

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов технических специальностей
дневной и заочной форм обучения*

ЭЛЕКТРОЛИЗ



Могилев 2022

УДК 54
ББК 24
Х46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «8» июня 2022 г.,
протокол № 14

Составитель канд. биол. наук И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук, доц. О. В. Благодарная

В методических рекомендациях рассмотрены закономерности процессов, происходящих при электролизе расплавов и водных растворов, вопросы его количественной оценки. Представлены примеры решения типовых задач. Приведены контрольные вопросы и задачи, отвечающие требованиям, предъявляемым к уровню освоения материала, изложенного в методических рекомендациях.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	Т. А. Рыжикова
Компьютерная верстка	Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 36 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.
Пр-т Мира, 43, 212022, г. Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2022

Содержание

Введение.....	4
1 Электролиз.....	5
1.1 Электролиз расплавов.....	5
1.2 Электролиз водных растворов	6
2 Количественные законы электролиза. Выход по току.....	11
2.1 Законы Фарадея.....	11
2.2 Выход по току.....	12
3 Практическое применение электролиза.....	12
3.1 Покрытие металлов слоем другого металла при помощи электролиза (гальваностегия).....	12
3.2 Получение копий с предметов при помощи электролиза (гальванопластика).....	13
3.3 Электрометаллургия.....	13
4 Примеры решения задач.....	14
Список литературы	16

Введение

Химия является одной из фундаментальных наук, знание которой необходимо для активной творческой деятельности инженера любой специализации. В современных условиях, когда конкретные представления теории и методики быстро устаревают, от специалиста требуется умение самостоятельно развивать полученные знания. Следовательно, возрастает значение базовой подготовки, способности критически оценивать происходящее.

Таким образом, значение химии как дисциплины естественно-научного блока для инженерно-технических специальностей преследует основную цель – формирование у студентов целостного естественно-научного мировоззрения, логического мышления, способности к анализу и синтезу.

Электролиз является основой целого ряда важнейших производств, связанных с получением черных и цветных металлов, их сплавов и других химически ценных продуктов. Таким образом, изучение темы «Электролиз» является важной составной частью инженерного образования.

В методических рекомендациях представлены теоретические основы процесса электролиза, объяснены основные принципы составления окислительно-восстановительных реакций, протекающих на электродах, приведены примеры расчетов, позволяющих количественно оценить процесс электролиза.

Целью методических рекомендаций является формирование у студентов навыков инженерного расчета, умение решать поставленные проблемы и делать обоснованные выводы, а также формирование навыков самостоятельной работы.

1 Электролиз

Электролиз – это совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Для осуществления электролиза к отрицательному полюсу источника постоянного тока подсоединяют катод, а к положительному – анод и погружают их в электролит. При прохождении тока через электролит катионы перемещаются к катоду, а анионы – к положительно поляризованному электроду – аноду.

Тип процессов, происходящих при электролизе, зависит от природы электролита и материала, из которого изготовлен анод. Аноды бывают двух типов – инертные и активные.

Инертные аноды (нерастворимые электроды) при электролизе не разрушаются и служат лишь для передачи электронов. Обычно они изготавливаются из графита, реже – из платины, золота.

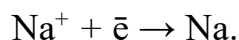
Активные аноды (растворимые) изготавливаются из металлов средней активности до серебра включительно, в процессе электролиза растворяются.

1.1 Электролиз расплавов

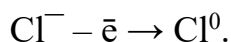
Для электролиза **расплавов** характерно протекание процесса при высоких температурах в специально подготовленных для этого электролизерах с инертными электродами.

Примером данного типа электролиза может служить электролиз расплава хлорида натрия. Если погрузить графитовые электроды в расплав соли хлорида натрия (соль в расплаве диссоциирует на ионы $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) и соединить их с источником постоянного тока, то положительные ионы натрия будут двигаться к катоду, а отрицательные ионы хлора – к аноду. На рисунке 1.1 показана схема электролиза расплава хлорида натрия.

