

Окислительно- восстановительные реакции. Электролиз.

- **Окислительно-восстановительными** называют реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции.
- **Степенью окисления** называют условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что оно состоит только из простых ионов.

Для того чтобы рассчитать степень окисления, нужно воспользоваться несложными правилами:

1) степень окисления (с. о.) кислорода почти всегда равна -2 (исключения: фторид кислорода $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$, пероксиды, например $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$);

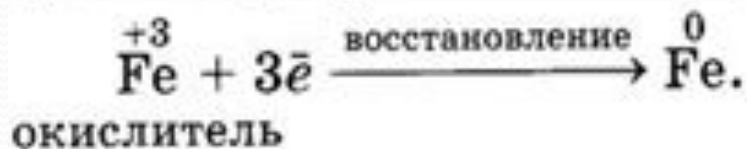
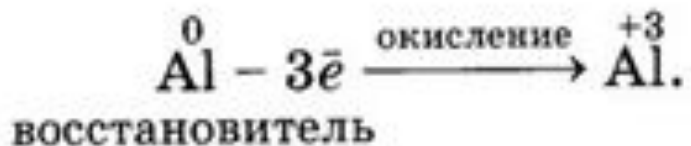
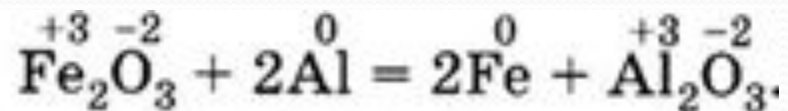
2) с. о. водорода почти всегда равна $+1$ (исключения: гидриды, например $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$);

3) с. о. металлов всегда положительна, ее максимальное значение почти всегда равно номеру группы;

4) с. о. свободных атомов и атомов в простых веществах всегда равна 0 ;

5) суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна 0 .

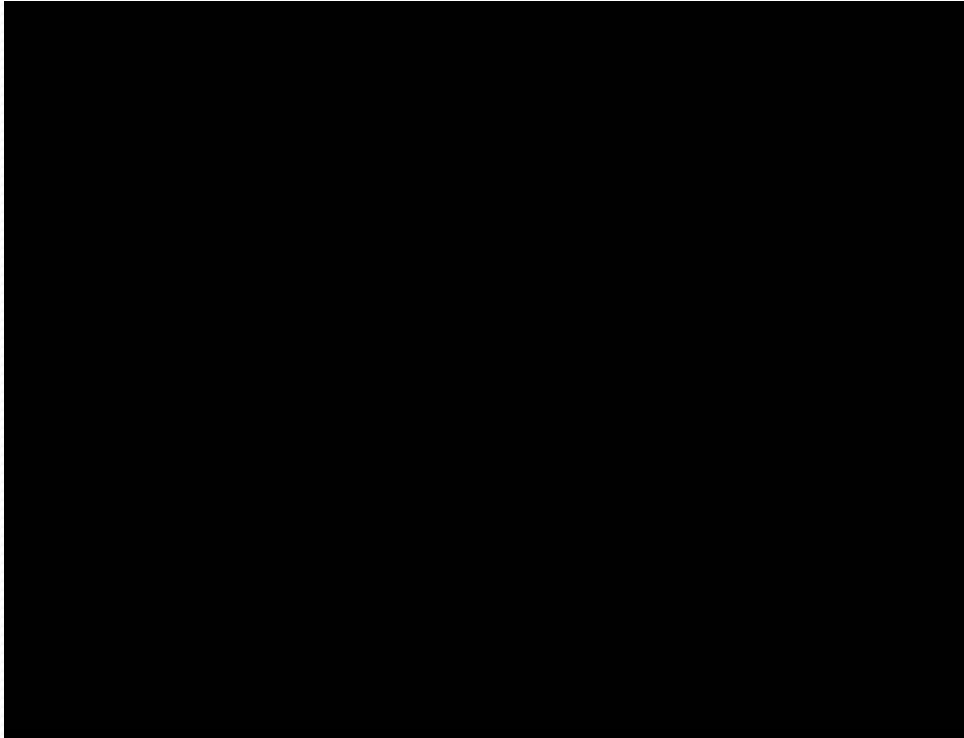
Реакция алюминотермии





Окислительно-восстановительная реакция горения метана:





- Наиболее сильными восстановителями являются металлы, водород, оксид углерода (II), углерод, сероводород, аммиак и др.
- Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород, озон, галогены, азотная и серная кислоты, перманганат калия и др.
- Однако самым сильным из известных окислителей и восстановителей является электрический ток. Он восстанавливает даже щелочные и щелочноземельные металлы и алюминий из их соединений и окисляет даже ионы галогенов и кислорода из их соединений до простых веществ.

