



Областное государственное
бюджетное профессиональное
образовательное учреждение
«Томский промышленно-
гуманитарный колледж»

Электрохимические процессы

Номинация «Творчество и
профессионализм»

Планкина Марина

Викторовна,
преподаватель

Томск-2017

Рассмотрено на заседании ЦМК

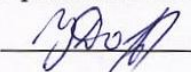
Профессий и специальностей

химического направления

Протокол № 7

«16» 03 2016г.

Председатель ЦМК

 Н.А. Довыденко

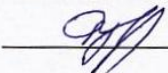
Одобрено и

рекомендовано к использованию

методическим Советом колледжа

«23» марта 2016г.

Зам. директора по УМР

 Г.И. Руденская

Электрохимические процессы: Учебно-методическое пособие

Разработали: **Н.А. Довыденко, преподаватель ОГБПОУ «ТГПК» и М.В. Планкина, преподаватель ОГБПОУ «ТГПК»**

Рецензент: Т.А. Юрмазова, к.х.н., доцент кафедры общей и неорганической химии
Института природных ресурсов ФГБОУ ВПО «Национальный исследовательский
Томский политехнический университет»

Учебно-методическое пособие «Электрохимические процессы» разработано для аудиторной и внеаудиторной самостоятельной деятельности студентов, обучающихся по специальности «Аналитический контроль качества химических соединений».

Пособие содержит теоретический материал, необходимый для выполнения самостоятельной работы, контрольные вопросы, варианты заданий с образцами их выполнения, примеры решения задач и список необходимой литературы.

Учебно-методическое пособие предназначено для подготовки высококвалифицированных специалистов по специальности 240138 (18.02.01) «Аналитический контроль качества химических соединений».

634049, г. Томск
ул. Мичурина, 4

тел. (факс): (382-2) 75-45-14
e-mail: tgpgk@mail.tomline.ru

Оглавление

Оглавление.....	3
Пояснительная записка.....	4
1 Электролиз.....	5
1.1. Сущность процесса электролиза	5
1.2. Законы Фарадея.....	6
1.3. Применение электролиза.....	7
1.4. Электрохимическая коррозия	8
1.5. Электролиз водных растворов электролитов	9
1.6. Примеры процессов электролиза растворов электролитов с инертными электродами.....	11
1.7. Электролиз в расплаве.....	12
2 Контрольные вопросы	12
3 Примеры решения задач.....	12
4 Задания для самостоятельного выполнения.....	15
Заключение	16
Список литературы.....	16

Пояснительная записка

Учебное пособие разработано для внеаудиторной самостоятельной работы студентов в соответствии с ФГОС по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений». Пособие написано с учетом возрастания требований к теоретической подготовке студентов. Материал пособия несколько выходит за рамки действующей программы, тем самым предоставляя возможность использовать его при любых ее изменениях и уделить больше внимания одному из основных разделов физической химии.

В пособии содержится теоретический материал, контрольные вопросы для самопроверки знаний, примеры решения задач, примеры электродных процессов. Предложены варианты заданий учащимся для самостоятельного выполнения и список необходимой литературы. Автор стремился, чтобы излагаемый материал был понятен и не требовал механического запоминания.

Основная цель пособия - организация самостоятельной работы студентов по овладению теоретическим материалом учебных дисциплин, направлено на решение следующих задач: раскрытие содержание раздела «Электрохимические процессы» в форме, удобной для освоения и изучения; управление познавательной деятельностью обучающихся; формирование профессиональных компетенций.

Учебное пособие «Электрохимические процессы» адресовано обучающимся по специальности «Аналитический контроль качества химических соединений» для более глубокого изучения программного материала дисциплин «Общая и неорганическая химия», «Физическая и коллоидная химия», профессионального модуля ПМ 04 «Выполнение работ по профессии «Лаборант химического анализа» и может быть использовано преподавателями химических дисциплин.

В полной версии учебного пособия «Электрохимические процессы» рассмотрен принцип действия гальванического элемента, сущность и виды потенциометрического метода анализа, дано описание электрической проводимости растворов и практическое применение кондуктометрического метода, охарактеризован процесс электролиза. Для самостоятельной работы предложено 15 вариантов заданий.

В пособии, представленной на конкурс, рассмотрена только одна тема «Электролиз» в связи с регламентированием объема конкурсной работы.

