

**Министерство образования Республики Беларусь**

**Учреждение образования  
«Гомельский государственный технический  
университет имени П. О. Сухого»**

**Кафедра «Материаловедение в машиностроении»**

**О. В. Давыдова**

**ХИМИЯ**

**ПРАКТИКУМ**

**по выполнению лабораторных работ  
для студентов технических специальностей  
заочной формы обучения**

**Гомель 2019**

УДК 54(075.8)  
ББК 24я73  
Д13

*Рекомендовано научно-методическим советом  
заочного факультета ГГТУ им. П. О. Сухого  
(протокол № 5 от 04.12.2017 г.)*

Рецензент: зав. каф. «Металлургия и технологии обработки материалов»  
ГГТУ им. П. О. Сухого канд. техн. наук, доц. *Ю. Л. Бобарикин*

**Давыдова, О. В.**  
Д13

Химия : практикум по выполнению лаборатор. работ для студентов техн. специальностей заоч. формы обучения / О. В. Давыдова. – Гомель : ГГТУ им. П.О. Сухого, 2019. – 42 с. – Систем. требования: PC не ниже Intel Celeron 300 МГц ; 32 Mb RAM ; свободное место на HDD 16 Mb ; Windows 98 и выше ; Adobe Acrobat Reader. – Режим доступа: <https://elib.gstu.by>. – Загл. с титул. экрана.

Изложены основные теоретические сведения по свойствам металлов, гальваническим элементам, электролизу, коррозии металлов и защите металлов от коррозии. Рассмотрена методика выполнения лабораторных работ. Рекомендован порядок их выполнения и составления отчетов.

Для студентов технических специальностей заочной формы обучения.

УДК 54(075.8)  
ББК 24я73

© Учреждение образования «Гомельский  
государственный технический университет  
имени П. О. Сухого», 2019

## ВВЕДЕНИЕ

Практикум включает пять лабораторных работ, в которых представлена методика выполнения лабораторных работ, сведения об используемых процессах и приборах, рекомендован порядок выполнения лабораторных работ и составления отчетов.

Лабораторный практикум составлен в соответствии с учебной программой дисциплины «Химия». В лабораторном практикуме отражены необходимые для изучения студентами вопросы по следующим темам: свойства металлов, гальванические элементы, электролиз, коррозия металлов и защита металлов от коррозии.

Для студентов заочной формы обучения технических специальностей.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

### ОТНОШЕНИЕ МЕТАЛЛОВ К ВОДЕ, КИСЛОТАМ И ЩЕЛОЧАМ

#### Теоретическая часть

Важнейшими химическими свойствами металлов являются их отношение к воде, водным растворам кислот и щелочей.

По химической активности (см. табл. «Ряд напряжений») все металлы (Me) можно разделить на 3 группы:

- Me высокой активности (Li...Al);
- Me средней активности (после Al и до H<sub>2</sub>);
- Me неактивные (после H<sub>2</sub>).

#### 1. Отношение металлов к воде

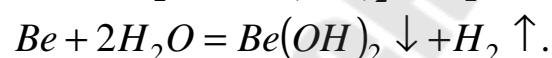
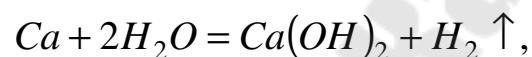
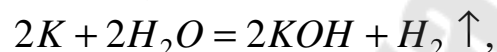
Во взаимодействии металлов с водой при комнатной температуре наблюдаются следующие случаи:

1) Металлы восстанавливают водород из воды, образуя растворимые гидроксиды (щелочи) или малорастворимые гидроксиды по следующей схеме:

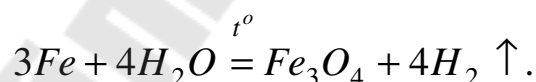
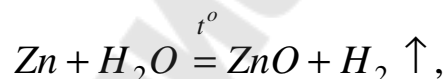


где  $n$  – валентность Me.

Эти реакции свойственны для всех металлов от Li до Al включительно (Al должен быть очищен от оксидной пленки или нагрет).



2) Металлы, расположенные в ряду напряжений между Al и H<sub>2</sub> (Me средней активности) реагируют с водой при температурах 500...700<sup>0</sup>C, т.е. реагируют с перегретым водяным паром, образуя оксид и выделяя водород. Например,



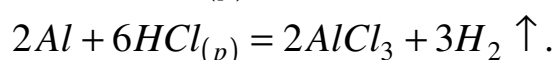
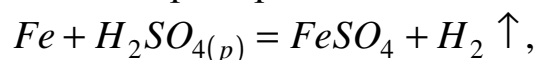
3) Металлы, расположенные в ряду напряжений после H<sub>2</sub> (неактивные Me) вытеснить водород из воды не могут ни при каких условиях.

## **2. Отношение металлов к разбавленным кислотам (кроме азотной)**

Основным фактором оценки отношения металлов к разбавленным кислотам (кроме азотной), является их положение в таблице “Ряд напряжений”.

1) Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, т.е. имеющие отрицательные значения стандартных электродных потенциалов ( $E_{Me/Me^{n+}}^0 < 0$ ), растворяются в разбавленных кислотах с выделением водорода.

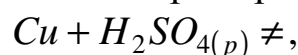
Например:



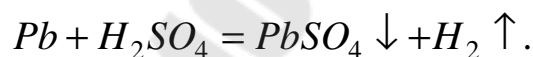
В качестве окислителя при этом выступает ион водорода  $H^+$  в молекулах кислот.

2) Металлы, имеющие положительные значения стандартных электродных потенциалов ( $E_{Me/Me^{n+}}^0 > 0$ ), с разбавленными кислотами не взаимодействуют. К числу таких металлов относятся: Au, Ag, Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt, а также Cu, Hg, Bi.

Например:



Однако, следует иметь в виду, что рядом напряжений следует пользоваться с учетом особенностей рассматриваемых реакций. Так, свинец ( $E_{Pb/Pb^{2+}}^0 = -0,14B$ ) практически не растворяется в разбавленной соляной и серной кислотах вследствие образования на его поверхности нерастворимых хлоридной и сульфатной пленок (происходит пассивирование):

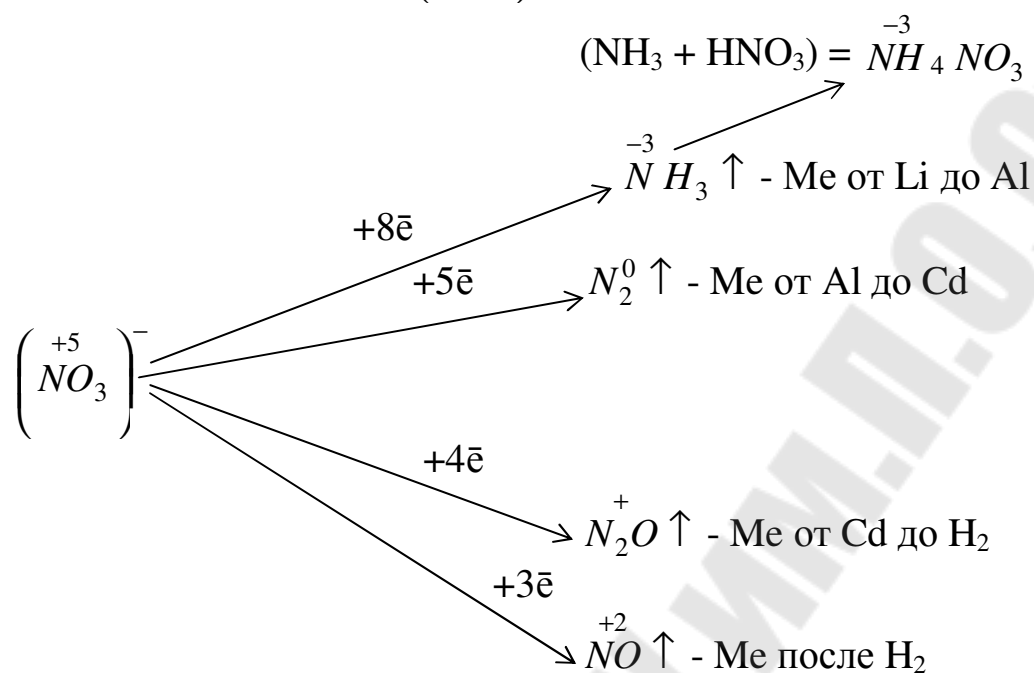


## **3. Отношение металлов к разбавленной азотной кислоте**

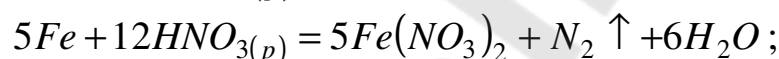
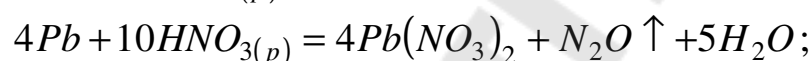
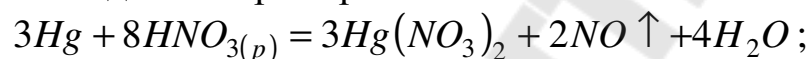
Азотная кислота обладает ярко выраженной окислительной активностью. Роль окислителя в ней выполняет не ион  $H^+$ , а ион  $NO_3^-$ ,

$\left( \overset{+5}{N} \right)$ , поэтому водород из азотной кислоты не вытесняется.

