

**САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. Королева**

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АЭРОКОСМИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ имени академика С.П. Королева**

# **ЭЛЕКТРОЛИЗ**

# **ЭЛЕКТРОЛИЗ**

Методические указания к лабораторной  
работе по химии

**САМАРА 2002**

**САМАРА 2002**

Составители: *Н.А. Расщепкина, Г.А. Алемаскина,  
В.А. Векслина*

**УДК 54(075)**

**Электролиз:** Метод. указания к лаб. работе по химии / Самар. гос. аэрокосм. ун-т; Сост. *Н.А. Расщепкина, Г.А. Алемаскина, В.А. Векслина*. Самара, 2002. 16 с.

Включает основные понятия темы "Электролиз", указания по проведению лабораторной работы для студентов.

Предназначены для студентов 1-го курса всех специальностей дневного отделения. Подготовлены на кафедре "Химия".

Печатаются по решению редакционно-издательского совета Самарского государственного аэрокосмического университета имени академика С.П. Королева

Рецензент д-р техн. наук, проф. Н. Д. П р о н и ч е в

Ц е л ь р а б о т ы - изучение основ процесса электролиза и его применение для гальванических покрытий.

## **ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ЭКСПЕРИМЕНТА**

Если систему, состоящую из двух электродов и раствора электролита, включить в цепь постоянного электрического тока, то у электродов начинают протекать окислительно-восстановительные реакции.

Источник постоянного тока передает электроны от одного электрода (анода) к другому электроду (катоде). Поэтому анод имеет положительный заряд, а катод - отрицательный. Находящиеся в растворе электролита положительные ионы-катионы постепенно притягиваются к катоду, получают от него электроны и восстанавливаются. Отрицательно заряженные ионы-анионы притягиваются к аноду и отдают ему электроны, т.е. окисляются.

**Совокупность процессов, происходящих при прохождении электрического тока через расплав или через раствор электролита, называют э л е к т р о л и з о м.**

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую. На катоде происходит процесс присоединения электронов, т.е. восстановление, на аноде - процесс отдачи электронов, т.е. окисление.

Химические реакции, протекающие при электролизе, зависят от природы электролита, растворителя и материала электродов.

### ***Поляризация***

Потенциал электрода, через который проходит ток, отличается от потенциала электрода без тока.

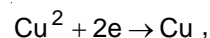
**Изменение потенциала электрода при прохождении тока называется поляризацией.**

Поляризация катодного процесса отрицательна, а анодного - положительна.

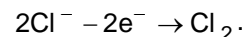
Чем же обусловлена поляризация?

Если опустить два инертных электрода, например угольных, в расплав хлорида меди  $\text{CuCl}_2$  и приложить к ним внешнее напряжение меньше 1В, то сначала ток проходит через электролит, затем ослабевает и совсем прекращается. Чем это объяснить?

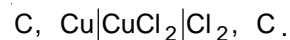
При наложении внешнего напряжения на катоде пойдет процесс восстановления:



а на аноде - процесс окисления:

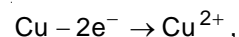


На катоде выделяется медь, а на аноде выделяется хлор. В результате изменяется материал электрода и его потенциал. Между двумя разными электродами, погруженными в электролит, возникает разность потенциалов, т.е. образуется гальванический элемент:

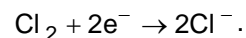


В данном гальваническом элементе согласно величинам электродных потенциалов медный электрод будет анодом, хлорный электрод - катодом ( $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{В}$ ;  $E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = +1,36\text{В}$ ).

На аноде будет протекать процесс окисления меди



на катоде - процесс восстановления хлора



Химические процессы, протекающие в гальваническом элементе, обратны процессам, протекающим при электролизе.

