

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
«Казанский национальный исследовательский технологический университет»

**«НОБЕЛЕВСКИЕ НАДЕЖДЫ КНИТУ - 2020»**

Номинация

**«Электрохимия и электрохимическая технология»**

Научно – исследовательская работа

**«Электролиз водных растворов»**

Выполнили: учащиеся 10 класса

Севастьянова Анна, Исаев Михаил

МБОУ «Сиренькинская средняя общеобразовательная школа»

Альметьевский муниципальный район Республика Татарстан

Руководитель:

Калугина Любовь Ильинична

- учитель физики, химии и информатики

2020 год

## Оглавление

Введение .....	3
<b>I. Литературный обзор .....</b>	<b>7</b>
<b>1.1. Электролиз .....</b>	<b>7</b>
1.2. Процессы, происходящие при электролизе расплавов электролитов .....	9
1.3. Процессы, происходящие при электролизе растворов электролитов.....	11
1.4. Правила при составлении электролиза.....	16
1.5. Законы Фарадея.....	19
II. Применение электролиза .....	22
III. Экспериментальная часть.....	26
Опыт № 1. Электролиз раствора хлорида натрия .....	26
Опыт № 2. Электролиз раствора сульфата натрия .....	26
Опыт № 3. Электролиз раствора сульфата меди (с инертным анодом).....	27
Опыт № 4. Электролиз раствора сульфата меди (с растворимым анодом).....	27
Опыт №5. Электролиз нитрата серебра .....	27
IV. Результаты эксперимента и их обсуждение .....	28
Выводы.....	29
Приложение .....	31

## **Введение**

Еще М.В. Ломоносов отмечал, что существует взаимосвязь между химическими и электрическими явлениями. В 1800 г. итальянский ученый А. Вольта создал первый химический источник тока – так называемый «вольтов столб». В тот же год английские химики Никольсон и Карлайл, пропуская через воду электрический ток, разлагали воду на водород и кислород. А через несколько лет английский ученый Г. Дэви предложил прикреплять железный лист к медной обшивке деревянных кораблей с целью защиты от коррозии.

Таким образом, около двух веков тому назад появились эксперименты, послужившие основой для возникновения новой науки – электрохимии, которая сейчас используется в различных областях науки и технологии [1].

В настоящее время химическое действие электрического тока нашло широкое использование в различных отраслях промышленности. Современное развитие электрохимии связано главным образом с более полным раскрытием роли химических стадий в электрохимических процессах. При исследовании проводников и полупроводников будут открываться особенности структуры границы раздела раствора с электродом.

С развитием компьютерной техники в исследованиях принимают участие компьютеры специальными программами. Они должны помочь человеку найти оптимальные пути реализации основных идей — получения электричества за счет химических реакций и проведения химических реакций при помощи электричества. К примеру, модуль COMSOL Multiphysics Electrochemistry (Электрохимия) расширяет возможности проектирования, понимания и оптимизации электрохимических систем посредством точного моделирования. Этот продукт весьма полезен для исследователей, работающих в лабораториях, и инженеров-электрохимиков, работающих на производстве. Такие возможности, как моделирование механизмов электрохимических реакций, переноса масс и распределения плотности тока позволяют строить

эффективные модели для электролиза, электродиализа, электроанализа, электрохимических датчиков и биоэлектрохимии.

**Целью работы** является практическое ознакомление с процессом электролиза в растворах солей, объяснение сути электрохимических процессов, применение электролиза и их использования в целях антикоррозионной защиты.

Изучение научных публикаций показало, что в последнее время начал развиваться новый комплекс технологических процессов, среди которых **электродные методы** занимают важное место. При производстве алюминия предполагается использовать более низкоплавкие электролиты, а титан получать с помощью электролиза из расплавленных фторидов. Методом электролиза можно будет извлекать из отходов ценные металлы — серебро, медь, цинк, ртуть. Размерная электрохимическая обработка металлов станет широко распространенным методом. Очень выгодно во всех отношениях полировать изделия и снимать шероховатости, особенно с деталей сложной формы или миниатюрного размера, именно электрохимическим способом. Точно так же будет все шире и шире развиваться органический электросинтез, позволяющий не только получать чистые продукты, но и снизить число ступеней реакции.

Электрохимическая технология во всех ее разновидностях — одна из самых чистых и безопасных для среды. Кроме того, электрохимические процессы способны поддерживать экологическое равновесие. Ведь, например, кислород, получаемый как побочный продукт при электролизе, можно использовать для аэрации воды в реках и озерах и улучшать там биологические условия. Многие опасные вещества можно обезвредить электрохимическим воздействием, причем действовать избирательно, только на самые опасные токсические компоненты, не расходуя электроэнергию на окисление других составляющих. Благодаря этому обезвреживание становится особенно экономически выгодным. Очистка вод электродиализом, электроосмотические

методы сушки материалов и другие методы тоже будут способствовать охране среды.

Сейчас электрохимия служит медицине в основном только для измерений. В будущем это изменится. Может быть, удастся осуществить электродиализное удаление мочевины прямо из почечной системы, то есть перейти от аппарата «искусственная почка» к искусственной почке. Может быть, также будут созданы имплантируемые топливные элементы, где топливом будет служить ультрафильтрат крови; тогда проблема питания электростимуляторов сердца будет наконец решена оптимальным образом.

Успехи биоэлектрохимии, быть может, приблизят науку к выяснению всех загадок фотосинтеза - процесса образования органических веществ из углекислого газа, воздуха и воды, сопровождающегося выделением кислорода, и помогут улучшить процесс разложения воды на кислород и водород. Ученые из Института электрохимии имени А. Н. Фрумкина обнаружили, что при освещении видимым светом системы, состоящей из зеленого пигмента - хлорофилла, помещенного на границе двух несмешивающихся жидкостей - воды и октана (органического вещества, содержащегося в бензиновых фракциях нефти), происходит выделение кислорода. Это значит, что хлорофилл на границе воды и октана работает как живая система зеленого листа и выделяет кислород из воды.