В зависимости от активности Ме, реагирующего с разбавленной  $\text{HNO}_3$ , восстановление  $\left(\overset{+5}{\text{NO}_3}\right)^-$  идет по следующей схеме:



Не реагируют с  $\text{HNO}_{3(p)}$  благородные металлы, кроме серебра и палладия. Например:

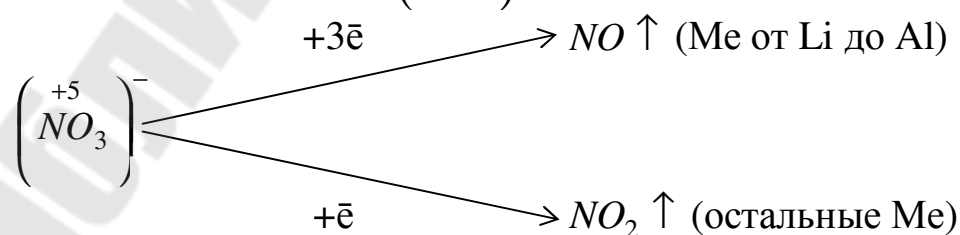


#### 4. Отношение металлов

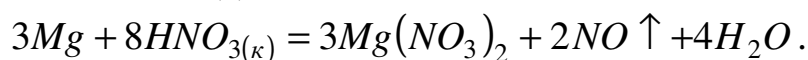
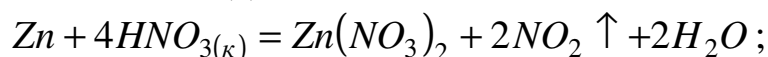
к концентрированной азотной кислоте и «царской водке»

В концентрированной азотной кислоте так же, как и в разбавленной, роль окислителя выполняет ион  $\text{NO}_3^-\left(\overset{+5}{\text{N}}\right)$ .

Восстановление  $\left(\overset{+5}{\text{NO}_3}\right)^-$  идет по следующей схеме:



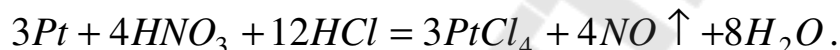
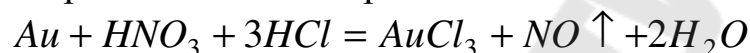
Например,



Концентрированная азотная кислота ( $C \geq 70\%$ ) не реагирует:

- 1) с благородными металлами (кроме Ag и Pd);
- 2) с пассивирующимися металлами, на поверхности которых легко образуется пленка малорастворимых оксидов. Наличием защитной оксидной пленки объясняется пассивность данных металлов по отношению к концентрированным растворам кислот-окислителей на холоду. К числу пассивирующихся металлов относятся Be, Al, Ti, Zn, Hf, V, Mn, Cr, Mo, W, Fe, Co, Ni, Bi. В горячей концентрированной азотной кислоте пассивирующиеся Me растворяются.

Смесь азотной и соляной кислот в соотношении 1:3 («царская водка») — более активный окислитель, чем азотная кислота. Название (царская водка) происходит от того, что эта смесь растворяет «царя металлов» золото и другие благородные Me. Так Au и Pt легко растворяются в ней с образованием соответствующих хлоридов:

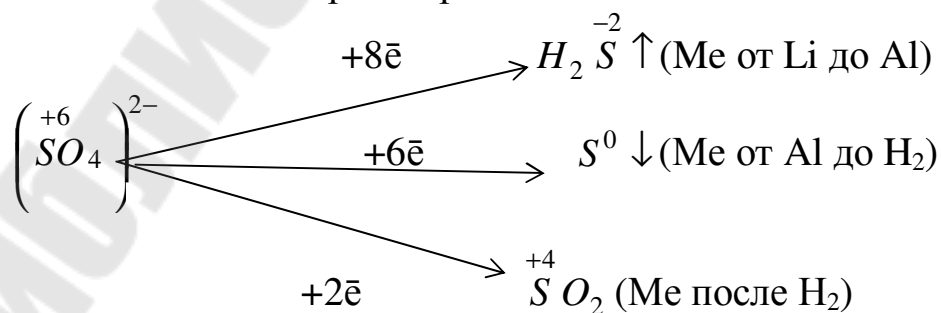


### 5. Отношение металлов

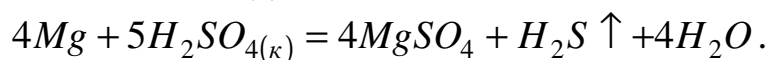
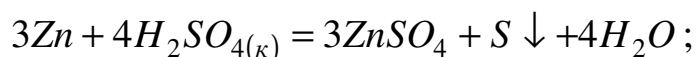
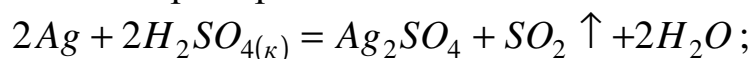
#### к концентрированной серной кислоте

При действии концентрированной серной кислоты на металлы роль окислителя играет не ион  $H^+$ , как в разбавленной  $H_2SO_4$ , а ион  $SO_4^{2-} \left( S^{+6} \right)$  поэтому водород не выделяется, а образуются соединения серы ( $SO_2$ , S или  $H_2S$ ).

Восстановление  $\left( SO_4^{+6} \right)^{2-}$  идет по следующей схеме в зависимости от активности растворяющегося Me:



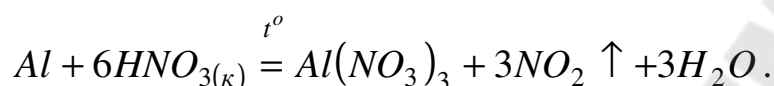
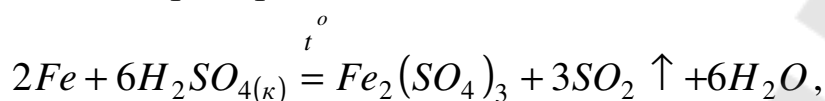
Например:



Не растворяются в концентрированной серной кислоте:

- 1) благородные Me, кроме Ag и Pd;
- 2) если  $C_{H_2SO_4} \geq 90\%$ , то на холоду не растворяются пассивирующиеся Me; в горячей концентрированной серной кислоте пассивирующиеся Me растворяются.

Например:

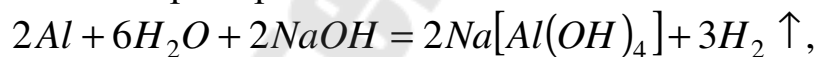


Необходимо отметить, что в реакциях концентрированной серной кислоты с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, в зависимости от условий протекания реакции (концентрация кислоты и температура) может выделиться любое из соединений серы ( $SO_2$ , S, или  $H_2S$ ). Чем меньше концентрация кислоты, тем более вероятно самое глубокое восстановление  $S^{+6}$  металлом (выделение сероводорода  $H_2S$ ).

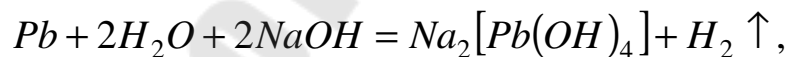
### **6. Отношение металлов к водным растворам щелочей**

С водными растворами щелочей могут реагировать металлы (Be, Al, Zn, Sn, Pb), дающие амфотерные гидроксиды. В результате образуется комплексная соль данного металла и выделяется водород.

Например:



$Na[Al(OH)_4]$  — тетрагидроксоалюминат натрия,



$Na_2[Pb(OH)_4]$  — тетрагидроксоплюмбат натрия.

### **Экспериментальная часть**

**Цель работы:** изучить отношение некоторых технически важных металлов к воде, водным растворам кислот и щелочей.



## Опыт № 1

### *Отношение металлов к воде*

В пять пробирок налейте по 2-3мл  $H_2O$ . В первую пробирку поместите кусочек Na, во вторую — кусочек Ca, в третью насыпьте немного порошка Mg, в четвертую — железные опилки, в пятую — медную стружку. Третью, четвертую и пятую пробирки подогрейте. Что наблюдается? Во все пробирки добавьте по 2-3 капли фенолфталеина. Во всех ли пробирках изменилась окраска? Почему? Какие металлы не вступают во взаимодействие с водой? Объясните причину. Составьте уравнения реакций.

## Опыт № 2

### *Действие разбавленных соляной и серной кислот на металлы*

В четыре пробирки поместите: в первую — немного порошка магния, во вторую — кусочек цинка, в третью — железные опилки, в четвертую — медную стружку. Прилейте в каждую пробирку по 2-3мл раствора соляной или серной кислоты. Что наблюдается? В третью пробирку добавьте 2-3 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Объясните образование синего осадка. Какие металлы растворяются в разбавленных соляной и серной кислотах? Какой ион выступает здесь в качестве окислителя? Составьте уравнения реакций.

## Опыт № 3

### *Действие разбавленной азотной кислоты на металлы*

В три пробирки налейте по 2-3мл раствора азотной кислоты. (Опыт проводите под тягой!) Осторожно добавьте в первую пробирку кусочек медной стружки, во вторую — железные опилки, в третью — порошок магния. Содержимое первой и второй пробирок можно подогреть. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций.

## Опыт № 4

### *Действие концентрированной азотной кислоты на металлы*

В три пробирки поместите: в первую — кусочек медной проволоки, во вторую — кусочек цинка, в третью — алюминиевую гранулу. В каждую пробирку добавьте (под тягой!) по 1-2мл концентрированной азотной кислоты. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций. Коэффициенты расставьте с помощью метода электронного баланса. Объясните отношение алюминия к концентрированной азотной кислоте.

## Опыт № 5

### *Действие концентрированной серной кислоты на металлы*

В пробирку поместите несколько медных стружек и прилейте 1мл концентрированной серной кислоты. (Осторожно! Опыт прово-

дуть под тягой!) Подогрейте нижнюю часть пробирки. Над отверстием подержите синюю лакмусовую бумажку, смоченную водой. Что наблюдается? Запишите уравнения реакций взаимодействия:

а)  $\text{Cu}$  с  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{k})}$ ,

б)  $\text{SO}_2$  с водой.

Как изменяется цвет лакмусовой бумажки?

### Опыт № 6

#### *Действие щелочей на металлы*

В пробирку поместите кусочек алюминия и прилейте 1-2мл 30%-ного раствора едкого натра. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

#### Контрольные вопросы

1. Какие металлы взаимодействуют с водой? Напишите уравнения реакций. Какие металлы не растворяются в воде?

2. Как ведут себя цинк и медь по отношению к разбавленным соляной и серной кислотам? Напишите уравнения реакций.

