

## Содержание

Содержание .....	2
1. Введение.....	3
2. Электролиз .....	4
2.1. Краткая информация об электролизе .....	4
2.2. История открытия .....	5
2.3. Ученые, исследовавшие электролиз.....	8
3. Процессы электролиза .....	9
3.1. Катодный процесс .....	9
3.2. Анодный процесс .....	10
4. Применение электролиза в промышленности .....	13
5. Выводы.....	15
6. Литература .....	16
7. Приложение .....	17

# **1. Введение**

## **Актуальность работы**

Актуальность электролиза объясняется тем, что многие вещества получают именно этим способом. Например, такие элементы, как никель, натрий, чистый водород и другие, получают только с помощью этого метода. Кроме того с помощью электролиза относительно легко можно получить чистые металлы, массовая доля самого элемента в которых стремится к ста процентам. В промышленности алюминий и медь в большинстве случаев получают именно электролизом. Преимущество этого способа в относительной дешевизне и простоте. Однако чтобы производство было наиболее выгодным: с наименьшими издержками электричества и с наибольшим выходом продукции, – необходимо учитывать различные факторы, влияющие на количество и качество продуктов электролиза (сила тока, плотность тока, температура электролита, материал электродов и пр.).

Электрохимия как наука достаточно молода, она сформировалась на рубеже XVIII и XIX веков. Только в начале позапрошлого столетия было установлено, что при прохождении электрического тока через водные растворы солей, происходят химические превращения, что приводит к образованию новых веществ. И только в начале прошлого века возникла электрохимия – научное направление по изучению электрохимических процессов в растворах и расплавах веществ.

## **Задачи работы**

1. Анализ научной литературы по данной проблеме.
2. Рассмотреть явление электролиза как способ получения металлов в промышленности.

## **Цель работы**

Исследовать процесс электролиза и его применение в промышленности.

## **2. Электролиз**

### **2.1. Краткая информация об электролизе**

Электро́лиз (от электро- и греческого *lysis* – разложение, растворение, распад) – физико-химический, окислительно-восстановительный процесс, состоящий в выделении на электродах составных частей растворённых веществ или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах, который возникает при прохождении электрического тока через раствор либо расплав электролита.

Электролиз протекает только в тех средах, которые проводят электрический ток. Способностью проводить ток обладают также водные растворы оснований и солей. Безводные кислоты – очень плохие проводники, но водные растворы кислот хорошо проводят ток. Растворы кислот, оснований и солей в других жидкостях в большинстве случаев тока не проводят, но и осмотическое давление таких растворов оказывается нормальным, совершенно точно так же не проводят тока водные растворы сахара, спирта, глицерина и другие растворы с нормальным осмотическим давлением.

Электрический ток, проходя через растворы, вызывает в них, так же как и в расплавах, химические изменения, выражающиеся в том, что из растворов выделяются продукты разложения растворенного вещества или растворителя. Вещества, растворы которых проводят электрический ток, получили названия электролитов. Электролитами являются кислоты, основания и соли.

## 2.2. История открытия

Открытие электролиза стало возможным только лишь после создания вольт батареи гальванических элементов (1799). Именно тогда были определены проблемы, решение которых вывело на новый уровень теорию электрохимии. Толчком для создания и развития электрохимии как науки послужило создание в 1799 г. итальянским физиком А. Вольтом "вольтова столба" – первого в истории человечества химического источника тока, а также опыты итальянского физиолога Л. Гальвани.

В 1800-м году английские исследователи Никольсон и Карлейль открыли электролиз: они установили, что при прохождении постоянного тока в воде или водных растворах вода разлагается на водород и кислород. Карлейль и Никольсон поднесли электроды к поверхности воды, налитой в стакан. Они уже знали, что вольтов столб дает искру лишь при непосредственном контакте с испытуемым проводником, поэтому не очень удивились отсутствию искры. Не было искры и при погружении электродов в воду. Это можно было объяснить недостаточной энергией столба, но вдруг произошло нечто совершенно неожиданное. Оба электрода покрылись пузырьками. Затем пузырьки побежали вверх. Из воды выделились газы, ими оказались кислород и водород. Кислород выделился у проводника, соединенного с медным полюсом батареи, водород – у цинкового.