Еще одно интересное открытие сделали сотрудники того же Института электрохимии и Московского университета. Они доказали возможность ускорения электродных реакций с помощью биологических катализаторов и ферментов. Оказалось, что фермент способен обмениваться с проводником электронами и осуществлять биоэлектрические реакции, сохраняя свою уникальную способность во сто крат увеличивать скорость реакций по сравнению даже с такими катализаторами, как платина. Это явление, названное биоэлектрокатализом, безусловно, явится основой будущих интенсивных

технологий и обеспечит рентабельное производство многих соединений, в том числе и физиологически активных. Электрохимические методы помогают искать полезные ископаемые. В горном массиве бурят скважины, в скважины погружают электроды. Анализ собственных потенциалов таких электродов в горной породе позволяет выявить присутствие того или иного ископаемого. Для более детального анализа применяется метод вызванной поляризации. Через электроды пропускают электрический ток, в массиве происходят электрохимические реакции. По кривым поляризации электродов судят о составе и богатстве месторождения. Такие методы значительно увеличивают эффективность геологоразведочных работ.

Изложенное выше определило **задачи** работы:

1. Провести поиск и анализ литературы о сущности процесса электролиза.
2. Рассмотреть катодные и анодные процессы при электролизе.
3. Составлять схемы электродных процессов при электрохимической коррозии и электролизе.
4. Получение экспериментально веществ на катоде и аноде.
5. Открытие Фарадея и законы Фарадея в электрохимии.
6. Применение процессов электролиза в настоящее время.

# I. Литературный обзор

## 1.1. Электролиз

Электролизом называют процессы, происходящие на электродах под действием электрического тока, подающего от внешнего источника. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую. Этот **окислительно - восстановительный процесс** протекает на электродах при прохождении постоянного электрического тока через растворы или расплавы **электролитов**. Катод подключён к отрицательному полюсу, и поэтому к нему движутся катионы, анод – к положительному полюсу, к нему движутся анионы. Минимальный потенциал (В), при котором процесс электролиза становится возможным, называется **потенциалом (напряжением) разложения**. Его находят вычитанием электродного потенциала катиона из соответствующего значения электродного потенциала аниона, единица измерения вольт (В). Например, потенциал разложения хлорида цинка равен  $E^{\circ}(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 1,36 - (-0,76) = 2,12$  В. Эта разность потенциалов, или ЭДС внутреннего гальванического элемента, возникающего в результате выделения на электродах продуктов электролиза, имеет направление, противоположное внешней ЭДС, которая служит источником тока. Поэтому электролиз возможен при условии компенсации внутренней ЭДС внешним напряжением. Часто реально необходимый потенциал разложения электролита оказывается больше теоретической величины. Эта разность называется перенапряжением. Ячейка для электролиза, называется электролизером (рис.1), состоит из двух электродов и электролита.

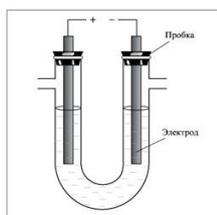


Рисунок 1. Установка для электролиза

На отрицательно заряженном электроде - *катоде* происходит **электрохимическое восстановление** частиц (атомов, молекул, катионов), а на положительно заряженном электроде - *аноде* идет **электрохимическое окисление** частиц (атомов, молекул, анионов). **Электролиз** — физико-химический процесс. Упорядоченное движение ионов в проводящих жидкостях происходит в электрическом поле, которое создается **электродами** — проводниками, соединёнными с полюсами источника электрической энергии. Положительные ионы — **катионы** — (ионы металлов, водородные ионы, ионы аммония и др.) — движутся к катоду, отрицательные ионы — **анионы** — (ионы кислотных остатков и гидроксильной группы) — движутся к аноду [2].

**Процесс на катоде** зависит не от материала катода, из которого он сделан, а от положительного металла (катиона электролита) **в электрохимическом ряду напряжений**,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pt}^{4+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$ , при этом если:

1. Катион электролита в ряду напряжений в начале ряда, то на катоде идёт процесс восстановления воды. Катионы металла не восстанавливаются они остаются в растворе.  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

2. Катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла и молекулы воды.

3. Катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливаются катионы металла.

4. В растворе содержатся катионы различных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящего в ряду напряжений правее.

Чем положительнее потенциал металла, т.е. чем менее активен металл, тем он легче восстанавливается [3].

**Процесс на аноде** зависит от материала анода и от природы аниона.

1. Если анод растворяется (железо, цинк, медь, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то окисляется металл анода, несмотря на природу аниона.

2. Если анод не растворяется (его называют инертным – графит, золото, платина), то: а) при электролизе растворов солей бескислородных кислот (кроме фторидов) на аноде идёт процесс окисления аниона;

б) при электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот и фторидов на аноде идёт процесс окисления воды (выделяется кислород). Анионы не окисляются, они остаются в растворе;

в) анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:



## 1.2. Процессы, происходящие при электролизе расплавов электролитов

В расплавах электролиты диссоциируют на ионы. Происходит за счет нагревания. Это термическая диссоциация электролитов. При пропускании электрического тока катионы восстанавливаются на катоде, так как принимают от него электроны. Анионы кислотного остатка и гидроксид-анионы окисляются на аноде, так как отдают ему свои электроны.

*Пример №1. Электролиз расплава хлорида натрия*

При термической диссоциации хлорида натрия образуются ионы натрия и хлора.  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

– на катоде (-) выделяется натрий:  $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$

– на аноде (+) выделяется хлор:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 2)  $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na}^0 + \text{Cl}_2^0$

– суммарная реакция:  $2 \text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$

### *Пример №2. Электролиз расплава гидроксида калия*

При диссоциации гидроксида калия образуются ионы калия и гидроксид ионы.



– на катоде (-) выделяется калий:  $\text{K}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{K}$

– на аноде (+) выделяется кислород и вода:  $4\text{OH}^- - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 4)  $4\text{K}^+ + 4\text{OH}^- \rightarrow 4 \text{K}^0 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

– суммарная реакция:  $4\text{KOH} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4 \text{K}^0 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

### *Пример №3. Электролиз расплава сульфата натрия*

При диссоциации расплава сульфата натрия образуются ионы натрия и сульфат-ионы.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

– на катоде (-) выделяется натрий:  $\text{Na}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$

– на аноде (+) выделяется кислород и оксид серы (VI):  $2\text{SO}_4^{2-} - 4 \text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_3 + \text{O}_2$

– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 4)  $4 \text{Na}^+ + 2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow 4 \text{Na}^0 + 2\text{SO}_3 + \text{O}_2$

– суммарная реакция:  $2 \text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4 \text{Na}^0 + 2\text{SO}_3 + \text{O}_2$

### *Закономерности электролиза расплавов электролита*

1. При электролизе расплавов солей и щелочей на катоде осаждается металл.