**Изменение потенциала электрода, обусловленное изменением материала электрода при прохождении тока, называется химической поляризацией.**

ЭДС гальванического элемента, направленная против ЭДС внешнего источника тока, носит название ЭДС поляризации. Ее величина вычисляется следующим образом:

$$\varepsilon = E_{p.a} - E_{p.k}, \quad (1)$$

где  $E_{p.a}$  и  $E_{p.k}$  - равновесные потенциалы катода и анода после выделения на них продуктов электролиза.

Величина поляризации в случае электролиза расплава хлорида меди может быть вычислена из величин стандартных потенциалов меди и хлора:

$$\varepsilon = E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} - E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 1,36 - 0,34 = 1,02\text{В}.$$

Электролиз идет только тогда, когда внешнее напряжение будет превышать ЭДС поляризации. Поэтому электролиз расплава хлорида меди протекает при внешнем напряжении, превышающем 1,02 В.

**Наименьшее напряжение, при котором возможен электролиз, называется напряжением разложения U:**

$$U = E_a - E_k, \quad (2)$$

где  $E_a$  - потенциал разряда анодного процесса,  $E_k$  - потенциал разряда катодного процесса.

**Потенциал разряда - минимальный потенциал, при повышении которого начинается устойчивое протекание электродного процесса данной природы.**

Особенностью электрохимических реакций служит влияние потенциала на их скорость. Любая электрохимическая реакция протекает минимум в три стадии: а) подвод реагентов к электроду; б) собственно электрохимическая реакция, которая может включать в себя и химические реакции; в) отвод продуктов реакции от электрода. Если все эти стадии протекают мгновенно, то потенциал электрода при прохождении тока равен равновесному (обратимому) потенциалу электродного процесса. Если все три стадии протекают с конечными скоростями, причем одна из них лимитирует всю реакцию, то и для ее ускорения необходимо изменение потенциала электрода, т.е. поляризация.

Следовательно, возникновение поляризации обусловлено замедленностью отдельных стадий электрохимического процесса. Соответственно в зависимости от характера замедленной стадии на электроде возникает или концентрационная, или электрохимическая поляризация, которую еще называют перенапряжением.

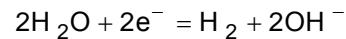
**Концентрационная поляризация  $\Delta E_{\text{конц}}$**  заключается в изменении потенциала электрода вследствие изменения концентрации окисленной и восстановленной форм вещества в процессе электролиза на границе электрод-электролит:

$$\Delta E_{\text{конц}} = E_{p. \text{установ}} - E_{p. \text{нач}}, \quad (3)$$

где  $E_{p. \text{установ}}$  и  $E_{p. \text{нач}}$  - равновесные потенциалы, соответствующие начальной и установившейся концентрации ионов в приэлектродном слое.

Концентрационная поляризация обычно имеет значительную величину в том случае, когда в результате электродного процесса концентрация веществ, определяющих потенциал, изменяется в приэлектродном слое на несколько порядков. Такое явление обычно можно наблюдать в тех случаях, когда равновесная концентрация этих веществ достаточно низкая, а их подвод к электроду протекает медленно.

Например, в случае восстановления молекул воды на катоде или окисления их на аноде ионами, определяющими потенциал, являются  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ , концентрация которых в нейтральной среде равна  $10^{-7}$  моль/л (рН=7). Тогда при катодном восстановлении молекул воды по реакции



среда в приэлектродном пространстве становится щелочной, а установившаяся концентрация ионов  $\text{H}^+$  равной  $10^{-14}$  моль/л (рН=14).

Применительно к электродному процессу водородного электрода уравнение Нернста для расчета равновесного потенциала ( $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}$ ) при 25°C можно написать так:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059\text{pH}. \quad (4)$$

Тогда концентрационная поляризация, рассчитываемая по уравнению (3), будет равна

$$\Delta E_{\text{конц}} = -0,059 \cdot 14 - (-0,059 \cdot 7) = -0,41 \text{ В}.$$

При анодном окислении молекул воды по реакции  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$  среда в приэлектродном пространстве становится кислой (рН=0), а концентрация потенциалопределяющих ионов  $\text{OH}^-$  изменяется от  $10^{-7}$  моль/л до  $10^{-14}$  моль/л. Следовательно, имеет место концентрационная поляризация.