1 Электролиз

1.1. Сущность процесса электролиза

Рассмотрим некоторую обратимую гальваническую пару (например, элемент Даниеля), подключенную встречно (одноименными полюсами) к какому-нибудь источнику тока (аккумулятору) АК (рисунок 1).

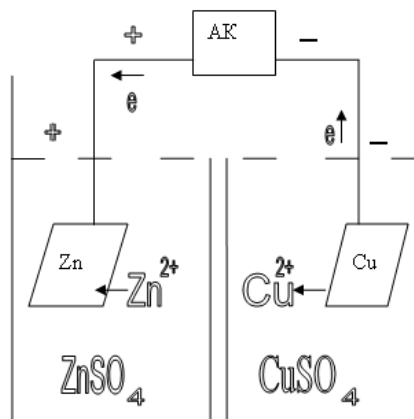


Рисунок 1 – Схема процесса электролиза

Здесь возможно **3 варианта** [3]:

- 1) напряжение $U_{AK} < E$ (E – ЭДС гальванической пары);
- 2) напряжение $U_{AK} = E$;
- 3) напряжение $U_{AK} > E$.

Направление процессов, протекающих на электродах гальванической пары, зависит от прилагаемого извне встречного напряжения.

1) Если **напряжение U_{AK} меньше E** (ЭДС), то гальваническая пара выступает в роли химического источника электрической энергии, т.е. гальванического элемента: в ней протекают самопроизвольные окислительно-восстановительные процессы, за счет которых она производит электрическую работу (перемещает электроны).

2) Если **напряжение U_{AK} равно ЭДС**, то ток в цепи отсутствует, т.е. электроны не перемещаются по проводнику, следовательно, не совершается электрическая работа, не происходит изменение энергии системы. Это значит, что гальваническая пара находится в состоянии термодинамического равновесия.

3) Если встречное **напряжение U_{AK} превосходит ЭДС**, то в гальванической паре протекают окислительно-восстановительные процессы, обратные процессам, идущим в гальваническом элементе (т.е. электроны будут двигаться от медной пластинки к цинковой).

При этом гальваническая пара потребляет энергию от источника электрического тока, что указывает на не самопроизвольность идущих в ней процессов.

Не самопроизвольные окислительно-восстановительные процессы, идущие на электродах гальванической пары под действием источника постоянного электрического тока, напряжение которого превышает ЭДС этой гальванической пары, называют *электролизом*.

1.2. Законы Фарадея

На основании экспериментальных данных Фарадей установил соотношение между количеством электричества, прошедшего через раствор, и количеством вещества, прореагировавшего при этом на электродах [1].

1-й закон Фарадея (1): количество вещества, прореагировавшего при электролизе на электродах, прямо пропорционально количеству электричества, прошедшего через раствор:

$$m = K \cdot Q = K \cdot I \cdot \tau \quad (1)$$

где m – масса прореагировавшего на электродах вещества, кг (или г);

Q – количество электричества, прошедшего через раствор, Кл;

I – сила тока, А;

τ – время электролиза, с;

K – электрохимический эквивалент вещества, равный количеству прореагировавшего на электродах вещества под действием 1 Кл электричества (2);

$$K = \frac{M}{n \cdot F} \quad (2)$$

где M – молярная масса вещества;

n – число электронов, участвующих в электрохимической реакции;

F – число Фарадея, $F = 96487 \text{ Кл/экв} \approx 96500 \text{ Кл/экв}$.

Более полное описание влияния природы вещества на процесс электролиза дает **2-й закон Фарадея (3): количества различных веществ, прореагировавших при электролизе на электродах под действием одинакового количества электричества, пропорциональны их химическим эквивалентам:**

$$m_1 = n \cdot \mathcal{E}_1 = K_1 \cdot Q; \quad m_2 = n \cdot \mathcal{E}_2 = K_2 \cdot Q; \quad m_3 = n \cdot \mathcal{E}_3 = K_3 \cdot Q$$

$$\text{или} \quad \frac{n \cdot \mathcal{E}_1}{K_1} = \frac{n \cdot \mathcal{E}_2}{K_2} = \frac{n \cdot \mathcal{E}_3}{K_3} = Q \quad (3)$$

Это значит, что для электролиза 1 эквивалента любого вещества расходуется одно и то же количество электричества. Это количество электричества было названо **числом Фарадея (4)**:

$$\frac{\mathcal{E}_1}{K_1} = \frac{\mathcal{E}_2}{K_2} = \frac{\mathcal{E}_3}{K_3} = \frac{Q}{n} = F \quad (4)$$

где $\mathcal{E}$ – масса 1 кг-экв (или г-экв);

n – число кг-экв (или г-экв).

