

ХИМИЯ

для студентов 2 курса специалитета

23.05.03 Подвижной состав железных дорог (ПСС)

23.05.06 Строительство железных дорог, мостов и транспортных тоннелей (СЖС)

2 курса бакалавриата

13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника (ТЭ)

(для заочной формы обучения)

Практическое занятие №2 по теме «ЭЛЕКТРОЛИЗ»

Методические указания к практическому занятию №2

В Практическом занятии «Электролиз» студент самостоятельно выполняет Задание (по варианту, таблица 2). Практическое занятие выполняется после изучения лекции и практикума, и будет рассматриваться на очных практических занятиях, предусмотренных учебным планом. Выполнение практического занятия в Электронном учебном курсе учитывается на зачете.

Перед тем как выполнять Задание необходимо освоить теоретический материал и разобраться с приведенными в теории примерами. Текст набирается только в текстовом редакторе WORD, формулы – в редакторе формул, условия переписываются перед каждым заданием, потом решение или ответ на вопросы. Обязателен титульный лист (пример дан в Приложении 1). Выполненную работу предоставляют в распечатанном виде на зачете.

Вариант Задания находится по студенческому шифру – номер варианта совпадает с последней цифрой учебного шифра студента. Например, студент, имеющий учебный шифр 2022 – ПСС – 3525 находит в таблице вариант 5. Выполняет задачи 5, 15 и 25, а затем отвечает на вопрос 35. Ответ на вопрос – не более одной страницы.

Теоретическая часть

Если пластину металла поместить в раствор его соли, то на границе твердой и жидкой фаз образуется двойной электрический слой, величину которого оценивают значением электродного потенциала φ . Для многих металлов электродные потенциалы определены с помощью водородного электрода, потенциал которого принят равным нулю $\varphi=0$. Данные электродных потенциалов представлены в таблице №1. Электродные потенциалы со знаком «минус» относятся к тем металлам, которые вытесняют водород из кислот. В заголовке таблицы – «Стандартные электродные потенциалы» соответствуют потенциалам, определенных в стандартных условиях:

температура $t = 25^{\circ}\text{C}$ ($T = 298\text{ K}$), давление $P = 1\text{ атм}$, концентрация раствора, в который погружен электрод $C = 1\text{ моль/л}$ (т.е. φ^0).

Таблица 1. Стандартные электродные потенциалы (φ^0) металлов (ряд напряжений) при стандартной $T = 298\text{ K}$ ($t = 25^{\circ}\text{C}$)

Электродная полуреакция	$\varphi^0, \text{ В}$	Электродная полуреакция	$\varphi^0, \text{ В}$
$\text{Li}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Li} (\text{тв.})$	-3.045	$\text{Cd}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cd} (\text{тв.})$	-0.403
$\text{Rb}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Rb} (\text{тв.})$	-2.925	$\text{Co}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Co} (\text{тв.})$	-0.277
$\text{K}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{K} (\text{тв.})$	-2.924	$\text{Ni}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ni} (\text{тв.})$	-0.250
$\text{Cs}^+ (\text{водн.}) + 1\text{e}^- = \text{Cs} (\text{тв.})$	-2.923	$\text{Sn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Sn} (\text{тв.})$	-0.136
$\text{Ba}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ba} (\text{тв.})$	-2.905	$\text{Pb}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pb} (\text{тв.})$	-0.126
$\text{Ca}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ca} (\text{тв.})$	-2.866	$\text{Fe}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Fe} (\text{тв.})$	-0.037
$\text{Na}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Na} (\text{тв.})$	-2.714	$2\text{H}^+ (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2 (\text{г.})$	0.000
$\text{Mg}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Mg} (\text{тв.})$	-2.363	$\text{Sb}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Sb} (\text{тв.})$	+0.200
$\text{Al}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Al} (\text{тв.})$	-1.663	$\text{Bi}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Bi} (\text{тв.})$	+0.215
$\text{Ti}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Ti} (\text{тв.})$	-1.630	$\text{Cu}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cu} (\text{тв.})$	+0.337
$\text{Zr}^{4+} (\text{водн.}) + 4\text{e}^- = \text{Zr} (\text{тв.})$	-1.539	$\text{Cu}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Cu} (\text{тв.})$	+0.520
$\text{Mn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Mn} (\text{тв.})$	-1.179	$\text{Ag}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Ag} (\text{тв.})$	+0.799
$\text{V}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{V} (\text{тв.})$	-1.175	$\text{Hg}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Hg} (\text{ж.})$	+0.850
$\text{Cr}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Cr} (\text{тв.})$	-0.913	$\text{Pd}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pd} (\text{тв.})$	+0,987
$\text{Zn}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Zn} (\text{тв.})$	-0.763	$\text{Pt}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Pt} (\text{тв.})$	+1,188
$\text{Cr}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Cr} (\text{тв.})$	-0.744	$\text{Au}^{3+} (\text{водн.}) + 3\text{e}^- = \text{Au} (\text{тв.})$	+1,498
$\text{Fe}^{2+} (\text{водн.}) + 2\text{e}^- = \text{Fe} (\text{тв.})$	-0.440	$\text{Au}^+ (\text{водн.}) + \text{e}^- = \text{Au} (\text{тв.})$	+1,692