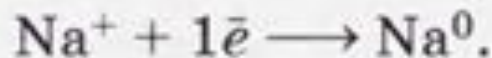
Электролиз

Электролизом называют окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

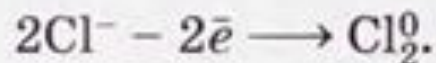
Рассмотрим электролиз расплава хлорида натрия. В расплаве эта соль диссоциирует:



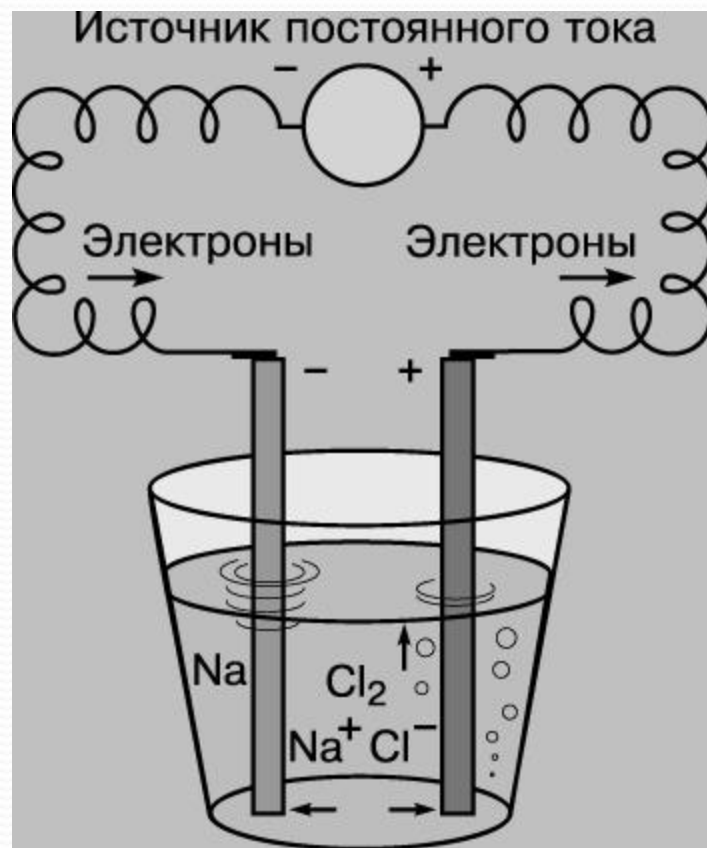
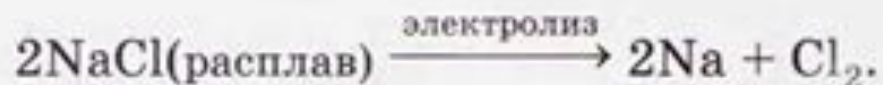
Катионы натрия направляются к катоду (отрицательному полюсу источника тока) и разряжаются на нем, т. е. восстанавливаются:



Хлорид-анионы направляются к аноду (положительному полюсу источника тока) и разряжаются на нем, т. е. окисляются:



Итоговое уравнение электролиза расплава хлорида натрия:



Рассмотрим электролиз раствора хлорида натрия. На катод в этом случае отправятся ионы Na^+ и H^+ , на анод — Cl^- и OH^- . На катоде происходит восстановление катионов водорода, на аноде — окисление хлорид-анионов, а в растворе останутся катионы натрия и гидроксид-анионы. Суммарное уравнение рассмотренного процесса:



Следовательно, продуктами электролиза раствора хлорида натрия являются водород, хлор и гидроксид натрия.

