

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ им. Р.Е.АЛЕКСЕЕВА»

Кафедра «Производственная безопасность, экология и химия»

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Учебно-методическое пособие к выполнению практических и
лабораторных работ по дисциплине «Общая и неорганическая химия»
для студентов направлений
18.03.01 – «Химическая технология»
19.03.01 – «Биотехнология»
11.03.04 – «Электроника и наноэлектроника»
22.03.01 – «Материаловедение и технологии материалов»
всех форм обучения

Нижний Новгород 2024

Составители: Ж.В. Мацулевич, О.Н. Ковалева, Ю.М. Лукьянова
УДК 54 (07)

Электрохимия: учебно-метод. пособие к выполнению практических и лабораторных работ по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для студентов направлений 18.03.01 – «Химическая технология», 19.03.01 – «Биотехнология», 11.03.04 – «Электроника и нанoeлектроника», 22.03.01 – «Материаловедение и технологии материалов» всех форм обучения / НГТУ им. Р.Е. Алексеева; сост.: Ж.В. Мацулевич, О.Н. Ковалева, Ю.М. Лукьянова, Н.Новгород, 2024. – 37с.

В методическом указании предложены: теоретическая часть, вопросы и задачи для домашних и практических занятий, а также описание лабораторных работ по теме «Электрохимия».

Научный редактор В.И. Наумов

Редактор Э.Б.Абросимова

Подп. к печ. 14.08.2024. Формат 60x84 1/16. Бумага газетная.

Печать трафаретная. Усл. печ. л. 2,3. Тираж 100 экз. Заказ

Нижегородский государственный технический университет им. Р.Е. Алексеева.
Типография НГТУ. 603155, Н.Новгород, ул. Минина, 24.

©Нижегородский государственный технический
университет им. Р.Е. Алексеева, 2024

ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Электрод – это металл или другой токопроводящий материал, погруженный в раствор или расплав электролита. Например, цинковая пластина, опущенная в водный раствор сульфата цинка $ZnSO_4$, или медная, – в водный раствор $CuSO_4$, платина, погруженная в раствор поваренной соли и др.

На границе металл-электролит, изображаемой $Me|раствор$, возникает разность потенциалов. В частном случае электродов 1-го рода: металл и раствор содержат одинаковые ионы – катионы металла. В металле катионы находятся в узлах кристаллической решетки, а между ними перемещаются свободные электроны, полностью компенсирующие заряд катионов. В растворе ионы металла гидратированы – связаны с молекулами воды.

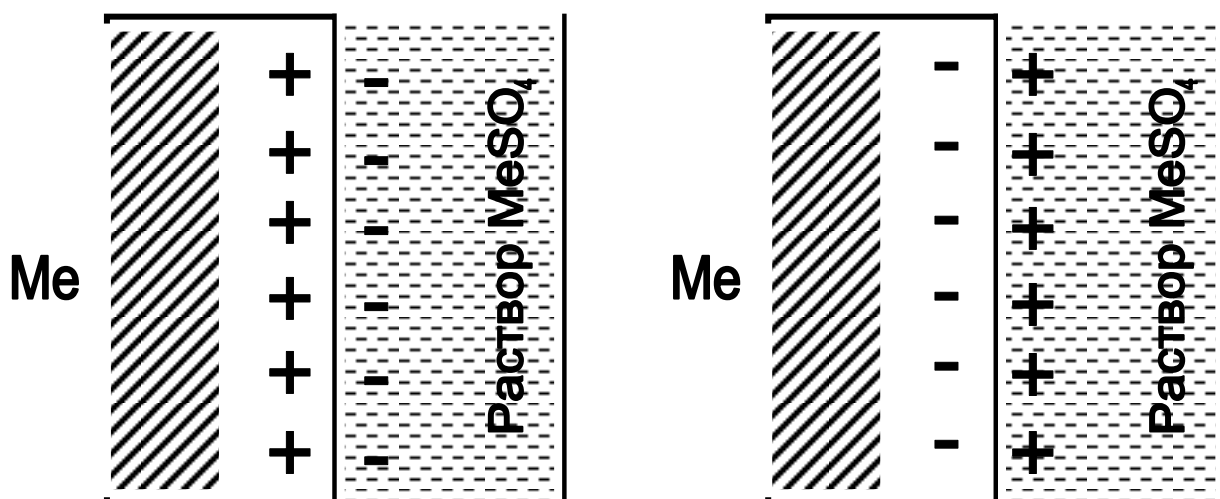
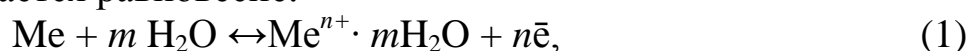


Рис.1. Двойной электрический слой:
а) металл заряжен положительно, б) – отрицательно

При погружении металлической пластины в раствор ионы металла, расположенные в поверхностном слое, притягивают полярные молекулы воды, вырываются ими из кристаллической решетки и, гидратированные, переходят в раствор. Одновременно под действием сил кристаллической решетки происходит обратный процесс. В зависимости от природы металла и концентрации раствора в момент погружения металла в раствор скорость одного из этих процессов больше, на границе металл-раствор его соли устанавливается равновесие:



где Me – атом металла, $Me^{n+} \cdot mH_2O$ – гидратированный ион металла в растворе, n – число электронов (совпадает с величиной заряда иона).

В зависимости от природы металла и концентрации раствора количество катионов, переходящих из металла в раствор, может быть больше или меньше, чем количество катионов, вошедших в кристаллическую решетку. В первом случае создается избыток электронов в металле. Для активных металлов (например, цинк) количество перешедших катионов в раствор больше, чем вошедших в кристаллическую решетку, что создает избыток электронов в металле. Таким образом, металл заряжается отрицательно и притягивает к себе из раствора положительные ионы. На границе металл – раствор образуется так называемый двойной электрический слой (ДЭС). ДЭС можно уподобить плоскому электрическому конденсатору, одной из пластин которого является поверхность металла, другой – раствор электролита (рис.1).

Вследствие разделения зарядов в ДЭС между металлом и раствором возникает разность электрических потенциалов, которая не поддается измерению, это называется электродным потенциалом. Потенциал, соответствующий состоянию равновесия на поверхности электрода, называется равновесным.

Для измерения равновесного потенциала создается гальванический элемент – система из двух электродов.

За равновесный (стандартный) электродный потенциал электрода ($E^0_{Ox/Red}$) принимают ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартного водородного электрода и данного электрода.

Величина электродного потенциала зависит от химической природы металла, концентрации ионов в растворе, температуры и числа электронов, принимающих участие в электродном процессе.

Зависимость равновесного электродного потенциала от указанных выше факторов определяется уравнением Нернста:

$$E_{Ox/Red} = E^0_{Ox/Red} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{Ox}}{a_{Red}}, \quad (2)$$

где $E^0_{Ox/Red}$ – равновесный (стандартный) электродный потенциал, В;

n – количество эквивалентов металла, совпадающее с числом электронов, участвующих в электродном процессе;

$R = 8,31$ Дж/моль·К – универсальная газовая постоянная;

T – температура, К; $F = 96500$ Кл/моль – постоянная Фарадея;

a_{Ox} , a_{Red} – активность окисленной и восстановленной формы в растворе соответственно, моль/л. Для разбавленных растворов активность совпадает с молярной концентрацией $a=C_m$;

При стандартных условиях ($T= 298\text{K}$), с учетом численных значений R и F , а также при замене натурального логарифма десятичным, уравнение Нернста принимает вид:

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{Ox}}{C_{Red}}, \quad (3)$$

где C_{Ox} , C_{Red} - концентрация окисленной (Ox) и восстановленной (Red) формы в растворе соответственно, моль/л.

КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕКТРОДОВ

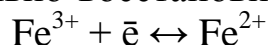
Электроды I-го рода. К электродам I-го рода относятся металлические, окислительно-восстановительные (редокс-) и газовые электроды .

Металлические электроды описаны выше. Это металл, погруженный в раствор собственной соли, не является инертным, а участвует в электродной реакции. Уравнение Нернста для металлических электродов имеет вид:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E_{Me^{n+}/Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}} \quad (4)$$

где $C_{Me^{n+}}$ - концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

Окислительно-восстановительные редокс-электроды – это электроды из инертного металла, играющего роль токоподвода, на поверхности которого протекает окислительно-восстановительная реакция. Например:



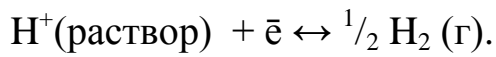
Уравнение Нернста для редокс-систем включает концентрацию обоих катионов и имеет вид:

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{C_{Ox}}{C_{Red}}, \quad (5)$$

где C_{Ox} , C_{Red} – концентрации окисленной и восстановленной формы соответственно, моль/л.

К газовым электродам относят электроды, у которых окисленная или восстановленная форма находится в газообразном состоянии. Представителями газовых электродов являются водородный, кислородный, хлорный и другие электроды.

Водородный электрод. Водородный электрод состоит из платиновой проволоки, покрытой платиновой чернью (электролитически осажденной платиной) и погруженной в раствор кислоты (рис.2). Через раствор непрерывно пропускается поток водорода, водород «растворяется» на поверхности платины, и на границе электрод / раствор устанавливается равновесие:



Уравнение Нернста для водородного электрода имеет вид:

$$E = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + 0,059 \lg \frac{C_{\text{H}^+}}{\sqrt{p_{\text{H}_2}}} = -0,059 \text{pH} \quad (6)$$

где $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0,0 \text{ В}$ – стандартный электродный потенциал,

C_{H^+} – концентрация ионов водорода в растворе, моль/л;

p_{H_2} – парциальное давление водорода над раствором, атм.

