

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ГИДРОМЕТЕОРОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Коузова Н.И., Хаймина О.В.

ЭЛЕКТРОЛИЗ
Учебное пособие

Санкт-Петербург
РГГМУ
2020

УДК 541.145(075.8)
ББК 24.57я73

Коузова Н.И., Хаймина О.В.

К73 Электролиз. Учебное пособие. — СПб.: РГГМУ, 2020. — 20 с.

Рецензент: канд. хим. наук Альмяшев В.И., доцент кафедры физической химии Санкт-Петербургского государственного электротехнического университета «ЛЭТИ им. В.И. Ульянова (Ленина) Министерства науки и высшего образования Российской Федерации

В учебном пособии приведены основные понятия и теоретические положения темы "Электролиз", рассмотрены примеры электролиза расплавов, электролиза растворов с инертным анодом и электролиза растворов с активным анодом. Пособие включает типовые задания по теме «Электролиз», а также вопросы и задания для самостоятельной работы. Освоение теоретических основ и приобретение практических навыков написания уравнений электролиза является одной из составляющих изучения раздела «Электрохимические процессы в растворах электролитов», включающего также темы «Гальванический элемент» и «Коррозия».

Учебное пособие предназначено для студентов бакалавриата, обучающихся по направлению 05.03.05 Прикладная гидрометеорология, профили – Прикладная гидрология и Прикладная океанология.

N.I. Kouzova, O.V.Khaimina Electrolysis. Textbook. — St. Petersburg, RSHU Publishers, 2020. — 20 pp.

Reviewer: Ph.D Amjashev V.I., Saint Petersburg Electrotechnical University «LETI»

The tutorial presents the basic concepts and theoretical provisions of the topic "Electrolysis", analyzes examples of electrolysis of melts, electrolysis of solutions with an inert anode and electrolysis of solutions with an active anode. The manual includes typical tasks on the topic "Electrolysis", and questions and tasks for independent work.. Mastering the theoretical foundations and acquiring practical skills in writing electrolysis equations is one of the components of the study of the section "Electrochemical processes in electrolyte solutions", which also includes the topics "Galvanic cell" and "Corrosion".

The manual is intended for undergraduate students enrolled in the direction of 05.03.05 Applied Hydrometeorology, profiles – Applied Hydrology and Applied Oceanology.

ISBN 978-5-86813-496-8

© Коузова Н.И., Хаймина О.В. 2020

© Российский государственный гидрометеорологический университет (РГГМУ), 2020

Содержание

1. ЭЛЕКТРОЛИЗ	4
1.1 Электролиз расплавов	5
1.2 Электролиз растворов	7
2.1 Типовое практическое задание «Электролиз расплавов»	16
2.2 Типовое практическое задание «Электролиз растворов»	16
2.3 Типовое практическое задание «Применение электролиза»	17
3 ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	18
ПРИЛОЖЕНИЕ	19
ЛИТЕРАТУРА	20

1. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электрохимия – это раздел химии, который изучает превращение электрической энергии в химическую, и наоборот превращение химической энергии в электрическую. Превращение электрической энергии в химическую энергию осуществляется в процессе электролиза, и наоборот превращение химической энергии в электрическую энергию происходит в гальванических элементах. В основе любого электрохимического процесса лежат окислительно-восстановительные реакции, протекающие на поверхности электродов. Поэтому для понимания электрохимических процессов необходимо знание раздела «Окислительно-восстановительные реакции».

Основные понятия

Электролиты - это вещества, растворы и (или) расплавы которых проводят электрический ток.

Электролиты - это кислоты, основания и соли.

Электролиты - это проводники II-го рода с ионной проводимостью¹ (электропроводность обусловлена ионами расплавов или растворов).

Термическая диссоциация - обратимый процесс распада электролита на ионы при плавлении.

Электролитическая диссоциация - обратимый процесс распада электролита на ионы в растворах под действием полярных молекул воды.

Электролиз – совокупность процессов, которые протекают в электролите под действием постоянного электрического тока (поля) [1-3].

Окисление и восстановление в процессе электролиза разделены пространственно. Принципиальная схема установки для проведения электролиза представлена на рисунке 1.