2. Анионы бескислородных кислот окисляются на аноде, давая соответствующее соединение, например, хлорид-анионы образуют хлор.

3. Анионы кислородсодержащих кислот образуют соответствующий оксид и кислород [4].

### 1.3. Процессы, происходящие при электролизе растворов электролитов

При электролизе растворов электролитов, кроме интересующих нас соединений есть еще и вода, которая также может подвергаться электролизу. Поэтому, исходя из строения соединения, электролиз может протекать либо с ионами соли, либо с водой. **Электролиз растворов** осложняется участием в электродных процессах ионов  $H^+$  и  $OH^-$ . Кроме того, молекулы воды сами могут подвергаться электродному окислению или восстановлению. Катодные процессы в водных растворах при электролизе не зависят от материала катода, а только от природы катиона (табл. 1). Анодные процессы в водных растворах зависят от материала анода и природы аниона. При рассмотрении анодных процессов следует иметь в виду, что материал анода в ходе электролиза может окисляться. В связи с этим различают **электролиз с инертным анодом** и **электролиз с активным анодом (растворимым)**. **Инертным** называется анод, материал которого не претерпевает окисления в ходе электролиза. **Активным** называется анод, материал которого может окисляться в ходе электролиза. В качестве материалов для инертных анодов чаще применяют графит, уголь, платину; для активных – медь, цинк, алюминий и т.д.

В случае электролиза растворов возможны конкурирующие реакции. Критерием, определяющим преимущество того или иного электродного процесса, служит величина его электродного потенциала. Чем выше потенциал, тем легче происходит восстановление на катоде и труднее осуществляется окисление на аноде [7].

*Процессы, происходящие на катоде*

1. Катионы активных металлов, стоящие в ряду напряжений до алюминия, не разряжаются на катоде (рис. 2). В этом случае происходит только восстановление воды.  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

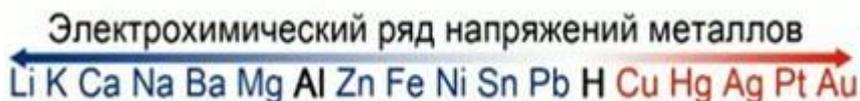


Рисунок 2. Электрохимический ряд напряжений металлов

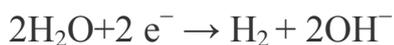
<b>ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ</b>																					
← ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ СПОСОБНОСТЬ ←																					
Li	K	Ba	Ca	Na	La	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Hg	Ag	Au
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,16	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,79	+0,80	+1,52
Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	La <sup>3+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	H <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Au <sup>3+</sup>
→ ОКИСЛИТЕЛЬНАЯ СПОСОБНОСТЬ →																					

Каждый металл характеризуется значением электрохимического потенциала. Чем меньше потенциал, тем больше восстановительные свойства металла и тем меньше окислительные свойства соответствующего иона этого металла. Разным ионам соответствуют разные значения этого потенциала. Электрохимический потенциал — относительная величина. Электрохимический потенциал водорода принят равным нулю.

Также около катода находятся молекулы воды  $\text{H}_2\text{O}$ . В составе воды есть окислитель — ион  $\text{H}^+$ .

2. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений от алюминия до водорода, разряжаются в той или иной степени одновременно с молекулами воды. При этом одновременно происходят следующие процессы:





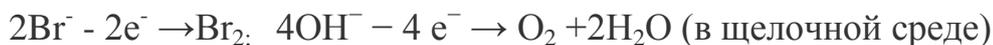
3. При наличии в растворе катионов металлов, расположенных в ряду напряжений после водорода, на катоде, прежде всего, происходит восстановление катионов этих металлов.  $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}$

*Процессы, происходящие на аноде.*

Различают два типа анодов: инертный и активный. Инертный анод – это анод, материал которого не окисляется в процессе электролиза (Pt, графит). Активный анод – это анод, который окисляется в процессе электролиза. Например, цинк.

*Электролиз с инертным анодом*

В анодном процессе могут принимать участие анионы некоторых бескислородных кислот  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  и гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$  (разряжаются только эти анионы), например:



Если в растворе присутствуют анионы  $\text{F}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  и некоторые другие, то окислению подвергается только вода:



*Электролиз с активным анодом*

В случае с активным анодом, число конкурирующих окислительных процессов увеличивается до трех:

- Электрохимическое окисление материала анода

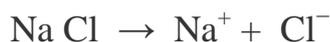
- Окисление воды с выделением кислорода

- Окисление анионов растворенного соединения

Приведем примеры электролиза раствора некоторых веществ.

*Пример №1. Электролиз раствора хлорида натрия*

При диссоциации хлорида натрия образуются ионы натрия и хлора:



– Катодный процесс:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

– Анодный процесс:  $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

– суммарное ионное уравнение реакции:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{Cl}_2^0$

– суммарная реакция:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$

По этой реакции получается гидроксид натрия и хлор.

*Пример №2. Электролиз раствора сульфата меди (II).*

– на катоде выделяется медь:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$

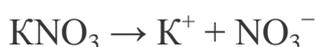
– на аноде выделяется кислород:  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 2)  $2\text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cu}^0 + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

– суммарная реакция:  $2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Cu}^0 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$

*Пример №3. Электролиз раствора нитрата калия*

При диссоциации нитрата калия образуются ионы калия и нитрат-ионы:



– Катодный процесс:  $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

– Анодный процесс:  $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

– суммарное ионное уравнение реакции (уравнение катодного процесса помножили на 2)  $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2 \uparrow$

Это один из способов получения водорода.

На основе выше изложенного делаем **вывод** в форме таблицы.