При давлении водорода, равном 10^5 Па (1 атм), активности (концентрации) ионов водорода $C_{\text{H}^+} = 1$ моль/л и $T = 298 \text{ К}$ водородный электрод называется стандартным водородным электродом.

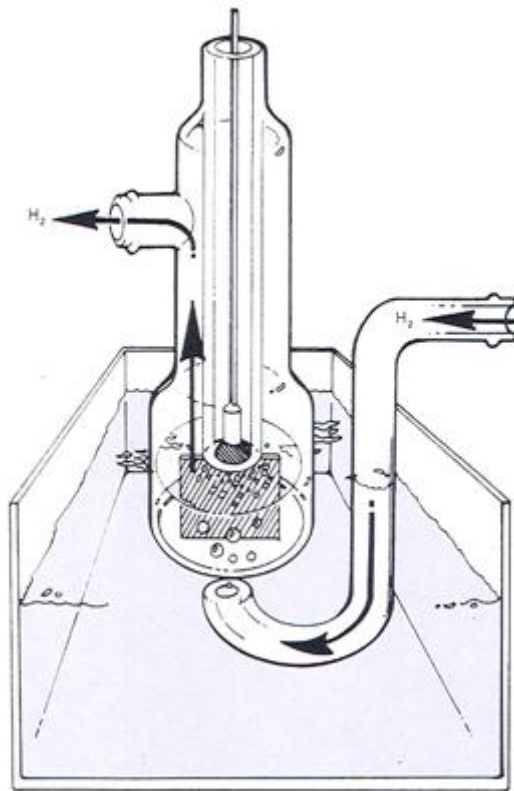


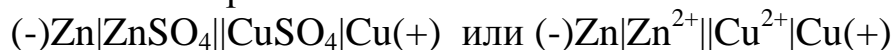
Рис. 2. Стандартный водородный электрод

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Гальванический элемент – это система, состоящая из двух электродов, в которой за счет окислительно-восстановительных реакций между электродами возникает разность потенциалов.

Электрод с меньшим значением потенциала заряжается отрицательно, является анодом. Электрод с большим значением потенциала заряжается положительно, является катодом. На аноде протекает процесс окисления (отдача электронов), на катоде – процесс восстановления (присоединение электронов).

Гальванические элементы принято записывать в виде схем. Анод со знаком (-) записывают слева, катод со знаком (+) записывают справа. Границу раздела обозначают вертикальной чертой. Например, схема медно-цинкового гальванического элемента Даниэля-Якоби может быть представлена таким образом:



Одна вертикальная черта на схеме обозначает границу между металлом и раствором электролита, две черты – границу между растворами.

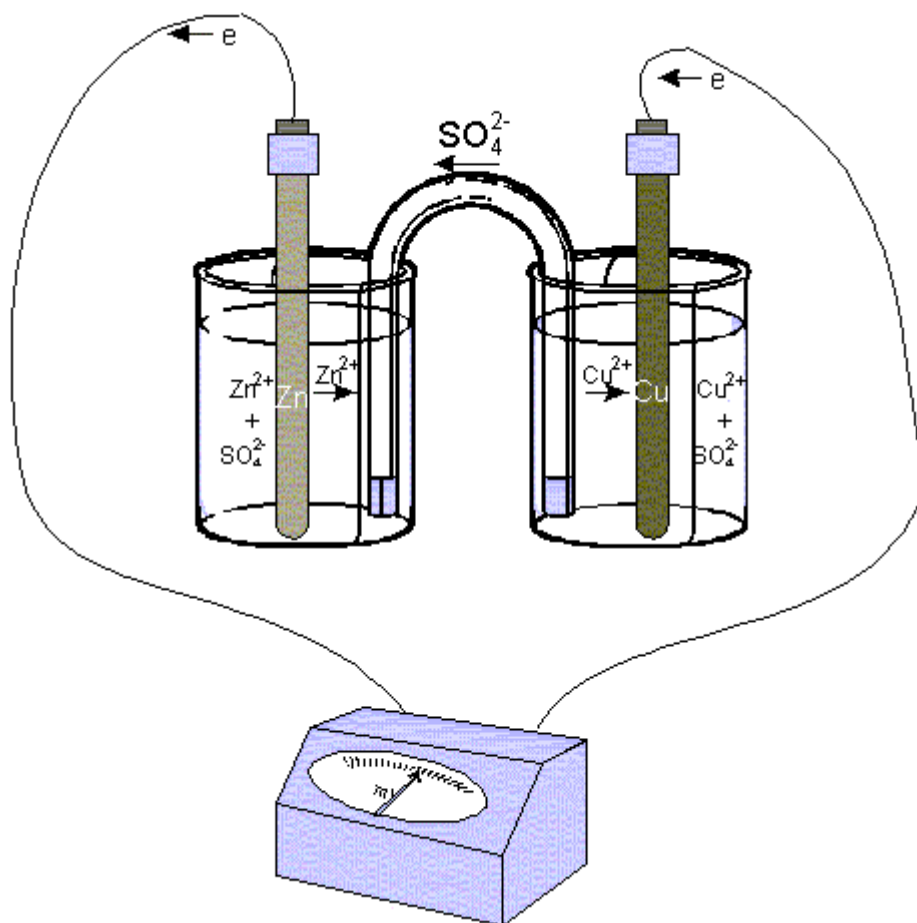


Рис. 3. Схема гальванического элемента Даниэля-Якоби

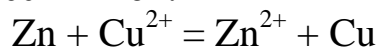
Гальванический элемент Даниэля-Якоби представляет собой: цинковую и медную пластины, опущенные в 1М растворы своих солей, соединенные электролитическим мостиком. При замыкании цепи электроны по

внешней цепи пойдут от анода к катоду – от цинка к меди. При этом на электродах протекают следующие реакции:

Анодный процесс $Zn - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ реакция окисления

Катодный процесс $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu$ реакция восстановления

Суммируя процессы на катоде и аноде, получаем уравнение окислительно-восстановительной реакции, за счет которой в гальваническом элементе возникает электрический ток:



Такое уравнение называется – уравнением *токообразующей* реакции.

ЭДС гальванического элемента рассчитывают как разность потенциалов катода и анода: $E = E_k - E_a$.

ЭДС медно-цинкового элемента $E^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,337 - (-0,763) = 1,1 В$.

В гальваническом элементе электрический ток возникает за счет химической реакции, т.е. химическая энергия в элементе превращается в электрическую.

При обратимом изотермо-изобарическом процессе ($T = const$, $p = const$) получаемая электрическая энергия будет наибольшей, а совершаемая системой работа будет иметь максимальное значение, равное убыли энергии Гиббса (7).

$$A_{max}' = -\Delta G = nF\Delta E \quad (7)$$

ЭЛЕКТРОЛИЗ. ЗАКОНЫ ФАРАДЕЯ

Окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока от внешнего источника через раствор или расплав электролита, носит название электролиза.

Электролиз проводят в электролизерах или электролитических ваннах, заполненных раствором или расплавом электролита.

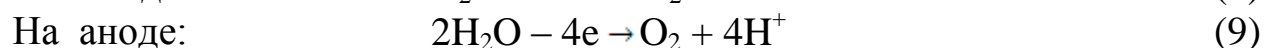
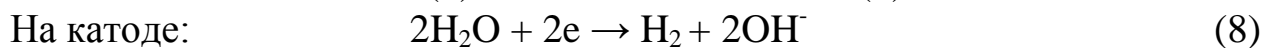
Электрод, подсоединенный к отрицательному полюсу внешнего источника тока, называется *катодом*. На катоде протекают процессы восстановления частиц электролита.

Электрод, подключенный к положительному полюсу источника тока, называется *анодом*. На аноде протекают процессы окисления частиц электролита или материала электрода.

Последовательность процессов, протекающих на электродах, определяются свойствами электролита, растворителя и материала электрода. Какие именно процессы будут протекать, прежде всего, зависит от соотношения электродных потенциалов соответствующих реакций. Из нескольких альтернативных процессов протекает тот, осуществление кото-

рого требует минимальных затрат энергии. Это означает, что на катоде в первую очередь протекают реакции с наибольшим значением электродного потенциала, а на аноде - с наименьшим.

Рассматривая процессы электролиза водных растворов, необходимо учитывать возможность участия молекул воды в электродных реакциях: восстановления на катоде (8) и окисления на аноде (9).



Анодные процессы зависят от природы электролита и материала анода. В связи с этим различают электролиз с инертным и растворимым анодом.

Инертным (нерастворимым) называется анод, материал которого не окисляется в процессе электролиза. К инертным относятся графитовый, угольный, платиновый и др. электроды.

Растворимым является анод, материал которого окисляется при прохождении тока. Большинство металлических электродов являются растворимыми. В случае растворимого анода, кроме окисления аниона электролита и молекул воды, возможна реакция окисления материала анода.

Теоретическое напряжение разложения электролита ($\Delta U_{\text{нр}}$) – это минимальная разность потенциалов, при которой в данной системе происходит электролиз:

$$\Delta U_{\text{нр}} = E_{\text{а}} - E_{\text{к}}. \quad (10)$$

Напряжение электролиза. Напряжение электролиза ($\Delta U_{\text{эл-за}}$) – это разность потенциалов, необходимая для протекания реакций на катоде и аноде (10):

$$\Delta U_{\text{эл-за}} = iE_{\text{а}} - iE_{\text{к}} + \Delta U_{\text{эл-та}} + iR, \quad (11)$$

где $iE_{\text{а}}$, $iE_{\text{к}}$ – потенциалы анода и катода под током соответственно, $\Delta U_{\text{эл-та}}$, iR – падение напряжения при прохождении тока через электролит и внешнюю цепь соответственно.