Открытие электролиза – так стали называть разложение воды электрическим током – было результатом систематических продуманных поисков. Это было первое практическое использование нового источника электрической энергии, принесшее А. Карлейлю и У. Николсону заслуженную славу. Чуть позднее Деви провел электролиз воды и подтвердил факт разложения ее на водород и кислород (рисунок 1).

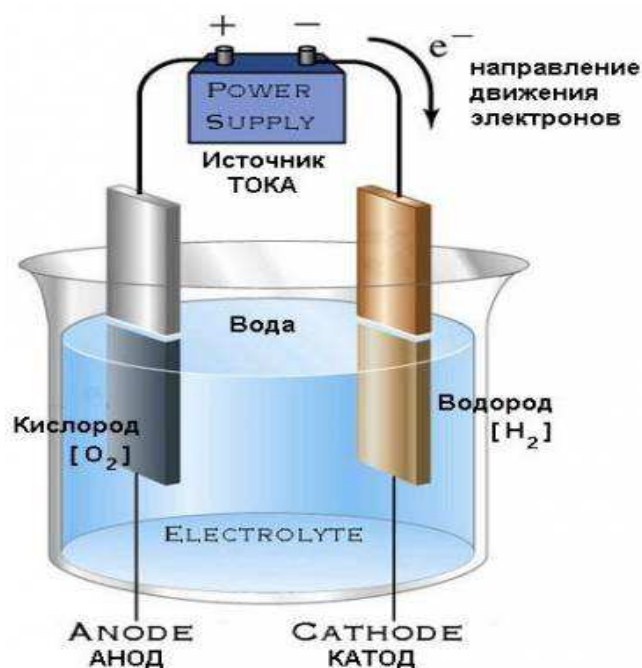


Рисунок 1. Разложение воды на водород и кислород

С лета 1832 г. Фарадей все больше и больше задумывался над химическим действием электрического тока. Он чувствовал, что здесь должно быть заключено нечто глубокое, и решил во что бы то ни стало докопаться до этих глубин. Первые опыты были простыми, но они позволили Фарадею определить программу и последовательность исследований.

Сначала он выяснил наличие химического действия электрического тока. Маленькую куркумовую бумажку, смоченную раствором сульфата натрия, он поместил одним концом против острия разрядного провода электрической машины. Другой ее конец соединил со вторым проводом машины. «После сорока или пятидесяти оборотов машины конец бумажки, обращенный к острию, был окрашен благодаря присутствию свободной щелочи», – записал он. Но вызван ли обнаруженный эффект только действием тока?

Видоизменяя объект исследования, он проделал опыт, в котором «не допускалось металлического соединения с разлагаемым веществом». На листочек куркумовой бумажки был положен такой же листочек лакмусовой бумажки, обе были смочены раствором сульфата натрия. На некотором

расстоянии от концов бумажек были укреплены острия, одно из которых было связано с кондуктором машины, а другое – с разрядным проводом. Через некоторое время после вращения машины «делалось очевидным разложение, так как конец лакмусовой бумажки краснел от выделившейся кислоты, а конец куркумовой окрашивался от подобного же и одновременного выделения щелочи».

Фарадей записал: «Кислота собирается около отрицательного конца, а щелочь – около положительного». Результаты более поздних исследований, завершенных Майклом Фарадеем в 1833 г., были сформулированы в виде следующих законов:

1. Масса образующегося при электролизе вещества пропорциональна количеству прошедшего через раствор электричества.

Этот закон вытекает из сущности электролиза. Как уже говорилось, в месте соприкосновения металла с раствором происходит электрохимический процесс – взаимодействие ионов или молекул электролита с электронами металла, так что электролитическое образование вещества является результатом этого процесса. Ясно, что количество вещества, получающегося у электрода, всегда будет пропорционально числу прошедших по цепи электронов, т.е. количеству электричества.

2. При электролизе различных химических соединений равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств вещества.

К концу семидесятых годов электрохимия разделилась на два самостоятельных раздела: ионику, изучающую явления электропроводности и движения заряженных частиц под воздействием электрического поля; и электродику, изучающую явления, происходящие непосредственно на поверхности электродов, когда через границу электрод-раствор (расплав) протекает электрический ток. Химические превращения, происходящие при воздействии электрического тока на вещества, называются электролитическими.