Таблица 1. Процессы, происходящие на катоде

Электрохимический ряд напряжений металлов			
Li, K, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb	H	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Me <sup>n+</sup> не восстанавливается (остаётся в растворе) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$	Восстанавливаются $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$		Восстанавливаются $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$

Таблица 2. Процессы, происходящие на аноде

Анод	Кислотный остаток A <sup>m-</sup>	Кислотный остаток A <sup>m-</sup>
	бескислородный	кислородсодержащий
Нерастворимый (инертный) уголь, графит, платина, золото	J <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , S <sup>2-</sup> , Cl <sup>-</sup> Окисление A <sup>m-</sup> (кроме F <sup>-</sup> ) $\text{A}^{m-} - m\text{e}^- = \text{A}^0$	OH <sup>-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , F <sup>-</sup> в щелочной среде: $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ в кислой и нейтральной среде: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$
Растворимый (металлы средней активности)	Окисление металла - анода (анод):	

	$\text{Me}^{\circ} - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$ (раствор)	
--	---	--

#### 1.4. Правила при составлении электролиза

1. Процессы на аноде:

а) при электролизе растворов, содержащих в своем составе анионы  $\text{F}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,

$\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^-$ , а также растворов щелочей выделяется кислород;

б) при окислении анионов бескислородных кислот  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ , выделяются соответственно хлор, бром, йод;

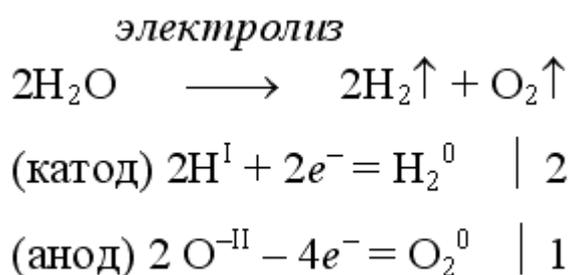
2. Процессы на катоде:

а) если ионы металлов, расположены в ряду напряжений левее  $\text{Al}$ , выделяется водород;

б) если ион расположен в ряду напряжений правее водорода, то на катоде выделяется металл.

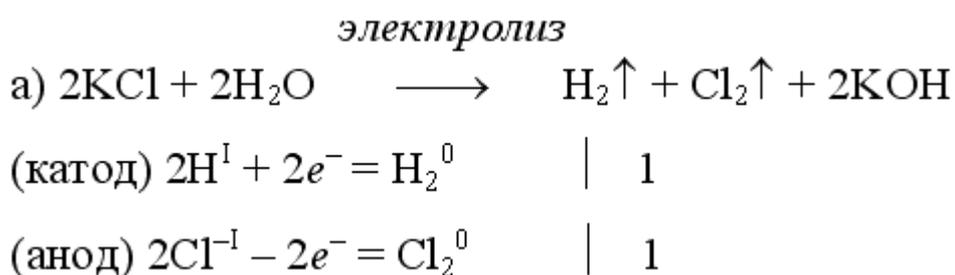
в) При электролизе растворов солей, содержащих ионы, расположенные в ряду напряжений между  $\text{Al}^{3+}$  и  $\text{H}^+$ , на катоде могут протекать конкурирующие процессы, как восстановления катионов, так и выделения водорода.

**Электролиз воды** проводится всегда в присутствии инертного электролита (для увеличения электропроводности очень слабого электролита - воды):

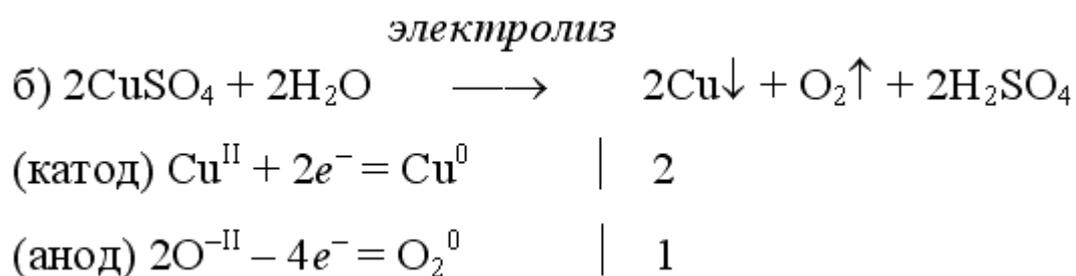


В зависимости от инертного электролита электролиз проводится в нейтральной, кислотной или щелочной среде. При выборе инертного электролита необходимо учесть, что никогда не восстанавливаются на катоде в водном растворе катионы металлов, являющихся типичными восстановителями (например  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ) и никогда не окисляется на аноде кислород  $\text{O}^{-\text{II}}$  анионов оксокислот с элементом в высшей степени окисления (например  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SiO}_4^{4-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ), вместо них окисляется вода.

**Примеры** электролиза растворов



(на аноде окисляются анионы  $\text{Cl}^-$ , а не кислород  $\text{O}^{-2}$  молекул воды, так как Электроотрицательность хлора меньше, чем кислорода, и следовательно, хлор отдает электроны легче, чем кислород)



(на катоде восстанавливаются катионы  $\text{Cu}^{2+}$ , а не водород  $\text{H}^+$  молекул воды, так как медь стоит правее водорода в ряду напряжений, то есть легче принимает электроны, чем  $\text{H}^+$  в воде).

Если в рассмотренном примере электролиза раствора  $\text{CuCl}_2$  в качестве анода взять медную пластинку, то на катоде выделяется медь, а на аноде, где происходят процессы окисления, вместо разрядки ионов  $\text{Cl}^-$  и выделения хлора протекает окисление анода (меди). В этом случае происходит растворение самого анода, и в виде ионов  $\text{Cu}^{2+}$  он переходит в раствор. Электролиз  $\text{CuCl}_2$  с растворимым анодом можно записать так:  $\text{CuCl}_2$

(-) Катод  $\leftarrow \text{Cu}^{2+}$        $2\text{Cl}^- \rightarrow$  Анод (+)

$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$        $2\text{Cu} - 2e = \text{Cu}^{2+}$

Таким образом, **электролиз растворов солей с растворимым анодом** сводится к окислению материала анода (его растворению) и сопровождается переносом металла с анода на катод. Это свойство широко используется при рафинировании (очистке) металлов от загрязнений.