Обобщенное выражение, объединяющее оба закона Фарадея, имеет вид (5):

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{M \cdot I \cdot \tau}{n \cdot F} \quad (5)$$

1.3. Применение электролиза

Электролизом водных растворов солей получают (электроэкстракцией) или очищают (электрорафинированием) многие металлы.

Электролизом расплавов в промышленности получают Al, Mg, Na, Ca и др. При электролизе водных растворов хлоридов щелочных металлов выделяют хлор и водород. Водород и кислород высокой чистоты получают в результате электролиза водных растворов щелочей.

Большой интерес для машиностроения и производства электронной аппаратуры представляет **анодирование** – покрытие поверхности металлического изделия слоем оксида металла путем анодного окисления для защиты металла от коррозии.

Велико значение электролиза в лабораторной практике: электролиз лежит в основе таких методов анализа, как вольтамперометрический, кулонометрический, позволяющие определять содержание вещества в растворе.

1.4. Электрохимическая коррозия

Коррозия металлов – это процесс, вызывающий разрушение металла или изменение его свойств в результате химического или электрохимического воздействия окружающей среды.

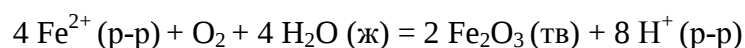
Рассмотрим одну из разновидностей коррозии – электрохимическую коррозию. **Электрохимическая коррозия** – это окисление металлов в электропроводных средах, сопровождающееся образованием электрического тока.

Если изделие состоит из различных металлов, то при наличии электрического контакта между ними это изделие, будучи помещенным в растворитель, становится подобным работающему гальваническому элементу. При этом металл, обладающий более отрицательным электродным потенциалом, растворяется (разрушается).



На рисунке 2 изображена схема процесса коррозии железа, контактирующего с медью в обычной воде.

Под действием убыли потенциала более электроотрицательного железа в результате перехода электронов к менее электроотрицательной меди на поверхности железа происходит окисление: $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$, которое продолжается в растворе, заканчиваясь образованием ржавчины (оксида железа Fe_2O_3):



Потенциал меди при этом повышается и приводит к электростатическому притяжению H^+ из раствора к поверхности меди, где происходит восстановление H^+ и образование H_2 : $2 \text{H}^+ (\text{p-p}) + 2 \bar{e} = \text{H}_2 (\text{г})$

В других случаях возможно восстановление на поверхности меди растворенного в воде кислорода с образованием воды: $4 \text{H}^+ (\text{p-p}) + \text{O}_2 + 4 \bar{e} = 2 \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$

Таким образом, на поверхности железа и меди протекают окислительно-восстановительные реакции, подобные процессам, происходящим на электродах работающего гальванического элемента.

Из приведенного примера видно, что изделие, состоящее из деталей, изготовленных из различных металлов, при контакте с растворителем подвергается электрохимической коррозии. Поэтому стараются изготавливать изделия из однородного материала.

Все **методы защиты от коррозии** условно делятся на следующие группы [4]:

- а) **легирование металлов** (в состав сплава вводят компоненты (хром, никель, вольфрам), вызывающие пассивность металла);
- б) **защитные покрытия** (металлические и неметаллические);
- в) **электрохимическая защита** (присоединение к защищаемой конструкции металла с более отрицательным значением электродного потенциала – протектора, а также катодная поляризация за счет тока от внешнего источника);
- г) **изменение свойств коррозионной среды** (подщелачивание или удаление кислорода).

1.5. Электролиз водных растворов электролитов

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита.

Катод – отрицательно заряженный электрод. Происходит восстановление катионов металлов и водорода (в кислотах) или молекул воды.

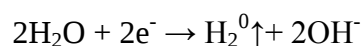
Анод – положительно заряженный электрод. Происходит окисление анионов кислотного остатка и гидроксильной группы (в щелочах).

При электролизе раствора соли в реакционной смеси присутствует вода. Поскольку вода может проявлять и окислительные и восстановительные свойства, то она является «конкурентом» и для катодных и для анодных процессов.

Различают электролиз с инертными электродами (графитовые, угольные, платиновые) и активным анодом (растворимым), а также электролиз расплавов и растворов электролитов. Катодные и анодные процессы приведены в таблицах 1 и 2.