3. Как действует на металлы концентрированная серная кислота? Какой ион служит в ней окислителем? Составьте уравнения реакций:

а)  $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{k})} \rightarrow$ ,

б)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{k})} \rightarrow$ .

Объясните отношение алюминия, хрома и железа к концентрированной серной кислоте на холоду.

4. Каковы продукты взаимодействия металлов с концентрированной азотной кислотой? Какой ион является окислителем? Составьте уравнения реакций:

а)  $\text{Hg} + \text{HNO}_{3(\text{k})} \rightarrow$ ,

б)  $\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{k})} \rightarrow$ .

Какие металлы пассивирует концентрированная азотная кислота?

5. Какие вещества могут образоваться при действии разбавленной азотной кислоты на металлы? Составьте уравнения реакций:

а)  $\text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{p})} \rightarrow$ ,

б)  $\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{p})} \rightarrow$ ,

в)  $\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{p})} \rightarrow$ .

6. Приведите примеры металлов, взаимодействующих с водными растворами щелочей. Составьте уравнения реакций:

а)  $\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ,

б)  $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ .

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

### ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

#### Теоретическая часть

Химические процессы, сопровождающиеся появлением электрического тока или вызываемые подводенной извне электрической энергией, называются **электрохимическими**.

**Гальванический элемент** — это система, в которой химическая энергия окислительно-восстановительных процессов превращается в электрическую энергию, т.е. протекание химических процессов вызывает появление электрического тока.

Причиной возникновения и протекания электрического тока в гальваническом элементе является разность электродных потенциалов.

Как известно, кристалл любого металла можно представить как равновесную систему, состоящую из атомов, ионов и электронов (рис.1).

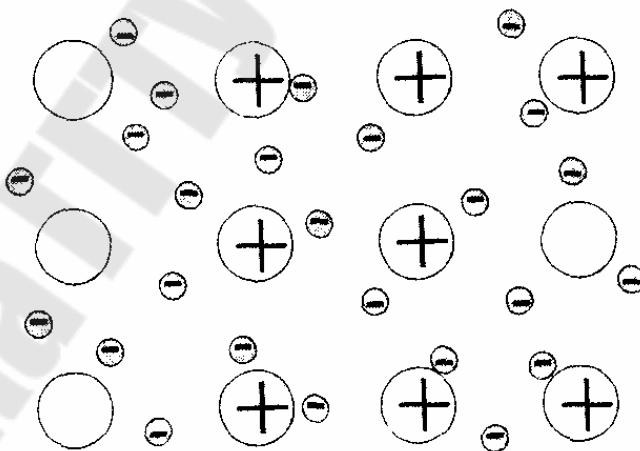


Рис. 1. Схема кристалла металла

Если металл привести в контакт с водой, то полярные молекулы воды вступят во взаимодействие с катионами поверхностного слоя металла. В результате катионы будут оторгнуты от кристаллической решетки металла и перейдут в раствор в гидратированном состоянии (рис. 2). В массе металла при этом будут оставаться электроны, которые создают в пограничном с жидкостью слое металла отрицательный электрический заряд.

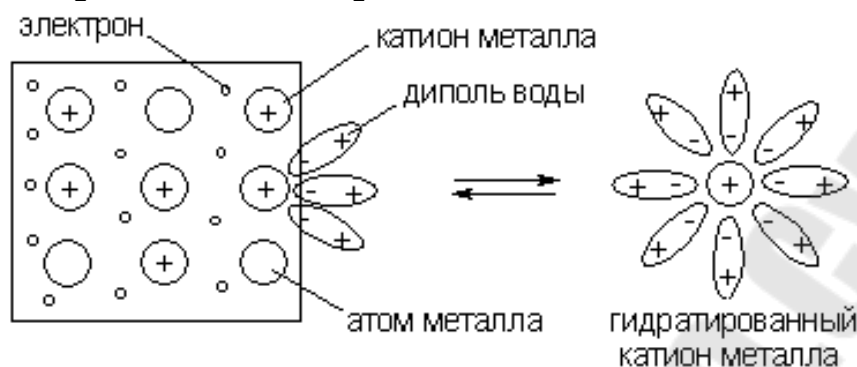
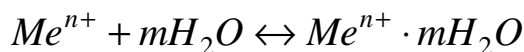


Рис. 2. Взаимодействие металла с водой

Перешедшие в раствор ионы  $Me^{n+}$  в непосредственной близости к его поверхности создают положительный электрический заряд. В результате образуется двойной электрический слой, имеющий диффузионное строение (рис. 3).

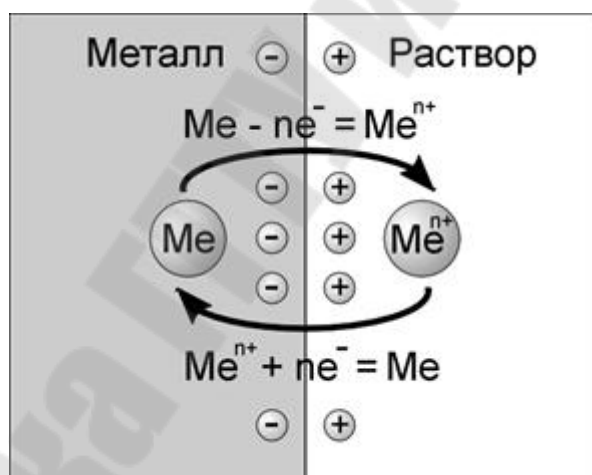


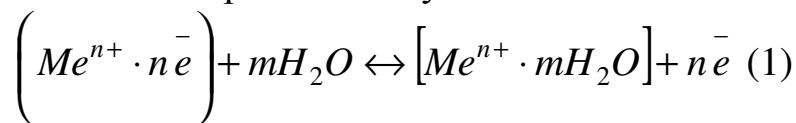
Рис. 3. Двойной электрический слой

Способность посылать ионы в раствор различна у различных металлов. Она зависит от количества энергии, необходимой для отрыва иона от кристаллической решетки металла, и количества энергии, выделяющейся при гидратации иона.

Отрицательные и положительные заряды на границе металл-жидкость обуславливают возникновение в пограничной области разности потенциалов, которую называют **электродным потенциалом металла**.

По мере перехода ионов в водную среду увеличивается отрицательный заряд металла и положительный заряд раствора, поэтому у

поверхности металла все чаще и чаще катионы металла притягиваются обратно на металлическую пластину. Быстро наступающее равновесие можно изобразить следующей схемой:



где  $\left( Me^{n+} \cdot n e^- \right)$  — атом металла в кристаллической решетке;

$[Me^{n+} \cdot mH_2O]$  — гидратированный ион металла в растворе;

$n$  — валентность металла.

Если погрузить металл не в воду, а в раствор его соли, то активные металлы сохраняют способность посылать свои катионы в раствор, т.е. пластинка металла по-прежнему заряжается отрицательно. При погружении же малоактивного металла в раствор с большой концентрацией ионов этого металла часть этих ионов будет переходить из раствора в кристаллическую решетку металла, заряжая его положительно (рис.4).

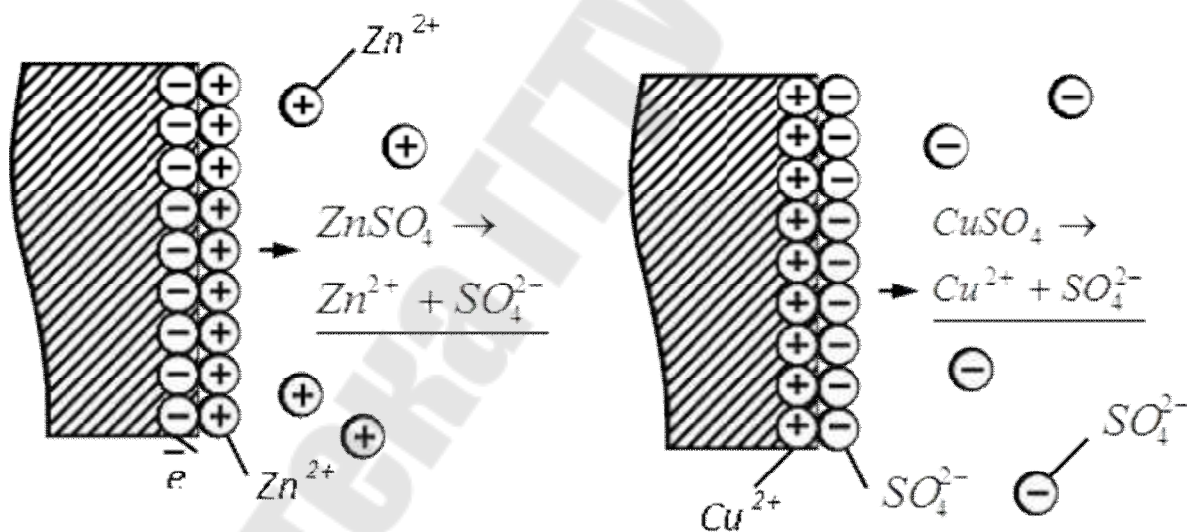


Рис.4. Взаимодействие металлов с растворами солей

В этом случае также на границе металл-раствор возникает двойной электрический слой, а значит, и определенная разность потенциалов.

Величина возникающего электродного потенциала зависит от свойств металла, концентрации ионов данного металла в растворе и от температуры. Однако, измерить абсолютные значения электродных потенциалов не удастся. Поэтому их измеряют, сравнивая с другим

таким же электродным потенциалом, величину которого условно принимают за нуль. В качестве электрода-эталоны обычно используют водородный электрод (рис. 5). Водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, покрытую рыхлым слоем мелкодробленой платины и опущенную в 2 н. раствор  $H_2SO_4$ , имеющий активную концентрацию ионов водорода  $[H^+]$  равную 1 моль/л. Через этот раствор под давлением 1 атм при температуре  $25^\circ C$  ( $298 K$ ) пропускают газообразный водород, который в большом количестве адсорбируется платиной, в результате чего металлическая поверхность уподобляется поверхности твердого водорода. Газообразный водород, растворяясь в платине, частично диссоциирует на атомы в результате каталитического процесса, и в поверхностном слое устанавливается равновесие  $H_2 \leftrightarrow 2H$ .

