

# **Анод + Катод = Электролиз**

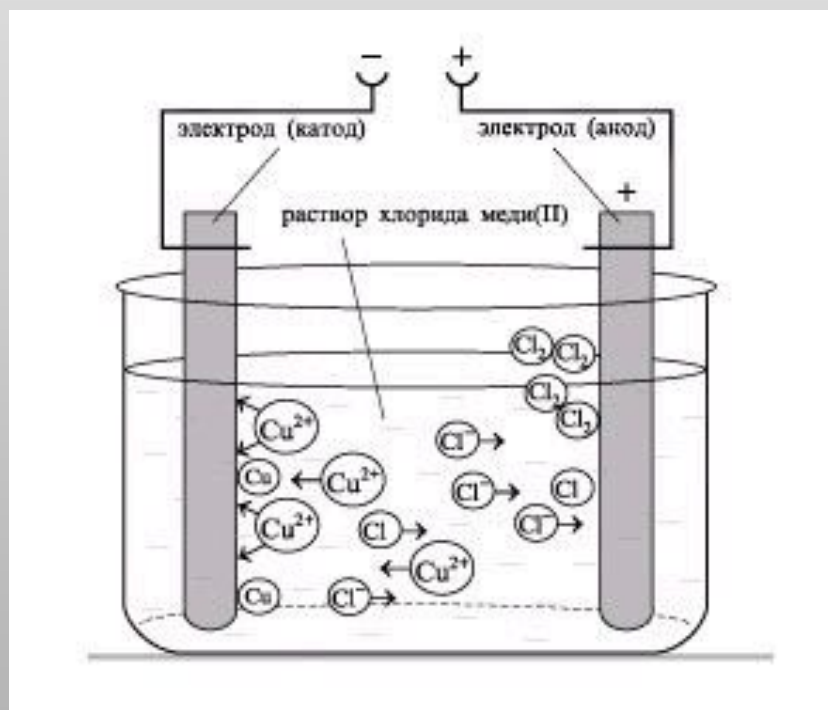
**Выполнил:  
ученик 11М класса  
МОУ лицея №6  
Абязов Эрик**

**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:



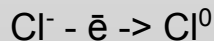
Опустим в расплав электроды постоянного электрического тока.

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.

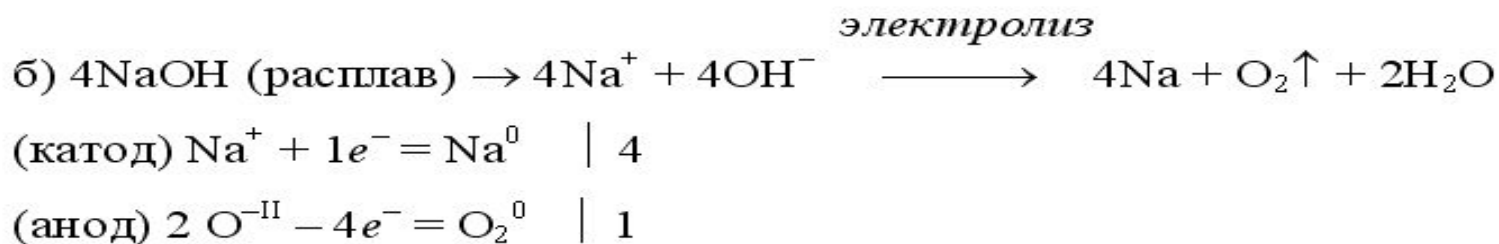
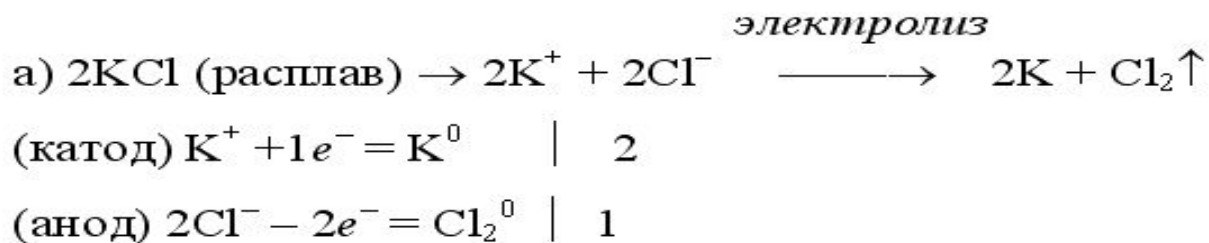