Электролиз – процесс неравновесный, поэтому потенциалы электродных реакций под током отличаются от своих равновесных значений на величину $\Delta E_{\text{а}}$ и $\Delta E_{\text{к}}$ (11):

$$iE_{\text{а}} = pE_{\text{а}} + \Delta E_{\text{а}}, \quad iE_{\text{к}} = pE_{\text{к}} + \Delta E_{\text{к}}. \quad (12)$$

Смещение потенциала электрода от его равновесного значения под влиянием внешнего тока называется электродной поляризацией. Величина поляризации ($\Delta E_{\text{а}}$ и $\Delta E_{\text{к}}$) называется перенапряжением.

Сравнение равновесных потенциалов конкурирующих электродных реакций может служить только ориентировочным критерием оценки по-

следовательности разряда частиц при электролизе. Прохождение тока нарушает равновесие, существующее на электродах.

Большинство процессов на электродах идут с перенапряжением. На величину перенапряжения влияют многие факторы: природа материала электрода, условия проведения электролиза (плотность тока, температура) и др. Для правильного выбора процессов на электродах необходимо сравнивать не величины равновесных потенциалов возможных полуреакций, а величины потенциалов поляризованных электродов.

Процесс образования газов, как правило, протекает с перенапряжением. Рассмотрим процесс электролиза водного раствора хлорида на инертном электроде. На аноде возможны следующие реакции:



Потенциал окисления воды дан для кислого раствора (pH=0), с учетом подкисления раствора при электролизе.

Согласно величинам стандартных электродных потенциалов на аноде должен выделяться кислород. В действительности на электроде выделяется хлор. Величина перенапряжения зависит от материала, из которого изготовлен электрод. Для графита перенапряжение кислорода составляет 1,17 В при плотности тока = 1 а/м², что повышает потенциал окисления воды до 2,4 В.

І закон Фарадея

Для любого электродного процесса количество вещества, испытывающего превращение в данном электродном процессе, прямо пропорционально количеству электричества, прошедшему через раствор (расплав) электролита:

$$m = kQ = \frac{It\mathcal{E}}{F}, \quad (13)$$

где k – электрохимический эквивалент, г/Кл или г/А·ч,
 Q – количество электричества, Кулон, I – сила тока, А; t – время, с;
 $F = 96500$ Кл/моль (А·с/моль) = 26,8 А·ч/моль – постоянная Фарадея

ІІ закон Фарадея

При прохождении через разные электролиты одного и того же количества электричества массы веществ, выделившихся на электродах, пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2},$$

где m_1 и m_2 – массы веществ 1 и 2, \mathcal{E}_1 и \mathcal{E}_2 , г/моль – эквивалентные массы веществ 1 и 2.

На практике часто вследствие протекания параллельных окислительно-восстановительных процессов на электродах образуется меньше вещества, чем соответствует прошедшему через раствор электричеству, согласно I закону Фарадея.

Для характеристики потерь электричества при электролизе введено понятие «Выход по току». Выходом по току V_T называется выраженное в процентах отношение количества, фактически полученного продукта электролиза $m_{\text{факт}}$, к теоретически рассчитанному $m_{\text{теор}}$, соответствующему

количеству прошедшего электричества:
$$V_T = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} 100\%.$$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

ПРИМЕР 1. Увеличится или уменьшится масса цинковой пластинки при взаимодействии с растворами: а) AgNO_3 ; б) NiSO_4 .

Решение: протекание окислительно-восстановительной реакции возможно, если потенциал окислителя больше потенциала восстановителя $E_{\text{ок-ля}} > E_{\text{восст-ля}}$. В данной задаче восстановителем является цинк, а окислителями – катионы металла: в растворе нитрата серебра – Ag^+ , в растворе хлорида никеля – Ni^{2+} . Сравним значения стандартного потенциала цинка $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$ со значениями стандартных потенциалов никеля $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ В}$ и серебра $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,799 \text{ В}$. Поскольку потенциал цинка имеет меньшее значение, чем потенциал никеля и серебра, то, как более сильный восстановитель будет вытеснять никель и серебро из растворов их солей:



При погружении цинка в растворы NiSO_4 и AgNO_3 , он будет растворяться, но одновременно на его поверхности будет осаждаться никель или серебро. Изменение массы цинковой пластины зависит от соотношения масс перешедшего в раствор цинка и осевшего на нем металла.

Согласно реакции (1) при растворении 1 моля цинка на поверхности осаждается 1 моль никеля. Сравним мольные массы металлов. Так как мольная масса никеля (58,9 г/моль) меньше, чем мольная масса цинка (65,4 г/моль), то масса цинковой пластины в растворе NiSO_4 уменьшится.

Согласно реакции (2) при растворении 1 моля цинка осаждается 2 моль серебра, с мольной массой 107,9 г/моль, следовательно, масса цинковой пластинки в растворе AgNO_3 увеличится.

ПРИМЕР 2. Вычислить значение электродного потенциала меди, опущенной в раствор соли с концентрацией ионов $[\text{Cu}^{2+}] = 0,001$ моль/л.

Решение: вычисление электродного потенциала $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ производят по уравнению Нернста. Для медного электрода уравнение Нернста имеет вид:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Cu}^{2+}]$$

На поверхности меди, опущенной в раствор ее соли, устанавливается равновесие: $\text{Cu}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Cu}$.

Подставляем в уравнение Нернста величину стандартного потенциала медного электрода, взятую из таблицы, и концентрацию ионов меди и рассчитываем электродный потенциал:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 + \frac{0,059}{2} \lg[0,001] = 0,34 + \frac{0,059}{2} (-3) = 0,25 \text{ В.}$$

ПРИМЕР 3. Рассчитайте ЭДС свинцово-цинкового гальванического элемента при $T = 298\text{K}$, в котором $C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,1$ моль/л и $C_{\text{Pb}^{2+}} = 0,01$ моль/л. Составить схему гальванического элемента, написать уравнения равновесных электродных процессов и токообразующую реакцию.

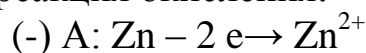
Решение: ЭДС гальванического элемента рассчитывают как разность равновесных потенциалов катода и анода: $E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$.

Для определения анода и катода рассчитаем по уравнению Нернста значения электродных потенциалов цинка и свинца, поскольку концентрации потенциалопределяющих ионов отличаются от 1 моль/л.

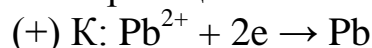
$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Zn}^{2+}] = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg[0,1] = -0,76 + \frac{0,059}{2} (-1) = -0,79 \text{ В}$$

$$E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Pb}^{2+}] = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg[0,01] = -0,13 + \frac{0,059}{2} (-2) = -0,19 \text{ В}$$

Электрод с меньшим значением потенциала является анодом (цинковый электрод). На нем протекает реакция окисления:



Электрод с большим значением потенциала является катодом (свинцовый электрод), на нем протекает реакция восстановления:



Уравнение токообразующей реакции: $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$.

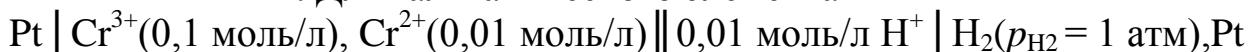
Схема гальванического элемента: $(-)\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+}(0,1\text{M}) \parallel \text{Pb}^{2+}(0,01\text{M}) \mid \text{Pb}(+)$.

Рассчитываем ЭДС гальванического элемента:

$$E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} = E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,19\text{В} - (-0,79) = 0,80 \text{ В.}$$

При замыкании цепи электроны во внешней цепи пойдут от отрицательного к положительному электроду – от цинка к свинцу.

ПРИМЕР 4. Для гальванического элемента



Рассчитать ЭДС, написать уравнения электродных процессов, составить уравнение токообразующей реакции, указать знаки полюсов. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи?

Решение: данный гальванический элемент составлен из окислительно-восстановительного и водородного электродов.

Потенциал окислительно-восстановительного электрода рассчитываем по уравнению Нернста: $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}} = E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Cr}^{3+}]}{[\text{Cr}^{2+}]}$.

Стандартный потенциал пары $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}}^0 = -0,408 \text{ В}$. Подставив данные условия задачи, рассчитаем потенциал окислительно-восстановительного электрода:

$$E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}} = -0,408 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[0,1]}{[0,01]} = -0,408 + 0,059 \lg 10 = -0,408 + 0,059 \times 1 = -0,35 \text{ В}.$$

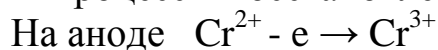
Второй электрод данного гальванического элемента является водородным электродом. Потенциал газового водородного электрода, согласно уравнению Нернста, зависит от концентрации (активности) ионов водорода и давления газа водорода в растворе:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + 0,059 \lg \frac{[\text{H}^+]}{\sqrt{p_{\text{H}_2}}}. \text{ Учитывая, что потенциал стандартно-}$$

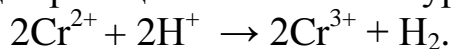
го водородного электрода $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0$ равен нулю, а давление водорода по условию задачи 1 атм., получим:

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,059 \lg [\text{H}^+] = 0,059 \lg 0,01 = 0,059(-2) = -0,12 \text{ В}.$$

Определяем катод и анод. Поскольку окислительно-восстановительный электрод имеет меньший потенциал, то в гальваническом элементе он будет играть роль анода (отрицательный полюс), а водородный электрод – катода (положительный полюс). После замыкания цепи на первом электроде будет протекать анодный процесс окисления, на втором катодный процесс – восстановления:



Суммарная токообразующая реакция описывается уравнением



Электроны при замыкании внешней цепи будут двигаться от отрицательного полюса к положительному – от хромового окислительно-восстановительного электрода к водородному.

