

541
745

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ

ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
НИЖЕГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. Р.Е. АЛЕКСЕЕВА
ДЗЕРЖИНСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)

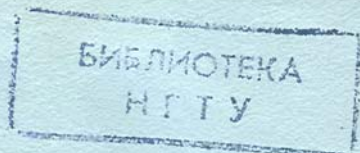
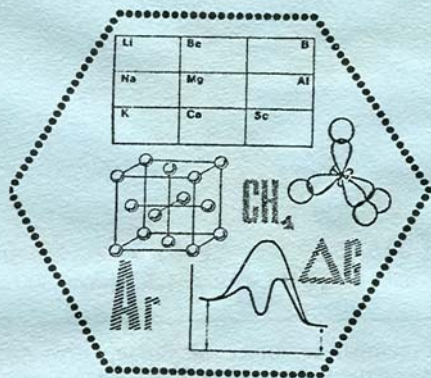
Кафедра «ХИМИЯ»

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

ЧАСТЬ 2

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

для студентов специальностей 210200, 250200, 250100, 250400, 170500, 170600,
330200, 150200, 100400, 230201 всех форм обучения



Нижний Новгород 2009

УДК 541

Электрохимия: Метод. указания для студентов специальностей 210200, 250200, 250100, 250400, 170500, 170600, 330200, 150200, 100400 всех форм обучения. В 2 ч. Ч 2 /НГТУ им. Р.Е. Алексеева; Сост.: В.Ф. Макаров, Ю.В.Прусов.- Н. Новгород, 2009. - 30с.

Приведены примеры решения типовых задач, даны задачи для самостоятельного решения, содержатся указания к выполнению лабораторных работ, а также примеры тестовых и варианты домашних заданий по теме "Электрохимия".

541

Э 45

Бр.

Электрохимия. Ч.2.

2009

0-00

бр

стная.

каз 128.

Алексеева.

и, 24.

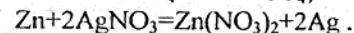
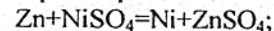
сударственный

т

1. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

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

Решение. Поскольку стандартный потенциал цинка имеет более отрицательное значение, чем потенциалы никеля и серебра (см. табл. П. 1). то цинк как более активный металл (более сильный восстановитель), будет вытеснять никель и серебро из растворов их солей:



При опускании цинка в растворы NiSO_4 и AgNO_3 он будет растворяться, но одновременно с растворением на поверхности цинка осаждается или никель, или серебро. Изменение массы цинковой пластинки зависит от соотношения масс перешедшего в раствор цинка и осевшего на нем металла.

В первом случае при растворении 1 моля цинка на поверхности пластинки осаждается 1 моль никеля. А так как мольная масса цинка (65,4г) больше мольной массы никеля (58,7г), то масса цинковой пластинки в растворе NiSO_4 уменьшится.

Во втором случае вместо 1 моля растворенного цинка осаждается 2 моля серебра (2 • 107,9 г) и, следовательно, масса цинковой пластинки в растворе AgNO_3 увеличится.

ПРИМЕР 2. Вычислить электродный потенциал меди, опущенной в раствор соли с концентрацией ионов Cu^{2+} 0,001 моль/л.

Решение. Вычисление электродного потенциала $\mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ производят по уравнению Нернста

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^0 + \frac{RT}{nF} \ln C,$$

где \mathcal{E}^0 - стандартный электродный потенциал, В; n - количество эквивалентов металла, совпадающее с количеством электронов, участвующих в электродном процессе; R - универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/К моль; T - температура, К; F - число Фарадея, 96500 Кл/моль; C - концентрация катионов металла в растворе, моль/л.

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

Подставив в уравнение Нернста численные значения R , T , F и заменив натуральный логарифм десятичным, получим для медного электрода

$$\mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = \mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \left| \frac{0,059}{2} \right| \lg C_{\text{Cu}^{2+}}$$

Стандартный электродный потенциал меди $\mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34$ В.

Таким образом,

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

226

ПРИМЕР 3. Рассчитайте ЭДС свинцово-цинкового гальванического элемента, в котором $a_{Zn^{2+}} = 0,1$ моль/л и $a_{Pb^{2+}} = 0,01$ моль/л. Указать знаки полюсов, написать уравнения электродных процессов, составить схему элемента.

Решение. Чтобы определить ЭДС элемента, необходимо вычислить электродные потенциалы электродов. Поскольку концентрации потенциалопределяющих ионов отличаются от 1 моль/л, необходимо потенциалы рассчитать по уравнению Нернста. Для разбавленных растворов можно принять, что концентрация и активность ионов численно равны.

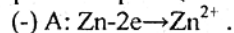
Стандартные электродные потенциалы берем из таблицы (см. приложение)

$$\mathcal{E}_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 В \text{ и } \mathcal{E}_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,13 В;$$

$$\mathcal{E}_{Zn^{2+}/Zn} = \mathcal{E}_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{0,059}{2} \lg C_{Zn^{2+}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,79 В.$$

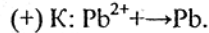
$$\mathcal{E}_{Pb^{2+}/Pb} = \mathcal{E}_{Pb^{2+}/Pb}^0 + \frac{0,059}{2} \lg C_{Pb^{2+}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,19 В.$$

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



Электрод с более положительным значением потенциала является катодом.

На нем протекает реакция восстановления



Уравнение токообразующей реакции:

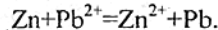
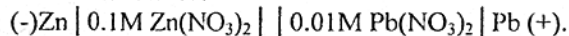


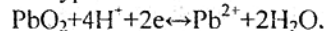
Схема гальванического элемента:



Определяем ЭДС гальванического элемента E:

$$E = \mathcal{E}_k - \mathcal{E}_a = \mathcal{E}_{Pb^{2+}/Pb} - \mathcal{E}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,19 - (-0,79) = 0,60 В.$$

ПРИМЕР 4. Рассчитайте значение равновесного потенциала электрода, на котором протекает реакция по уравнению



Значение стандартного потенциала 1,45 В, Активность иона Pb^{2+} равна 0,1; рН=5, T = 298 К.

Решение. Потенциал окислительно-восстановительного электрода согласно уравнению Нернста равен

$$\mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}} = \mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{PbO_2} \cdot a_{H^+}^4}{a_{Pb^{2+}} \cdot a_{H_2O}^2}$$

Активности веществ в твердом виде и активность воды принимаются постоянными и входят в значение E^0 , поэтому уравнение потенциала упрощается:

$$\mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}} = \mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{a_{H^+}^4}{a_{Pb^{2+}}} = \mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}}^0 + \frac{4 \cdot 0,059}{2} \lg a_{H^+} - \frac{0,059}{2} \lg a_{Pb^{2+}}.$$

Так как $\lg a_{H^+} = -pH$, то уравнение принимает вид

$$\mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}} = \mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}}^0 - 0,118 pH - 0,0295 \lg a_{Pb^{2+}}.$$

Подставив данные из условий задачи, получим

$$\mathcal{E}_{PbO_2/Pb^{2+}} = 1,45 - 0,118 \cdot 5 - 0,0295 \lg 10^{-1} = 0,89 В$$

ПРИМЕР 5. Для гальванического элемента



$P_{H_2} = 1$ атм. рассчитать ЭДС, написать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде, дать уравнение токообразующей реакции, указать знаки полюсов. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи?

Решение. В приведенном гальваническом элементе левый электрод является окислительно-восстановительным, а правый электрод - водородным. Потенциал окислительно-восстановительного электрода можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\mathcal{E}_{Cr^{3+}/Cr^{2+}} = \mathcal{E}_{Cr^{3+}/Cr^{2+}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_{окисл}}{a_{восст}} = \mathcal{E}_{Cr^{3+}/Cr^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{a_{Cr^{3+}}}{a_{Cr^{2+}}}$$

Стандартный потенциал пары Cr^{3+} / Cr^{2+} $\mathcal{E}_{Cr^{3+}/Cr^{2+}}^0 = -0,408 В$.

