

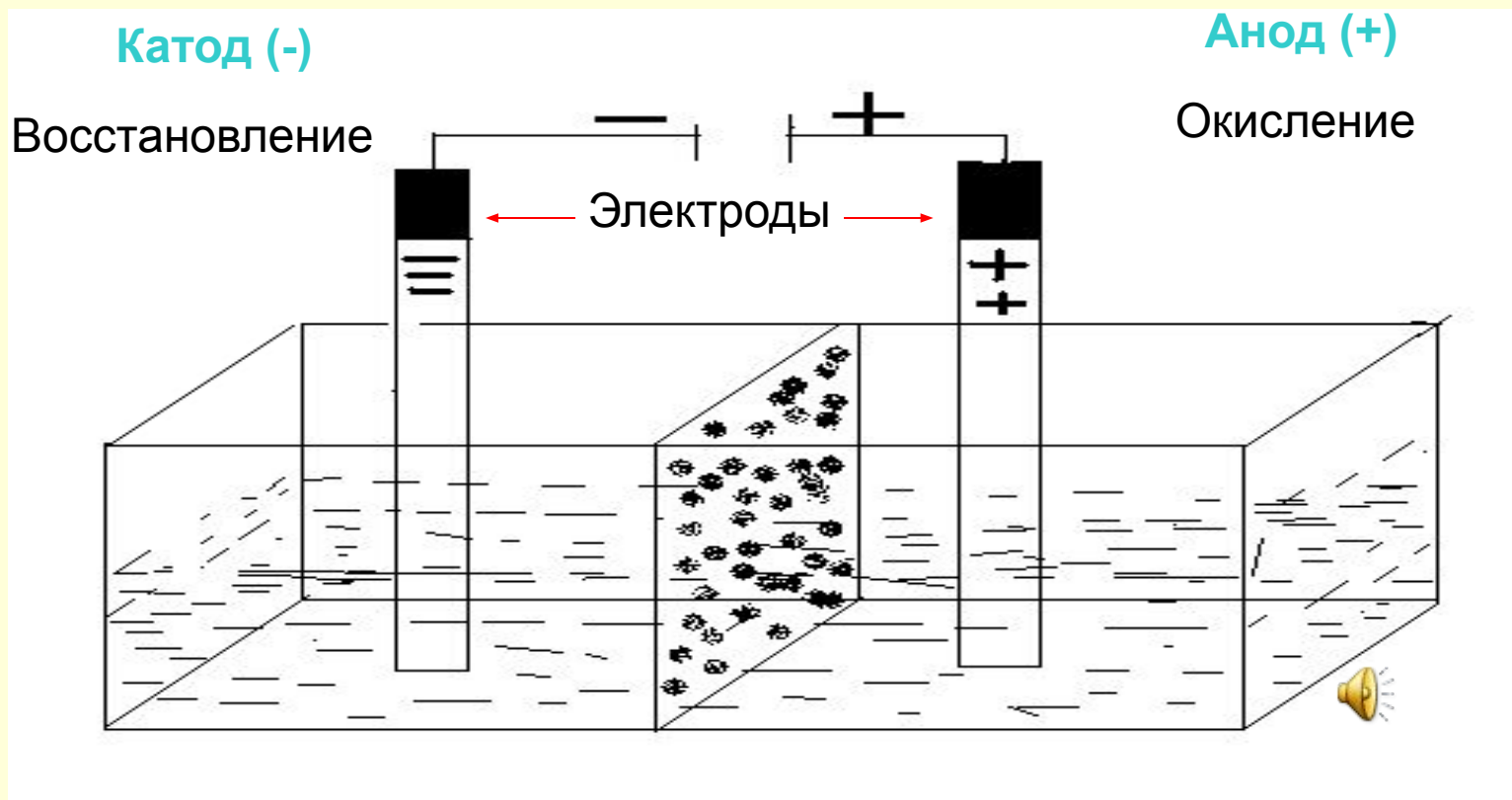
Электролиз

Цель: изучить сущность процесса электролиза

Задачи:

- раскрыть принцип работы электролизёра
- суть катодных и анодных процессов
- примеры электролиза
- применение электролиза

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ВАННА.



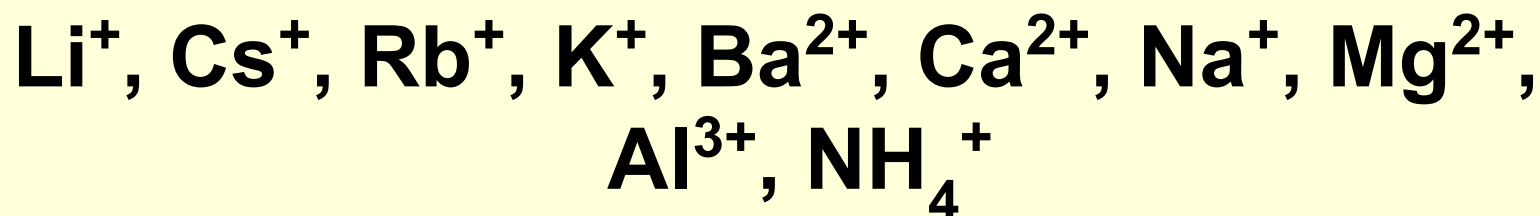
Электролиз.



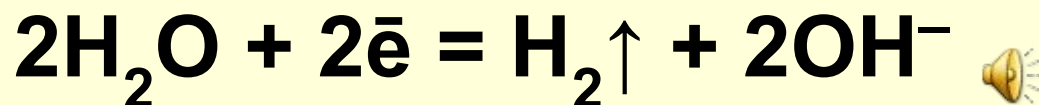
- Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.
- **Электролиты:** соли, щёлочи, КИСЛОТЫ.