Пример 1. Какой металл в этой паре является анодом – цинк или алюминий?

Металл, имеющий меньшее значение электродного потенциала считается **анодом** и он **окисляется**.

Металл, имеющий большее значение электродного потенциала считается **катодом** и он **восстанавливается**.

Ответ. Алюминий является анодом, так как его стандартный электродный потенциал $\varphi^0 = -1,663\text{ В}$ (по таблице №1) меньше, чем потенциал цинка $\varphi^0 = -0,763\text{ В}$.

Электролиз применяется для получения высокочистых металлов, для нанесения защитных покрытий, для проведения электрокоагуляции, в катодной защите от коррозии, в гальванопластике и т.д.

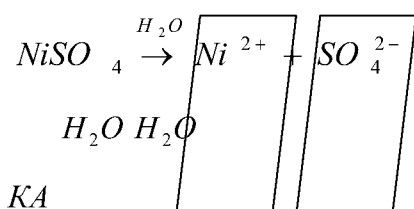
Электролиз – это превращение вещества под действием электрического тока. При этом на катоде *восстанавливаются* положительные частицы (катионы), а на аноде *окисляются* отрицательные частицы (анионы).

При электролизе применяются растворимые (металлические) и нерастворимые (угольные) электроды. *Растворимость электрода важна только для анодного процесса.* По умолчанию применяются угольные электроды.

Так как в электролизе участвуют ионы, то целесообразно начинать составление процессов на аноде (*A*) и катоде (*K*) с написания диссоциации данного электролита.

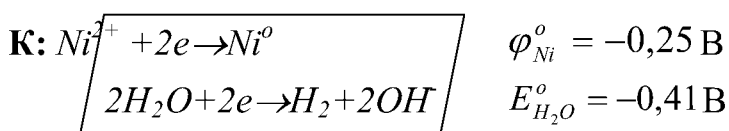
Электролиз с нерастворимым анодом.

Например, электролиз раствора NiSO_4 с инертным (*угольным*) анодом

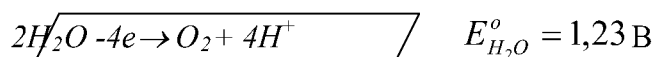
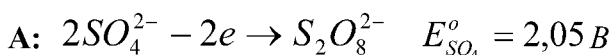


Составим все возможные процессы на *A* (анод) и *K* (катод) и выберем доминирующие.

