

Анод + Катод = Электролиз

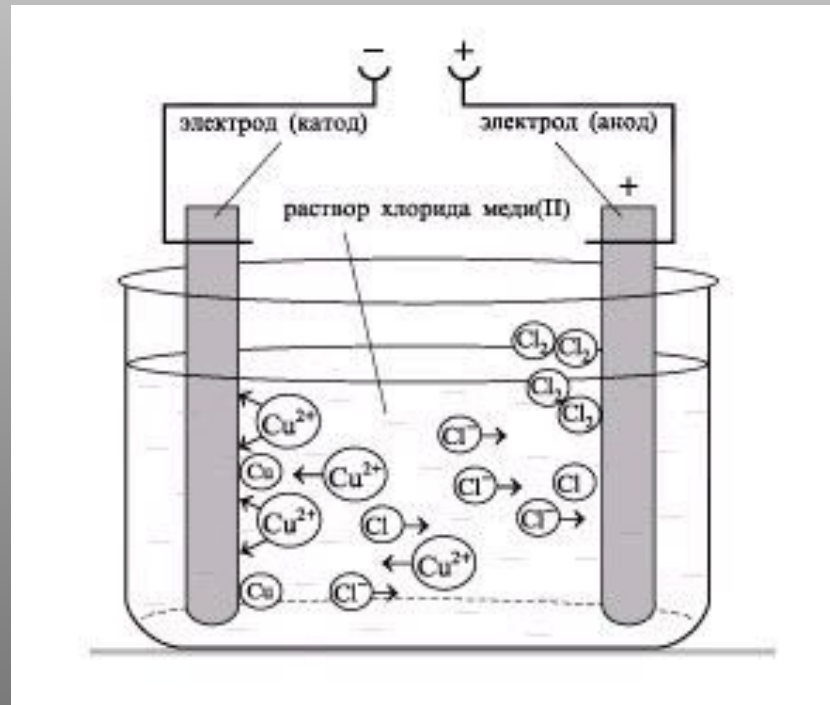
Выполнил:
ученик 11М класса
МОУ лицея №6
Абязов Эрик

Руководитель:
Учитель химии МОУ
лицея №6
Дробот С.С.



Цель работы:

Изучить сущность процесса электролиза и выяснить области его применения.



Содержание:

1. [Электролиз расплава](#)
2. [Электролиз раствора](#)
3. [Схема электролиза](#)
4. [Сущность электролиза](#)
5. [Применение электролиза](#)
6. [Выводы](#)
7. [Источники информации](#)



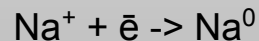
Электролиз расплава

Если расплавить поваренную соль, то произойдет расщепление кристаллической решетки на ионы. При этом образуются катионы натрия и анионы хлора:



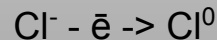
Опустим в расплав электроды постоянного электрического тока.

Направляясь к катоду, катион натрия получает с него один электрон, т.е. происходит восстановление:



Катод, на котором имеется постоянный избыток электронов, является **восстановителем**.

К аноду направляется анион хлора. Поскольку на аноде постоянный недостаток электронов, ион хлора отдает электрон, превращаясь в нейтральный атом, т.е. окисляется:



Анод, на котором постоянный недостаток электронов, является **окислителем**.



ЭЛЕКТРОЛИЗ – окислительно-восстановительный процесс, протекающий под действием электрического тока.