Подставив данные условия задачи, рассчитаем потенциал окислительно-восстановительного электрода:

$$\mathcal{E}_{Cr^{3+}/Cr^{2+}} = -0,408 + 0,059 \lg \frac{0,1}{0,01} = -0,35 В$$

Правый электрод гальванического элемента является водородным электродом. Потенциал водородного электрода зависит от активности ионов водорода и давления газообразного водорода по уравнению

$$\mathcal{E}_{H^+/H_2} = \mathcal{E}_{H^+/H_2}^0 + 0,059 \lg \frac{a_{H^+}}{P_{H_2}}$$

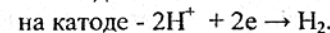
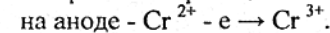
Учитывая, что потенциал нормального водородного электрода \mathcal{E}_{H^+/H_2} принят равным нулю, а давление водорода по условию задачи 1 атм, получим

$$\mathcal{E}_{H^+/H_2} = 0,059 \lg a_{H^+}$$

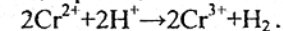
Тогда потенциал водородного электрода

$$\mathcal{E}_{H^+/H_2} = 0,059 \cdot \lg 0,01 = 0,059(-2) = -0,12 В.$$

Поскольку окислительно-восстановительный электрод имеет меньший потенциал, то в гальваническом элементе он будет играть роль анода (отрицательный полюс), а водородный электрод - катода (положительный полюс). При работе элемента протекают реакции:



Суммарная токообразующая реакция описывается уравнением



Электроны при замыкании внешней цепи пойдут от отрицательного к положительному электроду. ЭДС данного элемента

$$E = \mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}} - \mathcal{E}_{\text{сн}^2/\text{сн}} = -0,12 - (-0,35) = 0,23 \text{ В.}$$

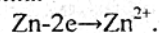
ПРИМЕР 6. Какие процессы имеют место у электродов цинкового концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов активность ионов Zn^{2+} равна 1 моль/л, у другого - 0,0001 моль/л. Какова ЭДС этого элемента?

Решение. Так как активность ионов цинка в первом электроде равна 1 моль/л, то потенциал его будет равен стандартному потенциалу $\mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}}^0 = -0,76 \text{ В}$.

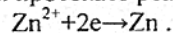
Потенциал второго электрода рассчитываем по уравнению Нернста

$$\mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}} = \mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{цн}^2} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,0001 = -0,76 + \frac{0,059}{2} (-4) = -0,88 \text{ В.}$$

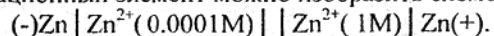
Второй электрод, как имеющий более отрицательный потенциал, будет анодом, на нем протекает реакция окисления



Первый электрод – катод, на нем протекает реакция восстановления



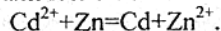
Данный концентрационный элемент можно изобразить схемой



$$E = \mathcal{E}_k - \mathcal{E}_a = -0,76 \text{ В} + 0,88 \text{ В} = 0,12 \text{ В}$$

ПРИМЕР 7. Константа равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе $(-)\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cd}^{2+} | \text{Cd}(+)$, равна $1,597 \cdot 10^{12}$. Определите электродный потенциал кадмия, если электродный потенциал цинка $\mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}}^0 = -0,763 \text{ В}$.

Решение. В данном гальваническом элементе протекает реакция



Между константой равновесия реакции, протекающей в гальваническом элементе, и ЭДС элемента существует зависимость

$$-E^0 = \frac{0,059}{n} \lg K.$$

Для данного элемента

$$E^0 = \frac{0,059}{2} \cdot \lg 1,597 \cdot 10^{12} = 0,0295 \cdot 12,2034 = 0,360 \text{ В.}$$

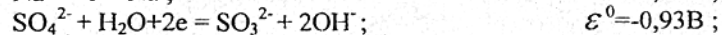
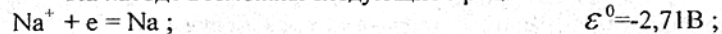
$$E^0 = \mathcal{E}_k - \mathcal{E}_a = \mathcal{E}_{\text{сд}^2/\text{сд}}^0 - \mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}}^0$$

$$\mathcal{E}_{\text{сд}^2/\text{сд}}^0 = E^0 + \mathcal{E}_{\text{цн}^2/\text{цн}}^0 = 0,360 - 0,763 = -0,403 \text{ В.}$$

ПРИМЕР 8. Какие процессы будут протекать на электродах при электролизе водного раствора сульфата натрия с угольным анодом? Какие процессы изменятся, если угольный электрод заменить на медный?

Решение. В растворе сульфата натрия имеются ионы Na^+ и SO_4^{2-} и молекулы воды.

На катоде возможны следующие процессы восстановления:



Потенциал восстановления молекул воды (-0,82 В) дан для щелочного раствора, учитывая подщелачивание среды в ходе электролиза (в нейтральной среде потенциал восстановления молекул воды равен -0,41 В).

Сравнивая потенциалы возможных катодных реакций, видим, что потенциал восстановления воды наибольший, что соответствует большей окислительной способности. Поэтому на катоде будет происходить восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода, а ионы Na^+ , приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

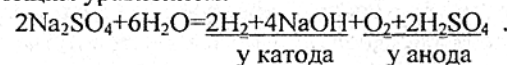
На аноде возможны следующие процессы окисления:



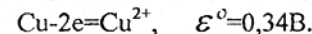
Окисление молекул воды идет при меньшем потенциале, следовательно, они обладают большей восстановительной способностью. Поэтому на катоде окисляются молекулы воды с образованием кислорода. Ионы SO_4^{2-} движутся при электролизе к аноду и накапливаются в анодном пространстве.

Таким образом, при электролизе раствора Na_2SO_4 с угольным инертным анодом в электродных процессах принимают участие только молекулы воды.

Вблизи катода ионы Na^+ и OH^- образуют раствор щелочи, а вблизи анода ионы H^+ и SO_4^{2-} - раствор серной кислоты. Суммарная реакция электролиза выражается следующим уравнением:

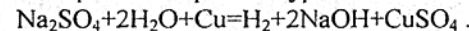


При замене инертного электрода/угольного/ на медный на аноде становится возможным протекание еще одного окислительного процесса - растворение меди:



Этот процесс характеризуется более низким значением потенциала, чем остальные возможные анодные процессы. Поэтому при электролизе раствора Na_2SO_4 с медным анодом на аноде пойдет реакция окисления меди, в анодном пространстве будет накапливаться CuSO_4 .

Суммарная реакция электролиза выразится уравнением



ПРИМЕР 9. Составьте уравнение процессов, протекающих при электролизе водного раствора NiBr_2 с инертным анодом.

Решение. На катоде возможны следующие реакции:



Потенциал первой реакции значительно положительнее, поэтому на катоде протекает восстановление ионов никеля.

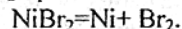
Возможны анодные процессы:



Если взять потенциалы этих реакций для нейтральной среды, то потенциал окисления молекул воды ($E = 0,81 \text{ В}$) менее положителен, и поэтому на аноде в

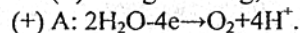
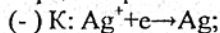
начальный момент электролиза должен выделяться кислород. Однако в результате этой реакции происходит подкисление раствора в анодном пространстве, что приводит к смещению потенциала в положительную сторону. В кислом растворе (при pH=0) потенциал окисления воды становится более положительным. В этих условиях более вероятным будет процесс окисления ионов Br⁻.

Следовательно, электролиз NiBr₂ протекает с образованием никеля и брома:

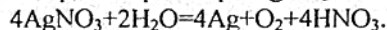


ПРИМЕР 10. При электролизе водного раствора AgNO₃ с нерастворимым анодом в течение 25 мин при силе тока в 3А на катоде выделилось 4,8 г серебра. Рассчитайте выход по току и электрохимический эквивалент серебра (в г/Кл и г/А·ч).

Решение. При электролизе раствора AgNO₃ с нерастворимым анодом (например, графитовым) на электродах протекают процессы:



Суммарное уравнение электролиза раствора AgNO₃ имеет вид



По первому закону Фарадея масса вещества m , образующегося при электролизе, прямо пропорциональна количеству прошедшего через раствор электричества: $Q \cdot m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t$, где k – электрохимический эквивалент, который равен количеству вещества, образующегося при пропускании через электрод одного кулона или одного ампер-часа электричества.

При прохождении через электрод одного фарадея электричества ($1F=96500$ Кл/моль = 26.8 А·ч/моль) выделяется один эквивалент продукта электролиза:

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F},$$

где \mathcal{E} – эквивалентная масса. $\mathcal{E}_{\text{Ag}} = 107,87$ г/моль.

На практике очень часто, вследствие побочных процессов, на электродах образуется меньше вещества, чем соответствует прошедшему через раствор электричеству. 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 теоретическому $m_{\text{теор}}$, соответствующему количеству прошедшего электричества:

$$V_T = \frac{m_{\text{факт}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Определяем $m_{\text{теор}}$:

$$m_{\text{теор}} = k \cdot I \cdot t = 0,00112 \cdot 3 \cdot 25 \cdot 60 = 5,04 \text{ г}.$$

Выход по току

$$V_T = \frac{4,8}{5,04} \cdot 100\% = 95,24\%.$$

ПРИМЕР 11. Рассчитайте силу тока при электролизе раствора, если на катоде в течение 1 ч 40 мин 25 с выделилось 1,4 л водорода, измеренного при н.у.

