

Белорусский Государственный Университет  
Информатики и Радиотехники

Кафедра химии

Отчёт по лабораторной работе № 1  
„Электрохимические процессы и элементы“

Выполнил:  
Студент первого курса ФРЭ  
Группа 04-1302  
Кривицкий А.В.

Проверил:  
Задина И.А.

Минск 2018

# лабораторная работа №3

## Электрохимические процессы и явления

Цель работы: на конкретных примерах изучить электрохимические процессы, протекающие в гальванических элементах и при электролизе водных растворов электролитов.

### Экспериментальная часть

1) Установить химическую активность металлов в водных растворах электролитов и их положение в электрохимическом ряду активностей

#### 1.1 Ход опыта:

В задании нам даны металлы Zn, Cu, Al и водные растворы  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ . По таблице напряжений выясняем какие реакции могут протекать самопроизвольно, ~~они реакции~~. Для проведения опыта наливаем в пробирку один из данных растворов и бросаем туда кружок нужного металла. Все опыты выполняем в такой последовательности наблюдая за реакциями и внося данные в таблицу 1

Таблица 1

	$\text{CuSO}_4$	$\text{ZnSO}_4$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{FeCl}_3$
Zn	реакция протекает фрагментация корродирует	реакция не идёт	реакция не идёт	реакция идёт, признак синие окрашивание
Cu	<del>реакция протекает</del> реакция протекает признак синие окрашивание	реакция не идёт	реакция не идёт	реакция протекает признак синие окрашивание
Al	теоретически возможно но на практике признаков химической реакции не замечено	теоретически возможно но на практике признаков химической реакции не замечено	реакция не идёт	теоретически идёт, практически нет.

В пробирку с  $\text{FeCl}_3$  необходимо добавить несколько капель красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - это индикатор на ионы  $\text{Fe}^{2+}$ . Так как все реакции электрохимической окраски фрагмента металла в тех местах где фрагмент прижат к стеклу не наблюдается, в некоторых опытах с одинаковыми реакциями теоретически возможны, но на практике не происходят, так как оксидная плёнка на поверхности препятствует электрохимической реакции.

#### 1.2 Расчёт и анализ данных:

$$\text{Al}^{3+} / \text{Al} = -1,663 \text{ В}$$

$$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} = -0,76 \text{ В}$$

$$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} = 0,33 \text{ В}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Fe}^{3+} / \text{Fe} \\ \text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+} = +0,77 \text{ В} \end{array} \right\}$$



$$\text{восстановительная } \text{Zn}^0 - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}; \varphi^0 \text{ Zn}^{2+} / \text{Zn} = -0,76 \text{ В}$$

$$\text{окислительная } \text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}; \varphi^0 \text{ Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+} = +0,77 \text{ В}$$

так как  $\varphi_{\text{ок}}^0 > \varphi_{\text{восст}}^0$  - реакция протекает, признак синие окрашивание которое даёт индикатор  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



$$\text{восст } \text{Zn}^0 - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}; \varphi^0 \text{ Zn}^{2+} / \text{Zn} = -0,76 \text{ В}$$

$$\text{окиси } \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0; \varphi^0 \text{ Cu}^{2+} / \text{Cu} = 0,33 \text{ В}$$

реакция протекает так как  $\varphi_{\text{ок}}^0 > \varphi_{\text{восст}}^0$



восст  $Cu - 2e^- = Cu^{2+}$ ;  $\varphi^0 Cu^{2+}/Cu = 0,33 В$

окислительная  $Fe^{3+} + 1e^- = Fe^{2+}$ ;  $\varphi^0 Fe^{3+}/Fe^{2+} = 0,77 В$

реакция протекает так как  $\varphi_{ок} > \varphi_{вос}$  - признак силье окрашивания.



восст  $Al - 3e^- = Al^{3+}$ ;  $\varphi^0 Al^{3+}/Al = -1,66 В$

окисл  $Fe^{3+} + 1e^- = Fe^{2+}$ ;  $\varphi^0 Fe^{3+}/Fe^{2+} = 0,77 В$

По теории реакция должна протекать так как  $\varphi_{ок} > \varphi_{вос}$ , признак - силье окрашивания, но на практике реакция почти не происходит, т.к. Al покрыт оксидной пленкой.