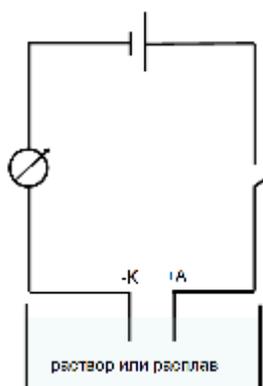


Рисунок 1 – Принципиальная схема установки для проведения электролиза: источник постоянного тока, амперметр, электроды, ключ и электролизер (ванна для проведения электролиза)

До включения постоянного тока движение ионов электролита в расплаве или растворе беспорядочное, хаотическое. При подключении источника постоянного тока хаотическое движение ионов преобразуется в направленное: к отрицательному электроду (катоде) движутся положительно заряженные ионы (катионы), а к положительно заряженному электроду (аноду) – отрицательно заряженные ионы (анионы)². На катоде (-К) идет процесс восстановления, а на аноде (+А) – процесс окисления.

¹ Металлы - это проводники I-го рода с электронной проводимостью.

² Положительно заряженные ионы, движущиеся в процессе электролиза к катоду, М. Фарадей назвал катионами и соответственно отрицательно заряженные ионы — анионами [4].

Примеры катодных процессов (восстановление):

1. $\text{Cu}^{+2} + 2\bar{e} \textcircled{R} \text{Cu}^0$
2. $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \textcircled{R} \text{H}_2^0$ (точнее: $\text{H}^+ + \bar{e} \textcircled{R} \text{H}^0$ – первичный процесс и $\text{H}^0 + \text{H}^0 \textcircled{R} \text{H}_2^0$ – вторичный процесс)
3. $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \textcircled{R} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Примеры анодных процессов (окисление):

1. $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \textcircled{R} \text{Cl}_2^0$ (точнее: $\text{Cl}^- - \bar{e} \textcircled{R} \text{Cl}^0$ – первичный процесс и $\text{Cl}^0 + \text{Cl}^0 \textcircled{R} \text{Cl}_2^0$ – вторичный процесс)
2. $\text{Ag}^0 - \bar{e} \textcircled{R} \text{Ag}^+$
3. $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \textcircled{R} \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
4. $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \textcircled{R} \text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O}$

1.1 Электролиз расплавов

Рассмотрим электролиз расплавов на примерах.

Пример 1 — Электролиз расплава хлорида натрия

1.1 Термическая диссоциация хлорида натрия



В результате термической диссоциации образуются ионы натрия и хлора, которые совершают беспорядочное хаотическое движение.

1.2 Помещаем в расплав хлорида натрия электроды – отрицательно заряженный катод и положительно заряженный анод. В результате этого ионы расплава приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы натрия движутся к катоду (–К) и отрицательно заряженные ионы хлора – к аноду (+А).

Приводим уравнения полуреакций, идущих на электродах:



1.3 Уравниваем число принятых и отданных электронов с помощью коэффициентов, т.к. в окислительно-восстановительных реакциях число отданных электронов равно числу принятых электронов:

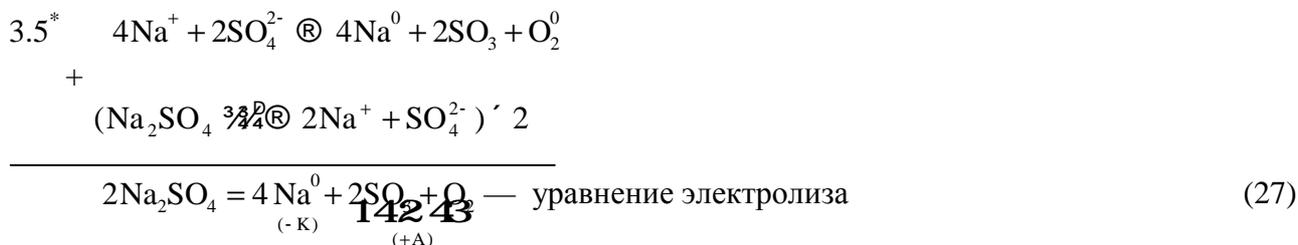


1.4 Суммируем уравнения полуреакции на электродах для получения уравнения ОВР, лежащей в основе электролиза:





или может пойти другой процесс



Таким образом, продукты реакций (например, (21) и (27)) зависят от условий проведения электролиза.

1.2 Электролиз растворов

Электролиз растворов по сравнению с электролизом расплавов осложняется тем, что в реакциях окисления – восстановления помимо ионов электролита могут участвовать молекулы растворителя, в частности молекулы воды. Поэтому нужно учитывать последовательность восстановления и окисления ионов и молекул на электродах (таблица 1). На катоде в первую очередь восстанавливается тот катион, стандартный электродный потенциал которого наиболее положителен (см. Приложение 1). На аноде в первую очередь окисляется анион, потенциал которого более отрицателен (см. справочник стандартных окислительно-восстановительных потенциалов [5]). Процессы электролиза могут осуществляться с использованием нерастворимого анода (платина, золото, графит, уголь и

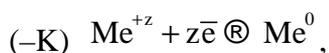
др.) или с использованием растворимого (активного) анода (например, серебро, медь, кадмий, хром и т.д.).