Решение. Согласно закону Фарадея $I = \frac{m \cdot 96500}{\mathcal{E} \cdot t}$.

Так как количество водорода дано в объемных единицах, то отношение m/\mathcal{E} заменяем отношением $V_{\text{H}_2}/V_{\text{эквH}_2}$, где V_{H_2} – объем водорода, л; $V_{\text{эквH}_2}$ – объем эквивалента водорода, л. Тогда

$$I = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot 96500}{V_{\text{эквH}_2} \cdot t}$$

Объем эквивалента водорода при н.у. равен половине объема моля $22,4/2=11,2$ л. Подставив в приведенную формулу значения $V_{\text{H}_2}=1,4$ л;

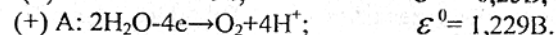
$V_{\text{эквH}_2}=11,2$ л; $t=6025$ с (1ч 40 мин 25 с), получим

$$I = \frac{1,4 \cdot 96500}{11,2 \cdot 6025} = 2 \text{ А}.$$

ПРИМЕР 12. Рассчитайте теоретическое напряжение разложения водного раствора NiSO₄ при электролизе на платиновых электродах.

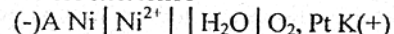
Решение. Рассчитать теоретическое напряжение разложения – это значит рассчитать ЭДС гальванического элемента, который возникает на электродах электролизера за счет выделившихся продуктов электролиза.

При электролизе раствора NiSO₄ на катоде выделяется никель, на аноде – кислород:

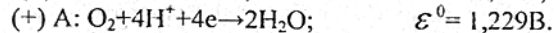


Потенциал окисления воды приведен с учетом подкисления среды (pH=0) в ходе электролиза.

В возникшем гальваническом элементе



реакции противоположны по направлению:



Теоретическое напряжение разложения

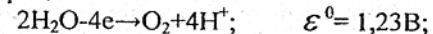
$$E_{\text{т.з}}^0 = \mathcal{E}_{\text{к}}^0 - \mathcal{E}_{\text{а}}^0 = 1,229 - (-0,25) = 1,479 \text{ В}.$$

Практическое напряжение разложения выше теоретического за счет перенапряжения выделения продуктов.

ПРИМЕР 13. Составьте уравнения процессов, протекающих на электродах при электролизе водного раствора NiCl₂ с инертным анодом.

Решение. На катоде, как и в случае электролиза раствора NiSO₄, выделяется никель.

На аноде возможны процессы:



В данном случае даже при учете подкисления раствора потенциал выделения кислорода остается менее положительным, чем потенциал выделения хлора.

Следовательно, природа анодного процесса будет целиком определяться величиной перенапряжения кислорода.

Если в качестве анода взять гладкую пластину, на которой перенапряжение кислорода значительно, то вероятным становится процесс выделения хлора.

2. ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Какие из перечисленных ионов Al^{3+} , V^{2+} , Pb^{2+} , H^+ , Cu^{2+} могут быть восстановлены железом из водных растворов?

2. а) Никелевая пластина 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 металлического никеля?

3. Возможно ли вытеснение хромом цинка из раствора его соли? Возможно ли вытеснение цинком хрома из раствора его соли?

4. Будут ли реагировать металлический цинк с растворами: а) $NaCl$; б) $MgSO_4$; в) $SnCl_2$; г) $CuSO_4$; д) $Hg(NO_3)_2$? Написать уравнения протекающих реакций.

5. В 1 М растворы HCl , $Cu(NO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, KNO_3 , $NiSO_4$ опускают по кусочку олова. Где олово будет растворяться?

6. Какие металлы будут выделяться, если кадмиевая пластина 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 – пластинке; б) Ni – пластинке, если они опущены в растворы солей с одинаковой концентрацией катионов: Na_2SO_4 , $MnSO_4$, $CuSO_4$, $ZnSO_4$, $MgCl_2$, $AgNO_3$?

9. Какие металлы будут выделяться, если марганцевая пластина опущена в растворы солей с одинаковой концентрацией катионов: $FeSO_4$, $MgCl_2$, $ZnSO_4$, $Hg(NO_3)_2$?

10. Никелевые пластинки опущены в растворы: $Pb(NO_3)_2$, $MnSO_4$, $NaCl$, $CuSO_4$, $AlCl_3$, $ZnCl_2$. С какими солями никель будет реагировать? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

11. В шесть пробирок налиты растворы: $MgSO_4$, $HgCl_2$, $CuSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $AgNO_3$, $SnCl_2$. В каждую пробирку 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?

$Fe+HCl$; $Cu+HCl$; $Hg+AgNO_3$; $Zn+MgSO_4$; $Mg+NiCl_2$.

Выразите происходящие реакции молекулярными и ионными уравнениями.

13. Между какими из перечисленных ниже взятых попарно веществ пойдет реакция замещения?

$Ag+HF$; $Cu+HgCl_2$; $Zn+MgCl_2$; $Sn+HCl$; $Hg+HCl$; $Zn+Ag_2SO_4$.

14. Три свинцовых пластинки опустили в растворы: а) $Cu(NO_3)_2$;

б) $Zn(NO_3)_2$; в) HNO_3 (разб.). Что произойдет в каждом случае с массой пластинки? Ответ пояснить с помощью химических реакций.

15. Три пластинки из железа погружали соответственно в растворы:

а) $CuSO_4$; б) $Pb(NO_3)_2$; в) HNO_3 (разб.). Как изменится масса пластинок после взаимодействия их с растворами?

16. Увеличивается или уменьшается масса цинковой пластинки при взаимодействии: а) с раствором $CuSO_4$; б) с раствором $Pb(NO_3)_2$?

17. Увеличится или уменьшится масса железной пластинки после выдерживания её 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 электронно-ионные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

19. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии её с растворами: а) $CuSO_4$; б) $MgSO_4$; в) $Pb(NO_3)_2$? Почему? Составьте электронно-ионные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

20. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса кадмиевой пластинки при взаимодействии её с растворами: а) $AgNO_3$; б) $ZnSO_4$; в) $NiSO_4$? Почему? Составьте электронно-ионные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

21. Составьте гальванический элемент, в котором железные и никелевые пластинки помещены в растворы своих солей. Напишите электродные реакции, уравнение токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС (E^0) и константу равновесия.

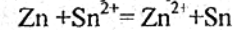
22. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС элемента, состоящего из серебряной и свинцовой пластин, опущенных в раствор собственных ионов с активностью $a_{Ag^+} = a_{Pb^{2+}} = 1,0$ моль/л.

Изменится ли ЭДС, если активности каждого вида ионов уменьшатся в 10 раз?

23. При какой активности ионов свинца (в моль/л) ЭДС гальванического элемента $Pb|Pb^{2+} || H^+|H_2, Pt$ будет равна нулю? Возможна ли такая активность?

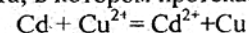
24. Рассчитайте ЭДС медно-свинцового элемента, в котором $a_{Cu^{2+}} = 0,1$ моль/л и $a_{Pb^{2+}} = 0,01$ моль/л. Написать электродные реакции и определить направление движения электронов во внешней цепи.

25. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция



при $a_{Zn^{2+}} = 10^{-4}$ моль/л, $a_{Sn^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л.

26. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором протекает реакция



при $a_{Cd^{2+}} = 10^{-4}$ моль/л, $a_{Cu^{2+}} = 10^{-2}$ 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.

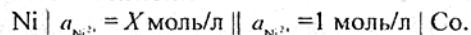
28. Вычислите в милливольтгах ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в растворы $ZnSO_4$ с активностью $2 \cdot 10^{-4}$ и $3,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

29. Составьте схему концентрационного элемента при $a_{Zn^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л у одного электрода и $a_{Zn^{2+}} = 10^{-6}$ моль/л у другого электрода. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой - катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

30. Какие процессы имеют место у электродов магниевое концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов активность ионов Mg^{2+} равна 1 моль/л, у другого - 0,001 моль/л. По какому направлению движутся электроны во внешней цепи? Какова ЭДС этого элемента?

31. Составьте схему концентрационного элемента при $a_{Ag^+} = 10^{-2}$ моль/л у одного электрода и $a_{Ag^+} = 10^{-4}$ моль/л у другого. Укажите, какой из электродов будет анодом, какой - катодом. Рассчитайте ЭДС элемента.

