

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна

Должность: проректор по учебной работе

Дата подписания: 14.09.2019

Уникальный программный ключ:

0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eaabb75e945d14a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии



ЭЛЕКТРОЛИЗ

Методические указания по выполнению лабораторной работы
по дисциплине «Неорганическая химия»
для направления подготовки 04.03.01 «Химия»

Курск 2019

УДК 540

Составитель: О.В. Бурькина, Е.А. Фатьянова

Рецензент

кандидат химических наук, доцент *Кувардин Н.В*

Электролиз: Методические указания по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Неорганическая химия» для направления подготовки 04.03.01 «Химия» / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: О.В. Бурькина, Е.А. Фатьянова. Курск, 2019, 24 с.: табл. 5, прилож. 3, Библиогр.: с.18.

Содержится краткий теоретический материал по теме «Электролиз», методика лабораторной работы по данной теме, а также вопросы для самоподготовки к лабораторной работе.

Предназначены для студентов направления 04.03.01 Химия

Текст печатается в авторской рецензии

Подписано в печать 22.07.19. Формат 60x84 1/16.

Усл. печ. л. 1,2. Уч.-изд. л. 1,1. Тираж 25 экз. Заказ 533. Бесплатно.

Юго–Западный государственный университет.

305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Вопросы для самостоятельной подготовки.....	5
1. Процессы, протекающие при электролизе.....	6
2. Электролиз раствора вещества.....	6
3. Электролиз расплава вещества.....	11
4. Законы электролиза.....	11
5. Применение электролиза.....	13
Лабораторная работа	14
Библиографический список.....	18
Приложение 1 Стандартные потенциалы металлических электродов.....	19
Приложение 2 Стандартные электродные потенциалы в водных растворах.....	20
Приложение 3... Перенапряжение водорода и кислорода	23

ВВЕДЕНИЕ

Химические реакции связаны с перегруппировкой атомных ядер и электронов, которые являются заряженными частицами, потому химические и электрические явления тесно связаны между собой. Реакции, протекающие за счет подведенной извне электрической энергии или же, наоборот, служащие источником ее получения, составляют специальный класс так называемых электрохимических реакций.

Электрохимия занимается исследованием закономерностей, связанных со взаимным превращением химической и электрической форм энергии.

Электрохимия – это наука, исследующая процессы превращения энергии химической реакции в электрическую и, наоборот, электрической в химическую энергию. Преобразование химической энергии в электрическую происходит в *гальванических элементах*. Электрическая энергия переходит в химическую в процессе *электролиза*.

Электрохимические реакции имеют большое практическое значение. Электролиз используется в металлургии легких и цветных металлов, химической промышленности, гальванотехнике.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ

1. Сущность электролиза.
2. Виды процессов электролиза
3. . Закономерности протекания электролиза растворов электролитов.
4. Особенность процессов, протекающих при электролизе растворов на растворимом аноде.
5. Электролиз расплавов электролитов
6. Составление схем электролиза (катодные и анодные процессы при нерастворимых и растворимых анодах).
7. Законы Фарадея, их использование для количественных расчётов.

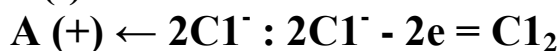
1. ПРОЦЕССЫ, ПРОТЕКАЮЩИЕ ПРИ ЭЛЕКТРОЛИЗЕ

Электролиз - совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих у катода и анода при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.

При пропускании через электролит электрического тока, катионы движутся к катоду, а анионы к аноду.

При электролизе, как и в гальваническом элементе на аноде происходит окисление, а на катоде – восстановление.

Например, расплав CuCl_2 :



При электролизе электроды включаются в цепь внешнего источника постоянного тока. Однако при этом катод подключён к отрицательному полюсу внешнего источника тока, анод – к положительному полюсу.

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую.

Электролизу могут подвергаться как расплавы, так и растворы электролитов. Кроме того, в зависимости от материала электрода, электролиз бывает с растворимыми и нерастворимым анодом. К нерастворимым анодам относятся графитовые, золотые, платиновые, угольные, а к растворимым – металлические электроды.

2. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРА ВЕЩЕСТВА

Характерным для электролиза водных растворов является то, что в электродных процессах могут участвовать кроме ионов растворенных электролитов молекулы растворителя – воды, а также материал самого электрода (если электрод активный). Таким образом, на электроде теоретически могут протекать несколько окислительно-восстановительных процессов.