К катоду будут двигаться ионы Ni^{2+} и H_2O , а к аноду – ионы SO_4^{2-} и молекулы воды:



Т.к. $\varphi_{\text{Ni}}^0 \approx E_{\text{H}_2\text{O}}^0$ близки (*вторая группа катионов*) на катоде будут образовываться одновременно *Ni* и H_2 .



Т.к. $E_{\text{H}_2\text{O}}^0 < E_{\text{SO}_4}^0$ на аноде будет преобладать кислород O_2 .

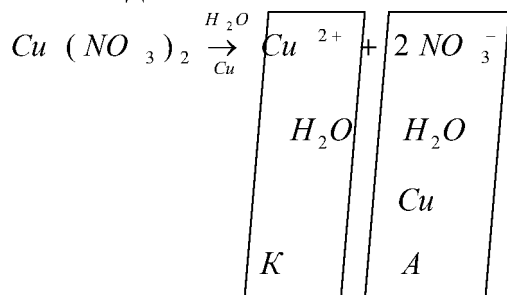
Однако, кроме указанных первичных процессов будут протекать и вторичные (взаимодействие ионов не участвующих в первичных процессах). В данном случае возможны вторичные процессы только в прианодном пространстве.

$$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SO}_4$$

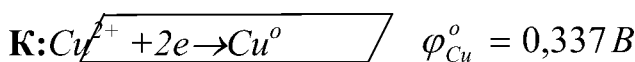
Электролиз с растворимым анодом.

Растворимые металлические аноды, которые окисляются, используются для очистки металлов анодной обработки их рафинирования, анодирования, хромированной и т.д. обработки.

Для примера рассмотрим электролиз водного раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ с растворимым медным анодом:

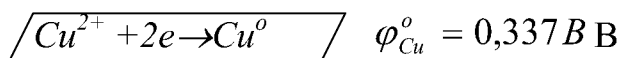
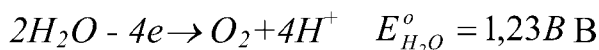


Составим возможные процессы на аноде и катоде:



Т.к. $E_{\text{Cu}}^0 > E_{\text{H}_2\text{O}}^0$ на катоде образуется медь Cu

А: $\text{NO}_3^- - e \rightarrow$ не разряжается



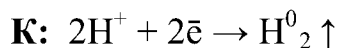
Т.к. $\varphi_{\text{Cu}}^0 < E_{\text{H}_2\text{O}}^0$ - на аноде преобладает окисление меди.

Таким образом, уравнения электролиза можно написать с помощью упрощенных рекомендаций:

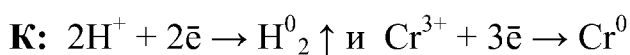
Правила написания уравнений электролиза для водных растворов.

I. Восстановление катионов на катоде.

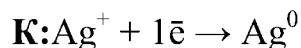
а) Если металл соли стоит в «ряду напряжений» до Al включительно, то на катоде восстанавливается на катоде восстанавливается только водород из воды, а металл остается в растворе:



б) Если металл соли стоит в «ряду напряжений» от Ti до H включительно, то на катоде восстанавливается и водород из воды и металл:

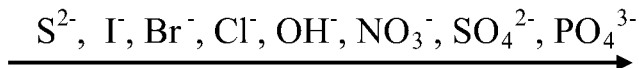


в) Если металл соли стоит в «ряду напряжений» после водорода, то на катоде восстанавливается только один металл:



II. Окисление анионов на аноде

а) для нерастворимых (угольных) электродов:



возрастание трудности окисления анионов.

б) для растворимых (металлических) электродов:

анионы соли остаются в растворе, а окисляется материал растворимого металлического анода.

Первый закон Фарадея. При пропускании через раствор или расплав вещества количества электричества $1F = 96500$ Кл на катоде и на аноде выделяется по одному эквиваленту продуктов электролиза.

