

Министерство образования и науки Российской Федерации
Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Методические указания к лабораторной работе

Составитель И. А. Куликова

Волгоград
ВолгГАСУ
2016



© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет», 2016

УДК 544.643.076.2(076.5)
ББК 24.573я73
Г171

Г171 **Гальванический** элемент [Электронный ресурс] : методические указания к лабораторной работе / М-во образования и науки Рос. Федерации, Волгогр. гос. архит.-строит. ун-т ; сост. И. А. Куликова. — Электронные текстовые и графические данные (0,3 Мбайт). — Волгоград : ВолгГАСУ, 2016. — Электронное издание сетевого распространения. — Систем. требования: PC 486 DX-33; Microsoft Windows XP; Internet Explorer 6.0; Adobe Reader 6.0. — Официальный сайт Волгоградского государственного архитектурно-строительного университета. Режим доступа: <http://www.vgasu.ru/publishing/on-line/> — Загл. с титул. экрана.

Рассматриваются гальванические элементы, устройство и принцип их работы. Изложена методика проведения лабораторных работ, представлены необходимые для расчетов формулы.

Для бакалавров направления «Строительство» профилей АД, АМиТ, ТГВ, ВиВ, ГСХ, ЭУН, ПСК, ПГС, направления «Информационные системы и технологии» профиля ИСТ, направления «Технологические машины и оборудование» профиля МНС, очной и заочной форм обучения. Для инженеров-строителей направления «Строительство уникальных зданий и сооружений» профиля СВБЗиС очной и заочной форм обучения.

УДК 544.643.076.2(076.5)
ББК 24.573я73

СОДЕРЖАНИЕ

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ.....	4
1. Механизм возникновения электродного потенциала.....	4
2. Факторы, от которых зависит величина электродного потенциала. Уравнение Нернста.....	6
3. Устройство водородного электрода.....	7
4. Измерение стандартных потенциалов металлов.....	8
5. Ряд напряжений металлов.....	9
6. Устройство и принцип работы гальванического элемента.....	10
7. Концентрационные гальванические элементы.....	13
8. Поляризационные явления в гальванических элементах.....	13
ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ.....	15
КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ.....	16
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ.....	17

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Электрохимия — наука, которая изучает химические процессы, проходящие под действием электрического тока, а также процессы, в результате которых энергия химических реакций преобразуется в электрическую энергию. Примером таких процессов являются электролиз, электрофорез, работа аккумуляторов, гальванических элементов и др.

Одним из наиболее перспективных способов получения электроэнергии является электрохимический способ преобразования химической энергии, который осуществляется в химических источниках тока (ХИТ).

ХИТ как источники электрической энергии имеют ряд несомненных преимуществ: они обладают высоким КПД преобразования энергии (до 90 %), не имеют подвижных, подверженных износу частей, бесшумны в работе, малочувствительны к вибрации и изменению температуры, экологически безвредны, полностью автономны.

К ХИТ относят гальванические элементы, аккумуляторы и топливные элементы.



ГАЛЬВАНИ (Galvani), Луиджи 9 сентября 1737 г. — 4 декабря 1798 г.

Итальянский анатом и физиолог Луиджи Гальвани, один из основателей учения об электричестве, основоположник электрофизиологии, родился в Болонье. В 1759 г. окончил Болонский университет, в котором изучал сначала богословие, а затем медицину, физиологию и анатомию; в 1762 г. получил степень доктора медицины. Преподавал медицину в Болонском университете, откуда незадолго до смерти был уволен за то, что отказался принести присягу Цизальпинской республике, основанной в 1797 г. Наполеоном Бонапартом.

Первые работы Гальвани посвящены сравнительной анатомии. В 1771 г. он начал опыты по животному электричеству: открыл и исследовал феномен сокращения мышц препарированной лягушки под влиянием электрического тока; наблюдал сокращение мышц при соединении их металлом с нервами или спинным мозгом, обратил внимание на то, что мышца сокращается при одновременном прикосновении к ней двух разных металлов. Гальвани объяснил эти явления существованием «животного электричества», благодаря которому мышцы заряжаются подобно лейденской банке. Результаты наблюдений и теорию «животного электричества» он изложил в 1791 в работе «Трактат о силах электричества при мышечном движении» («De Viribus Electricitatis in Motu Musculari Commentarius»). Новыми опытами (опубликованы в 1797) Гальвани доказал, что мышца лягушки сокращается и без прикосновения к ней металла – в результате непосредственного её соединения с нервом. Исследования Гальвани имели значение для медицинской практики и разработки методов физиологического эксперимента.

