

## **Проектная работа**

### **Моделирование электрохимических процессов и их применение**

Научный руководитель: Котельникова А.Н.

Научный консультант: Зимняков А.М.

Выполнила: Антонова А.К.

Оглавление.....	2
Аннотация.....	3
Введение .....	3
Глава 1. Общая характеристика электрохимических процессов.....	4
Глава 2. Моделирование процессов защиты металлов от коррозии....	6
2.1 Опыт 1 .Определение вида коррозионного разрушения	
2.2 Опыт 2. Определение анодных и катодных зон при коррозии под каплей жидкости	
2.3 Опыт 3. Влияние на коррозию контакта металлов	
2.4 Опыт 4. Получение никелевого покрытия электролитическим методом	
2.5 Опыт 5. Коррозия железа в растворах электролита	
Глава 3. Моделирование химических источников тока.....	
3.1 Опыт 1. Ряд напряжений.....	9
3.2 Опыт 2. Моделирование гальванических элементов.....	11
3.2.1. Моделирование цинко-никелевого элемента	
3.2.2. Моделирование медно-цинкового элемента	
3.2.3. Моделирование железно-никелевого гальванического элемента	
Глава 4 Моделирование процессов электролиза	
4.1 Опыт 1. Электролиз раствора сульфата натрия	
Заключение .....	14
Список литературы использованной при выполнении работы .....	15

## *Аннотация*

В работе сформулирована проблема моделирования электрохимических процессов. Кратко охарактеризованы возможные сферы применения модельных экспериментов по электрохимии.

## *Введение*

В настоящее время возрастает интерес к использованию электрической энергии в промышленности и в быту, так как это более перспективно во многих отношениях, особенно в экологическом формате. Получение электрической энергии за счет химических реакций это то, что происходит в природе. Наглядным примером является глобальный процесс фотосинтеза. С противоположной стороны используя электрическую энергию можно получать вещества необходимые в различных сферах народного хозяйства, что осуществляется посредством электролиза. Использование альтернативных видов энергии углеводородов, таких как электроэнергия, водородная энергетика, конверсия солнечной энергии, энергия ветра, переработка промышленных отходов, биоресурсов становится актуальной особенно в технологически развитых странах включая Россию. Особенно становится актуальным перевод автомобильного транспорта на электроэнергию, водородное топливо, биотопливо из отходов различных производств, включая и бытовые отходы, что «озеленит» энергетику и решит многие экологические проблемы. Важным в народнохозяйственном отношении является проблема защиты металлов от коррозии.

Основная цель работы: моделирование электрохимических процессов и их применения, на основе традиционных классических тем по электрохимии, таких как коррозия, электролиз, химические источники тока с учетом возможного применения этих тем в образовательном процессе, повышения интереса школьников к проблемам энергетики и экологии.

Задачи проекта:

1. Провести анализ литературы по изучаемой проблеме
2. Изучить существующие методы исследования электрохимических процессов
3. Провести эксперимент по изучению электрохимических процессов
4. Осуществить моделирование электрохимических процессов с возможным их применением.

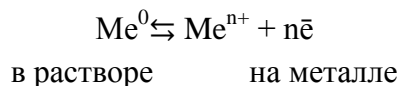
## Глава 1. Общая характеристика электрохимических процессов

Электрохимические процессы – процессы взаимного превращения электрической формы энергии в химическую.

Электрохимические процессы бывают двух типов:

- Гальванический элемент (Взаимное превращение энергии из химической в электрическую)
- Электролиз (Взаимное превращение энергии из электрической в химическую)

Электродный потенциал –  $\varphi$  – скачок потенциалов, возникающий на границе раздела металл – раствор за счет процессов растворения-осаждения металла.



Электродный потенциал зависит:

- 1) От природы металла
- 2) От концентрации раствора
- 3) От температуры

Электродвижущая сила – ЭДС – максимальная разность потенциалов электродов данного гальванического элемента в условиях равновесия, определяется:

$$\text{ЭДС}^0 = \varphi^0 \text{ катода} - \varphi^0 \text{ анода}$$

Электролиз – совокупность ОВР, протекающих на электродах при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита.

Коррозия (разъедание, разрушение) – это самопроизвольный процесс разрушения металлического изделия в результате его взаимодействия с веществами окружающей среды на границе раздела фаз, приводящий к потере функциональных свойств изделия. При этом металлы окисляются и образуются продукты, состав которых зависит от условий коррозии.

Причиной коррозии металлов является их термодинамическая неустойчивость в коррозионной среде. Мерой термодинамической неустойчивости служит изменение энергии Гиббса ( $\Delta G$ ), наблюдаемое при взаимодействии металла с веществами окружающей среды.

С точки зрения термодинамики, коррозионный процесс возможен лишь при  $\Delta G < 0$ .

Коррозионные процессы протекают на границе раздела фаз при взаимодействии твердого вещества с газом или жидкостью. При этом процесс можно представить в виде следующих стадий:

- транспортировка реагирующего вещества к поверхности раздела фаз;
- взаимодействие вещества с металлом (или неметаллом);
- отвод образовавшегося вещества с поверхности раздела фаз из реакционной зоны.