### 2.3. Ученые, исследовавшие электролиз

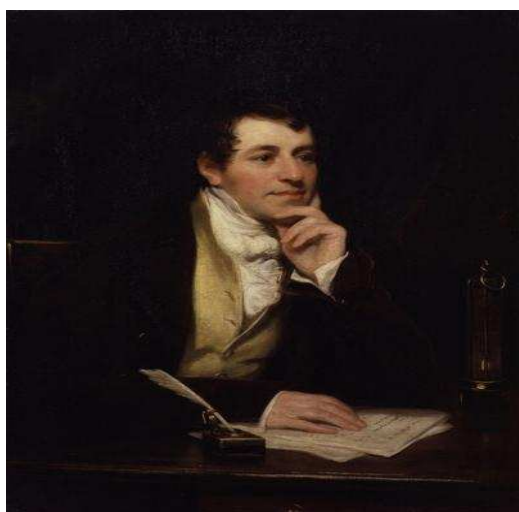


Рисунок 2. Гемфри Деви.

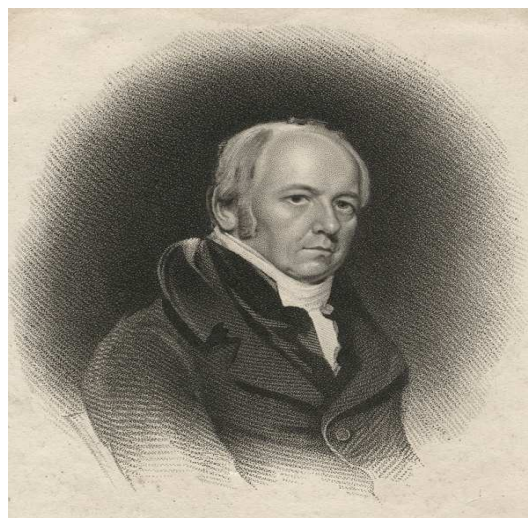


Рисунок 3. Уильям Никольсон

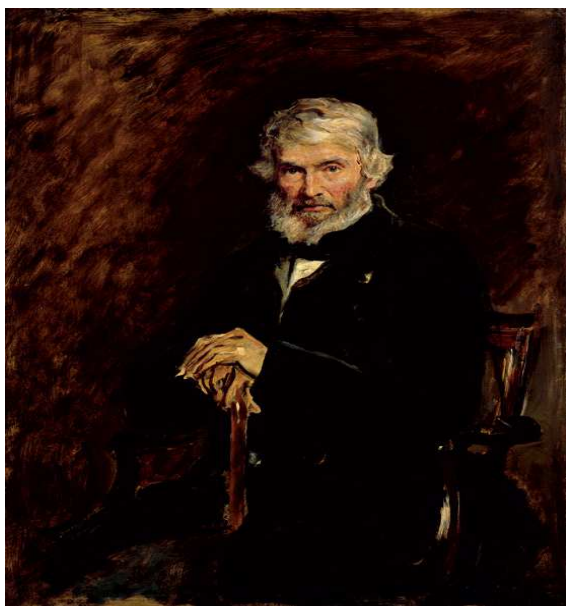


Рисунок 4. Томас Карлейль



Рисунок 5. Майкл Фарадей

### 3. Процессы электролиза

Электролиз включает два процесса: катодный и анодный. Анод является окислителем, а катод – восстановителем.

#### 3.1. Катодный процесс

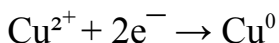
На катоде восстанавливаются катионы. Сначала будут восстанавливаться те катионы, которые сильнее притягивают к себе электроны. Способность катионов металлов к восстановлению определяется положением металла в электрохимическом ряду напряжений. При прочих равных условиях ионы металлов восстанавливаются на катоде тем легче, чем менее активен металл, чем дальше вправо он расположен в ряду напряжений.

Если пластину металла, погруженную в раствор его соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л соединить со стандартным водородным электродом, то электродвижущая сила такого гальванического элемента, измеренная при 25°C, и является стандартным электродным потенциалом металла. Значения электродных потенциалов определяют по отношению к принятому за ноль потенциалу водорода. Поэтому электродные потенциалы имеют положительный или отрицательный знак. Чем активнее металл, тем меньшим будет его электродный потенциал.