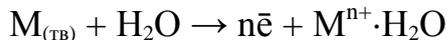
Опыты Гальвани, получившие правильную трактовку в работах А. Вольты, способствовали также изобретению нового источника тока – гальванического элемента. Сами явления, открытые Гальвани, долгое время в учебниках и научных статьях назывались «гальванизмом». Электрофизиология, отцом которой можно считать Гальвани, сейчас занимает важное место в науке и практике.

1. Механизм возникновения электродного потенциала

При погружении металла в водный раствор его соли между металлической фазой и раствором будет происходить процесс обмена (рис. 1).

1. Кристаллическая решетка металла состоит из положительно заряженных ионов — катионов и свободных валентных электронов. В отсутствие водного раствора выход катионов из металла маловероятен, т.к. это сопряжено со значительными затратами энергии. При погружении металла в раствор его соли полярные молекулы воды, взаимодействуя с катионами металличе-

ской решетки на ее поверхности, облегчают переход катионов из металла в раствор. Катионы в металлической решетке существенно отличаются от гидратированных катионов этого же металла в растворе:



$M^{n+} \cdot H_2O$ — гидратированный катион металла.

Процесс перехода ионов в раствор (ионизация) приводит к нарушению первоначальной электронейтральности металла и раствора: металл заряжается отрицательно, а слой электролита около него — положительно.

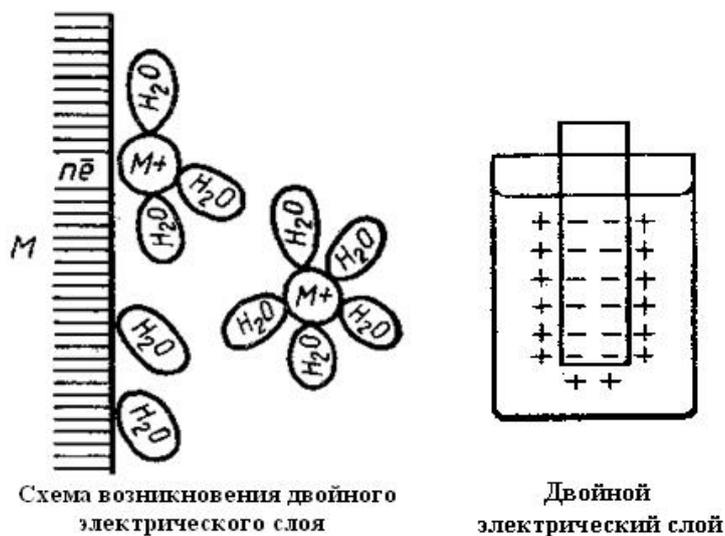
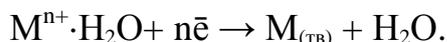


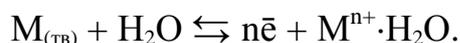
Рис. 1. Возникновение двойного электрического слоя на границе металл — раствор

2. Параллельно с процессом ионизации в раствор всегда возможен обратный процесс (осаждение) — переход катионов с потерей гидратной оболочки на поверхность металла:



По мере перехода катионов из металла в раствор возрастает отрицательный заряд металла и положительный заряд слоя электролита возле него. Выход положительно заряженных ионов с отрицательно заряженной поверхности электрода затрудняется под действием электростатических сил притяжения, они способствуют обратному процессу: переходу катионов с потерей гидратной оболочки из раствора обратно в металл.

Когда скорости ионизации и осаждения сравниваются, процесс обмена достигнет состояния равновесия:



Процесс обмена приводит к образованию на границе металл-раствор двойного электрического слоя, т.е. к разделению электрических зарядов.