Второй закон Фарадея. Масса или объем продукта электролиза прямо пропорционально зависит от силы тока, времени пропускания электричества и природы продукта электролиза.

$$m_{\text{прод}} = \frac{I \cdot t \cdot \mathcal{E}_{\text{прод}}}{96500} \text{ и } V_{\text{прод}} = \frac{I \cdot t \cdot \mathcal{E}_{V-\text{прод}}}{96500},$$

где I – сила тока, А; t – время, с; $\mathcal{E}_{\text{прод}}$ – массовый эквивалент продукта электролиза на катоде или на аноде, г; $\mathcal{E}_{V-\text{прод}}$ – объемный эквивалент, массовый эквивалент продукта электролиза на катоде или на аноде л.

$$m = \frac{\mathcal{E}Q}{F} = \frac{\mathcal{E}It}{96500},$$

где m – масса выделенного вещества, г; $\mathcal{E}$ – химический эквивалент или масса 1 г·экв;

Q – количество протекшего электричества, Кл; I – сила тока, А; t – время электролиза, с.

$\frac{\mathcal{E}}{F}$ показывает количество вещества, выделившегося при пропускании одного кулона электричества. Это электрохимический эквивалент. Между химическим и электрохимическим эквивалентом существует зависимость

$$\mathcal{E} = a \cdot F,$$

где $\mathcal{E}$ – химический эквивалент; a – электрохимический эквивалент.

Выход по току рассчитывается по формуле $B_i = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$,

где $m_{\text{практ}}$ – масса вещества, реально полученная во время электролиза, г, $m_{\text{теор}}$ – масса вещества, рассчитанная по второму закону Фарадея, г.

Для электролиза характерны высокие значения выхода по току: 97- 99%.

Для протекания электролиза к электродам надо приложить минимальную величину напряжения, называемую **потенциалом разложения**. Так как окислительно-восстановительный процесс при электролизе имеет противоположное направление процессу в гальваническом элементе, то теоретически $E_{\text{разл}}$ должен равняться ЭДС гальванического элемента с противоположным знаком. Однако на электродах протекают различные побочные процессы, связанные с массовой нейтрализацией ионов, с изменением химической природы поверхности электродов, с изменением концентраций электролитов в приэлектродных пространствах. Поэтому потенциал разложения больше величины ЭДС гальванического элемента на величину, называемую **перенапряжением на электродах**.

Перенапряжением на электродах зависит от состава электролита, его концентрации, положения металла в ряду стандартных электродных потенциалов, плотности тока, температуры, состояния поверхности электродов.

Потенциалы разложения электролитов обычно определяют опытным путем. Последовательность разряда ионов на электродах зависит от величины перенапряжения. Особенно велико перенапряжение при выделении газов на металлах. Так, при выделении водорода на цинке создается перенапряжение около 0,7В, а $\varphi_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} = -0,763\text{В}$, поэтому при электролизе солей металлов средней активности одновременно разряжаются и ионы металла, и ионы водорода. Вследствие этого выход металла по току средний.

Анодное выделение O_2 тоже имеет значительную на величину перенапряжения. Величины перенапряжений при катодном выделении металлов значительно меньше.

Пример 2. Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора CuSO_4 в течении 1 ч при силе тока 4 А?

Решение. Схема электролиза раствора сульфата меди:

Катодный процесс: К: $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$

Анодный процесс: А: $2\text{OH}^- - 2\bar{e} = \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Эквивалентная масса меди в CuSO_4 равна: $\vartheta_{\text{Cu}} = \frac{A}{B} = \frac{63,5}{2} = 31,75 \text{ г}$,

где А – атомная масса меди, В – валентность меди.

Подставив в формулу (1) значения $\mathcal{E}_{\text{Cu}28} = 31,75$ г/моль, $I = 4$ А, $t = 3600$ с, $\eta = 1$, получим

$$m_{\text{Cu}} = \frac{31,75 \cdot 4 \cdot 3600}{96500} \cdot 1 = 4,74 \text{ г}$$

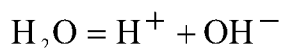
Пример 3. Вычислите эквивалентную массу металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,742 г металла.