Таблица 1 — Последовательность восстановления и окисления ионов и молекул на электродах в процессе электролиза растворов

Последовательность восстановления на катоде	Последовательность окисления на аноде
<p>1. В первую очередь восстанавливаются катионы металлов стоящие в ряду активности металлов (см. Приложение 1) правее алюминия</p> $\text{Li}^+, \dots, \text{Ba}^{2+}, \dots, \text{Al}^{3+}, \boxed{\text{Mn}^{2+}, \dots, \text{Fe}^{2+}, \dots, \text{Pb}^{2+}, \dots, \text{H}^+, \dots, \text{Cu}^{2+}, \dots, \text{Ag}^+, \dots, \text{Au}^+}$ <p>То обстоятельство, что катионы металлов, стоящие в ряду напряжений от алюминия до водорода, восстанавливаются раньше, чем катионы водорода и молекулы воды, объясняется высоким перенапряжением выделения водорода из водных растворов.</p>	<p>1. В первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот, кроме фтороводородной кислоты: $\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^-$ и т.д. (см. Приложение 2)</p>
<p>2. Во вторую очередь восстанавливаются катионы водорода или молекулы воды</p> $\text{Li}^+, \dots, \text{Ba}^{2+}, \dots, \text{Al}^{3+}, (\text{H}_2) \boxed{\text{Mn}^{2+}, \dots, \text{Fe}^{2+}, \dots, \text{Pb}^{2+}, \dots, \text{H}^+, \dots, \text{Cu}^{2+}, \dots, \text{Ag}^+, \dots, \text{Au}^+}$ $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \textcircled{R} \text{H}_2$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \textcircled{R} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	<p>2. Во вторую очередь окисляются гидроксильные ионы или молекулы воды</p> $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \textcircled{R} \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \textcircled{R} \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
<p>3. В третью очередь восстанавливаются катионы активных металлов, включая алюминий</p> $\boxed{\dots\dots\dots} \text{Mn}^{2+}, \dots, \text{Fe}^{2+}, \dots, \text{Pb}^{2+}, \dots, \text{H}^+, \dots, \text{Cu}^{2+}, \dots, \text{Ag}^+, \dots, \text{Au}^+$ <p>Эти металлы не могут быть получены электролизом растворов электролитов.</p>	<p>3. В третью очередь окисляются анионы (кислотные остатки) кислородосодержащих кислот ($\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{PO}_4^{3-}, \text{CO}_3^{2-}$) и F</p>

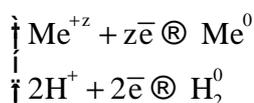
Ряд активности металлов (см. Приложение 1) можно условно разделить на три части.

Первая часть - это металлы, стоящие в этом ряду правее водорода ($E^0 > 0$, где E^0 — стандартный электродный потенциал). В процессах электролиза растворов солей, включающих катионы этих металлов, на катоде протекает только восстановление ионов этих металлов

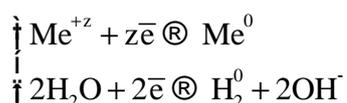


где +z — заряд катиона, z — число принятых электронов.

Вторая часть – это металлы, стоящие в ряду активностей от марганца до железа (Fe^{+3}) ($-1,18 \text{ В} \leq E^0 < 0$, металлы средней активности). При электролизе растворов солей этих металлов на катоде одновременно протекают два процесса - восстановление катионов металлов и восстановление ионов водорода:



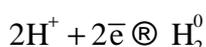
(-K) или



(-К)

Потенциалы металлов от марганца до железа (Fe^{+3}) более отрицательные, чем потенциал водорода. Катионы этих металлов не должны были бы восстанавливаться в процессе электролиза растворов, но из-за перенапряжения выделения водорода в растворах (замедленности разряда иона водорода) на катоде выделяются и металл и водород. При этом в большей степени идет восстановление металла, и поэтому выделением водорода часто пренебрегают, но в каждом конкретном случае это определяется условиями проведения электролиза (температура, плотность тока и т.д.).