На катоде ион натрия присоединяет электрон с катода и превращается в нейтральный атом натрия (восстанавливается):



Одновременно с этим отрицательный ион хлора при контакте с анодом отдает ему свой электрон и превращается в атом хлора (окисляется):



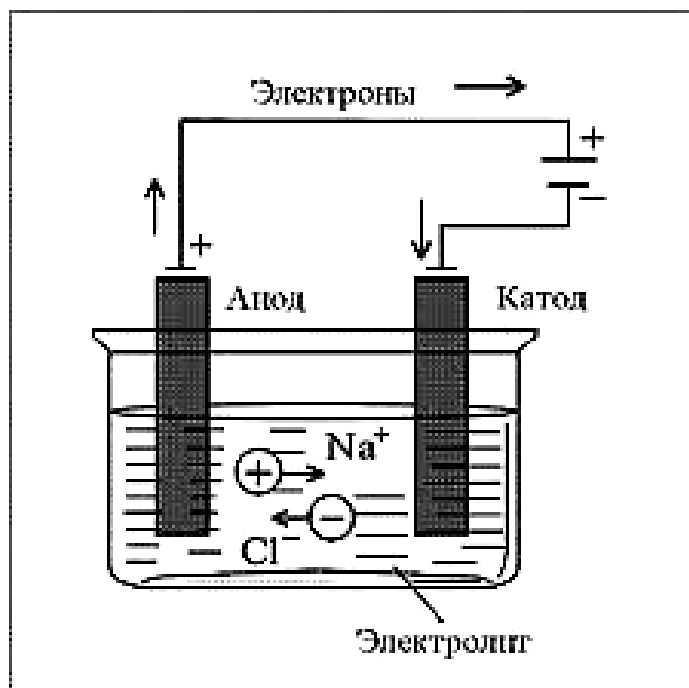
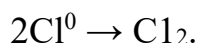
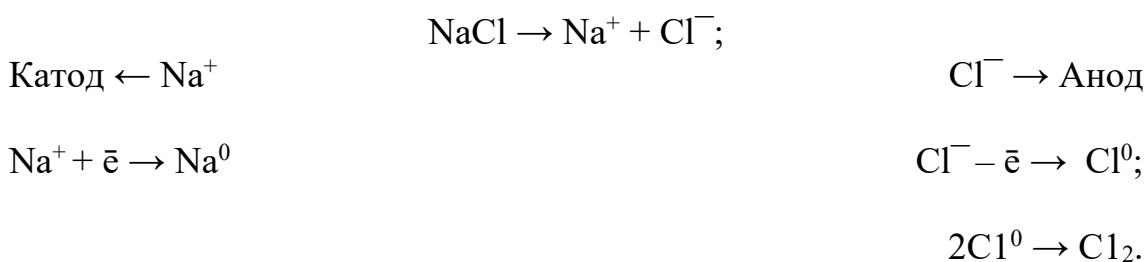


Рисунок 1.1 – Схема электролиза расплава хлорида натрия

Атомы хлора соединяются в молекулу хлора:



Схему электролиза расплава хлорида натрия можно записать следующим образом:



Электролизом расплавов солей получают наиболее активные металлы.

1.2 Электролиз водных растворов

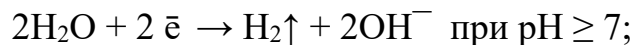
В водных растворах электролитов, кроме ионов, образующихся за счет диссоциации электролита, присутствуют молекулы воды, способные подвергаться электрохимическому окислению-восстановлению.

Таким образом, при электролизе водных растворов электролитов электродные процессы осложняются за счет конкуренции между ионами электролита и молекулами воды. В первую очередь идет тот процесс окисления или восстановления на электроде, который требует минимума энергии.

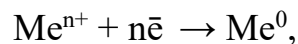
1.2.1 Последовательность процессов восстановления на катоде. На катоде протекает реакция восстановления, т. е. прием электронов окислителем, поэтому на катоде в первую очередь должны реагировать наиболее сильные окислители, которым отвечает наибольшее значение положительного потенциала.