В первую очередь могут протекать энергетически выгодные процессы, а именно:

-на **катоде** восстанавливается наиболее сильный окислитель (с наибольшим значением электродного потенциала);

-на **аноде** окисляется наиболее сильный восстановитель (с наименьшим значением электродного потенциала).

Порядок разряжения ионов на электродах при электролизе водных растворов

На катоде:

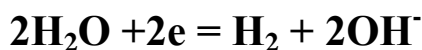
На катоде могут разряжаться ионы металла и ионы водорода из воды. Характер, протекающего процесса зависит от потенциала данных ионов.

1) если $\varphi_{\text{Me}^{n+}} > \varphi_{\text{H}^+}$, то наиболее сильным окислителем является ион металла и на катоде идет реакция восстановления ионов металла:



Следовательно, при электролизе растворов солей металлов, стоящих в ряду напряжения после водорода, например, медь, на электроде восстанавливаются только ионы металла, и на катоде выделяется металл.

2) если $\varphi_{\text{Me}^{n+}} < -1,67 \text{ В}$, то наиболее сильным окислителем является ион водорода и на катоде идет реакция восстановления ионов водорода из воды:



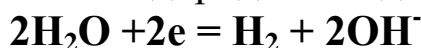
Следовательно, при электролизе солей растворов металлов, стоящих в ряду напряжения до цинка, например алюминий, на электроде восстанавливаются только ионы водорода из воды, и на катоде выделяется водород.

3) если $-1,67 \text{ В} < \varphi_{\text{Me}} < \varphi_{\text{H}_2}$, то на катоде идут два конкурирующих процесса:

а) восстановление ионов металла:



б) восстановление ионов водорода из воды:



Потенциал водорода сильно зависит от pH среды и его значение может сильно отклоняться от $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = 0\text{В}$:

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = -0,059\text{pH}$$

Например, при pH=7 $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = -0,41\text{В}$, а при pH=14 $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = -0,826\text{В}$.

Следовательно, в нейтральных и щелочных растворах потенциал металлов, стоящих в ряду напряжения между алюминием и водородом ($\varphi = -0,76 \div -0,13\text{В}$), и потенциал водорода при определенных условиях проведения электролиза (температура, концентрация соли в растворе) могут стать приблизительно равными и на катоде возможно выделение этих металлов совместно с водородом. Катионы металлов восстанавливаются в порядке уменьшения величины их электродного потенциалов.

В зависимости от условий электролиза массовые соотношения ме-

талла и водорода могут быть различными, вплоть до выделения только одного металла или водорода.

Реальные электрохимические реакции осложняются процессами диффузии ионов к поверхности электродов, адсорбции их, разрядки, десорбции и другими. Для их преодоления нужно приложить некоторое добавочное напряжение, которое получило название перенапряжения. Значительная величина перенапряжения процесса восстановления водорода, объясняет возможность восстановления на катоде достаточно активных металлов.

На аноде:

На аноде возможно окисление аниона соли или самого электрода. Характер анодного процесса зависит от материала, из которого изготовлен анод. Различают инертные и растворимые аноды.

Инертные аноды в процессе электролиза не подвергаются химическим превращениям (не растворяются). Они изготавливаются из инертных металлов (золото, платина), графита.

Растворимые электроды или их ещё называют металлическими, в ходе электролиза претерпевают химические превращения (растворяются), вследствие которых их масса уменьшается. Материалом растворимых анодов является металл с потенциалом меньшим, чем потенциалы конкурирующих процессов, например, медь, цинк и другие

На инертных анодах могут окисляться молекулы воды, гидроксид – ионы или ионы кислотных остатков.

На аноде окисляется более сильный восстановитель, т.е. тот у кого величина электродного потенциала меньше.

1) раствор соли бескислородной кислоты: наиболее сильным восстановителем являются анионы кислоты (исключение составляет ион фтора) и на аноде окисляются кислотные остатки:

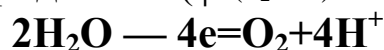


При сравнении потенциала хлора и вод напрашивается вывод, что на аноде должна разряжаться вода, но в связи с перенапряжением реакции выделения кислорода на аноде (+0,78В) потенциал окисления кислорода из воды становится больше (1,23+0,78=2,01В), чем у хлора (1,36В) идёт окисление ионов хлора.

