

Министерство образования Российской Федерации  
Владивостокский государственный университет  
экономики и сервиса

# ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Лабораторный практикум

Владивосток  
Издательство ВГУЭС  
2003

Лабораторный практикум по курсу химии предназначен для студентов первого курса инженерно-технических и инженерно-экономических специальностей 230101.02 СТ; 201500 БР; 201700 РБ; 071900 ИТ; 060800 ЭУ / Сост. Т.К. Михальченко. – Владивосток: Изд-во ВГУЭС, 2003. – 20 с.

ББК 24

© Издательство Владивостокского  
государственного университета  
экономики с сервиса, 2003

*Посвящается  
Валентине Ильиничне Шевченко,  
канд. хим. наук, доценту*

## ВВЕДЕНИЕ

Предлагаемый практикум по общей химии составлен на основе программ для студентов инженерно-технических (нехимических) специальностей высших учебных заведений.

По своему содержанию охватывает лишь часть лабораторного практикума объемом 10 часов и предназначается главным образом для студентов 1 курса инженерно-технических специальностей. Он посвящен в основном общим свойствам металлов, их поведению в растворах кислот, солей и оснований, а также некоторым вопросам электрохимических процессов: гальваническим элементам, электролизу и отдельным случаям электрохимической коррозии металлов.

К каждой лабораторной работе даются краткие теоретические сведения, описание опытов и контрольные вопросы.

Теоретическая часть должна фиксировать внимание студентов на том учебном материале, который имеет непосредственное отношение к изучаемой теме, и обеспечивает обязательный минимум сведений для осознанного выполнения лабораторной работы.

# Лабораторная работа

## ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.

Цель работы: изучить химические свойства металлов.

### 1. Реактивы и оборудование

1.1. Приборы: пробирки, спиртовки, держатели.

1.2. Кристаллические вещества: алюминий, цинк, свинец, железо, медь, олово.

1.3. Растворы: сульфат цинка 0,5н, хлорид алюминия 0,5н, сульфат меди 0,5н, хлорид железа (II) 0,5н, нитрат ртути 0,5н, нитрат серебра 0,5н, серная кислота концентрированная, соляная кислота концентрированная, азотная кислота концентрированная, серная кислота 2н, соляная кислота 2н, азотная кислота 2н, гидроксид натрия концентрированный.

### 2. Теоретическая часть

Основным химическим свойством металлов является способность их атомов отдавать свои валентные электроны и переходить в положительно заряженные ионы. Атомы типичных металлов никогда не принимают электроны, т.е. в окислительно-восстановительных реакциях выполняют только восстановительную функцию:

$Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$  (процесс окисления, сам металл – восстановитель).

Восстановительная способность у атомов различных металлов проявляется далеко не в одинаковой степени. Количественно она характеризуется величиной ионизационного потенциала (или энергией ионизации), т.е. энергией, необходимой для отрыва от атома одного первого валентного электрона. Чем меньше этот потенциал, тем сильнее выражены металлические свойства элемента.

Химическое поведение металлов в растворах электролитов может быть охарактеризовано положением того или иного металла в ряду напряжений.

Характер взаимодействия металлов с кислотами определяется как местоположением металла в ряду напряжений, так и концентрацией кислоты. В частности, при взаимодействии металла с азотной кислотой продуктами восстановления могут быть  $N^{+4}O_2$ ,  $N^{+3}_2O_3$ ,  $N^{+2}O$ ,  $N^{+1}_2O$ ,  $N^0_2$ ,  $N^{-3}H_3$ . Степень окисления азота в продуктах зависит от активности металла и от разбавления кислоты. Чем активнее металл и чем раз-

бавленнее кислота, тем степень окисления азота будет меньше. В случае с серной кислотой продуктами восстановления могут быть водород (разбавленная кислота),  $S^{+4}O_2$ ,  $S^0$ ,  $H_2S^{-2}$  (концентрированная кислота). Чем активнее металл, тем степень окисления серы будет меньше.

### 3. Экспериментальная часть

#### 3.1. Ряд напряжений

Установите сравнительную активность некоторых металлов на основании ряда реакций вытеснения металлов из их солей другими металлами. Результаты наблюдений занесите в табл. 1, ставя знак + там, где реакция имеет место, и минус – где процесс не идет.