Третья часть ряда активностей металлов - это металлы от лития до алюминия включительно ($E^0 < -1,18 \text{ В}$). Ионы этих металлов из водных растворов электролитов на катодах восстанавливаться не могут. Идет восстановление ионов водорода:



или



Рассмотрим несколько примеров электролиза водных растворов электролитов с неактивными электродами.

Учитывая последовательность восстановления на катодах и окисления на анодах (см. таблицу 1), все соли, растворы которых подвергаются электролизу, можно условно подразделить на четыре группы.

Группа "1-1" - это растворимые соли, образованные катионами, восстанавливающимися в первую очередь, и анионами, которые окисляются в первую очередь. Например, MnI_2 , CrBr_3 , CuCl_2 и другие.

Группа "1-3" включает растворимые соли, у которых катион восстанавливается в первую очередь, а анион окисляется в третью очередь. Например, MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и т.п.

В группу "3-1" попадают растворимые соли, у которых катион восстанавливается в третью очередь, а анион - в первую очередь. Например, NaCl , BaBr_2 , Al_3 и другие.

К группе "3-3" относятся растворимые соли, катионы и анионы которых восстанавливаются и окисляются в третью очередь. Например, Na_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и т.п.

Проиллюстрируем примерами.

Группа "1-1"

Рассмотрим электролиз растворов солей группы "1-1" на примере хлорида меди (II).

4.1 Электролитическая диссоциация хлорида меди под действием полярных молекул воды:



4.2 Помещаем в раствор хлорида меди электроды – отрицательно заряженный катод и положительно заряженный анод. В результате этого ионы раствора приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы меди движутся к катоду (–К) и отрицательно заряженные ионы хлора – к аноду (+А).

Приводим уравнения полуреакций, идущих на электродах:



4.3 Уравниваем число принятых и отданных электронов с помощью коэффициентов. В данном случае число отданных электронов равно числу принятых электронов:



4.4 Суммируем уравнения полуреакций на электродах для получения уравнения ОВР, лежащей в основе электролиза:



4.5 Для получения уравнения электролиза раствора хлорида меди к полученному уравнению (33) прибавляем уравнение электролитической диссоциации (28), домноженное на 2, и сокращаем по иону меди и по два иона хлора:



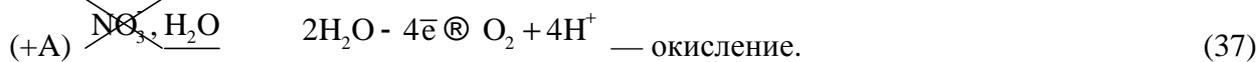
Таким образом, для солей группы “1-1” электролиз растворов ничем не отличается от электролиза расплавов (см.реакции (1-7)). На катоде образуется металл, а на аноде – галогены (сера не может образовываться, т.к. сульфиды металлов, относящиеся к этой группе, нерастворимы).

Разберем еще несколько примеров электролиза растворов веществ по приведенной схеме для раствора хлорида меди (II).

Группа “1-3”

Разберем электролиз растворов солей группа “1-3” на примере нитрата меди (II), придерживаясь вышеизложенного алгоритма

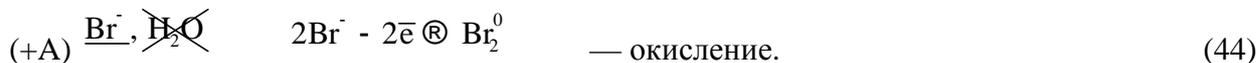
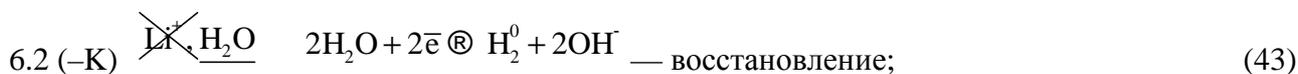
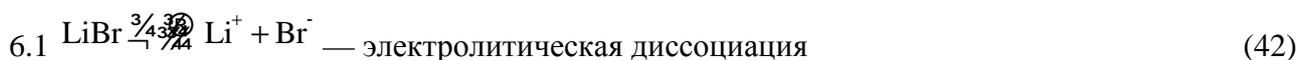
⁴ Равновесие электролитической диссоциации в растворах сильных электролитов смещено в сторону образования ионов



Таким образом, для солей группы “1-3” при электролизе растворов на катоде образуется металл, а на аноде – кислород и кислородосодержащая кислота.