Для фторид ионов этот процесс невозможен, поскольку, несмотря на перенапряжение кислорода, потенциал фтора (2,87В) остается

больше, чем у воды (2,01В).

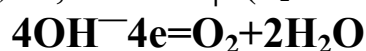
2) раствор соли кислородсодержащей кислоты: наиболее сильным восстановителем в это случае выступает кислород из воды, поскольку у большинства кислородсодержащих кислотных остатков потенциал окисления больше, чем 1,23В. Например, $2\text{SO}_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ (2,01 В). Аналогично ведут себя фторид-ионы ($\varphi^0_{(\text{F}_2/2\text{F}^-)} = 2,87\text{В}$).



Кислородсодержащие кислотные остатки в растворе никогда не окисляются!!!

3) При электролизе растворов щелочей на аноде происходит окисление гидроксид-ионов, т.к.

$$\varphi^0_{(\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} / 4\text{OH}^-)} = 0,682\text{В} < \varphi^0_{(\text{O}_2 + 4\text{H}^+ / \text{H}_2\text{O})} = 1,23\text{В}.$$



Растворимые электроды: в процессе электролиза окисляется металл электрода, поскольку величина потенциала металлического электрода гораздо ниже, чем ионов OH^- из воды и анионов кислот.

Например, при электролизе раствора сульфата меди (II) с медным анодом происходит растворение анода: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\bar{e}$. Это объясняется тем, что потенциал меди ($\varphi^0_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = 0,34\text{В}$) меньше потенциалов окисления воды (1,23В) и сульфат – иона (2,01В).

В процессе электролиза с использованием растворимого анода металла анода в виде ионов переходит в раствор, затем они могут восстанавливаться на катоде

Пример 1

Напишите уравнение электролиза раствора сульфата меди (с медным анодом).

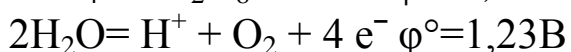
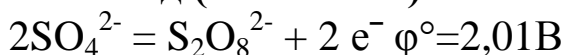
Ответ:

Напишем уравнение диссоциации соли и укажем направление движения ионов к электродам:



Составляем уравнение возможных электродных процессов и выпишем из справочных таблиц значения соответствующих электродных потенциалов:

Анод (окисление):



Катод (восстановление):

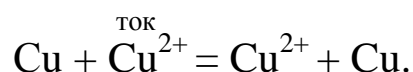




Сопоставляя значения электродных потенциалов для анодного и катодного процессов, делаем вывод о преимущественном протекании процесса электролиза на каждом электроде:

- на аноде идет **окисление медь** (наименьший потенциал),
- на катоде идет **выделение металлической меди** (наибольший потенциал).

Суммируя уравнения анодного и катодного процессов, получаем полное уравнение электролиза:



Записанное уравнение показывает, что при электролизе с растворимым анодом происходит перенос материала анода на катод.

Пример 2

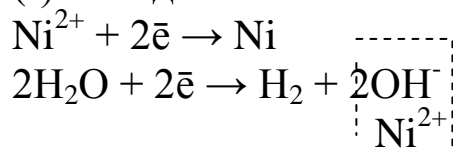
Составьте схемы электролиза растворов NiCl_2 и NaOH (на угольных анодах).

Ответ:

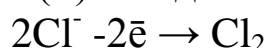
На катоде могут разряжаться вода и катионы никеля. Т. К. величина потенциала никеля ($\varphi^\circ = -0,25\text{В}$) близка к значению потенциалу восстановления воды, на катоде будут восстанавливаться и металл, и вода. Конкурирующими анодными реакциями являются окисление воды и окисление хлорид – иона, на аноде окисляется ион хлора.

Схема электролиза NiCl_2

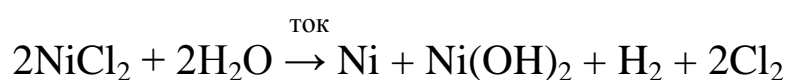
(-) Катод:



(+) Анод:



Общая реакция электролиза хлорида никеля (II):

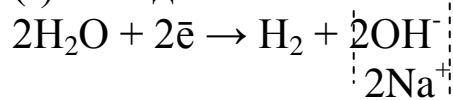


Так как $\varphi^\circ(\text{Ni}^+/\text{Ni}^0) = -2,417\text{В} < \varphi^\circ(\text{H}_2 + 2\text{OH}^-/2\text{H}_2\text{O}) = -0,83\text{В}$, значит, восстанавливается вода.