32. Имеется гальванический элемент

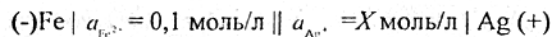


Чему должен равняться X для того, чтобы электродный потенциал никеля стал равным стандартному потенциалу кобальта?

33. Какова ЭДС концентрационного элемента, состоящего из серебряных электродов, находящихся в 0,1 и 0,001 М растворах азотнокислого серебра?

34. Рассчитайте ЭДС концентрационного элемента, состоящего из двух водородных электродов, погруженных в растворы с pH 2 и 4.

35. ЭДС элемента

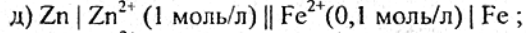
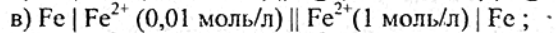
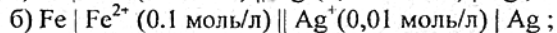
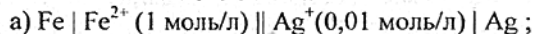


равна 1,152 В. Вычислите X .

36. Определите активность ионов Cu^{2+} в растворе, если при 298 К ЭДС элемента, в котором протекает реакция $Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$, равна 1,6 В и $a_{Zn^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л.

37. ЭДС гальванического элемента, составленного из двух водородных электродов, равна 272 мВ. Чему равен pH раствора, в который погружен анод, если катод погружен в раствор с pH = 3?

38. Вычислите ЭДС и определите направление движения электронов во внешней цепи гальванического элемента:



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 её соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС элемента стала равной нулю?

40. Какой из электродов отрицательный и какой положительный в концентрационном элементе, образованном алюминиевыми электродами: при 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 уравнения электродных процессов и суммарной реакции и рассчитайте ЭДС элемента, у которого один цинковый электрод с $a_{Zn^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л, а второй - водородный при стандартном давлении водорода и pH = 2.

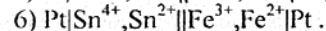
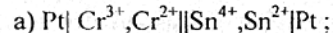
43. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродами Sn/Sn^{2+} при $a_{Sn^{2+}} = 0,5$ моль/л, Ag/Ag^+ при $a_{Ag^+} = 0,01$ моль/л и сравните с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов. Написать реакции, протекающие на аноде и катоде.

44. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции и рассчитайте ЭДС элемента, один из электродов которого $-Pt|Fe^{3+}, Fe^{2+}$, а второй $-Pt|Cr^{3+}, Cr^{2+}$. Активность всех ионов равна 0,1 моль/л.

45. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного электродами $Mg|Mg^{2+}$ и $Zn|Zn^{2+}$ при $a_{Mg^{2+}} = 0,1$ моль/л, $a_{Zn^{2+}} = 2$ моль/л, и сравните ее с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов. Написать реакции, протекающие на аноде и катоде.

46. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ЭДС элемента, состоящего из медной и кадмиевой пластин, опущенных в раствор собственных ионов с активностью 0,1 моль/л. Изменится ли ЭДС, если активность каждого иона возрастет в 10 раз?

47. Даны два гальванических элемента:



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 $Zn + 2Fe^{3+} = Zn^{2+} + 2Fe^{2+}$, составляет 10^{52} (298 К). Определите $\mathcal{E}_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0$, если

$\mathcal{E}_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76$ В. Составьте схему элемента, укажите знаки электродов.

49. Составьте схему элемента, в котором протекает реакция $SnCl_2 + HgCl_2 = SnCl_4 + Hg$. Определите катод и анод и напишите протекающие на них реакции. Вычислите E .

50. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе $Pt | Sn^{4+}, Sn^{2+} || Fe^{3+}, Fe^{2+} | Pt$, равна $1 \cdot 10^{21}$ (298 К). Определите $\mathcal{E}_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^0$, если

$\mathcal{E}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0}^0 = 0,77$ В. Напишите уравнение токообразующей реакции, укажите знаки полюсов в элементе.

51. Имеем гальванический элемент $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}(a=1)||\text{Cu}^{2+}(a=10^{-2})|\text{Cu}$. Напишите катодный и анодный процессы, уравнение токообразующей реакции. Рассчитайте ЭДС данного элемента.

52. Константа равновесия реакции, протекающей в элементе $\text{Ni}+2\text{Fe}^{3+}=\text{Ni}^{2+}+2\text{Fe}^{2+}$, составляет 10^{35} (293 К).

Определите $\mathcal{E}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0}^0$, если $\mathcal{E}_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0}^0 = -0,25$ В. Напишите реакции, протекающие на электродах, и составьте схему гальванического элемента.

53. Вычислить ЭДС гальванического элемента, составленного из кадмевой и медной пластинок, опущенных в 0,1 М растворы их солей. Запишите схему элемента, напишите уравнения реакций на аноде и катоде и 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 $a_{\text{Fe}^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л, $a_{\text{Ag}^+} = 10^{-3}$ моль/л.

55. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1М раствор AgNO_3 и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, протекающей при работе элемента. Чему равна его ЭДС?

56. Определите 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 $a_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$ 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. Составить схемы электролиза водных растворов H_2SO_4 и CuCl_2 с платиновыми электродами.

59. Какие процессы протекают на инертных электродах и какие вещества выделяются при электролизе растворов: а) CuCl_2 ; б) AgNO_3 ; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; г) MgCl_2 ; д) K_2SO_4 ? Напишите схемы катодного и анодного процессов.

60. Напишите уравнения реакций, протекающих на платиновых электродах при электролизе: а) раствора хлористого кальция в воде; б) расплава хлористого кальция; в) раствора сульфата магния в воде; г) расплава сульфата магния; д) водных растворов K_2CO_3 ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; AgNO_3 .

61. Одинаковы ли продукты электролиза водных растворов NaCl и Na_2SO_4 на инертных электродах? Какие продукты образуются в прикатодном и прианодном пространстве, если электролиз проводить с диафрагмой?

62. В двух электролизерах с графитовыми электродами происходит электролиз: а) раствора KOH ; б) расплава KOH . Напишите уравнения электродных реакций, рассчитайте массу веществ, выделившихся на катодах при прохождении 53,6 А·ч электричества.

63. Составить 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 реакции протекают на платиновых электродах и какие продукты получаются при электролизе NaOH : а) в расплаве, б) в водном растворе?

66. Одинаковы ли будут продукты электролиза на инертных электродах растворов солей NaI и CaCl_2 ? Ответ обосновать соответствующими уравнениями реакций.

67. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде при электролизе водного раствора MnSO_4 , если электроды: а) угольные; б) марганцевые.

68. Составьте уравнения процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и NiCl_2 с инертными электродами.

69. Напишите уравнения реакций у катода и анода при электролизе водного раствора NiCl_2 , если был применен анод: а) угольный; б) никелевый.

70. Составьте схему электролиза раствора нитрата свинца (угольные электроды). Что произойдет, если взять свинцовые электроды?

71. Через последовательно соединенные электролитические ванны с платиновыми электродами пропускали ток. В первой банке была подкисленная вода, во второй - раствор AgNO_3 , в третьей - раствор CuCl_2 ? Какие продукты выделились на электродах во всех трех ваннах и сколько их получилось по массе, если в первой ванне выделился на катоде 1 мг водорода?

72. Ток силой 2,5 А проходит последовательно через растворы FeCl_2 и FeCl_3 в течение 30 мин. Одинаковое или разное количество железа и газа выделится на электродах? Ответ подтвердите расчетом. $\eta = 100\%$. Какой газ выделится на анодах?

73. Как электролитически получить LiOH из соли лития? Какое количество электричества необходимо для получения 1т LiOH ? Составьте схемы электродных процессов.

74. Составить схемы электролиза водных растворов солей: а) CuSO_4 на медных электродах; б) NiSO_4 на никелевых электродах. Какие процессы, изменятся при замене металлических электродов угольными?

75. Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах при электролизе: а) расплава хлорида магния; б) раствора хлорида магния. Сколько времени необходимо вести электролиз при силе тока 2 А, чтобы на катоде выделилось 2,43 г. вещества для указанных реакций.

76. Какие процессы будут протекать на электродах при электролизе растворов: а) ZnCl_2 и б) ZnSO_4 с цинковыми электродами? Напишите схемы катодного и анодного процессов.

77. Через растворы FeCl_2 , CuCl_2 и MgSO_4 , последовательно пропускали ток в 2А в течение 20 мин. Какие вещества и в каком количестве выделились на катодах в каждом случае?

78. Как долго надо пропускать ток силой 2,5 А через расплавленный дихлорид свинца, чтобы на катоде выделилось 20 г металла? Составьте схему электролиза на угольных электродах. $\eta = 100\%$.