Виды коррозионных разрушений.

По характеру изменения поверхности металла в результате взаимодействия с окружающей средой коррозионные разрушения могут быть нескольких видов:

- сплошные или равномерные;
- неравномерные (коррозия пятнами и язвами, точечная);
- структурно-избирательные (межкристаллитная коррозия –разрушение по границам зерен).

Если коррозия охватывает всю поверхность металла, то такой вид разрушения называется сплошным или равномерным. При данном виде коррозионных разрушений с течением времени происходит изменение катодных и анодных участков, т.е. катодные участки с течением времени становятся

анодными, и наоборот.

Избирательная коррозия наиболее опасна, так как при малой общей площади поражений в отдельных местах может создать резкую концентрацию механических напряжений, в свою очередь содействующих дальнейшему разрушению металла.

Межкристаллитная коррозия, ослабляющая связь между металлическими зёрнами, приводит к развитию трещин.

Подповерхностная коррозия начинается на поверхности, но затем распространяется в глубине металла. Продукты коррозии оказываются сосредоточенными в полостях металла. Этот вид коррозии вызывает вспучивание и расслоение металлических изделий.

(приложение 1)

Защита металлов от коррозии.

Необратимые коррозионные процессы наносят экономике огромный вред: потери чугуна и стали вследствие коррозии исчисляются десятками миллионов тонн. Из-за коррозионного разрушения даже одной детали может выйти из строя целая машина, коррозия снижает точность показаний приборов и стабильность их работы, выводит из строя электрические приборы. В связи с этим защита металлов от коррозии в технике, промышленности, сельском хозяйстве имеет огромное значение.

Конечно, в обычных условиях применения металлов и их сплавов полностью исключить коррозию невозможно, но резко уменьшить ее с помощью ряда методов вполне реально.

Можно выделить четыре основных принципа защиты металлов от коррозии:

- 1) Изоляция металлов от коррозионной среды
- 2) Электрохимические методы защиты (протекторная защита, электрозащита)
- 3) Изготовление детали из коррозионно-стойкого материала
- 4) Изменение свойств коррозионной среды

## Глава 2. Моделирование процессов защиты металлов от коррозии

### 2.1. Опыт 1. Определение вида коррозионного разрушения

Ход работы:

1. Полоску фильтровальной бумаги пропитать раствором гексацианоферрата (II) калия ( $K_4[Fe(CN)_6]$ ). Раствору дать стечь и влажную бумагу приложить к чистой поверхности стальной пластины, предварительно зачищенной наждачной бумагой. Сверху положить 2-3 листа чистой фильтровальной бумаги и небольшой груз.
2. Через 15–20 минут бумагу снять. Определить вид коррозионного разрушения по синему рисунку на фильтровальной бумаге.
3. Написать уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии железа. Определить продукт коррозии.
4. Примечание: гексацианоферрат (II) калия ( $K_4[Fe(CN)_6]$ ) является чувствительным реагентом на ионы  $Fe^{3+}$ , с которым образует осадок берлинской лазури синего цвета –  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ .

### Уравнение атмосферной коррозии:

На аноде:  $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$

На катоде:  $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

$Fe^{2+}$  не устойчив и окисляется до иона  $Fe^{3+}$ .

Уравнение:  $4 Fe^{3+} + 3 K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 12 K^+$

Вывод: По синему рисунку на фильтровальной бумаге можно сказать что вид коррозионного разрушения межкристаллитный. (приложение 2).

### 2.2 Опыт 2. Определение анодных и катодных зон под каплей жидкости.

Железный образец зачистить наждачной бумагой, протереть раствором ацетона и нанести на поверхность металла 1-2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия ( $K_3[Fe(CN)_6]$ ) и каплю раствора фенолфталеина. Наблюдайте за окраской железа под каплей на различных участках.

1. Написать уравнения анодных и катодных процессов при электрохимической коррозии железа во влажном воздухе.
2. Объяснить образование цветных зон на стальном образце.

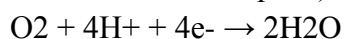
Примечание: гексацианоферрат (III) калия ( $K_3[Fe(CN)_6]$ ) является чувствительным реагентом на ионы  $Fe^{2+}$ , с которым образует осадок турнбулевой сини –  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ .

**Уравнение электрохимической коррозии:**

На аноде:  $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$

На катоде:  $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

( в нейтральной и щелочной среде)



(в кислой среде)

**Вывод:** В ходе образуются оранжевые пятна коррозии на стальной пластине (приложение 3).

### 2.3. Опыт 3. Влияние на коррозию контакта металлов.

Ход работы:

1. В две пробирки налить по 5 мл разбавленной серной кислоты, добавить по 0,5 мл раствора гексацианоферрата (III) калия ( $K_3[Fe(CN)_6]$ ). В одну пробирку опустить оцинкованное железо (канцелярская скрепка со вставленным в нее кусочком цинка), в другую – луженое железо (скрепка с кусочком олова). Что наблюдается?
2. В какой пробирке раствор окрашен в синий цвет? Какие процессы происходят в каждой пробирке? Написать уравнения реакции, происходящих на аноде и катоде. Составить схемы гальванических элементов.
3. Определить, в каком из случаев защита железа является анодной, а в каком – катодной.