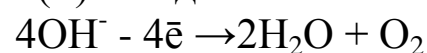
Так как $\varphi^\circ(\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}/4\text{OH}^-) = 0,682\text{В} < \varphi^\circ(\text{O}_2 + 4\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}) = 1,23\text{В}$, на аноде окисляется гидроксид – ион.

Схема электролиза NaOH

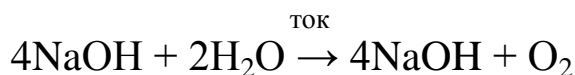
(-) Катод:



(+) Анод:



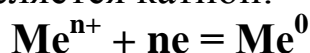
Общая реакция электролиза сульфида натрия



3. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВА ВЕЩЕСТВА

При электролизе расплава электролита на электродах подвергаются восстановлению и окислению только ионы, на которые диссоциирует этот электролит, поскольку в расплаве отсутствуют конкурирующие ионы растворителя.

На катоде всегда окисляется катион:

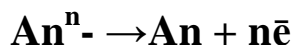


На аноде характер процесса будет зависит от материала электрода.

а) **растворимый анод** - окисляется металл анода:



б) **не растворимый анод** - окисляется анион кислотного остатка:

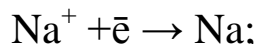


Пример 3

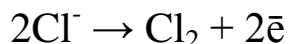
Напишите уравнение электролиз расплава хлорида натрия на платиновых электродах.

Ответ:

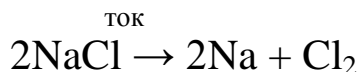
На катоде протекает восстановление катионов натрия (Na^+):



Поскольку платиновые электроды являются нерастворимыми, то они в процессе электролиза не участвуют и на аноде происходит окисление анионов хлора:



Суммарная реакция:



4. ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

Процессы, протекающие при электролизе, подчиняются **законам Фарадея**.

I-ый закон Фарадея: *Масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы образующихся веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через электролит.*

$$m = k \cdot q$$

где m - масса (г) образовавшегося, или подвергнувшегося превращению вещества;

q – количество электричества, прошедшего через электролит (Кл),

$$q = J \cdot t,$$

где J – сила тока, А; t – время, с.

k – электрохимический эквивалент.

Электрохимический эквивалент численно равен массе вещества, выделяемого 1 Кл электричества.

$$k = \frac{M_{\text{Э}}}{F}$$

$M_{\text{Э}}$ – молярная масса эквивалента, г/моль-экв;

F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл.

Постоянная Фарадея – это количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного моль эквивалента вещества.

Подставив все параметры, получим выражение:

$$m = \frac{M_{\text{Э}} \cdot J \cdot t}{F}$$

II-ой закон Фарадея: При электролизе различных электролитов равные количества электричества выделяют на электродах массы веществ, пропорциональные их эквивалентным массам.

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}2}}$$

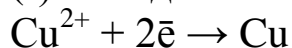
Пример 4

Рассчитайте массы веществ, образовавшихся на электродах при электролизе раствора сульфата меди (II) (на инертном аноде) при пропускании тока силой 10 А в течение 30 минут.

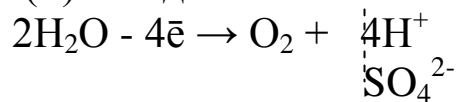
Ответ:

Схема электролиза раствора сульфата меди (II) на угольном аноде:

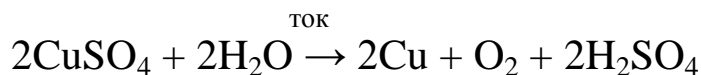
(-) Катод:



(+) Анод:



Суммарное уравнение электролиза раствора CuSO_4 :



На катоде образуется медь, на аноде – кислород. Для определения масс меди и кислорода воспользуемся первым законом Фарадея.

$$m(\text{Cu}) = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Cu}) \cdot J \cdot t}{96500}; \quad m(\text{O}_2) = \frac{M_{\text{Э}}(\text{O}_2) \cdot J \cdot t}{96500}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{Cu}) = 63,55/2 = 31,78 \text{ г/моль-экв}$$

$$m(\text{Cu}) = \frac{31,78 \cdot 10 \cdot 30 \cdot 60}{96500} = 5,93 \text{ г}$$

$$M_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 32/4 = 8 \text{ г/моль-экв}$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{8 \cdot 10 \cdot 30 \cdot 60}{96500} = 1,49 \text{ г}$$