Таблица. 1

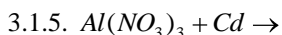
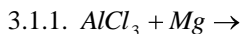
Результаты наблюдений за действием металлов на растворы солей

Металл	Ионы					
	$Zn^{2+}$	$Al^{3+}$	$Cu^{2+}$	$Fe^{2+}$	$Hg^{2+}$	$Aq^{4+}$
$Al^0$						
$Zn^0$						
$Pb^0$						
$Fe^0$						
$Cu^0$						

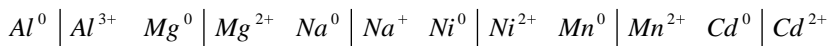
На основании данной таблицы по количеству знаков + составьте из предложенных металлов ряд активности (напряжений) металлов и сравните ваш ряд активности с рядом напряжений в учебнике. Напишите по одному уравнению реакции для каждого металла (на выбор) в молекулярном и ионном виде. Составьте электронные схемы процессов окисления-восстановления.

Для закрепления материала по данной теме выполните нижеследующие задания.

Какие из указанных ниже реакций возможны? Написать уравнения в молекулярном и ионном виде. Рассчитать ЭДС этих реакций, используя нижеприведенные значения электродных потенциалов. В каком случае идет процесс активнее?



$E^0 = -1,75$     $E^0 = -2,34$     $E^0 = -2,71$     $E^0 = -0,25$     $E^0 = -1,05$     $E^0 = -0,40$



$E^0 = -0,44$     $E^0 = +0,3$   
 $Fe^0 \mid Fe^{2+}$     $Cu^0 \mid Cu^{2+}$

### 3.2. Действие кислот на металлы

Возьмите следующие металлы: *Al, Zn, Fe, Cu, Sn* и с каждым из них проведите реакции взаимодействия с разбавленными и концентрированными кислотами:  $H_2SO_4, HNO_3, HCl$ .

Для этого в пробирку с 1–2мл. кислоты осторожно опускают металл. Там, где реакция не идет или идет медленно, пробирку осторожно нагрейте. Что наблюдаете?

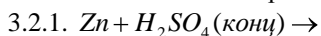
Результаты опытов занесите в табл. 2, отметив в соответствующей клетке характерные продукты восстановления. Там, где реакция не идет, поставьте в клетке минус.

Таблица.3.2

#### Результаты опытов по взаимодействию металлов с кислотами

Металл	$H_2SO_4$		$HNO_3$		$HCl$	
	Конц.	Разб.	Конц.	Разб.	Конц.	Разб.
Zn						
Fe						
Cu						
Al						
Sn						

Составьте ионно-электронные схемы проделанных реакций:



### 3.3. Действие щелочей на металлы

Возьмите следующие металлы: Al, Fe, Zn, Sn, Pb, Cu и с каждым из них проделайте реакцию с концентрированным раствором щелочи (едкий натр). Для этого в пробирку с 1–2 мл. щелочи осторожно опустите металл. Если реакция не идет, то слегка подогрейте. Установите, какие из предложенных металлов взаимодействуют со щелочами. Напишите уравнения реакций.

### 4. Контрольные вопросы

4.1. Охарактеризовать основные соединения металлов: оксиды, сульфиды, нитриды, гидроксиды, галиды.

4.2. Каковы взаимодействия металлов с кислотами и щелочами?

4.3. Что такое ионизационный потенциал? Что он характеризует? Как изменяются ионизационные потенциалы по группам и периодам? Какие элементы в периодической системе обладают низкими значениями ионизационных потенциалов?

4.4. Что такое ряд напряжений металлов? Его происхождение и выводы из него.

# Лабораторная работа

## ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Цель работы: ознакомиться с работой гальванических элементов, их устройством, измерением Э.Д.С., овладеть навыком расчета Э.Д.С. гальванического элемента.

### 1. Реактивы и оборудование

1.1. Приборы: детали для сборки гальванического элемента, микро-стаканчики, подставка для прибора, электролитный мостик, медная пластинка, цинковая пластина, никелевая пластинка, алюминиевая пластинка.