восст  $Al - 3e^- = Al^{3+}$ ;  $\varphi^0 Al^{3+}/Al = -1,66 В$

окисл  $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$ ;  $\varphi^0 Cu^{2+}/Cu = 0,33 В$

Теоретически реакция идет т.к.  $\varphi_{ок} > \varphi_{вос}$ , но практически нет из-за окисления поверхности алюминия на воздухе.



восст  $Al - 3e^- = Al^{3+}$ ;  $\varphi^0 Al^{3+}/Al = -1,66 В$

окисл  $Zn^{2+} + 2e^- = Zn^0$ ;  $\varphi^0 Zn^{2+}/Zn = -0,76 В$

Теоретически реакция идет т.к.  $\varphi_{ок} > \varphi_{вос}$ , но практически нет из-за окисления Al.

Самый активный металл Al, самый менее активный Cu. Порядок металлов по убыванию их активности в водных растворах Al, Zn, Cu,  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  и  $Fe^{3+}/Fe$  - необходимо учитывать так  $FeCl_3$  может восстанавливаться не полностью

### 1.3 Вывод:

Мы установили химическую активность металлов в водных растворах электролитов, их положение в электрохимическом ряду активностей. Результаты опытов совпали с теорией, кроме тех опытов с ~~Al~~ использованном Al, на практике эти реакции протекали слабо или не прошли вообще, так как граници Al на воздухе покрываются оксидной пленкой препятствующей реакциям.

## 2) Определение стандартной ЭДС химического гальванического элемента

### 2.1 Ход опыта:

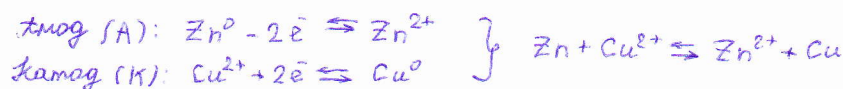
Собираем медно-цинковый гальвано-элемент, для чего необходимо наполнить один стакан ~~ZnSO4~~ ZnSO4, второй стакан CuSO4, концентрация растворов 1М. затем погружаем в стаканы протравленные электроды: цинковый в ~~CuSO4~~ ZnSO4, медный в CuSO4. соединяем электроды в стаканах электрохимическим мостиком (U-образная стеклянная трубка набитая ватой смоченной в KCl). Подсоединяем электроды к измерительному прибору (вольтметр) и измеряем ЭДС. По показаниям прибора ЭДС = ~~1,04 В~~ 1,04 В

### 2.2 Расчет и анализ данных:

Электрохимическая схема гальвано-элемента:

A (-) Zn | 1М ZnSO4 || 1М CuSO4 (Cu (+)) K - молекулярный вид,

A (-) Zn | Zn<sup>2+</sup> || Cu<sup>2+</sup> | Cu (+) K - ионный вид.



практическая  $E_{ЭДС} = 1,04 В$

теоретическая  $E_0 = \varphi_K^0 - \varphi_A^0 = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,34 В - (-0,76 В) = 1,1 В$

$E_0 > E_{ЭДС}$

$\Delta G^0 = -n F E_{ЭДС} = -2 \cdot 96300 \cdot 1,04 = -200,72 кДж$

$A_{и} = -\Delta G^0 = 200,72 кДж$

$i_{г} K_p = \frac{n \cdot E_{ЭДС}}{0,059} = 35,25$

$K_p = 1 \cdot 10^{35,25}$

Расчёт ЭДС:

а) при концентрации растворов  $1 \cdot 10^{-3} М ZnSO_4$  и  $1 М CuSO_4$

~~$0,001 М ZnSO_4$~~   $\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} = 0,337 В$

$C_{Zn^{2+}} = n \alpha C_{и} = 0,001 моль/л$

$\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Zn^{2+}} = -0,85 В$

$E_a = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 - \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 1,18 В$

$E_a > E_0$

б) при концентрации растворов  $1 М ZnSO_4$  и  $1 \cdot 10^{-3} М CuSO_4$

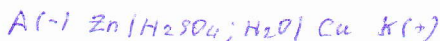
$\varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,763 В$