Электрохимический ряд напряжений металлов имеет следующий вид:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

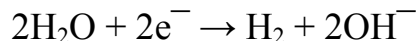
1) Катионы металлов, имеющие электродный потенциал более высокий, чем у ионов водорода  $H^+$  (в ряду напряжений эти металлы стоят после  $H_2$ ), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде:



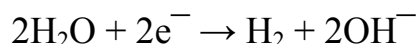
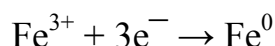
2) Катионы металлов, имеющие низкую величину электродного



потенциала (от начала ряда напряжения по алюминий включительно), не восстанавливаются на катоде и остаются в растворе, на катоде идет процесс электрохимического восстановления водорода из молекул воды:



3) Катионы металлов, имеющие электродный потенциал ниже, чем у ионов водорода ( $\text{H}^+$ ), но выше, чем у ионов алюминия ( $\text{Al}^{3+}$ ), т.е. стоящих между  $\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Me}^{n+} \leftarrow \text{H}_2$ , при электролизе восстанавливаются на катоде одновременно с водородом.



Таким образом, характер катодного процесса при электролизе водных растворов электролитов определяется, прежде всего, положением соответствующего металла в ряду напряжения.

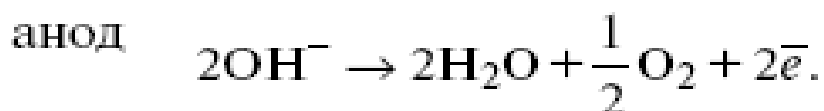
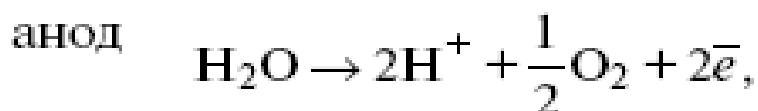
### 3.2. Анодный процесс

При электролизе веществ используются инертные или нерастворимые аноды (графитовые, платиновые, иридиевые), которые служат только для передачи электронов, и растворимые аноды, окисляющиеся в процессе электролиза легче, чем анионы (из цинка, никеля, серебра, меди и других металлов).

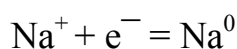
1) Анионы бескислородных кислот ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ) при их достаточной концентрации легко окисляются до соответствующих простых веществ.

2) При электролизе водных растворов щелочей,

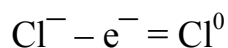
кислородсодержащих кислот и их солей, а также плавиковой кислоты и фторидов происходит электрохимическое окисление воды с выделение кислорода:



В растворах и расплавах различных электролитов имеются разноименные по знаку ионы, т. е. катионы и анионы, которые находятся в хаотическом движении. Но, если в такой расплав электролита, например, расплав хлорида натрия NaCl, опустить электроды и пропускать постоянный электрический ток, то катионы  $\text{Na}^+$  будут двигаться к катоду, а анионы  $\text{Cl}^-$  – к аноду. На катоде электролизера происходит процесс восстановления катионов  $\text{Na}^+$  электронами внешнего источника тока:



На аноде идет процесс окисления анионов хлора, причем отрыв избыточных электронов от  $\text{Cl}^-$  осуществляется за счет энергии внешнего источника тока:



Выделяющиеся электронейтральные атомы хлора соединяются между собой, образуя молекулярный хлор:  $\text{Cl} + \text{Cl} = \text{Cl}_2$ , который и выделяется на аноде. В случае, когда электролизу подвергается расплав с несколькими различными катионами, то в первую очередь восстанавливаются катионы

металлов с большим значением электродного потенциала. Электролиз водных растворов электролитов протекает намного сложнее, чем расплавов. Дело в том, что вода, хотя и в малой степени, но диссоциирует на катионы водорода и гидроксид-анионы. Поэтому в водных растворах электролитов, кроме ионов электролита, всегда будут находиться и ионы воды, которые тоже могут окисляться и восстанавливаться на электродах.

Для того чтобы протекал процесс электролиза, разность потенциалов, приложенная к электродам, должна быть не меньше некоторой определенной величины, характерной для этого процесса. Наименьшая разность потенциалов, необходимая для проведения данного процесса электролиза, называется потенциалом разложения или напряжением разложения. Эта величина обычно выражается в вольтах и равна ЭДС элемента, построенного на продуктах электролиза.

