

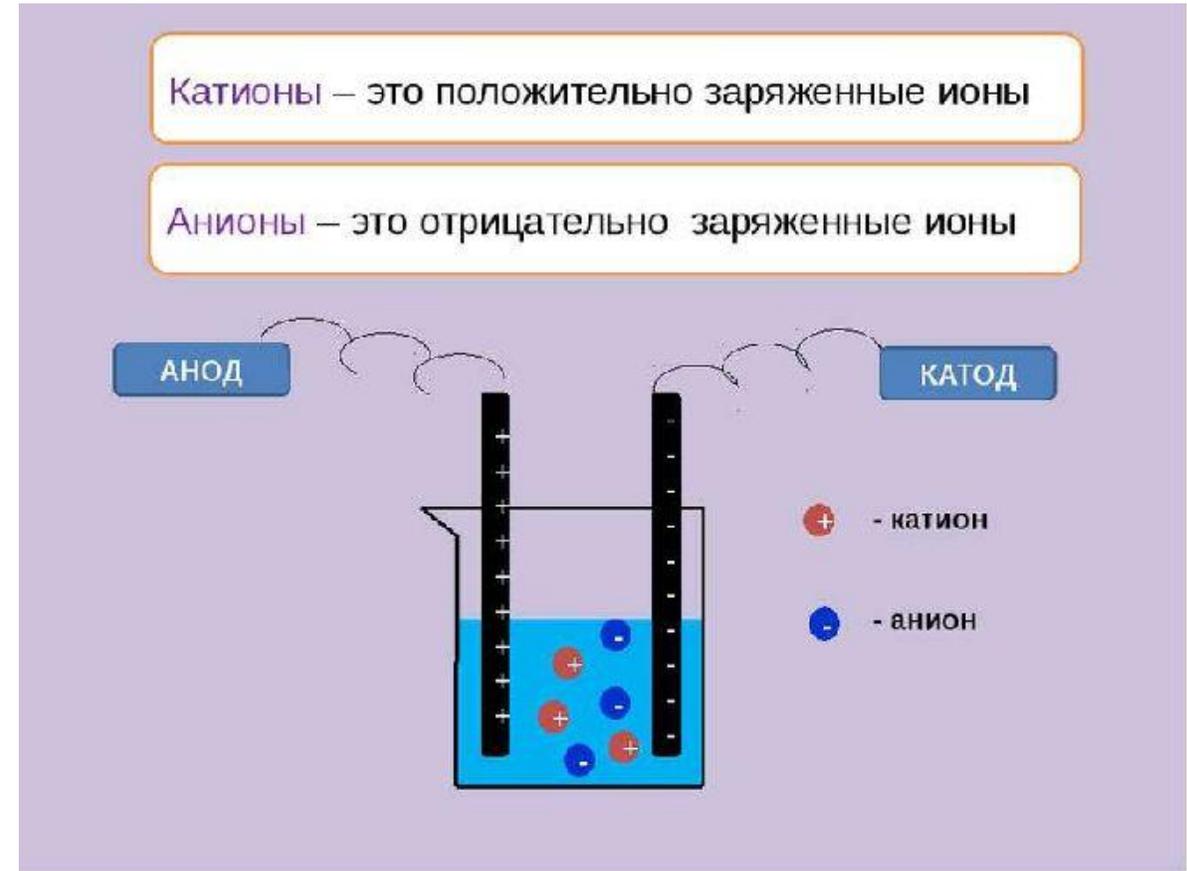
## Теория электролитической диссоциации

В 1887 году шведским химиком Аррениусом была сформулирована теория электролитической диссоциации. Теория объясняет, почему водные растворы солей, кислот, щелочей проводят электрический ток

## Электролитическая диссоциация

Аррениус, исследуя растворы, заметил, что некоторые из них проводят электрический ток. Чтобы разобраться, как именно это происходит, следует вспомнить определение электрического тока. Это упорядоченное движение заряженных частиц. Следовательно, в растворе должны присутствовать эти частицы.

