ЭЛЕКТРОЛИЗ

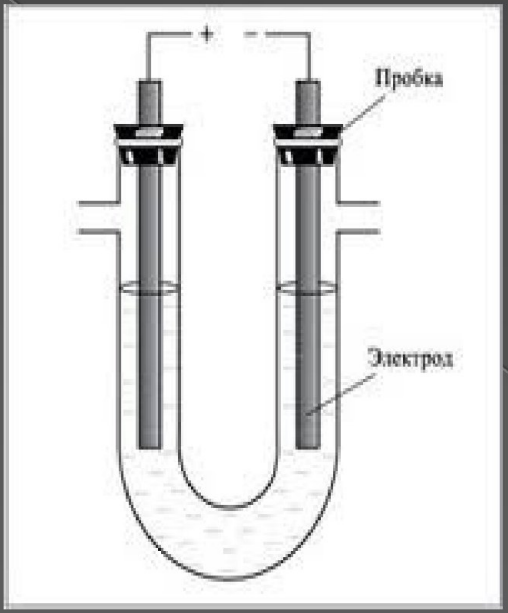
- ОПРЕДЕЛЕНИЕ
- ЭЛЕКТРОЛИЗЕРЫ
- ВИДЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА:
  - РАСПЛАВА
  - РАСТВОРА
- ПРИМЕРЫ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ
- ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА

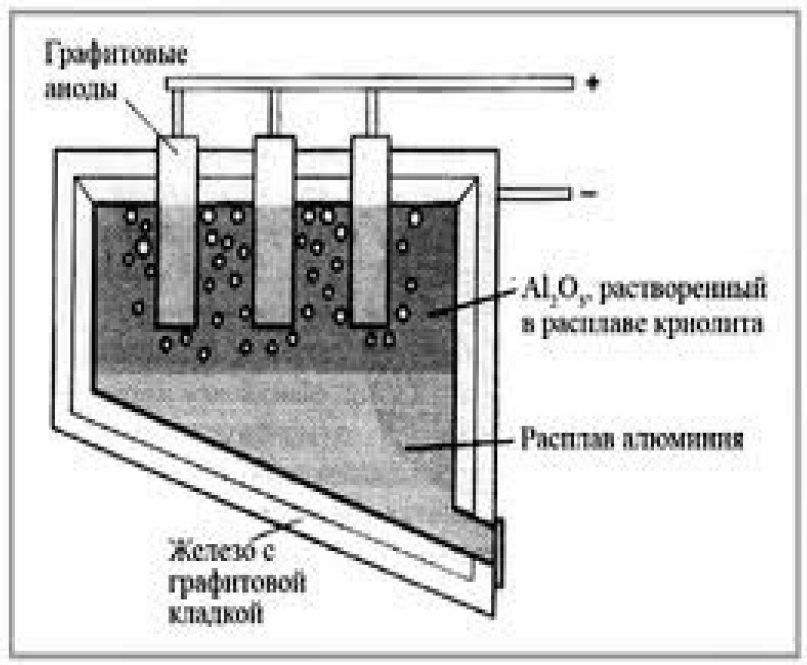
Электролиз - окислительно-восстановительные процессы, протекающие на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

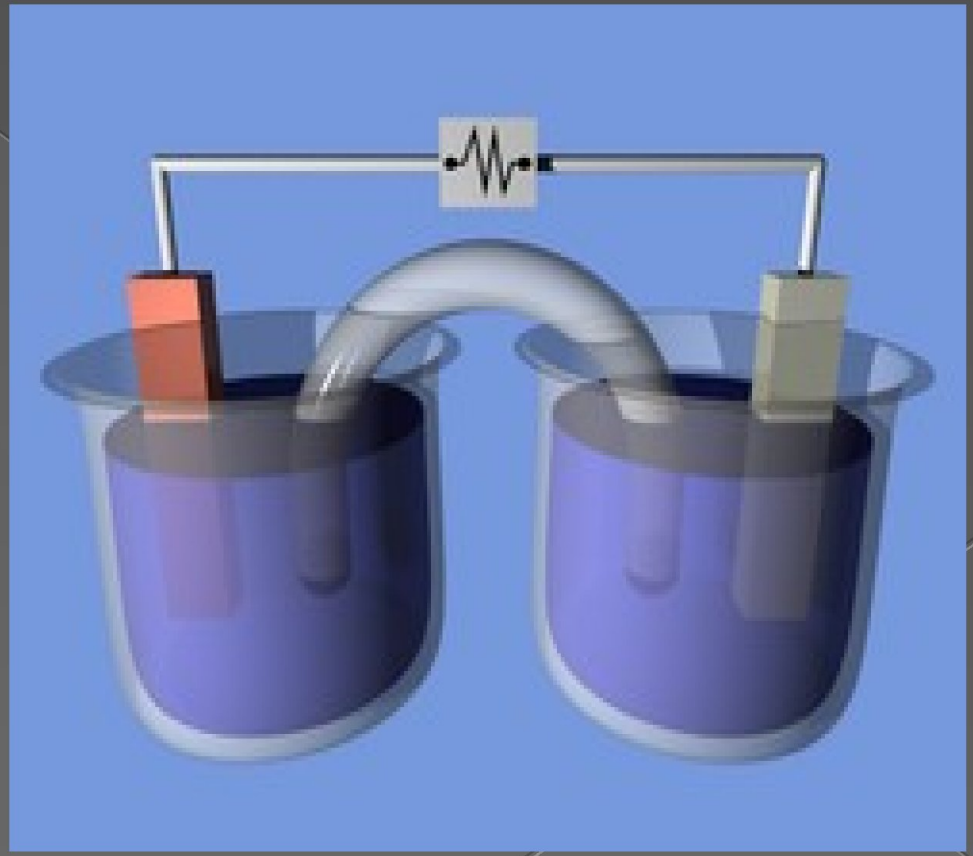
- Процесс перехода электрической энергии в химическую осуществляется в электролизере.