Для катодного восстановления при электролизе водного раствора электролита, с учетом перенапряжения, все катионы металлов можно разделить на три группы:

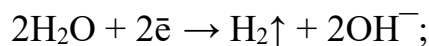
1) катионы металлов, находящихся в ряду напряжений от начала ряда и до алюминия включительно, стандартный электродный потенциал которых ниже потенциала разложения воды ($E(\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,059\text{pH}$). В данном случае восстанавливаются не ионы металла, а молекулы воды с выделением водорода:



2) катионы металлов со средними значениями стандартных электродных потенциалов, стоящих в ряду напряжений между алюминием и водородом. Преимущественным процессом в этом случае будет разряд ионов металлов:



но часть электричества будет расходоваться на выделение водорода:

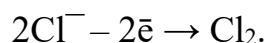


3) катионы металлов с положительными значениями стандартных электродных потенциалов, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов правее водорода. При этом восстанавливаются только катионы металлов.

1.2.2 Процессы окисления на аноде. На аноде протекает процесс окисления, т. е. отдача электронов восстановителем. Поэтому первоначально и преимущественно протекает тот процесс, который характеризуется наиболее низким значением величины электродного потенциала, т. е. **самый сильный восстановитель**.

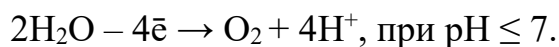
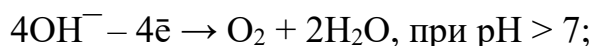
Анодный процесс зависит от материала анода. На аноде при электролизе водных растворов могут протекать следующие процессы.

1 При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме HF и фторидов) с нерастворимым анодом на нем происходит окисление анионов кислот:

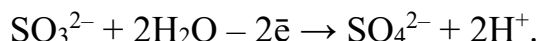


2 При электролизе водных растворов щелочей, солей кислородсодержащих кислот (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.), а также HF и фторидов у нерастворимого

анода выделяется кислород за счет окисления воды в нейтральной и кислой средах или гидроксильной группы – в щелочной среде:



3 Анионы, содержащие неметалл в промежуточной степени окисления (NO_2^- , SO_3^{2-}), сами окисляются на аноде:



4 При электролизе водных растворов солей с растворимым анодом последний сам окисляется. Ионы металла при этом переходят в раствор (анод растворяется) и восстанавливаются на катоде.

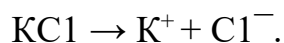
1.2.3 Определение продуктов электролиза.

Для определения продуктов электролиза растворов электролитов необходимо:

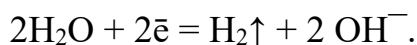
- написать уравнение реакции диссоциации электролита;
- определить, какие ионы смогут принять участие в катодном и анодном процессах;
- установить по величине стандартного электродного потенциала, к какой группе относятся катионы электролита, и написать уравнение катодного процесса;
- отметить материал анода и решить вопрос об участии материала анода в окислительном процессе. Если анод из инертного материала, то для обоснования реального анодного процесса надо обратить внимание на природу аниона и сделать соответствующие выводы;
- указать вторичные продукты электролиза.

1.2.4 Примеры электролиза водных растворов солей.

Электролиз водного раствора KCl с инертным анодом. В водном растворе хлорид калия диссоциирует на ионы:

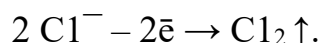


У катода будут находиться ионы K^+ и молекулы воды. Калий входит в группу металлов, стандартный электродный потенциал которых ниже потенциала разложения воды. Следовательно, первой будет разряжаться вода с выделением водорода:

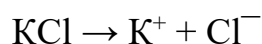


К аноду в данном растворе перемещаются ионы Cl^- и молекулы воды. На аноде первой окисляется система, имеющая наиболее низкое значение