Таким образом, *при погружении металла в раствор, содержащий ионы этого же металла, на поверхности раздела фаз образуется двойной электрический слой и возникает определенный скачок потенциала, который принято называть электродным потенциалом.*

2. Факторы, от которых зависит величина электродного потенциала. Уравнение Нернста

Как отмечалось выше, знак и величина потенциала зависит от положения равновесия между металлом и раствором. Электродный потенциал зависит от следующих основных факторов:

От природы металла. Чем большей химической активностью обладает данный металл, т. е. чем легче он растворяется, тем в большей степени равновесие смещено вправо, тем отрицательнее потенциал.

От концентрации ионов металла в растворе. Переход ионов металла в раствор происходит тем интенсивнее, чем меньше концентрация катионов в растворе. Наоборот, с увеличением концентрации раствора равновесие смещается влево и потенциал становится более положительным.

От температуры. С повышением температуры потенциал становится более положительным, т. е. равновесие смещается влево. Чтобы понять причины этого эффекта, необходимо учесть, что переход ионов в раствор связан с гидратацией, а гидратация — процесс экзотермический (действие принципа Ле-Шателье).

Зависимость величины потенциала от указанных факторов выражается **уравнением Нернста:**

$$E_{\text{Me} / \text{Me}^{z+}} = E^0_{\text{Me} / \text{Me}^{z+}} + (RT / z F) \cdot \ln a_{\text{Me}^{z+}} \quad (1)$$

В этом уравнении $E_{\text{Me} / \text{Me}^{z+}}$ — электродный потенциал металла (Me) в растворе, содержащем катионы Me^{z+} ; $E^0_{\text{Me} / \text{Me}^{z+}}$ — стандартный потенциал рассматриваемой системы; R — универсальная газовая постоянная; T — температура по шкале Кельвина; z — число электронов, участвующих в электродном процессе; F — постоянная Фарадея, единица количества электричества, равная 96484 Кл/моль; a — активность ионов металла в растворе.

Для разбавленных растворов коэффициент активности γ близок к единице и вместо активности можно пользоваться концентрацией ионов C.

Если в уравнение (1) подставить значения постоянных R и F, принять температуру равной 298 К и перейти от натуральных логарифмов к десятичным, получим:

$$E_{\text{Me}/\text{Me}^{z+}} = E^0_{\text{Me}/\text{Me}^{z+}} + (0059 / z) \lg a_{\text{Me}^{z+}} \quad (2)$$

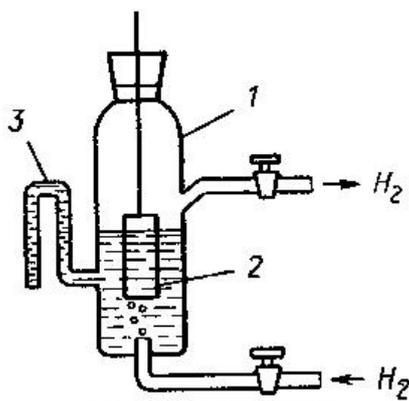
Из уравнения (2) следует: **стандартный электродный потенциал E°** - это потенциал электрода при стандартных условиях: $a = 1$ моль/дм³, $T = 298$ К.

Величина E° характеризует химическую активность металла: чем активнее металл, тем отрицательнее его стандартный потенциал.

3. Устройство водородного электрода

Измерить абсолютную величину электродного потенциала невозможно, а можно измерить только разность потенциалов между двумя электродами. Основным **электродом сравнения является водородный**.

Водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, электролитически покрытую губчатой платиной для усиления адсорбции H_2 , опущенной в раствор H_2SO_4 с $a_{\text{H}^+} = 1$ моль/дм³ при $T = 298$ К.

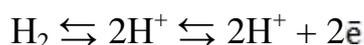


Водородный электрод:
1 - сосуд; 2 - платиновый электрод; 3 - сифон

Рис. 2. Устройство водородного электрода

В сосуд подается газообразный H_2 под нормальным давлением. Молекулы H_2 адсорбируются на платине, некоторые из них частично распадаются на атомы (платина катализирует этот распад), и ионизируясь, отдают электроны платине.

