных опилок

2.1 В плоскодонную колбу емкостью 50 см³ поместите 1 г чугунных опилок. Смочите их раствором хлорида натрия NaCl с концентрацией $\omega(\text{NaCl}) = 3,0\%$. Колбу плотно закройте пробкой с вставленной в нее газоотводной стеклянной трубкой, дважды изогнутой под прямым углом (рисунок 1.1).

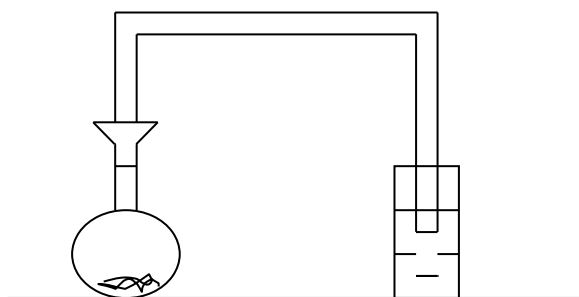


Рисунок 1.1 – Схема установки коррозии

2.2 Второй конец трубки опустите в пробирку с водой. Через 10 минут наблюдайте подъем воды в трубке за счет создания некоторого разрежения в колбе, а также изменение окраски чугунных опилок. Визуальные наблюдения занесите в графу «Выводы. Наблюдения».

2.3 Объясните происходящие процессы. В графе «Уравнение электрохимической реакции» составьте схемы электрохимической коррозии чугунных опилок с указанием катодного и анодного процессов.

3 Изучение замедлителей коррозии – ингибиторов

3.1 В две пробирки поместите по одному зачищенному наждачной бумагой от оксидной пленки железному гвоздю. В каждую пробирку налейте по 4-5 см³ раствора серной кислоты H₂SO₄ с концентрацией C(H₂SO₄) = 0,01 моль/дм³; прибавьте по 2 капли раствора K₃[Fe(CN)₆].

3.2 В одну из пробирок добавьте 3-5 капель раствора уротропина (CH₂)₆N₄ с концентрацией ω((CH₂)₆N₄) = 1,0% в качестве ингибитора. Оставьте пробирки на 10 минут.

3.3 Визуальные наблюдения занесите в графу «Выводы. Наблюдения». Объясните происходящие процессы. В графе «Уравнение электрохимической реакции» составьте схемы электрохимической коррозии железа с указанием катодного и анодного процессов.

3.4 Сравните скорость электрохимической коррозии железа в обеих пробирках. Выводы занесите в графу «Выводы. Наблюдения».

4 Коррозия железа луженого

4.1 На пластину луженого железа нанесите несколько свежих царапин ножом. Пластику поместите в стакан на 10 минут с раствором хлорида натрия NaCl с концентрацией ω(NaCl) = 3,0%.

4.2 В стакан добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия K₃[Fe(CN)₆]. Зафиксируйте наличие в растворе ионов Fe²⁺, о чем свидетельствует появление осадка турбуллевой сини. Визуальные наблюдения занесите в графу «Выводы. Наблюдения».

4.3 В графе «Уравнение электрохимической реакции» составьте схемы электрохимической коррозии луженого железа с указанием катодного и анодного процессов

4.4 Укажите тип покрытия – анодное или катодное.

5 Коррозия железа латунированного

5.1 На пластину латунированного железа нанесите несколько свежих царапин ножом. Пластику поместите в стакан на 10 минут с раствором хлорида натрия NaCl с концентрацией ω(NaCl) = 3,0%.

5.2 В стакан добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия K₃[Fe(CN)₆]. Визуальные наблюдения занесите в графу «Выводы. Наблюдения».

5.3 В графе «Уравнение электрохимической реакции» составьте схемы электрохимической коррозии луженого железа с указанием катодного и анодного процессов

5.4 Укажите тип покрытия – анодное или катодное.

Таблица 1.1 – Экспериментальные данные

Коррозионная система	Уравнение электрохимической реакции	Выводы. Наблюдения

2 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ СОСТАВА КОРРОЗИОННОЙ СРЕДЫ НА СКОРОСТЬ КОРРОЗИИ

Цель работы: Изучение влияния различных добавок к коррозионной среде на скорость коррозии.

Оборудование. Материалы

1. Весы технические ВЛКТ – 500.
2. Кислота соляная по ГОСТ 3118 – 77 с концентрацией $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³.
3. Образцы добавок:
 - карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ по ГОСТ 3770 – 75;
 - уротропин $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$;
 - нитрит натрия NaNO_2 ТУ 6–09–590–75;
 - мочевины $\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}$ по ГОСТ 6691 – 53;
 - тиомочевина $\text{N}_2\text{H}_4\text{CS}$ по ГОСТ 6344 – 73.
4. Исследуемые образцы металлов:
 - сталь 3;
 - алюминий.
5. Бюретки емкостью 100 см³.
6. Стаканы химические емкостью 500 см³.
7. Стаканы химические емкостью 200 см³.
8. Бумага наждачная (крупнозернистая).
9. Груша резиновая.
10. Слянки емкостью 50 см³.
11. Пробки с газоотводными трубками.
12. Цилиндр мерный 100 см³.
13. Линейка измерительная.

ХОД РАБОТЫ

1 Подготовка металлических образцов к работе

1.1 Получить два образца металла (алюминия или сталь 3) у преподавателя.

1.2 Тщательно зачистить поверхности каждого образца наждачной бумагой.

1.3 Измерить площадь образцов линейкой. Результаты измерений занести в таблицу 2.1.

2 Приготовление коррозионной среды

В данной лабораторной работе исследуются коррозионные среды следующего состава:

–Раствор соляной кислоты с концентрацией $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³.

–Раствор карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в соляной кислоте с массовой долей $\omega((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 10\%$.

–Раствор нитрита натрия NaNO_2 в соляной кислоте с массовой долей $\omega(\text{NaNO}_2) = 10\%$.

–Раствор уротропина $(\text{CH}_2)_4\text{N}_4$ в соляной кислоте с массовой долей $\omega((\text{CH}_2)_4\text{N}_4) = 10\%$.

–Раствор мочевины $\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}$ в соляной кислоте с массовой долей $\omega(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}) = 1,0\%$.

–Раствор тиомочевины в соляной кислоте с массовой долей $\omega(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}) = 1,0$.

2.1. Приготовление раствора карбоната аммония в соляной кислоте

2.1.1 На технических весах взвесить 0,5 г карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

2.1.2 Мерным цилиндром отмерить 100 см³ соляной кислоты концентрацией $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³. Перенести кислоту в химический стакан емкостью 200 см³ и растворить в ней навеску карбоната аммония. Полученный раствор должен иметь массовую долю $\omega((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 5\%$.