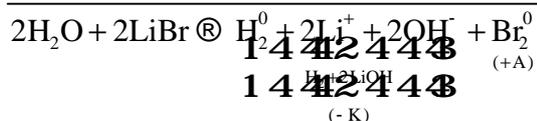
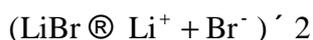
Группа “3-1”

Рассмотрим электролиз растворов солей группы “3-1” на примере бромида лития в соответствии с принятым алгоритмом





+

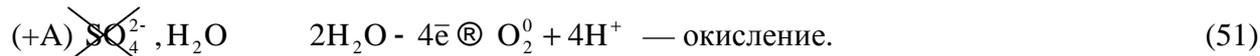
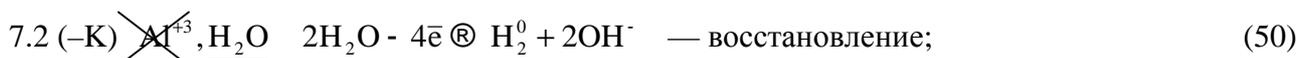


— уравнение электролиза раствора. (48)

Следовательно, для солей группы “3-1” при электролизе растворов на катоде образуются водород и основание, а на аноде – галогены, сера (для растворимых солей) и т.д.

Группа “3-3”

Разберем электролиз растворов солей группа “3-3” на примере сульфата алюминия, придерживаясь вышеизложенного алгоритма



7.5 Поскольку ионы алюминия и сульфат-ионы не участвуют в восстановлении на катоде и окислении на аноде соответственно, то уравнение электролиза – это уравнение электролиза воды:



Следовательно, для солей группы “3-3” при электролизе растворов на катоде образуется водород, а на аноде — кислород. Идет электролиз воды.

Обобщим рассмотренные случаи электролиза растворимых солей (см. таблицу 3):

1) для солей группы “1-1” электролиз растворов ничем не отличается от электролиза расплавов. На катоде образуется металл, а аноде – галогены. Поэтому соответствующие металлы и галогены могут быть получены и электролизом расплавов и электролизом растворов;

2) для солей группы “1-3” при электролизе растворов на катоде образуется металл, а на аноде – кислород и кислородосодержащая кислота;

3) для солей группы “3-1” при электролизе растворов на катоде образуются водород и основание, а на аноде – галогены, сера (для растворимых солей) и т.д;

4) для солей группы “3-3” при электролизе растворов на катоде образуется водород, а на аноде — кислород, идет электролиз воды.

Таблица 2 — Типы солей и продукты их электролиза

Тип соли		Продукты электролиза	
Группа	Пример	на катоде (-К)	на аноде (+А)
«1-1»	CuCl ₂	Металл Cu ⁰	Галоген Cl ₂ ⁰
		<i>Аналогично электролизу расплавов!</i>	
«1-3»	Cu(NO ₃) ₂	Металл 2Cu ⁰	Кислород + Кислородсодержащая кислота O ₂ ⁰ + 4H ⁺ + 4NO ₃ ⁻ 4HNO ₃
«3-1»	LiBr	Водород + Основание H ₂ ⁰ + 2Li ⁺ + 2OH ⁻ 2LiOH	Галоген или сера Br ₂ ⁰
«3-3»	Al ₂ (SO ₄) ₃	Водород 2H ₂ ⁰	Кислород O ₂ ⁰
		<i>т.е. идет электролиз воды!</i> 2H ₂ O = 2H ₂ ⁰ + O ₂ ⁰ (- К) (+А)	

Кроме растворов солей электролизу могут подвергаться растворы кислот и оснований. Проиллюстрируем эти случаи примерами.

Рассмотрим электролиз сильных бескислородных кислот группы “2-1” на примере соляной кислоты.

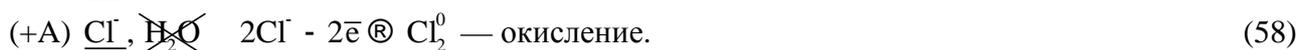
8.1 Электролитическая диссоциация соляной кислоты под действием полярных молекул воды:



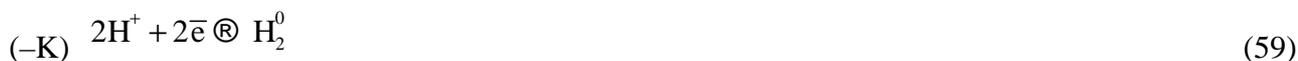
В результате электролитической диссоциации образуются ионы водорода и хлора, которые совершают беспорядочное хаотическое движение.