В свою очередь, на границе электрод-раствор существует равновесие  $H \leftrightarrow H^+ + e^-$ . Катионы водорода переходят в раствор, а сам электрод заряжается отрицательно.

Возникающую при равновесии разность потенциалов между стандартным водородным электродом и раствором  $H_2SO_4$  называют потенциалом стандартного водородного электрода  $E_{H_2/2H^+}^0$  и условно принимают за нуль.

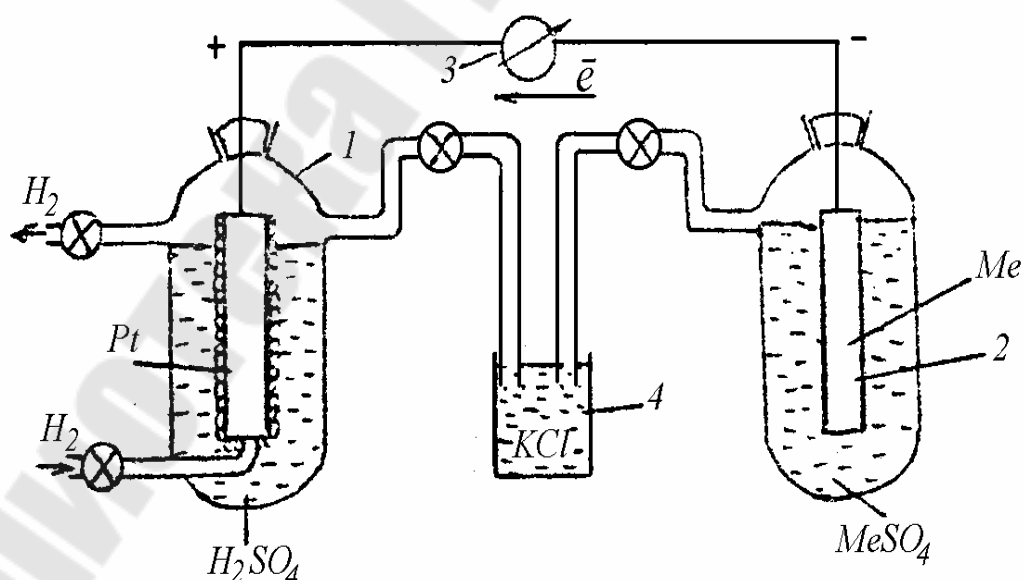


Рис. 5. Схема гальванического элемента для измерения стандартного электродного потенциала металла

- 1 — стандартный водородный электрод,
- 2 — изучаемый металл,
- 3 — гальванометр,
- 4 — электролитический мостик

Для измерения электродных потенциалов составляют гальванический элемент, в котором одним электродом является взятый металл, опущенный в раствор его соли с концентрацией катионов  $[Me^{n+}] = 1$  моль/л, а другим электродом — стандартный водородный электрод. Разность потенциалов между этим металлом и стандартным водородным электродом называется **стандартным потенциалом металла** ( $E_{Me/Me^{n+}}^0$ ).

Располагая металлы в порядке возрастания их  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , получают электрохимический ряд напряжений металлов (см. приложение).

Ряд напряжений металлов характеризует химические свойства металлов.

1. Чем меньшую алгебраическую величину  $E_{Me/Me^{n+}}^0$  имеет металл, тем он химически активнее, т.е. тем легче окисляется и труднее восстанавливается из своих ионов.

2. Каждый металл этого ряда, не разлагающий воду, способен вытеснить из растворов солей те металлы, которые стоят после него в ряду напряжений, т.е. имеют большую алгебраическую величину  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ .

3. Водород может быть вытеснен из растворов кислот (кроме  $HNO_3$ ) только теми металлами, которые имеют отрицательные значения  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , т.е. стоят до него в ряду напряжений.

Электродный потенциал металла, погруженного в раствор его соли с концентрацией катионов  $[Me^{n+}]$ , не равной 1 моль/л, вычисляют по **уравнению Нернста**:

$$E_{Me/Me^{n+}} = E_{Me/Me^{n+}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg [Me^{n+} \cdot mH_2O], \quad (2)$$

где  $[Me^{n+} \cdot mH_2O]$  — равновесная концентрация катионов металла в растворе;

$n$  — число электронов, участвующих в процессе.

### Пример

Определить электродный потенциал цинковой пластины, погруженной в 0,001 М раствор  $ZnSO_4$ . Стандартный электродный потенциал цинка равен -0,76 В.

$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,76 + \frac{0,059}{2} (-3) = -0,848 (В)$$

Гальванический элемент образуют обычно два различных металла, погруженные в растворы их солей и отделенные друг от друга пористой перегородкой. Возникновение электрического тока в нем обусловлено разностью электродных потенциалов этих металлов. Рассмотрим принцип работы медно-цинкового гальванического элемента (рис.6).

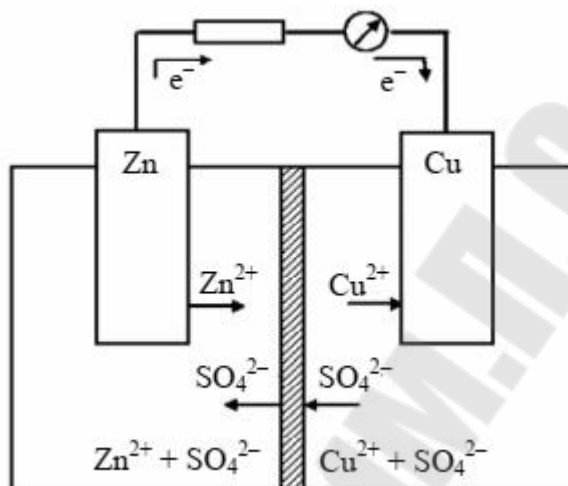
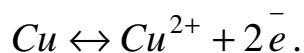
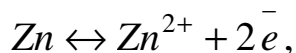
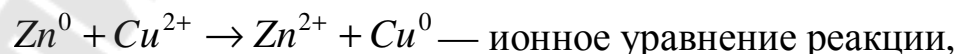


Рис. 6. Схема медно-цинкового гальванического элемента

Состояние равновесия для электродов выражается уравнениями:



Способность растворяться у цинка больше, чем у меди, поэтому и концентрация избыточных электронов на цинковом электроде будет больше. Если соединить электроды внешним проводником, то электроны с цинковой пластинки будут переходить на медную. Этот переход электронов нарушит равновесие (1) и новые ионы цинка перейдут в раствор, а на медном электроде будут восстанавливаться ионы меди из раствора ее соли:



$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$  — молекулярное уравнение реакции в гальваническом элементе.

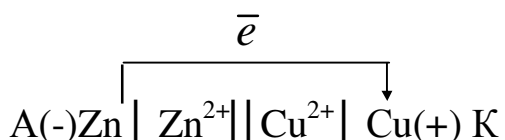


Однако, если сосуды с растворами не соединены, то в растворе  $ZnSO_4$ , будут накапливаться катионы  $Zn^{2+}$ , а в растворе  $CuSO_4$  анионы  $SO_4^{2-}$ , что препятствует дальнейшему протеканию процесса (явление концентрационной поляризации). Во избежание этого оба раствора соединяют трубкой, заполненной раствором электролита, либо разделяют пористой перегородкой, способной пропускать ионы.

Электрод, на котором протекает процесс окисления (в данном случае цинк), называют **анодом** и обозначают буквой А. Он является источником электронов, поступающих во внешнюю цепь (для внешней цепи цинк является катодом).

Электрод, на котором происходит восстановление, называется **катодом** (К). В рассматриваемом элементе катодом является медный электрод (для внешней цепи медь — анод).

Гальванический элемент изображается схемой, например:



где одна черта обозначает границу раздела между электродом и раствором, две черты — границу между растворами, в скобках — знаки полюсов, причем анод записывается слева, а катод — справа.

ЭДС (E) любого гальванического элемента равна разности электродных потенциалов составляющих его металлов. ЭДС всегда положительная величина. При ее вычислении из потенциала катода вычитают потенциал анода, т.е. из более положительного потенциала вычитают менее положительный.

Например, ЭДС (E) медно-цинкового элемента, в котором эти металлы погружены в одномолярные растворы их солей, равна разности между стандартными потенциалами меди (катода) и цинка (анода), т.е.

$$E = E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Zn/Zn}^{2+} = +0,34 - (-0,76) = 1,10(B)$$

Очевидно, что чем дальше расположены друг от друга в ряду напряжений два данных металла, тем большую ЭДС будет иметь составленный из них гальванический элемент.

Если электроды погружены в растворы их солей, концентрации которых отличаются от 1 моль/л, ЭДС такого элемента вычисляют как разность потенциалов катода и анода, рассчитанных по формуле Нернста (2).

### Пример

Определить ЭДС гальванического элемента, составленного из цинка, опущенного в 0,01 М раствор  $ZnSO_4$ , и серебра, погруженного в 0,001 М раствор  $AgNO_3$ .

### Решение

1. Определяют по уравнению Нернста потенциалы цинкового и серебряного электродов:

$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,819B(\text{анод});$$

$$E_{Ag/Ag^+} = +0,80 + \frac{0,059}{1} \lg 10^{-3} = 0,623B(\text{катод}).$$

2. Вычисляют ЭДС гальванического элемента:

$$E = E_{Ag/Ag^+}^0 - E_{Zn/Zn^{2+}}^0 = 0,623 - (-0,819) = 1,442B.$$

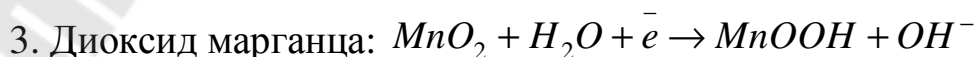
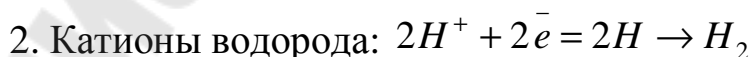
Величины ЭДС работающих гальванических элементов обычно меньше, чем рассчитанные, вследствие торможения протекающих электродных процессов. Торможение анодного процесса приводит к тому, что на аноде накапливаются ионы металла и потенциал анода становится менее отрицательным. Торможение катодного процесса вызывает накопление электронов и потенциал катода становится менее положительным.