**Электролиз- окислительно-восстановительный процесс, который возникает на электродах при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита.**

На катоде(-) -восстановление

На аноде(+) -окисление

**Примеры электролиза расплавов:**



**Для солей неактивных металлов и бескислородных кислот(CuCl<sub>2</sub>) электролиз раствора и расплава соли одинаков.**

**Li<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Fe<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>, Pt<sup>4+</sup>, Au<sup>3+</sup>.**

**Увеличение окислительной активности ионов**

**F<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, OH<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>**

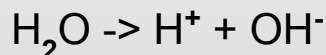
**Увеличение восстановительной активности ионов**



# 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.



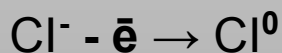
Таким образом, в растворе образуется два вида катионов ( $\text{Na}^+$  и  $\text{H}^+$ ) и два вида анионов ( $\text{Cl}^-$  и  $\text{OH}^-$ ).

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



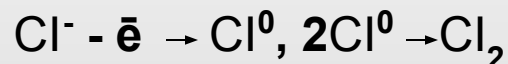
Ионы натрия будут находиться в растворе до тех пор, пока полностью не разрядятся ионы водорода.

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



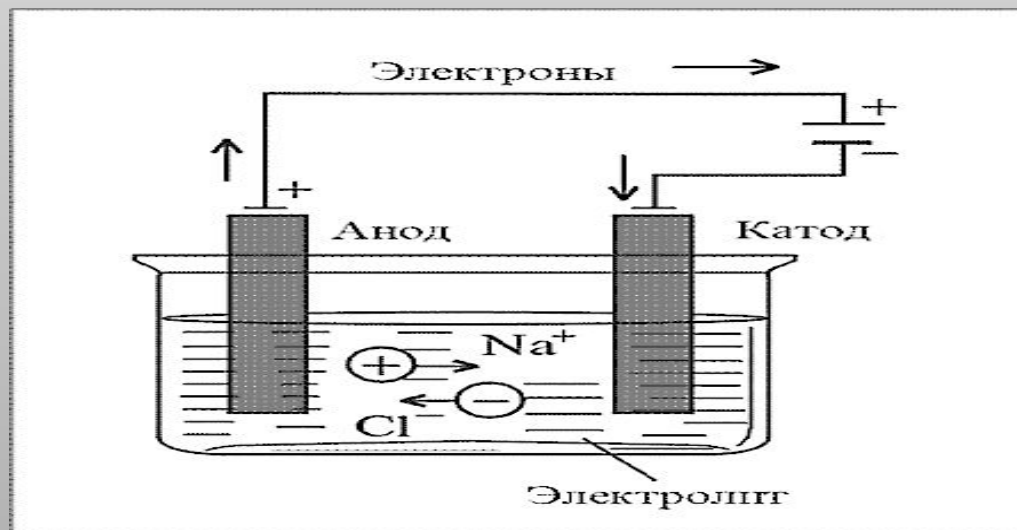
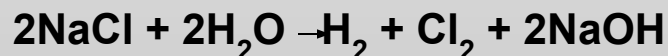
# Электролиз раствора

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

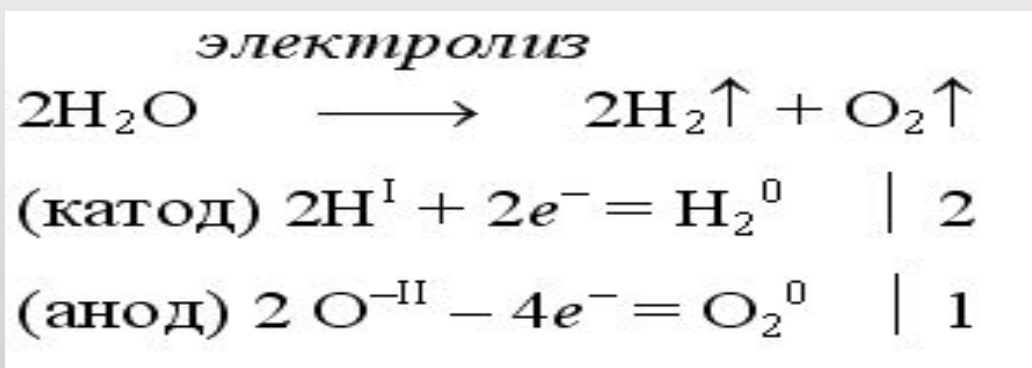


В большинстве случаев анионы, состоящие из атомов одного элемента, такие, как  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ , окисляются на аноде быстрее, чем гидроксид-ион.