8

ХИМИЧЕСКОЕ ПРОИЗВОДСТВО. МЕТАЛЛУРГИЯ

ЭЛЕКТРОЛИЗ ХЛОРИДА НАТРИЯ

Схема установки для получения металлического натрия

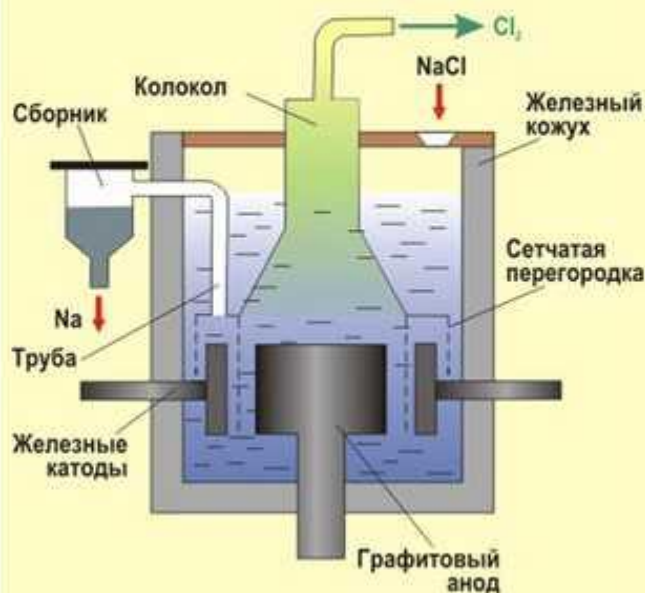
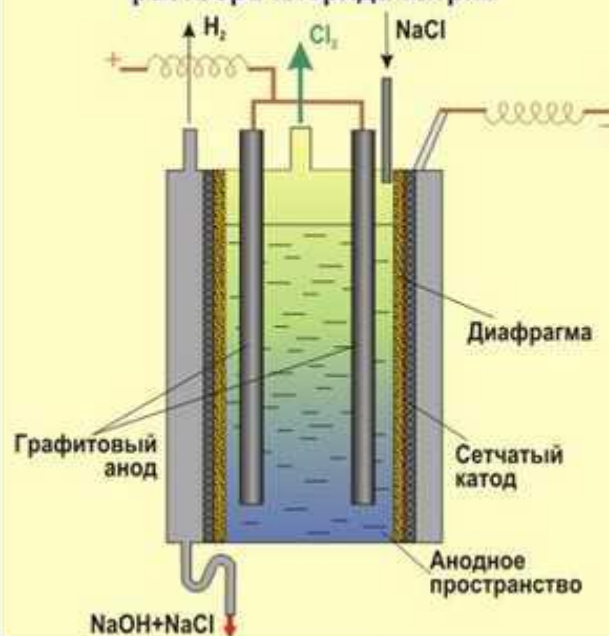


Схема установки для электролиза раствора хлорида натрия



Не все вещества будут электролизироваться при пропускании электрического тока. Существуют некоторые закономерности и правила.

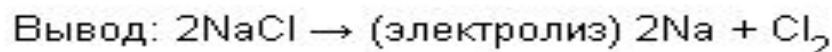
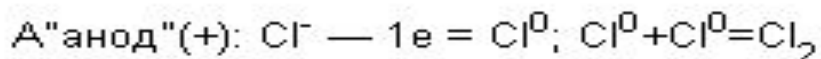
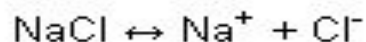
Катионы активных металлов	Катионы менее активных металлов	Катионы неактивных металлов
$\text{Li}^+, \text{Cs}^+, \text{Rb}^+, \text{K}^+, \text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Be}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	$\text{Mn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Ga}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{In}^{3+}, \text{Tl}^+, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Mo}^{4+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	$\text{Bi}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Hg}^{2+}, \text{Pd}^{3+}, \text{Pt}^{2+}, \text{Au}^{3+}$
Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением водорода	В водном растворе восстанавливаются металл (при малой концентрации катионов в растворе — металл и водород)	Легко разряжаются и восстанавливается только металл