На поверхности соприкосновения платины с раствором серной кислоты может протекать окисление атомов или восстановление ионов водорода.



Платина при этом практически не принимает участия в электродных реакциях и играет роль губки, пропитанной атомарным водородом.

На границе между платиной и раствором образуется двойной электрический слой, возникает электродный потенциал.

Условно потенциал водородного электрода принимают за ноль и называют стандартным.

$$E^0_{\text{H}/\text{H}^+} = 0 \text{ В} \quad (3)$$

Стандартный потенциал водородного электрода - это потенциал при температуре 298 К, давлении водорода $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$ и активности ионов водорода в растворе 1 моль/дм³.

По отношению к стандартному водородному электроду выражают потенциалы всех других электродов.

4. Измерение стандартных потенциалов металлов

Стандартный потенциал металла E^0 — это разность потенциалов между металлом, погруженным в раствор своей соли, содержащий один моль иона этого металла в литре, и стандартным водородным электродом.

Для определения стандартного электродного потенциала (металла) нужно составить гальванический элемент из исследуемого и стандартного водородного электродов и измерить его напряжение, которое будет представлять собою потенциал данного электродного процесса.

На рис. 3 показана электрическая схема гальванического элемента, в котором стандартный водородный электрод является одним из полуэлементов, а испытуемый металл — другим.

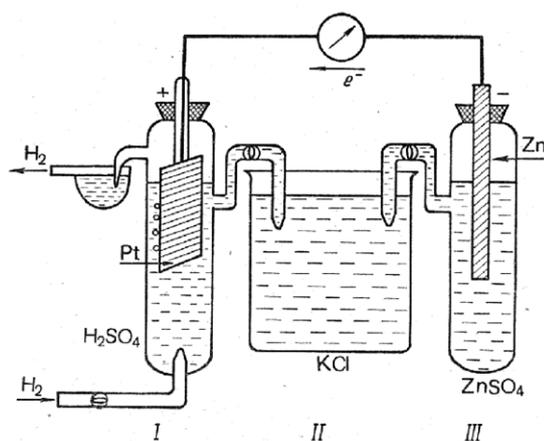


Рис. 3. Схема гальванического элемента для определения стандартного потенциала цинкового электрода (I-водородный электрод, II- солевой мостик, III- измеряемый электрод)

Стандартные потенциалы E^0 распространенных металлов $\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0$ приведены в справочниках, они всегда относятся к определенному электродному процессу, т.е. определенному заряду и составу катиона металла в растворе. Последовательность расположения металлов по возрастанию стандартного

потенциала E^0 (от меньших отрицательных к бóльшим положительным значениям) как раз и отвечает электрохимическому ряду напряжений. Такая последовательность называется *рядом стандартных электродных потенциалов металлов* (табл. 1).

Чем отрицательнее потенциал электрода, тем сильнее восстановительные свойства и больше активность металла.

Таблица 1

Стандартные потенциалы металлических электродов при 25 °С

Элемент	Электродный процесс	E^0 , В
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}^0$	-3,04
K	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{K}^0$	-2,92
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}^0$	-2,90
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,87
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$	-2,71
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^0$	-2,36
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^0$	-1,66
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$	-1,18
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^0$	-0,74
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,44
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,40
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	-0,28
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,25
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,14
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,13
H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Hg}^0$	+0,79
Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,80
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}^0$	+1,19
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}^0$	+1,50

5. Ряд напряжений металлов

Если измерить стандартные электродные потенциалы различных металлов по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода и расположить их в порядке увеличения, получим *электрохимический ряд напряжений металлов*:

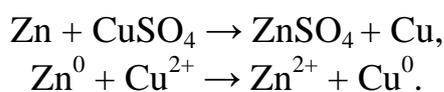
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

В этом ряду слева направо происходит уменьшение химической активности металлов.

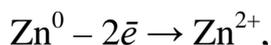
Каждый металл вытесняет из раствора солей все другие металлы, стоящие правее его в электрохимическом ряду напряжений.

Пример. Кусочек цинка помещен в раствор сульфата меди. Написать окислительно-восстановительные процессы, протекающие в системе.