Применительно к электродному процессу кислородного электрода уравнение Нернста для расчета равновесного потенциала

$$\left( E_{\text{O}_2 / \text{OH}^-} \right) \text{ при } 25^\circ\text{C} \text{ можно записать так:}$$

$$E_{\text{O}_2 / \text{OH}^-} = 1,23 - 0,059\text{pH}. \quad (5)$$

Тогда концентрационная поляризация вычисляется по уравнению (3):  $\Delta E_{\text{конц}} = 1,23 - 0,059 \cdot 0 - 1,23 + 0,059 \cdot 7 = +0,41 \text{ В}.$

**Перенапряжение  $\eta$  - это сдвиг потенциала от равновесного значения, обусловленный замедлением протекания стадии разряда - ионизации или собственно электрохимических стадий.**

Скорость электрохимических реакций, как и химических, может быть увеличена повышением температуры и применением катализатора.

Перенапряжение процессов катодного выделения и анодного растворения металлов, а также анодного окисления галогенов мало, и им обычно пренебрегают в ориентировочных расчетах. Перенапряжение выделения водорода на катоде и кислорода на аноде - величина довольно большая. Она зависит от материала электрода, состояния его поверхности, плотности тока. Так, перенапряжение выделения водорода на электроде - катализаторе из платины, покрытой платиновой чернью, равно 0 В, а на гладкой платине около - 0,09 В, на угольном электроде приблизительно -0,6 В.

### **Закон Фарадея**

Количественная характеристика процессов электролиза определяется законами, установленными Фарадеем.

Их можно выразить следующим уравнением (закон Фарадея):

$$m = \frac{M_{\text{э}} I t}{F}, \quad (6)$$

где  $m$  - масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде, г;

$M_{\text{э}}$  - масса моля эквивалентов вещества, г/моль;

$I$  - сила тока, А;

$t$  - время проведения электролиза, с;

$F$  - число Фарадея (96500 Кл/моль), т.е. количество электричества, необходимое для выделения одного моля эквивалентов вещества.

Практически выделившаяся на электроде масса вещества  $m_{\text{пр}}$  связана с теоретически вычисленной массой  $m$  соотношением

$$m_{\text{пр}} = m a / 100, \quad (7)$$

где  $a$  - выход по току данного вещества, %, который может быть меньше 100 % из-за параллельного протекания на электроде другого процесса.

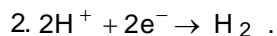
### **Последовательность электродных процессов на катоде**

На катоде протекают реакции восстановления окислителей, т.е. прием электронов окислителями, поэтому в первую очередь протекает тот процесс, которому соответствует больший потенциал разряда.

При электролизе водных растворов на катоде могут протекать следующие процессы:



Потенциал разряда процесса ( $E_k$ ) равен равновесному электродному потенциалу металла.

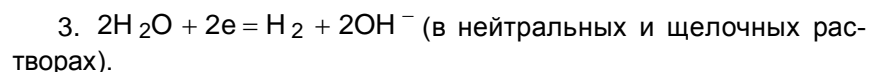


Процесс протекает в кислой среде. Потенциал разряда процесса ( $E_k$ ) вычисляется по уравнению

$$E_k = E_{H^+/H_2}^0 + \eta_{H_2}, \quad (8)$$

где  $E_{H^+/H_2}^0$  - стандартный электродный потенциал водородного электрода;

$\eta_{H_2}$  - перенапряжение процесса выделения водорода на электроде данной природы ( $\eta_{H_2} < 0$ ).



Потенциал разряда процесса ( $E_k$ ) можно представить следующим образом:

$$E_k = E_p + \Delta E_{конц} + \eta_{H_2}, \quad (9)$$

где  $E_p$  - равновесный потенциал водородного электрода, рассчитываемый по уравнению (4);

$\Delta E_{конц}$  - концентрационная поляризация;

$\eta_{H_2}$  - перенапряжение выделения водорода на электроде данной природы ( $\eta_{H_2} < 0$ ).