2.2 Приготовление раствора нитрита натрия в соляной кислоте

2.2.1 На технических весах взвесить 0,1 г нитрита натрия NaNO_2 .

2.2.2 Мерным цилиндром отмерить 100 см³ соляной кислоты концентрацией $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³. Перенести кислоту в химический стакан емкостью 200 см³ и растворить в ней навеску нитрита натрия. Полученный раствор должен иметь массовую долю $\omega(\text{NaNO}_2) = 5\%$.

2.3 Приготовление раствора уротропина в соляной кислоте

2.3.1 На технических весах взвесить 0,1 г уротропина.

2.3.2 Мерным цилиндром отмерить 100 см^3 соляной кислоты концентрацией $C(\text{HCl}) = 2 \text{ моль/дм}^3$. Перенести кислоту в химический стакан емкостью 200 см^3 и растворить в ней навеску уротропина. Полученный раствор должен иметь массовую долю $\omega((\text{CH}_2)\text{N}_4) = 5\%$.

2.4 Приготовление раствора мочевины в соляной кислоте

2.4.1 На технических весах взвесить $0,2 \text{ г}$ мочевины.

2.4.2 Мерным цилиндром отмерить 100 см^3 соляной кислоты концентрацией $C(\text{HCl}) = 2 \text{ моль/дм}^3$. Перенести кислоту в химический стакан емкостью 200 см^3 и растворить в ней навеску мочевины. Полученный раствор должен иметь массовую долю $\omega(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}) = 1,0\%$.

2.5 Приготовление раствора тиомочевины в соляной кислоте

2.5.1 На технических весах взвесить $0,2 \text{ г}$ тиомочевины.

2.5.2 Мерным цилиндром отмерить 100 см^3 соляной кислоты концентрацией $C(\text{HCl}) = 2 \text{ моль/дм}^3$. Перенести кислоту в химический стакан емкостью 200 см^3 и растворить в ней навеску тиомочевины. Полученный раствор должен иметь массовую долю $\omega(\text{N}_2\text{H}_4\text{CO}) = 1,0\%$.

3 Подготовка коррозиметра к работе

3.1 Закрепить бюретку в лапке штатива краном вверх.

3.2 В химический стакан емкостью 500 см^3 залить воду до уровня $2/3$ высоты стакана.

3.3 Поместить стеклянную трубку (6) с резиновой трубкой (5) и пробкой (4) в химический стакан (рисунок 2.1).

3.4 На изогнутый конец стеклянной трубки (6) надеть бюретку 9 и закрепить ее в лапке штатива (10).

3.5 Повернуть кран (11) в положение (13) «открыто» (рисунок 2.1).

3.6 Надеть резиновую грушу на стеклянный конец бюретки (14). С помощью груши поднять уровень воды в бюретке примерно до деления 35 см^3 .

3.7 Повернуть кран бюретки в положение 12 «закрыто» (рисунок 2.1).

3.8 Медленным поворотом крана (11) установить уровень воды по нижнему мениску на деление $V^{\text{нач}}(\text{H}_2\text{O}) - 30 \text{ см}^3$. Закрыть кран поворотом в положение 12 «закрыто» (рисунок 2.1).

3.9 Исследования проводят на двух одинаковых металлических образцах в двух коррозионных средах:

- а) раствор соляной кислоты с концентрацией $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³;
- б) раствор соляной кислоты с концентрацией $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³ с добавлением ингибитора или активатора.

3.10 Поместить исследуемый образец (1) в склянку (2) (рисунок 2.1).

3.11 В склянку (2) с исследуемым образцом залить коррозионную среду до уровня $2/3$ от высоты склянки.

3.12 Плотнo закрыть склянку пробкой с газоотводной трубкой (рисунок 2.1). Проверить соединение склянки с исследуемым образцом с эвдиометром.

4 Измерение скорости коррозии

4.1 Измерить температуру окружающей среды. Результат занести в таблицу 2.1.

4.2 Зафиксировать время начала процесса коррозии и начальный уровень воды в бюретке $V^{\text{нач}}(\text{H}_2\text{O}) = 30$ см³. Результат занести в таблицу 2.1.

4.3 Фиксировать изменение объема воды $V_i(\text{H}_2\text{O})$ в бюретке через каждые 10 минут, в течение 60 минут. Результаты измерений занести в таблицу 2.1.

4.4 По окончании эксперимента соединить объем бюретки с атмосферой поворотом крана (9) в положение (13) (рисунок 2.1). При этом вода из бюретки перетекает в химический стакан.

4.5 Бюретку освободить из лапки штатива, промыть. Чистую бюретку закрепить в лапке штатива.

4.6 Отсоединить пробку с газоотводной трубкой от склянки.

4.7 Коррозионную среду из склянки слить в слив для неорганических веществ.

4.8 Пустую склянку с образцом промыть водой.

4.9 Извлечь трубку (6) из химического стакана.

4.10 Промыть химический стакан водой.

5 Обработка экспериментальных данных

5.1 Привести объем выделившегося при коррозии водорода $V_0(\text{H}_2)$ к стандартным условиям по формуле:

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{P \cdot V(\text{H}_2) \cdot T_0}{P_0 \cdot T}, \quad (2.1)$$

где $P = P_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па; $T_0 = 273$ К; T – температура окружающей среды по термометру, К; $V(H_2) = V^{\text{нач}}(HCl) - V^{\text{кон}}(HCl)$ – объем выделившегося водорода по бюретке, м³.

5.2 Рассчитать объемный показатель коррозии $K_{об}$ по формуле:

$$K_{об} = \frac{V_0(H_2)}{S \cdot \tau}, \quad (2.2)$$

где $K_{об}$ – объемный показатель коррозии, м³/(м²·ч); $V_0(H_2)$ – приведенный к стандартным условиям объем выделившегося водорода, м³; S – общая площадь поверхности образца, м²; τ – время коррозии, ч.