Уравнение гальванических элементов:

Анод (-) Fe |  $H_2SO_4$  | Sn (+) Катод

На аноде:  $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$

На катоде:  $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

Анод (-) Zn |  $H_2SO_4$  | Fe (+) Катод

На аноде:  $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$

На катоде:  $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

Уравнение:  $4 Fe^{3+} + 3 K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 12 K^+$

**Вывод:** В пробирке с оловом раствор окрасился в синий цвет (качественная реакция на ионы железа II), а в пробирке с цинком в желто-зеленый. Анодная защита железа – в реакции с оловом, а катодная – в реакции с цинком (приложение 4)

### 2.4. Опыт 4. Получение никелевого покрытия электролитическим методом

Цель работы:

Покрывать стальную пластинку слоем никеля.

Оборудование и материалы:

1. Стекланный электролизер объемом 2-3 л. (прямоугольная стеклянная банка)
2. Выпрямитель или батарея аккумуляторов на 10 В.
3. Стальные и никелевые электроды.
4. Сульфат никеля и другие реактивы, необходимые для приготовления ванн никелирования.

Проведение работы:

Никелирование складывается из следующих операций: механическая подготовка поверхности

металла или сплава, нанесение на пластину медного покрытия, никелирование и полировка никелевого покрытия.

Для опыта наиболее пригодны железные пластинки с общей поверхностью в 10-15 см<sup>2</sup> с отверстиями площадь пластинок замеряется штангенциркулем или линейкой. Пластинки предварительно зачищаются крупной наждачной шкуркой, а затем мелкой. При переходе к более мелким номерам шкурок необходимо полностью сошлифовать царапины, оставшиеся от шкурки более крупных номеров.

Для получения ровного блестящего покрытия пластинку после шлифовки полируют порошком окиси хрома или алюминия, который наносится на сукно, набитое на деревянный брусок. Для обезжиривания пластинку натирают гидроокисью кальция, нанесенной на зубную щетку. Пасту удаляют дистиллированной водой и щеткой. Пластинку в это время удерживают пинцетом. После обезжиривания пластинку ополаскивают дистиллированной водой, помещают примерно на 1 мин в 3-5%ный раствор серной кислоты, снова промывают водой и помещают в ванну для меднения. медные покрытия, в силу химических свойств меди, не могут служить самостоятельным наружным покрытием без дополнительной защиты. Однако медные покрытия легко полируются и создают прочные сцепления с другими металлами (никелем, хромом, кадмием). Поэтому медные покрытия применяют чаще всего в качестве прослоек при никелировании или хромировании.

состав электролита для меднения (в г/л).

сульфат меди-250

серная кислота-75

этиловый спирт-10

меднение проводится 5 мин при плотности тока 0,5-1 А/дм<sup>2</sup>

После окончания меднения пластинку аккуратно пинцетом вынимают из электролита, тщательно высушивают на воздухе и взвешивают сначала на технических, а затем на аналитических весах.

Записывают массу и площадь пластины.

m пластины до никелирования = 22,385 г

s пластины = 0,1898 дм<sup>2</sup>

Никелирование покрываемой площади проводится при плотности тока 0,5-1 А/дм<sup>2</sup> в течении примерно 10 мин

Состав электролита для никелирования (в г/л):

сульфат никеля-150-200

сульфат натрия -70

сульфат магния-10

борная кислота-30

хлорид натрия-50

Напряжение на электродах зависит от сопротивления электролита и от расстояния между ними. При никелировании нужно следить за показаниями амперметра, так как превышение силы тока выше указанной ухудшает качество покрытия.

Записывают условия электролиза.

сила тока = 0,1898 А

время электролиза = 600 с

После никелирования постоянный ток выключают, пластины промывают водой, тщательно высушивают и взвешивают на аналитических весах.

m (пластины после меднения) = 22,410 г

$$m_{Ni(теор)} = \frac{\left(\frac{58,69}{2}\right) \cdot 0,1898 \cdot 600}{96500} = 0,0346 \text{ г (По закону Фарадея)}$$

m (никелевого покрытия) = 0,025 г

Оформление результатов работы

По закону фарадея рассчитать массу никелевого покрытия и выход никелирования по току.

$$\eta = \frac{(22,410 - 22,385)}{0,0346} = 0,72 \text{ (72\%)}$$

Вывод: В ходе данной лабораторной работы было проведено никелирование стальной детали согласно промышленным методам. Результат эксперимента удовлетворительный, так как выход по току никеля составил 72%, что является нормальным показателем проведенного эксперимента. ( Приложение 5)

### 2.5 Опыт 5. Коррозия железа в растворах электролитов

Ход работы:

1. В три пробирки налить по 3 мл воды и добавить: в первую пробирку 2-3 мл раствора хлорида натрия (NaCl), во вторую 2-3 мл раствора серной кислоты (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), в третью 2-3 мл раствора щелочи (NaOH). В каждую из пробирок подлить по 0,5 мл раствора гексацианоферрата (III) калия (K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]).
2. Содержимое пробирок взболтать и в каждую из них опустить по железному образцу (гвоздю, скрепке и др.). Что происходит в каждой пробирке?