Потенциалы разложения находят опытным путем. Потенциалы разложения простых веществ ( $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ) почти совпадают с их стандартными потенциалами. Менее отчетливо это совпадение наблюдается в более сложных случаях.

Как указано выше, процессы, протекающие в гальванических элементах и при электролизе, являются окислительно-восстановительными. Но их направленность в обоих сопоставляемых случаях взаимно обратная. Следовательно, для проведения электролиза теоретически напряжение должно быть равно ЭДС гальванического элемента, но иметь противоположное направление.

Катодное перенапряжение можно рассматривать как дополнительное напряжение, прикладываемое к катоду (при этом происходит смещение потенциала катода далее в отрицательную сторону), а анодное – к аноду (при этом потенциал анода также смещается далее в положительную сторону). Так, перенапряжение на катоде обусловлено тем, что переход гидратированного иона из водного раствора на катод связан с затратами энергии на перенос ионов металла из раствора к поверхности катода, на

разряд катионов с образованием тех или иных химических процессов и т. д.

Величина перенапряжения зависит от ряда факторов: материала электродов (положения металла в ряду напряжений), состояния их поверхности, состава электролита, концентрации раствора, плотности тока и т. д.

#### **4. Применение электролиза в промышленности**

Электрохимические процессы широко применяются в различных областях современной техники, в аналитической химии, биохимии и т. д. В химической промышленности электролизом получают хлор и фтор, металлы (литий, натрий, калий, бериллий, магний, цинк, алюминий, медь, кадмий, серебро, золото и т. д.), щелочи, хлораты и перхлораты, надсерную кислоту и персульфаты, химически чистые водород и кислород, металлические сплавы и т. д. При этом одни вещества получают путем восстановления на катоде (альдегиды, парааминофенол и пр.), другие – электроокислением на аноде (хлораты, перхлораты, перманганат калия и пр.).

В цветной металлургии электролиз используется для извлечения металлов из руд и их очистки. Электролизом расплавленных сред получают титан, цирконий, уран, бериллий и др.

При катодном осаждении металлов на структуру и свойства образующегося слоя металла влияет ряд факторов: 1) состав и природа электролита; 2) плотность тока; 3) температура электролита; 4) природа металла, служащего электродом, и др.

Для рафинирования (очистки) металла (медь, серебро) электролизом из него отливают пластины и помещают их в качестве анодов в электролизер. При пропускании тока металл, подлежащий очистке, подвергается анодному растворению, т. е. переходит в раствор в виде катионов. Затем эти катионы металла разряжаются на катоде, благодаря чему образуется компактный осадок уже чистого металла. Примеси, находящиеся в аноде, либо остаются

нерастворимыми (анодный шлам), либо переходят в электролит и удаляются.

Гальванотехника – область прикладной электрохимии, занимающаяся процессами нанесения металлических покрытий на поверхность как металлических, так и неметаллических изделий при прохождении постоянного электрического тока через растворы их солей. Гальванотехника подразделяется на гальваностегию и гальванопластику.

Гальваностегия (от греч. покрывать) – это электроосаждение на поверхность металла другого металла, который прочно связывается (сцепляется) с покрываемым металлом (предметом), служащим катодом электролизера.

Перед покрытием изделия необходимо его поверхность тщательно очистить (обезжирить и протравить), в противном случае металл будет осаждаться неравномерно, а кроме того, сцепление (связь) металла покрытия с поверхностью изделия будет непрочной.

Гальванопластика – получение путем электролиза точных, легко отделяемых металлических копий относительно значительной толщины с различных как неметаллических, так и металлических предметов, называемых матрицами.

С помощью гальванопластики изготавливают бюсты, статуи и т. д. Гальванопластика используется для нанесения сравнительно толстых металлических покрытий на другие металлы (например, образование "накладного" слоя никеля, серебра, золота и т. д.).