Для нейтральных растворов  $E_p = -0,059 \cdot 7 = -0,41$  В, а потенциал разряда процесса, рассчитываемый по уравнению (9):

$$E_k = -0,41 - 0,41 + \eta_{H_2} = -0,82 + \eta_{H_2}.$$

Экспериментально подтвердить, что на катоде выделяется

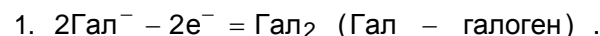
водород в соответствии с реакцией  $2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$  можно по щелочной реакции среды в приэлектродном пространстве. Так, малиновая окраска фенолфталеина, добавленного в катодное пространство, указывает на щелочную реакцию среды.

### **Последовательность электродных процессов на аноде**

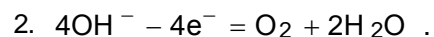
На аноде протекают реакции окисления восстановителей, т.е. отдача электронов восстановителями, поэтому в первую очередь протекает тот процесс, который характеризуется меньшим потенциалом разряда.

При рассмотрении анодных процессов следует иметь в виду, что материал, из которого сделан анод, в ходе электролиза может окисляться. В связи с этим различают электролиз с инертным, то есть нерастворимым, анодом и с растворимым анодом. Инертным называется анод, материал которого не окисляется в ходе электролиза, например, графит, уголь, платина.

При электролизе водных растворов на инертном аноде могут протекать следующие процессы:



Потенциал разряда процесса ( $E_a$ ) равен стандартному электродному потенциалу процесса окисления иона галогена.



Процесс протекает в щелочных растворах.

Потенциал разряда ( $E_a$ ) процесса вычисляются по уравнению

$$E_a = E_{O_2/OH^-}^0 + \eta_{O_2}, \quad (10)$$

где  $E_{O_2/OH^-}^0$  - стандартный электродный потенциал кислородного электрода;

$\eta_{O_2}$  - перенапряжение процесса выделения кислорода на электроде данной природы ( $\eta_{O_2} > 0$ ).

3.  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$  (из нейтральных и кислых растворов).

Потенциал разряда процесса ( $E_a$ ) можно представить следующим образом:

$$E_a = E_p + \Delta E_{\text{конц}} + \eta_{\text{O}_2}, \quad (11)$$

где  $E_p$  - равновесный потенциал кислородного электрода, рассчитанный по уравнению (5), для нейтральных растворов

$$E_p = 1,23 - 0,059 \cdot 7 = +0,82 \text{ В};$$

$\Delta E_{\text{конц}}$  - концентрационная поляризация;

$\eta_{\text{O}_2}$  - перенапряжение выделения кислорода на электроде данной природы ( $\eta_{\text{O}_2} > 0$ ).

Тогда по уравнению (11) рассчитываем потенциал разряда процесса окисления воды в нейтральном растворе:

$$E_a = 0,82 + 0,41 + \eta_{\text{O}_2} = 1,23 + \eta_{\text{O}_2}.$$

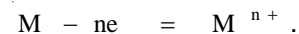
Экспериментально определить реакцию среды в приэлектродном пространстве и установить, какое вещество выделяется в электродном процессе, можно с помощью качественных реакций, например, с использованием лакмуса синего, йодокрахмальной бумаги, крахмала и др.

Красная окраска лакмуса синего, добавленного в анодное пространство, указывает на кислую реакцию среды и подтверждает, что выделяющийся в электродной реакции газ является кислородом. Синее окрашивание, которое дает йод с крахмалом, позволяет его обнаружить. При взаимодействии газообразных галогенов ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ) с влажной йодокрахмальной бумагой наблюдается ее синее окрашивание, которое дает с крахмалом образующийся из йодида калия йод.