8.2 Помещаем в раствор соляной кислоты электроды – отрицательно заряженный катод и положительно заряженный анод. В результате этого ионы раствора приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы водорода движутся к катоду (-К) и отрицательно заряженные ионы хлора – к аноду (+А).

Приводим уравнения полуреакций, идущих на электродах:



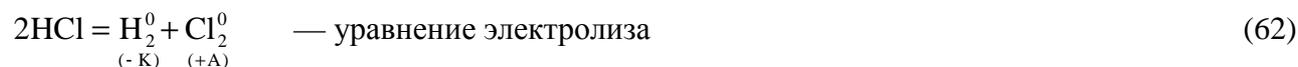
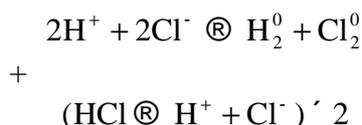
8.3 Уравниваем число принятых и отданных электронов с помощью коэффициентов. В данном случае число отданных электронов равно числу принятых электронов:



8.4 Суммируем уравнения полуреакций на электродах для получения уравнения ОВР, лежащей в основе электролиза:

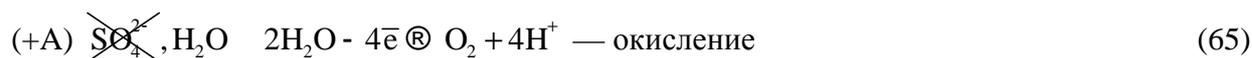
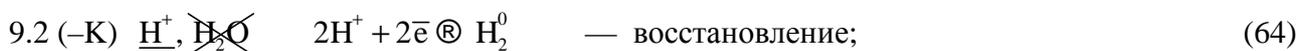


8.5 Для получения уравнения электролиза раствора соляной кислоты к полученному уравнению (61) прибавляем уравнение электролитической диссоциации (56), домноженное на 2, и сокращаем по два иона водорода и по два иона хлора:



Следовательно, для сильных бескислородных кислот группы “2-1” при электролизе растворов на катоде образуются водород, а на аноде – галогены.

Рассмотрим электролиз сильных кислородсодержащих кислот группы “2-3” на примере серной кислоты

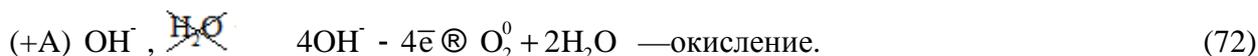
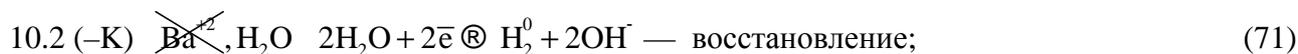


9.5 Поскольку сульфат-ионы не участвуют в окислении на аноде, то суммарное уравнение электролиза – это уравнение электролиза воды:



Следовательно, для сильных кислородсодержащих кислот группы “2-3” при электролизе растворов на катоде образуется водород, а на аноде — кислород, идет электролиз воды.

Рассмотрим электролиз сильных оснований группы “3-2” на примере гидроксида бария.



10.5 Поскольку ионы бария не участвуют в восстановлении на катоде, то уравнение электролиза – это уравнение электролиза воды:



Следовательно, для сильных оснований группы “3-2” при электролизе растворов на катоде образуется водород, а на аноде — кислород, идет электролиз воды.

Для оснований группы “1-2” электролиз не рассматривается, т.к. основания этой группы нерастворимы.

Все рассмотренные примеры являются примерами электролиза растворов с инертным анодом, материал которого не подвергается окислению в условиях электролиза (например, золото, платина, графит и другие малоактивные материалы).

Электролиз растворов с активным анодом

Активный анод изготавливается из материалов способных окисляться на аноде (подвергаться анодному растворению).

Рассмотрим несколько примеров.

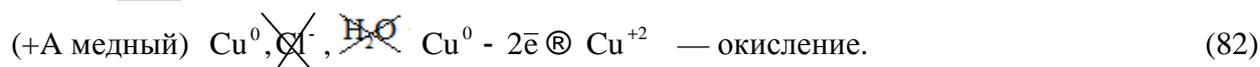
Пример 1. Электролиз раствора нитрата серебра с активным анодом, изготовленным из серебра.





Ионы серебра от анода идут к катоду и восстанавливаются.

Пример 2. Электролиз раствора хлорида меди (II), катод и анод — медные пластины.



Ионы меди от анода идут к катоду и восстанавливаются.