Кроме указанных выше электролиз нашел применение и в других областях. Вот некоторые из них: а) получение оксидных защитных пленок на металлах (анодирование); б) электрохимическая обработка поверхности металлического изделия (полировка); в) электрохимическое окрашивание металлов (например, меди, латуни, цинка, хрома и др.); г) очистка воды – удаление из нее растворимых примесей, в результате чего получается так называемая мягкая вода (по своим свойствам приближающаяся к дистиллированной); д) электрохимическая заточка режущих инструментов

(например, хирургических ножей, бритв и т.д.).

Электролиз также находит применение в очистке сточных вод (процессы электрокоагуляции, электроэкстракции, электрофлотации).

## **5. Выводы**

1. Проведен анализ научной литературы по данной проблеме.
2. Рассмотрен процесс электролиза как способ получения металлов в промышленности.

### **Заключение**

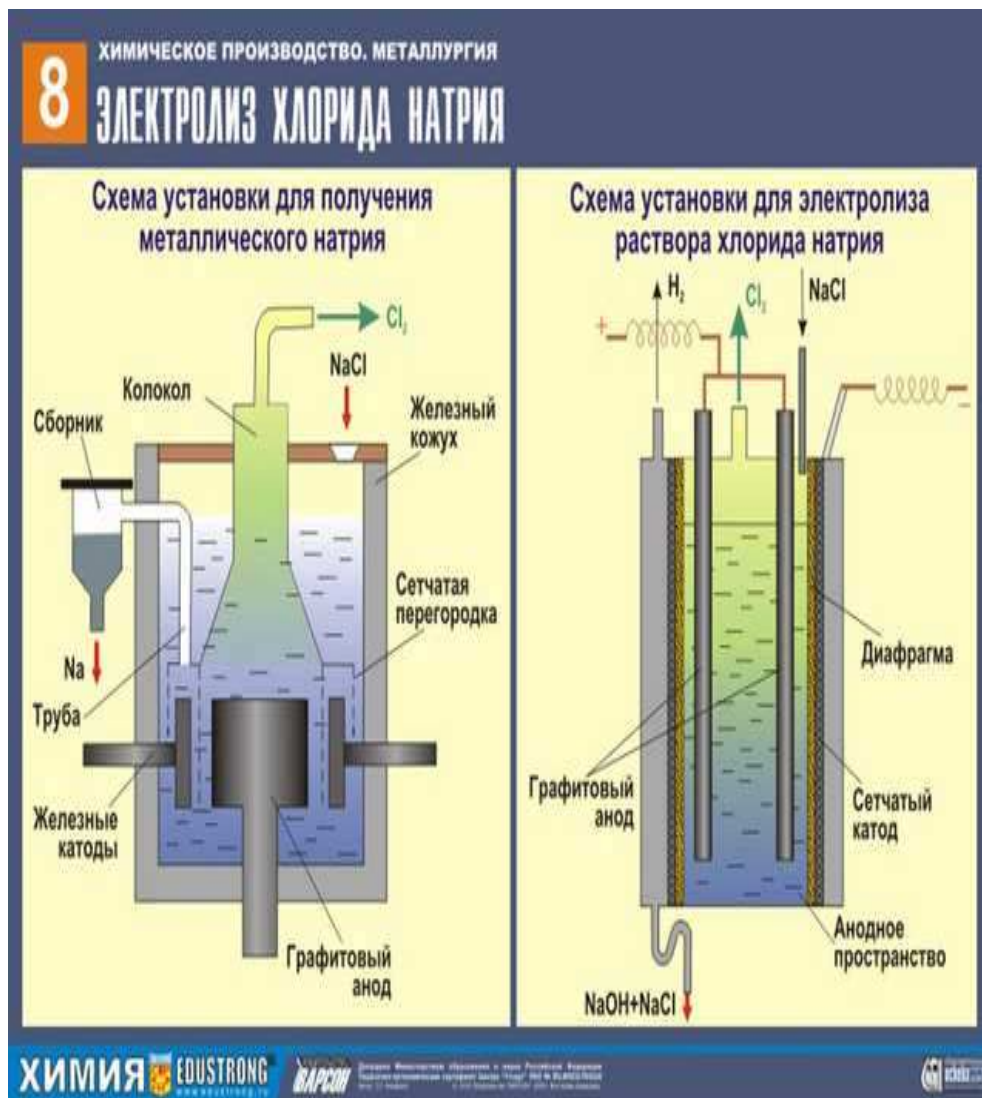
Электролиз – это процесс, с помощью которого в промышленности получают разные металлы и вещества более простым и дешевым способом. Электрохимия – довольно молодая наука, изучающая электролиз возникшая в на рубеже XVIII и XIX веков.