Количество электричества, которое затрачивается на выделение нужных продуктов, характеризуется величиной, называемой выходом по току (η):

Выход по току – это отношение массы практически выделившегося вещества ($m_{\text{пр}}$) к массе рассчитанной по закону Фарадея ($m_{\text{теор}}$):

$$\eta = m_{\text{пр}} \cdot 100 / m_{\text{теор}}$$

5. ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА

Электролиз широко применяется в электрохимическом производстве химических продуктов:

- хлора и гидроксида натрия получают электролизом водного раствора поваренной соли: на стальном катоде выделяется водород и электролит подщелачивается, а на химически стойком аноде (уголь, графит, диоксид марганца) выделяется хлор;

- электролизом воды можно получать водород и кислород;

- электрохимическое производство гипохлоритов, хлоратов, хлорной кислоты и перхлоратов, пероксида водорода, надсерной кислоты и персульфатов, перманганата, диоксида марганца и других веществ;

- электрохимический синтез органических соединений: на катоде возможно восстановление двойных и тройных связей, электрохимическая гидроциклизация, катодное восстановление нитросоединений, катодное отщепление галоидов от галоидорганических соединений; на аноде могут быть окислены органические вещества, осуществлены реакции замещения и присоединения, например электрохимическое фторирование:



Электролиз водных растворов - неотъемлемая часть металлургии тяжелых цветных металлов. Он применяется для получения благородных и рассеянных металлов. Электролиз используют непосредственно для катодного выделения металла после того, как он переведен из руды

в раствор. Этот процесс представляет собой электроэкстракцию.

Электролиз применяется для очистки металла - электролитическое рафинирование. Процесс состоит в анодном растворении загрязненного металла и последующем его катодном осаждении.

Электролиз используется в гальванотехнике - нанесение покрытий в виде металлов и сплавов. Распространены электролитическое цинкование, кадмирование, меднение, хромирование и т.п.

Электролиз лежит в основе некоторых физико-химических методов анализа веществ. На основе законов Фарадея разработаны методы весового электроанализа и кулонометрии.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Электролиз растворов солей

Электролиз проводится в электролизере –U-образной трубке, заполненной раствором электролита, в которую помещаются графитовые электроды. Напряжение на электроды подается через выпрямитель тока в течении,5 мин. Определение продуктов электролиза производится визуально (выделение газа, осаждение металла; изменение окраски раствора, изменение окраски индикатора).

Опыт 1 Электролиз раствора иодида калия.

В U-образную трубку налит 1М раствор KI. Погрузить в раствор графитовые электроды и пропускать через раствор ток. Проведите процесс электролиза. Отключите источник питания. Удалите электроды из электролизера и промойте их дистиллированной водой.

В катодное колено электролизера добавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина, в анодное пространство электролизера добавьте несколько капель раствора крахмала. Все наблюдения отметьте в таблице.

В таблице запишите уравнения теоретически возможных электродных процессов и выпишите значения соответствующих электродных потенциалов.

Сделайте вывод о характере электродных процессов. Сопоставьте вывод с опытными данными.

Соответственно этому заполните последнюю колонку таблицы.

Электрод	наблюдения	Возможные процессы	E° , В	Продукты электролиза
Анод				
Катод				

Запишите полное уравнение процесса электролиза:

Опыт 2 Электролиз раствора сульфата натрия.

В U-образную трубку налит 1М раствор Na_2SO_4 . Погрузить в раствор графитовые электроды и пропускать через раствор ток. Проведите процесс электролиза. Отключите источник питания. Удалите электроды из электролизера и промойте их дистиллированной водой.

В катодное и анодное пространство электролизера добавьте несколько капель раствора лакмуса. Все наблюдения отметьте в таблице.

В таблице запишите уравнения теоретически возможных электродных процессов и выпишите значения соответствующих электродных потенциалов.

Сделайте вывод о характере электродных процессов. Сопоставьте вывод с опытными данными.

Соответственно этому заполните последнюю колонку таблицы.

Электрод	наблюдения	Возможные процессы	E° , В	Продукты электролиза
Анод				
Катод				

Запишите полное уравнение процесса электролиза:

Опыт 3 Электролиз хлорида цинка

В U-образную трубку налит 1М раствор ZnCl_2 . Погрузить в раствор графитовые электроды и пропускать через раствор ток. Отметить выделение соответствующего газа на аноде по посинению йодкрахмальной бумаги и образование светло-серого осадка на катоде.