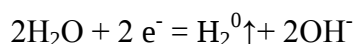
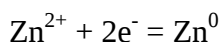
При электролизе водных растворов, содержащих катионы металлов, возможны три случая:

1) Катионы активных металлов, имеющих низкое значение стандартного электродного потенциала (в ряду активности от **Li** до **Al** включительно), не восстанавливаются на катоде, а вместо этого идет восстановление молекул воды:



2) Катионы умеренно активных металлов, имеющих стандартный электродный потенциал, меньший, чем у водорода, но больший, чем у алюминия (в ряду активности от **Al** до

H), при электролизе восстанавливаются на катоде одновременно с молекулами воды:



3) Катионы пассивных металлов, имеющих стандартный электродный потенциал, больший, чем у водорода (в ряду активности от H до Au), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде, например: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$

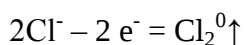
Если же водный раствор содержит катионы различных металлов (например, Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{3+}), то при электролизе выделение их на катоде происходит в порядке уменьшения величины стандартного электродного потенциала соответствующего металла: сначала восстанавливается серебро ($\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,8\text{В}$), затем медь ($\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34\text{В}$) и потом железо ($\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{В}$) [5].

Таблица 1 - Катодные процессы

Положение металла в ряду напряжений	Восстановление на катоде
от Li до Al	Восстанавливаются молекулы воды: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0$
от Mn до Pb	$\uparrow + 2\text{OH}^-$ Восстанавливаются и молекулы воды и катионы металла: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0\uparrow + 2\text{OH}^-$ $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}^0$
от Cu до Au	Восстанавливаются катионы металлов: $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}^0$

При электролизе с нерастворимым анодом (уголь, графит, платина, золото) возможны следующие случаи:

1) При электролизе водных растворов бескислородных кислот и их солей (кроме **HF** и фторидов) у анода разряжаются анионы этих кислот, например:



2) При электролизе водных растворов щелочей, кислородосодержащих кислот и их солей, а также **HF** и фторидов происходит электрохимическое окисление воды (в нейтральных и кислых средах) или разряда гидроксильных ионов (в щелочной среде) с выделением кислорода. Например, в случае гидролиза водного раствора **H₂SO₄** на аноде идет окисление воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2^0\uparrow + 4\text{H}^+$

При электролизе раствора щелочи **NaOH** на аноде идет разряжение гидроксильных ионов:

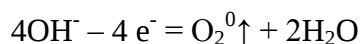


Таблица 2 - Анодные процессы

Кислотный остаток	Анод	
	Растворимый (железо, цинк, медь, серебро)	Нерастворимый (графит, золото, платина)
Бескислородный	Окисление металла анода $M^0 - n e^- = M^{n+}$	Окисление аниона $Ac^{m-} - m e^- = Ac^0$
Кислородсодержащий Фторид-ион		В кислотной и нейтральной средах: $2H_2O - 4e^- = O_2 + 4H^+$ В щелочной среде: $4OH^- - 4e^- = O_2 + 2H_2O$

1.6.Примеры процессов электролиза растворов электролитов с инертными электродами

1 *Рассмотрим электролиз водного раствора сульфата магния.*

$MgSO_4$ – соль, которая образована металлом, стоящим в ряду напряжений до алюминия и кислородсодержащим кислотным остатком.

Уравнение диссоциации: $MgSO_4 \rightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-}$

К (-) $2H_2O + 2e^- = H_2^0\uparrow + 2OH^-$

А (+) $2H_2O - 4e^- = O_2^0\uparrow + 4H^+$

Суммарное уравнение:

$6H_2O = 2H_2^0\uparrow + 4OH^- + O_2^0\uparrow + 4H^+$

$2H_2O = 2H_2^0\uparrow + O_2^0\uparrow$

2 *Рассмотрим электролиз водного раствора хлорида кальция.*

$CaCl_2$ – соль, которая образована активным металлом и бескислородным кислотным остатком. В данном случае при электролизе образуются водород, галоген, а в катодно-анодном пространстве образуется щелочь.

Уравнение диссоциации: $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

К (-) $2H_2O + 2e^- = H_2^0\uparrow + 2OH^-$

А (+) $2Cl^- - 2e^- = Cl_2^0\uparrow$

Суммарное уравнение:

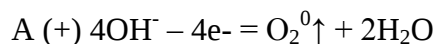
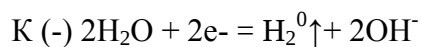
$2H_2O + 2Cl^- = Cl_2^0\uparrow + 2OH^-$

$CaCl_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + Cl_2^0\uparrow + H_2^0\uparrow$

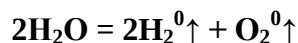
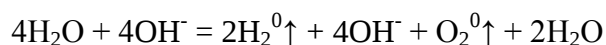
3 Рассмотрим процесс электролиза раствора гидроксида натрия

В данном случае идет только электролиз воды. Аналогично протекает электролиз растворов H_2SO_4 , NaNO_3 , K_2SO_4 и др.