1.2. Реактивы: сульфат цинка 0,5М, 1М, 2М, сульфат меди 0,01М, 0,1М, 1М, сульфат никеля 1М, сульфат алюминия 1М, серная кислота 1М, агар-агар, насыщенный раствор КСl в смеси с агар-агаром.

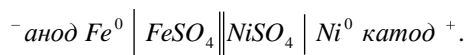
### 2. Теоретическая часть

Гальванические элементы – это прежде всего преобразователи химической энергии в электрическую. В них за счет окислительно-восстановительных реакций вырабатывается электрический ток. В простейшем случае гальванический элемент состоит из двух гальванических полуэлементов, соединенных в единую систему. Гальваническим полуэлементом называется система, состоящая из металла, погруженного в раствор своей соли. В гальваническом элементе различают внешнюю и внутреннюю цепи. Внешняя цепь – это проволока, соединяющая пластины металлов, по которой движутся электроны от минуса к плюсу. Внутренняя – это растворы электролитов, разделенные между собой пористой перегородкой или электролитным мостиком, который препятствует перемешиванию растворов, но пропускает ионы и молекулы растворителя. Иногда связь между электролитами осуществляется с помощью электролитного мостика. Необходимым условием работы любого гальванического элемента является наличие разности потенциалов его электродов, называемой электродвижущей силой гальванического элемента (Э.Д.С.). В гальваническом элементе анодом всегда служит электрод с более отрицательным или менее положительным значением электродного потенциала, катодом – электрод с менее отрицательным или более положительным значением электродного потенциала.

Если, например, из окислительно-восстановительных систем  $Fe^0 \mid Fe^{2+}$  и  $Ni^0 \mid Ni^{2+}$  составить электрическую цепь, т.е. железную и никелевую пластинки погрузить соответственно в растворы их солей



$FeSO_4$  и  $NiSO_4$ , соединив внешней цепью (проводкой), то получим гальванический элемент, который схематически изображается следующим образом:

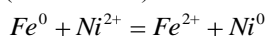


В данном примере анодом является железная пара,  $E^0_{Fe^0|Fe^{2+}} = -0,44$ в, катодом никелевая пара,  $E^0_{Ni^0|Ni^{2+}} = -0,25$ в. На аноде всегда идет процесс окисления, на катоде – процесс восстановления.

Процессы, происходящие на электродах в железно-никелевом гальваническом элементе:

На аноде  $Fe^0 - 2e = Fe^{2+}$  (окисление)  
(восстановитель)

на катоде  $Ni^{2+} + 2e = Ni^0$  (восстановление)  
(окислитель)



Э.Д.С. гальванического элемента рассчитывается как разность электродных потенциалов:

$$\text{Э.Д.С.} = E_{\text{окислителя}} - E_{\text{восстановителя}}$$

(катод)                                  (анод)

Электродный потенциал зависит не только от природы материала, но и от концентрации ионов металла в растворе. Это зависимость математически выражается уравнением Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} LgC,$$

где E – электродный потенциал;

$E^0$  – нормальный электродный потенциал (измеренный в стандартных условиях);

C – концентрация ионов металла в растворе моль/литр;

n – число электронов, которое теряет металл, превращаясь в ион.

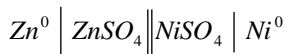
### 3. Экспериментальная часть

#### 3.1. Изготовление медно-цинкового гальванического элемента

В стакан налейте 1М раствора сульфата цинка ( $\frac{1}{2}$  его объема) и опустите в него цинковый электрод. В другой стакан налейте столько же раствора сульфата меди той же концентрации и опустите медный электрод. Соедините растворы обоих стаканов U-образной трубкой,

наполненной агар-агаром. Полюсы гальванического элемента присоедините к гальванометру. Что наблюдаете? Как можно объяснить возникновение электрического тока в цепи? Какой из полюсов заряжен отрицательно и почему? Вычислите Э.Д.О. гальванического элемента. Аналогичные опыты проделайте с гальваническими элементами, выра-

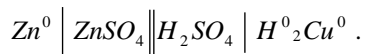
женными схемами:  $Al^0 \mid Al_2(SO_4)_3 \parallel CuSO_4 \mid Cu^0$



Вычислите Э.Д.С. данных гальванических элементов. Напишите процессы, протекающие на электродах, и суммарные уравнения окислительно-восстановительных реакций, за счет которых работают данные гальванические элементы.