Изменение потенциалов электродов при работе гальванического элемента называется **поляризацией**.

Наибольшее значение имеет торможение катодного процесса или катодная поляризация.

Процесс восстановления окислителя на катоде снимает с него избыточные электроны и тем самым уменьшает поляризацию. Этот процесс называется **катодной деполяризацией**. Окислители, принимающие электроны на катоде, являются **катодными деполяризаторами**.

Наиболее распространенными деполяризаторами являются:



### Экспериментальная часть

**Цель работы:**

1. Ознакомьтесь с рядом напряжений металлов и выводами, вытекающими из него.

2. Ознакомьтесь с работой гальванического элемента и процессами, протекающими на электродах.

### Опыт № 1

#### *Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами*

В три пробирки налейте по 2-3 мл 10%-ного раствора серной кислоты. В одну поместите кусочек меди, во вторую — цинка, а в третью — магния. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций и дайте им объяснения.

### Опыт № 2

#### *Взаимодействие металлов с растворами солей*

В три пары пробирок налейте по 2-3 мл 0,5 н. растворов солей цинка, железа (II) и меди (II).

а) В пробирки с растворами солей железа и меди поместите по 1-2 гранулы цинка. Что происходит с поверхностью цинка? Напишите уравнения реакций.

б) В пробирки с растворами солей меди и цинка поместите очищенные железные опилки. Из каких растворов солей железо вытесняет металл? Напишите уравнения реакций.

в) В пробирки с растворами солей железа и цинка поместите медные стружки. Наблюдается ли вытеснение медью железа и цинка из растворов их солей?

Результаты наблюдений занесите в таблицу 1: поставьте в таблице +, если катион вытесняется из раствора и -, если реакция не происходит.

Таблица 1

#### Форма записей результатов наблюдений

Соли \ Металлы	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
Цинк	—		
Железо		—	
Медь			—

### Опыт № 3

#### *Гальванический элемент с деполяризатором-катионом металла*

Соберите прибор, изображенный на рис.7.

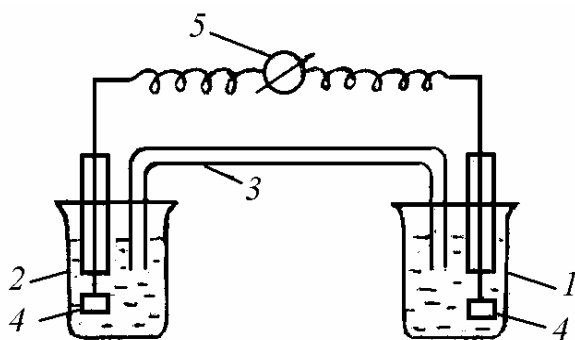


Рис. 7. Гальванический элемент:

1, 2 – стаканы; 3 – электролитический мостик; 4 – электроды; 5 - гальванометр

Один из батарейных стаканов наполните на  $2/3$  объема 1 М раствором сульфата меди и опустите в него медную пластинку, а второй 1 М раствором сульфата цинка и опустите в него цинковую пластинку. Стаканы соедините электролитическим мостиком, заполненным раствором хлорида калия в агар-агаре. Обе пластинки соедините проводником с гальванометром. Наблюдайте отклонение стрелки гальванометра. Составьте схему гальванического элемента, укажите процессы, происходящие на электродах при его работе.

### Контрольные вопросы

1. Объясните механизм образования двойного электрического слоя на границе металл-жидкость.
2. Что называется электродным потенциалом металла?
3. Назначение и устройство водородного электрода.
4. Что называется стандартным электродным потенциалом?
5. Ряд напряжений металлов и выводы из него.
6. Объясните устройство и принцип действия гальванического элемента.
7. Какой металл будет отрицательным и какой положительным полюсом гальванического элемента, состоящего из никелевого и серебряного электродов, погруженных в растворы их солей?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

### ЭЛЕКТРОЛИЗ

#### Теоретическая часть

Окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита, называется **электролизом**.

При электролизе используют два вида электродов:

1) Инертные электроды, т.е. нерастворимые, неактивные — электролиз протекает на их поверхности (уголь, графит, Pt, Au, Ag.);

2) Активные электроды, сами принимают участие в процессе электролиза (растворяются, расходуются при электролизе). Обычно растворимым бывает анод. В качестве активных электродов могут быть металлы неактивные и средней активности. Металлы высокой активности (Li...Al) не могут использоваться в качестве активных электродов.

Подключим к инертным электродам электролитической ванны, заполненной водным раствором  $\text{CuCl}_2$ , источник постоянного электрического тока (рис.1).

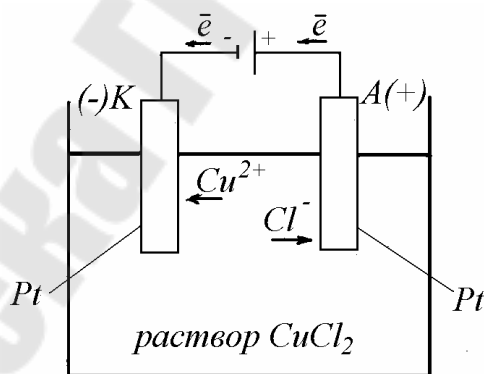


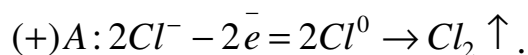
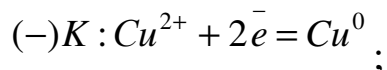
Рис. 1. Схема электролиза

Этот источник тока можно рассматривать как «насос», «перекачивающий» электроны с анода (+) на катод (-). Появление избытка электронов на катоде и их недостаток на аноде вызывает упорядоченное движение ионов в растворе электролита:

а) положительно заряженные ионы-катионы ( $\text{Cu}^{2+}$ ) перемещаются к катоду;

б) отрицательно заряженные ионы-анионы ( $Cl^-$ ) перемещаются к аноду.

Это завершается восстановительным процессом на катоде и окислительным на аноде:

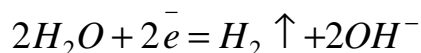


Характер этих процессов определяется, в основном, природой электролита и электродов.

**Так, на катоде могут протекать следующие процессы:**

а) восстановление катионов из электролита до нейтральных атомов:  
 $Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0$  ;

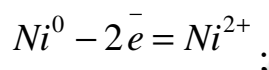
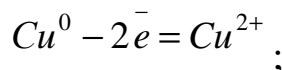
б) восстановление молекул воды:



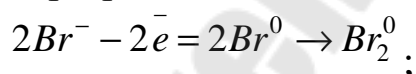
Восстанавливаются в первую очередь катионы, имеющие большую алгебраическую величину электродного потенциала, т.е. менее активные. Играет роль также концентрация ионов в растворе (чем она больше, тем легче катионы восстанавливаются).

**На аноде могут протекать следующие процессы:**

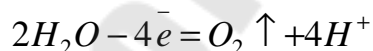
а) растворение (окисление) металла анода. В этом случае электрод называют растворимым:



б) разряд (окисление) анионов электролита:



в) окисление молекул воды:



Легче всего окисляются анионы, имеющие меньшую алгебраическую величину электродного потенциала.

**Электролиз растворов электролитов с нерастворимыми электродами**

Особенностью электролиза растворов является наличие в них наряду с ионами электролита молекул воды, которые участвуют в процессах, протекающих на электродах.

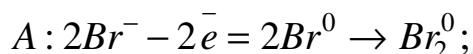
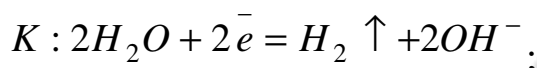
В зависимости от величины электродного потенциала металла и природы солеобразующей кислоты электролиз водных растворов солей металлов протекает по-разному. Необходимо руководствоваться следующими правилами:

1. Из анионов электролитов в первую очередь разряжаются анионы бескислородных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и т.д., кроме  $\text{F}^-$ ), т. к. приобретенные ими электроны удерживаются слабее, чем собственные электроны кислорода в молекулах воды.

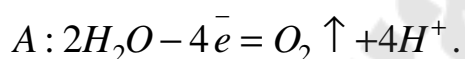
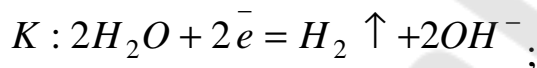
2. Анионы кислородосодержащих кислот ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и т.д.) в присутствии воды не разряжаются: электроны в них связаны прочнее, чем в молекулах воды, которые и разряжаются в первую очередь.

3. Катионы металлов высокой активности, имеющих небольшую (-3,02...-1,66 В) величину электродного потенциала («активные металлы»), в частности, Li...Al, на катоде не восстанавливаются, т.к. катодный потенциал разряда их больше, чем воды, которая и восстанавливается в первую очередь. Например, электролиз растворов KBr и  $\text{NaNO}_3$  протекает по схемам:

KBr:

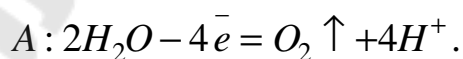
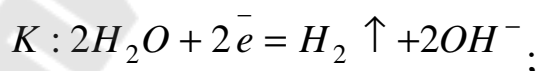
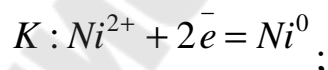


$\text{NaNO}_3$ :



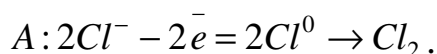
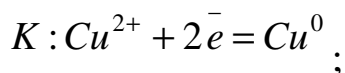
4. Катионы металлов средней активности, расположенных в ряду напряжений после алюминия до водорода (Mn...Pb), восстанавливаются наравне с молекулами воды (вследствие перенапряжения водород как бы смещается в ряду напряжений в область более отрицательных значений электродных потенциалов).