Объяснить наблюдаемые явления. Как pH растворов сказывается на скорости разрушения металлов? Написать уравнения реакций.

**Уравнения:**

1.  $6\text{NaCl} + 2\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6) + 3\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6)_2 + 6\text{KCl} + 6\text{Na}$
2.  $2\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6) + 9\text{H}_2\text{SO}_4 + 54\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{SO}_4)_3 + 6\text{N}_2\text{O}_5 + 12\text{CO}_2 + 63\text{H}_2$
3.  $\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6) + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCN} + 3\text{KCN}$

**Вывод:** В первой пробирке с NaCl произошло изменение цвета на сине-зеленый, скрепка тоже стала синей, во 2 пробирке с H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> выпал зеленый осадок, а скрепка стала синяя, в 3 пробирке с NaOH цвет раствора не изменился, на скрепке появилась ржавчина. Железо относится к той группе металлов, которые не устойчивы в кислых и щелочных растворах. При некотором значении pH образуются труднорастворимые оксиды, гидроксиды или соли, блокирующие поверхность металла и уменьшающие скорость его коррозии (приложение 6).

### Глава 3. Моделирование химических источников тока

#### 3.1. Опыт 1. Ряд напряжений

Реактивы и оборудование: пробирки, 1 М растворы сульфата меди II, сульфат железа II, нитрат свинца II, сульфат цинка, медная и железная проволока, кусочки цинка.

Ход работы: мы налили в пробирки растворы солей по 1 мл. Затем опустили во все пробирки кроме той, в которой находится сульфат меди II, по одной очищенной медной проволоки. Мы не наблюдали вытеснения металлов из растворов исследуемых солей. Аналогично выполнили опыт, опуская в растворы проволочки и кусочки цинка. В некоторых пробирках наблюдали вытеснение металлов из растворов солей.

Опускаемый металл	Ионы металла в растворе			
	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
Cu	-	-	-	-
Fe	-	-	+	+
Zn	-	+	+	+
E <sup>0</sup> (M <sup>2+</sup> / M <sup>0</sup> )	-0,763	-0,44	-0,126	0,153

Порядок вытеснения металлов из их солей соответствует их стандартным электродным потенциалом.



В ряду Zn-Fe-Cu увеличивается значения стандартного электродного потенциала от наиболее отрицательного к положительному значению.

**Вывод:** С увеличением величины значения стандартного электродного потенциала уменьшается восстановительная способность металлов.

### 3.2. Опыт 2. Моделирование гальванических элементов.

#### 3.2.1. Моделирование цинко-никелевого элемента

В стакан 50 мл добавляем раствор соли ZnSO<sub>4</sub>, туда добавляем цинковый электрод. Во второй стакан добавляем раствор NiSO<sub>4</sub> и никелевый электрод. Вставляем трубку, наполненную насыщенным раствором KCl. Провода подсоединяем к гальванометру. Наблюдается отклонение стрелки.

Гальванический элемент схематически может быть представлен следующим образом:



Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента равна алгебраической сумме скачков потенциала:

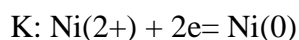
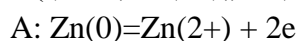
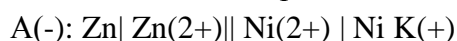
$$E = e(1) + e(2) + e(k) + e(d)$$

$e(1)$   $e(2)$ -скачки потенциала на границе металл/раствор и раствор/металл ;

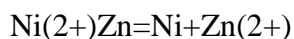
$e(k)$ - скачок потенциала, называемый контактным потенциалом;

$e(d)$ - диффузный потенциал;

Катодно-анодный процесс:



Химический процесс протекающий в гальваническом элементе:



На отрицательном электроде (Zn) идет окисление, на положительном (Ni) восстановление.

Что бы найти ЭДС воспользуемся уравнением Нернста:

$$E = e(0) + 0,059/nF \lg(a)$$

$e(0)$ - стандартный потенциал металла;

R-газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль;

T-температура по абсолютной шкале;

F- число Фарадея, равное 96500 Кл;

n-валентность катиона;

a- активность ионов металла;

ЭДС для цинко- никелевого элемента:

$$E(0)(\text{Ni}(2+)/\text{Ni}) = -0,234 \text{ В}$$

$$E(0)(\text{Zn}(2+)/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$$

$$E(\text{Zn}) = E(0) + (0,059/2) * \lg(\text{Zn}(2+)) = -0,76 + 0,059 * \lg 0,1 = -0,76 + 0,059 * (-1) = -0,701 \text{ В}$$

$$E(\text{Ni}) = E(0) + (0,059/2) * \lg(\text{Ni}(2+)) = -0,234 + 0,059 * \lg 0,1 = -0,234 + 0,059 * (-1) = -0,175 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E(\text{Ni}) - E(\text{Zn}) = -0,175 - (-0,701) = 0,526$$

(приложение 7)

#### 3.2.2. Моделирование медно-цинкового элемента

В стакан 50 мл добавляем раствор соли ZnSO<sub>4</sub>, туда добавляем цинковый электрод. Во второй стакан добавляем раствор CuSO<sub>4</sub> и медный электрод. Вставляем трубку, наполненную насыщенным раствором KCl. Провода подсоединяем к гальванометру. И мы видим отклонение стрелки гальванометра.

