

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих у катода и анода при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита, называется электролизом.

При пропускании через электролит электрического тока, катионы движутся к катоду, а анионы к аноду.

На катоде протекает процесс восстановления, а на аноде процесс окисления

Например, раствор CuCl_2 : $\text{CuCl}_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

К(-) $\leftarrow \text{Cu}^{2+}$: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$

(+)А $\leftarrow 2\text{Cl}^-$: $\rightarrow 2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую.

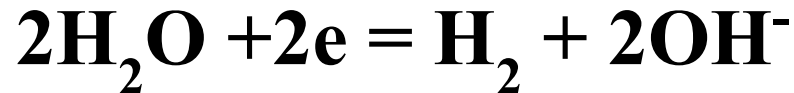
Порядок разряджения ионов на электродах при электролизе водных растворов

На катоде:

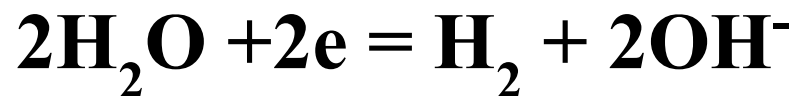
1) если $E_{Me} > E_{H_2}$, то на катоде идет реакция:



2) если $E_{Me} < -1,67 \text{ В}$, то на катоде идет реакция:



3) если $-1,67 \text{ В} < E_{Me} < E_{H_2}$, то на катоде идут реакции:



На аноде:

Электрод инертный

(нерастворимый - золото, платина, графит).

1) окисляются бескислородные кислотные остатки (Cl^- , S^{2-} и др.)

2) кислород из воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = 4\text{H}^+ + \text{O}_2$

Кислородсодержащие кислотные остатки (SO_4^{2-} , NO_3^- и др.). в растворах не окисляются

Электрод растворимый (металлический).

1) если $E_{\text{анода}} < E_{\text{OH}^-}$ или E других анионов в растворе:
происходит растворение анода

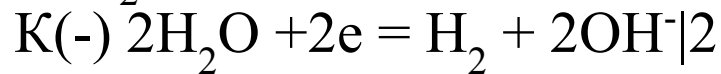
2) если $E_{\text{анода}} \approx E_{\text{OH}^-}$ или E других анионов в растворе:

Идет и растворение анода и разряд имеющихся анионов.

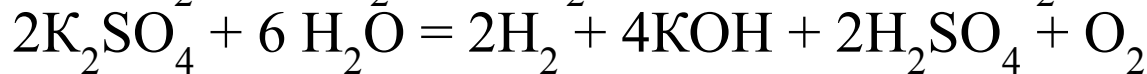
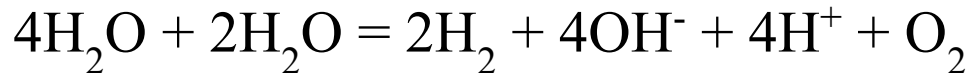
Пример: Электролиз водных растворов KCl и K_2SO_4 с нерастворимым анодом:



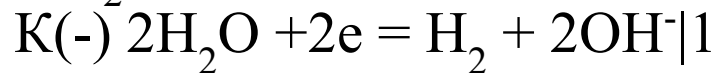
$E_{K^+/K} = -2,925V < E_{H^+/H_2}$, на катоде выделяется водород



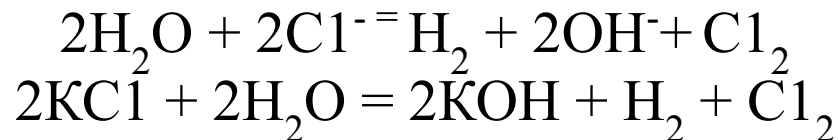
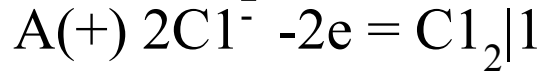
На аноде выделяется кислород, т.к. эта соль кислородсодержащей кислотой.



$E_{K^+/K} = -2,925V < E_{H^+/H_2}$, на катоде выделяется водород



На аноде окисляется ион хлора, т.к. эта соль бескислородной кислотой.



Электролиз расплава

На катоде:



На аноде:

Электрод инертный

(нерастворимый - золото, платина, графит).

Окисляются кислотные остатки

Электрод растворимый (металлический).

1) если $E_{\text{анода}} < E_{\text{аниона}}$ в растворе:

происходит растворение анода

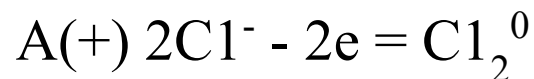
2) если $E_{\text{анода}} \approx E_{\text{аниона}}$ в растворе:

Идет и растворение анода и разряд имеющихся
анионов

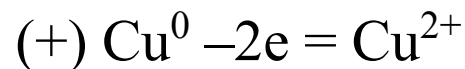
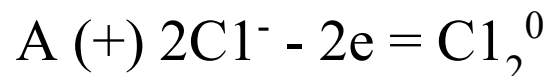
Например: Электролиз расплава CaCl_2 на:

а) инертном и б) медных электродах.

А) инертные электроды: К(-) $\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}^0$



Б) медный анод –растворимый: К (-) $\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}^0$



Первый закон Фарадея: *Массы веществ, выделившихся на катоде и аноде (или образовавшихся в катодном или анодном пространстве), пропорциональны количеству прошедшего через раствор или расплав электричества:* $m = kQ$

k – электрохимический эквивалент:

$$k = Mz/F,$$

$$Q = It.$$

F число Фарадея (96485 Кл \approx 96500Кл)

Второй закон Фарадея: равное количество электричества выделяют при электролизе эквивалентные количества различных веществ.

Выход по току вещества -доля общего количества электричества (в%), которая расходуется на выделение вещества:

$$B_i = Q_i * 100 / Q$$

Применение электролиза

- 1) Получение металлов из расплавов хлоридов металлов, т.к. они имеют более низкие температуры плавления по сравнению с солями других кислот.
- 2) Рафинирование (очистка) металлов: анод при рафинировании - очищаемый металл.
- 3) Для хлора, водорода, кислорода, фтора, растворов щелочей, пероксида водорода, перманганата калия, оксид марганца (IV) и др.
- 4) Для нанесения различных покрытий (хромирование, никелирование, меднение и др.). способности; ж) улучшение способности к пайке и др.
- 5) Для изменения формы и размеров, а также состояния поверхности металлических изделий.