### 3.2. Гальванический элемент с водородной деполяризацией

Для этого опыта соберите гальванический элемент, выраженный схемой:



В один стакан налейте (до  $\frac{1}{2}$  его объема) 1М раствор сульфата цинка, а в другой – такой же объем 1М раствора серной кислоты. Оба раствора соедините электролитным мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агаром. В стакан с раствором сульфата цинка поместите цинковую пластинку, а в другой – медную. Заметьте по гальванометру направление тока. Подсчитайте теоретическую величину Э.Д.С. элемента, имея в виду, что катодом является водородный электрод.

### 3.3. Влияние концентрации электролита на напряжение электрохимического элемента

В один стакан налейте 1М раствора сульфата меди, в другой – 1М раствора сульфата цинка. Оба раствора в стаканах соедините электролитным мостиком, заполненным агар-агаром. В стакан с раствором сульфата меди поместите медную пластинку, а в стакан с раствором сульфата цинка – цинковую. Замкните цепь и напишите, какое напряжение тока покажет гальванометр. Выразите процессы, протекающие на электродах. Составьте тот же гальванический элемент, используя 0,1М, 0,01М растворы сульфата меди. Что при этом наблюдаете? Запишите

показания гальванометра, сопоставляя с предыдущим показанием. Сделайте вывод о влиянии концентрации электролита на Э.Д.С. элемента.

### 3.4. Концентрационный гальванический элемент

Соберите гальванический элемент из цинковой пластинки, погруженной в 2М раствор сульфата цинка, и из цинковой пластинки, погруженной в 0,05М раствор сульфата цинка. Напишите уравнения химической реакции, идущей в элементе при его работе. Вычислите Э.Д.С. данного гальванического элемента.

## 4. Контрольные вопросы и задания

4.1. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, в другом – анодом. Написать уравнения процессов, протекающих на никелевом электроде во время работы элементов в первом и во втором случаях.

4.2. Дать схему гальванического элемента, составленного из магниевой и железной пластинок, опущенных в растворы их солей. Написать уравнения катодного и анодного процессов за время работы элементов и вычислить Э.Д.С. элементов при использовании 1М растворов солей.

4.3. Вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, составленного из цинковой и серебряной пластинок, опущенных соответственно в 1М растворы их солей.

4.4. Что называется концентрационным гальваническим элементом?

4.5. Определить Э.Д.С. гальванического элемента, состоящего из никелевого электрода, погруженного в 0,5М раствор сульфата никеля.

4.6. Что такое деполяризация?

4.7. Какие вещества являются катодными деполяризаторами?

# Лабораторная работа

## КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы: изучить процесс электрохимической коррозии металлов и ознакомиться с некоторыми методами борьбы с ней.

### 1. Реактивы и оборудование

1.1. Приборы: пробирки, наждачная бумага, фильтровальная бумага.

1.2. Кристаллические вещества: гвозди железные, алюминиевая проволока, оцинкованное железо, луженое железо, цинк, железо, алюминий, хлорид натрия кристаллический.

1.3. Растворы: сульфат меди 0,5н, нитрат ртути 0,5н, хлорид меди 0,5н, хлорид натрия 3%, гидроксид натрия 2н, серная кислота 2н, азотная кислота концентрированная, соляная кислота 1н, 0,3н, 0,02н, гексоцианоферрат (III) калия 0,5н, анилин, йодид калия 0,5н.

### 2. Теоретическая часть

Всякий процесс химического разрушения металла под действием окружающей среды называется коррозией. Различают два вида коррозии: химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия – это разрушение металла окислением его в окружающей среде без возникновения в системе электрического тока. К ней относится, например, газовая коррозия, коррозия в воздухе, когда металл подвергается воздействию различных газов ( $CO_2$ ,  $SO_2$  и др.). В этом случае на поверхности металла образуются соответствующие соединения: оксиды, сернистые соединения, основные соли угольной кислоты и др., которые не редко покрывают поверхность плотным слоем, защищающим металл от дальнейшего окисления этими же веществами.