Процессы на катоде 1.

Катионы активных металлов:



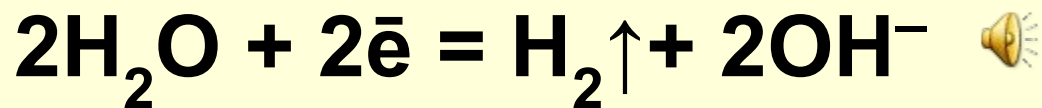
Металлы не восстанавливаются, а
восстанавливаются молекулы H_2O :



Процессы на катоде 2.

Катионы металлов средней активности
 Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+}

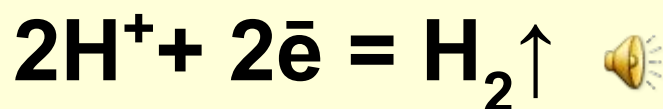
Катионы металлов восстанавливаются
совместно с молекулами воды:



Процессы на катоде 3.

Катионы водорода H^+

Ионы H^+ восстанавливаются только при электролизе растворов кислот:

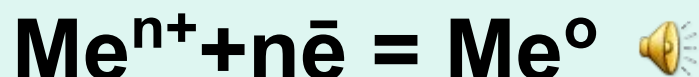


Процессы на катоде 4.

Катионы малоактивных металлов:



Восстанавливаются только катионы металлов:



Процессы на аноде 1-2

1) Анионы бескислородных кислот:

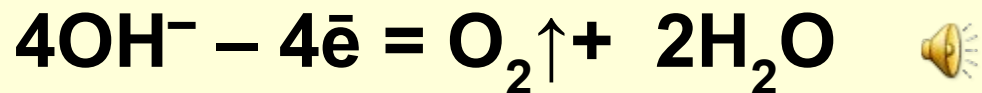
I^- , Br^- , S^{2-} , Cl^-

Окисляются кислотные остатки



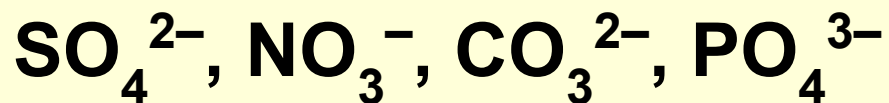
2) Анионы OH^-

Окисляются только при электролизе растворов щёлочей

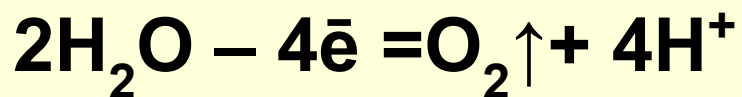


Процессы на аноде 3-4.

3) Анионы кислородсодержащих кислот:

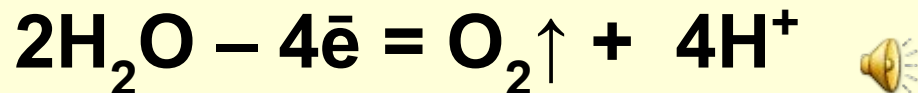


Окисляются молекулы воды:



4) Анионы F^-

Окисляются только молекулы воды



Если анод растворимый

- Анод растворимый (активный), изготовлен из Cu, Ag, Zn, Ni, Fe и др. металлы. Анионы не окисляются. Окисляется сам анод:
- $\text{Me}^0 - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$
- Катионы Me^{n+} переходят в раствор. Масса анода уменьшается. 📢

Электролиз расплавов

- Расплав $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- (–) Катод: $\text{K}^+ + 1\bar{e} = \text{K}^0$ | x 4
- (+) Анод: $\underline{4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}}$ | x 1
- $4\text{K}^+ + 4\text{OH}^- = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow + 4\text{K}$
- $4\text{KOH} \rightarrow 4\text{K} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$

Электролиз раствора NaCl

- Раствор NaCl

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

- $\text{H}_2\text{O} \qquad \qquad \qquad \text{H}_2\text{O}$

- (–) Катод: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$

- (+) Анод: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2\uparrow$

- $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- = \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$

- $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl} = \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$

Если анод растворимый

- Анод растворимый.
- Электролиз раствора AgNO_3
- (анод растворимый – из Ag)
- (–) Катод: $\text{Ag}^+ + 1\bar{e} = \text{Ag}^0$
- (+) Анод: $\text{Ag}^0 - 1\bar{e} = \text{Ag}^+$
- $\text{Ag}^0 + \text{Ag}^+ = \text{Ag}^+ + \text{Ag}^0$
- Электролиз сводится к переносу серебра с анода на катод.

Законы электролиза.

- Законы Фарадея.
- Масса веществ, выделившегося на электроде при электролизе, пропорциональна количеству электричества, прошедшее через электролит:
- где , m —масса веществ продуктов электролиза, гр.
- $\mathcal{E}$ – эквивалентная масса вещества, гр.
- I – сила тока, А.
- F – постоянная Фарадея = 96500 Кл.
- t – время электролиза, сек.



$$m = \frac{\mathcal{E}It}{F}$$

Применение электролиза.

- Для получения щёлочных, щёлочноземельных металлов, алюминия, лантаноидов
- Для получения точных металлических копий, что называется **гальванопластикой**
- Для защиты металлических изделий от коррозии и для придания декоративного вида. Отрасль прикладной электрохимии, которая занимается покрытием металлических изделий другими металлами называется **ГАЛЬВАНОСТЕГИЕЙ.** 