79. При электролизе раствора бромида меди (II) (нерастворимые электроды) на одном из электродов выделилась медь массой 0,635 г. Сколько граммов брома выделилось на другом электроде, если выход по току брома 90 %? Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах.

80. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 13,4А в течение 1ч. Определите количество железа, которое выделилось на катоде, если выход по току был равен 70%. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах. Анод графитовый.

81. Какое вещество и в каком количестве выделится на графитовом аноде при электролизе раствора CuSO_4 , если на катоде выделилось 1,589г меди?

82. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили с нерастворимыми электродами при силе тока 2,68А в течение 1ч. Составьте уравнения процессов, происходящих, на электродах, вычислите объем выделяющихся при н.у. на электродах веществ.

83. При электролизе раствора сульфата меди на аноде выделилось 560 мл кислорода, измеренного при н.у. Сколько граммов меди выделилось на катоде?

84. Для выделения 1,75г некоторого металла из раствора его соли потребовалось пропустить ток силой 1,8А в течение 1,5 ч. Вычислите эквивалент металла.

85. Через раствор сульфата кадмия пропущено 25А·ч электричества. При этом на катода выделилось 42,5г кадмия. Напишите уравнения реакций, протекающих на угольных электродах. Рассчитайте V_t кадмия.

86. Электролиз раствора сульфата цинка проводили с нерастворимыми анодами в течение 6,7 ч, в результате чего выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н.у. Вычислите силу тока и количество осажденного цинка при выходе его по току 70 %.

87. При электролизе раствора хлорида двухвалентного металла на аноде выделилось 560мл газа (н.у.), а на катоде за это же время - 1,6 г металла. Какой это металл?

88. Через раствор хлорида железа (+2) пропустили ток силой 3 А в течение 10мин, а через раствор хлорида железа (+3) - ток силой 5А в течение 6 мин. Разное или одинаковое количество железа выделилось на катодах при $V_t=100\%$. Какой газ и в каком количестве выделился на анодах, если они изготовлены из графита?

89. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата никеля. Рассмотрите при этом: а) электроды никелевые; б) электроды нерастворимые. Какой должна быть сила тока, чтобы за 10 ч на катоде выделилось 47 г никеля при выходе по току 80 %.

90. Какое количество металлического марганца может быть получено из раствора MnSO_4 при прохождении тока силой 2А в течение 40 мин, если $V_t=68\%$. Напишите реакции на инертных электродах.

91. Деталь была оцинкована за 1ч 40мин. Электролит - раствор ZnSO_4 . Масса покрытия (Zn) составляет 7,84г. Выход по току - 77,2 %. Чему была равна сила тока?

92. Для получения 1м^3 хлора (н.у.) при электролизе водного раствора хлорида натрия через раствор пропущено 2500 А·ч электричества. Вычислить выход по току. Написать схему электролиза с угольным анодом.

93. Ток проходит последовательно через растворы сульфата меди и дихлорида олова. Через некоторое время в первом выделилось 3,176 г меди. Какое количество олова выделилось за это время из второго раствора (электроды инертные, $V_t=100\%$)? Дайте схемы электролиза этих солей.

94. Сколько граммов H_2SO_4 образуется около нерастворимого анода при электролизе раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется 1,12 л кислорода, измеренного при н.у.? Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.

95. Ток в 20 А в течение 30 мин пропускали через расплав дихлорида свинца. Найти массу выделившегося свинца и объем образовавшегося газа (н.у.). Составить схему электролиза (Pt - электроды).

96. Ток в 3 А в течение часа пропускали через раствор нитрата серебра. Сколько граммов серебра выделилось на катоде и сколько граммов нитрата серебра разложилось?

97. В двух электролизерах с графитовыми электродами происходит электролиз: а) раствора едкого натра, б) расплава едкого натра. Напишите уравнения электродных реакций. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катоде, при прохождении 26,8 А·ч электричества в электролизерах.

98. При электролизе растворов MgSO_4 и CuSO_4 в электролизерах, соединенных последовательно, на катоде одного из электролизеров выделилось 0,2г водорода. Сколько граммов вещества выделилось на других электродах электролизёров? Электроды угольные.

99. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Определить атомную массу металла.

100. Какие вещества и в каком количества выделились на катоде и аноде при электролизе раствора MgCl_2 при токе в 2 А в течение 0,5 ч? Анод изготовлен из инертного материала.

101. 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 1ч?

102. Вычислить выход по току, зная, что после пропускания тока 0,5 А через раствор ZnSO_4 в течение 30 мин масса катода увеличилась на 0,25г. Дать схему электролиза на графитовых электродах.

3. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОТЕНЦИАЛОВ ОТДЕЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОДОВ

Абсолютные значения электродных потенциалов до сих пор определить не удалось, поэтому пользуются их относительными значениями, полученными путем измерения разности электродных потенциалов исследуемого электрода и стандартного. Таким повсеместно принятым стандартным электродом является нормальный водородный электрод.

В качестве электрода сравнения кроме НВЭ применяют и другие. Чаще всего для этой цели используют электроды второго рода, в частности хлорсеребряный.

Обычно потенциалы различных электродов для удобства их сопоставления пересчитывают относительно НВЭ, приводя к так называемой "водородной шкале" потенциалов (табл. П.1,). Величина потенциала хлорсеребряного электрода, измеренная относительно НВЭ, равна + 0,222 В. Поэтому пересчет значения потенциала электрода, измеренного относительно хлорсеребряного электрода, к значению потенциала по водородной шкале следует провести по формуле

$$\mathcal{E}_{\text{элект}}^{\text{НВЭ}} = \mathcal{E}_{\text{элект}}^{\text{ХСЭ}} + 0,222\text{В},$$

где $\mathcal{E}_{\text{элект}}^{\text{ХСЭ}}$ – потенциал электрода, измеренный относительно хлорсеребряного электрода, В; $\mathcal{E}_{\text{элект}}^{\text{НВЭ}}$ – потенциал электрода, измеренный по водородной шкале, В. Для измерения потенциала какого-либо электрода необходимо составить цепь из исследуемого электрода и электрода сравнения. Такая система из двух электродов, соединенных жидкостным мостиком или полупроницаемой перегородкой, называется гальваническим элементом, а разность потенциалов между этими электродами – электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента.

Цель работы: определить стандартные потенциалы медного, цинкового электродов.

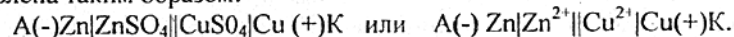
Приборы и реактивы: цифровой вольтметр, хлорсеребряный электрод, солевой мостик, цинковая и медная пластики (электроды), 1 М растворы ZnSO_4 и CuSO_4 , провода, наждачная бумага.

Выполнение работы. Собрать стандартный медный электрод: хорошо зачищенную медную пластинку погрузить в 1 М раствор CuSO_4 . С помощью солевого мостика медный электрод соединить с электродом сравнения. Оба электрода присоединить к вольтметру. Записать измеренную величину ЭДС гальванического элемента. Аналогичные измерения провести с цинковым электродом.

Рассчитать величины потенциалов электродов по водородной шкале. Определить знаки потенциалов электродов. Из табл. I (прил.) выписать теоретические значения стандартных потенциалов исследованных электродов, сравнить их с экспериментально полученными величинами. Рассчитать абсолютную и относительную ошибки измерений.

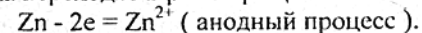
Работа 2. ИЗМЕРЕНИЕ ЭДС ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

Гальванические элементы принято записывать в виде схем. Например, схема медно-цинкового элемента (элемента Даниэля – Якоби) может быть представлена таким образом:

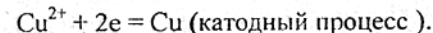


Одна вертикальная черта на схеме обозначает границу между металлом и раствором электролита, две черты – границу между растворами.

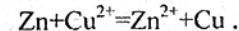
Электрод с более отрицательным потенциалом записывается со знаком (-) слева и называется анодом, электрод с более положительным потенциалом называется катодом и записывается со знаком (+) справа. На аноде всегда происходит процесс окисления, на катоде – процесс восстановления. Если замкнуть электроды, то электроны по внешней цепи от цинка пойдут к меди (от металла, имеющего более отрицательный потенциал, к металлу с менее отрицательным потенциалом). По мере удаления электронов с цинковой пластинки ионы цинка переходят в раствор. Цинк окисляется:



Электроны, поступающие к медной пластинке, восстанавливают катионы меди из раствора её соли:



Суммируя процессы, идущие на обоих электродах, получаем ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции, за счет которой в элементе возникает электрический ток:



ЭДС такого элемента можно подсчитать, вычитая из потенциала положительного электрода (катада) потенциал отрицательного (анода). ЭДС стандартного медно-цинкового гальванического элемента:

$$E^0 = \mathcal{E}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \mathcal{E}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = 0,337 - (-0,763) = 1,1\text{В.}$$

Цель работы: определить ЭДС следующих гальванического элемента:
 $\text{Zn|ZnSO}_4\|\text{CuSO}_4\|\text{Cu}$

Приборы реактивы: вольтметр, Zn, и Cu – пластинки (электроды), 1 М растворы ZnSO_4 , CuSO_4 , солевой мостик, провода, наждачная бумага, сосуды для электродов.