электродного потенциала, т. е. первым разряжается самый сильный восстановитель. Так как $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) < E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})$, то на аноде в данном случае преимущественно будут разряжаться ионы хлора и будет выделяться Cl_2 :

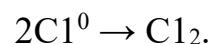
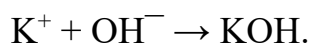
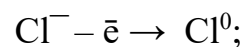
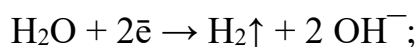


Схему электролиза водного раствора KCl можно записать следующим образом:



Катод $\leftarrow \text{K}^+, \text{H}_2\text{O}$

$\text{H}_2\text{O}, \text{Cl}^- \rightarrow$ Анод

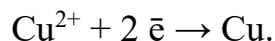


Таким образом, при электролизе раствора хлорида калия на катоде выделяется водород, на аноде – хлор, а в электролизере образуется гидроксид калия.

Электролиз водного раствора CuSO_4 с инертным анодом. Сульфат меди (II) при растворении в воде диссоциирует на ионы:



К катоду перемещаются ионы меди, к аноду – сульфат-ионы. Около каждого электрода находятся молекулы воды, ориентированные вокруг электродов определенным образом. Медь относится к числу металлов с положительным электродным потенциалом, следовательно, на катоде будет происходить процесс восстановления металла:

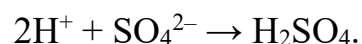
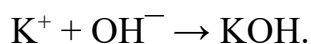
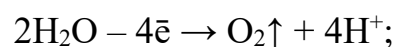
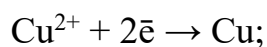


Сульфат меди – соль кислородсодержащей кислоты, следовательно, на аноде будет происходить окисление воды.

Схему электролиза раствора сульфата меди можно представить следующим образом:

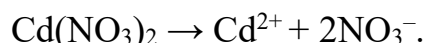
Катод $\leftarrow \text{Cu}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$

$\text{SO}_4^{2-}, \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Анод

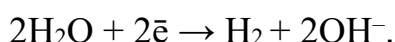
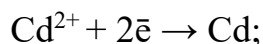


В околоанодном пространстве при этом накапливается серная кислота.

Электролиз раствора нитрата кадмия $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ с инертным анодом.
Диссоциация нитрата кадмия

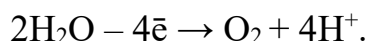


К катоду направляются катионы Cd^{2+} , а к аноду – анионы NO_3^- . Согласно правилам определения очередности разрядки веществ на электродах при электролизе, на катоде будет происходить восстановление катиона кадмия и воды:

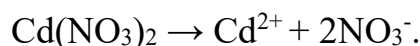


Потенциалы обеих возможных реакций приблизительно одинаковы, поэтому равновероятны оба процесса.

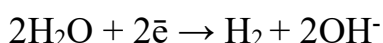
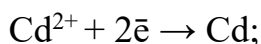
Анион NO_3^- окисляться на аноде не может, поскольку это кислородсодержащий кислотный остаток. Следовательно, на аноде окисляется вода:



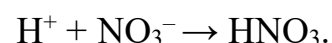
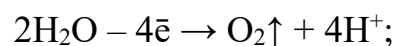
Схему электролиза водного раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ можно представить следующим образом:



Катод $\leftarrow \text{Cd}^{2+}, \text{H}_2\text{O}$

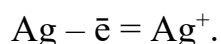


$\text{NO}_3^-, \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Анод

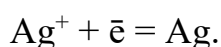


В околоанодном пространстве накапливается азотная кислота.

Электролиз нитрата серебра с серебряным анодом. При электролизе с активным анодом на его поверхности будет происходить окисление металла анода:



На катоде будут разряжаться ионы Ag^+ , они будут восстанавливаться:

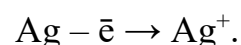
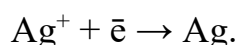


Схему электролиза раствора нитрата серебра с серебряным анодом можно записать следующим образом:



Катод $\leftarrow \text{Ag}^+, \text{H}_2\text{O}$

$\text{NO}_3^-, \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Анод



Таким образом, в процессе электролиза нитрата серебра с серебряным анодом анод растворяется, ионы серебра устремляются к катоду и на катоде серебро выделяется в чистом виде.