ЭДС данного элемента $E = E_k - E_a = E_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}} = -0,12 - (-0,35) = 0,23 \text{ В}$.

ПРИМЕР 5. Какие процессы протекают на электродах цинкового концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов концентрация (активность) ионов цинка Zn^{2+} равна 1 моль/л, у другого – 0,0001 моль/л? Какова ЭДС этого элемента?

Решение: Концентрационный гальванический элемент состоит из одинаковых электродов, погруженных в растворы своих солей различной концентрации. Определим потенциалы обоих электродов. Так как концентрация (активность) ионов цинка у первого электрода равна 1 моль/л, то потенциал его будет равен стандартному потенциалу цинкового электрода: $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$.

Потенциал второго электрода рассчитаем по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Zn}^{2+}] = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg[0,0001] = -0,76 + \frac{0,059}{4} (-4) = -0,88 \text{ В}$$

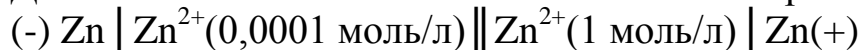
Второй электрод, имеющий меньший потенциал, будет анодом, на нем протекает реакция окисления: $\text{Zn} - 2 \text{ e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

Первый электрод является катодом, на нем после замыкания цепи протекает реакция восстановления $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}$.

Токообразующая реакция в гальваническом элементе будет иметь вид: $\text{Zn} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn} + \text{Zn}^{2+}$

Рассчитываем ЭДС элемента: $E = E_k - E_a = -0,76 - (-0,88) = 0,12 \text{ В}$

Данный гальванический элемент можно отобразить схемой:



ПРИМЕР 6. Константа равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе $(-)\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cd}^{2+} \mid \text{Cd}(+)$, равна $1,597 \cdot 10^{12}$. Определите электродный потенциал кадмия, если электродный потенциал цинка $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763 \text{ В}$.

Решение: в данном гальваническом элементе протекает реакция $\text{Zn} + \text{Cd}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cd}$. Между константой равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе и ЭДС элемента, существует зависимость:

$$\text{ЭДС} = \frac{0,059}{n} \lg K.$$

Для данного элемента $\text{ЭДС} = \frac{0,059}{2} \lg 1,597 \times 10^{12} = 0,0295 \times 12,2034 = 0,360 \text{ В}$.

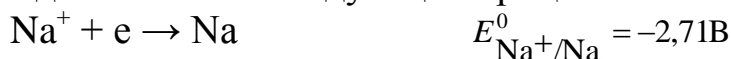
тоже время, $\text{ЭДС} = E_k - E_a = E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$.

Отсюда потенциал кадмиевого электрода составит $E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = E + E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = 0,360 - 0,763 = -0,403 \text{ В}$.

ПРИМЕР 7. Какие процессы будут протекать при электролизе водного раствора сульфата натрия с угольным анодом? Какие процессы изменятся, если угольный электрод заменить медным?

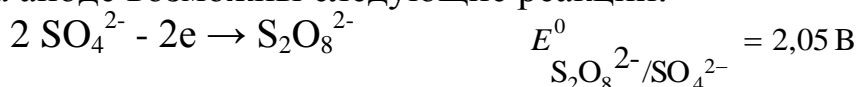
Решение: в растворе сульфата натрия в электродных процессах могут участвовать ионы натрия Na^+ , SO_4^{2-} и молекулы воды. Угольные электроды относятся к инертным.

На катоде возможны следующие процессы восстановления:



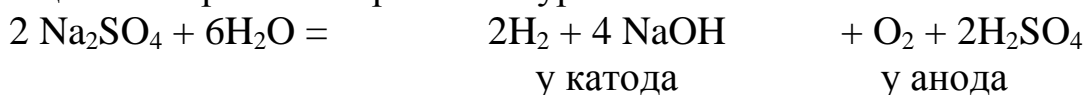
Потенциал восстановления молекул воды (-0,82В) дан для щелочного раствора, с учетом подщелачивания среды в ходе электролиза. Сравнивая потенциалы катодных реакций, видим, что потенциал восстановления воды наибольший, что соответствует их большей окислительной способности. Поэтому на катоде будет происходить восстановление молекул воды, сопровождающееся выделением водорода и образованием в катодном пространстве гидроксид ионов OH^- . Ионы натрия Na^+ , приходящие к катоду, будут накапливаться у электрода.

На аноде возможны следующие реакции:



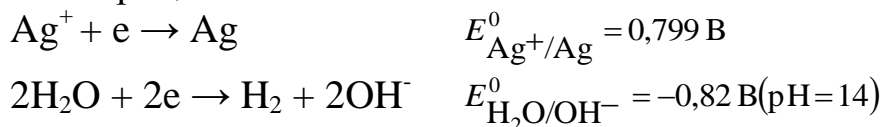
Окисление молекул воды идет при меньшем потенциале, следовательно, они обладают большей восстановительной способностью. Поэтому на аноде будет происходить окисление молекул воды с выделением кислорода и образованием кислой среды (ионов водорода H^+). Ионы SO_4^{2-} будут накапливаться в анодном пространстве.

Таким образом, при электролизе раствора сульфата натрия с угольным инертным анодом в электродных процессах участвуют только молекулы воды. Вблизи катода ионы Na^+ и OH^- образуют раствор щелочи NaOH , а у анода ионы H^+ и SO_4^{2-} – раствор серной кислоты. Суммарная реакция электролиза выражается уравнением:

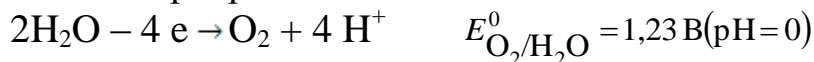


При замене инертного (угольного) анода на медный, на аноде становится возможным протекание еще одной реакции окисления – растворение меди:

Решение. При электролизе водного раствора нитрата серебра AgNO_3 в случае применения нерастворимого анода (например, графитового) на аноде возможны процессы:

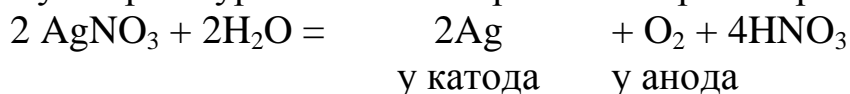


Потенциал первой реакции выше, поэтому на катоде протекает восстановление ионов серебра.



Анион NO_3^- не окисляем.

Суммарное уравнение электролиза нитрата серебра AgNO_3 :



По первому закону Фарадея масса вещества, образующегося при электролизе, прямо пропорциональна количеству пропущенного через раствор электричества Q : $m = kQ = kIt = \frac{\mathcal{E}It}{F}$,

Эквивалентная масса серебра $\mathcal{E}_{\text{Ag}} = 109$ г/моль, постоянная Фарадея $F = 26,8$ А·ч/моль.

Определяем $m_{\text{теор}}$: $m_{\text{теор}} = \frac{\mathcal{E}It}{F} = \frac{107,87 \cdot 25 \cdot 3 \cdot 60}{96500} = 5,04$ г. Выход по току

$$B_{\text{T}} = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} 100\%. \quad B_{\text{T}} = \frac{4,8}{5,04} 100\% = 95,24\%.$$

ПРИМЕР 10. Рассчитайте силу тока при электролизе раствора, если на катоде в течение 1 ч 40 мин выделилось 1,4 л водорода (н.у.).

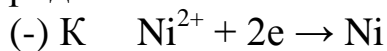
Решение. Согласно закону Фарадея $I = \frac{mF}{t\mathcal{E}}$. Так как количество водорода дано в объемных единицах, то отношение $\frac{m}{\mathcal{E}}$ заменяем отношением $\frac{V}{V_{\text{эквH}_2}}$, где $V_{\text{эквH}_2} = 11,2$ л/моль – эквивалентный объем водорода. Тогда

$$\text{сила тока } I = \frac{V \times 96500}{11,2 \times t} = \frac{1,4 \times 96500}{11,2 \times 6025} = 2 \text{ А.}$$

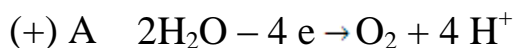
ПРИМЕР 11. Рассчитайте значение теоретического напряжения разложения водного раствора сульфата никеля NiSO_4 при электролизе на платиновых электродах.

Решение: рассчитать теоретическое напряжения разложения электролита, это значит определить разность потенциалов анодного и катодного процессов, протекающих на электродах: $E_{н.р.} = E_a - E_k$.