В таблице запишите уравнения теоретически возможных электродных процессов и выпишите значения соответствующих электродных потенциалов.

Сделайте вывод о характере электродных процессов. Сопоставьте вывод с опытными данными.

Соответственно этому заполните последнюю колонку таблицы.

Электрод	наблюдения	Возможные процессы	E° , В	Продукты электролиза
Анод				
Катод				

Запишите полное уравнение процесса электролиза:

Опыт 4 Электролиз раствора сульфата меди

В U-образную трубку налит 1М раствор CuSO_4 . Погрузить в раствор графитовые электроды и пропускать через раствор ток. Проведите процесс электролиза. Отключите источник питания. Удалите электроды из электролизера и промойте их дистиллированной водой.

троды из электролизера. Осмотрите поверхность электродов. Все наблюдения отметьте в таблице.

Запишите уравнение диссоциации соли: CuSO_4 .

Сделайте вывод о характере электродных процессов. Сопоставьте вывод с опытными данными.

Соответственно этому заполните последнюю колонку таблицы.

Электрод	наблюдения	Возможные процессы	E° , В	Продукты электролиза
Анод (окисление)				
Катод (восстановление)				

Запишите полное уравнение процесса электролиза:

Опыт 5. Электролиз раствора сульфата меди с растворимым анодом.

Измените полярность полюсов электродов: электрод с осажденной на нем медью, полученной в предыдущем опыте сделайте анодом.

В U-образную трубку налит 1М раствор CuSO_4 . Погрузить в раствор электроды и пропускать через раствор ток. Проведите процесс электролиза. Отключите источник питания. Удалите электроды из электролизера. Осмотрите поверхность электродов. Все наблюдения отметьте в таблице.

Составьте уравнения теоретически возможных электродных процессов и выпишите значения соответствующих электродных потенциалов.

Сделайте вывод о характере электродных процессов. Сопоставьте вывод с опытными данными.

Электрод	наблюдения	Возможные процессы	E° , В	Продукты электролиза
Анод (окисление)				
Катод (восстановление)				

Запишите полное уравнение процесса электролиза:

Опыт 6. Электролиз раствора серной кислоты с медным анодом

В U-образную трубку налит 1М раствор H_2SO_4 . . Погрузить в раствор угольный и медный электроды. Угольный электрод подсоединить к отрицательному полюсу источника тока (катод), медный электрод — к положительному полюсу (анод). Провести процесс электролиза в течении 5 минут. Наблюдать за процессом, протекающем на катоде во время электролиза, и за поведением анода. Обратит внимание на то,

что в начале опыта на катоде выделяются пузырьки газа. Затем, по мере окрашивания раствора в голубой цвет, скорость выделения газа уменьшается и одновременно катод начинает покрываться слоем меди.

Отключите источник питания. Удалите электроды из электролизера. Осмотрите поверхность электродов. Все наблюдения отметьте в таблице.

Составьте уравнения теоретически возможных электродных процессов и выпишите значения соответствующих электродных потенциалов.

Сделайте вывод о характере электродных процессов. Сопоставьте вывод с опытными данными.

Электрод	наблюдения	Возможные процессы	E° , В	Продукты электролиза
Анод (окисление)				
Катод (восстановление)				

Запишите полное уравнение процесса электролиза:

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высш. шк., 2007 г..
2. Вольхон В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие. СПб.: Лань, 2008 г.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-прес, 2006 г
4. Задачи и упражнения по общей химии/ Под ред. Н.В. Коровина. М.: Высш. шк., 2004 г.
5. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. М.: Высш. шк., 2001 г.

Стандартные потенциалы металлических электродов

Электрод	Электродная реак-	E^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e = Li	-3,045
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e = Rb	-2,925
K ⁺ /K	K ⁺ + e = K	-2,925
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e = Cs	-2,923
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2,906
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e = Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1,662
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1,628
V ²⁺ /V	V ²⁺ + 2e = V	-1,186
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,180
Cr ²⁺ /Cr	Cr ²⁺ + 2e = Cr	-0,913
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0,277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0,126
Fe ³⁺ /Fe	Fe ³⁺ + 3e = Fe	-0,036
H ⁺ /H ₂	H ⁺ + e = 1/2H ₂	+0,000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0,337
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e = Cu	+0,521
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0,799
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0,854
Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2e = Pd	+0,987
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e = Pt	+1,190
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1,498
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e = Au	+1,691