2 Количественные законы электролиза. Выход по току

2.1 Законы Фарадея

Законы электролиза были установлены выдающимся английским физиком М. Фарадеем в 30-х гг. XIX в.

Первый закон Фарадея: масса вещества, прореагировавшего на электродах (выделившегося или разложившегося), прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор (или расплав) электролита.

Математическое выражение закона:

$$m = k_{\text{Э}} \cdot Q = k \cdot I \cdot t \text{ или } V = k \cdot \text{Э} \cdot Q = k \cdot I \cdot t,$$

где $k_{\text{Э}}$ – коэффициент пропорциональности или электрохимический эквивалент;

Q – количество электричества, прошедшего через электролит, Кл;

$m (V)$ – массы и объёмы веществ, претерпевших превращения, г (л);

I – сила тока, А;

t – время прохождения тока, с.

Второй закон Фарадея: при электролизе различных химических соединений равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств веществ:

$$m_1 / m_2 = M_{\text{Э}1} / M_{\text{Э}2} \text{ или } V_1 / V_2 = V_{\text{Э}1} / V_{\text{Э}2},$$

где m_1, m_2 и V_1, V_2 – массы и объёмы веществ, претерпевающих изменения в процессе электролиза;

$M_{\text{Э}1}, M_{\text{Э}2}$ и $V_{\text{Э}1}, V_{\text{Э}2}$ – массы эквивалентов и эквивалентные объёмы (н. у.) веществ, претерпевающих превращения.

Измерениями установлено, что для превращения одного эквивалента вещества необходимо количество электричества, равное округленно 96500 Кл·А электричества. Эту величину называют числом Фарадея и обозначают буквой F .

Из второго закона Фарадея следует, что если $Q = F$, $m = M_{\text{Э}}$ или $V = V_{\text{Э}}$, то:

$$M_{\text{Э}} / F = k.$$

Можно записать уравнение, объединяющее первый и второй законы Фарадея:

$$m = \frac{ItM_{\text{Э}}}{F}.$$

2.2 Выход по току

При электролизе во многих случаях выделяется меньше вещества, чем должно получиться по законам Фарадея. Это объясняется тем, что, наряду с основными электродными процессами окисления и восстановления, практически всегда протекают побочные реакции. К их числу можно отнести взаимодействие образовавшихся при электролизе веществ с электролитом, выделение, наряду с металлом, на катоде водорода и др. Кроме того, часть электрической энергии тратится на преодоление сопротивления электролита.

Поэтому для экономической оценки процесса электролиза вводят такое понятие, как выход по току.

Выход по току рассчитывается как степень отклонения массы фактически прореагировавшего на электроде вещества $m_{\text{факт}}$ от теоретически рассчитанной по закону Фарадея $m_{\text{теор}}$:

$$B_{\text{T}} = (m_{\text{факт}} / m_{\text{теор}}) \cdot 100 \text{ \%}.$$

3 Практическое применение электролиза

3.1 Покрытие металлов слоем другого металла при помощи электролиза (гальваностегия)

Для предохранения металлов от окисления, а также для придания изделиям прочности и лучшего внешнего вида их покрывают тонким слоем благородных металлов (золото, серебро) или малоокисляющимися металлами (хром, никель).

Предмет, подлежащий гальваническому покрытию, тщательно очищают, полируют и обезжиривают, после чего погружают в качестве катода в гальваническую ванну. Электролитом является раствор соли металла, которым осуществляется покрытие. Анодом служит пластина из того же металла.

Например, при никелировании электролитом служит водный раствор вещества, содержащего никель (сернокислый никель NiSO_4), катодом является предмет, подвергающийся покрытию. Величина тока, пропускаемого через ванну, должна соответствовать величине покрываемой поверхности. После покрытия предмет вынимают из ванны, сушат и полируют.