Электрохимическая коррозия (наиболее распространенный вид коррозии) – это разрушение металла в среде электролита с возникновением в системе электрического тока. Возникновение последнего обусловлено образованием на поверхности корродирующего металла микророгоальванических элементов. Известно, что действие гальванического элемента сопровождается растворением анода и восстановительным процессом на катоде. Следовательно, при электрохимической коррозии на поверхности металла образуются некоторые участки, служащие анодом гальванического элемента и, таким образом, подвергающиеся разрушению. Причины возникновения электрохимической коррозии могут быть различными. К ним относятся, например, наличие в основном металле примесей другого, соприкосновение двух различных металлов, неоднородности на поверхности металла, дифференциальная аэрация и т.д., но обязательным условием этого типа коррозии является наличие в

системе электролита. Во всех случаях анодом является металл или участок его поверхности с более отрицательным электродным потенциалом. Например, если в электролите ( $HCl$ ) соприкасаются друг с другом железная и медная пластинки, то анодом служит железо ( $E^0 = -0,44в$ ), катодом – медь ( $E^0 = +0,34в$ ). Процесс на аноде выражается:  $Fe^0 - 2\bar{e} = Fe^{2+}$  (окисление), на катоде (на поверхности меди):  $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$  (восстановление). Если среда нейтральная (например  $H_2O$ ), то при том же анодном процессе, катодный – протекает следующим образом:  $2H_2O + O_2 + 4\bar{e} = 4OH^-$ , т.е. окислителем являются не ионы водорода, а молекулы кислорода, растворенного в воде.

## 2.1. Защита от коррозии

Разнообразные приемы защиты от коррозии разделяют на три основных вида: электрохимическая защита, нанесение покрытий и внесение в коррозионную среду веществ, замедляющих коррозию, ингибиторов. При электрохимической защите металл соединяют или с отрицательным полюсом внешнего источника тока (электрозащита), или с более электроотрицательным металлом (протектором). Принцип действия в обоих случаях одинаков: защищаемый металл получает электроны, становясь катодом по отношению к электролиту и, следовательно, не должен корродировать. Метод применим только в хорошо проводящей среде, но не в атмосферных условиях. Нанесение покрытий преследует цель: оградить поверхность металла от действия агрессивной среды. Покрытия могут быть как металлические (хромирование, никелирование, лужение), так и неметаллические (лаки, краски, эмали и т.д.). Вещества, вводимые в среду для замедления коррозии (ингибиторы), по своему химическому составу относятся к различным классам химических соединений, например, к альдегидам, аминопроизводным и др. Сильными замедлителями коррозии стали в воде являются хроматы, нитриты, нитраты, фосфаты щелочных металлов. Эти вещества получили название пассиваторов, их иногда называют также ингибиторами.

## 3. Экспериментальная часть

### 3.1. Определение относительной скорости коррозии железа при контакте с различными металлами

Возьмите 4 одинаковых железных гвоздя, один из них покройте медью, другой – ртутью. Для этого хорошо очистите их наждачной бумагой и опустите на 2–3 минуты в растворы солей меди и ртути. Гвозди выньте из растворов и ополосните водой.

К третьему гвоздю прикрепите кусочек цинковой пластинки (или возьмите такой же по величине кусочек оцинкованного железа). Четвертый – оставьте без изменения для контроля. Затем опустите все 4 гвоздя

в пробирки, содержащие приблизительно по 3 мл. 0,02н раствора соляной кислоты. Наблюдайте за скоростью растворения железа во всех пробирках. Через 5 минут выньте проволоки и добавьте к растворам по 2–3 капли реактива на присутствие ионов  $Fe^{2+} - K_3 [Fe(CN)_6]$ . Хорошо перемешайте и по интенсивности окраски сделайте вывод о количестве растворившегося железа и о влиянии металлов меди, ртути и цинка на скорость растворения железа. Составьте схемы действия образовавшихся гальванических пар.

### 3.2. Активаторы коррозии. Влияние на коррозию иона хлора

В две пробирки порознь налейте по 3 мл. раствора сульфата и хлорида меди ( $CuSO_4, CuCl_2$ ) и погрузите в них одинаковые кусочки алюминиевой фольги. Через некоторое время наблюдайте выделение на поверхности одной из пластинок слоя металлической меди. Отметьте, в какой? Затем в пробирку с раствором сульфата меди добавьте несколько кристалликов хлорида натрия и наблюдайте, какие произошли изменения. Дайте объяснения проделанным опытам.

