

Химические процессы и промышленная экология
(кафедра)

Общая химия
(дисциплина)

**ПРОЦЕСС ЭЛЕКТРОЛИЗА.
ЗАКОНЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА
ЛЕКЦИЯ №10**

• СЕЙТКАЛИЕВА НУРГУЛЬ ЖАРЫЛКАГАНОВНА

• (ФИО ПРЕПОДАВАТЕЛЯ)

Электролиты

Проводниками электрического тока являются не только металлы и полупроводники. Электрический ток проводят растворы многих веществ в воде.

Растворы солей, кислот и оснований, способные проводить электрический ток, называются электролитами.

Электролиз

Выделение вещества на электродах показывает, что в электролитах электрические заряды переносят заряженные атомы вещества – **ИОНЫ**. Этот процесс называется **электролизом**.

Электролиз – это окислительно-восстановительное разложение вещества под действием проходящего через него постоянного электрического тока.

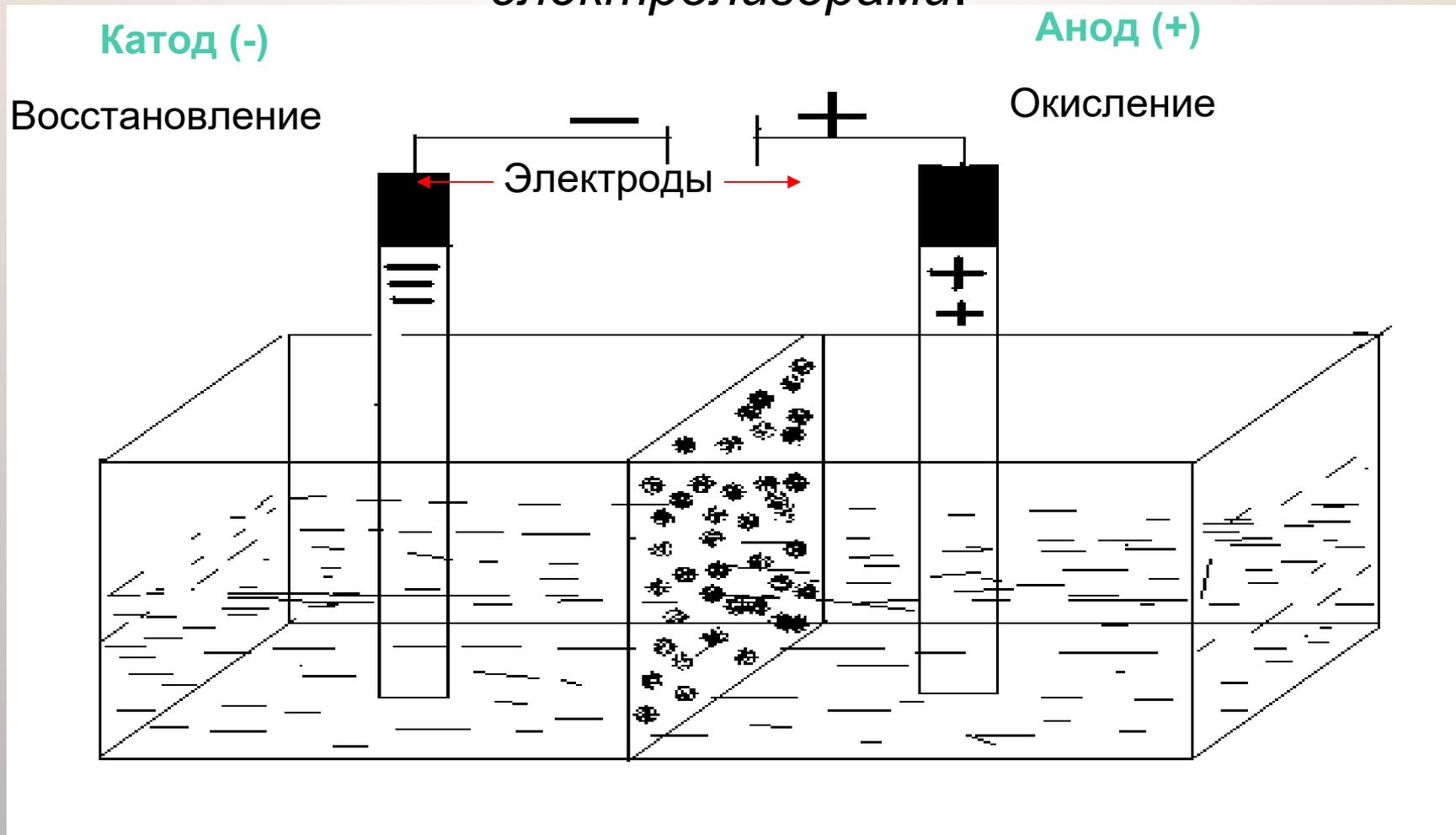
Различают *электролиз расплавов* и *эл-з р-ров*

Катионы (+) → Катод (-)

Анионы (-) → Анод (+)

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ВАННА.