Решение. Из формулы (1) $\mathcal{E} = \frac{11,742 \cdot 96500}{3880} = 29,35 \text{ г}$,

Где $I \cdot t = Q$ – количество электричества, Кл.

Пример 4. Какие реакции протекают на электродах при электролизе раствора KCl? Чему равна сила тока при электролизе раствора в течении 1 ч 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода?

Решение. В водном растворе сульфата калия протекают реакции диссоциации по уравнениям: $\text{KCl} = \text{K}^+ + \text{Cl}^-$



Из водных растворов щелочные металлы не выделяются, на катоде происходит восстановление водорода из воды.

Схема электролиза раствора хлорида калия:

Катодный процесс: К: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2^0$

Анодный процесс: А: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2^0$

Продуктами электролиза являются газы: водород и хлор.

Преобразуем формулу (1) $I = \frac{m \cdot F}{\mathcal{E} \cdot t}$, так как дан объем водорода, то отношение

$\frac{m}{\mathcal{E}_{\text{H}_2}}$ заменяем отношением $\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}}$, где $V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}$ объем водорода, л; $= 11,2$ л -

эквивалентный объем водорода, $t = 6025$ с (1 ч 40 мин 25 с = 6025 с). Тогда:

$$I = \frac{V_{\text{H}_2} F}{V_{\mathcal{E}(\text{H}_2)} t} = \frac{1,4 \cdot 96500}{11,2 \cdot 6025} = 2 \text{ А}$$

Пример 5. Деталь общей площадью $0,05 \text{ м}^2$ помещена в электролизер для нанесения покрытия в раствор соли хрома. Какова толщина отложившегося слоя хрома на детали, если было затрачено 35 мин при использовании силы тока 5 А, а выход по току составил 95%. Плотность металлического хрома – $7,19 \text{ г/см}^3$.

Решение. Так как необходимо нанести защитное покрытие на поверхность детали, следовательно, деталь должна быть катодом, где будет происходить восстановление хрома из раствора, поэтому на деталь подается знак «минус» от внешнего источника тока.

Толщина слоя защитного покрытия рассчитывается по формуле: $h = \frac{V}{S}$, где V – объем защитного слоя металлического хрома, S – площадь покрываемой детали, $0,05 \text{ м}^2 = 500 \text{ см}^2$.

Объем защитного слоя металлического хрома рассчитывается по формуле: $V = \frac{m_{Cr}}{\rho_{Cr}}$, где плотность хрома составляет $\rho_{Cr} = 7,19 \text{ г/см}^3$

Таким образом, необходимо сначала рассчитать массу хрома, полученную в ходе электролиза за 35 мин (время переводить в секунды):

$$m_{Cr} = \frac{I \cdot t \cdot \mathcal{E}_{Cr}}{96500} \cdot B_i,$$

где эквивалентная масса хрома $\mathcal{E}_{Cr} = \frac{A_{Cr}}{n}$, A – атомная масса металла, n – степень окисления металла.

$$m_{Cr} = \frac{I \cdot t \cdot A_{Cr}}{96500 \cdot n} \cdot B_i = \frac{5 \cdot 35 \cdot 60 \cdot 52}{96500 \cdot 3} \cdot 0,95 = 1,79 \text{ г}$$

Толщина слоя хромового покрытия равна:

$$h_{Cr} = \frac{m_{Cr}}{S \cdot \rho_{Cr}} = \frac{1,79}{500 \cdot 7,19} = 4,98 \cdot 10^{-4} \text{ см} = 4,98 \cdot 10^{-6} \text{ м} = 5 \text{ мкм}$$

ЗАДАНИЕ (по варианту)

Таблица 2. Варианты задания

	Последняя цифра учебного шифра студента									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	0
1. Номера задач	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
2. Номера вопросов	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40

**вариант определяется по последней цифре шифра студента*

ЗАДАЧИ

1. Электролиз CuSO_4 проводили в течение 15 мин при силе тока 2,5 А, при этом выделилось 0,72 г меди. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах для медного и угольного анода. Найдите выход по току.