Например, электролиз раствора  $\text{NiSO}_4$  протекает по схеме:



5. Катионы неактивных металлов, имеющих положительные значения электродных потенциалов (Cu...Au), восстанавливаются в первую очередь, т.к. имеют меньший, чем у воды, катодный потенциал разряда.

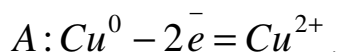
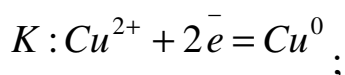
Например, электролиз раствора  $\text{CuCl}_2$  протекает по схеме:



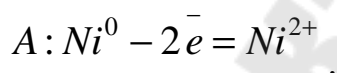
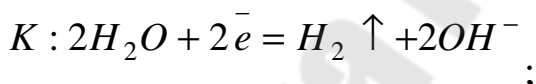
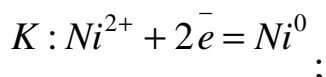
#### **Электролиз растворов электролитов с растворимым анодом**

В этом случае источником электронов, поступающих во внешнюю цепь, служит не анионы электролита (как при электролизе с нерастворимыми электродами), а металл анода, который «отдает» электроны источнику постоянного тока, а сам в виде катионов переходит в раствор.

Например, электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$  с медным анодом протекает по схеме:



Т.е. металл с анода переносится на катод. Электролиз раствора  $\text{NiSO}_4$  с никелевым анодом протекает по схеме:



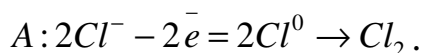
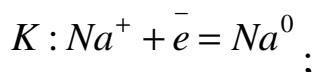
Электролиз растворов с растворимым анодом широко используется в технике (гальваностегия, рафинирование металлов, гальванопластика и др.).

#### **Электролиз расплавов**

Электрический ток, как известно, является наиболее мощным окислителем и восстановителем.

Катионы таких активных металлов, как щелочные, щелочно-земельные, алюминий, не способные восстанавливаться из водных растворов их соединений, в основном могут быть восстановлены из расплавов этих соединений (пироэлектрометаллургический способ получения металлов). Например, при электролизе расплава  $\text{NaCl}$  протекают следующие процессы:





Так, свободный фтор, анионы которого химическим путем окислить невозможно, получают электролизом расплавов фторидов металлов.

Если электролизу подвергается расплав, содержащий катионы различных металлов, последовательность их восстановления определяется величиной электродных потенциалов этих металлов; в первую очередь восстанавливаются катионы металла, обладающего большим значением электродного потенциала.

### Количественные законы электролиза

Связь между массой выделившегося при электролизе вещества и количеством прошедшего через электролит электричества определяется двумя законами Фарадея.

1. Массы веществ, выделившихся на электродах при электролизе, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через электролит, и не зависят от других факторов.

$$m = K_{\text{Э}} \cdot Q = K_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau ,$$

где  $K_{\text{Э}}$  — электрохимический эквивалент, равный массе вещества, выделившегося при прохождении 1 кулона электричества;

$I, \tau$  — соответственно сила тока (А) и время (с).

Для выделения 1 эквивалентной массы любого вещества необходимо затратить 96500 Кл. Эту величину называют числом Фарадея ( $F$ ).

Следовательно,  $K_{\text{Э}} = \frac{m_{\text{Э}}}{F}$ , и масса выделившегося вещества будет равной:

$$m = \frac{m_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau}{96500} ,$$

где  $m$  — масса вещества, выделившегося на электроде, г;

$m_{\text{Э}}$  — эквивалентная масса вещества, выделившегося на электроде, г/моль.

2. Одинаковые количества электричества выделяют при электролизе на электродах эквивалентные массы различных веществ:

$$\frac{m_1}{m_{\text{Э}_1}} = \frac{m_2}{m_{\text{Э}_2}} = \dots = \frac{m_n}{m_{\text{Э}_n}}.$$

Если на электродах выделяются газообразные вещества, то объем выделившегося газа:

$$V_0 = \frac{V_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau}{96500},$$

где  $V_{\text{Э}}$  – эквивалентный объем газа, л/моль.

Показателем эффективности использования электроэнергии при электролизе является выход по току ( $\eta$ ):

$$\eta = \frac{m_{\text{ф}}}{m} \cdot 100\% = \frac{m_{\text{ф}} \cdot 96500}{m_{\text{Э}} \cdot I \cdot \tau} \cdot 100\%,$$

где  $m_{\text{ф}}$  — фактически выделившаяся масса вещества, г;

$m$  — теоретически возможная выделившаяся масса вещества, г.

### Экспериментальная часть

**Цель работы:** ознакомиться с основными процессами электролиза с нерастворимыми и растворимыми электродами.

#### Опыт № 1

#### Электролиз водного раствора NaCl с нерастворимыми электродами

Опыт проводят на установке, схема которой показана на рис. 2.

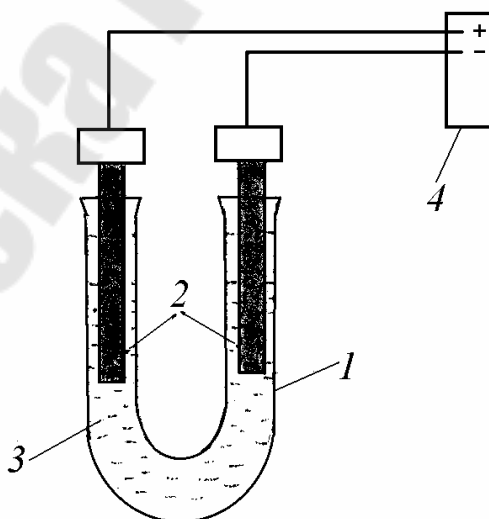


Рис. 2. Схема установки для электролиза:

1 — электролизер (U-образная трубка); 2 — графитовые электроды; 3 — раствор электролита; 4 — выпрямитель тока

В электролизер налейте до половины раствор NaCl, добавьте в анодное и катодное пространства по 2-3 капли индикатора (фенолфталеина). Вставьте в оба колена трубки графитовые электроды и присоедините их к выпрямителю. После этого включите выпрямитель в сеть и пропускайте ток в течение 5 минут. Отметьте изменение окраски в обоих коленах электролизера. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе водного раствора NaCl. Что выделится на катоде и аноде? Объясните изменение окраски индикатора в катодном и анодном пространствах электролизера.

### **Опыт № 2**

#### ***Электролиз водного раствора соли двухвалентной меди с нерастворимыми электродами***

Заполните электролизер водным раствором CuSO<sub>4</sub>. В оба колена электролизера опустите графитовые электроды и пропускайте постоянный ток в течение 8-10 минут. Наблюдайте появление на катоде налета меди. Что при этом выделяется на аноде? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Омедненный катод оставьте для проведения опыта № 3.

### **Опыт № 3**

#### ***Электролиз раствора сульфата меди с растворимым (медным) анодом***

Присоедините графитовый электрод к отрицательному полюсу выпрямителя. Этот электрод является катодом. В качестве анода используйте омедненный угольный электрод предыдущего опыта. Присоедините его к положительному полюсу выпрямителя. Пропускайте ток в течение 8-10 минут. Что при этом наблюдается? Какие процессы протекают у анода и катода? Напишите уравнения реакций.

### **Контрольные вопросы**

1. Что называется электролизом?
2. Сформулируйте 3 правила катодного восстановления и 2 правила анодного окисления электролиза с нерастворимыми электродами.
3. В чем отличие процессов электролиза с нерастворимыми и растворимыми электродами?

4. Составьте схемы электролиза с нерастворимыми электродами водных растворов следующих солей:  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ .

5. В какой последовательности будут выделяться на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего ионы  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  и  $\text{Cu}^{2+}$ ?

6. Сущность и применение электролиза расплавов солей активных металлов.

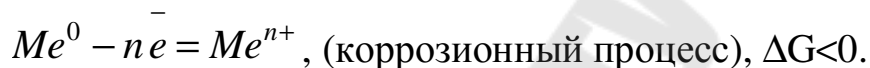
## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

### КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

#### Теоретическая часть

**Коррозией** называется химическое или электрохимическое разрушение металлов и сплавов в результате их взаимодействия с окружающей средой. Коррозионными процессами являются ржавление железа на воздухе, разрушение подводных и подземных металлических конструкций и коммуникаций, разъедание металлов кислотами и т.д.

Коррозия протекает самопроизвольно, т.к. энергия, затраченная на получение металлов из природных соединений, накапливается в них как свободная энергия Гиббса ( $\Delta G$ ). Свободная энергия Гиббса делает металлы химически активными веществами, переходящими в результате взаимодействия с окружающей средой в состояние положительно заряженных ионов:



В основе коррозионного разрушения металлов лежат сложные физико-химические процессы, протекающие на границе металла с внешней средой.

По характеру коррозионных разрушений металлов различают следующие виды коррозии: 1) равномерная, 2) пятнистая, 3) точечная, 4) межкристаллитная, 5) растрескивающая, 6) селективная (рис.1).

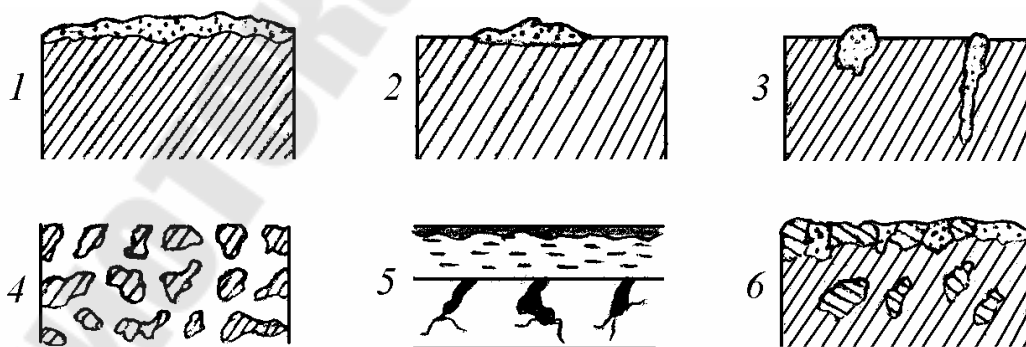


Рис.1. Виды коррозии

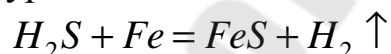
По механизму протекания различают два основных типа коррозии: 1) химическую, 2) электрохимическую.

