**Методическая разработка по химии:**

**«Понятие об электролизе расплавов и растворов солей»**

Автор: учитель химии, Пашенина Л.М., МБОУ «МельничновскаяСШ» Белогорского района Республики Крым

«**Понятие об электролизе расплавов и растворов солей»**

**Окисление**- это процесс отдачи электрона, сопровождающееся повышением степени окисления элемента.
**Восстановление**- это процесс принятия электрона, сопровождающееся уменьшением степени окисления.
**Окислительно-восстановительные реакции** - это реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов.

 **Степень окисления** - это условный заряд, показывающий количество смещённых электронов.
**Окислители** - это вещества, отнимающие электроны от других веществ.
**Примеры окислителей:**
–Соединения, содержащие элементы с высшей степенью окисления: HN5+O3, H2S6+O4конц., KMn7+O4, K2Cr26+O7…

–Катионы металлов большого заряда: Fe3+, Au3+, Pb2+и т.п.

–Галогены: F2, Cl2, Br2

–Кислород: O2, озон О3

**Восстановители** - это вещества, отдающие электроны.
**Примеры восстановителей:**–Соединения, содержащие элементы с низшей степенью окисления

H2S-2,  N-3H3, P3-H3, KJ- и т.п.

–Н2, С, СО, активные металлы- Mg, Al, щелочные металлы

–Катионы металлов малого заряда: Fe2+,, Sn2+, и т.п.

Самым сильным окислителем и самым сильным восстановителем является электрический ток. С его помощью можно окислить даже ионы фтора и восстановить катионы щелочных металлов. Итак, переходим к понятиям электрическим.
**Электрод-** проводник, посредством которого часть электрической цепи, образуемая проводами, соединяется с частью цепи, проходящей в неметаллической среде (жидкости, газе)

**Катод**- отрицательный электрод.

**Анод**– положительный электрод.

**Анод бывает – инертный** (из C, Pt, Au), **растворимый** (из более активного металла – Cu, Cr, Ni и др.)

**Электрический ток** – это направленное движение заряженных частиц.

**Что такое электролиз**?

**Электролиз**- это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на
электродах, при пропускании постоянного электрического тока через раствор
или расплав электролита Этот процесс происходит в электролизёре.

Рассмотрим сущность процесса -

 **электролиз расплава хлорида натрия:**NaCl (расплав) → Na ++Cl-

- K Na+ + 1ē →Na0 восст- ие 2

+А 2Cl-- 2ē → Cl20↑ ок- ие 1
\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_
2Na+ + 2Cl-→ 2Na0 + Cl20↑

2NaCl → 2Na + Cl2↑

Таким способом можно получить и другие щелочные, щелочноземельные металлы и Al, а также другие галогены – F2, Cl2, Br2,J2.

**Электролиз растворов солей**

***Для составления уравнений электролиза растворов солей необходимо знать правила катодных и анодных процессов. В процессе кроме солей участвуют и молекулы воды.***

  **Катодные процессы**определяются рядом активности металлов (рядом стандартных электродных потенциалов).
**Здесь возможны три случая:**
1.**Катионы металлов после водорода (от Cu2+до Au3+) полностью восстанавливаются на катоде.**
2**. Катионы металлов от Li+ до Al3+включительно не восстанавливаются на катоде, вместо них восстанавливаются молекулы воды:**2Н2О +2ē → Н2↑ + 2ОН- **восстановление воды (запомнить)**

3.**Катионы металлов от Al3+до H+ восстанавливаются одновременно с молекулами воды.**
 **Анодные процессы:**

1.**В первую очередь на аноде окисляются бескислородные анионы: S2-, J-, Br-, Cl-, кроме F- и анионы органических кислот:**2RCOO- - 2ē → CO2↑+ R-R

2.**Во вторую очередь – ОН-анионы, окисляются молекулы воды:**
2Н2О - 4ē → О2↑ + 4Н +**окисление воды (запомнить)**

**Продукты электролиза раствора CuSO4:**
CuSO4 → Cu2+ + SO42-

HOH ⇔ H+ + OH-

-K Cu2++ 2ē → Cu 0 2
+A 2Н2О - 4ē → О2↑ + 4Н+  1

\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_
2Cu2+ + 2H2O → 2Cu + O2↑ + 4H++ 2SO42-

 2CuSO4 + 2H2O → 2Cu + O2↑ + 2H2SO4

**Электролиз раствора Na2CO3:**

Na2CO3 → 2Na ++ CO3 2-

HOH ⇔ H ++ OH -

-K 2H2O + 2ē → H2↑ + 2OH- 4 2

+A 2Н2О - 4ē → О2↑ + 4Н + 2 1

\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_
4H2O + 2H2O → 2H2 + 4OH -+ O2 + 4Н+

 2H2O ⇔ 2H2 + O2

**Практически при электролизе солей активных металлов и кислородосодержащих кислот состав электролита не меняется. Электролизу подвергаются только молекулы воды.**
**Применение процесса электролиза:**

1.В электрометаллургии. Для получения металлов (Al, Na, Mg, Cd).

2.В химической промышленности для получения водорода, галогенов, щелочей.

3.Для очистки металлов, рафинирование (Cu, Ni, Pb).

4.В гальваностегии – покрытие одних металлов другими для защиты от коррозии (цинкование , хромирование, никелирование, золочение).

5.В гальванопластике- получении металлических копий.