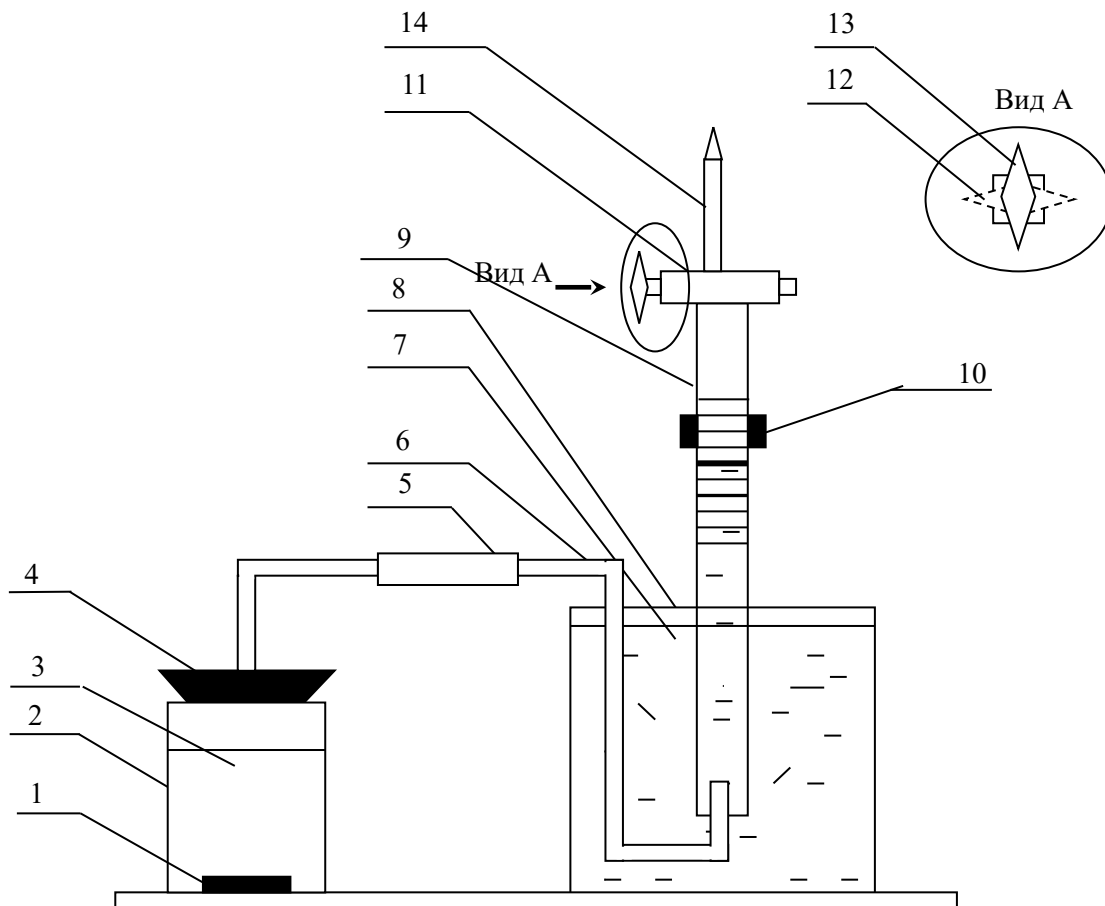
5.3 Построить кинетические кривые коррозии исследуемых образцов металлов в соляной кислоте в координатах: $V_0(H_2) = f(T)$.

6 Выводы

6.1 Сравнить скорость коррозии исследуемых образцов в различных коррозионных средах.

Таблица 2.1 – Экспериментальные данные

		Среда №1	Среда №2
Линейные размеры образца, м	Длина		
	Ширина		
	Высота		
Общая площадь поверхности S , м ²			
Температура окружающей среды T , К			
Уровень воды в бюретке			
$V^{\text{нач}}(H_2O)$			
$V_1(H_2O)$ через 10 минут			
$V_2(H_2O)$ через 20 минут			
$V_3(H_2O)$ через 30 минут			
$V_4(H_2O)$ через 40 минут			
$V_5(H_2O)$ через 50 минут			
$V_{\text{кон}}(H_2O)$ через 60 минут			



1 – образец; 2 – склянка емкостью 50 см³; 3 – коррозионная среда; 4 – пробка с газоотводной трубкой; 5 – резиновая трубка; 6 – стеклянная трубка; 7 – вода; 8 – стакан емкостью 500 см³; 9 – бюретка емкостью 100 см³; 10 – зажим, штатив; 11 – кран; 12 – положение крана «закрыто»; 13 – положение крана «открыто»; 14 – стеклянный конец бюретки

Рисунок 2.1 – Схема водородного коррозиметра

3 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

ИЗУЧЕНИЕ КИНЕТИКИ КОРРОЗИИ ОБЪЕМНЫМ МЕТОДОМ

Цель работы: Изучение влияния природы металла на скорость коррозии в кислой коррозионной среде.

Оборудование. Материалы

1. Весы аналитические ВЛК – 200;
2. Кислота соляная по ГОСТ 7518 – 75, $C(\text{HCl}) = 2$ моль/дм³;
3. Образцы металлов:
 - железо, Ст 3, Х18Н10Т, Р18, фехраль;
 - медь, латунь, бронза;
 - цинк;
 - алюминий.
4. Бюретки емкостью 100 см³;
5. Воронки стеклянные Ø 9 см;
6. Стаканы химические емкостью 500 см³;
7. Наждачная бумага (крупнозернистая);
8. Бюксы Ø 4,5 см;
9. Груша резиновая;
10. Линейка измерительная.

ХОД РАБОТЫ

1 Подготовка металлических образцов к работе

1.1 Получить два образца (чистого металла и его сплава по заданию преподавателя).

1.2 Тщательно зачистить поверхности каждого образца наждачной бумагой.

1.3 Измерить площадь поверхности каждого образца с помощью измерительной линейки. Результаты занести в таблицу 3.1.

1.4 Зачищенные образцы взвесить на аналитических весах. Массу образцов занести в таблицу 3.1.

2 Подготовка водородного коррозиметра к работе

2.1 Поместить каждый исследуемый образец в бюкс Ø 4,5 см.

2.2 Поместить бюкс с исследуемым образцом в химический стакан емкостью 500 см^3 .

2.3 Накрыть бюкс с образцом стеклянной воронкой $\varnothing 9 \text{ см}$.

2.4 Надеть конец перевернутой бюретки на оттянутый конец воронки (до упора). Закрепить бюретку в лапке штатива.

2.5 Соединить бюретку с атмосферой поворотом крана бюретки в положение 12 (рисунок 3.1).

2.6 Заполнить химический стакан раствором соляной кислоты $C(\text{HCl}) = 2 \text{ моль/дм}^3$, не доводя объем раствора соляной кислоты до верхнего края стакана примерно на 1 см .

ВНИМАНИЕ! При заполнении стакана соляной кислотой следить за медленным (без скачков) заполнением кислотой бюкса с исследуемым образцом!

2.7 Надеть резиновую грушу на стеклянный конец бюретки. С помощью груши поднять уровень кислоты в бюретке примерно до деления 30 см^3 .

2.8 Повернуть кран бюретки в положение 11 (рисунок 3.1).

2.9 Отсоединить грушу от бюретки.

2.10 Медленным поворотом крана 9 (рисунок 3.1) установить уровень кислоты по нижнему мениску на деление $V^{\text{нач}}(\text{HCl}) = 20 \text{ см}^3$. Закрыть кран поворотом в положение 11 (рисунок 3.1).