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах

Элемент	Электродный процесс	E^0 , В
Азот	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,460
	$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	-0,150
	$2\text{NO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{N}_2\text{O} + 6\text{OH}^-$	+0,150
	$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	+0,410
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6e = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,860
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + e = \text{NO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,860
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,140
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,120
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,010
Бор	$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3e = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	--0,165
Бром	$\text{Br}_2 (\text{p-p}) + 2e = 2 \text{Br}^-$	+1,087
	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,760
	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,500
	$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,763
Водород	$\text{H}_2 + 2e = 2\text{H}$	-2,250
	$2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	--0,828
	$2\text{H}^+ (10^{-7}\text{M}) + 2e = \text{H}_2$	-0,414
	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,000
	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = 3\text{OH}^-$	+0,880
Йод	$\text{I}_2 \downarrow + 2e = 2\text{I}^-$	+0,536
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,450
Йод	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	+0,140
	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,210
	$\text{JO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,260
	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{I}^- + 9\text{OH}^-$	+0,370
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + 7\text{H}^+ + 8e = \text{I}^- + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,240
Кислород	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	+0,401
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ (10^{-7}\text{M}) + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	+0,815
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
Кремний	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,700

Элемент	Электродный процесс	E^0 , В
Марганец	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+2,260
	$\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,560
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,510
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,690
Мышьяк	$\text{AsO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{As}\downarrow + 4\text{OH}^-$	-0,680
	$\text{As}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6e = 2\text{As} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,234
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,710
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,670
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 5\text{H}^+ + 5e = \text{As} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,370
	$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} + 2e = [\text{Sn}(\text{OH})_3]^- + 3\text{OH}^-$	-0,960
	$\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Sn} + 4\text{H}_2\text{O}$	-,945
	$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2e = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,930
	$\text{SnF}_6^{2-} + 4e = \text{Sn} + 6\text{F}^-$	-0,250
	$\text{SnO}_2 + 3\text{H}^+ + 2e = \text{SnOH}^+ + \text{H}_2\text{O}$	-0,194
	$\text{SnO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,108
	$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106
	$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,094
	$\text{Sn}(\text{OH})_4 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Sn} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,080
	$\text{Sn}(\text{OH})_4 + 4\text{H}^+ + 4e = \text{Sn} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,008
	$\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}$	+0,010
	$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2e = [\text{SnCl}_3]^- + 3\text{Cl}^-$	+0,139
	$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2e = \text{SnCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	+0,141
	$\text{Sn}(\text{OH})_3^+ + 3\text{H}^+ + 3e = \text{Sn} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,142
	$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	+0,151
Селен	$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	+0,050
Сера	$\text{S} + 2e = \text{S}^{2-}$	-0,480
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,900
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,930
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8e = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,149
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,200
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,311
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,357

Элемент	Электродный процесс	E^0 , В
Углерод	$\text{HCOO}^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,167
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{HCHO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,197
	$\text{HCOO}^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	+0,199
	$\text{CO}_3^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{CH}_3\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,209
	$\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,227
	$2\text{CO}_3^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,441
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{C}(\text{графит}) + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,475
Фосфор	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{P} + 5\text{OH}^-$	-1,710
	$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	1,120
Фтор	$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	+2,870
Хлор	$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	+1,359
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,400
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,880
	$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	+0,770
	$2\text{HClO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,630
	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,330
	$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{ClO}^- + 4\text{OH}^-$	+0,475
	$2\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{OH}^-$	+0,476
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,630
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2(\text{вод}) + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,463
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,470
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,360
	$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0,560
	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,380
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,390
Хром	$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Cr} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,213
	$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + \text{e} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,188
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,130
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,125
	$\text{C}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 12\text{e} = 2\text{Cr} + 7\text{H}_2\text{O}$	+0,294
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cr} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,366
	$\text{C}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,333
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,477

Перенапряжение водорода и кислорода (В)

Электрод	Водород	Кислород
Ag	0,3	0,4
Au	0,06	0,5
Cd	0,6	0,4
Cu	0,5	-
Fe	0,1	0,3
Электрод	Водород	Кислород
Ni	0,3	0,05
Pt (гладкая)	0,3	0,5
Pt(черненная)	0,03	0,3
Zn	0,7	-