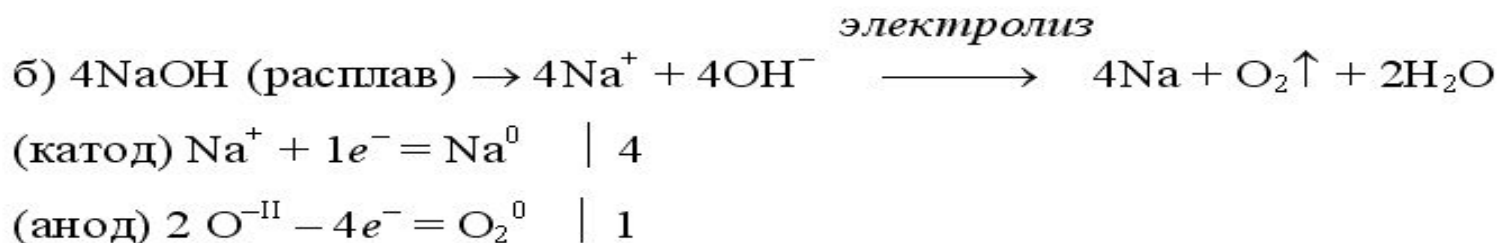
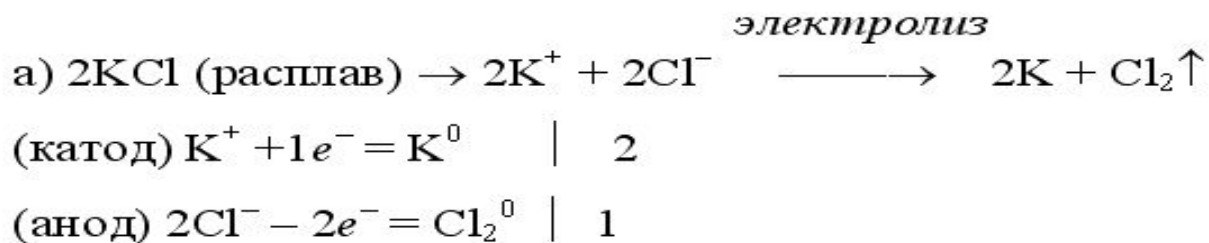


Электролиз- окислительно-восстановительный процесс, который возникает на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.

На катоде(-) -восстановление

На аноде(+) -окисление

Примеры электролиза расплавов:



Для солей неактивных металлов и бескислородных кислот(CuCl_2) электролиз раствора и расплава соли одинаков.

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{H}^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Pt}^{4+}, \text{Au}^{3+}$.

Увеличение окислительной активности ионов

$\text{F}^-, \text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{OH}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$

Увеличение восстановительной активности ионов



Электролиз раствора

В водных растворах процесс приобретает ряд особенностей, так как в нем принимает участие вода.

В растворе, помимо диссоциации соли, происходит весьма слабая диссоциация воды.



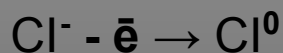
Таким образом, в растворе образуется два вида катионов (Na^+ и H^+) и два вида анионов (Cl^- и OH^-).

В ряду напряжений металлов натрий стоит намного левее водорода. Следовательно, восстановительные свойства атома натрия сильнее, чем атома водорода. Зато окислительные свойства иона Na^+ выражены слабее, чем иона H^+ , следовательно, на катоде будет восстанавливаться не металлический натрий, а водород:



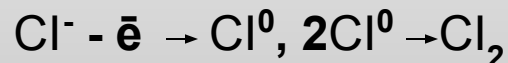
Ионы натрия будут находиться в растворе до тех пор, пока полностью не разрядятся ионы водорода.

К аноду направляются анионы Cl^- и OH^- , восстановительные свойства которых также неодинаковы (см. ряд анионов, расположенных в порядке увеличения способности к окислению). Анионы Cl^- **окисляются легче, чем OH^-** , поэтому на аноде будет происходить процесс:



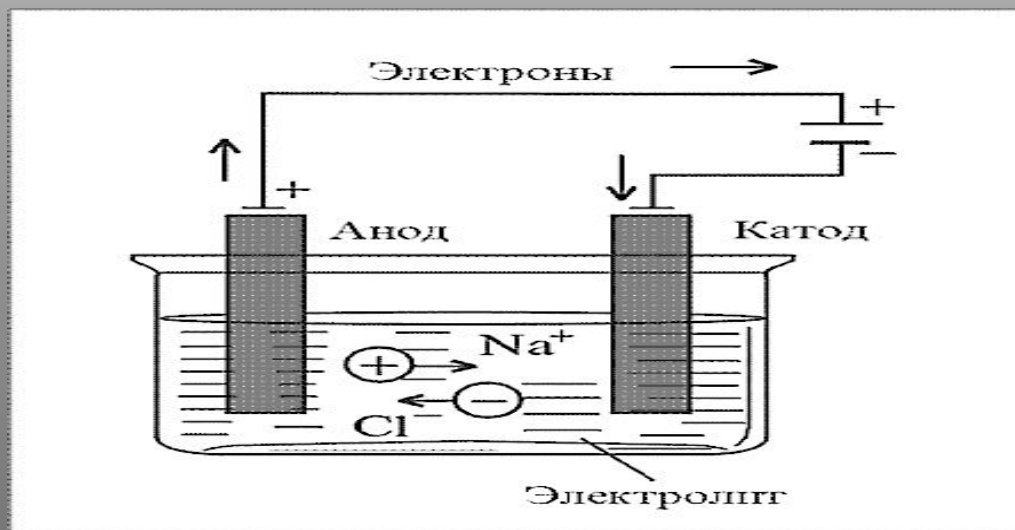
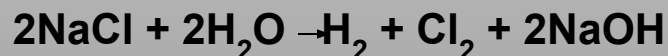
Электролиз раствора

К аноду направляются анионы Cl^- и OH^- , восстановительные свойства которых также неодинаковы (см. ряд анионов, расположенных в порядке увеличения способности к окислению). Анионы Cl^- окисляются легче, чем OH^- , поэтому на аноде будет происходить процесс:

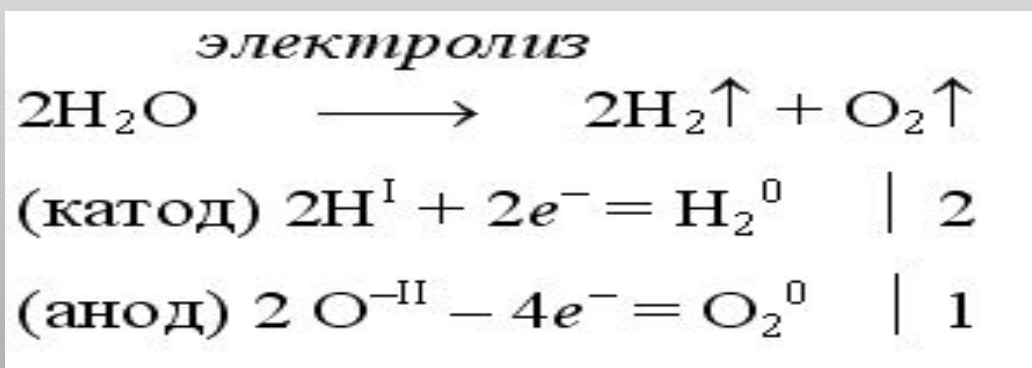


В большинстве случаев анионы, состоящие из атомов одного элемента, такие, как Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , окисляются на аноде быстрее, чем гидроксид-ион.

При электролизе раствора поваренной соли на электродах получаются водород и хлор, а в растворе остаются ионы Na^+ и OH^- . Эти ионы представляют собой в диссоциированном виде едкий натр NaOH . Таким способом в промышленности получают едкие щелочи.