### **Химическая коррозия**

Химическая коррозия протекает в средах, не проводящих электрический ток, и может быть газовой или жидкостной. Химическая газовая коррозия вызывается действием на металл сухих газов:  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$  и т.д. Она протекает на сухой поверхности металла и особенно интенсивно при повышенной температуре. Химической газовой коррозии подвергаются электронагревательные устройства, лопасти турбин, котельные установки, арматура топок, печей и т.д. Скорость коррозии зависит от температуры и состава газовой среды, состояния поверхности металла (пыльная и шероховатая поверхность разрушается интенсивнее) и др. Например, газовая коррозия углеродистой стали при 300-600 °С сопровождается образованием пористого слоя окалина, состоящей из оксидов  $FeO$ ,  $Fe_2O_3$  и  $Fe_3O_4$ , которая не препятствует дальнейшему протеканию коррозии. В этом случае возможно протекание реакции обезуглероживания стали:

$Fe_3C + O_2 = 3Fe + CO_2 \uparrow$ , что приводит к потере прочности. Химической газовой коррозии в меньшей степени подвергаются алюминий, титан и хром, т.к. на поверхности этих металлов имеются очень плотные и эластичные оксидные пленки. Разрушение этих пленок может быть вызвано действием агрессивных ионов с очень малым радиусом, например,  $Cl^-$ .

Химическая жидкостная коррозия металлов протекает в жидких неэлектролитах: бензоле, толуоле, четыреххлористом углероде, жидких топливах (мазут, керосин, бензин, нефть) и т.д. Коррозия в неэлектролитах сводится к химической реакции металла с активным компонентом. Известно, например, что в нефти и продуктах ее перегонки содержится до 5% серы и ее соединений, активно взаимодействующих с металлами. Так, при химической жидкостной коррозии стали коррозионное разрушение может быть вызвано сероводородом по уравнению:



### **Электрохимическая коррозия**

Электрохимическая коррозия металлов протекает в средах, проводящих электрический ток. Большинство коррозионных процессов носит электрохимический характер, например, коррозия металлов в атмосферных условиях, коррозия металлических конструкций, находящихся в земле, грунтовых водах, морской воде и т.д.

**Основные условия возникновения электрохимической коррозии:**

- 1) химическая неоднородность металла,
- 2) контакт различных металлов,
- 3) различный доступ кислорода к поверхности металла или сплава,
- 4) наличие неоднородных оксидных пленок, смазки и пыли на поверхности детали,
- 5) различные температуры, скорости движения электролита у поверхности металла.

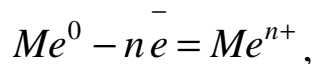
**Различают следующие виды электрохимической коррозии:**

- 1) гальванокоррозия;
- 2) электрокоррозия.

### **Гальванокоррозия**

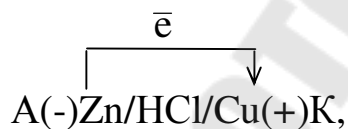
Гальванокоррозия возникает не только при контакте двух различных металлов в среде электролита (макрокоррозия), но и на различных участках одного и того же металла при наличии примесей (микрокоррозия). Согласно теории электрохимической коррозии, при соприкосновении двух металлов с раствором электролита или одного металла с примесями, на поверхности возникает макрогальванический элемент (макрогальванопара) или, соответственно множество микрогальванических элементов (микрогальванопар).

Металл или участки металла с более отрицательными значениями электродных потенциалов окажутся анодами и будут окисляться:

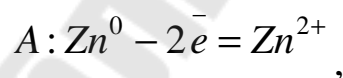


а на металлах (участках металла) с более положительными значениями электродных потенциалов, будет происходить восстановление окислителя из окружающей среды.

Рассмотрим механизм электрохимической коррозии на примере контактной коррозии, возникающей в результате соприкосновения цинка и меди в растворе HCl. При таком контакте возникает гальванический элемент (гальванопара):



в котором анодом является цинк, т.к. его стандартный электродный потенциал равен - 0,76 В, а Cu + 0,34 В. На аноде происходит процесс окисления:



и цинк растворяется. Катодом является медь. На катоде в кислой среде происходит процесс восстановления ионов водорода:

$K: 2H^+ + 2e^- = 2H \rightarrow H_2 \uparrow$  (коррозия с водородной деполяризацией).

В нейтральной и щелочной средах на катоде протекает процесс восстановления кислорода, растворенного в воде:

$K: O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^- \uparrow$  (коррозия с кислородной деполяризацией).

Коррозия с кислородной деполяризацией — самый распространенный случай коррозии (в грунте, в атмосфере, в нейтральных солевых средах и т.д.).

### **Электрокоррозия**

**Электрокоррозия** — это электрохимическая коррозия, возникающая под действием блуждающих токов. Источниками блуждающих токов могут быть все источники постоянного тока и все потребители (рельсовые пути трамвайных линий, силовые шины в электролизных цехах и т.д.) вследствие недостаточной их изоляции. Участки входа блуждающего тока в подземное сооружение (катоды) не разрушаются, на них происходит процесс восстановления растворенного в воде кислорода:

$K: O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^- \uparrow$

В местах выхода блуждающего тока (анодах) подземное сооружение разрушается:

$A: Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}$

### **Экспериментальная часть**

**Цель работы:** ознакомиться с процессами, происходящими при электрохимической коррозии.

#### **Опыт № 1**

##### **Образование микрогальванопар в кислой среде**

Поместите в пробирку кусочек гранулированного цинка и прилейте 3-5 мл 2 М серной кислоты. Обратите внимание на медленное выделение водорода. Прилейте в пробирку несколько капель 0,5 н. раствора сульфата меди. Что наблюдается? Составьте схему образующейся гальванопары и объясните наблюдаемые явления.

#### **Опыт № 2**

##### **Коррозия при контакте различных металлов**

Налейте в пробирку 5-6 мл 0,1 н. серной кислоты и опустите в нее медную проволоку. Что наблюдается? Выньте медную проволоку



из пробирки и поместите на ее место цинковую гранулу. Что наблюдаете? Через 2-3 минуты вновь опустите в пробирку медную проволоку таким образом, чтобы она соприкасалась с гранулой.

Объясните наблюдаемые явления и составьте схему образующейся гальванопары.

### Опыт № 3

#### *Коррозия железа в нейтральной среде при участии кислорода*

В плоскодонную колбу на 25-50 мл поместите обезжиренные ацетоном и промытые дистиллированной водой чугунные или стальные опилки и смочите их 3%-ным раствором хлорида натрия. Колбу закройте резиновой пробкой с изогнутой вниз стеклянной трубкой, свободный конец которой погрузите в стакан с дистиллированной водой (рис.2.)



Рис. 2. Схема установки

Через некоторое время отмечается подъем воды в трубке. Почему это происходит? Составьте уравнения происходящих коррозионных процессов. Чем данный процесс отличается от коррозии железа в кислой среде? Как в этом случае среда влияет на коррозию?

### Опыт № 4

#### *Коррозия стали*

Очистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой и осушите фильтровальной бумагой. Затем на пластинку нанесите одну каплю реактива, полученного при смешивании 5 мл 3%-ного раствора хлорида натрия, 0,5 мл 0,5 н. раствора гексацианоферрата калия  $K_3[Fe(CN)_6]$  и 2-3 капли 0,1%-ного раствора фенолфталеина. Наблюдайте появление синего окрашивания в центре капли и малинового окрашивания по ее окружности. Объясните наблюдаемые явления и составьте схему образующейся гальванопары.

### Контрольные вопросы

1. Что такое коррозия металлов? Какие виды коррозии Вы знаете?
2. Как будет протекать коррозия железа в кислой среде:

- а) частично покрытого медью;
  - б) частично покрытого цинком?
3. Какие процессы протекают на поверхности стального листа во влажном воздухе?
4. Какому виду коррозии подвергается стальная деталь с медными заклепками на воздухе?

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

## ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

### Теоретическая часть

Меры борьбы с коррозией — актуальная задача современной техники. Главное внимание в борьбе с наиболее распространенным видом коррозии — электрохимической — направлено на то, чтобы исключить возникновение макро- и микрогальванических пар.

Основными методами защиты металлов от коррозии являются:

#### 1. Защитные покрытия

Они, в свою очередь, подразделяются на три вида:

а) химические — это искусственно создаваемые пленки различного состава (оксидирование, фосфатирование, цементация, азотирование, цианирование и т.д.);

б) неметаллические — краски, лаки, эмали, покрытие полимерными материалами;

в) металлические — бывают анодные и катодные в зависимости от химической природы металлов.

Если покрытие осуществляют металлом, имеющим меньшее значение стандартного электродного потенциала  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , чем покрываемый металл, то покрытие называется **анодным** (например, оцинкованное железо). При нарушении целостности этого покрытия в присутствии электролита (атмосферная влага, кислоты, соли и т.д.) образуется гальванопара, в которой роль анода играет металл с меньшим значением  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , т.е. цинк. В результате покрытие будет разрушаться, а основной металл (железо) остается защищенным до тех пор, пока не будет разрушен весь защитный слой.

Если же металл покрытия имеет большее значение  $E_{Me/Me^{n+}}^0$ , чем основной металл (т.е. более активный металл покрывают менее активным), то покрытие называют **катодным** (например, луженое железо). При нарушении целостности покрытия разрушается защищаемый металл (железо), а металл покрытия (олово) остается неизменным.