Процесс электролиза с активным анодом используется при рафинировании (очистке) металлов, в гальваностегии (нанесении покрытий из одного металла на поверхность другого металла) и гальванопластике (получении объемных металлических копий с различных предметов).

2. ТИПОВЫЕ ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «ЭЛЕКТРОЛИЗ»

2.1 Типовое практическое задание «Электролиз расплавов»

Вариант 1

Составьте схему электролиза расплавов следующих электролитов:

- 1) иодида калия;
- 2) гидроксида натрия;
- 3) фторид железа (III).

Вариант 2

Составьте схему электролиза расплавов следующих электролитов:

- 1) хлорида алюминия;
- 2) сульфида бериллия;
- 3) сульфат калия.

Вариант 3

Составьте схему электролиза расплавов следующих электролитов:

- 1) сульфида натрия;
- 2) бромида магния;
- 3) карбонат калия.

2.2 Типовое практическое задание «Электролиз растворов»

Вариант 1

Составьте схему электролиза водных растворов приведенных солей (электроды инертны)

- 1) иодид марганца (II);
- 2) сульфат меди (II);
- 3) бромид бария;
- 4) нитрат алюминия.

В случае, если возможно протекание электролиза с активными (растворимыми) анодами, запишите дополнительно соответствующие схемы процессов.

Вариант 2

Составьте схему электролиза водных растворов приведенных солей (электроды инертны)

- 1) бромид хрома (III);
- 2) сульфат цинка;
- 3) иодид алюминия;
- 4) нитрат бария.

В случае, если возможно протекание электролиза с активными (растворимыми) анодами, запишите дополнительно соответствующие схемы процессов.

Вариант 3

Составьте схему электролиза водных растворов приведенных солей (электроды инертны/нерастворимы)

- 1) бромид меди (II);
- 2) сульфат хрома (III);
- 3) бромид кальция;
- 4) сульфат натрия.

В случае, если возможно протекание электролиза с активными (растворимыми) анодами, запишите дополнительно соответствующие схемы процессов.

2.3 Типовое практическое задание «Применение электролиза»

Вариант 1

Для получения оцинкованного железа (анодное покрытие) выберите анод, катод, раствор электролита. Приведите процессы на электродах и уравнение электролиза.

Вариант 2

Для получения оловянного покрытия железа «белая жемчужина» (катодное покрытие) выберите анод, катод, раствор электролита. Приведите процессы на электродах и уравнение электролиза.

Вариант 3

Подберите анод, катод, раствор электролита для покрытия меди оловом. Какое это покрытие: анодное или катодное? Приведите процессы на электродах и уравнение электролиза.

Вариант 4

Подберите анод, катод, раствор электролита для катодного покрытия хромом. Приведите процессы на электродах и уравнение электролиза.

Вариант 5

Подберите анод, катод, раствор электролита для анодного покрытия хромом. Приведите процессы на электродах и уравнение электролиза.

3 ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Что такое электролиз?
2. Чем отличается электролиз расплавов электролитов от электролиза водных растворов электролитов?
3. Какова последовательность восстановления ионов на катоде?
4. Какова последовательность окисления ионов на аноде?
5. Что такое инертные и активные электроды?
6. Что такое рафинирование металлов?
7. Что такое гальваностегия и гальванопластика? Приведите примеры.
8. Что образуется/выделяется на электродах при электролизе водных растворов солей, образованных катионами, восстанавливающимися в первую очередь, и анионами, окисляющимися в первую очередь? Приведите примеры.
9. Что образуется/выделяется на электродах при электролизе водных растворов солей, образованных катионами, восстанавливающимися в первую очередь, и анионами, окисляющимися в третью очередь? Приведите примеры.
10. Что образуется/выделяется на электродах при электролизе водных растворов солей, образованных катионами, восстанавливающимися в третью очередь, и анионами, окисляющимися в первую очередь? Приведите примеры.
11. Что образуется/выделяется на электродах при электролизе водных растворов солей, образованных катионами, восстанавливающимися в третью очередь, и анионами, окисляющимися в третью очередь? Приведите примеры.
12. Почему некоторые металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода, могут выделяться на электродах? Перечислите эти металлы.
13. Что такое перенапряжение выделения водорода при электролизе водных растворов электролитов?
14. Можно ли получить алюминий электролизом водного раствора хлорида алюминия? Ответ подтвердите схемами электролиза расплава и раствора хлорида алюминия.
15. Какие электроды называются активными (растворимыми)? Приведите примеры.
16. В чем разница процессов электролиза раствора хлорида меди (II), протекающих при использовании графитового анода и использовании медного анода?
17. Напишите электродные процессы, идущие при электролизе водного раствора нитрата цинка. Анод цинковый.
18. Напишите электродные процессы, идущие при электролизе водного раствора хлорида меди (II). Анод медный.
19. Напишите электродные процессы, идущие при электролизе водного раствора нитрата серебра. Анод серебряный.
20. Приведите математические выражения законов электролиза (законов Фарадея).
21. Запишите электродные процессы для водных растворов следующих электролитов: иодид калия, хлорид меди (II), сульфат кадмия, карбонат лития, азотная кислота, гидроксид бария.
22. Определите принадлежность соединений к различным группам электролиза растворов и запишите суммарную реакцию электролиза, не выполняя промежуточных выкладок: хлорид меди (II), нитрат лития, нитрат цинка, хлорид калия, нитрат калия, бромид хрома (III), иодид алюминия, сульфат кадмия, бромид бария, иодид марганца (II), сульфат железа (III).
23. Для рафинирования меди приведите катод и анод. Раствор электролита – сульфат меди (II). Приведите процессы на электродах и уравнение электролиза.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Приложение 1 –Ряд активности металлов и значения стандартных электродных потенциалов (E^0 , В) [6]