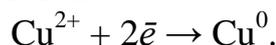
Решение. Активный металл — цинк переходит в раствор в виде ионов Zn^{2+} , а малоактивный металл — медь, который в исходном растворе находится в форме ионов Cu^{2+} , осаждается в свободном виде:



Протекает окислительно-восстановительная реакция, в которой цинк окисляется:



а катионы меди восстанавливаются:



Подобные реакции всегда протекают, если более активный металл погружают в раствор соли менее активного металла, т.е. если более активный металл находится в форме простого вещества, а менее активный — в форме катионов. При этом первый металл окисляется, а второй восстанавливается.

Обобщая, сделаем вывод: *атом металла будет восстановителем по отношению к катиону другого металла, который находится правее его в ряду напряжений; катион металла будет окислителем по отношению к атому другого металла, который находится левее его в ряду напряжений.*

Подобные правила относятся и к водороду, так как и он, подобно металлам, может существовать в виде катионов H^+ . Все металлы, которые в электрохимическом ряду напряжений стоят левее водорода, вытесняют водород из разбавленных кислот, а находящиеся справа от водорода действуют на катионы водорода как восстановители.

6. Устройство и принцип работы гальванического элемента

Преобразование химической энергии в электрическую осуществляется в устройствах, называемых химическими источниками тока или *гальваническими элементами*.

Металл, погруженный в раствор электролита, называется *электродом*. Электроды — это система двух токопроводящих тел — проводников первого

и второго рода. К проводникам первого рода относятся металлы, сплавы, оксиды с металлической проводимостью, а также неметаллические материалы, в частности графит; носители заряда — электроны. К проводникам второго рода относятся расплавы и растворы электролитов; носители заряда — ионы. Устройство, состоящее из двух электродов, называется гальваническим элементом.

Рассмотрим гальванический элемент Якоби — Даниэля (схема приведена на рис. 4). Он состоит из цинковой пластины, погруженной в раствор сульфата цинка, и медной пластины, погруженной в раствор сульфата меди. Для предотвращения прямого взаимодействия окислителя и восстановителя электроды отделены друг от друга пористой перегородкой.

В гальваническом элементе электрод, сделанный из более активного металла, т.е. металла, расположенного левее в ряду напряжений, называют *анодом*, а электрод, сделанный из менее активного металла — *катодом*.

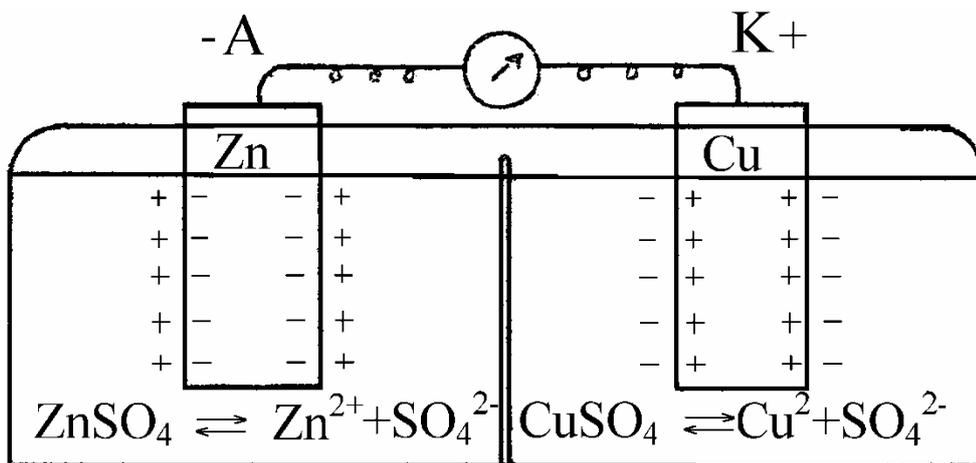
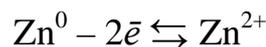


Рис. 4. Схема медно-цинкового гальванического элемента

На поверхности цинкового электрода (анода) возникает двойной электрический слой и устанавливается равновесие:



В результате протекания этого процесса возникает электродный потенциал цинка.