3.2 Получение копий с предметов при помощи электролиза (гальванопластика)

Для получения копий с металлических предметов (монет, медалей, барельефов и т. п.) делают слепки из какого-нибудь пластичного материала (например, воска). Для придания слепку электропроводимости его покрывают графитовой пылью, погружают в ванну в качестве катода и получают на нем слой металла нужной толщины. Затем путем нагревания удаляют воск.

Гальванопластика применяется во многих отраслях промышленности, в том числе в полиграфии.

3.3 Электрометаллургия

Электрометаллургия – область, охватывающая всю совокупность электрохимических методов получения металлов из их химических соединений путем катодного восстановления, а также очистку металлов электролизом.

Рафинирование (очистка) металлов. В электротехнике благодаря хорошей электропроводимости наиболее широкое применение как проводниковый материал имеет медь. Медные руды, кроме меди, содержат много примесей, таких как, например, железо, сера, сурьма, мышьяк, висмут, свинец, фосфор и т. п.

Процесс получения меди из руды заключается в следующем. Руду измельчают и обжигают в особых печах, где некоторые примеси выгорают, а медь переходит в окись меди, которую снова плавят в печах вместе с углем. Происходит восстановительный процесс, и получают продукт, называемый черной медью, с содержанием меди 98 %...99 %. Медь, идущая на нужды электротехники, должна быть наиболее чистой, т. к. всякие примеси уменьшают электропроводимость меди. Такая медь получается из черной меди путем рафинирования ее электрическим способом.

Неочищенная медь подвешивается в качестве анода в ванну с раствором медного купороса. Катодом служит лист чистой меди. При пропускании через ванну электрического тока медь с анода переходит в раствор, а оттуда осаждается на катод. Электролитическая медь содержит до 99,95 % меди.

Медь в электротехнике применяется для изготовлений проводов, кабелей, обмоток электрических машин и трансформаторов, медных полос, лент, коллекторных пластин, деталей машин и аппаратов.

Второе место после меди в электротехнике занимает алюминий. Сырьем для получения алюминия служат бокситы, состоящие из окиси алюминия (до 70 %), окиси кремния и окиси железа. В результате обработки бокситов щелочью получается продукт, называемый глиноземом (Al_2O_3).

Электрогидрометаллургия – электрохимическое получение металлов из водных растворов их солей (главным образом серноокислых). Для этого металл руды тем или иным путем (например, извлечением серной кислотой) переводят в раствор, который и подвергают электролизу. Таким путем получают

металлы Mn, Zn, Ni, In, Cu, Ta и др., а также готовят металлические порошки (Zn, Fe, Ni, Si и др.).

Электролиз расплавов. Легкие металлы (Na, K, Mg, Ca, Al и т. п.) получают электролизом расплавленных соединений этих металлов. Например, металлический калий готовят из расплавленного KOH, кальций – из расплава CaCl_2 и т. д. Применяемые здесь температуры достигают $700\text{ }^\circ\text{C} \dots 1000\text{ }^\circ\text{C}$.

Получение металлов из водных растворов их соединений технологически проще и экономически выгодней. Однако здесь приходится учитывать условия восстановления катионов металла на катоде в присутствии ионов водорода в электролите. В связи с этим металлы, электродный потенциал которых более отрицателен, чем у марганца, возможно восстанавливать только из расплавов.

4 Примеры решения задач

Пример 1 – Определите массу цинка, которая выделится на катоде при электролизе раствора сульфата цинка в течение 1 ч при токе 26,8 А, если выход цинка по току равен 50 %.

Решение

Согласно закону Фарадея,

$$m = M_{\text{Э}} \cdot I \cdot t / 96500,$$

где m – масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде, г;

$M_{\text{Э}}$ – масса моля эквивалентов вещества, г/моль;

I – ток, А;

t – продолжительность электролиза, с.