$C_{Cu^{2+}} = n \alpha C_{и} = 0,001$

$\varphi_{Cu^{2+}/Cu} = \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Cu^{2+}} = 0,43 В$

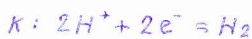
$E_a = \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 - \varphi_{Cu^{2+}/Cu} = -1,18 В$

~~$E_a > E_0$~~   $E_a < E_0$



$\varphi^0 = -0,76 В$

$\varphi^0 = +0,34 В$



Химическо-гальванический элемент Вольта,  
 $E_{ЭДС} = 1,1 В$ , где равно ЭДС в элементе типа Даниэля-Якоби

Данный гальвано-элемент называется химическим гальваническим элементом типа Вольта, Даниэля-Якоби

При изменении концентраций ионов  $Zn^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$  электрические потенциалы ~~также~~ также изменяются за исключением тех случаев когда концентрации ионов изменяются одинаково, потому что  $\varphi(A)$  и  $\varphi(K)$  изменяются на одну и ту же величину. При увеличении  $C$  ионов  $K$  (катода) ЭДС гальвано-элемента увеличивается, то же самое происходит при уменьшении  $C$ . При увеличении  $C$  ионов  $A$  ЭДС гальвано-элемента уменьшается, если  $C$  ионов уменьшается то ЭДС возрастает.

### 2.3 Вывод:

По данным полученных воопатах мы выяснили что ЭДС химических гальвано-элементов зависит от электродных потенциалов <sup>электрохимических веществ</sup> и природы электродов. Что ~~также~~ подтверждается уравнением Нернста. На практике ЭДС было меньше расчётной из-за поляризации электродов.

### 3) Электролиз ~~солей~~ растворов солей на инертных электродах

#### 3.1 Код опыта:

Берём электролизёр (U-образная стеклянная трубка, закреплённая на штативе), заполняем его раствором соли указанной в опыте, опускаем в раствор графитовые электроды и подключаем их к выпрямителю тока, подаём на них напряжение. На катод (К) минус, на анод (А) плюс.

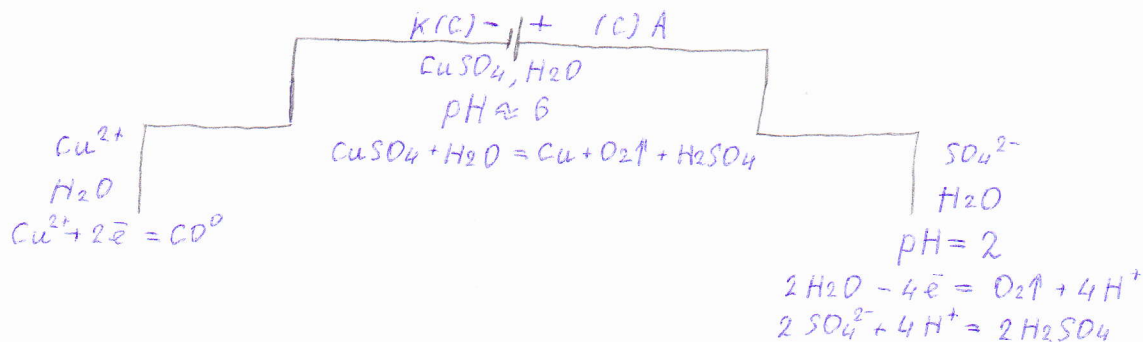
1 Опыт: 0,5 М раствор  $\text{CuSO}_4$ , напряжение 15-20 В в течение 3-5 мин. На аноде наблюдается выделение газа, поверхность катода покрывается медью. В анодное пространство опускаем лакмусовую бумажку, согласно шкале окраски  $\text{pH} = 2$ .

2 Опыт: 0,5 М раствор  $\text{NaCl}$ , напряжение и время то же. На электродах замечено выделение газа. В катодное пространство добавляем несколько капель фенолфталеина, раствор принимает малиновый оттенок. В анодное пространство добавляем йодокрахмальный раствор ( $\text{KI} + \text{крахмал}$ ), раствор окрашивается в синий цвет.