Уравнение диссоциации: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

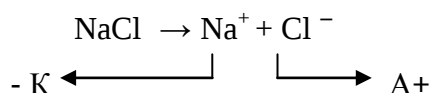


Суммарное уравнение:



1.7. Электролиз в расплаве

В расплавах различных соединений происходит термическая диссоциация с образованием катионов и анионов, которые под действием приложенного между электродами электрического поля приобретают направленное движение к электродам. Например, электролиз расплава **NaCl** протекает по следующей схеме:



На катоде идет процесс восстановления ионов Na^+ К: $\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}^0$.

На аноде происходит окисление ионов Cl^- до свободного хлора А: $\text{Cl}^- - \text{e}^- = \frac{1}{2} \text{Cl}_2^0\uparrow$.

2 Контрольные вопросы

1. Что такое электролиз?
2. В чем состоят особенности катодных и анодных процессов при электролизе водных растворов электролитов?
3. В чем проявляются особенности электролиза в расплавах?
4. Сформулируйте законы Фарадея.
5. Каково практическое применение электролиза?
6. Что такое коррозия? В чем особенность электрохимической коррозии?
7. Назовите методы защиты металлических конструкций от коррозии.

3 Примеры решения задач

1. При температуре 298 К электродный потенциал электрода $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ равен 0,2712 В. Активность Cu^{2+} равна 0,005. Определить стандартный потенциал медного электрода.

Решение

Запишем уравнение Нернста для медного электрода: $E = E_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 + \frac{RT}{nF} 2,303 \lg a_{Cu^{2+}}$

Выразим стандартный потенциал из данного уравнения: $E_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 = E - \frac{RT}{nF} 2,303 \lg a_{Cu^{2+}}$

Подставим численные значения в полученное уравнение:

$$E_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 = 0,2712 - \frac{8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} 2,303 \cdot \lg 0,005 = 0,3391B$$

Ответ: $E_{Cu^{2+}/Cu^0}^0 = 0,3391B$

2. Определить электродный потенциал электрода $Cd^{2+}|Cd$ при температуре $18^\circ C$, если стандартный электродный потенциал $E_{Cd^{2+}/Cd^0}^0 = -0,402B$, а активность Cd^{2+} равна 0,011.

Решение

Воспользуемся уравнением Нернста для кадмиевого электрода: $E = E_{Cd^{2+}/Cd^0}^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Cd^{2+}}$

Подставим численные значения и найдем искомую величину:

$$E = -0,402 + \frac{8,314 \cdot 291}{2 \cdot 96500} \cdot \ln 0,011 = -0,458B$$

Ответ: $E = -0,458 B$

3. Ток силой 3 ампер пропускали в течение 3 часов через водный раствор $CuSO_4$. Каков выход по току металлической меди, если за указанное время на катоде выделилось 9,162 г меди?

Решение

Выход по току определяется по уравнению: $\eta = \frac{m_{факт}}{m_{теор}} \cdot 100\%$

Фактическое количество меди, выделившееся на катоде, известно по условию задачи, а

теоретическое количество рассчитывается по закону Фарадея: $m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot \tau}{F}$, где $\mathcal{E}$ –

эквивалентная масса меди, которая находится по формуле: $\mathcal{E} = \frac{A_{Cu}}{n} = \frac{63,54}{2} = 31,77$

Тогда теоретическая масса меди будет равна: $m_{теор} = \frac{31,77 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3600}{96500} = 10,667 \text{ г}$

Коэффициент 3600 нужен для перевода τ из часов в секунды.

Выход по току равен: $\eta = \frac{9,162}{10,667} \cdot 100\% = 85,89\%$

Ответ: $\eta = 85,89\%$

4. Удельное электрическое сопротивление 0,0025М раствора K_2SO_4 составляет $0,143 \cdot 10^2$ [Ом·м]. Определить удельную, молярную и эквивалентную электрические проводимости этого раствора.