Платиновые электроды относятся к инертным электродам. При электролизе раствора $NiSO_4$ на катоде выделяется никель, а на аноде – кислород:



$$E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 В,$$



$$E_{O_2/H_2O}^0 = 1,23 В (pH=0).$$

Суммарное уравнение электролиза: $2NiSO_4 + 2H_2O \rightarrow 2Ni + O_2 + 2H_2SO_4$

Теоретическое напряжение разложения:

$$E_{н.р.} = E_a - E_k = E_{O_2/H_2O}^0 - E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = 1,23 - (-0,25) = 1,48 В.$$

Практическое напряжение разложения выше теоретического за счет перенапряжения выделения продуктов электролиза.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Какие из перечисленных ионов Al^{3+} , V^{2+} , Pb^{2+} , H^+ , Cu^{2+} могут быть восстановлены железом из водных растворов?
2. а) Никелевая пластинка внесена в раствор соли трехвалентного хрома. Возможно ли растворение никеля и выделение хрома? б) Хромовая пластина внесена в раствор соли никеля. Возможно ли растворение хрома и выделение никеля?
3. Возможно ли вытеснение хромом цинка из раствора его соли? Возможно ли вытеснение цинком хрома из раствора его соли?
4. Будет ли реагировать металлический цинк с растворами: а) $NaCl$; б) $MgSO_4$; в) $CuSO_4$; г) $Hg(NO_3)_2$? Написать уравнения протекающих реакций.
5. В 1 М растворы HCl , $CuSO_4$, $Pb(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, KNO_3 , $NiSO_4$ опускают по кусочку олова. В каком растворе олово будет растворяться?
6. Какие металлы будут выделяться, если кадмиевая пластинка опущена в раствор, содержащий одновременно $MnSO_4$, $NiSO_4$, $NaCl$, $AgNO_3$ с одинаковой концентрацией катионов?
7. Из каких солей металл может быть вытеснен никелем: $Pb(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $CuSO_4$, $AgNO_3$, $ZnSO_4$?

8. Какие металлы будут выделяться на а) Fe-пластине; б) Ni-пластине, если они опущены в растворы солей с одинаковой концентрацией катионов: NaCl , MnSO_4 , CuSO_4 , ZnSO_4 , MgCl_2 , AgNO_3 ?
9. Какие металлы будут выделяться, если марганцевая пластинка опущена в растворы солей с одинаковой концентрацией катионов: FeSO_4 , MgCl_2 , ZnSO_4 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$?
10. Никелевые пластинки опущены в растворы: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, MgSO_4 , NaCl , CuSO_4 , AlCl_3 , ZnCl_2 . С какими солями никель будет реагировать? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
11. В шесть пробирок налиты растворы: MgSO_4 , HgCl_2 , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, AgNO_3 , SnCl_2 . В каждую брошено по кусочку цинка. В каких пробирках произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.
12. Какие из перечисленных ниже взятых попарно веществ будут взаимодействовать друг с другом? $\text{Fe} + \text{HCl}$; $\text{Cu} + \text{HCl}$; $\text{Hg} + \text{AgNO}_3$; $\text{Zn} + \text{MnSO}_4$; $\text{Mg} + \text{NiCl}_2$. Выразите протекающие реакции молекулярными и ионными уравнениями.
13. Между какими из перечисленных ниже взятых попарно веществ пойдет реакция замещения? $\text{Ag} + \text{HF}$; $\text{Cu} + \text{HgCl}_2$; $\text{Zn} + \text{MgCl}_2$; $\text{Sn} + \text{HCl}$; $\text{Hg} + \text{HCl}$; $\text{Zn} + \text{AgNO}_3$.
14. Три свинцовых пластинки опустили в растворы: а) CuSO_4 ; б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; в) HNO_3 (разб.). Что произойдет в каждом случае с массой пластинки? Ответ поясните с помощью химических реакций.
15. Три пластинки из железа погружали соответственно в растворы: а) CuSO_4 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; в) ZnSO_4 . Как изменится масса пластинок после взаимодействия их с растворами?
16. Увеличится или уменьшится масса цинковой пластинки при взаимодействии с растворами: а) CuSO_4 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?
17. Увеличится или уменьшится масса железной пластинки после выдерживания ее в растворе: а) Na_2SO_4 ; б) NiSO_4 ; в) AgNO_3 ?
18. В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили: в первый цинковую пластинку, во второй – серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

19. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса кадмиевой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) AgNO_3 ; б) ZnSO_4 ; в) NiSO_4 ?
20. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; б) MgSO_4 ; в) CuSO_4 ?
21. Составьте гальванический элемент, в котором железная и никелевая пластинки помещены в растворы своих солей. Напишите электродные реакции, уравнение токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС и константу равновесия.
22. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС элемента, состоящего из серебряной и свинцовой пластин, погруженных в раствор собственных ионов с концентрацией (активностью) $[\text{Ag}^+] = [\text{Pb}^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$. Изменится ли ЭДС, если концентрация (активность) каждого иона уменьшится в 10 раз?
23. Составьте схему работы замкнутого гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженных в 0,005 М растворы своих солей. Рассчитайте ЭДС, и A_{max} этого элемента.
24. Рассчитайте ЭДС медно-свинцового элемента, в котором $[\text{Cu}^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$ и $[\text{Pb}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$. Напишите уравнения реакции и определите направление движения электронов во внешней цепи.
25. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором возникает реакция:
 $\text{Zn} + \text{Sn}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Sn}$ при $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-4} \text{ моль/л}$, $[\text{Sn}^{2+}] = 10^{-2} \text{ моль/л}$.
26. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором возникает реакция
 $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} = \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}$ при $[\text{Cd}^{2+}] = 10^{-4} \text{ моль/л}$, $[\text{Cu}^{2+}] = 10^{-2} \text{ моль/л}$.
27. ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов никеля 10^{-4} моль/л , и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определите концентрацию ионов серебра в растворе его соли.
28. Вычислите ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в раствор сульфата цинка ZnSO_4 с концентрацией $2 \cdot 10^{-2}$ и $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.
29. Составьте схему концентрационного гальванического элемента с концентрацией ионов цинка у одного из электродов $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-2} \text{ моль/л}$, а у другого $[\text{Zn}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$. Укажите, какой из этих электродов будет катодом, какой – анодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

30. Какие процессы имеют место у магниевое концентрационного гальванического элемента, если концентрация (активность) ионов магния у одного электрода $[Mg^{2+}] = 1$ моль/л, а у другого - $[Mg^{2+}] = 0,001$ моль/л. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи? Какое значение ЭДС этого элемента?
31. Составьте схему концентрационного гальванического элемента при $[Ag^+] = 10^{-2}$ моль/л у одного электрода и $[Ag^+] = 10^{-4}$ моль/л – у другого. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой – катодом. Рассчитайте ЭДС этого элемента.
32. Имеется гальванический элемент $Co | [Co^{2+}] = 1 \text{ моль/л} || [Ni^{2+}] = X \text{ моль/л} | Ni$. При какой концентрации ионов никеля (X моль/л) электродный потенциал никеля будет равен электродному потенциалу кобальта?
33. Какова ЭДС концентрационного элемента, состоящего из серебряных электродов, находящихся в 0,1 М и 0,001 М растворах нитрата серебра?
34. Рассчитайте ЭДС концентрационного элемента, состоящего из двух водородных электродов, погруженных в растворы с рН 2 и 4.
35. ЭДС элемента $Fe | [Fe^{2+}] = 0.1 \text{ моль/л} || [Ag^+] = X \text{ моль/л} | Ag$ равна 1,152 В. Вычислите X .
36. Определите концентрацию ионов Cu^{2+} в растворе, если при 298 К ЭДС элемента, в котором протекает реакция $Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$, равна 1,16 В и $[Zn^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л.
37. ЭДС гальванического элемента, составленного из двух водородных электродов, равна 0,271 В. Чему равен рН раствора, в который погружен анод, если катод погружен в раствор с рН=3?
38. Вычислите ЭДС и определите направление движения электронов во внешней цепи гальванического элемента:
- $Fe | Fe^{2+} (1 \text{ моль/л}) || Ag^+(0,01 \text{ моль/л}) | Ag$;
 - $Fe | Fe^{2+} (0,1 \text{ моль/л}) || Ag^+(0,01 \text{ моль/л}) | Ag$;
 - $Fe | Fe^{2+} (0,01 \text{ моль/л}) || Fe^{2+}(1 \text{ моль/л}) | Fe$;
 - $Al | Al^{3+} (0,1 \text{ моль/л}) || Al^{3+}(0,01 \text{ моль/л}) | Al$;
 - $Zn | Zn^{2+} (1 \text{ моль/л}) || Fe^{2+}(0,01 \text{ моль/л}) | Fe$;
 - $Cu | Cu^{2+} (0,1 \text{ моль/л}) || Ag^+(0,001 \text{ моль/л}) | Ag$;
39. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} , равной 0,001 моль/л, и медью,

погруженной в раствор ее соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС элемента была равной 0,85 В?

40. Какой из электродов отрицательный и какой положительный в концентрационном элементе, образованном алюминиевыми электродами, при концентрации (активности) ионов Al^{3+} в одном 0,01 моль/л, в другом – 0,1 моль/л. Рассчитайте ЭДС элемента.
41. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cr^{3+} . При какой концентрации ионов Cr^{3+} ЭДС этого элемента будет равна нулю?
42. Составьте схему, напишите реакции электродных процессов и суммарной реакции и рассчитайте ЭДС элемента, у которого один цинковый электрод с концентрацией (активностью) ионов цинка Zn^{2+} 10^{-2} моль/л, а второй – водородный при стандартном давлении водорода и $\text{pH} = 2$.
43. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродами $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$ при $[\text{Sn}^{2+}] = 0,5$ моль/л, $\text{Ag} \mid \text{Ag}^+$ при $[\text{Ag}^+] = 0,01$ моль/л и сравните с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.
44. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции и рассчитайте ЭДС элемента, составленного из электродов: $\text{Pt} \mid \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}$ и $\text{Pt} \mid \text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+}$. Концентрация (активность) всех ионов составляет 0,1 моль/л.
45. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродами $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+}$ и $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+}$ при концентрации ионов $[\text{Mg}^{2+}] = 0,1$ моль/л, $[\text{Zn}^{2+}] = 2$ моль/л. Сравните значение ЭДС с ЭДС элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов. Напишите реакции, протекающие на катоде и аноде.
46. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС элемента, состоящего из медной и кадмиевой пластин, погруженных в раствор собственных ионов с концентрацией (активностью) 0,1 моль/л. Изменится ли ЭДС, если концентрация (активность) каждого иона возрастет в 10 раз?
47. Даны два гальванических элемента: а) $\text{Pt} \mid \text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+} \parallel \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} \mid \text{Pt}$; б) $\text{Pt} \mid \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} \parallel \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \mid \text{Pt}$. На основании стандартных электродных потенциалов определите, в каком элементе будет осуществляться

окисление ионов Sn^{2+} . Рассчитайте константу равновесия для реакции, протекающей в этом элементе.

48. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \mid \text{Pt}$, составляет $1 \cdot 10^{53}$ ($T=298\text{K}$). Определите значение электродного потенциала окислительно-восстановительного электрода $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$, если $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763\text{В}$. Составьте уравнения электродных процессов и токообразующей реакции.
49. Составьте схему элемента, в котором протекает реакция $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 = \text{SnCl}_4 + \text{Hg}$. Определите катод и анод и напишите протекающие на них реакции. Рассчитайте ЭДС элемента.
50. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе $\text{Pt} \mid \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \parallel \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \mid \text{Pt}$, составляет $1 \cdot 10^{21}$. Определите значение потенциала $E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}}^0$, если $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77\text{В}$. Составьте уравнения электродных процессов и токообразующей реакции.
51. Напишите катодный и анодный процессы, уравнение токообразующей реакции, протекающей в гальваническом элементе: $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+}(1\text{моль/л}) \parallel \text{Cu}^{2+}(10^{-2}\text{моль/л}) \mid \text{Cu}$. Рассчитайте ЭДС этого элемента.
52. Константа равновесия реакции: $\text{Ni} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$, составляет 10^{35} ($T=298\text{K}$). Определите потенциал $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0$, если $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,25\text{В}$. Напишите электродные реакции и составьте схему гальванического элемента.
53. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из кадмиевой и медной пластинок, опущенных в 0,1 М растворы их солей. Запишите схему элемента, напишите уравнения реакций на аноде и катоде, а также токообразующей реакции. Укажите направление перемещения электронов во внешней цепи.
54. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция $\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$ при $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}\text{моль/л}$, $[\text{Ag}^+] = 10^{-3}\text{моль/л}$.
55. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в раствор 1М AgNO_3 , и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, протекающей при работе элемента. Какое значение имеет ЭДС?
56. Определите концентрацию (активность) ионов Cu^{2+} в растворе, если ЭДС элемента, в котором протекает реакция $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$, равна 1,16 В и $[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-2}\text{моль/л}$.

57. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте ЭДС этого элемента.
58. Составьте схему электролиза водных растворов H_2SO_4 и CuCl_2 с платиновыми электродами.
59. Какие процессы протекают на инертных электродах и какие вещества выделяются на электродах при электролизе: а) CuCl_2 ; б) AgNO_3 ; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; г) MgCl_2 ; д) K_2SO_4 ?
60. Напишите уравнения реакций, протекающих на платиновых инертных электродах при электролизе:
- раствора хлористого кальция в воде;
 - расплава хлористого кальция;
 - раствора сульфата магния в воде;
 - расплава сульфата магния;
 - водных растворов $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, AgNO_3 .
61. Одинаковы ли продукты электролиза водных растворов NaCl и Na_2SO_4 на инертных электродах? Какие продукты образуются в прикатодном и прианодном пространствах, если электролиз проводить с диафрагмой?
62. Какое вещество и в каком количестве выделится на графитовом аноде при электролизе раствора CuCl_2 , если на катоде выделилось 1,589 г меди?
63. Составьте схему процессов, происходящих на медных электродах, при электролизе водного раствора KNO_3 .
64. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов BaCl_2 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с угольными электродами.
65. Какие процессы протекают на платиновых электродах и какие продукты получают при электролизе раствора K_2SO_4 на электродах: а) угольном; б) никелевом?
66. Одинаковы ли будут продукты электролиза растворов солей NaI и CaI_2 на графитовых электродах? Ответ обосновать соответствующими уравнениями реакций.
67. Напишите уравнения реакций на катоде и аноде водного раствора MnSO_4 , если электроды: а) угольные; б) марганцевые.
68. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе растворов NaOH и NiCl_2 с инертными электродами.
69. Напишите уравнения реакций у катода и анода при электролизе водного раствора NiCl_2 , если применен анод: а) угольный; б) никелевый.

70. Составьте схему электролиза раствора нитрата свинца на угольных электродах. Что произойдет при замене электродов на свинцовые?
71. Через последовательно соединенные электролитические ванны с платиновыми электродами пропускали электрический ток. В первой ванне был раствор кислоты, во второй – раствор AgNO_3 и в третьей – раствор CuCl_2 . Какие продукты и в каких количествах выделяются на электродах в каждой из трех ванн, если в первой ванне на катоде получено 1 мг водорода?
72. Ток, силой 2,5 А, проходит последовательно через растворы FeCl_2 и FeCl_3 в течение 30 мин. Одинаковое ли количество железа и хлора выделится на электродах? Ответ подтвердите расчетом. Принять выход по току $\eta_{\text{т}}$ процессов на аноде и катоде равным 100%
73. Составьте схемы электролиза водных растворов солей: а) CuSO_4 на медных электродах; б) NiSO_4 на никелевых электродах. Что произойдет при замене металлических электродов угольными?
74. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах при электролизе раствора хлорида магния. Сколько времени необходимо вести электролиз при силе тока 2 А, чтобы на катоде выделилось 2,43 г вещества?
75. Через растворы FeCl_2 , CuCl_2 и MgSO_4 последовательно пропускали ток в 2 А в течение 20 мин. Какие вещества и в каком количестве выделились в каждом случае на катоде и аноде.
76. Как долго надо пропускать ток, силой 2,5 А, через расплавленный хлорид свинца, чтобы на катоде выделилось 20 г металла? Составьте схему электролиза на угольных электродах.
77. Вычислите выход по току, зная, что после пропускания тока 0,5 А через раствор ZnSO_4 в течение 30 мин. масса катода увеличилась на 0,25 г. Дать схему электролиза на цинковых электродах.
78. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 13,4 А в течение 1 ч. Определите количество железа, которое выделилось на катоде, если выход по току железа был равен 70%. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах.
79. Какое вещество и в каком количестве выделится на графитовом аноде при электролизе водного раствора CuSO_4 , если на катоде выделится 1,589 г меди? ($\eta_{\text{т}}=100\%$).
80. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили с медными электродами при силе тока 2,68А в течение 1 часа. Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся на электродах веществ при н.у.

81. При электролизе сульфата меди на угольном аноде выделилось 560 мл кислорода, измеренного при н.у. Сколько граммов вещества выделилось на катоде.
82. Для выделения 1,75 г некоторого металла из раствора его соли потребовалось пропустить ток, силой 1,8 А, в течение 1,5 ч. Вычислите эквивалент металла.
83. Через раствор сульфата кадмия пропущено 25 А·час электричества. При этом на катоде выделилось 42,5 г кадмия. Напишите уравнения реакций на электродах. Рассчитайте выход по току (V_T) кадмия.
84. Электролиз раствора сульфата цинка проводили с нерастворимым анодом в течение 6,7 ч, в результате чего выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н.у. Вычислите силу тока и количество осажденного цинка, если выход по току составил 70%
85. Через раствор хлорида железа (II) пропускали ток силой 3 А в течение 10 мин, через раствор хлорида железа (III) – ток силой 5 А в течение 6 мин. Одинаковое или разное количество железа выделилось на катодах при $V_T = 100\%$? Какой газ, и в каком количестве выделился на графитовых анодах?
86. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата никеля. Рассмотрите при этом: а) никелевые электроды; б) нерастворимые электроды. Какой должна быть сила тока, чтобы за 10 ч на катоде выделилось 47 г никеля при выходе по току 80%?
87. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде при электролизе раствора SnCl_2 , если на аноде выделилось 1,12 л хлора (н.у.).
88. Деталь была оцинкована за 1 час 40 мин. Электролит – раствор ZnSO_4 . Масса покрытия (Zn) составляет 7,84 г. Выход по току – 72%. Чему была равна сила тока?
89. Для получения 1 м³ хлора (н.у.) при электролизе водного раствора хлорида натрия через раствор пропущено 2500 А·час электричества. Вычислите выход по току. Напишите схему электролиза.
90. Ток проходит последовательно через растворы сульфата меди и хлорида олова (II). Через некоторое время в первом растворе выделилось 3,2 г меди. Какое количество олова выделилось за это время из второго раствора при выходе по току 100%? Напишите схемы электролиза этих солей.
91. Сколько граммов H_2SO_4 образуется около нерастворимого анода при электролизе раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется 1,12 л кислорода (н.у.)? Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде.