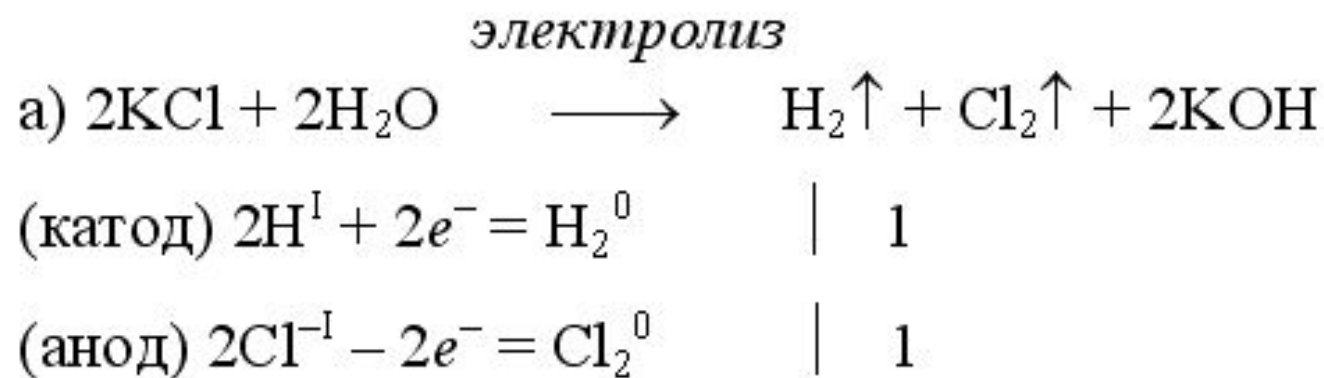
Электролиз воды проводится всегда в присутствии инертного электролита (для увеличения электропроводности очень слабого электролита - воды):



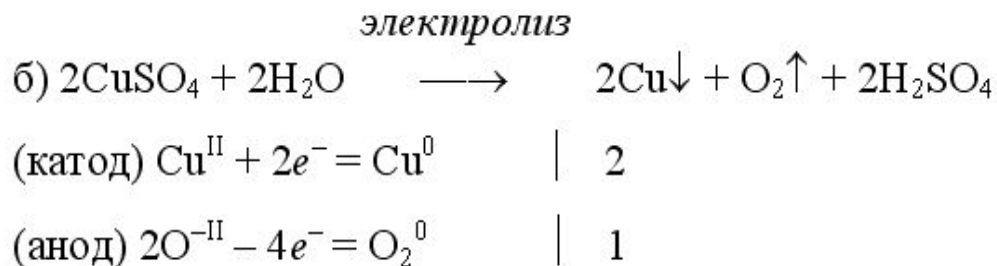
В зависимости от инертного электролита электролиз проводится в нейтральной, кислотной или щелочной среде. При выборе инертного электролита необходимо учесть, что никогда не восстанавливаются на катоде в водном растворе катионы металлов, являющихся типичными восстановителями (например Li^+ , Cs^+ , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}) и никогда не окисляется на аноде кислород O-II анионов оксокислот с элементом в высшей степени окисления (например ClO_4^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SiO_4^{4-} , MnO_4^-), вместо них окисляется вода



Примеры электролиза растворов солей:



на аноде окисляются анионы Cl, а не кислород O молекул воды, так как электроотрицательность хлора меньше, чем кислорода, и следовательно, хлор отдает электроны легче, чем кислород



на катоде восстанавливаются катионы Cu, а не водород H молекул воды, так как медь стоит правее водорода в ряду напряжений, то есть легче принимает электроны, чем H в воде



Сущность электролиза

Для осуществления электролиза к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока присоединяют катод, а к положительному полюсу - анод, после чего погружают их в электролизер с раствором или расплавом электролита

В результате электролиза на электродах (катоде и аноде) выделяются соответствующие продукты восстановления и окисления, которые в зависимости от условий могут вступать в реакции с растворителем, материалом электрода и т.п., так называемые вторичные процессы



Сущность электролиза

Восстановительный процесс на катоде в водных растворах:

- 1) Катионы металлов со стандартным электродным потенциалом, больше, чем у водорода, расположены в ряду стандартных электродных потенциалов после него: $\text{Cu}^{2+}; \text{Zn}^{2+}; \text{Cr}^{3+}; \text{Fe}^{2+}; \dots$; до Pt^{4+} . При электролизе они почти полностью восстанавливаются на катоде и выделяются в виде металла.
- 2) Катионы металлов с малой величиной стандартного электродного потенциала (металлы начала ряда $\text{Li}^+; \text{Na}^+; \text{K}^+; \text{Rb}^+; \dots$; до Al^{3+} включительно). При электролизе на катоде они не восстанавливаются, вместо них восстанавливаются молекулы воды.
- 3) Катионы металлов со стандартным электродным потенциалом меньшим, чем у водорода, но большим, чем у алюминия ($\text{Mn}^{2+}; \text{Zn}^{2+}; \text{Cr}^{3+}; \text{Fe}^{2+}; \dots$; до H). При электролизе эти катионы, характеризующиеся средними значениями электроноакцепторной способности, на катоде восстанавливаются одновременно с молекулами воды.
- 4) При электролизе кислородосодержащих кислот и их солей (SO_4^{2-} ; NO_3^- ; PO_4^{3-} и т.п.) с максимальной степенью окисления неметалла на аноде окисляются не анионы, а молекулы воды с выделением кислорода.