3 Опыт: ~~раствор~~ 0,5 М раствор  $\text{KI}$ . Напряжение и время то же. На катоде выделяется газ, в ~~анодном~~ пространстве раствор окрашивается в синий цвет. В катодное пространство каплями фенолфталеина, появляется малиновая окраска, в анодное добавляем раствор крахмала, появляется синий окрасивание.

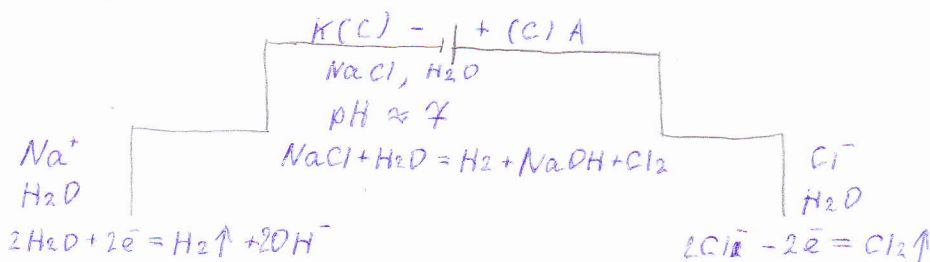
#### 3.2 Расчёт и анализ данных:

1 Опыт:



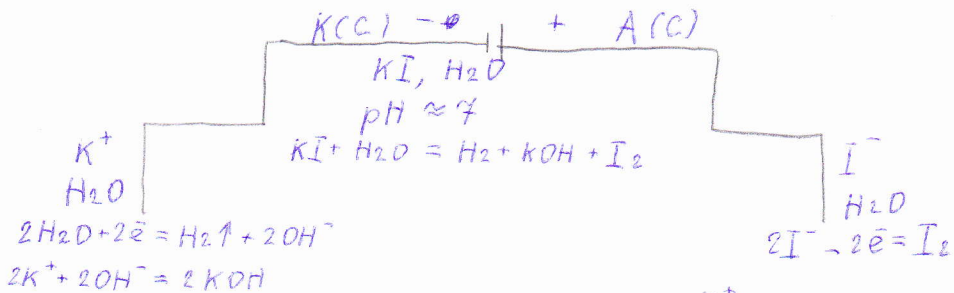
Поверхность катода покрыта медью так как  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,33\text{В}$  (положительная), а катод заряжен отрицательно, что привело к прилипанию частиц меди на его поверхность. На аноде выделяется кислород  $\text{O}_2$ , он образуется при распаде двух молекул  $\text{H}_2\text{O}$  на  $\text{O}_2$  и четыре иона  $\text{H}^+$  что уменьшает значение  $\text{pH}$ . Результаты опыта соотносятся с теорией.

2 Опыт:



На катоде выделяется  $\text{H}_2$ , на аноде  $\text{Cl}_2$ . В катодном пространстве образовался гидроксид натрия ~~и~~  $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{NaOH}$  что привело к окрашиванию фенолфталеина в малиновый цвет. В анодном пространстве при добавлении йодокрахмала ионы  $\text{Cl}^-$  реагируют с  $\text{K}$ , что высвобождает ~~и~~  $\text{I}_2$  в присутствии которого крахмал окрашивается в синий цвет.  $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} + \text{I}_2 + 2\text{KCl} + \text{крахмал} = \text{синяя окраска}$ .

3 Опыт:



На катоде выделялся водород. Увеличение ионов  $K^+$  в катодном пространстве изменило окраску фенолфталеина на малиновый цвет. Увеличение концентрации ионов  $OH^-$  привело к ~~снижению pH~~ увеличению  $pH > 7$ , раствора электролита. Образование  $I_2$  в анодном пространстве привело к синему окрашиванию раствора, при добавлении крахмала.

3.3 Вывод:

Результаты опытов по электролізу растворов солей на инертных электродах совпали с теоретическими данными и результатами расчётов. Выяснили что в катодных пространствах чаще всего образовывались гидроксиды или ионы  $OH^-$ , что существенно повысило  $pH$ . В анодных пространствах образовывались кислоты или ионы  $H^+$ , что снижало значение  $pH$  среды.