Таким образом, с помощью йодокрахмальной бумаги можно обнаружить  $\text{Cl}_2$  и  $\text{Br}_2$ .

**В случае, когда анод сделан не из инертного материала, он будет растворим, если потенциал металла, из которого сделан анод, более отрицательный по сравнению с потенциалами находящихся в растворе анионов.**

Тогда анодный процесс записывается следующим образом:



Например, если анод сделан из серебра ( $E^\circ_{\text{Ag}^+ / \text{Ag}} = +0,80 \text{ В}$ ),

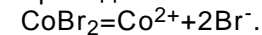
то на аноде протекает процесс  $\text{Ag} - \text{e}^- = \text{Ag}^+$ .

### **Разработка модели электролиза**

Рассмотрим электролиз одномолярного водного раствора бромиды кобальта с угольными электродами.

Исходя из природы электролита, растворителя и материала электродов, формулируем гипотезы или разрабатываем теоретическую модель электролиза данного раствора.

Бромид кобальта в водном растворе диссоциирует на ионы:



Угольные электроды являются инертными.

Запишем возможные катодные процессы:

$$1. \text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}, \quad E_{\text{к}}(1) = E^\circ_{\text{Co}^{2+} / \text{Co}} = -0,28 \text{ В}.$$

$$2. 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-, \quad E_{\text{к}}(2) = -0,82 + \eta_{\text{H}_2},$$

$\eta_{\text{H}_2} < 0$ .

Сравнивая  $E_{\text{к}}(1)$  и  $E_{\text{к}}(2)$  приходим к выводу, что будет протекать первый процесс, т.к. ему соответствует больший потенциал разряда.

Запишем возможные анодные процессы:

$$1. 2\text{Br}^- - 2\text{e}^- = \text{Br}_2, \quad E_{\text{а}}(1) = E^\circ_{\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-} = +1,07 \text{ В}.$$

$$2. 2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+, \quad E_{\text{а}}(2) = 1,23 + \eta_{\text{O}_2}.$$

Сравнение  $E_{\text{а}}(1)$  и  $E_{\text{а}}(2)$  не показывает, какой из возможных процессов имеет меньший потенциал разряда, т.к. точная величина перенапряжения выделения кислорода неизвестна, поэтому установить природу электродного процесса в этом случае можно только экспериментально, опираясь на наблюдения и качественные реакции.

Подбираем способы проверки выдвинутых гипотез.

Экспериментально выделение  $\text{Br}_2$  можно подтвердить по синему окрашиванию йодокрахмальной бумаги.

Образующийся йод ( $2\text{KJ} + \text{Br}_2 = 2\text{KBr} + \text{J}_2$ ) даст синее окрашивание с крахмалом.

Восстановление металла на катоде приведет к изменению состояния поверхности электрода.

Экспериментальная проверка гипотез показывает, что на катоде выделяется кобальт, а на аноде - бром, т.е. бромид кобальта разлагается.

Вычислим напряжение разложения и ЭДС поляризации  $\text{CoBr}_2$  по формуле

$$U = E_a - E_k = 1,07 - (-0,28) = 1,35 \text{ В.}$$

### Применение электролиза

Электролиз широко используется в различных областях промышленности. Практически нет ни одной отрасли техники, где бы он не применялся.

Электролизом растворов солей получают медь, цинк, кадмий, никель, кобальт, марганец и другие металлы. Метод электролиза используют для рафинирования (очистки) металлов: меди, золота, серебра, свинца, никеля, олова и других. При рафинировании анодом служит очищаемый металл. Для изменения размеров и формы, а также состояния поверхности металлических изделий используют электрохимические способы обработки, при которых производится электроокисление металлических изделий: электрохимическая размерная обработка, анодирование и другие. Электролизом расплавов соединений получают алюминий, бериллий, магний, натрий, кальций, а также сплавы некоторых металлов.

### Гальванические покрытия

Металлические покрытия, нанесенные электролитическим методом, называются **г а л ь в а н и ч е с к и м и**.