3 Измерение скорости коррозии

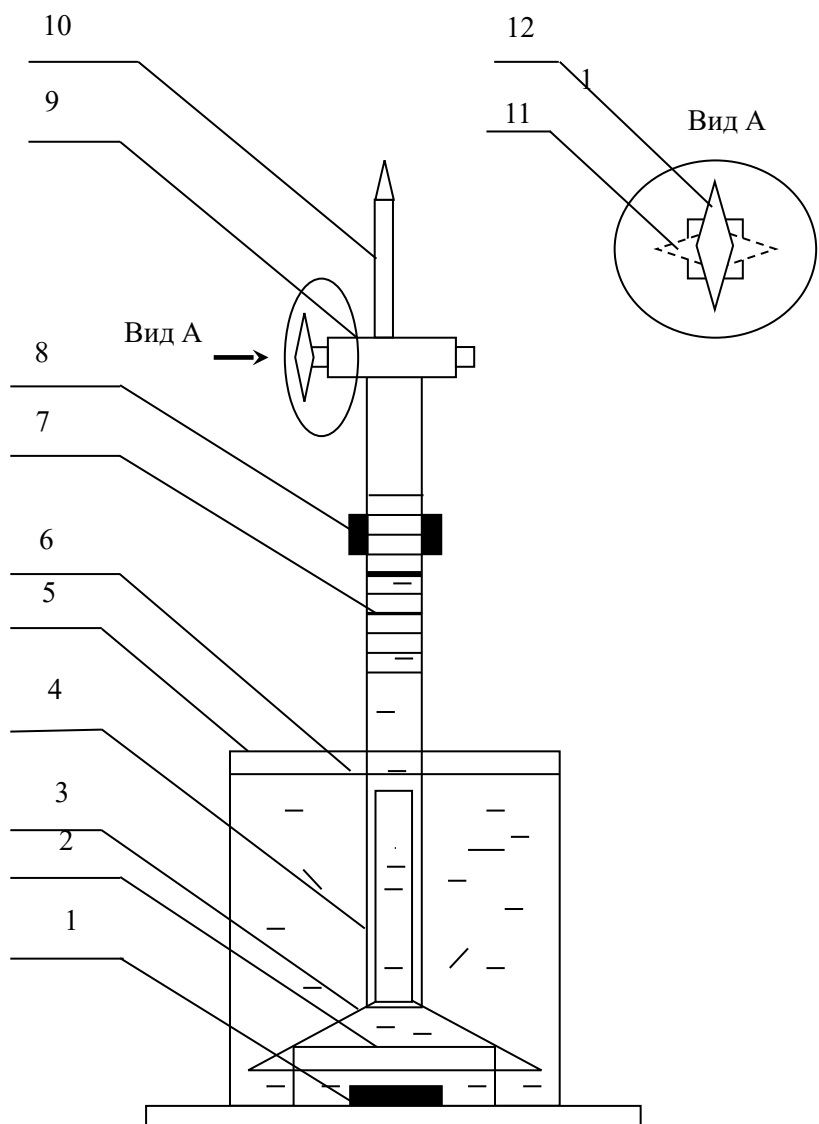
3.1 Измерить температуру окружающей среды. Результат занести в таблицу 3.1.

3.2 Зафиксировать время начала процесса коррозии и начальный уровень кислоты в бюретке $V^{\text{нач}}(\text{HCl}) = 20 \text{ см}^3$. Результат занести в таблицу 3.1.

3.3 Фиксировать изменение объема кислоты $V_i(\text{HCl})$ в бюретке через каждые 10 минут, в течение 60 минут. Результаты измерений занести в таблицу 3.1.

3.4 По окончании эксперимента соединить объем бюретки с атмосферой поворотом крана в положение 12 (рисунок 3.1). При этом кислота из бюретки перетекает в химический стакан.

3.5 Бюретку освободить из лапки штатива, промыть водопроводной, а затем дистиллированной водой. Чистую бюретку закрепить в лапке штатива.



1 – образец; 2 – бюкс; 3 - воронка; 4 – бюретка; 5 – стакан; 6 - раствор соляной кислоты; 7 - шкала; 8 – зажим; 9 – кран; 10 – носик бюретки; 11 – положение крана «закрыто»; 12 – положение крана «открыто»

Рисунок 3.1 – Схема водородного коррозиметра

3.6 Вынуть воронку из стакана и поместить ее в склянку с соляной кислотой. Осторожно перелить кислоту из химического стакана в склянку с соляной кислотой, придерживая бюкс!

3.7 Достать исследуемый металлический образец из бюкса. Промыть его под струей водопроводной воды. Тщательно высушить с помощью фильтровальной бумаги. Взвесить массу сухого образца после коррозии на аналитических весах. Результат взвешивания занести в таблицу 3.1.

3.8 Тщательно промыть бюкс, воронку и химический стакан водопроводной, а затем дистиллированной водой.

4 Обработка результатов

4.1 По результатам взвешивания металлических образцов рассчитать весовой показатель коррозии $K_{\text{вес}}$ по формуле:

$$K_{\text{вес}} = \frac{m_0 - m_1}{S \cdot \tau}, \quad (3.1)$$

где $K_{\text{вес}}$ – весовой показатель коррозии, г/(м²·ч); m_0 – масса образца до коррозии, кг; m_1 – масса образца после коррозии, кг; S – общая площадь поверхности образца, м²; τ – время коррозии, ч;

4.2 Привести объем выделившегося при коррозии водорода $V_0(\text{H}_2)$ к стандартным условиям по формуле:

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{P \cdot V(\text{H}_2) \cdot T_0}{P_s \cdot T}, \quad (3.2)$$

где $P = P_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па; $T_0 = 273\text{K}$; T – температура окружающей среды по термометру, К; $V(\text{H}_2) = V^{\text{нач}}(\text{HCl}) - V^{\text{кон}}(\text{HCl})$ – объем выделившегося водорода по бюретке, м³.

4.3 Рассчитать объемный показатель коррозии $K_{\text{об}}$ по формуле:

$$K_{\text{об}} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{S \cdot \tau}, \quad (3.3)$$

где $K_{\text{об}}$ – объемный показатель коррозии, м³/(м²·ч); $V_0(\text{H}_2)$ – приведенный к стандартным условиям объем выделившегося водорода, м³; S – общая площадь поверхности образца, м²; τ – время коррозии, ч.

4.4 Построить кинетические кривые коррозии исследуемых образцов металлов в соляной кислоте в координатах: $V_0(\text{H}_2) = f(T)$.

5 Выводы

5.1 Сравнить коррозионную стойкость двух образцов в солянокислой среде по кинетическим кривым коррозии.