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



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

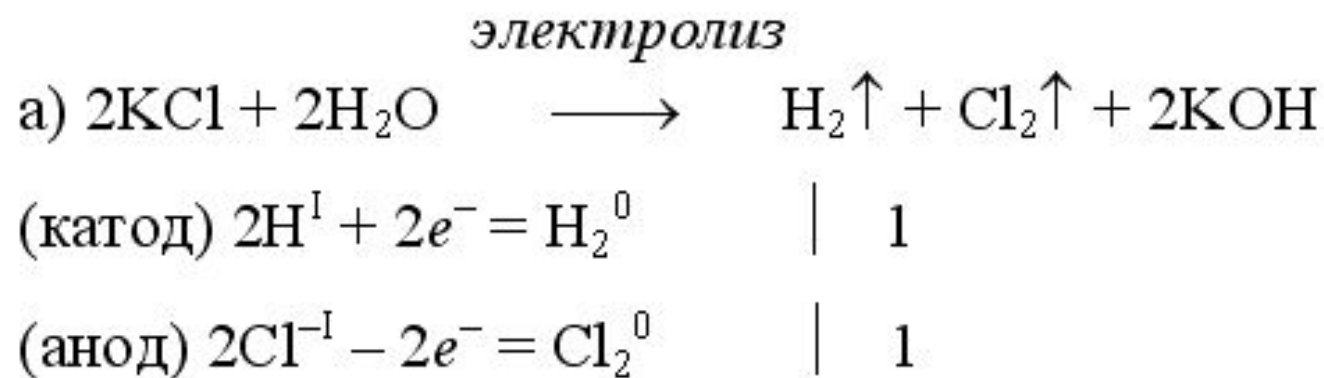


В зависимости от инертного электролита электролиз проводится в нейтральной, кислотной или щелочной среде. При выборе инертного электролита необходимо учесть, что никогда не восстанавливаются на катоде в водном растворе катионы металлов, являющихся типичными восстановителями (например  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ) и никогда не окисляется на аноде кислород O-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

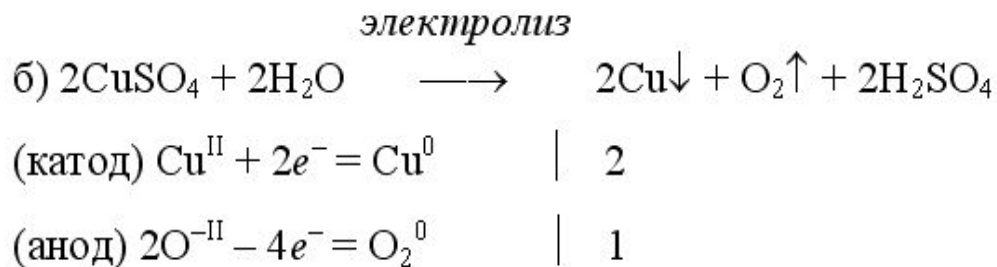




## Примеры электролиза растворов солей:



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  $\text{Pt}^{4+}$ . 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  $\text{Al}^{3+}$  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 ( $\text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{NO}_3^-$ ;  $\text{PO}_4^{3-}$  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

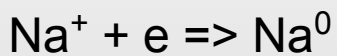
NaCl

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

Раствор

NaCl

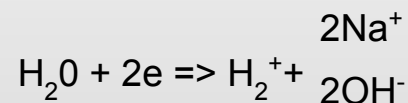
Катод(-)  $\leftarrow$   $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$  Анод(+)



**Восстановление**



**Окисление**



**Восстановление**

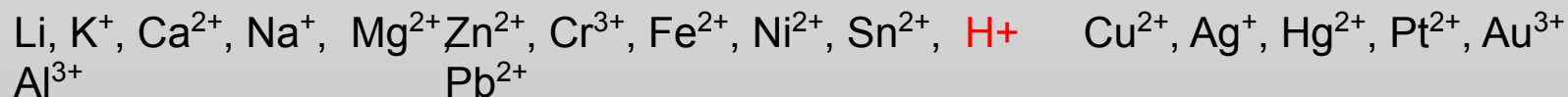
H<sub>2</sub>O



**Окисление**

## Основные положения электродных процессов

1. На катоде:



Не восстанавливаются,  
выделяется H<sub>2</sub>

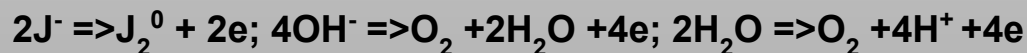
Возможно выделение Me и  
H<sub>2</sub>

Восстанавливаются, выделяется  
Me

2. Анодные процессы

а) Растворимый анод (Cu, Ag, Ni, Cd) подвергается окислению **Me  $\Rightarrow$  Me<sup>n+</sup> + ne**

б) На нерастворимом аноде (графит, платина) обычно окисляются анионы S<sup>2-</sup>, J<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup> и молекулы H<sub>2</sub>O:



# Применение электролиза

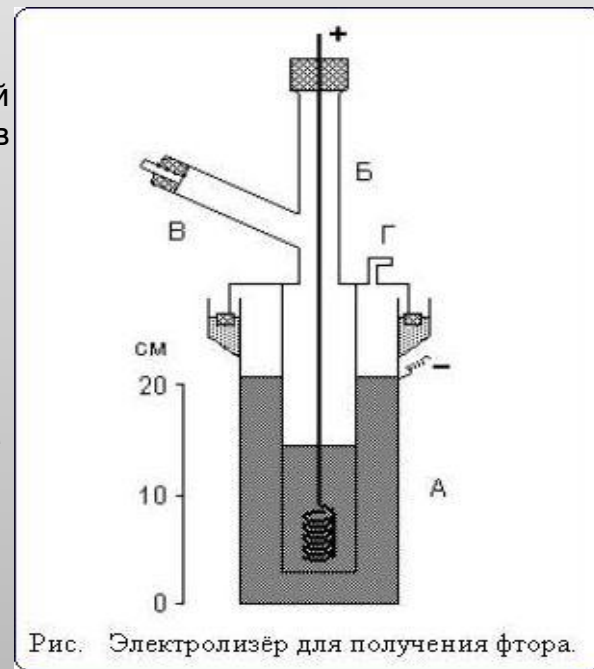
Преимущества электролиза перед химическими методами получения целевых продуктов заключаются в возможности сравнительно просто (регулируя ток) управлять скоростью и селективной направленностью реакций. Условия электролиза легко контролировать, благодаря чему можно осуществлять процессы как в самых "мягких", 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.).

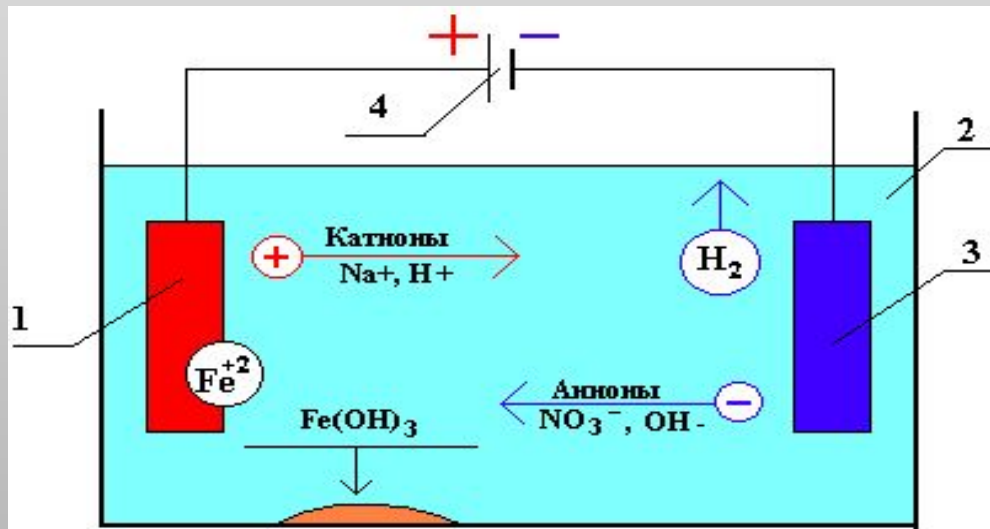


# Выводы

**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>