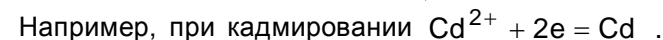
Наиболее распространенными видами гальванических покрытий являются: цинковые, кадмиевые, медные, никелевые, хромовые, оловянные и серебряные. Нанесение гальванических покрытий на поверхность деталей производится в гальванических ваннах методом электролиза. Обязательным компонентом электролита является соединение, дающее при диссоциации ион металла покрытия. Чаще всего таким соединением является растворимая соль наносимого металла.

Часто в электролит вводятся и другие компоненты. Для повышения электропроводности в электролит никелирования добавляются соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Mg}_2\text{SO}_4$ , в электролит меднения - кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Для улучшения растворимости анодов в электролит никелирования добавляется соль  $\text{NaCl}$ , в электролит меднения  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Как правило, все эти компоненты непосредственно в электрохимической реакции на катоде и аноде не участвуют.

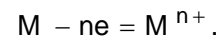
При покрытии деталь подключается к отрицательному полюсу источника постоянного тока.

Катодный процесс в простейшем случае можно представить следующим образом:

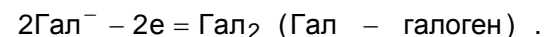


Если потенциалы выделения металла и водорода близки по величине, то могут идти оба процесса. На катоде выделяются и металл, и водород. Если потенциал выделения металла значительно положительнее потенциала выделения водорода, то выделяется в основном только металл.

В качестве анода при гальванических покрытиях берут металл покрытия, если он растворим в данных условиях. Если же он нерастворим, то берут инертный анод. При растворимых анодах анодный процесс протекает по реакции



При нерастворимых анодах



## УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

### Опыт 1. Электролиз водного раствора электролита с угольными электродами

Разработать теоретическую модель электролиза водного раствора электролита, предложенного преподавателем.

В U-образную трубку налить раствор соли, вставить в оба колена трубки электроды и присоединить их к источнику постоянного тока. Пропускать ток в течение 10-15 минут. По показаниям амперметра выпрямителя определить силу тока в цепи. Нарисовать схему установки. Отметить наблюдаемые внешние эффекты при электролизе. Провести качественные реакции. Что выделяется на катоде? Что выделяется на аноде? Отключить ток. Вынуть катод. Изменилась ли его поверхность? Записать свои наблюдения, действительные катодные и анодные процессы. Вычислить напряжение разложения и ЭДС поляризации. Рассчитать массу веществ (объем при н/у для газов), выделившихся на катоде и аноде, используя закон Фарадея. Если на катоде выделился металл, то вычислите, пользуясь законом Фарадея, в течение какого времени (ч) нужно пропускать ток через этот раствор с известной концентрацией, чтобы выделить из него весь металл. Объем раствора, находящегося в электролизёре, измерьте мерным цилиндром.

Какие металлы можно получить электролизом водных растворов их солей? Какие анионы нельзя окислить при электролизе водных растворов? Ответ обоснуйте, опираясь на полученные вами данные и результаты других студентов вашей группы.

### **Опыт 2. Электролиз водного раствора электролита с угольным катодом и медным анодом**

Разработать теоретическую модель электролиза водного раствора электролита, предложенного преподавателем.

В электролизер налить раствор, в качестве катода взять угольный стержень, в качестве анода взять медный стержень. Погрузить в раствор электроды и присоединить их к источнику постоянного тока. Пропускать ток в течение 10-15 мин. За это время нарисовать схему установки, снять показания величины силы тока.

Отметить наблюдаемые внешние эффекты. Отключить ток. Провести необходимые качественные реакции. Вынуть катод и анод. Изменилась ли их поверхность? Записать свои наблюдения. Что выделилось на катоде и почему? Написать действительные катодный и анодный процессы. Пользуясь законом Фарадея, вычислить массу анода, растворившегося за время электролиза.