92. Ток силой 20 А в течение 30 минут пропускали через расплав хлорида свинца. Найти массу выделившегося свинца и объем образовавшегося газа (н.у.). Составить схему электролиза на платиновых электродах.
93. Ток, силой 3 А, в течение 1 ч пропускали через раствор нитрата серебра. Сколько граммов серебра выделилось на катоде?
94. В двух электролизерах с графитовыми электродами происходит электролиз: а) раствора едкого натра; б) расплава едкого натра. Напишите уравнения реакций на электродах. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катоде, при прохождении 26,8 А·час электричества через электролизер ($\eta = 100\%$).
95. При электролизе $MgSO_4$ и $CuSO_4$ на графитовых электродах в электролизерах, соединенных последовательно, на катоде одного из электролизеров выделилось 0,2 г водорода. Сколько граммов вещества выделилось на электродах другого электролизера.
96. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока, силой 1,5 А, в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Определите атомную массу и назовите металл.
97. Какие вещества и в каком количестве выделились на инертных аноде и катоде при электролизе раствора $MgCl_2$ с силой тока 2 А в течение 0,5 час?
98. Какие процессы идут на графитовых электродах при электролизе раствора КОН? Сколько граммов вещества выделится на электродах при прохождении через раствор тока силой 6,7 А в течение 1 ч?
99. Вычислите выход по току, зная, что после пропускания тока силой 0,5 А через раствор $ZnSO_4$ в течение 30 мин масса катода увеличилась на 0,25 г. Дайте схему электролиза на графитовых электродах.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Лабораторная работа №1

Электродный потенциал. Гальванический элемент

Опыт 1. Электрохимическая активность металлов

Электродный потенциал характеризует электрохимическую активность металлов в водных растворах. Поэтому, сопоставив значения потенциалов различных электродов, измеренных в одинаковых условиях, можно судить об их активности относительно друг друга и количественно охарактеризовать эту активность.

Цель работы. Установить опытным путем относительную активность предложенных металлов: меди, железа, свинца, цинка, никеля, олова, магния относительно друг друга и водорода.

Приборы и реактивы. Пробирки, образцы (пластины, проволока, стружка и т.п.) исследуемых металлов (Mg, Fe, Zn, Pb, Cu), наждачная бумага, 1М растворы солей (MgSO₄, FeSO₄, NiSO₄, CuSO₄, ZnSO₄, Pb(NO₃)₂) исследуемых металлов, 1М HCl

Выполнение работы.

а) относительная активность металла

Все металлы перед началом опыта необходимо тщательно зачистить наждачной бумагой.

1. Налейте в пробирки по 1,0-1,5 мл исследуемых растворов солей.

2. В каждую пробирку поместите на 2-3 мин по пластинке свинца, кроме пробирки с раствором нитрата свинца. Наблюдайте: в какой пробирке свинец покрылся налетом другого металла?

3. Аналогично продолжите опыт с другими металлами. Наблюдайте каждый раз, в каких пробирках происходит вытеснение металла из раствора соли. Напишите уравнения протекающих реакций с указанием направления перехода электронов.

Внимание! Поскольку выделение из некоторых растворов металлов при растворении железа и никеля визуально не наблюдается, для обнаружения катионов Fe²⁺ и Ni²⁺ необходимо провести качественные реакции.

1. В пробирки с пластиной железа добавить раствора красной кровяной соли – K₃[Fe(CN)₆]. В случае, если железо растворилось, то раствор окрасится в синий цвет;

2. В пробирки с пластинкой Ni добавить реактив Чугаева. Красное окрашивание раствора указывает на наличие на поверхности исследуемого металла никеля.

б) активность металлов относительно водорода

Поместите в каждую пробирку по 1 кусочку исследуемых металлов и прилейте 1-2 мл 1М раствора соляной кислоты. Наблюдайте через 2 – 3 мин.: на каких металлах образуются пузырьки газа.

Пробирку со свинцом подогреть, так как образующаяся в реакции соль – хлорид свинца PbCl₂ – при комнатной температуре трудно растворима и вследствие этого препятствует реакции.

Во всех ли пробирках происходит реакция? Дайте объяснения, составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Обобщите опытные данные. Результаты наблюдений запишите в виде табл. 1.

Таблица 1

Исследуемый металл	Ионы металла в растворе							H ⁺
	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Zn ²⁺	Mg ²⁺	
Cu								
Pb								

Металл	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Zn ²⁺	Mg ²⁺	H ⁺
Fe								
Ni								
и т.д.								

При вытеснении металлом, стоящим в левой графе, другого металла из раствора его соли и водорода из кислоты ставьте знак (+) в столбце под ионом вытесненного металла и в столбце с ионом H⁺, при отсутствии реакции – знак (-).

Расположите исследованные металлы в порядке убывающей активности. Какой металл самый сильный восстановитель? Напишите в полученном ряду активности под каждым металлом его стандартный электродный потенциал. Соответствует ли составленный вами ряд активности расположению металлов в ряду стандартных электродных потенциалов?

Опыт 2. Определение потенциалов отдельных электродов

Абсолютные значения электродных потенциалов технически невозможно определить, поэтому пользуются относительными значениями, полученными путем измерения разности электродных потенциалов исследуемого электрода и стандартного. Принятым стандартным электродом является стандартный водородный электрод (СВЭ).

Кроме стандартного водородного электрода, можно применять и другие электроды сравнения. Чаще всего для этой цели используют хлорсеребряный электрод.

Величина потенциала хлорсеребряного электрода, измеренная относительно СВЭ, равна 0,222 В. Поэтому расчет значения потенциала электрода, измеренного относительно хлорсеребряного электрода по водородной шкале, следует проводить по формуле:

$$E_{\text{элект}}^{\text{СВЭ}} = E_{\text{элект}}^{\text{ХСЭ}} + 0,222 \text{ В},$$

где $E_{\text{элект}}^{\text{СВЭ}}$ - потенциал электрода по водородной шкале, В,

$E_{\text{элект}}^{\text{ХСЭ}}$ - потенциал электрода, измеренный относительно хлорсеребряного электрода, В.

Для измерения потенциала какого-либо электрода необходимо составить цепь из исследуемого электрода и электрода сравнения. Такая система из двух электродов, соединенных электролитическим мостиком или полупроницаемой перегородкой, называется гальваническим элементом, а разность потенциалов между этими электродами – электродвижущей силой гальванического элемента (ЭДС).

Цель работы. Определить стандартные потенциалы медного, цинкового электродов.

Приборы и реактивы. рН-метр, мульти-вольтметр, хлорсеребряный электрод, солевой мостик, цинковая пластина, медная пластина, 1 М растворы солей $ZnSO_4$ и $CuSO_4$, провода, наждачная бумага.

Выполнение работы.

1. Соберите стандартный медный электрод: хорошо зачищенную медную пластину погрузите в 1 М раствор $CuSO_4$;
2. Соедините медный электрод с хлорсеребряным электродом при помощи солевого мостика;
3. Оба электрода подсоедините к рН-метру и измерьте разность потенциалов.

Аналогичные измерения провести с цинковым электродом.

Рассчитайте величины потенциалов электродов по водородной шкале и сравните их с экспериментально полученными величинами. Рассчитайте абсолютную и относительную погрешность измерений.

$\Delta = |E_{\text{теор}} - E_{\text{эксп}}|$, где Δ – абсолютная погрешность измерения, $E_{\text{теор}}$ – теоретическое значение потенциала, $E_{\text{эксп}}$ – измеренное значение потенциала.

$$\delta = \frac{|E_{\text{теор}} - E_{\text{эксп}}|}{E_{\text{теор}}} 100\%, \text{ где } \delta \text{ – относительная погрешность измерения.}$$

Опыт 3. Измерение ЭДС гальванического элемента

Цель работы. Составить гальванический элемент (электроды – по указанию преподавателя). Определить ЭДС, рассчитать ΔG гальванического элемента.

Приборы и реактивы: Стандартные электроды

Составьте исследуемый гальванический элемент по схеме нижеприведенного медно-цинкового гальванического элемента (Рис.3).

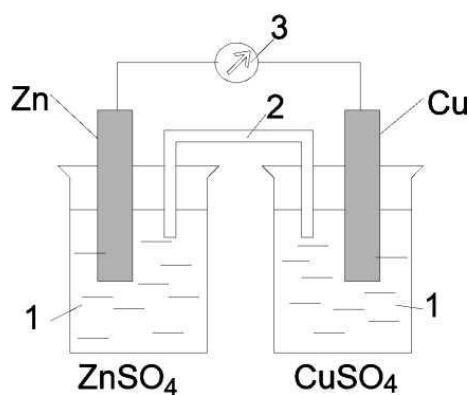


Рис.3. Гальванический элемент:

- 1 – растворы $ZnSO_4$ и $CuSO_4$; 2 – электролитический мостик;
3 – мультиметр

Соберите стандартные электроды: хорошо зачищенные медную и цинковую пластины погрузите соответственно в растворы 1М CuSO₄ и 1М ZnSO₄. Замкните внутреннюю цепь – стаканы с растворами соедините при помощи солевого мостика. Замкните внешнюю цепь – подсоедините электроды к мультиметру, измерьте величину ЭДС.

Напишите уравнение окислительно-восстановительных процессов, происходящих на электродах, ионные и молекулярные уравнения токообразующих реакций, протекающих при работе гальванического элемента.

Рассчитайте теоретическое значение ЭДС и изменение свободной энергии Гиббса. Определите абсолютную и относительную погрешность измерений (см. оп.2).

Опыт 4. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации электролита

Цель работы: Исследовать зависимость величины ЭДС гальванического элемента от концентрации потенциалопределяющих ионов

Приборы и реактивы: Стандартные медный и цинковый электрод, растворы солей ZnSO₄ и CuSO₄ различной концентрации: 0,001М, 0,01М, 0,1М.

Получите задание преподавателя исследовать: а) зависимость ЭДС медно-цинкового гальванического элемента от концентрации ионов Zn²⁺; б) зависимость ЭДС медно-цинкового гальванического элемента от Cu²⁺.