Электрическая энергия $\xrightarrow{\hspace{15em}}$ Химическая энергия

$\xleftarrow{\hspace{10em}}$ **Электролиз** $\xrightarrow{\hspace{10em}}$

Расплав

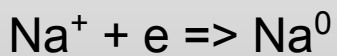
NaCl

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

Раствор

NaCl

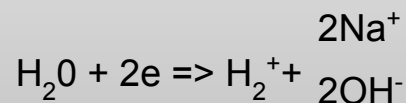
Катод(-) \leftarrow $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$ Анод(+)



Восстановление



Окисление



Восстановление

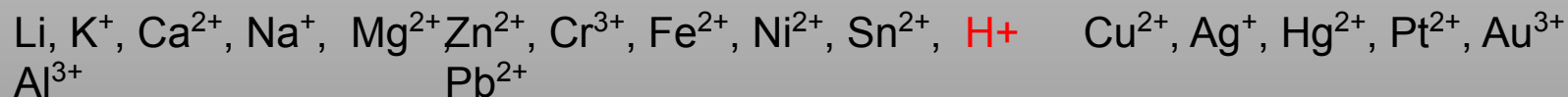
H₂O



Окисление

Основные положения электродных процессов

1. На катоде:



Не восстанавливаются,
выделяется H₂

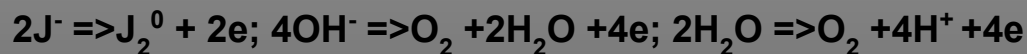
Возможно выделение Me и
H₂

Восстанавливаются, выделяется
Me

2. Анодные процессы

а) Растворимый анод (Cu, Ag, Ni, Cd) подвергается окислению **Me \Rightarrow Meⁿ⁺ + ne**

б) На нерастворимом аноде (графит, платина) обычно окисляются анионы S²⁻, J⁻, Br⁻, Cl⁻, OH⁻ и молекулы H₂O:



Применение электролиза

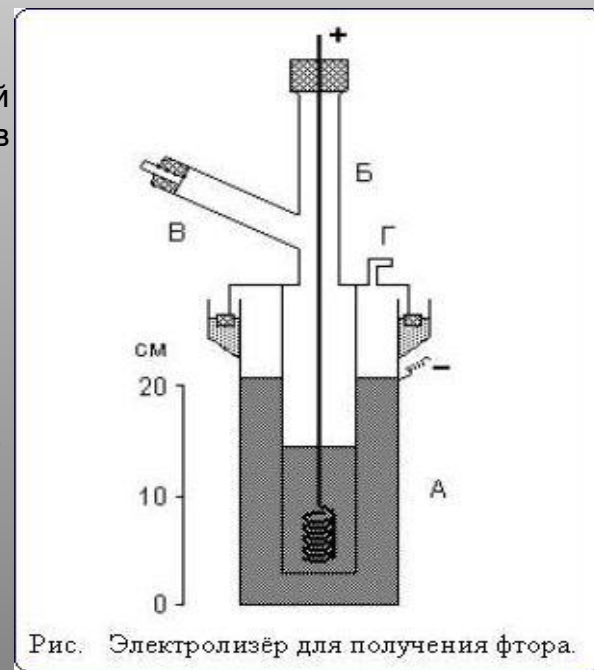
Преимущества электролиза перед химическими методами получения целевых продуктов заключаются в возможности сравнительно просто (регулируя ток) управлять скоростью и селективной направленностью реакций. Условия электролиза легко контролировать, благодаря чему можно осуществлять процессы как в самых "мягких", так и в наиболее "жёстких" условиях окисления или восстановления, получать сильнейшие окислители и восстановители, используемые в науке и технике.