## 6. Литература

1. Габриэлян О.С., Лысова Г.Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений. – 6-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2006. – 362, (6) с.: ил.
2. Максименко О.О. Химия. Для поступающих в вузы и подготовки к ЕГЭ – М.: АСТ: СЛОВО: Полиграфиздат, 2011. – 640 с.
3. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд. испр. и доп. – М.: РИА «Новая волна»: Издатель Умеренков, 2008. – 480 с.: ил.
4. Энциклопедический словарь юного химика/ Сост. В.А. Крицман, В.В. Станцо. – М.: Педагогика, 1982. – 368 с., ил.
5. <http://ru.wikipedia.org>
6. <http://www.chemport.ru>

## 7. Приложение

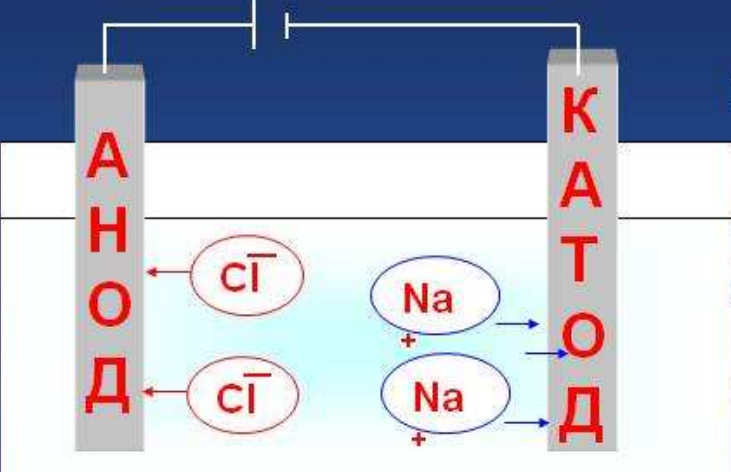
### 1. Рисунок 6. Схема электролиза раствора хлорида натрия( $\text{NaCl}$ )





## 2. Рисунок 7. Электролиз расплава

Тема 9. Основы электрохимии  
**Электролиз расплава**



$\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Катод:  $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$       2  
Анод:  $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2$       1

$2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

Модуль 1. Раздел 4. Растворы и дисперсные системы

92

### 3. Рисунок 8. Электролиз водных растворов солей

Тема 9. Основы электрохимии															
Электролиз водных растворов															
Катодные процессы															
Li Rb K Ba Ca Na Mg						Al Mn Zn Cr Fe Co						Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au			
Восстанавливается: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ или $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$						Совместное восстановление: $\text{Me}^{n+} + z\text{e}^- = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$						Восстанавливается: металл $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- = \text{Me}^0$			

Анодные процессы															
Водные растворы												Щелочные растворы			
Окисляются анионы: $\text{R}-\text{COO}^- < \text{Cl}^- < \text{Br}^- < \text{I}^- < \text{S}^{2-}$						Не окисляются анионы: $\text{F}^- < \text{SO}_4^{2-} < \text{NO}_3^- < \text{CO}_3^{2-} < \text{PO}_4^{3-}$ , а окисляются молекулы воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$						Окисляются: $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$			
$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$ $2\text{R}-\text{COO}^- - 2\text{e}^- = 2\text{CO}_2\uparrow + \text{R}-\text{R}$ R															

Модуль 1. Раздел 4. Растворы и дисперсные системы

93

### 4. Рисунок 9-13. Законы М.Фарадея (формулы)

$$m = kI\Delta t \quad F = eN_A \quad \Delta q = I\Delta t \quad m = \frac{M \cdot I \cdot \Delta t}{n \cdot F}$$

$m$  – масса вещества

$k$  – электрохимический эквивалент вещества (коэффициент пропорциональности)

$z$  – валентность атома

$e$  – заряд электрона

$q$  – электрический заряд

$I$  – сила тока

$t$  – время

$M$  – молярная масса

$F$  – постоянная Фарадея

$n$  – число участвующих в процессе электронов.