## **2. Воздействие на среду с целью снижения ее коррозионной активности**

Обработку коррозионной среды проводят, в основном, введением специальных веществ, замедляющих коррозию (ингибиторов). По характеру защитного действия ингибиторы подразделяются на анодные, катодные и органические. **Анодные ингибиторы** — это вещества, являющиеся окислителями (хроматы, дихроматы, нитриты). Они образуют на анодной поверхности металла или сплава пассивные оксидные пленки ( $\delta \sim 0,1$  мкм) и уменьшают скорость его растворения. К **катодным ингибиторам** относятся вещества, тормозящие отдельные стадии катодного процесса. Они либо снижают концентрацию кислорода в растворе (например,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), либо сокращают поверхность катодных участков (например,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,) за счет образования нерастворимых гидроксидов  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , которые, осаждаясь на поверхности металла, изолируют катодные участки.

**Органические ингибиторы** (альдегиды, аминсоединения и т.д.) адсорбируются на катодных и анодных участках металла, тем самым изолируя их активную поверхность.

## **3. Изменение состава или структуры металла**

С одной стороны, применение чистых металлов предотвращает образование гальванических пар и замедляет коррозию. С другой стороны, легирующие добавки (Ni, Cr, Ti, V и др.) могут существенно повысить коррозионную стойкость металлов. Например, сталь содержащая 0,12% C, 18% Cr, 10% Ni и до 1,5% Ti становится нержавеющей (сталь 12X18H10T).

## **4. Электрохимическая защита**

### **а) Протекторная защита (рис.1).**

К защищаемому сооружению присоединяют более активный в данной среде металл, который выполняет роль анодного протектора и испытывает разрушение, а защищаемый объект (катод) остается неизменным. Протектор периодически возобновляется. Этот метод применяют для защиты от коррозии лопастей турбин, подводных частей кораблей, химической аппаратуры и др.



Рис. 1. Схема протекторной защиты

б) Катодная электрозащита (рис.2).

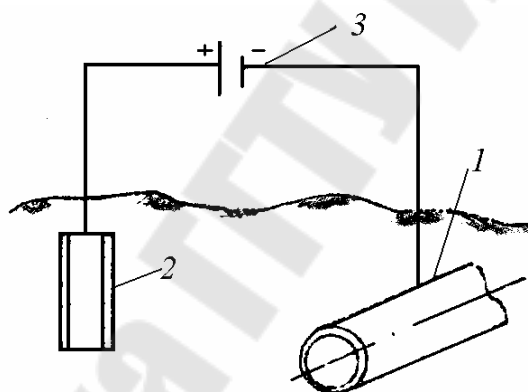


Рис. 2. Схема катодной электрозащиты:

1 — защищаемое сооружение, 2 — ненужный металл (анод), 3 — источник постоянного тока

Защищаемое металлическое сооружение присоединяют к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, а к положительному полюсу — кусок ненужного металла. Металл сооружения, получая электроны от внешнего источника, становится катодом и, следовательно, не разрушается. Разрушению подвергается кусок ненужного металла (анод), отдающий электроны внешнему источнику тока. Катодную электрозащиту обычно применяют для защиты со-

оружений из черных металлов, находящихся в нейтральных средах, содержащих кислород (подземные трубопроводы, опоры ЛЭП и др.).

в) Анодная электрозащита.

Защищаемый объект подключают к положительному полюсу источника постоянного тока, т.е. искусственно делают анодом. Растворение защищаемого металла сначала увеличивается, но затем при достижении определенного значения потенциала наступает пассивное состояние вследствие образования защитной оксидной пленки (если среда не содержит депассиваторов). Для поддержания в последующем пассивного состояния требуется незначительная плотность анодного тока.

### ***5. Создание рациональных конструкций***

Эффективным методом борьбы с коррозией является рациональное конструирование металлических сооружений, в которых до минимума сведены неблагоприятные в коррозионном отношении контакты металлов и воздействия иных вызывающих коррозию факторов (скопление грязи, влаги, неоднородной оксидной пленки на поверхности металла).

#### **Экспериментальная часть**

***Цель работы:*** ознакомиться с некоторыми способами защиты металлов от коррозии.

#### **Опыт № 1**

##### ***Анодное и катодное покрытия***

В два стакана емкостью 50 мл налейте по 10 мл 3%-ного раствора хлорида натрия и добавьте по 5-6 капель раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В один стакан опустите пластинку оцинкованного железа, а в другой — пластинку луженого железа, предварительно сделав на их поверхности в отдельных местах глубокие царапины. Что наблюдается? Какой образец быстрее подвергается коррозии?

Объясните результаты опыта, составьте схему действия образующихся коррозионных гальванических пар.

#### **Опыт № 2**

##### ***Протекторная защита***

В два стакана емкостью 50 мл налейте по 10 мл 0,2-0,4 н. раствора уксусной кислоты и добавьте по 5-6 капель KI. В один стакан поместите образцы цинка и свинца в контакте друг с другом, а в другой стакан — один свинец. Где быстрее появится золотисто-желтое окрашивание, обусловленное образованием иодида свинца? Объясни-

те результаты опыта. Составьте схему действия образующейся гальванопары.

### **Опыт № 3**

#### ***Катодная электрозащита***

Налейте в прибор для электролиза (см. лабораторную работу № 3) 3% раствор хлорида натрия и добавьте 8-10 капель раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Угольный электрод (анод) подключите к положительному полюсу источника постоянного тока. В качестве катода используйте стальной (нелегированный) стержень, который соедините с отрицательным полюсом источника. Пропускайте электрический ток. Для сравнения другой такой же образец опустите в стакан емкостью 200 мл, куда предварительно налейте 50 мл того же электролита и добавьте 5-6 капель раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Что наблюдается? Где быстрее развивается коррозия? Объясните результаты.

### **Опыт № 4**

#### ***Применение ингибиторов***

В три пробирки налейте по 5 мл 1н. раствора соляной кислоты. В одну из них поместите кусочек цинка, в другую — железные стружки, в третью — гранулу алюминия. Если реакция протекает медленно, пробирки подогрейте. Когда выделение водорода станет интенсивным, добавьте в каждую из пробирок немного уротропина. Какой наблюдается эффект? Во всех ли случаях уротропин является активным ингибитором?

### **Контрольные вопросы**

1. Какие существуют методы защиты от коррозии? Охарактеризуйте каждый из них.
2. Что такое анодное и катодное покрытие? Приведите примеры.
3. Что такое ингибиторы? В каких случаях их применяют?
4. Приведите примеры электрохимической защиты в промышленности.
5. В каком случае коррозия железа протекает интенсивнее:
  - а) луженого;
  - б) оцинкованного?Составьте схемы работы гальванопар.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Артеменко А.И. Справочное руководство по химии : Справ. пособие / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный . – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 2002. – 367с.
2. Бесчастнов А.Г. Общая химия: Учеб. пособие для вузов. – Мн.: Вышэйшая школа, 1977. – 464с.
3. Болтromeюк, В. В. Общая химия: учебник для вузов / В. В. Болтromeюк. – Минск: Вышэйшая школа, 2012. – 623, [1] с.
4. Воскресенский, П. И. Начала техники лабораторных работ / П. И. Воскресенский. – 2-е изд., испр. – Москва: Химия, 1971. – 224 с.
5. Глинка, Н. Л. Общая химия : [учебное пособие] / Н. Л. Глинка. – Москва: Кнорус, 2009. – 746 с.
6. Коровин Н. В. Общая химия: учебник для вузов. – 4-е изд., испр. и доп.. – Москва: Высшая школа, 2003. – 557с.
7. Лучинский Г. П. Курс химии: учебник. – Москва: Высшая школа, 1985. – 416с.
8. Романцева Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учебное пособие для вузов. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Высшая школа, 1991. – 288с.
9. Фролов В. В. Химия: учеб. пособие для студентов машиностроит. спец. вузов. – 3-е изд., перераб. и доп. – Москва: Высшая школа, 1986. – 542с.
10. Хомченко И. Г. Общая химия: учебник. – 2-е изд., испр. и доп. – Москва: Новая Волна, 2003. –462 с.



## ПРИЛОЖЕНИЕ

### Стандартные электродные потенциалы металлов

МЕТАЛЛ	ЭЛЕКТРОДНАЯ РЕАКЦИЯ	СТАНДАРТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ, В
Литий	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	— 3,02
Рубидий	$\text{Rb}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Rb}$	— 2,99
Калий	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	— 2,92
Барий	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	— 2,90
Стронций	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	— 2,89
Кальций	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	— 2,87
Натрий	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	— 2,71
Магний	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	— 2,37
Бериллий	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Be}$	— 1,85
Алюминий	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	— 1,66
Титан	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ti}$	— 1,63
Марганец	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	— 1,18
Цинк	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	— 0,76
Хром	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	— 0,74
Железо	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	— 0,44
Кадмий	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	— 0,40
Кобальт	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	— 0,28
Никель	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	— 0,25
Олово	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	— 0,14
Свинец	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	— 0,13
Водород	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
Висмут	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Bi}$	+0,22
Медь	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,34
Серебро	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,80
Палладий	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pd}$	+ 0,83
Ртуть	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+ 0,85
Платина	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+ 1,2
Золото	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+ 1,50

## СОДЕРЖАНИЕ

1. Введение.....	3
2. Лабораторная работа № 1 Отношение металлов к воде, кислотам и щелочам.....	4
3. Лабораторная работа № 2 Гальванические элементы .....	11
4. Лабораторная работа № 3 Электролиз.....	21
5. Лабораторная работа № 4 Коррозия металлов.....	29
6. Лабораторная работа № 5 Защита металлов от коррозии .....	35
7. Список литературы.....	40
8. Приложение.....	41

**Давыдова Ольга Владиславовна**

## **ХИМИЯ**

**Практикум  
по выполнению лабораторных работ  
для студентов технических специальностей  
заочной формы обучения**

Подписано к размещению в электронную библиотеку  
ГГТУ им. П. О. Сухого в качестве электронного  
учебно-методического документа 29.04.19.

Рег. № 74Е.

<http://www.gstu.by>