### 3.3. Значение защитных пленок в процессе коррозии на примере алюминия

Две проволоки алюминия погрузите на минуту в раствор едкого натра, затем промойте водой и высушите между листами фильтровальной бумаги. Одну из очищенных проволок поместите на 1–2 минуты в пробирку с раствором нитрата ртути, другую оставьте для сравнения. Выньте проволоку, промойте водой и наблюдайте за изменением поверхности алюминия на воздухе. Составьте уравнение реакции взаимодействия алюминия с нитратом ртути. Сопоставьте с поверхностью другой проволоки. Какое вещество образуется на поверхности алюминия, обработанного в растворе нитрата ртути?

Обе проволоки одновременно погрузите в две пробирки с водой: происходит ли выделение газа (какого?) и в какой пробирке. Объясните наблюдаемые явления, напишите реакцию взаимодействия алюминия с водой в молекулярном и ионном виде.

### 3.4. Защитные свойства металлических покрытий

В две пробирки налейте по 3–4 мл. 0,3н раствора соляной кислоты и прибавьте по 2–3 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$  – реактива на ионы  $Fe^{2+}$ . Затем в одну пробирку опустите пластинку оцинкованного железа, в другую – луженого. В какой пробирке наблюдается более интенсивное окрашивание? Объясните процессы, протекающие в пробирках, составьте схему действующих гальванических элементов.

### 3.5. Протекторная защита

В стакан с разбавленной уксусной кислотой (0,2–0,4н), к которой прибавлено несколько капель раствора  $KJ$ , поместите цинковую и свинцовую пластинки в контакте друг с другом через электропровод. Другую пластинку свинца для сравнения опустите во вторую пробирку с тем же раствором. В каком сосуде скорее появится желтое окрашивание (образование  $PbJ_2$  желто-золотистого цвета)? Составьте схему действия гальванопары. Объясните результаты опыта.

### 3.6. Электрозащита

В небольшой стакан налейте 3%-й раствор хлорида натрия, добавьте к нему 2–3 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$  и опустите до половины две железные проволоки. Отметьте, что наблюдаете у поверхности обеих проволок? Затем присоедините обе проволоки к источнику постоянного тока (аккумулятор). Какие изменения наблюдаете в растворе у поверхности обеих проволок? Объясните результаты наблюдений.

### 3.7. Действие ингибиторов

Налейте в три пробирки по 2–3 мл. 1н раствора соляной кислоты. В одну из них поместите кусочек цинка, во вторую – кусочек железа, в третью – алюминия. Если в какой-либо из пробирок реакция протекает медленно, слегка нагрейте ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, прибавьте в каждую пробирку по 3–4 капли ингибитора анилина или уротропина. Какой наблюдается эффект? Во всех ли случаях анилин или уротропин является эффективным ингибитором?

### 3.8. Пассивирование металлов

Хорошо очистите наждаком два стальных гвоздя. Налейте в пробирку до 1/3 объема концентрированной азотной кислоты и поместите в нее гвозди на 2–3 минуты. Выньте щипцами гвоздь из пробирки, промойте его водой из под крана и опустите в стакан с разбавленной серной кислотой. Для сравнения в тот же стакан поместите второй гвоздь (непассивированный). На каком образце выделяется водород и почему?

## 4. Контрольные вопросы

- 4.1. Что такое коррозия? Какие виды коррозии вы знаете?
- 4.2. Как будет протекать в кислой среде коррозия железа:  
а) покрытого медью; б) покрытого марганцем? Ответ мотивируйте.
- 4.3. Какие существуют методы защиты металлов от коррозии?
- 4.4. Какие покрытия называются анодными, катодными?
- 4.5. В каком случае коррозия железа будет происходить быстрее: в случае луженого железа или оцинкованного? Приведите схему работы микрогальванопар.

## Лабораторная работа

### ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: провести электролиз ряда водных растворов солей, изучить влияние природы электролита и материала электродов на протекание процесса.

#### 1. Реактивы и оборудование

1.1. Оборудование: электролизер (U – образная трубка), электроды графитовые и медные, батарея, наждачная бумага.