Электролиз - основной метод промышленного производства алюминия, хлора и едкого натра, важнейший способ получения фтора, щелочных и щелочноземельных металлов, эффективный метод рафинирования металлов.

Путём электролиза воды производят водород и кислород. Электрохимический метод используется для синтеза органических соединений различных классов и многих окислителей (персульфатов, перманганатов, перхлоратов, перфторорганических соединений и др.).

Применение электролиза для обработки поверхностей включает как катодные процессы гальванотехники (в машиностроении, приборостроении, авиационной, электротехнической, электронной промышленности), так и анодные процессы полировки, травления, размерной анодно-механической обработки, оксидирования (анодирования) металлических изделий (см. также Электрофизические и электрохимические методы обработки).

Путём электролиза в контролируемых условиях осуществляют защиту от коррозии металлических сооружений и конструкций (анодная и катодная защита).



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. При этом одни вещества получают восстановлением на катоде (альдегиды, парааминофенол и др.), другие электроокислением на аноде (хлораты, перхлораты, перманганат калия и др.)

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- электроосаждение на поверхность металла другого металла, который прочно связывается(сцепляется) с покрываемым металлом(предметом), служащим катодом электролизера.

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.).

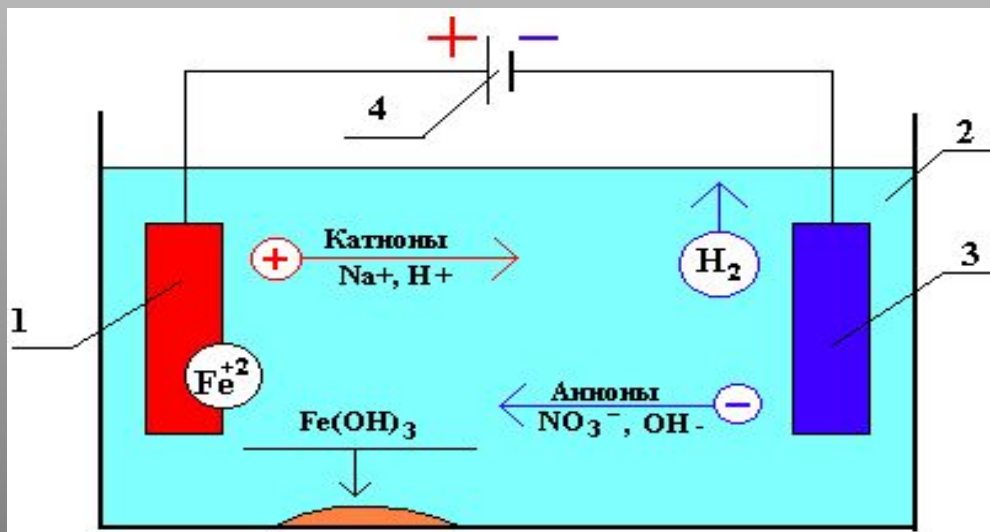


Выводы

Катод – электрод, на котором происходит процесс восстановления.

Анод – электрод, на котором происходит процесс окисления.

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, обусловленный подводом электрической энергии извне.



Источники информации:

- <http://www.alhimik.ru/>
- Л.В. Вятченникова. Электролиз.//Химия. Приложение к газете «Первое сентября», №24, 1998
- А.Ф. Аспицкая. К изучению электролиза в курсе химии, Химия в школе, «Педагогика»,1991
- Г.М. Чернобельская, И.Н. Чертков Химия, «Учебная литература для медицинских училищ». М.: Медицина, 1986г.
- <http://scientificpage.net/elektroliz/>
- <http://www.chemport.ru/electrolysis.shtml>
- <http://scientificpage.net/elektroliz/index2.html>