2. При рафинировании меди током 25А выделяется за 4 часа 112 г меди. Рассчитайте выход по току.
3. Через раствор соли $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ в течении 2,45 часа поступал ток силой 3,5А. Определите на сколько граммов за это время уменьшилась масса никелевого анода?
4. Через раствор сульфата цинка пропускали ток в течение 30 мин. При этом выделилось 0,25г цинка. Амперметр показал 0,4А. Какова ошибка в показаниях амперметра?
5. Какую массу алюминия можно получить при электролизе расплава Al_2O_3 , если в течение часа пропускать ток силой 20000А при выходе по току 85%?
6. Определите силу тока, необходимую для процесса электролиза расплава хлорида магния проходящего в течение 10 часов при выходе по току 85%, чтобы получить 0,5 кг металлического магния?
7. При пропускании тока силой 2А в течение 1 часа 14 минут 24 секунд через водный раствор хлорида металла (11) на одном из графитовых электродов выделилось 2,94 г металла. Чему равна атомная масса металла, если выход по току 100%? Какой это металл? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.
8. Выход по току при получении металлического кальция при электролизе расплава хлорида кальция равен 70%. Сколько электричества надо пропустить, чтобы получить 200 г кальция?
9. Через раствор сульфата железа (11) пропустили ток силой 13,4А в течении 1 часа. Определите количество железа, которое выделилось на катоде, если выход по току был равен 70%. Напишите уравнения реакций протекающих на электродах.
10. Железный предмет общей площадью $0,08\text{м}^2$ помещен в качестве катода в раствор соли никеля. Какова толщина отложившегося слоя никеля? Плотность никеля 89000 кг/м^3 . Ток силой 3,15А пропускали в течение 42 мин.
11. В какой последовательности выделяются на катоде металлы при электролизе раствора, содержащего ионы Ni^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Fe^{2+} . Составьте схему электродных процессов при электролизе водного раствора NiSO_4 . Сколько граммов никеля выделится на катоде, если на процесс затрачено 13,4 А·ч. Выход по току никеля составляет 80%.
12. При токе силой 2А в течение 40 мин выделилось на катоде 4,542 г некоторого металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла e (г/А час).

13. Раствор NiCl_2 , содержащий 0,1297 кг соли, подвергали электролизу током 5А в течение 5,36 часов. Определите массу никеля и объем хлора.
14. При электролизе раствора CuSO_4 с медными электродами масса катода увеличилась на 0,005 кг. Какое количество электричества было пропущено?
15. При электролизе раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током 1А масса катода возросла на 0,01 кг. Определите количество электричества и время в течение которого оно было пропущено. Какой газ и в каком количестве выделился на аноде?
16. Вычислите объем H_2 , выделенного при пропускании тока в 5А в течение 1 часа через раствор H_2SO_4 .
17. Какие вещества и в каком количестве образуются при пропускании тока в 6А в течение 1 часа через раствор KOH ?
18. Какие реакции протекают на электродах при электролизе раствора сульфата цинка: а) с графитовым анодом; б) с цинковым анодом. Как изменится концентрация ионов цинка в растворе в обоих случаях, если через раствор пропустить ток силой 26,8 А в течение 1 часа. Выход по току на катоде цинка 50%, на аноде - 100%.
19. В растворе находились 0,1 моль HgCl_2 и 0,2 моля CuCl_2 . Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах, если через раствор пропустить ток в 12А в течение 1,5 часов?
20. 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 2А, чтобы на катоде выделилось 2,43г вещества для реакций а и б?
21. Найдите толщину отложившегося при электролизе на железной проволоке слоя покрытия из олова (плотность олова 7298 кг/м^3), если длина проволоки 2 м, а диаметр ее 0,0004 м. Ток силой 2,5 А в течение 30 мин пропускали через раствор SnCl_2 . Выход по току составляет 93%.
22. Вычислите время, в течение которого должен быть пропущен ток в 1,5 А через раствор цинковой соли, чтобы покрыть металлическую пластинку слоем цинка толщиной $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ м}$, если общая площадь поверхности пластинки $0,1 \text{ м}^2$, а выход по току 90,5%. Плотность цинка 7133 кг/м^3 .
23. Железный предмет площадью $0,08 \text{ м}^2$ помещен в качестве катода в раствор соли никеля. Какова толщина отложившегося слоя никеля? Плотность никеля – 8910 кг/м^3 . Ток силой 3,15 А пропускали в течение 42 мин.