Устройства, в к-рых проводится электролиз, называются *электролизёрами*.



Особенности протекания катодных процессов можно представить в виде таблицы 1:

<p align="center"><u>Катионы</u> активных <u>металлов</u></p>	<p align="center"><u>Катионы</u> менее активных <u>металлов</u></p>	<p align="center"><u>Катионы</u> неактивных <u>металлов</u></p>
<p align="center"> $\underline{\text{Li}}^+, \underline{\text{Cs}}^+, \underline{\text{Rb}}^+, \underline{\text{K}}^+, \underline{\text{Ba}}^{2+},$ $\underline{\text{Sr}}^{2+}, \underline{\text{Ca}}^{2+}, \underline{\text{Na}}^+, \underline{\text{Mg}}^{2+},$ $\underline{\text{Be}}^{2+}, \underline{\text{Al}}^{3+}$ </p>	<p align="center"> $\underline{\text{Mn}}^{2+}, \underline{\text{Cr}}^{3+}, \underline{\text{Zn}}^{2+}, \underline{\text{Ga}}^{3+},$ $\underline{\text{Fe}}^{2+}, \underline{\text{Cd}}^{2+}, \underline{\text{In}}^{3+}, \underline{\text{Tl}}^+,$ $\underline{\text{Co}}^{2+}, \underline{\text{Ni}}^{2+}, \underline{\text{Mo}}^{4+}, \underline{\text{Sn}}^{2+},$ $\underline{\text{Pb}}^{2+}$ </p>	<p align="center"> $\underline{\text{Bi}}^{3+}, \underline{\text{Cu}}^{2+}, \underline{\text{Ag}}^+,$ $\underline{\text{Hg}}^{2+}, \underline{\text{Pd}}^{3+}, \underline{\text{Pt}}^{2+},$ $\underline{\text{Au}}^{3+}$ </p>
<p>Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением водорода:</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	<p>В водном растворе восстанавливаются металл и вода:</p> $\text{Me}^{n+} + \text{ne}^- = \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	<p>Легко разряжаются, и восстанавливается только металл</p> $\text{Me}^{n+} + \text{ne}^- \longrightarrow \text{Me}$

Особенности протекания анодных процессов можно представить в виде таблицы 2:

<u>Анионы</u> кислородсодержащих <u>кислот</u>	<u>Гидроксид-ионы; анионы</u> <u>бескислородных кислот</u> (кроме <u>F</u>)
$\text{PO}_4^{3-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{ClO}_4^-$ Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением кислорода: $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{H}^+ + \text{O}_2$	$\text{OH}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$ Легко разряжаются $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$

Проводимость электролитов

Проводимость жидких электролитов объясняется тем, что при растворении в воде нейтральные молекулы солей, кислот и оснований распадаются на отрицательные и положительные ионы.

В электрическом поле ионы приходят в движение и создают электрический ток.

Электролиз растворов.

Рассматриваются катодные и анодные процессы.

КАТОДНЫЕ ПРОЦЕССЫ: на катоде протекает процесс восстановления:

1. Катионы активных металлов:

Li^+ , Cs^+ , Rb^+ , K^+ , Ba^{2+} , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , NH_4^+

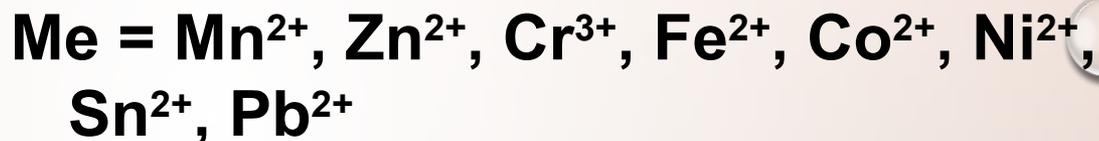
На катоде: **Металлы не восстанавливаются, а восстанавливаются молекулы H_2O :**

Катод (-) Катод (-):



2.