На поверхности медного электрода (катода) также возникает двойной электрический слой и устанавливается равновесие:



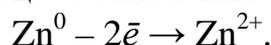
В результате возникает электродный потенциал меди.

Так как потенциал цинкового электрода имеет более отрицательное значение, чем потенциал медного электрода, то при замыкании внешней цепи, т.е. при соединении цинка с медью металлическим проводником, электроны будут переходить от цинка к меди. В результате этого процесса равновесие на цинковом электроде смещается вправо, поэтому в раствор перейдет дополнительное количество ионов цинка. В то же время равновесие на медном электроде сместится влево и произойдет разряд ионов меди.

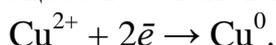
Таким образом, при замыкании внешней цепи возникают самопроизвольные процессы растворения цинка на цинковом электроде и выделения меди на медном электроде. Данные процессы будут продолжаться до тех пор, пока не выровняются потенциалы или не растворится весь цинк или не высадится на медном электроде вся медь.

Итак, при работе гальванического элемента Якоби — Даниэля протекают следующие процессы:

1. Анодный процесс, процесс окисления:



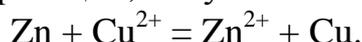
2. Катодный процесс, процесс восстановления:



3. Движение электронов во внешней цепи.

4. Движение ионов в растворе: анионов SO_4^{2-} к аноду, катионов Cu^{2+} к катоду. Движение ионов в растворе замыкает электрическую цепь гальванического элемента.

Суммируя электродные реакции, получим:



В результате протекания данной реакции в гальваническом элементе возникает движение электронов во внешней цепи и ионов внутри элемента, т.е. электрический ток. Поэтому суммарную химическую реакцию, протекающую в гальваническом элементе, называют *токообразующей реакцией*.

Электрический ток в гальваническом элементе возникает за счет окислительно-восстановительной реакции, протекающей так, что окислительные и восстановительные процессы оказываются пространственно разделенными: на отрицательном электроде (аноде) происходит процесс окисления, на положительном электроде (катоде) — процесс восстановления.

Необходимым условием работы гальванического элемента является разность потенциалов электродов. Максимальная разность потенциалов электродов, которая может быть получена при работе гальванического элемента, называется *электродвижущей силой (ЭДС) элемента*. Она равна разности между потенциалом катода и потенциалом анода элемента:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} \quad (4)$$

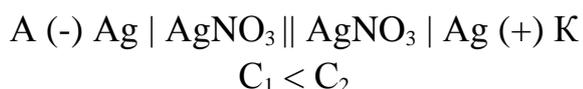
ЭДС элемента считается положительной, если токообразующая реакция в данном направлении протекает самопроизвольно. Положительной ЭДС отвечает и определенный порядок в записи схемы элемента: записанный слева электрод должен быть отрицательным. Например, схема элемента Якоби — Даниэля записывается в виде:



7. Концентрационные гальванические элементы

Гальванический элемент может быть составлен не только из электродов, состоящих из разных металлов, но и из электродов одного металла, погруженных в растворы одного и того же электролита, но с различной концентрацией (активностью) ионов. Такой гальванический элемент называется **концентрационным**.

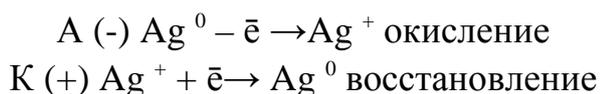
Составим гальванический элемент из двух серебряных пластинок, погруженных в растворы нитрата серебра разных концентраций C_1 и C_2 .



ЭДС такого элемента может быть определена по формуле:

$$\Delta E = (0,059 / z) \lg C_2 / C_1 \quad (5)$$

При работе этого элемента протекают следующие процессы:



Таким образом, концентрация первого раствора C_1 будет постепенно увеличиваться, а второго раствора C_2 уменьшаться. По уравнению (4) ЭДС будет уменьшаться. Через некоторое время концентрации C_1 и C_2 станут одинаковыми, а ЭДС равной нулю.

8. Поляризационные явления в гальванических элементах

ЭДС работающего элемента всегда меньше той, которая отвечает обратной электрохимической реакции. Причина этого — **поляризация электродов**.