Выполнение работы. Хорошо зачищенные цинковую и медную пластинки догрузить соответственно в 1М раствор ZnSO_4 и 1М раствор CuSO_4 . Стаканы с растворами соединить с помощью солевого мостика. Электроды подсоединить к цифровому вольтметру и измерить величину ЭДС медноцинкового гальванического элемента. Определить знаки потенциалов электродов. Каково направление тока в исследуемом гальваническом элементе? Написать уравнение окислительно-восстановительных процессов, происходящих на электродах элемента. Написать ионные и молекулярные уравнения токообразующих реакций, протекающих при работе гальванического элемента. Рассчитать теоретические значения ЭДС гальванического элемента. Определить абсолютную и относительную ошибки измерений.

Работа 3. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ

Электродный потенциал может характеризовать электрохимическую активность металлов в водных растворах. Поэтому, сопоставляя электродные потенциалы различных металлов, измеренных в одинаковых условиях, можно судить об их активности относительно друг друга и количественно охарактеризовать эту активность. Обычно сопоставление электродных потенциалов проводят при стандартных условиях.

Если металлы расположить в ряд по возрастанию алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов, то получим так называемый ряд напряжений или ряд активности металлов (табл. 1, прил.). В этот ряд помещают, кроме металлов, водород, что позволяет видеть, какие металлы способны вытеснить водород из водных растворов кислот.

ОПЫТ 1

Цель работы: установить опытным путём относительную активность предложенных металлов: меди, железа, свинца, цинка, никеля, кадмия, магния.

Приборы и реактивы: семь пробирок, медная, железная, свинцовая, никелевая, кадмиевая пластинки или проволоки, наждачная бумага, 1М растворы солей CuSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CdSO_4 , NiSO_4 , ZnSO_4 , FeSO_4 , MgSO_4 , реактив Чугаева, красная кровяная соль, фильтровальная бумага, стеклянные палочки.

Выполнение работы. Все металлы перед началом опытов необходимо тщательно зачистить наждачной бумагой. В каждую из пробирок налейте по 1,0- 1,5 мл указанных выше растворов. Во все растворы, за исключением раствора соли свинца, опустите на 2-3 мин пластинки, металлического свинца. В какой пробирке свинцовая пластинка покрылась налетом другого металла? Какой металл оказался менее активным, чем свинец? Напишите в ионном виде уравнение протекающей реакции. Достаньте из пробирок свинцовые пластинки и опустите во все растворы, за исключением раствора соли железа, железные пластинки. Какие металлы вытесняются из растворов солей железом? Напишите уравнения реакций. Укажите в каждом случае переход электронов и роль железа в протекающих реакциях. Какова восстановительная активность железа по сравнению с вытесненными металлами?

Проведите аналогичные опыты с пластинками меди, кадмия, никеля, цинка и магния. 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 металлического железа и никеля визуально не наблюдается, необходимо поступать следующим образом.

1. Вынутый из раствора FeSO_4 металл промыть дистиллированной водой, осторожно высушить фильтровальной бумагой и нанести на его поверхность стеклянной палочкой каплю подкисленного раствора красной кровяной соли- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В случае, если на поверхности металла выделилось из раствора железо, то раствор окрасится в синий цвет.

2. Вынуть металл из раствора NiSO_4 , промыть водой, просушить фильтровальной бумагой и стеклянной палочкой нанести на его поверхность каплю реактива Чугаева. Красное окрашивание раствора указывает на наличие на поверхности исследуемого металла никеля.

Результаты наблюдений запишем в виде таблицы:

Опускаемый металл	Ионы металлов в растворе						
	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Ni^{2+}	Cd^{2+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Mg^{2+}
Cu							
Pb							
Cd							
Ni							
Zn							
Fe							
Mg							

При вытеснении металлом, стоящим в левой графе, другого металла из раствора его соли ставьте знак (+) под ионом вытесненного металла, при отсутствии реакции между металлом и раствором - знак (-).

Какой из исследованных металлов самый сильный восстановитель? Расположите исследованные металлы в порядке убывающей восстановительной активности. 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 (табл. 1, прил.)?

ОПЫТ 2

Цель работы: установить электрохимическую активность некоторых металлов. (меди, железа, свинца, цинка, никеля, кадмия к магния) относительно водорода.

Приборы и реактивы: семь пробирок, кусочки металлов Cu , Fe , Pb , Zn , Ni , Cd , Mg , 1 М раствор соляной кислоты.

Выполнение работы. На дно каждой из семи пробирок поместить порознь по кусочку Cu , Fe , Pb , Zn , Ni , Cd , Mg и прилить по 1-2 мл 1 М раствора соляной кислоты. Через 2-3 минуты отметьте, на каких металлах образуются пузырьки газа (пробирку со свинцом необходимо подогреть, так как образующаяся в реакции соль PbCl_2 при комнатной температуре труднорастворима и вследствие этого препятствует протеканию реакции).

Во всех ли пробирках идет реакция? Дайте объяснение. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Принимая электродный потенциал водорода равным нулю, поместите водород в полученный в опыте 1 ряд активности металлов.

Работа 4. ЭЛЕКТРОЛИЗ С РАСТВОРИМЫМ АНОДОМ

Цель работы: качественное ознакомление с процессом электролиза с окисляющимся анодом.

Приборы и реактивы: стеклянный стакан, угольный электрод, два медных электрода, выпрямитель, вольтметр, соединительные провода, 1М раствор H_2SO_4 , насыщенный раствор $NaCl$.

ОПЫТ 1. Электролиз раствора H_2SO_4 с медным анодом

Выполнение работы. Закрепите электроды в крышке стакана, в стакан налейте на 3/4 объема серной кислоты. Электроды подключите к клеммам выпрямителя или к аккумуляторной батарее через реостат. Угольный электрод должен быть катодом (отрицательный полюс), а медный электрод - анодом (положительный полюс). Установите напряжение на электродах примерно 1,5 В (напряжение контролировать по вольтметру) и в течение 4-5 минут пропускайте через раствор ток.

Запишите все свои наблюдения и объясните их. Какие реакции идут на электродах в начале электролиза и через некоторое время? Какой газ выделяется в начале электролиза на угольном катоде? Почему раствор окрашивается в голубой цвет? Напишите все возможные процессы на аноде и катоде. Какие из них идут в действительности? Составьте схему электролиза H_2SO_4 .

ОПЫТ 2. Электролиз насыщенного раствора $NaCl$ с медными электродами

Выполнение работы. Соберите схему для электролиза. В крышке стакана закрепите медные электроды и опустите их в горячий раствор ($t^0 = 70 - 90^\circ C$) $NaCl$. Установите на клеммах электролизера напряжение 1,3 - 1,4В и в течение 5 минут пропускайте электрический ток через раствор.

Опишите свои наблюдения и объясните их. Составьте схему электродных процессов. Учтите, что медь окисляется до Cu^{2+} , а красно-коричневый осадок - Cu_2O . Запишите суммарное уравнение реакции электролиза.

Работа 5. ЭЛЕКТРОЛИЗ С НЕРАСТВОРИМЫМ АНОДОМ

Цель работы: качественное ознакомление с процессом электролиза с инертными электродами.

Приборы и реактивы: U - образный электролизер, свинцовые и угольные электроды, выпрямитель, вольтметр, соединительные провода, растворы: 1) 2М раствор $MnSO_4$ и 1М раствор H_2SO_4 (соотношение 2V : 1V; 2) 0,5М раствор $CuCl_2$, 5 % - ный раствор KI ; 3) 5 %-ный раствор KI , фенолфталеин; 4) 0,5 М раствор Na_2SO_4 лакмус.