Гальванический элемент схематически может быть представлен следующим образом:



Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента равна алгебраической сумме скачков потенциала:

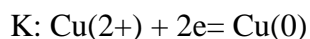
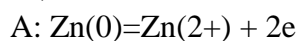
$$E=e(1)+e(2)+e(k)+e(d)$$

$e(1)$   $e(2)$ -скачки потенциала на границе металл/раствор и раствор/металл ;

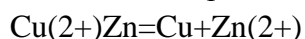
$e(k)$ - скачок потенциала, называемый контактным потенциалом;

$e(d)$ - диффузный потенциал;

Катодно-анодный процесс:



Химический процесс протекающий в гальваническом элементе:



На отрицательном электроде (Zn) идет окисление, на положительном (Cu) восстановление.

Что бы найти ЭДС воспользуемся уравнением Нернста:

$$E=e(0)+0,059/nF \lg(a)$$

$e(0)$ - стандартный потенциал металла;

R-газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль;

T-температура по абсолютной шкале;

F- число Фарадея, равное 96500 Кл;

n-валентность катиона;

a- активность ионов металла;

ЭДС для цинко- никелевого элемента:

$$E(0)(\text{Cu}(2+)/\text{Cu}) = 0,34 \text{ В}$$

$$E(0)(\text{Zn}(2+)/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$$

$$E(\text{Zn}) = E(0) + (0,059/2) * \lg(\text{Zn}(2+)) = -0,76 + 0,059 * \lg 0,1 = -0,76 + 0,059 * (-1) = -0,701 \text{ В}$$

$$E(\text{Cu}) = E(0) + (0,059/2) * \lg(\text{Cu}(2+)) = 0,34 + 0,059 * \lg 0,1 = 0,34 + 0,0295 * (-1) = -0,399 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E(\text{Cu}) - E(\text{Zn}) = -0,399 - (-0,701) = 0,302$$

(приложение 8)

### 3.2.3. Моделирование железно-никелевого гальванического элемента

В стакан 50 мл добавляем раствор соли FeSO<sub>4</sub>, туда помещаем железный электрод. Во второй стакан добавляем раствор NiSO<sub>4</sub> и медный электрод. Вставляем трубку, наполненную насыщенным раствором KCl. Провода подсоединяем к гальванометру. И мы видим отклонение стрелки.

Гальванический элемент схематически может быть представлен следующим образом:



Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента равна алгебраической сумме скачков потенциала:

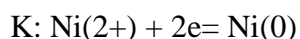
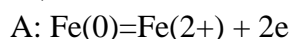
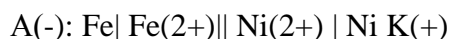
$$E=e(1)+e(2)+e(k)+e(d)$$

$e(1)$   $e(2)$ -скачки потенциала на границе металл/раствор и раствор/металл ;

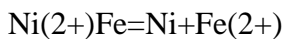
$e(k)$ - скачок потенциала, называемый контактным потенциалом;

$e(d)$ - диффузный потенциал;

Катодно-анодный процесс:



Химический процесс протекающий в гальваническом элементе:



На отрицательном электроде (Fe) идет окисление, на положительном (Ni) восстановление.

Что бы найти ЭДС воспользуемся уравнением Нернста:

$$E = e(0) + 0,059/nF \lg(a)$$

$e(0)$ - стандартный потенциал металла;

R-газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль;

T-температура по абсолютной шкале;

F- число Фарадея, равное 96500 Кл;

n-валентность катиона;

a- активность ионов металла;

ЭДС для цинко- никелевого элемента:

$$E(0)(\text{Ni(2+)}/\text{Ni}) = -0,234 \text{ В}$$

$$E(0)(\text{Fe(2+)}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}$$

$$E(\text{Fe}) = E(0) + (0,059/2) * \lg(\text{Fe(2+)}) = -0,44 + 0,059 * \lg 0,1 = -0,44 + 0,059 * (-1) = -0,381 \text{ В}$$

$$E(\text{Ni}) = E(0) + (0,059/2) * \lg(\text{Ni(2+)}) = -0,234 + 0,059 * \lg 0,1 = -0,234 + 0,059 * (-1) = -0,175 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E(\text{Ni}) - E(\text{Fe}) = -0,175 - (-0,381) = 0,206 \text{ В}$$

(приложение 9 )