Для получения высокоактивных металлов (калия, алюминия и др.), легко вступающих во взаимодействие с водой, применяют электролиз расплава солей или оксидов, например

При электролизе водного раствора соли активного металла кислородсодержащей кислоты (например,  $\text{KNO}_3$ ) ни катионы металла, ни ионы кислотного остатка не разряжаются. На катоде выделяется водород, а на аноде — кислород, и электролиз раствора нитрата калия сводится к электролитическому разложению воды.

Отметим, что электролиз растворов электролитов проводить энергетически выгоднее, чем расплавов, так как электролиты плавятся при очень высоких температурах.

### 1.5. Законы Фарадея

Во время работы над электролизом Фарадей обнаружил, что при электрохимическом разложении солей уксусной кислоты идет образование углеводов. Это был первый случай электросинтеза органического соединения. Такой же электросинтез открыл в 1849 г. и немецкий химик Адольф Кольбе (1818-1884). Занимаясь электролизом щелочных солей алифатических карбоновых кислот, на платиновом аноде среди различных продуктов электролиза он обнаружил насыщенные углеводороды. Это означало, что электрический ток ведет себя как сильный окислитель.

Зависимость количества вещества, образовавшегося при электролизе, от времени и силы тока описывается обобщенным законом Фарадея:

$$m = (Э / F) \cdot I \cdot t = (M / (n \cdot F)) \cdot I \cdot t,$$

где  $m$  — масса образовавшегося при электролизе вещества (г);  $Э$  — эквивалентная масса вещества (г/моль);  $M$  — молярная масса вещества (г/моль);  $n$  — количество отдаваемых или принимаем электронов;  $I$  — сила тока (А);  $t$  — продолжительность процесса (с);  $F$  — константа Фарадея, характеризующая количество электричества, необходимое для выделения 1 эквивалентной массы вещества ( $F = 96500 \text{ Кл/ моль} = 26,8 \text{ А} \cdot \text{ч / моль}$ ).

На катоде источника тока происходит процесс передачи электронов катионам из раствора или расплава, поэтому катод является "восстановителем". На аноде происходит отдача электронов анионами, поэтому анод является "окислителем".

Первый закон Фарадея

В 1832 году Фарадей установил, что масса  $M$  вещества, выделившегося на электроде, прямо пропорциональна электрическому заряду  $Q$ , прошедшему через электролит:

$$M = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t$$

если через электролит пропускается в течение времени  $t$  постоянный ток с силой тока  $I$ . Коэффициент пропорциональности  $k$  называется **электрохимическим эквивалентом вещества**. Он численно равен массе вещества, выделившегося при прохождении через электролит единичного электрического заряда, и зависит от химической природы вещества.

Вывод закона Фарадея

$$m = m_i N_i (1)$$

$$m_i = \frac{\mu}{N_A} (2)$$

$$N_i = \frac{\Delta q}{q_i} (3)$$

$$\Delta q = I \Delta t (4)$$

$$q_i = ez, \text{ где } z \text{ — валентность атома (иона) вещества, } e \text{ — заряд электрона} (5)$$

Подставляя (2) - (5) в (1), получим

$$m = \frac{\mu}{zeN_A} I \Delta t$$

$$m = \frac{\mu}{zF} I \Delta t$$

где  $F = eN_A$  — постоянная Фарадея.

$$k = \frac{\mu}{Fz}$$

$$m = kI \Delta t$$

## Второй закон Фарадея

Электрохимические эквиваленты различных веществ относятся, как их *химические эквиваленты*.

**Химическим эквивалентом иона** называется отношение молярной массы иона к его валентности  $z$ . Поэтому электрохимический эквивалент

$$k = \frac{\mu}{Fz} \quad \text{где } F \text{ — } \underline{\text{постоянная Фарадея}}.$$

Второй закон Фарадея записывается в следующем виде:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot \Delta t}{n \cdot F}$$

где  $M$  — молярная масса данного вещества, образовавшегося (однако не обязательно выделившегося — оно могло и вступить в какую-либо реакцию сразу после образования) в результате электролиза.  $I$  — сила тока, пропущенного через вещество или смесь веществ (раствор, расплав).  $t$  — время, в течение которого проводился электролиз,  $F$  — постоянная Фарадея,  $n$  — число участвующих в процессе электронов, которое при достаточно больших значениях силы тока равно абсолютной величине заряда иона, принявшего непосредственное участие в электролизе (окисленного или восстановленного). Однако это не всегда так; например, при электролизе раствора соли меди(II) может образовываться не только свободная медь, но и ионы меди(I) (при небольшой силе тока).

*Вывод:* масса вещества, выделившегося на электроде за время  $\Delta t$  при прохождении электрического тока, пропорциональна силе тока и времени. Это утверждение, полученное нами теоретически, впервые было установлено экспериментально Фарадеем, носит название закона электролиза Фарадея.

*Эксперимент.* При покрытия серебром детали в течении 50 минут сила тока, проходящего через ванну, равна 1 А. Какова масса, выделившегося вещества на детали, если электрохимический эквивалент серебра  $k = 1,118 * 10^{-6}$  кг/Кл?

Дано:

$$\Delta t = 3000 \text{ с}$$

$$I = 2 \text{ А}$$

$$k = 1,118 * 10^{-6} \text{ кг/Кл}$$

$$m = ?$$

$$\text{Решение: } m = kI\Delta t = 1,118 * 10^{-6} \text{ кг/Кл} * 2 \text{ А} * 3000 \text{ с} = 3,354 \text{ г}$$

В ходе опыта масса выделившегося вещества серебра равна 3,354 г.

## **II. Применение электролиза**

Электрохимия имеет очень большое значение для разработки важных технических процессов — электролиза и электросинтеза, т. е. получения химических продуктов на электродах при прохождении тока через растворы (получение хлора и щелочей, получение и очистка цветных и редких металлов, электросинтез органических соединений). Важной областью практического применения электролиза является гальванотехника. Электропокрытие металлами и получение металлических матриц. Гальванопластика — получение путем электролиза точных, легко отделяемых металлических копий относительно значительной толщины с различных как неметаллических, так и металлических предметов, называемых матрицами. Гальванопластику используют для нанесения сравнительно толстых металлических покрытий на другие металлы (например, образование «накладного» слоя никеля, серебра, золота и т. д.).