24. Деталь подверглась марганцеванию. Электролит - раствор MnSO_4 . Сила тока 5А. Вычислить выход металла покрытия (марганца) по току, если в течение 1 ч на поверхности детали осело 3,078 г чистого марганца.
25. Деталь была оцинкована за 1 ч 40 мин. Электролит – раствор ZnSO_4 . Масса металла покрытия (цинка) равна 1,8456 г. Выход по току – 87,2 %. Чему была равна сила тока?
26. Деталь хромируется в водном растворе $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Сила тока – 3 А. Определить продолжительность электролиза, если на поверхности детали необходимо нанести электрокристаллизацией 1,3 г хрома и если выход по току принять равным 40%.
27. Медь покрыта оловом. При нарушении оловянного покрытия образуется гальванический элемент, который дает ток силой 0,75 А. Какая масса олова растворится, и сколько литров водорода выделится за 25 мин?
28. При коррозии алюминия, который находится в контакте с хромом, за 1 мин 20с восстановилось 0,004 л кислорода. Определите на сколько уменьшилась масса алюминия на границе контакта и чему равна сила тока, прошедшего в гальванопаре?
29. При коррозии железа, находящегося в контакте с никелем за 1,5 мин образовалось 0,025 г $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Вычислите объем кислорода, израсходованный на получение $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Сколько электричества протекло за это время на границе контакта?
30. Вычислите время, в течение которого надо пропустить ток силой 3,5 А через расплавленный хлористый свинец для того, чтобы покрыть изделие с общей поверхностью 207см^2 толщиной 6 мкм, а затем нанести следующее металлическое покрытие из водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ толщиной 8 мкм. Плотность свинца и хрома соответственно равны $11,336\text{г/см}^3$ и $7,19\text{ г/см}^3$. Определите, какие типы металлических покрытий были нанесены в этой последовательности.

ВЫПРОСЫ

по теме: Электролиз

31. Каким образом применяется электролиз в катодной защите от коррозии металлических конструкций?
32. Каким образом применяется электролиз в анодной защите от коррозии металлических конструкций?
33. При осушении стен применяется катодная или анодная защита?

34. Какие металлы получают с помощью электролиза?
35. Каким образом используют электролиз при получении водородного топлива?
36. Каким образом используют электролиз при очистке воды?
37. Применяется ли электролиз для защиты корпуса судов, и каким образом?
38. Каким образом применяется электролиз при нанесении металлических покрытий на поверхность конструкций?
39. Как осуществляется с помощью электролиза осушение стен?
40. Какова технология нанесения многослойных металлических покрытий на изделие, и от чего зависит толщина каждого покрытия?

Приложение 1

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА» (ФГАОУ ВО РУТ(МИИТ), РУТ(МИИТ))

Российская открытая академия транспорта

Практическое занятие №2 по химии

Выполнил: студент 2 курса,
группа ЗЖМ-2911,
шифр 2110-пСЖс-1238

Иванов Илья Петрович

Проверил: доц. Журавлева М.А. (Ф.И.О. вашего преподавателя)

Москва 202_