#### Глава 4. Моделирование процессов электролиза.

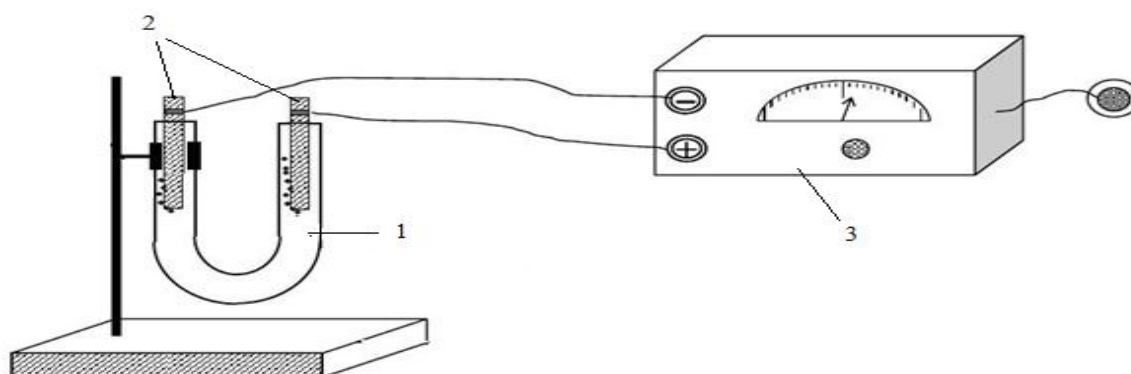
##### 4.1 Электролиз раствора сульфата натрия.

Для проведения практического опыта, электролиза раствора сульфата натрия, нам понадобится:

1. U-образная трубка.
2. Электроды (Угольные, графитовые, медные или др.)
3. Штатив с лапкой
4. Источник постоянного тока.

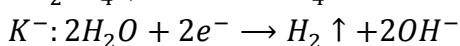
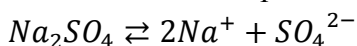
Роль анода и катода будут выполнять угольные электроды. Роль материала, из которого состоят электроды на сам электролиз не влияет, а затем их заменим медными электродами.

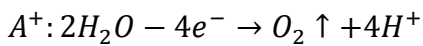
Соберем установку согласно следующему рисунку.



Где: 1 – U-образная трубка, 2 – электроды, 3 – источник постоянного тока.

В собранный электролизер вливаем на  $\frac{1}{2}$  раствор сульфата натрия, опускаем угольные электроды и подключаем к источнику тока. Наблюдаем бурное выделение газа. На катоде идет процесс восстановления воды с выделением водорода. На аноде идет процесс окисления воды с выделением кислорода. Эти процессы можно представить следующими уравнениями:





Далее в около электродное пространство добавляем метилоранж. И наблюдаем изменение цвета индикатора. Так в около катодном пространстве метилоранж приобретает желтый цвет, который свидетельствует об щелочной среде. Доказывая уравнение катодного процесса, при восстановлении молекул воды, образуются гидроксид-ионы, которые дают щелочную среду.

Около анодное пространство приобретает розовый цвет за счет окраски метилоранжа, которое свидетельствует об кислой среде. Кислая среда говорит нам о том, что на аноде происходит окисление воды с образованием  $H^+$ , которые и дают кислую среду раствора.

В ходе электролиза происходит выделение водорода и кислорода(приложение 10). Эти газы можно собрать для проверки. Так, с помощью пробирки мы собираем эти газы.

Для проверки водорода на чистоту, мы пробирку заполненную водородом подносим к пламени спиртовки. Чтобы убедиться в чистоте водорода мы должны услышать глухой звук, если звук громкий и свистящий, то водород не чистый и имеет примеси кислорода. Собранный водород получился чистым с глухим звуком.

В наполненную кислородом пробирку мы опускаем тлеющую лучинку. При высоком содержании кислорода лучинка вспыхнет, при низком содержании будет продолжать тлеть. Собранный кислород получился в большом содержании, лучинка самовоспламенилась.

В случае с медными электродами в ходе электролиза мы наблюдаем, как анодный электрод обломился, а катодный электрод остался целым. Это связано с тем, что медный анод окисляется, то есть растворяется. Если мы использовали инертные электроды, такие как графитовые, они не подвергались разрушению, так как они не участвуют и не вмешиваются в какие либо химические реакции, графит является хорошим проводником тока.

### **Выводы.**

1. Электролиз – явление, характеризующееся своей простотой, в чем можно убедиться, пропуская электрический ток через растворы электролита сульфата натрия.
2. В ходе проведения опыта мы выяснили, что электролиз раствора сульфата натрия сводится к разложению воды. Соль сульфата натрия служит для увеличения электропроводности, так как чистая вода является слабым электролитом.
3. В ходе электролиза идет катодное окисление и восстановление воды.
4. Возможно моделирование процессов электролиза со сменой электродов и различных растворов солей, кислот, щелочей в ходе которых могут образовываться различные вещества.