Масса моля эквивалентов цинка в ZnSO_4 равна $65/2 = 32,5$ г. Подставив в уравнение закона Фарадея числовые значения $M_{\text{Э}}(\text{Zn})$, I и t (3600 с), определим массу цинка, который должен выделиться:

$$m_{\text{Zn}} = 32,5 \cdot 26,8 \cdot 3600 / 96500 = 32,5 \text{ г.}$$

Так как выход по току цинка составляет 50 %, то практически на катоде выделится цинка $m_{\text{пр}} = 32,5 \cdot 50 / 100 = 16,25$ г.

Пример 2 – Рассчитайте ток при электролизе раствора в течение 1 ч 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода, измеренного при нормальных условиях (н. у.).

Решение

Согласно закону Фарадея, имеем

$$I = m \cdot 96500 / (M_{\text{Э}} \cdot t).$$

Так как количество водорода дано в объемных единицах, то отношение $m/M_{\text{Э}}$ заменяем отношением $V(\text{H}_2) / V_{\text{Э}}(\text{H}_2)$, где $V(\text{H}_2)$ – объем водорода, л; $V_{\text{Э}}(\text{H}_2)$ – объем моля эквивалентов водорода. $V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 11,2$ л. Тогда

$$I = V(\text{H}_2) \cdot 96\,500 / (V_{\text{Э}}(\text{H}_2) \cdot t).$$

Подставив в приведенную формулу числовые значения, получим

$$I = 1,4 \cdot 96\,500 / (11,2 \cdot 6025) = 2\text{А}.$$

Пример 3 – Сколько граммов едкого кали образовалось у катода при электролизе раствора K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода, измеренного при н. у.?

Решение

Объем моля эквивалентов кислорода равен $22,4 / 4 = 5,6$ л. Следовательно, 11,2 л кислорода составляет 2 моль эквивалентов. Столько же – 2 моль эквивалентов КОН – образовалось у катода, или $56 \cdot 2 = 112$ г (56 г – масса 1 моль эквивалентов КОН).

Контрольные вопросы и задачи

1 При пропускании тока 2 А в течение 1 ч 14 мин 24 с через водный раствор хлорида металла (II) на одном из графитовых электродов выделился металл массой 2,94 г. Чему равна атомная масса металла, если выход по току 100 %, и что это за металл? Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

2 Через раствор сульфата кадмия пропущено 25 А·ч электричества. При этом на катоде выделился кадмий массой 42,5 г. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах, рассчитайте выход по току кадмия.

3 Через раствор сульфата металла (II) пропустили 40 Кл электричества. При этом на катоде выделился металл массой 0,196 г. Выход металла по току на катоде – 80 %. Определите металл и составьте уравнения реакций, протекающих на электродах: для графитовых электродов; для металлических электродов.

4 Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток 13,4 А в течение 1 ч. Определите массу железа, которая выделилась на катоде, если выход по току был равен 70 %. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

5 При электролизе сульфата натрия получили при н. у. водород объемом 448 л. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых аноде и катоде, и рассчитайте, сколько времени протекал электролиз, если ток был 50 А.

6 Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе водного раствора КОН. Какие вещества и в каком объеме можно получить при н. у., если пропустить ток 13,4 А в течение 2 ч?

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

8 Напишите уравнения реакций, протекающих на графитовом электроде при электролизе:

а) расплава хлорида кальция;

б) раствора хлорида кальция.

9 Сколько времени необходимо вести электролиз при токе 1 А, чтобы на катоде выделилось вещество массой 4 г (для случаев а и б из задания № 8)?

Список литературы

1 **Росин, И. В.** Химия : учебник и задачник для приклад. бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. – Москва: Юрайт, 2019. – 420 с.

2 Химия: учебник для академ. бакалавриата / Ю. А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г. Н. Фадеева. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2019. – 431 с.

3 Общая химия. Теория и задачи: учебное пособие / Под ред. Н. В. Корovina, Н. В. Кулешова. – 5-е изд., стер. – Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар: Лань, 2021. – 492 с.