Гальваностегия — электролитическое осаждение тонкого слоя металла на поверхности какого-либо металлического предмета, детали.

В зависимости от требований, предъявляемых к эксплуатационным характеристикам деталей, различают покрытия:

- защитные (для защиты покрываемого металла от коррозии);
- защитно-декоративные (для защиты покрываемого металла от коррозии и придания его поверхности декоративного вида);
- декоративные (для придания поверхности покрываемого металла декоративного вида);
- специальные (для придания поверхности покрываемого металла определённых свойств, например: диэлектрических, электропроводных, износостойких, противозадирных, под пайку, для повышения адгезии при гуммировании стальных изделий и т. д.);

Одни и те же покрытия в зависимости от области их применения могут относиться к защитным, защитно-декоративным или специальным [7].

Получаемые покрытия — осадки — должны быть плотными, а по структуре — мелкозернистыми. Чтобы достигнуть мелкозернистого строения осадков, необходимо выбрать соответствующие состав электролита, температурный режим и плотность тока. Выбор способа покрытия зависит от назначения и условий работы изделия. Другая важная область техники, в основе которой лежат электрохимические процессы, — это создание химических источников тока. Электрохимических или так называемых гальванических элементов, в том числе аккумуляторов, в которых химическая реакция используется, как источник электрического тока [8]. Количество объектов, приготавливаемых или очищаемых электролизом, непрерывно возрастает. Электролиз является практически единственным способом получения важнейших металлов, таких, как алюминий и магний. Существенное значение имеет электролиз раствора Na с получением хлора, водорода и щелочи, а также электролитический способ производства ряда препаратов (бензидин, органические фторпроизводные и др.). Катодное осаждение металлов играет большую роль в металлургии цветных металлов и в технологии гальванотехники. Процессы,

протекающие при электролизе, можно разбить на три группы 1) электролиз, сопровождающийся химическим разложением электролита. Например, при электролизе раствора соляной кислоты с использованием инертного анода идет ее разложение на водород и хлор. Использование электролиза в промышленности из года в год расширяется. Электрохимические процессы широко применяют в различных областях современной техники, в аналитической химии, биохимии и т. д. В химической промышленности электролизом получают хлор и фтор, щелочи, хлораты и перхлораты, надсерную кислоту и персульфаты, химически чистые водород и кислород и т. д. [9]

Гидроэлектрометаллургия - важная отрасль металлургии цветных металлов (Cu, Bi, Sb, Sn, Pb, Ni, Co, Cd, Zn); она применяется также для получения благородных и рассеянных металлов, Mn, Cr. Электролиз используют непосредственно для катодного выделения металла после того, как он переведен из руды в р-р, а р-р подвергнут очистке. Такой процесс наз. электроэкстракцией.

Электролиз применяют также для очистки металла – электролитическое рафинирования (электрорафинирование). Этот процесс состоит в анодном растворении загрязненного металла. И в последующем его катодном осаждении. Рафинирование и электроэкстракцию проводят с жидкими электродами из ртути и амальгам (амальгамная металлургия) и с электродами из твердых металлов. Электролиз расплавов электролитов - важный способ производства многих металлов. Алюминий-сырец получают электролизом криолит-глиноземного расплава ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6 + \text{Al}_2\text{O}_3$ ), очистку сырца осуществляют электролитическим рафинированием. При этом анодом служит расплав Al, содержащий до 35% Cu (для утяжеления) и потому находящийся на дне ванны электролизера. Средний жидкий слой ванны содержит  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{AlF}_3$  и  $\text{NaF}$ , а верхний - расплавленный рафинированный Al и служит катодом.

Электролиз расплава хлорида магния или обезвоженного карналлита - наиболее распространенный способ получения Mg. В промышленном масштабе электролиз расплавов используют для получения щелочных и щелочноземельных металлов, Be, Ti, W, Mo, Zr, U и др. К электролитическим способам получения металлов относят также восстановление ионов металла другим, более электроотрицательным металлом. Выделение металлов восстановлением их водородом также часто включает стадии электролиза - электрохимическую ионизацию водорода и осаждение ионов металла за счет освобождающихся при этом электронов. Важную роль играют процессы совместного выделения или растворения нескольких металлов, совместного выделения металлов и молекулярного водорода на катоде и адсорбции компонентов раствора на электродах. Электролиз используют для приготовления металлических порошков с заданными свойствами.

Уже в результате первых исследований стало ясно, что путем электролиза можно получать вещества, которые в некоторых случаях с трудом производятся обычными химическими методами. Практические применения электролиза чрезвычайно разнообразны, и многие из них экономически выгодны. Например, восстановление алюминия почти повсеместно осуществляется в результате электролиза оксида алюминия в расплаве криолита. Уже из первых исследований стало ясно, что электролиз имеет огромное практическое значение как метод, открывающий области новых производств и коренным образом изменяющий старую технику. Однако широкое практическое применение электролиз начал получать лишь после изобретения в 1870 г. динамомшины [10].

Практическое применение электролиза было осуществлено русским академиком Б. С. Якоби. Пропуская электрический ток через растворы медных солей, он наблюдал осаждение меди на катоде. Медь осаждалась сплошным слоем, который легко отрывался. Это наблюдение позволило Б. С. Якоби

предложить в 1836 г. электролитический способ снятия копий со всякого рода изделий, названный им гальванопластикой.

Широкому практическому применению электролиза способствуют высокое качество продуктов (например, чистота) и достаточная экономичность метода.

### **III. Экспериментальная часть**

#### **Опыт № 1. Электролиз раствора хлорида натрия**

В электролизер наливаем раствор хлорида натрия, добавляем фенолфталеин в оба колена, опускаем графитовые электроды и подключаем прибор к источнику тока. Отмечаем изменения цвета у катода и анода, наблюдаем выделение хлора в анодном пространстве и водорода и щелочи – в катодном. С помощью фенолфталеина определили гидроксид натрия, в щелочной среде изменяет цвет на малиновый.