Для выполнения эксперимента соберите медно-цинковый гальванический элемент по схеме:



В стакан налейте 1М раствор сульфата меди (II), концентрация которого в ходе измерений не изменяется. В другие стаканы налейте растворы сульфата цинка в порядке возрастания концентрации (0,001М, 0,01М, 0,1М). Опустите в раствор сульфата меди медный электрод, а в раствор сульфата цинка наименьшей концентрации – цинковый электрод. Полуэлементы соедините солевым мостиком и измерьте ЭДС с помощью милливольтметра, данные занесите в табл.2.

Проведите аналогичные опыты с остальными растворами сульфата цинка.

Обработка результатов:

Рассчитайте теоретическое значение электродного потенциала электрода и ЭДС при различных концентрациях. Оцените величину абсолютной и относительной погрешности. Результаты измерений и расчетов запишите в табл.2

Таблица 2

[Me ⁿ⁺], моль/л		E _{Me/Meⁿ⁺} , В		ЭДС _{экспер} , В	ЭДС _{теорет} , В	δ %
Cu ²⁺	Zn ²⁺	E° _{Cu/Cu²⁺}	E° _{Zn/Zn²⁺}			
1	0,001	0,34				
1	0,01	0,34				
1	0,1	0,34				
1	1	0,34	-0,76			

Какой из факторов: природа металла или концентрация его ионов в растворе – в большей мере определяет значение электродного потенциала и, следовательно, ЭДС гальванического элемента?

Опыт 5. Измерение ЭДС концентрационного гальванического элемента

Цель работы: Измерить ЭДС цинкового концентрационного гальванического элемента

Для проведения опыта воспользуйтесь прибором предыдущего опыта мультиметром. Два стаканчика заполните одним и тем же электролитом, а именно, сульфатом цинка, но различной концентрации. В стаканчик 1 налейте раствор 1М ZnSO₄, а в стаканчик 2 – 0,01 М концентрации. Соберите гальванический элемент, подключите во внешнюю цепь мультиметр и измерьте величину ЭДС.

Обработка результатов:

Сравните наблюдаемое значение экспериментальное (ЭДС_{экспер}) значением с теоретическим (ЭДС_{теорет}) концентрационного гальванического элемента, рассчитанной по уравнению Нернста. Рассчитайте погрешность эксперимента.

Составьте схему концентрационного гальванического элемента. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Лабораторная работа №2

ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Опыт 1. Электролиз с нерастворимым анодом

Приборы и реактивы: U-образный электролизер, графитовые электроды, 0,5 М Na₂SO₄, 0,5 М CuCl₂, 5% KI, раствор лакмуса, фенолфталеин, йодкрахмальная бумага, источник тока.

а) Электролиз раствора сульфата натрия

Цель работы: Изучить электролиз раствора Na₂SO₄, установить катодный и анодный продукты

1. Заполните U-образный электролизер на 3/4 объема раствором электролита – 0,5 М Na_2SO_4 , добавьте 3-4 капли лакмуса.
2. Поместите угольные электроды в электролизер и подключите их к клеммам источника тока.
3. Установите напряжение на вольтметре 3 В, замкните цепь и пропускайте электрический ток через раствор в течение 2-3 минут.
4. Наблюдайте: изменение окраски раствора – появление синей окраски раствора в катодном пространстве и розовой окраски в анодном пространстве, а также выделение газа на обоих электродах. Дайте объяснения.
5. Составьте схему электролиза: напишите все возможные реакции на катоде и аноде, укажите последовательность этих реакций.

б) Электролиз раствора хлорида меди

Цель работы: Изучить электролиз раствора CuCl_2 , установить катодный и анодный продукты

Выполнение работы

1. Заполните U-образный электролизер на 3/4 объема раствором электролита – 0,5 М CuCl_2 .
2. В анодное пространство поместите влажную йодкрахмальную бумажку.
3. Поместите угольные электроды в электролизер и подключите их к клеммам источника тока;
4. Установите напряжение на вольтметре 2,5-3 В, замкните цепь и в течение 4-5 минут пропускайте электрический ток через раствор.
5. Наблюдайте: выделение металла на катоде, газа на аноде и изменение цвета йодкрахмальной бумажки.

Составьте схему электролиза: напишите все возможные реакции на катоде и аноде, укажите последовательность этих реакций.

в) Электролиз раствора KI

Цель работы: Изучить электролиз раствора KI, установить катодный и анодный продукты

Выполнение работы

1. Заполните U-образный электролизер на 3/4 объема раствором электролита – 5% KI, добавьте 3-4 капли фенолфталеина в катодное пространство;
 2. Поместите угольные электроды в электролизер и подключите их к клеммам источника тока;
 3. Установите напряжение на вольтметре 3 В, замкните цепь и в течение 1,5-2 минут пропускайте электрический ток через раствор.
 4. Наблюдайте: появление малиновой окраски раствора в катодном пространстве и бурой окраски в анодном пространстве. Дайте объяснения.
- Составьте схему электролиза: напишите все возможные реакции на катоде и аноде, укажите последовательность этих реакций.

Опыт 2. Электролиз с растворимым анодом

Приборы и реактивы: электролизер: стеклянный стакан 250мл, графитовый и медный электроды, источник тока, 1М H₂SO₄, 1М NaCl.

а) Электролиз раствора H₂SO₄ с медным анодом

Цель работы: Изучить электролиз раствора серной кислоты с медным анодом, установить анодный и катодный продукты

Выполнение работы

1. Закрепите электроды в крышке стакана, налейте в стакан 3/4 объема 1М раствора серной кислоты.
2. Подключите электроды к клеммам источника тока. Угольный катод к (-), медный анод к (+).
3. Установите напряжение на вольтметре 1,5 В, замкните цепь и в течение 4-5 минут пропускайте через раствор ток.
4. Наблюдайте: какой газ выделяется на угольном катоде в начале электролиза? Окрашивание раствора в голубой цвет. Появление красного осадка на поверхности угольного катода в конце электролиза.
5. Составьте схему электролиза раствора H₂SO₄: напишите все возможные реакции на катоде и аноде, укажите последовательность этих реакций.

б) Электролиз раствора NaCl с медными электродами

Цель работы: Изучить электролиз раствора хлорида натрия с медным анодом, установить анодный и катодный продукты

Выполнение работы.

1. Закрепите медные электроды в крышке стакана, заполните стакан горячим раствором (70-90°С) NaCl.
2. Подключите электроды к клеммам источника тока. Установите напряжение на вольтметре 1,3-1,4 В, замкните цепь и в течение 5 минут пропускайте электрический ток через раствор.
3. Наблюдайте: выделение газа на катоде и появление голубой окраски раствора.
4. Составьте схему электролиза: напишите все возможные реакции на катоде и аноде, укажите последовательность этих реакций.

Варианты домашних заданий

№ варианта	Номера задач			
1	8	21	59(а,в)	72
2	9	22	59(б,г)	71
3	10	23	60(а,б)	73
4	11	24	60(в,г)	78
5	7	25	60(д)	75

№ варианта	Номера задач			
6	6	31	58	79
7	12	32	59(д)	90
8	13	33	63	77
9	14	26	64	80
10	5	34	65	81
11	4	35	61	82
12	3	36	70	84
13	15	37	69	83
14	16	27	66	85
15	17	28	68	86
16	2	29	67	87
17	1	30	70	88
18	19	38(б)	76	89
19	20	38(е)	69	90
20	18	38(в)	58	91
21	10	39	61	92
22	12	40	65	93
23	14	44	69	94
24	15	43	67	95
25	17	42	64	97
26	18	41	68	98
27	16	38(а)	63	99
28	19	45	60(а,б)	75
29	20	46	66	82
30	8	38(г)	60(а,г)	96

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П.1

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

Электродный процесс	E^0 , В
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,925
$\text{Rb}^+ + e = \text{Rb}$	-2,925
$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,923
$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,906
$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	-2,888
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,866
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363
$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,847
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,662
$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	-1,628
$\text{V}^{2+} + 2e = \text{V}$	-1,186
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,179
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	-0,930
$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,744
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2 \text{OH}^-$	-0,460
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,408
$\text{Ti}^{3+} + e = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
$\text{Ti}^+ + e = \text{Ti}$	-0,336
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Mo}^{3+} + 3e = \text{Mo}$	-0,200
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4 \text{OH}^-$	-0,140
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,036
$\text{H}^+ + e = \frac{1}{2} \text{H}_2$	0,000
$\text{Ti}^{4+} + e = \text{Ti}^{3+}$	+0,060
$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	+0,150
$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	+0,150
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,220
$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0,521
$0,5 \text{I}_2 + 2e = \text{I}^-$	+0,536
$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564
$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	+0,771

Окончание таблицы П.1

1	2
$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	+0,799
$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	+0,854
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,960
$\frac{1}{2} \text{Br}_2 + e = \text{Br}^-$	+1,065
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,190
$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	1,200
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,228
$\text{Ti}^{3+} + 2e = \text{Ti}^{2+}$	+1,252
$0,5 \text{Cl}_2 + e = \text{Cl}^-$	+1,359
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,460
$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	+1,498
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,507
$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	+1,691
$\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$	+1,808
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,010
$\frac{1}{2} \text{F}_2 + e = \text{F}^-$	+2,870

Таблица П.2

Равновесные потенциалы водородного и кислородного электродов при различных рН

Электродный процесс	E^0 , В
$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (рН=14)	- 0,82
$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (рН=7)	-0,41
$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ (рН=0)	0,00
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$ (рН=14)	+0,413
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$ (рН=7)	+0,815
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$ (рН=0)	+1,23