5.2 Оценить коррозионную устойчивость исследуемых металлов по десятибалльной шкале ГОСТ – 13819 – 68.

Таблица 3.1 – Экспериментальные данные

		Образец №1	Образец №2
Масса образца до коррозии m_0 , г			
Масса образца после коррозии m_1 , г			
Линейные размеры образца, м	Длина		
	Ширина		
Общая площадь поверхности S , м ²			
Температура окружающей среды T , К			
Уровень кислоты в бюретке			
$V_{\text{нач}}(\text{HCl})$			
$V_1(\text{HCl})$ через 10 минут			
$V_2(\text{HCl})$ через 20 минут			
$V_3(\text{HCl})$ через 30 минут			
$V_4(\text{HCl})$ через 40 минут			
$V_5(\text{HCl})$ через 50 минут			
$V_{\text{кон}}(\text{HCl})$ через 60 минут			

4 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

АТМОСФЕРНАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы: Изучить процесс атмосферной коррозии металлов в газовых средах различного состава

Оборудование. Материалы

1. Атмосферный коррозиметр.
2. Весы аналитические.
3. Весы технические.
4. Образцы металлов:
 - сталь 3 – 2 шт;
 - алюминий – 2 шт;
 - сталь нержавеющая X18H10T – 2 шт.
5. Натрия нитрит NaNO_2 по ТУ – 6 – 09 – 590 – 75.
6. Уротропин.
7. Вода дистиллированная.
8. Бумага наждачная крупнозернистая.
9. Линейка измерительная.

ХОД РАБОТЫ

1 Подготовка металлических образцов

1.1 Получить 6 образцов трех различных металлов у преподавателя.

1.2 Тщательно зачистить образцы наждачной бумагой до металлического блеска.

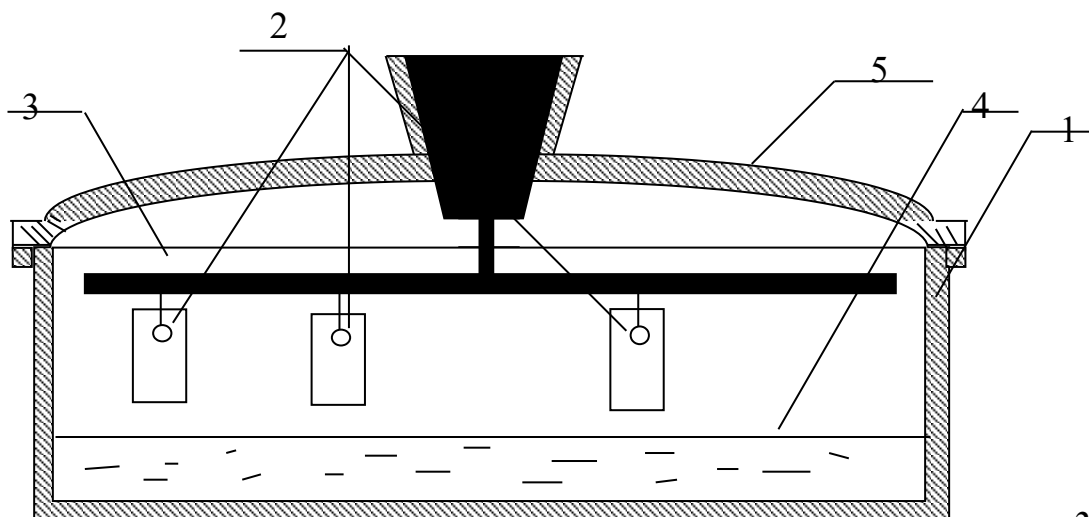
1.3 Взвесить образцы на аналитических весах Результаты измерений m_0 занести в таблицу.

1.4 Измерить линейные размеры образцов. Результаты измерений занести в таблицу.

1.5 Закрепить металлические образцы с помощью нитки.

2 Подготовка атмосферного коррозиметра к работе

2.1 Тщательно промыть емкость для растворов 1 (рисунок 4.1).



1 – емкость коррозиметра; 2 – металлические образцы; 3 – эбонитовая планка; 4 – коррозионная среда; 5 – крышка коррозиметра

Рисунок 4.1 – Схема атмосферного коррозиметра

2.2 Закрепить три металлических образца 2 к каждой планке 3 из двух эбонитовых планок (рисунок 4.1).

2.3 В первый коррозиметр залить 500 см³ дистиллированной воды.

2.4 На технических весах в сухом стеклянном стакане емкостью 50 см³ взвесить навеску нитрита натрия или уротропина (по заданию преподавателя) массой $m_{\text{нитг}} = 5,0$ г.

2.5 Растворить навеску нитрита натрия (или уротропина) в 500 см³ дистиллированной воды и залить полученный раствор во второй коррозиметр.

2.6 Накрыть емкости двух подготовленных коррозиметров стеклянными крышками 5 с размещенными под ними металлическими образцами таким образом, чтобы образцы не погружались в растворы (отрегулировать длину нити).

2.7 Оставить первый и второй коррозиметры с размещенными в них исследуемыми металлическими образцами на одну неделю.

2.8 Осуществлять визуальный контроль за подвешенными в первом и втором коррозиметрах, занося наблюдения в таблицу 4.1:

- а) появление первой точки коррозии;
- б) изменение количества точек коррозии во времени на каждом образце с интервалом:

– 1 час в течение первых суток;

– сутки в течение недели.

в) характер образующихся продуктов коррозии.

2.9 Через неделю освободить исследуемые образцы из коррозиметра.

2.10 Зафиксировать внешний вид образцов после атмосферной коррозии в течение недели. Результаты занести в таблицу 4.1.

2.11 Образцы после коррозиметра высушить на воздухе, располагая их на сухой фильтровальной бумаге.

2.12 Взвесить высушенные металлические образцы после коррозии на аналитических весах. Результаты измерений занести в таблицу 4.1.

3 Обработка экспериментальных результатов

3.1 По результатам взвешивания металлических образцов рассчитать весовой показатель коррозии $K_{\text{вес}}$ по формуле:

$$K_{\text{вес}} = \frac{m_0 - m_1}{S \cdot \tau}, \quad (4.1)$$

где $K_{\text{вес}}$ – весовой показатель коррозии, г/(м²·ч) ; m_0 – масса образца до коррозии, кг; m_1 – масса образца после коррозии, кг; S – общая площадь поверхности образца, м²; τ – время коррозии, ч.

4 Выводы

4.1 Записать уравнения электрохимической атмосферной коррозии исследуемых металлических образцов.

4.2 Сделать выводы о проделанной работе:

- а) по влиянию природы металлических образцов на процесс атмосферной коррозии;
- б) по влиянию состава паровой среды на процесс коррозии исследуемых металлов.