ОПЫТ 1. Электролиз раствора $MnSO_4$

Электролиз раствора с нерастворимым анодом проводится в приборе, состоящем из U - образной трубки и двух инертных электродов. Соберите схему для электролиза. В U — образный сосуд налейте (на 3/4 объема) раствор, состоящий из 2М раствора $Mn SO_4$ и 1М раствора H_2SO_4 (соотношение объемов 2:1). В качестве электродов используйте свинцовые пластинки. Установите напряжение на клеммах электролизера примерно 3,5 В и в течение 2-3 минут пропускайте через раствор электрический ток. Во время электролиза на аноде выделяется коричневый осадок MnO_2 . Что выделяется на катоде? Помните, что раствор подкислен! Составьте схему электролиза.

ОПЫТ 2. Электролиз раствора $CuCl_2$

Налейте в U - образную трубку 0,5М раствор $CuCl_2$, вставьте в оба колена трубки угольные электроды, присоедините их к источнику постоянного тока и пропускайте ток в течение 4-5 минут (напряжение 2,5 - 3,0 В). Выключив ток, убедитесь, что на катоде выделилась медь. Что выделяется на аноде? Почему? Составьте схему электролиза.

ОПЫТ 3. Электролиз раствора KI

Заполните U - образный электролизер 5% -ным раствором KI , добавив в него 3-4 капли фенолфталеина, и опустите в него угольные электроды. Установите напряжение на электродах приблизительно 3 В и пропускайте через раствор ток в течение 1,5 - 2,0 минут. Катодное пространство окрашивается в малиновый цвет. Почему? В анодном пространстве появляется бурая окраска свободного йода. Составьте схему электролиза.

ОПЫТ 4. Электролиз раствора Na_2SO_4

В U - образный электролизер налейте 0,5М раствор Na_2SO_4 , к которому добавьте 3-4 капли лакмуса. На угольные электроды, опущенные в раствор, подайте напряжение 3,0В. В течение 2-3 минут через раствор пропускайте ток. Запишите свои наблюдения. Объясните изменение окраски раствора в катодном и анодном пространствах. Составьте схему электролиза.

Работа 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НАПРЯЖЕНИЯ РАЗЛОЖЕНИЯ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: ознакомление с методом измерения напряжения разложения водных растворов электролитов.

ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ: источник постоянного тока, вольтметр, микроамперметр, ключ, электролитическая ячейка с электродами, соединительные провода, 1М раствор H_2SO_4 , 1М раствор КОН.

Выполнение работы. Соберите электрическую схему. В электролизер залейте электролит так, чтобы электроды были полностью погружены в раствор. Включите источник тока. При проведении опыта на электролизер подавайте возрастающее напряжение E и отмечайте силу протекающего тока I (значения напряжения указаны в таблице).

Контроль за напряжением ведите по вольтметру. Запись величины тока производите через 1,5 - 2 минуты после выдержки электродов под заданным напряжением. Результаты запишите в таблицу:

Напряжение E , В	0,0	0,5	1,0	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7
Сила тока I , мА									

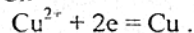
По полученным результатам постройте график зависимости силы тока (ось ординат) от напряжения (ось абсцисс) и определите напряжение разложения. Опыт проведите с растворами H_2SO_4 и KOH . Сравните напряжение разложения кислоты и щелочи. Какой вывод можно сделать? Приведите примеры нескольких электролитов, для которых напряжение разложения должно быть таким же.

Работа 7. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКОГО ЭКВИВАЛЕНТА МЕДИ

Цель работы: знакомство с медным кулонометром и методом определения электрохимических эквивалентов металлов.

Приборы и реактивы: источник постоянного тока, медный кулонометр, амперметр, секундомер, технические весы, провода, 0,5 М раствор $CuSO_4$

Выполнение работы. Применение медного кулонометра основано на реакции восстановления ионов Cu^{2+}



Эта реакция протекает без побочных процессов только в строго определенных условиях, поэтому предъявляются особые требования к выбору раствора, его концентрации и особенно к плотности тока /плотностью тока называется отношение величины тока, протекающего через электрод, к площади этого электрода. Плотность тока на катоде кулонометра должна быть в пределах 2-20 мА/см². При более высокой плотности осадок меди будет рыхлым и возможны его потери при взвешивании. При низких плотностях тока может с заметной скоростью протекать реакция $Cu^{2+} + e = Cu^+$, что приведет к ошибкам в результатах измерений.

Медный кулонометр имеет следующее устройство. В стеклянный стакан объемом 300-400 мл заливается раствор 0,5 М $CuSO_4$. Крышка стакана изготавливается из пластмассы и имеет зажимные устройства для крепления трех медных электродов. Один из электродов является катодом. Он устанавливается посередине сосуда, а крайние электроды служат анодами. Таким расположением достигается равномерное распределение тока на катоде.

Площадь катода подбирают в зависимости от силы тока, протекающего через кулонометр.

Перед началом опыта зачистите катод наждачной бумагой (не трогать рабочую поверхность руками!), промойте дистиллированной водой и высушите в сушильном шкафу. Затем катод взвесьте на технических весах и закрепите его в кулонометре, наполненном 0,5 М раствором $CuSO_4$ (площадь электрода приблизительно 5 см x 7 см). Включите кулонометр в цепь. Пропускайте через электролизер ток силой 2 А в течение 30 мин. В ходе опыта поддерживайте постоянное значение силы тока! Через 30 мин разомкните цепь ключом, выньте катод из кулонометра, аккуратно промойте его дистиллированной водой и высушите в сушильном шкафу при температуре не выше 40-50°C (свежеосажденная медь легко окисляется). После этого катод повторно взвесьте на тех же весах. Разность двух взвешиваний дает количество осажденной меди. Найдите количество электричества, протекающего через электролизер.

Составьте схему электролиза. Что происходит с электродами? Где данный процесс находит практическое применение? На основе полученных результатов рассчитайте электрохимический и химический эквиваленты меди. Вычислите ошибки опыта.

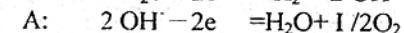
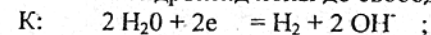
Работа 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ ЭКВИВАЛЕНТОВ ВОДОРОДА И КИСЛОРОДА

Цель работы: знакомство с газовым кулонометром и методом определения объемных и электрохимических эквивалентов газов.

Приборы и реактивы: источник постоянного тока, кулонометр, амперметр, секундомер, провода, технические весы, 1М раствор KOH .

Выполнение работы. Газовый кулонометр предназначен для определения количества водорода и кислорода, выделившихся вследствие электролиза воды. Он состоит из обычного стакана и двух газовых бюреток с вставленными снизу для сбора газа воронками. Ниже воронок установлены никелевые электроды. В стакан заливается 1М раствор KOH , затем он засасывается в газовые бюретки, и прибор включается в электрическую цепь.

При электролизе в результате разложения воды на катоде выделяется водород, а на аноде окисляются гидроксид ионы до свободного кислорода:



Перед началом опыта отметьте объемы в бюретках по нижнему мениску раствора (точка отсчета).

Установите ток в цепи 0,3А и в течение 15 минут пропускайте его через раствор. Разомкните цепь и замерьте объемы выделившихся в каждой бюретке газов по разности начального и конечного объемов растворов. Приведите полученные объемы к нормальным условиям. Рассчитайте объемные и массовые электрохимические эквиваленты водорода и кислорода по закону Фарадея. Определите ошибку опыта.

4. ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

ЗАДАНИЕ 1

1. Каким из следующих условий должны удовлетворять химические процессы, используемые для получения электрического тока ?

- 1) химическая реакция должна носить окислительно-восстановительный характер
- 2) свободная энергия процесса должна быть меньше нуля
- 3) экспериментальная доступность пространственного отделения восстановительной стадии процесса от окислительной
- 4) все утверждения верны.
- 5) нет верного утверждения

2. Вычислить потенциал системы Fe^{3+}/Fe^{2+} при следующих активностях:

$[Fe^{3+}] = 0,1$ моль /л, $[Fe^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль /л.

- 1) 1 В
- 2) 0,771 В
- 3) 0
- 4) 0,847 В

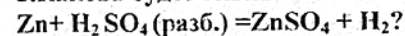
3. Раствор содержит ионы $Fe^{2+}, Ag^+, Bi^{3+}, Pb^{2+}$ одинаковой концентрации. В какой последовательности эти ионы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?

- 1) Bi, Pb, Fe, Ag
- 2) Ag, Pb, Bi, Fe
- 3) Ag, Fe, Bi, Pb
- 4) Ag, Bi, Pb, Fe

4. Гальванический элемент составлен из двух водородных электродов, из которых один – стандартный. В какой из перечисленных растворов следует погрузить другой электрод для получения наибольшей ЭДС ?