1.2. Растворы: сульфат натрия, хлорид натрия, хлорид меди, йодид меди, йодид калия, серная кислота, хлорид титана.

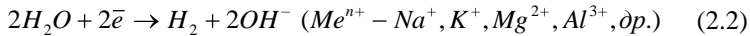
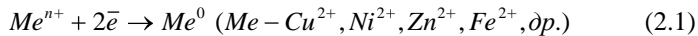
#### 2. Теоретическая часть

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

В процессе электролиза протекают электрохимические процессы, состоящие в обмене электронами между электродом и ионами (молекулами) раствора или расплава.

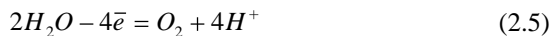
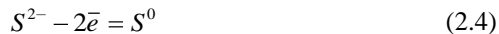
На катоде – отрицательном электроде – идут процессы восстановления.

Например:



На аноде – процессы окисления:

(Г – галогенид – ион)



На электродные процессы оказывают большое влияние природа электролита, его концентрация, материал электрода, плотность тока.

Разряд ионов металла на катоде определяется положением металла в ряду стандартных электродных потенциалов (т.е. значением стандартного электродного потенциала,  $E^0$ ).

Чем меньше (отрицательнее) величина потенциала, тем труднее ион разряжается. При электролизе водных растворов солей активных металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов до алюминия включительно, на катоде восстанавливается вода ( $E^0 = -0,83\text{В}$ ). При этом выделяется газ водород (процесс 2.2). При электролизе водных растворов солей цинка, железа, никеля восстанавливаются ионы соответствующих металлов (2.1).



При использовании инертных (нерастворимых) электродов (уголь, графит, платина) на аноде происходит окисление анионов, молекул раствора. Если анион соли бескислородный, то он разряжается на аноде (2.3, 2.4), если кислородосодержащий, то разряжается вода ( $E^0=+1,23\text{В}$ ) (2.5).

На активном растворимом аноде (медь, цинк, никель) происходит не разряд ионов, а растворение металла, т.е. переход ионов металла (анода) в раствор (2.6).

Схема окислительно-восстановительного процесса, протекающего при электролизе, получается суммированием схем анодного и катодного процессов.

Массу вещества, получаемого при электролизе, определяют по законам Фарадея.

### 3. Экспериментальная часть

#### 3.1. Опыты по электролизу проводят в полумикроэлектролизере

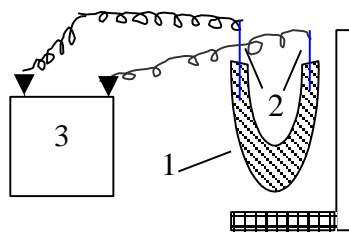


Рис. 2.1. Полумикроэлектролизер:

1. – U-образная трубка; 2. – Электроды; 3. – Батарея

Во всех опытах электролизер заполняют раствором электролита на 2/3 своего объема. Электролизер и электроды перед каждым опытом тщательно промывают дистиллированной водой. Пробки в электролизере вставляют не плотно.

#### 3.2. Электролиз водных растворов с нерастворимым анодом

##### 3.2.1. Электролиз раствора сульфата натрия

Заполните электролизер раствором сульфата натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи. Через некоторое время наблюдается появление малинового окрашивания у одного из электродов.

Объясните наблюдаемое явление. Составьте схемы электродных процессов.

##### 3.2.2. Электролиз раствора хлорида натрия

Заполните электролизер раствором хлорида натрия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи.

Через некоторое время наблюдается выделение газообразных веществ на аноде и катоде.

Составьте схему электролиза. Какие газы выделяются в процессе электролиза? У какого электрода наблюдается малиновое окрашивание? Почему?

### 3.2.3. Электролиз хлорида меди

Заполните электролизер раствором хлорида меди, опустите графитовые электроды, соедините их с полюсами батареи. Составьте схему электролиза. Какие продукты получаются на аноде и катоде?

### 3.2.4. Электролиз раствора йодида калия

Заполните электролизер раствором йодида калия, добавьте несколько капель фенолфталеина, опустите графитовые электроды, соедините их полюсами батареи.

Обратите внимание на изменение окраски у анода и катода. Составьте схемы электродных процессов.