- При электролизе катод заряжен отрицательно, а анод – положительно. Катод соединяется с отрицательным полюсом источника электрического тока, а анод подключается к его положительному полюсу.

ЭЛЕКТРОЛИЗЕРЫ







Электролиз расплавов

- Пример электролиза расплава хлорида меди (II):

$$CuCl_2 = Cu + CL_2 \uparrow$$

$$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$$

K-

$Cu^{2+} + 2e = Cu^0$

A+

$Cl^- - e = Cl^0$

$2Cl^0 = Cl_2 \uparrow$

1.Соль активного металла и бескислородной кислоты

$KCl \leftrightarrow K^+ + Cl^-$

К"катод"(-): $K^+ + 1e = K^0$

А"анод"(+): $Cl^- — 1e = Cl^0$; $Cl^0+Cl^0=Cl_2$

Вывод: $2KCl \rightarrow$ (электролиз) $2K + Cl_2$

2.Соль активного металла и кислородосодержащей кислоты

$Na_2SO_4 \leftrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$

К(-): $2Na^+ + 2e = 2Na^0$

А(+): $2SO_4^{2-} - 4e = 2SO_3 + O_2$

Вывод: $2Na_2SO_4 \rightarrow$ (электролиз) $4Na + 2SO_3 + O_2$

3. Гидроксид: активный металл и гидроксид-ион

$CsOH \leftrightarrow Cs^+ + OH^-$

К(-): $Cs^+ + 2e = Cs^0$

А(+): $4OH^- - 4e = 2H_2O + O_2$

Вывод: $4CsOH \rightarrow$ (электролиз) $4Cs + 2H_2O + O_2$

4. Менее активные металлы - аналогично

5. Неактивные металлы - аналогично

Электролиз растворов

Катодные процессы определяются окислительной активностью катионов

Рассмотрим таблицу:

Li - Al	Mn - Pb	H2	Cu - Au
Li^{+}- Al^{3+}	Mn^{2+} - Pb^{2+}	$2H^{+}$	Cu^{2+} - Au^{3+}
Ион металла на катоде не восстанавливается. $2H_2O+2e=H_2+2OH^-$	Происходят два процесса: восстановление иона металла и молекулы воды. $Me^{n+}+ne=Me^0$ $2H_2O+2e=H_2+2OH^-$		Происходит только восстановление иона металла. $Me^{n+}+ne=Me^0$

Усиление окислительных свойств катионов.

Электролиз раствора иодида калия

- Анодные процессы зависят не только от характера аниона, но и от материала анода.
- Если анод растворим, то при электролизе происходит окисление металла анода:

$$Me^0 - ne = Me^{n+}$$

анод **раствор**

В случае нерастворимого анода возможны следующие процессы:

Бескислородный анион (кроме F^-) S^{2-}; I^-; Br^-; Cl^-	Кислородсодержащий анион OH^-; SO_4^{2-}; NO_3^-; CO_3^{2-} PO_4^{3-}; F^-
Окисление аниона: $Ac^{m-} - me = Ac^0$	**В щелочной среде:** $4OH^- - 4e = O_2 + 2H_2O$ **В кислотной и нейтральной средах:** $2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$

Ослабление восстановительной активности анионов

1.Соль образована металлом высокой активности.

$Ba(NO_3)_2$

$Ba(NO_3)_2 = Ba^{2+} + 2NO_3^-$

На катоде:	На аноде:
$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$	$2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$
$Ba^{2+} + 2OH^- = Ba(OH)_2$	$NO_3^- + H^+ = HNO_3$

$Ba(NO_3)_2 + 2H_2O = 2H_2 + O_2 + Ba(NO_3)_2$

2. Соль образована металлом средней активности.

$FeCl_2$

$FeCl_2 = Fe^{2+} + 2Cl^-$

На катоде:	На аноде:
А) $2H_2O+2e=H_2+2OH^-$ Б) $Fe^{2+} +2e = Fe^0$ $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$	$2Cl^- - 2e = Cl_2$

$2FeCl_2 + 2H_2O = Fe^0 + Fe(OH)_2 + H_2 + 2Cl_2$

3. Соль образована металлом низкой активности.

$CuSO_4$

$CuSO_4 = Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

На катоде:	На аноде:
$Cu^{2+} + 2e = Cu^0$	$2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$ $SO_4^{2-} + 2H^+ = H_2SO_4$

$2CuSO_4 + 2H_2O = O_2 + 2H_2SO_4 + 2Cu$

Применение электролиза:

- При электролизе расплавов солей и щелочей в промышленности получают активные металлы (щелочные, щелочноземельные, бериллий, магний, алюминий).
- Электролиз растворов лежит в основе гальванотехники:

Гальваностегия – нанесение на поверхность металла слоев других металлов с целью предохранения изделий от коррозии, придания твердости, в декоративных целях.

Гальванопластика – создание металлических копий с рельефных предметов, матриц

- электрополирование стали, оксидирование (покрытие оксидной пленкой),
- получение фтора, хлора, водорода высокой чистоты, перекиси водорода, щелочей.
- химический источник электрического тока лежит в основе аккумулятора – прибора, позволяющего накапливать электроэнергию.

При составлении презентации были использованы материалы региональной коллекции видеоматериалов "Неорганическая химия. Видеоопыты."

http://collection.edu.yar.ru/dlrstore/04141a12-4446-84ea-62fd-24bfd687d010/index.htm