Контрольные вопросы

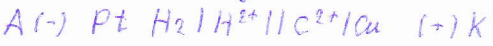
1)



$\varphi_{H_2/2H^+}^0 = 0В < \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,337В$

$H^+ / H_2$  - анод А (-)

$Cu^{2+} / Cu$  - катод К (+)



А:  $H_2 - 2e^- \rightleftharpoons 2H^+$

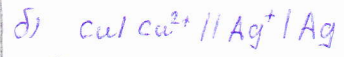
К:  $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$

$H_2 + Cu^{2+} \rightleftharpoons 2H^+ + Cu$  - токообразующая реакция

$E_0 = \varphi_K^0 - \varphi_A^0 = 0,337В$

$A_{тл} = nFE_0 = 2 \cdot 96500 \cdot 0,33 = 650,44 \text{ кДж}$

$A_{ГД} = -650,44 \text{ кДж}$



$\varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,337В < \varphi_{Ag^+/Ag}^0 = 0,799В$

$Cu^{2+} / Cu$  - анод А (-)

$Ag^+ / Ag$  - катод К (+)



А:  $Cu - 2e^- \rightleftharpoons Cu^{2+}$

К:  $2Ag^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2Ag$

$Cu + 2Ag^+ \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2Ag$  - токообр. реакция

$E_0 = \varphi_K^0 - \varphi_A^0 = 0,462В$

$A_{тл} = nFE_0 = 894,6 \text{ кДж}$

$A_{ГД} = -A_{тл} = -894,6 \text{ кДж}$

2)  $C_1 Ag^+ = 10^{-1}$  моль/л,  $C_2 Ag^+ = 10^{-4}$  моль/л

электрод с меньшей концентрацией ионов - анод А (-)

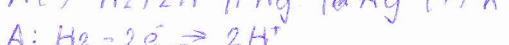


А:  $Ag - e^- = Ag^+$ ; К:  $Ag^+ + e^- = Ag$

$E = \frac{0,059}{n} \cdot \lg\left(\frac{C_1}{C_2}\right) = 0,144В$

$A_{ГД} = -nFE = -140,058 \text{ кДж}$

для большей ЭДС нужен электрод с большей концентрацией ионов

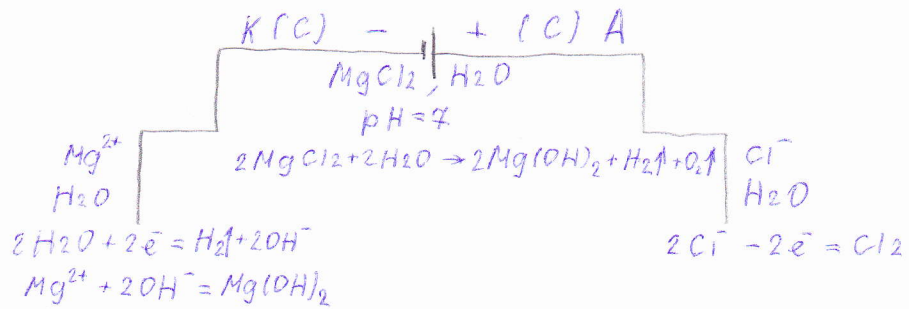


А:  $H_2 - 2e^- \rightleftharpoons 2H^+$

К:  $Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$

$E = \varphi_{Ag^+/Ag}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Ag^+} - \varphi_{2H^+/H_2} = 0,7405В$

3)



$$V(\text{H}_2) = kQ = A(\text{CH})Q / nF$$

$$Q = VnF / A(\text{H})$$

$$Q = (22,4 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 96500) / 1 \text{ Кл} = 2162 \text{ Кл}$$

$$m(\text{Cl}_2) = kQ = A(\text{Cl})Q / nF = 35,5 \cdot 2162 / 96500 = 0,8 \text{ г}$$

$$BT = (Q_{\text{meop}} / Q_{\text{npakm}}) \cdot 100\%$$

$$Q_{\text{npakm}} = (Q_{\text{meop}} \cdot 100\%) / BT = 2703 \text{ Кл}$$