5 ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

ЗАЩИТНЫЕ ПОКРЫТИЯ

- Цель работы:**
1. Изучить влияние защитных покрытий при электрохимической коррозии стали.
 2. Освоить способы оксидирования стали.

Оборудование. Материалы

1. Весы аналитические ВЛК – 200.
2. Стаканы химические емкостью 50 см³ – 8 шт; емкостью – 100 см³.
3. Образцы:
 - сталь 3;
 - железо луженое;
 - железо латунированное;
 - железо оцинкованное;
 - железо хромированное.
4. Раствор гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.
5. Раствор серной кислоты с концентрацией $C(H_2SO_4)=1$ моль/дм³.
6. Раствор для оксидирования (60 г $NaNO_2$, + 600 г $NaOH$ в 1 дм³ воды).
7. Палочки стеклянные.
8. Шило.
9. Нитрит натрия $NaNO_2$.
10. Гидроксид натрия $NaOH$.
11. Секундомер.
12. Плитка электрическая.
13. Бумага наждачная крупнозернистая.
14. Горелка газовая.
15. Вода дистиллированная.

ХОД РАБОТЫ

1 Изучение характера покрытий при электрохимической коррозии

1.1 Коррозия луженого железа

1.1.1 В два химических стакана емкостью 50 см³ налить раствор серной кислоты с концентрацией $C(H_2SO_4) = 1$ моль/дм³ до уровня 3/4 высоты стакана.

1.1.2 Добавить в каждый стакан 2-3 капли раствор гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ и перемешать стеклянной палочкой.

1.1.3 На одном образце луженого железа сделать 2-3 глубокие царапины шилом.

1.1.4 Поместить образец с царапинами и контрольный образец в разные стаканы с серной кислотой.

1.1.5 Оставить стаканы с образцами на 10 минут.

1.1.6 Через 10 минут зафиксировать изменение окраски раствора кислоты в стаканах. Результаты изменений занести в таблицу 5.1.

1.1.7 Составить схему гальванического элемента и уравнение катодного и анодного процессов коррозии луженого железа в кислой среде.

Таблица 5.1 – Экспериментальные данные

Образец	Наличие окраски раствора кислоты		Схема гальванического элемента; уравнения анодного и катодного процессов
	образец с царапиной	контрольный образец	
Fe луженое			
Fe латунированное			
Fe оцинкованное			
Fe хромированное			
Fe оксидированное			
Fe термооксидированное			

1.2 Коррозия латунированного железа

Изучение проводится на двух стальных образцах с латунным покрытием.

1.2.1 На одном образце латунированного железа сделать 2-3 глубокие царапины шилом.

1.2.2 Повторить п.п. 1.1.1 – 1.1.6 на подготовленных по п. 1.2.1 латунированных образцах.

1.2.3 Результаты изменений занести в таблицу 5.1.

1.2.4 Составить схему гальванического элемента и уравнение катодного и анодного процессов коррозии латунированного железа в кислой среде.

1.3 Коррозия оцинкованного железа

Изучение проводится на двух стальных образцах с цинковым покрытием.

1.3.1 На одном образце оцинкованного железа сделать 2-3 глубокие царапины шилом.

1.3.2 Повторить п.п. 1.1.1 – 1.1.6 на подготовленных по п. 1.2.1 оцинкованных образцах.

1.3.3 Результаты изменений занести в таблицу 5.1.

1.3.4 Составить схему гальванического элемента и уравнение катодного и анодного процессов коррозии оцинкованного железа в кислой среде.

1.4 Коррозия хромированного железа

Изучение проводится на двух хромированных стальных образцах.

1.4.1 На одном образце хромированного железа сделать 2-3 глубокие царапины шилом.

1.4.2 Повторить п.п. 1.1.1 – 1.1.6 на подготовленных по п. 1.2.1 хромированных образцах.

1.4.3 Результаты изменений занести в таблицу.

1.4.4 Составить схему гальванического элемента и уравнение катодного и анодного процессов коррозии хромированного железа в кислой среде.

2 Способы оксидирования железа

2.1 Оксидирование железа в щелочном растворе

2.1.1 Зачистить стальной образец с отверстием наждачной бумагой, опустить его в раствор серной кислоты с концентрацией

$C(H_2SO_4) = 1$ моль/дм³ на три минуты, затем вынуть и тщательно промыть дистиллированной водой.

2.1.2 В стакан емкостью 100 см³ налить 75 см³ раствора для оксидирования и нагреть его на электроплитке до кипения.

2.1.3 Стальной образец с помощью стеклянного крючка поместить в нагретый раствор для оксидирования.

2.1.4 Фиксировать изменение окраски стального образца после выдержки в оксидирующей смеси через 3,5,10,15 минут (по секундомеру).

2.1.5 Результаты изменений занести в таблицу 5.1.

2.1.6 Написать уравнения всех химических реакций, протекающих при оксидировании железа.

2.2 Термическое оксидирование железа

2.2.1 Стальную пластину размером 100×20 мм одним концом закрепить в лапке штатива в горизонтальном положении.

2.2.2 Под другим концом пластинки разместить газовую горелку и нагревать стальной образец до образования цветов побежалости, обусловленных образование тончайших слоев оксида железа.

2.2.3 Охладить стальную пластину и нанести на равных расстояниях (10 мм) окисленной поверхности по одной капле раствора $CuSO_4$.

2.2.4 Наблюдать выделение металлической меди.

2.2.5 Составить схему гальванического элемента, в результате которого выделяется металлическая медь.

6 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

1. Коррозия.
2. Классификация процессов коррозии.
3. Химическая коррозия.
4. Химическая газовая коррозия.
5. Атмосферная коррозия.
6. Химическая коррозия в средах жидких неэлектролитов..
7. Электрохимическая коррозия.
8. Механизм электрохимической коррозии.
9. Электродный потенциал; методы его измерения; стандартный водородный электрод; уравнение Нернста.
10. Гальванический элемент; ЭДС гальванического элемента.
11. Катодный и анодный процессы при электрохимической коррозии металлов в кислой и нейтральной средах.
12. Термодинамика электрохимической коррозии.
13. Кинетика электрохимической коррозии.
14. Показатели электрохимической коррозии.
15. Влияние состава коррозионной среды на скорость электрохимической коррозии.
16. Ингибиторы коррозии.
17. Пассивное состояние металлов.
18. Защитные покрытия.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

ПАССИВАЦИЯ СТАЛИ В СРЕДЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Цель работы: Изучение пассивного состояния металлов и сплавов в среде азотной кислоты.

Оборудование. Материалы

1. Образцы листовой углеродистой стали – 2 шт.
2. Азотная кислота HNO_3 с концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=20,30,40,50,55\%$.
3. Стаканы химические емкостью 50 см^3 – 5 шт.
4. Крючки из изолированной проволоки – 2 шт.
5. Наждачная бумага крупнозернистая.