*Заключение:*

1. Проведен анализ литературы по изучаемой проблеме.
2. Изучены существующие методы исследования электрохимических процессов.
3. Проведен эксперимент по изучению электрохимических процессов.
4. Осуществлено моделирование электрохимических процессов с возможным их применением.
5. На мой взгляд важным в моей работы явилось расширение знаний о электрохимических процессах и в дальнейшем я планирую использовать принцип моделирования в изучении очень важной проблемы коррозии металлов, так как потеря произведенного с таким трудом и большими затратами любого металла это громадные денежные затраты и большие экологические проблемы. И это я планирую осуществить при обучении в ВУЗе.

Практическая часть работы выполнена под контролем учителя химии – биологии Котельниковой А.Н и консультанта к.х.н. Зимнякова А.М.

*Список литературы использованной при выполнении работы*

1. Антропов Л.И Теоретическая электрохимия -М.: Высшая школа., 1975г
2. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А., Цирлина Г.А. Электрохимия.- М.: Химия, 2001.
3. Краткий справочник физико-химических величин/ под редакцией А.А Равделя и А.М. Пономаревой-СПб.: «Иван Федоров», 2002.
4. Скорчелетти В.В.Теоретическая электрохимия.-М.: Химия, 1974.
5. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. – М.: Высшая школа, 1999.
6. Физическая химия \под редакцией К. С. Краснова. – М.: Высшая школа 2001.
7. Прикладная химия: лабораторный практикум. Учебное пособие (Пензенский государственный педагогический университет им. В. Г. Белинского) Н.В. Фирстова, А.В. Кузнецова. Пособие для студентов 5 курса. Печатается по разрешению редакционно-издательского совета Пензенского государственного педагогического университета им.В.Г. Белинского. Пенза 2010г
8. Внеклассные практические занятия по химии, издание третье. Руководство для учащихся средней школы. Под общей редакцией Д.М. Кирюшина В.Ф. Егоркин, Д.М. Кирюшкин, В.С. Полосин. Москва 1965г.Издательство «Просвещение»
9. Сборник вопросов и задач по физической и коллоидной химии. Редактор В.В. Козлов. И.И. Климов,А.И. Филько. Пособие для студентов-заочников биолого-химических факультетов педагогических институтов. Издание 2. Москва «Просвещение»1975г
10. Практикум по физической и коллоидной химии С.А.Балезин. Редактор Т.В. Вертоградова. Издание 4, Москва, «Просвещение» ,1972г.
11. Основы электрохимии: Учеб. пособие для студ. высших учебных заведений В.М. Байрамов; под редакцией академика РАН В.В. Лунина-М.: Издательский центр «Академия» ,2005.
12. Дробош Д. Электрохимические константы. Справочник для электрохимиков. – М.: Мир,1980.
13. Карапетян Ю.А., Эйчис В.Н. Физико-химические свойства электролитов неводных растворов. – М.: Химия,1989.
14. Кудряшов И.В., Каретников Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии. – М.: Высшая школа.,1991.
15. Лабовиц Л., Аренс Дж. Задачи по физической химии с решениями.- М.: Мир,1972.
16. Плетенев С.А., Скляренок С.И. Сборник примеров и задач по физической химии. – Л.: Госхимтехиздат, 1934.
17. Практикум по электрохимии\ Под ред. Б.Б. Дамаскина - М.: Высшая школа.,1991.

Приложения

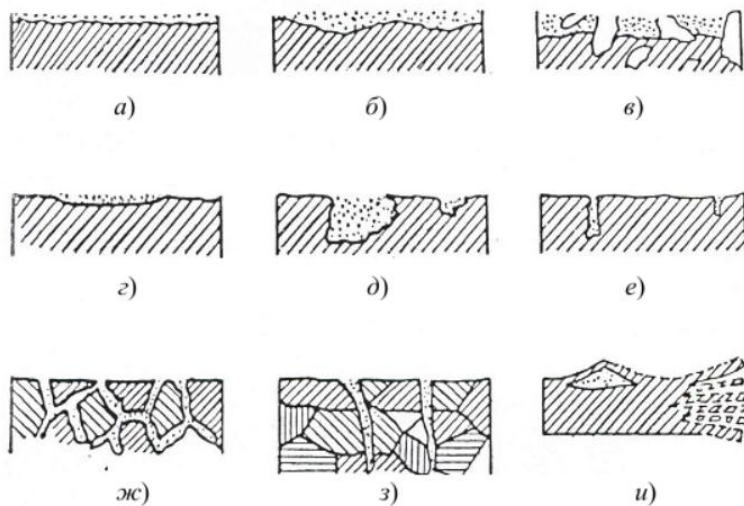


Рис. 1.2. Виды коррозии:

*a* – равномерная; *б* – неравномерная; *в* – структурно-избирательная;  
*г* – пятнами; *д* – язвенная; *е* – точечная (питтинговая);  
*ж* – межкристаллитная; *з* – коррозионное растрескивание;  
*и* – подповерхностная

Приложение 1.