Катионы металлов средней активности:



На катоде катионы металлов восстанавливаются совместно с молекулами воды (на катоде протекают два процесса - процесс восстановления катионов металла и процесс восстановления молекул воды):



3. Катионы водорода: H^+

Ионы H^+ на катоде восстанавливаются только при электролизе растворов кислот:



4. На катоде катионы малоактивных металлов

(стоящие в ряду напряжений металлов после

водорода) восстанавливаются до металла:



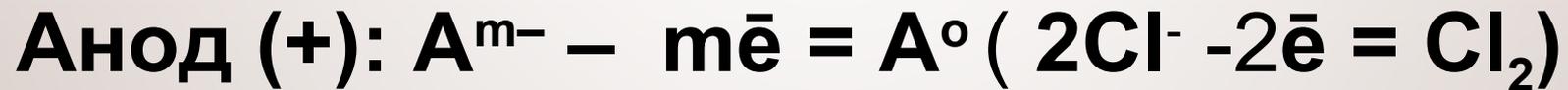
Анодные процессы

На аноде протекают процессы окисления

1) Анионы бескислородных кислот:



На аноде окисляются кислотные остатки



2) Анионы гидроксильной группы OH^- :

на аноде протекает окисление OH^- только при электролизе растворов щёлочей



3) Кислородсодержащие кислоты.

На аноде протекает процесс окисления не анионов кислородсодержащих кислот:

SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , а молекул воды:



Окисляются молекулы воды:

4) На аноде анионы F^- окисляются до молекулы воды:



Электролиз расплавов

1. Расплав щелочи $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

(-) Катод: $\text{K}^+ + 1\bar{e} = \text{K}^0$ | x 4

(+) Анод: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ | x 1

$4\text{K}^+ + 4\text{OH}^- = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}$ -> уравнение
электролиза

$4\text{KOH} \rightarrow 4\text{K} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, проходящий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

На катоде (–) происходит восстановление, а на аноде (+) – окисление.

Электролиз является промышленным способом получения щелочей.

Электролиз хлорида натрия

Электролиз расплава



Катод (–)



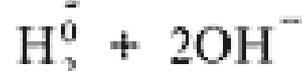
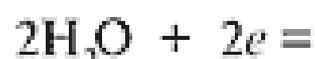
Анод (+)



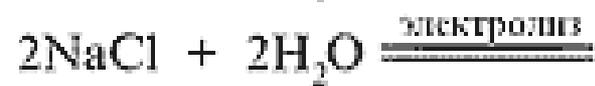
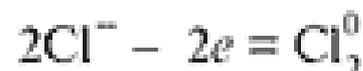
Электролиз раствора



Катод (–)



Анод (+)



Если анод растворимый

Анод растворимый (активный), изготовлен из Cu, Ag, Zn, Ni, Fe и др. металлов.

Анионы не окисляются. Окисляется сам анод:



Катионы Me^{n+} переходят в раствор и масса анода уменьшается.

Законы электролиза.

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

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

Количественные закономерности, к-рым подчиняются процессы эл-за, установлены в 1833-1834г.г. М. Фарадеем:

• **Кол-во в-ва, участвующего в процессе эл-за, прямо пропорционально кол-ву затраченного электричества.**

• **Массы различных в-в, участвующих в процессе эл-за, прямо пропорциональны их хим. эквивалентам.**

Из з-нов следует, что для эл-за эквивалента (экв. мас-сы) любого в-ва требуется затратить одинаковое кол-во эл-ва. Это – **число Фарадея:**

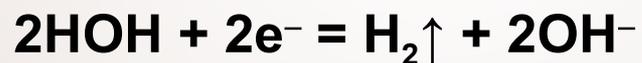
$$1F = (96487)96500 \text{ Кл} = 26,8 \text{ А-час.}$$

Т.о., можно теоретически рассчитать массу в-ва ($m_{\text{теор.}}$) в зав-сти от затраченного кол-ва эл-ва:

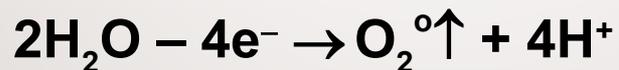
$$m_{\text{теор}} = \frac{\mathcal{E}}{F} \cdot Jt$$

Задача 1. Составить электронные уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при эл-зе водного р-ра хлорида олова (+2).

на катоде:



на аноде:



Задача 2. Деталь хромируется в водном р-ре сульфата хрома (+3).
Определить силу тока, если в течение 1 часа на поверхности детали
выделится 1,3г хрома, а выход по току составляет 40%.



$$m_{\text{теор}} = \frac{\mathcal{E}}{F} \cdot It$$

$$B_T = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

$$I = \frac{m_{\text{теор}} \cdot F \cdot n}{A \cdot t} = \frac{1,3 \cdot 26,8 \cdot 3}{0,4 \cdot 52 \cdot 1} = 5,025 \text{ A}$$