ХОД РАБОТЫ

7 Пассивация азотной кислотой

7.1 Два образца листовой углеродистой стали тщательно зачистить наждачной бумагой.

7.2 В пять химических стаканов налить цилиндром по 20 см^3 раствора азотной кислоты: различной концентрации $\omega(\text{HNO}_3)=20,30,40,50,55\%$.

7.3 Первый стальной образец, закрепленный на изолированной проволоке, поочередно погружать в стаканы с кислотой в следующей последовательности: 20,30,40,50,55% с выдержкой в каждом растворе кислоты по 10 секунд. Исследуемый образец стали оставить в растворе азотной кислоты с максимальной концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=55\%$.

7.4 При погружении образца в каждый раствор кислоты наблюдать за процессом растворения стали.

7.5 Зафиксировать концентрацию кислоты, при которой наступает пассивное состояние стали (прекратится выделение газа и окрашенных продуктов реакции на поверхности образца). Результаты наблюдений занести в таблицу 2.1.

7.6 Извлечь исследуемый образец стали из раствора азотной кислоты концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=55\%$ и поочередно погружать стальной образец в растворы азотной кислоты в следующей последовательности: 55,50,40,30,20%. Оставить стальной образец в растворе азотной кислоты с концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=20\%$.

7.7 Провести перепассивацию стального образца, не вынимая из 20% раствора азотной кислоты. Для этого привести пассивированный образец в соприкосновение на несколько секунд с зачищенным ранее (непассивированным) образцом стали, опуская зачищенный стальной образец на изолированной проволоке в раствор азотной кислоты с концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=20\%$.

7.8 Охарактеризовать поведение исследуемого стального образца после удаления из раствора азотной кислоты $\omega(\text{HNO}_3)=20\%$ непассивированного образца стали. Результаты наблюдений занести в таблицу 2.1.

Таблица 2.1 – Условия пассивации и перепассивации образца в среде азотной кислоты

№	$\omega(\text{HNO}_3)$, %	Наблюдения
1	20	
2	30	
3	40	
4	50	
5	55	
6	50	
7	40	
8	30	
9	20	

Пассивация серной кислотой

7.9 Подвесить два одинаковых образца стали на две изолированные проволоки, оканчивающиеся маленькими петлями. Один из образцов опустить (под тягой) в химический стакан с концентрированной азотной кислотой $\omega(\text{HNO}_3)=55.5\%$ на 2–3 минуты.

7.10 Вынуть стальной образец из стакана с азотной кислотой и тщательно промыть водой.

7.11 Налить в 2 химических стакана по 20см³ раствора серной кислоты с концентрацией $C(\text{H}_2\text{SO}_4)=1$ моль/дм³ и опустить в них оба образца.

7.12 Наблюдать выделение газа в одном из стаканов.

7.13 Составить уравнение реакции между железом и концентрированной азотной кислотой.

7.14 Почему пассивированное железо не выделяет газообразных продуктов коррозии из раствора серной кислоты?

7.15 Привести поляризационные кривые для непассивирующихся и пассивирующихся металлов. Объяснить характер поляризационных кривых.

7.16 Сделать вывод по проделанной работе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

ПАССИВАЦИЯ СТАЛИ В СРЕДЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Цель работы: Изучение пассивного состояния металлов и сплавов в среде серной кислоты.

Оборудование. Материалы

1. Образцы листовой углеродистой стали – 2 шт.
2. Серная кислота H_2SO_4 концентрацией $\omega(H_2SO_4)=20,40,60,80,96\%$.
3. Стаканы химические емкостью 50 см^3 – 5 шт.
4. Крючки из изолированной проволоки – 2 шт.
5. Наждачная бумага крупнозернистая.

ХОД РАБОТЫ

1 Пассивация серной кислотой

1.1 Два образца листовой углеродистой стали тщательно зачистить наждачной бумагой.

1.2 В пять химических стаканов налить цилиндром по 20 см^3 раствора серной кислоты: различной концентрации $\omega(H_2SO_4)=20,40,60,80,96\%$.

1.3 Первый стальной образец, закрепленный на изолированной проволоке поочередно, погружать в стаканы с кислотой в следующей последовательности: 20,40,60,80,96% с выдержкой в каждом растворе кислоты по 10 секунд. Исследуемый образец стали оставить в растворе серной кислоты с максимальной концентрацией $\omega(H_2SO_4)=96\%$.

1.4 При погружении образца в каждый раствор кислоты внимательно наблюдать за процессом коррозии стали.

1.5 Зафиксировать концентрацию кислоты, при которой наступает пассивное состояние стали (прекратится выделение газа и окрашенных продуктов реакции на поверхности образца). Результаты наблюдений занести в таблицу 3.1.

1.6 Извлечь исследуемый образец стали из раствора серной кислоты концентрацией $\omega(H_2SO_4)=96\%$ и поочередно погружать стальной образец в растворы серной кислоты в следующей последовательности: 80,60,40,20%. Оставить стальной образец в растворе серной кислоты с концентрацией $\omega(H_2SO_4)=20\%$.

1.7 Провести перепассивацию стального образца, не вынимая из 20% раствора серной кислоты. Для этого привести пассивированный образец в соприкосновение на несколько секунд с зачищенным ранее (непассивированным) образцом стали, опуская зачищенный стальной образец на изолированной проволоке в раствор серной кислоты с концентрацией $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20\%$.

1.8 Охарактеризовать поведение исследуемого стального образца после удаления из раствора серной кислоты $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20\%$ зачищенного непассивированного образца. Результаты наблюдений занести в таблицу 3.1.

Таблица 3.1 – Условия пассивации и перепассивации стального образца в среде серной кислоты

№	$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4),\%$	Наблюдения
1	20	
2	40	
3	60	
4	80	
5	96	
6	80	
7	60	
8	40	
9	20	

Пассивация азотной кислотой

1.9 Подвесить два одинаковых образца стали на две железные проволоки, оканчивающиеся маленькими петлями. Один из образцов опустить (под тягой) в химический стакан с концентрированной серной кислотой $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=96\%$ на 2–3 минуты.

1.10 Вынуть стальной образец из стакана с серной кислотой и тщательно промыть водой.

1.11 Налить в 2 химических стакана по 20см³ раствора азотной кислоты с концентрацией $C(\text{HNO}_3)=1$ моль/дм³ и опустить в них оба образца.

1.12 Наблюдать выделение газа в одном из стаканов.

1.13 Составить уравнение реакции между железом и концентрированной серной кислотой.

1.14 Почему пассивированное железо не выделяет газообразных продуктов коррозии из раствора азотной кислоты?