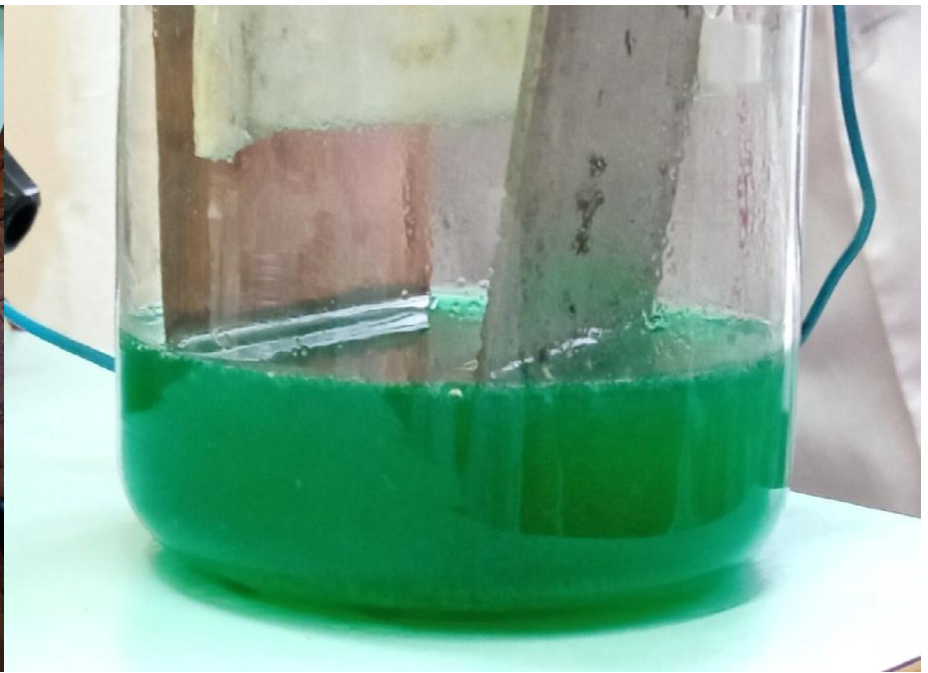
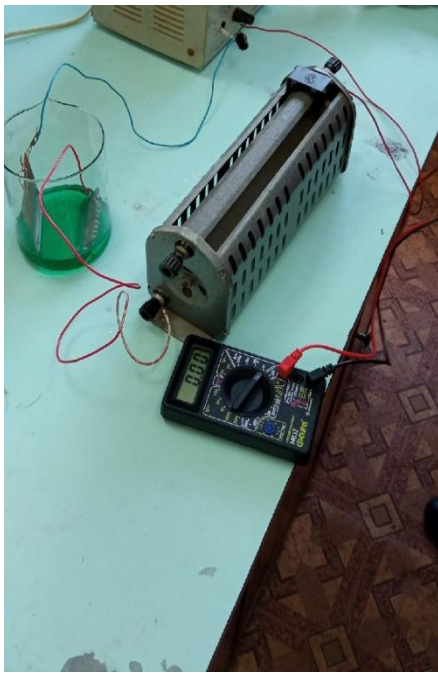
Приложение 2.



Приложение 3.



Приложение 4.



*Приложение 5.*





Приложение 6.



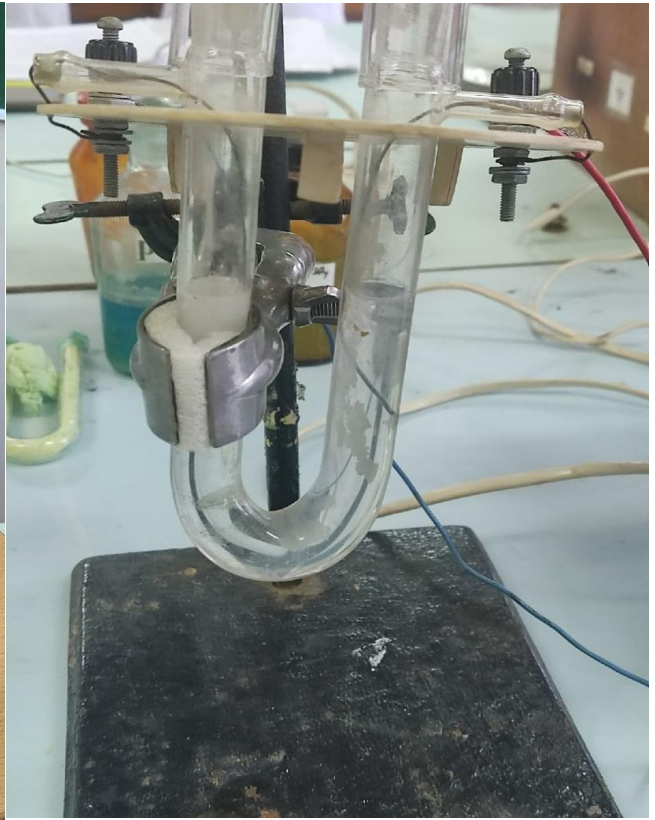
Приложение 7.



Приложение 8.



*Приложение 9.*



*Приложение 10.*