### **Опыт 3. Электролиз соли никеля с угольным катодом и никелевым анодом**

Разработать теоретическую модель электролиза водного раствора электролита, предложенного преподавателем.

Налить в электролизер раствор, пропускать ток в течение нескольких минут.

Что выделяется на катоде? Что выделяется на аноде?

Написать уравнения катодного и анодного процессов. Отключить ток, вынуть электроды и поменять их местами. Пропускать ток в течение нескольких минут. Какой процесс происходит на аноде? Написать уравнение анодного процесса.

### **Опыт 4. Цинкование железа**

Разработать теоретическую модель получения цинкового гальванопокрытия на железе.

Измерить площадь поверхности железного образца, тщательно ее зачистить наждачной бумагой, сполоснуть дистиллированной водой и высушить фильтровальной бумагой. Погрузить его в раствор для цинкования, основными компонентами которого являются  $ZnSO_4$ ;  $H_2SO_4$  и  $H_2O$ .

В качестве второго электрода взять цинковую пластинку. Присоединить железный образец к <->, а цинковую пластинку к <+>. Измерить силу тока в цепи.

Через 10-15 минут выключить ток, вынуть электроды из раствора. Записать свои наблюдения. Вычислить толщину полученного покрытия, используя закон Фарадея. Плотность цинка  $7,14 \text{ г/см}^3$ . Выход по току 50%.

После изучения данной темы студентам следует знать:

1. Законы Фарадея. Выход по току.
2. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов.
3. Химическую, концентрационную и электрохимическую поляризацию.
4. ЭДС поляризации. Напряжение разложения. Потенциал разряда.
5. Последовательность электродных процессов.
6. Гальванопокрытия, анодную обработку металлов.



Студенты должны уметь:

1. Рассчитать равновесный потенциал окислительно-восстановительного процесса.
2. Рассчитать концентрационную поляризацию процессов восстановления водорода на катоде и выделения кислорода на аноде при электролизе воды.
3. Рассчитать ЭДС поляризации, напряжение разложения при электролизе, потенциал разряда процесса.
4. Рассчитать по закону Фарадея количество прошедшего электричества, или количество прореагировавшего на электроде вещества, или время, необходимое для проведения электролиза.
5. Разработать теоретическую модель электролиза любого электролита и проверить ее экспериментально.

#### **Задачи для самоконтроля**

1. Предложите и обоснуйте способы получения гальванических покрытий из меди, никеля, серебра, кобальта, кадмия, марганца.
2. Написать уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах при электролизе: а) расплава хлорида кальция; б) раствора хлорида кальция. Сколько времени необходимо вести электролиз при токе 1А, чтобы на катоде выделилось вещество массой 4 г (для случаев а и б)?
3. Предложите и обоснуйте способ электрохимического сверления отверстия в изделии из кобальта. Сколько времени необходимо для электрохимического сверления в изделии из кобальта отверстия площадью 1 см<sup>2</sup> и глубиной 0,1 см при токе 10А и выходе по току 70%? Плотность кобальта 8,9 г/см<sup>3</sup>.

Учебное издание

**ЭЛЕКТРОЛИЗ**

Составители: Расцепкина Наталья Афанасьевна  
Алемаскина Галина Алексеевна  
Векслина Валентина Алексеевна

Редактор Л. Я. Чегодаева  
Корректор Н. С. Куприянова  
Компьютерный набор и верстка О. А. Ананьев

Подписано в печать 28.02.2002 г. Формат 60S84 1/16.  
Бумага офсетная. Печать офсетная.  
Усл.печ. л. 0,9. Усл. кр.-отт. 1,0. Уч.-изд. л. 1,0.  
Тираж 200 экз. Заказ . Арт. С-29/2002 г.

Самарский государственный аэрокосмический  
университет им. академика С.П. Королева.  
443086 Самара, Московское шоссе, 34.

---

РИО Самарского государственного  
аэрокосмического университета  
443001 Самара, ул. Молодогвардейская, 151.