**Вывод:  $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{электролиз}) \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$**

#### **Опыт № 2. Электролиз раствора сульфата натрия**

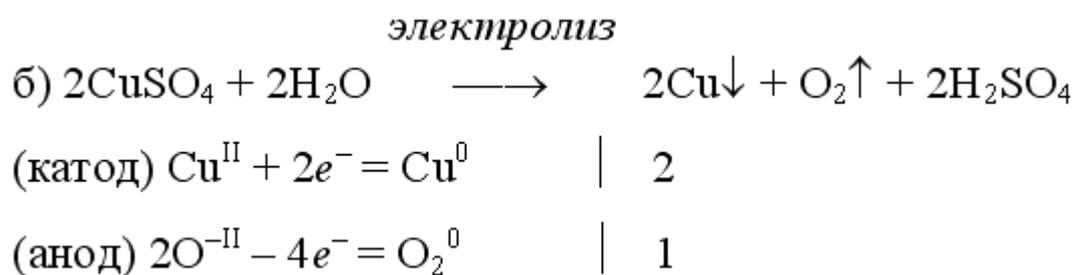
В электролизер наливаем раствор сульфата натрия, погружаем в электролит графитовые электроды и подключаем прибор к источнику постоянного тока. Через минуту отключаем электролизер от источника тока, убираем электроды и внесем в каждое колено прибора по 2 капли лакмуса. Отмечаем изменения цвета

лакмуса у катода и анода. Зная, что в кислой среде лакмус приобретает красный цвет, а в щелочной – синий цвет, определяем в какое колено электролизера, был погружен катод, а в какое – анод.

**Вывод:  $2\text{H}_2\text{O}(\text{электролиз}) \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$**

### Опыт № 3. Электролиз раствора сульфата меди (с инертным анодом)

В электролизер наливаем раствор сульфата меди, вставляем графитовые электроды и подключаем прибор к источнику тока. Наблюдаем процессы, происходящие на катоде и аноде.



### Опыт № 4. Электролиз раствора сульфата меди (с растворимым анодом)

Не отключая электролизер от источника тока (опыт № 3), поменяем местами электроды в коленах электролизера, вследствие чего электрод, покрывшийся вначале медью, окажется анодом. Напишем уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди с медным анодом.

На катоде разряжаются ионы меди из раствора: Катод (-):  $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$

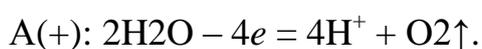
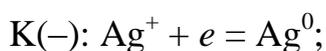
На аноде окисляются частицы меди из электрода: Анод (+):  $\text{Cu}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

Также рассчитали массу выделившейся на катоде меди (убыль массы медного анода):  $m = 5 \cdot 63,55 \cdot (0,5 \cdot 3600) \cdot 1 / (2 \cdot 96500) = 2,96 \text{ г.}$

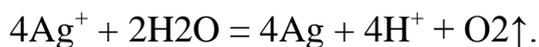
### Опыт №5. Электролиз нитрата серебра



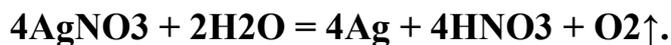
На инертных электродах протекают следующие процессы:



Сокращенное ионное уравнение электролиза:



Молекулярное уравнение:



Итак, в ходе электролиза раствора нитрата серебра на инертных электродах будут выделяться **серебро (на катоде) и кислород (на аноде)**.

#### IV. Результаты эксперимента и их обсуждение

Не все вещества будут электролизироваться при пропускании электрического тока. Существуют некоторые закономерности и правила.

Таблица 2.

<u>Катионы</u> <b>активных</b> <u>металлов</u>	<u>Катионы</u> <b>менее</b> <b>активных</b> <u>металлов</u>	<u>Катионы</u> <b>неактивных</b> <u>металлов</u>
<u>Li</u> <sup>+</sup> , <u>Cs</u> <sup>+</sup> , <u>Rb</u> <sup>+</sup> , <u>K</u> <sup>+</sup> , <u>Ba</u> <sup>2+</sup> , <u>Sr</u> <sup>2+</sup> , <u>Ca</u> <sup>2+</sup> , <u>Na</u> <sup>+</sup> , <u>Mg</u> <sup>2+</sup> , <u>Be</u> <sup>2+</sup> , <u>Al</u> <sup>3+</sup>	<u>Mn</u> <sup>2+</sup> , <u>Cr</u> <sup>3+</sup> , <u>Zn</u> <sup>2+</sup> , <u>Ga</u> <sup>3+</sup> , <u>Fe</u> <sup>2+</sup> , <u>Cd</u> <sup>2+</sup> , <u>In</u> <sup>3+</sup> , <u>Tl</u> <sup>+</sup> , <u>Co</u> <sup>2+</sup> , <u>Ni</u> <sup>2+</sup> , <u>Mo</u> <sup>4+</sup> , <u>Sn</u> <sup>2+</sup> , <u>Pb</u> <sup>2+</sup>	<u>Bi</u> <sup>3+</sup> , <u>Cu</u> <sup>2+</sup> , <u>Ag</u> <sup>+</sup> , <u>Hg</u> <sup>2+</sup> , <u>Pd</u> <sup>3+</sup> , <u>Pt</u> <sup>2+</sup> , <u>Au</u> <sup>3+</sup>
Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением водорода	В водном растворе восстанавливаются металл (при малой концентрации катионов в растворе — металл и водород)	Легко разряжаются и восстанавливается только металл
<u>Анионы</u> <b>кислородсодержащих</b> <u>кислот</u>	<u>Гидроксид-ионы;</u> <u>анионы</u> <b>бескислородных</b> <u>кислот</u> (кроме <u>F</u> <sup>-</sup> )	
<u>PO</u> <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , <u>CO</u> <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , <u>SO</u> <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , <u>NO</u> <sub>3</sub> <sup>-</sup> , <u>NO</u> <sub>2</sub> <sup>-</sup> , <u>ClO</u> <sub>4</sub> <sup>-</sup>	<u>OH</u> <sup>-</sup> , <u>Cl</u> <sup>-</sup> , <u>Br</u> <sup>-</sup> , <u>I</u> <sup>-</sup> , <u>S</u> <sup>2-</sup>	
Тяжело разряжаются (только из расплавов), в	Легко разряжаются	

водном растворе электролизу подвергается вода с выделением кислорода	
--	--

## Выводы

1. Электролиз растворов электролитов проводить энергетически выгоднее, чем расплавов, так как электролиты - соли и щелочи - плавятся при очень высоких температурах. Электролиз широко используется для получения наиболее активных металлов (щелочных, щелочноземельных, алюминия, магния), некоторых активных неметаллов (фтор, хлор) и сложных веществ (гидроксила натрия и калия).