Анионы кислородсодержащих кислот	Гидроксид-ионы; анионы бескислородных кислот (кроме F^-)
$\text{PO}_4^{3-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^-, \text{NO}_2^-, \text{ClO}_4^-$	$\text{OH}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-, \text{S}^{2-}$
Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением кислорода	Легко разряжаются

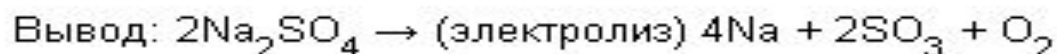
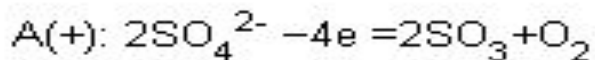
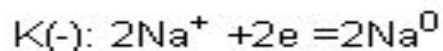
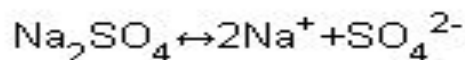
Примеры расплавов:

1) Активные металлы

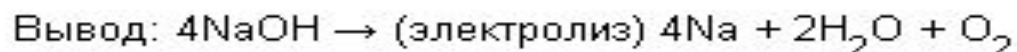
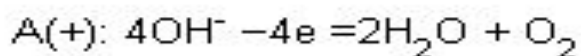
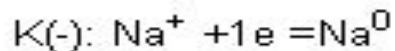
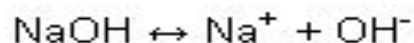
1. Соль активного металла и бескислородной кислоты



2. Соль активного металла и кислородосодержащей кислоты



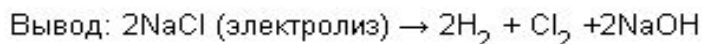
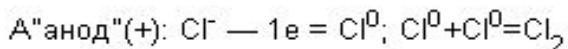
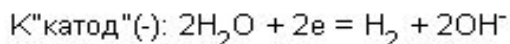
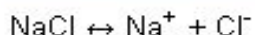
3. Гидроксид: активный металл и гидроксид-ион



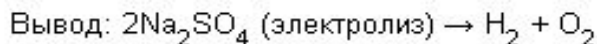
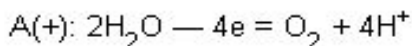
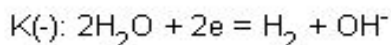
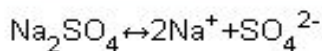
Примеры растворов:

1) Активные металлы

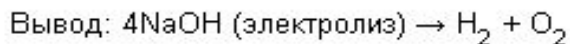
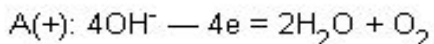
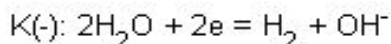
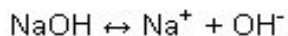
1. Соль активного металла и бескислородной кислоты



2. Соль активного металла и кислородсодержащей кислоты

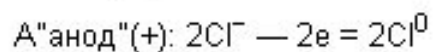
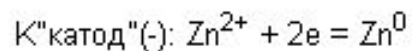
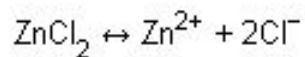


3. Гидроксид: активный металл и гидроксид-ион

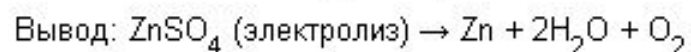
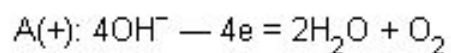
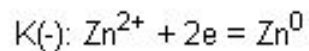
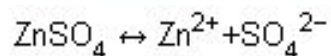


2) Менее активные металлы

1. Соль менее активного металла и бескислородной кислоты



2. Соль менее активного металла и кислородсодержащей кислоты



3. Гидроксид: невозможно (нерастворим)

В промышленности электролиз находит широкое применение:

- для получения щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия;
- для получения галогенов, водорода и кислорода;
- для нанесения металлических покрытий на поверхность изделий — никелирование, хромирование, золочение (общее название таких процессов — *гальваностегия*);
- для изготовления рельефных металлических копий (*гальванопластика*);
- для очистки цветных металлов от примесей (*рафинирование*).