### 3.2.5. Электролиз водного раствора хлорида титана

Заполните электролизер раствором соли титана (IV), опустите графитовые электроды, соедините их с источниками постоянного тока. Наблюдайте в одном колене электролизера окрашивание раствора в фиолетовый цвет характерный для иона  $Ti^{3+}$ .

Составьте схемы электродных процессов. Почему ионы Ti (IV) при электролизе не восстанавливаются до элементарного титана?

## 3.3. Электролиз раствора с растворимым анодом

### 3.3.1. Электролиз водного раствора серной кислоты с медным анодом

Заполните электролизер серной кислотой, опустите графитовый и медный электроды, присоедините их к полюсам батареи (медный к положительному полюсу).

Что наблюдаете? Какие процессы происходят на электродах? Составьте схемы электродных процессов. С какой целью в технике используется электролиз с растворимым анодом?

## 4. Контрольные вопросы.

4.1. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе смеси следующего состава:  $Fe^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$  при одинаковой молярной концентрации соответствующих солей в растворе?

4.2. Изменится ли количественное содержание каждой из указанных солей в растворе при электролизе водных растворов: а) NaCl и KBr; б)  $K_2CO_3$  и  $AlCl_3$ ; в)  $CuSO_4$  и  $AgNO_3$ ? Ответ обоснуйте.

4.3. Какие процессы протекают при электролизе водного раствора хлорида никеля: а) если анод никелевый; в) если анод угольный?

4.4. Какие продукты получаются при электролизе водных растворов: а)  $BaCl_2$ ; б)  $NaBr$ ; в)  $ZnSO_4$ ; г)  $Pb(NO_3)_2$ , если анод угольный?

4.5. Какое количество (в граммах) Ag, Cu, Zn выделится при электролизе соответствующих солей, если через раствор пропустить количество электричества в 1F?

## СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основная:

Коровин Н.В. Общая химия: Учебник. - 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высш. шк., 2000. - 558с.: ил.

Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для студ. вузов / Н.В.Коровин, Э.И.Мингулина, Н.Г.Рыжова; Под ред. Н.В.Коровина. - 3-е изд., испр. - М.: Высш. шк., 2001.- 255с.: ил.

Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М.: Дрофа, 2002. - 458 с.: ил.

Фролов В.И., Курохтина Т.М., Дымова З.Н. и др. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов /Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- 2-е изд., перераб. И доп. - М.: Дрофа, 2002. - 304 с.: ил.

Лучинский Г.П. Курс химии: Учебник для инженерно-технических (нехимических) вузов / Г.П.Лучинский. - М.: Высш. шк., 1985. - 416с.

### Дополнительная:

Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для студ. химико-технологических спец. вузов / Н.С.Ахметов. - 4-е изд., испр. - М.: Высш. шк.: Академия, 2001. - 743с. : ил.

Ахметов, Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учебное пособие / М.К.Азизова, Н.С.Ахметов, Л.И.Бадыгина. - 3-е изд., перераб. и доп. - М.: Высш. шк.: Академия, 1999. - 368с.: ил.

Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л.Глинка; Под ред. канд. хим. наук В.А. Рабинович. - 27-е изд., стереотип. - СПб.: Химия, 1988. - 704с.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Н.Л.Глинка; Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. - 26-е изд., стер. - Л.: Химия, 1988. - 272с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	1
Лабораторная работа Общие свойства металлов .....	4
Лабораторная работа Гальванические элементы .....	8
Лабораторная работа Коррозия металлов.....	12
Лабораторная работа Электролиз.....	16
Список рекомендуемой литературы .....	19

Учебное издание

# ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Лабораторный практикум

Составитель Михальченко Тамара Константиновна

Редактор Л.И. Александрова

Корректор Л.З. Анипко

Компьютерная верстка А.С. Головченко

Лицензия на издательскую деятельность ИД № 03816 от 22.01.2001

Подписано в печать 6.05.2003. Формат 60×84/16.  
Бумага типографская. Печать офсетная. Усл. печ. л. 1,16  
Уч.-изд. л. 1,3. Тираж 250 экз. Заказ

---

Издательство Владивостокского государственного  
университета экономики и сервиса  
690600, Владивосток, ул. Гоголя, 41  
Отпечатано в типографии ВГУЭС  
690600, Владивосток, ул. Державина, 57