2. Мы экспериментально получили медь из сульфата меди. Для этого взяли медный электрод. А другой электрод был графитовый. Опыт был удачный. На катоде восстановилась медь. Наблюдали процесс электролиза хлорида натрия, наблюдали выделение хлора в анодном пространстве, водорода и щелочи – в катодном, по изменению цвета фенолфталеина определяем щелочную среду. Также осуществили электролиз сульфата калия и натрия. Наблюдали в ходе данного опыта катодные и анодные процессы, в водном растворе соли электролизу подвергается вода с выделением водорода на катоде и кислорода на аноде.

3. Электролитическим путем покрывают поверхность одного металла тонким слоем другого (никелем, хромом, оловом, золотом, серебром и т.д) для защиты поверхности от коррозии-гальваностегия.

Выполняя данную работу мы узнали новое и проделали эксперимент, как в домашних условиях можно покрыть серебром различные металлические покрытия путем электролиза (монеты, латунную ложку, пуговицы, колечки, серьги), предметы предварительно вначале полировать. Для этого необходимо

взять хлорид серебра (20 г.), кальцинированную соду (60 г.), калий железосинеродистый (50 г.). Растворить каждое вещество отдельно в воде по 200 г. Затем раствор заливаем в пластиковую емкость в объеме 1 л. Все предметы которые покрываем серебром соединяем отрицательным полюсом. А другой электрод графитовый на положительный. Подключаем на 5 -12 В. И ждем пока не покрывается серебром. Для быстрого процесса можно повысить напряжение от 5 до 12 В. Помещение проветривать. Одевать перчатки. Соблюдать технику безопасности.

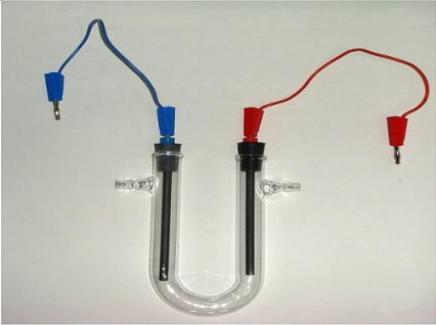
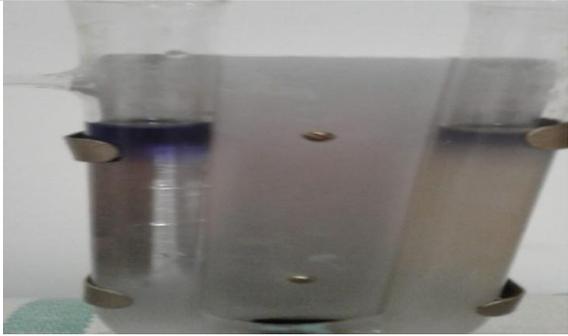
### **Список использованных источников**

1. Гельдфман М.И. Химия. Электрохимические процессы/ Гельдфман М.И., Юстратов В.П.-М.: Издательство «Лань», 2003. -266 с.
2. Рудзитис Г.Е. Химия 9 кл / Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. –М.: Дрофа, 2016. - 110 с.
3. Габриелян О.С. Химия 11кл / Габриелян О.С., Лысова Г.Г. -М.: Дрофа, 2006.-217-226 с.
4. Минченков Е.Е. Химия 11 кл,-М.: Ассоциация 21 в., 2017 г.- 69 с.
5. Большая школьная энциклопедия. –М.: ОЛМА-ПРЕСС; Спб.: 2003. -233 с.
6. Энциклопедический словарь юного химика,-М.:Педагогика-Пресс,1999.- 328с
7. Коровин Н.В. Общая химия /Коровин Н.В –М.: Высшая школа, 2000.-284 с.
8. Глинка Н.Л. Общая химия/ Глинка Н.Л. г. Москва, 1985г. -257 с.
9. Браун Т.Н.,Лемей Г.Ю. Химия в центре наук/ Браун Т.Н.,Лемей Г.Ю.-М.: Мир, 1997. 432 с.
10. Мухленов И.П., Авербух А.Я. Важнейшие химические производства / Мухленов И.П., А.Я. Авербух Высшая школа-М.: 1990. -217 с.

Интернет-ресурсы:

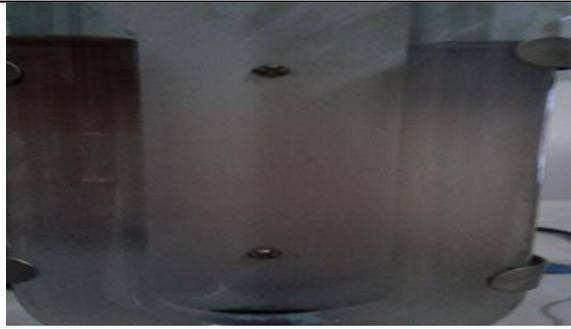
1. Электролиз. –Режим доступа: <http://wikipedia.ru/>
2. Применение электролиза. Электролизеры. –Режим доступа: <http://WWW.chemport.ru/>
3. Электролиз хлорида натрия. –Режим доступа: <http://WWW.xumuk.ru/>
4. Электролиты. –Режим доступа: <http://WWW.alximik.ru/>
5. Открытие законов электролиза. Законы Фарадея. –Режим доступа: <https://electrohistory.ru/perspektivy-elektroxiimi/>

## Приложение

	
1. Электролизер	2. Электролиз Хлорида Натрия
	
3. Электролиз Сульфата меди на медном аноде	4. Электролиз Сульфата Натрия



5.Электролиз Хлорида Натрия



6.Электролиз Сульфата Калия



7.Электролиз Сульфата Меди



8.Покрытие монеты серебром