Решение

Сначала находим удельную электрическую проводимость раствора:

$$\kappa = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{0,143 \cdot 10^2} = 6,993 \cdot 10^{-2} \text{ [Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}] \text{ или [См} \cdot \text{м}^{-1}]$$

Затем рассчитаем молярную электрическую проводимость, предварительно, переведя единицы измерения концентрации из моль/дм³ (по условию) в моль/м³:

$$0,0025 \text{ моль/дм}^3 = 0,0025 \cdot 10^3 = 2,5 \text{ моль/м}^3;$$

$$\lambda = \kappa / C = \frac{6,993 \cdot 10^{-2}}{2,5} = 2,797 \cdot 10^{-2} \text{ [См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}]$$

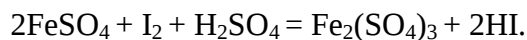
Определяем эквивалентную электрическую проводимость раствора:

$$\lambda_{\mathcal{E}} = \lambda / \mathcal{E} = \frac{2,797 \cdot 10^{-2}}{2} = 1,40 \cdot 10^{-2} \text{ [См} \cdot \text{м}^2/\text{моль-экв}]$$

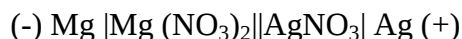
Ответ: $\kappa = 6,993 \cdot 10^{-2} \text{ [См} \cdot \text{м}^{-1}]$; $\lambda = 2,797 \cdot 10^{-2} \text{ [См} \cdot \text{м}^2/\text{моль}]$; $\lambda_{\mathcal{E}} = 1,40 \cdot 10^{-2} \text{ [См} \cdot \text{м}^2/\text{моль-экв}]$

4 Задания для самостоятельного выполнения

1 Используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, определить направления самопроизвольного протекания реакции:



2 Написать схему электродных процессов и общую токообразующую реакцию гальванического элемента:



Вычислить э.д.с. при стандартных условиях и при $T = 27^\circ\text{C}$ и концентрациях $0,001 \text{ M}$ (Mg^{2+}) и 1 M (Ag^+).

3 Написать схему электролиза водного раствора нитрата меди(II), вычислить массу одного из продуктов (по выбору) при силе тока 2 A , времени 2 часа и выходе по току 85% .

4 Объяснить, можно ли в гальванических элементах использовать оба электрода с отрицательными значениями электродного потенциала. Если нет, то почему? Если можно, то составить схему такого гальванического элемента.

Критерии оценки

<i>Задания</i>	<i>Кол-во баллов</i>
Задание 1	1
Задание 2	2
Задание 3	2
Задание 4	2
Всего:	7

- «отлично» – 6,5-7 баллов (полный ответ);
- «хорошо» – 5-6,4 баллов (неточности в ответе);
- «удовлетворительно» – 3,5-4,9 баллов (неполный ответ);
- «неудовлетворительно» – менее 3,5 баллов (задание не выполнено)

Заключение

Учебно-методическое пособие «Электрохимические процессы» способствует углублению и лучшему усвоению знаний по разделу «Электрохимия» учебных дисциплин «Общая и неорганическая химия», «Физическая и коллоидная химия», профессионального модуля ПМ 04 «Выполнение работ по профессии «Лаборант химического анализа».

Пособие дает возможность изучить не только теоретические основы электрохимических процессов, но и показывает, как можно применить их на практике, раскрывает место и роль электрохимических методов анализа в профессиональной деятельности обучающихся по специальности 18.02.01 «Аналитический контроль качества химических соединений».

Таким образом, предлагаемая работа способствует расширению учебно-информационного пространства дисциплин «Общая и неорганическая химия», «Физическая и коллоидная химия», профессионального модуля ПМ 04 и рекомендуется в качестве методического обеспечения внеаудиторной самостоятельной работы обучающихся.

Список литературы

1. Ахметов Б.В. Физическая и коллоидная химия: Учебное пособие для техникумов. – Л.: Химия, 2009. – 320 с.
2. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2 кн. Кн. 2. Физико-химические методы анализа: Учеб. для студ. вузов, обучающихся по химико-технол. спец. – 2-е изд., перераб. доп. – М.: Дрофа, 2002. – 384 с.: ил.
3. Зимон А.Д. Физическая химия: Учебник для вузов. – М.: Агар, 2008. – 320 с.
4. Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Общая химия: Учебное пособие для студентов вузов. – Томск: Изд.ТПУ, 2004. – 180 с.
5. Чикин Е.В., Якунина Г.М. Электрохимия. Методическое пособие для самостоятельной работы. – Томск: ТУСУР, 2001. – 50 с.