1.15 Привести поляризационные кривые для непассивирующихся и пассивирующихся металлов. Объяснить характер поляризационных кривых.

1.16 Сделать вывод по проделанной работе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ ПРИРОДЫ МЕТАЛЛА НА ПРОЦЕСС ПАССИВАЦИИ

Цель работы: Изучение влияния природы металлов на процесс пассивации в кислых средах.

Оборудование. Материалы

1. Образцы металлов:

- листовой углеродистой стали – 2 шт;
- нержавеющей стали X18H10T – 2 шт;
- фехраль МХ15Ю5С – 2 шт;
- алюминия – 2 шт.;
- цинка – 2 шт.;
- меди – 2 шт.;
- латуни – 2 шт;
- бронзы – 2шт.;
- хрома – 2 шт.

2. Азотная кислота HNO_3 с концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=20,30,40,50,55\%$;

3. Серная кислота с концентрацией $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20,40,60,80,96\%$;

4. Стаканы химические емкостью 50 см^3 – 10 шт;

5. Крючки стеклянные – 4 шт;

6. Наждачная бумага крупнозернистая.

ХОД РАБОТЫ

1 Пассивация образцов различных металлов в коррозионной среде – HNO_3

1.1 Получить у преподавателя образцы трех металлов различной природы (по 2шт.), тщательно зачистить наждачной бумагой.

1.2 В пять химических стаканов налить цилиндром по 20 см^3 раствора азотной кислоты различной концентрации $\omega(\text{HNO}_3)=20,30,40,50,55\%$.

1.3 Образец первого металла, закрепленный на крючке изолированной проволоки, поочередно погружать в стаканы с кислотой в следующей последовательности: 20,30,40,50,55% с выдержкой в каждом растворе кислоты по 10 секунд. При погружении образца в каждый раствор кислоты наблюдать за процессом коррозии металлического образца.

1.4 Зафиксировать концентрацию кислоты, при которой наступает пассивное состояние металла (прекратится выделение газа и окрашенных продуктов реакции на поверхности образца). Результаты наблюдений занести в таблицу 4.1.

1.5 Исследуемый образец металла оставить в растворе азотной кислоты с максимальной концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=55\%$ на 2 минуты.

1.6 Извлечь исследуемый образец металла из раствора азотной кислоты концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=55\%$ и поочередно погружать его в растворы азотной кислоты в следующей последовательности: 55,50,40,30,20%.

1.7 Оставить металлический образец в растворе азотной кислоты с концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=20\%$ и убедиться в его полной пассивации по отсутствию выделения газа и окрашенных продуктов реакции на поверхности образца.

1.8 Провести перепассивацию металлического образца, не вынимая его из 20% раствора азотной кислоты. Для этого привести пассивированный образец в соприкосновение на несколько секунд с зачищенным ранее (непассивированным) образцом этого же металла, опуская зачищенный образец на крючке в этот же стакан с раствором азотной кислоты с концентрацией $\omega(\text{HNO}_3)=20\%$.

1.9 Охарактеризовать поведение исследуемых металлических образцов при их контакте. Результаты наблюдений занести в таблицу 4.1.

Таблица 4.1 – Условия пассивации и перепассивации металлов в среде азотной кислоты

№	$\omega(\text{HNO}_3)$, %	Наблюдения		
		металл 1	металл 2	металл 3
1	20			
2	30			
3	40			
4	50			
5	55			
6	50			
7	40			
8	30			
9	20			

2 Пассивация образцов различных металлов в коррозионной среде – H_2SO_4

2.1 Тщательно зачистить образцы различных металлов наждачной бумагой.

2.2 В пять химических стаканов налить цилиндром по 20 см^3 раствора серной кислоты различной концентрации $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20,40,60,80,96\%$.

2.3 Образец первого металла, закрепленный на крючке изолированной проволоки, поочередно погружать в стаканы с кислотой в следующей последовательности: 20,40,60,80,96% с выдержкой в каждом растворе кислоты по 10 секунд. При погружении образца в каждый раствор кислоты наблюдать за процессом коррозии металлического образца.

2.4 Зафиксировать концентрацию кислоты, при которой наступает пассивное состояние металла (прекратится выделение газа и окрашенных продуктов реакции на поверхности образца). Результаты наблюдений занести в таблицу 4.2.

2.5 Исследуемый образец металла оставить в растворе серной кислоты с максимальной концентрацией $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=96\%$ на 2 минуты.

2.6 Извлекь исследуемый образец металла из раствора серной кислоты концентрацией $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=96\%$ и поочередно погружать его в растворы серной кислоты в следующей последовательности: 96,80,60,40,20%.

2.7 Оставить металлический образец в растворе серной кислоты с концентрацией $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20\%$ и убедиться в его полной пассивации по отсутствию выделения газа и окрашенных продуктов реакции на поверхности образца.

2.8 Провести перепассивацию металлического образца, не вынимая его из 20% раствора серной кислоты. Для этого привести пассивированный образец в соприкосновение на несколько секунд с зачищенным ранее (непассивированным) образцом этого же металла, опуская зачищенный образец на крючке в этот же стакан с раствором серной кислоты с концентрацией $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=20\%$.

2.9 Охарактеризовать поведение исследуемых металлических образцов при их контакте. Результаты наблюдений занести в таблицу 4.2.

Таблица 4.2 – Условия пассивации и перепассивации металлов в среде серной кислоты

№	$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)$, %	Наблюдения		
		металл 1	металл 2	металл 3
1	20			
2	40			
3	60			
4	80			
5	96			
6	80			
7	60			
8	40			
9	20			

2.10 Провести сравнительный анализ коррозии металлов различной активности: а) между собой в одной коррозионной среде; б) в растворах азотной и серной кислот.

2.11 Сделать вывод по проделанной работе.

1 КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

19. Коррозия металлов – определение, ее разрушительная роль в народном хозяйстве.
20. Условия протекания электрохимической коррозии.
21. Анодный и катодный процессы при электрохимической коррозии.
22. Электрохимическая коррозия с водородной и кислородной деполяризацией.
23. Основные кинетические уравнения электрохимической коррозии.
24. Скорость электрохимической коррозии, количественная оценка.
25. Перенапряжение при электрохимической коррозии.
26. Поляризационные кривые.
27. Поляризационная кривая активного металла.
28. Поляризационная кривая пассивирующегося металла.
29. Пассивное состояние металла.
30. Основные количественные характеристики поляризационной кривой пассивирующегося металла: потенциал начала пассивации; потенциал пассивации; потенциал полной пассивации; потенциал перепассивации.
31. Основные положения адсорбционно-пленочной теории пассивного состояния металлов.
32. Практическое применение явления пассивации.