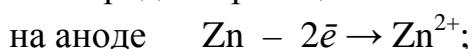
В элементе Якоби — Даниэля с растворением цинкового электрода в приэлектродном слое накапливаются ионы цинка Zn^{2+} , вследствие этого потенциал цинка повышается. У медного электрода концентрация ионов меди

Cu^{2+} уменьшается в результате их восстановления, а потенциал меди понижается. Изменение величины потенциала электрода по сравнению с исходным равновесным значением, вызванное изменением концентрации потенциалопределяющих ионов в растворе, называется *концентрационной поляризацией*.

В качестве другого примера рассмотрим элемент Вольта (первый гальванический элемент), состоящий из медных и цинковых пластин, разделенных сукном, смоченным раствором серной кислоты:



Электродные реакции в элементе Вольта:



При протекании тока в этом элементе наблюдается концентрационная поляризация отрицательного электрода (анода), вызванная растворением цинка, и химическая поляризация медного электрода (катода). В элементе Вольта поверхность медного электрода насыщается водородом и образуется «водородный электрод», потенциал которого более низкий, чем потенциал медного электрода. Поляризация, вызванная изменением химической природы электролита, называется *химической поляризацией*.

При использовании гальванического элемента как источника тока важное значение приобретает процесс устранения поляризации, так называемая *деполяризация*. Перемешивание раствора способствует уменьшению концентрационной поляризации. Химическую поляризацию можно снизить, вводя в активную массу элемента специальные вещества — депполяризаторы, вступающие в реакцию с продуктами, обуславливающими поляризацию.



ВОЛЬТА (Volta), Алессандро 18 февраля 1745 г. – 5 марта 1827 г.

Итальянский физик и физиолог Алессандро Вольта родился в городке Комо близ Милана. Учился в школе ордена иезуитов в Комо, где обнаружил способности к риторике и проявил интерес к естественным наукам. В 1774—1779 гг. преподавал физику в гимназии в Комо, в 1779 г. стал профессором университета в Павии. С 1815 г. — директор философского факультета в Падуе. Работы Вольта посвящены электричеству, химии и физиологии. Вольта изобрёл ряд электрических приборов (электрофор, электрометр, конденсатор, электроскоп и др.). В 1776 г. Вольта обнаружил и исследовал горючий газ (метан). В 1792-1794 гг., заинтересовавшись "животным электричеством", открытым Л. Гальвани, Вольта провёл ряд опытов и показал, что наблюдаемые явления связаны с наличием замкнутой цепи, состоящей из двух разнородных металлов и жидкости. Вольта считал причины «гальванизма» физическими, а физиологические действия — одними из проявлений этого физического процесса. Проведя опыты с разными парами электродов, Вольта установил, что физиологическое раздражение нервов тем сильнее, чем дальше отстоят друг от

друга два металла в следующем ряду: цинк, оловянная фольга, олово, свинец, железо, латунь и т.д. до серебра, ртути, графита. Этот знаменитый ряд напряжений (активностей) Вольта и составлял ядро эффекта; мышца лягушки была лишь пассивным, хотя и очень чувствительным электрометром, а активными звеньями являлись металлы, от контакта которых и происходила их взаимная электризация.

В 1800 г. Вольта изобрёл так называемый Вольтов столб — первый источник постоянного тока, состоявший из 20 пар кружочков из двух различных металлов, разделённых смоченными солёной водой или раствором щёлочи прокладками ткани или бумаги. Изобретение вольтова столба доставило Вольта всемирную славу и оказало огромное влияние не только на развитие науки об электричестве, но и на всю историю человеческой цивилизации. Вольтов столб возвестил о наступлении новой эпохи — эпохи электричества. Вольта был избран членом Парижской и других академий, Наполеон сделал его графом и сенатором Итальянского королевства. Именем Вольта названа единица электрического напряжения — вольт.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Содержание работы:

1. После ознакомления с теоретическим материалом выполнить опыты и записать наблюдения.

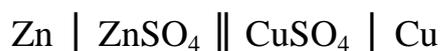
2. Во всех опытах записать происходящую окислительно-восстановительную реакцию и процессы окисления и восстановления. Во втором и третьем опытах рассчитать ЭДС образующихся гальванических элементов.