- 1) 0,1 м CH_3COOH
- 2) 0,1 м HCl
- 3) 0,1 м H_3PO_4
- 4) в любой
- 5) нет верного ответа

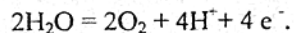
5. Какова будет эквивалентная масса H_2SO_4 в реакции



- 1) 12,26 г/моль
- 2) 49,03 г/моль
- 3) 61,29 г/моль
- 4) 24,52 г/моль;
- 5) среди данных ответов нет верных

ЗАДАНИЕ 2

1. При электролизе водного раствора сульфата никеля (II) на аноде протекает процесс :



Из какого материала сделан анод:

- 1) из никеля ; 2) из меди ; 3) из золота ; 4) из железа ; 5) из серебра?

2. Дан гальванический элемент $Pt, H_2 / HCl (C_1) // HCl (C_2) / H_2, Pt$.

Увеличится ли ЭДС гальванического элемента, если уменьшить концентрацию HCl у анода ?

- 1) увеличится
- 2) уменьшится
- 3) нет не увеличится, так как нужно уменьшить концентрацию HCl у катода
- 4) не изменится
- 5) нет верного ответа

3. В пределах каждого периода восстановительная способность элементов:

- 1) не изменяется ;
- 2) уменьшается ;
- 3) увеличивается ;
- 4) не зависит от порядкового номера элемента.

4. Определить эквивалент и эквивалентную массу сероводорода, если он окисляется до серной кислоты .

- 1) 1/8 моля и 4,26 г /моль
- 2) 1/6 моля и 8,26 г /моль
- 3) 1/4 моля и 8,52 г/моль
- 4) 1/2 моля и 17,04 г/моль
- 5) нет верного ответа .

5. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи гальванического элемента : $Pb / Pb^{2+} // Cu^{2+} / Cu$, если растворы солей одномолярны ?

- 1) как от Pb , так и от Cu
- 2) от Pb к Cu
- 3) от Cu к Pb
- 4) от Pb к Pb
- 5) от Cu к Cu

ЗАДАНИЕ 3

1. По какому из предлагаемых способов можно увеличить ЭДС гальванического элемента $Pt, H_2 / HCl (C_1) // HCl (C_2) / H_2, Pt$?

- 1) уменьшить концентрацию HCl у катода
- 2) уменьшить концентрацию HCl у анода
- 3) увеличить концентрацию HCl у анода
- 4) всеми предложенными способами
- 5) нет верного ответа

2. Как изменится масса цинковой пластины при её взаимодействии с раствором $CuSO_4$, если концентрация $CuSO_4$ в растворе изменилась на 1 моль/л ?

- 1) увеличится на 0,9 грамма
- 2) увеличится на 1,9 грамма
- 3) уменьшится на 0,9, грамма
- 4) уменьшится на 1,9 грамма
- 5) масса не изменится

3. При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 3,2 г. Что произошло при этом на медном аноде ?

- 1) выделилось 0,118 л Cl_2
- 2) выделилось 0,59 л O_2
- 3) перешло в раствор 0,1 моля Cu^{2+}
- 4) перешло в раствор 0,05 моля Cu^{2+}
- 5) нет правильного ответа

4. Какова будет эквивалентная масса фосфора, если он окисляется до H_3PO_4 ?

- 1) 6,2 г / моль
- 2) 3,1 г / моль
- 3) 12,4 г / моль ;
- 4) 9,3 г / моль
- 5) нет верного ответа

5. На сколько изменится потенциал цинкового электрода, если р-р соли цинка, в который он погружен, разбавить в 10 раз?

- 1) станет положительнее на 30 мВ
- 2) станет положительнее на 59 мВ
- 3) станет отрицательнее на 30 мВ
- 4) станет отрицательнее на 59 мВ
- 5) нет верного ответа

ЗАДАНИЕ 4

1. При пропускании тока силой 2,5А через раствор электролита за 30 минут выделяется 2,77г. металла. Найти эквивалентную массу металла:

1) 59,4 г/моль 2) 118,8 г/моль 3) 29,7 г/моль 4) 18 г/моль 5) нет верного ответа

2. При электролизе водного раствора соли значение pH в приэлектродном пространстве одного из электродов возросло. Раствор какой соли подвергается электролизу?

1) KCl 2) CuCl₂ 3) Ag(NO₃) 4) 2,3 5) 1,2

3. В каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции $2Hg + 2Ag^+ \rightleftharpoons 2Ag + Hg_2^{2+}$ при следующих концентрациях ионов в растворе: $[Ag^+] = 10^{-4}$ моль/л; $[Hg_2^{2+}] = 1$ моль/л?

4. Вычислить потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgBr (ПР = 10^{-13}), содержащем кроме того, 0,01 моль/л бромида калия.

1) 0,14 В 2) 0,32 В 3) 0,28 В 4) 0,54 В 5) нет верного ответа

5. Вычислить ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активность ионов Cd²⁺ составляет 1 моль/л, а ионов Cu²⁺ 0,1 моль/л.

1) 0,2 В 2) 0,71 В 3) 1,46 В 4) 0,89 В 5) нет верного ответа.

ЗАДАНИЕ 5.

1. Вычислить активность ионов H⁺ в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен -82 мВ.

1) $a_{H^+} = 0,041$ моль/л 2) $= 0,02$ моль/л 3) $a_{H^+} = 0,005$ моль/л 4) $a_{H^+} = 0,8$ моль/л 5) нет верного ответа

2. При электролизе водного раствора сульфата калия значения pH раствора в приэлектродном пространстве возросло. К какому полюсу источника тока присоединен электрод?

1) к отрицательному 2) к положительному 3) такого не может быть

3. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6А через раствор нитрата серебра в течение 30 минут.

1) 12 г 2) 10 г 3) 8 г 4) 16 г 5) нет верного ответа

4. Имеется гальванический элемент Pb / Pb²⁺ // Ag⁺ / Ag. Как изменится ЭДС, если в раствор, содержащий ионы свинца, добавить сероводород?

1) увеличится 2) уменьшится 3) остается неизменной

5. Вычислить электродный потенциал цинка в растворе ZnCl₂, в котором активность ионов Zn²⁺ составляет $7 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

1) 0,79 В 2) -0,79 В 3) -0,76 В 4) 0,84 В 5) -0,82 В

5. ВАРИАНТЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

№ варианта	Номера задач			
1	8/а/	21	59/а,б/	72
2	9	22	59/в,г/	71
3	10	23	60/а,б/	73
4	11	24	60/в,г/	78
5	7	25	60/д/	75
6	6	31	58	79
7	12	32	59/а,д/	74
8	13	33	63	77
9	14	26	64	80
10	5	34	65	81
11	4	35	61	82
12	3	36	62	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/а,б/	76	89
19	20	38/е,д/	99	90
20	18	38/в,г/	49	91
21	10	39	52	92
22	12	40	58	93
23	14	44	57	94
24	15	43	55	95
25	17	42	56	97
26	18	41	68	98
27	16	47	54	100
28	19	45	53	101
29	20	46	51	102
30	8/б/	48	50	96

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П.1. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы

Электродный процесс	E^0 , в	Электродный процесс	E^0 , в
$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,925	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,036
$\text{Rb}^+ + e = \text{Rb}$	-2,925	$\text{H}^+ + e = 1/2\text{H}_2$	0,000
$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,923	$\text{Ti}^{4+} + e = \text{Ti}^{3+}$	0,060
$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,906	$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	0,150
$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}$	-2,888	$\text{Cu}^{2+} + e = \text{Cu}^+$	0,150
$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,866	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,220
$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	0,337
$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	0,521
$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,847	$1/2\text{I}_2 + e = \text{I}^-$	0,536
$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,662	$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	-1,628	$\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{V}^{2+} + 2e = \text{V}$	-1,186	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	0,799
$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,179	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	0,854
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,930	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,960
$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,913	$1/2\text{Br}_2 + e = \text{Br}^-$	1,065
$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,763	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + e = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,190
$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	1,200
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,460	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Ti}^{3+} + 2e = \text{Ti}^-$	1,252
$\text{Cr}^{3+} + e = \text{Cr}^{2+}$	-0,408	$1/2\text{Cl}_2 + e = \text{Cl}^-$	1,359
$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,403	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,460
$\text{Ti}^{3+} + e = \text{Ti}^{2+}$	-0,368	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	1,498
$\text{Ti}^+ + e = \text{Ti}$	-0,336	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,277	$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	1,691
$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250	$\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$	1,808
$\text{Mo}^{3+} + 3e = \text{Mo}$	-0,200	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,010
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,140	$1/2\text{F}_2 + e = \text{F}^-$	2,870
$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136		

Таблица П.2. Равновесные потенциалы водородного и кислородного электродов при разных значениях pH

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