<p>Окислительная способность ионов ($Me^{+z} + z\bar{e} \rightleftharpoons Me^0$) уменьшается</p> 																						
Окисленная форма																						
Li ⁺	K ⁺	Ba ⁺²	Ca ⁺²	Na ⁺	Mg ⁺²	Al ⁺³	Mn ⁺²	Zn ⁺²	Cr ⁺³	Fe ⁺²	Cd ⁺²	Co ⁺²	Ni ⁺²	Sn ⁺²	Pb ⁺²	Fe ⁺³	2H ⁺	Cu ⁺²	Hg ⁺²	Ag ⁺	Pt ⁺²	Au ⁺³
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	-0,04	0,00	+0,34	+0,79	+0,80	+1,20	+1,52
Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	Fe	H ₂	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Восстановленная форма																						
<p>Восстановительная способность атомов ($Me^0 - z\bar{e} \rightleftharpoons Me^{+z}$) уменьшается</p> 																						

Приложение 2 – Ряд разрядки анионов

S ⁻²	I ⁻	Br ⁻	Cl ⁻	OH ⁻ (H ₂ O)	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	F ⁻
<p>Восстановительная способность анионов уменьшается</p> 									

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия. Учебник для вузов — 4-е изд., испр. — М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. — 743 с.
2. Коровин, Н.В. Общая химия : учеб. для студ. учреждений высш. образования / Н.В.Коровин. — 15-е изд., перераб. — М. : Издательский центр «Академия», 2015. — 496 с. — (Сер. Бакалавриат).
3. *Глинка, Н. Л.* Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 357 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9353-0. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/451561> (дата обращения: 28.05.2020).
4. Джуа М. История химии. — М.: Издательство «Мир», 1966. — 451 с.
5. Справочник стандартных электродных потенциалов полуреакций. Сайт института биотехнологии, пищевой и химической инженерии (ИнБиоХим) Алтайского государственного технического университета имени И.И. Ползунова [Электронный ресурс].— URL: <https://www.chem-astu.ru/science/reference/potentials/index.html> (дата обращения: 15.05.2020).
6. Таблица электроотрицательности химических элементов. Химические элементы в порядке возрастания относительной электроотрицательности (X) по Полингу (Pauling) Сайт проекта «Инженерный справочник. Таблицы DPVA [Электронный ресурс].— URL: <https://dpva.ru/Guide/GuideChemistry/ElectronegativityPulingTable/>(дата обращения: 15.05.2020).

Учебное издание

Коузова Надежда Ивановна, кандидат химических наук, доцент
кафедры прикладной океанографии ЮНЕСКО–МОК и комплексного
управления прибрежными зонами

Хаймина Ольга Владимировна, кандидат географических наук,
доцент кафедры прикладной океанографии ЮНЕСКО–МОК и
комплексного управления прибрежными зонами

ЭЛЕКТРОЛИЗ
Учебное пособие

Печатается в авторской редакции.

Подписано в печать 20.07.2020. Формат 60×90 1/16.
Гарнитура Times New Roman. Печать цифровая.
Усл. печ. л. 1,25. Тираж 30 экз. Заказ № 939.
РГГМУ, 192007, Санкт-Петербург, Воронежская, 79.