Опыт 1. Вытеснение свинца цинком из раствора соли свинца

Опустить кусочек цинка в фарфоровую чашку, прилить в нее раствор ацетата свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$. Оставить чашку с раствором стоять, наблюдая процесс, происходящий на поверхности цинка. Составить уравнение общей реакции и записать полуреакции окисления и восстановления. Сделать вывод об активности этих металлов, сравнив значения их стандартных электродных потенциалов.

Опыт 2. Гальванический элемент с двумя металлическими электродами

Собрать гальванический элемент по схеме:



Для этого взять стакан с 1 М раствором сульфата цинка ZnSO_4 и второй стакан с 1 М раствором сульфата меди CuSO_4 . Стаканы соединить между собой *электролитическим мостиком* (изогнутой стеклянной трубкой, заполненной насыщенным раствором хлористого калия). В первый стакан (анод) опустить цинковую пластину, во второй — медную (катод). Во внешнюю цепь между анодом и катодом подключить гальванометр, соблюдая полярность. Записать значение силы тока. Записать окислительный и восстановительный процессы на аноде и катоде и вычислить ЭДС данного гальванического элемента.

Опыт 3. Гальванический элемент с металлическим и водородным электродами

Собрать гальванический элемент по схеме:



Для этого взять стакан с 1 М раствором сульфата цинка ZnSO_4 и второй стакан с 1 М раствором серной кислоты H_2SO_4 . Стаканы соединить между собой электролитическим мостиком. В первый стакан (анод) опустить цинковую пластину, во второй — медную (катод). Во внешнюю цепь между анодом и катодом подключить гальванометр, соблюдая полярность. Записать значение силы тока. Имея в виду, что катодом является водородный электрод, записать окислительный и восстановительный процессы на аноде и катоде и вычислить ЭДС данного гальванического элемента.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что называется гальваническим элементом?
2. Какой из электродов гальванического элемента называется катодом, анодом?
3. Какие процессы протекают на аноде и катоде?
4. Что называется стандартным электродным потенциалом металла?
5. От каких факторов зависит величина электродного потенциала металла? Напишите формулу Нернста.
6. Как определяется ЭДС гальванического элемента?
7. Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, состоящего из никелевой и свинцовой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[\text{Ni}^{2+}] = 0,1$ моль/л, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,001$ моль/л. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?
8. Составить схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженных в растворы их солей. Написать электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде. В какой концентрации надо было бы взять ионы железа, чтобы ЭДС гальванического элемента стала равной нулю, если концентрация ионов цинка составляет 0,001 моль/л?
9. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же материала. Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод находится в 0,001 М, а другой в 0,01 М растворе сульфата никеля.
10. Какое явление называется поляризацией гальванического элемента? Назвать виды поляризации.
11. Что такое деполяризация?

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. **Коровин Н. В.** Общая химия : учеб. для технич. направ. и спец. вузов. — М. : Высш. шк., 2007. — 556 с. (также предыдущие издания).
2. **Глинка Н. Л.** Общая химия : учеб. пособие для вузов. — М. : Интеграл-ПРЕСС, 2008. — 728 с. (также предыдущие издания).
3. **Дробашева Т. И.** Общая химия : учеб. для втузов. — Ростов н/Д : Феникс, 2007. — 448 с.
4. **Глинка Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для нехим. специальностей вузов. — М. : Интеграл-ПРЕСС, 2006. — 240 с. (также предыдущие издания).
5. **Лидин Р. А.** Задачи по неорганической химии : учебн. пособие для хим.-технол. вузов / Р. А. Лидин, В.А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. — М. : Высш. шк., 1990. — 319 с.

План выпуска учеб.-метод. документ. 2016 г., поз. 41

Публикуется в авторской редакции

Подписано в свет 06.07.2016.

Гарнитура «Таймс». Уч.-изд. л. 0,7. Объем данных 0,3 Мбайт.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Волгоградский государственный архитектурно-строительный университет»
400074, Волгоград, ул. Академическая, 1
<http://www.vgasu.ru>, info@vgasu.ru