Заряженными частицами, которые переносят электрический ток, являются ионы. Они делятся на положительно заряженные катионы и отрицательно заряженные анионы.

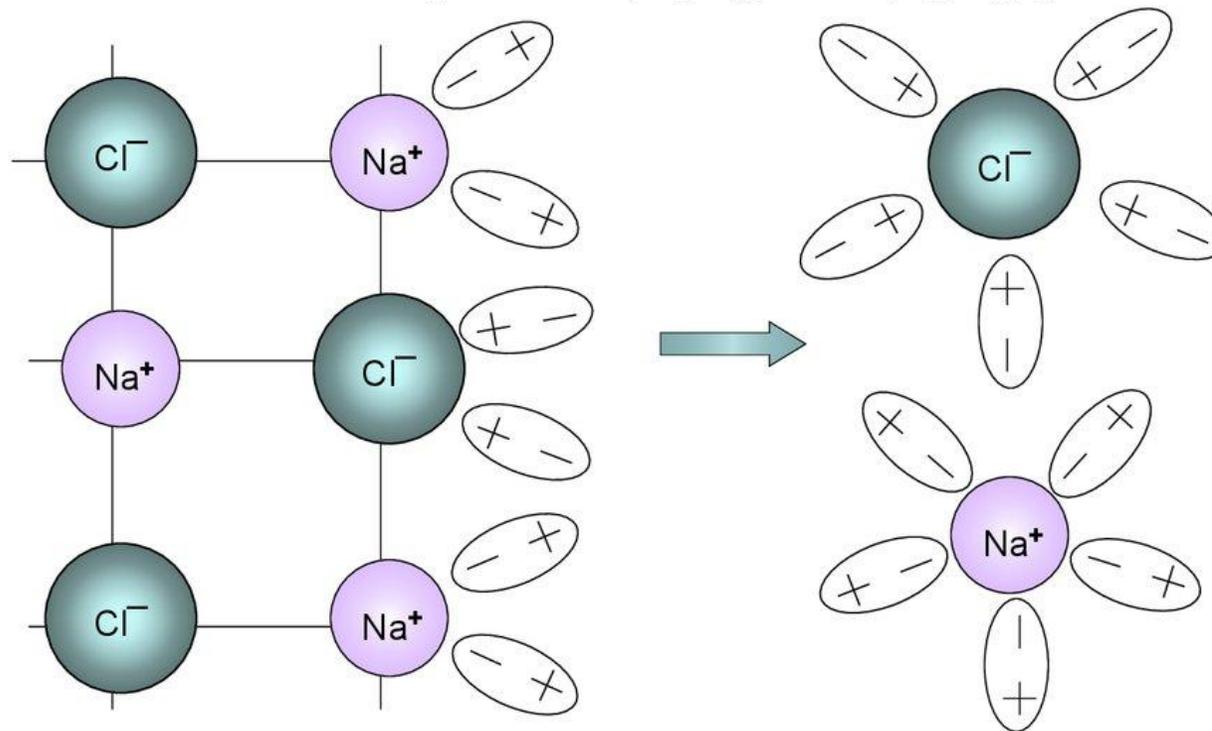
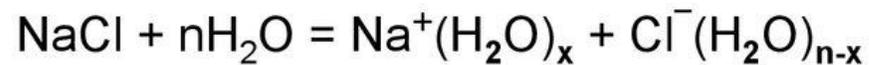


Ионы образуются в результате распада (расщепления) молекул веществ.

Это может произойти в растворе под действием молекул воды или при высокой температуре в расплаве.

Распад молекул на ионы называется электролитической диссоциацией.

## Схема диссоциации NaCl



## **Электролиты и неэлектролиты**

Не все вещества распадаются на ионы под воздействием воды.

Поэтому выделяют **две группы веществ:**

электролиты – молекулы распадаются на ионы;

неэлектролиты – молекулы не распадаются на ионы.

**К электролитам** относятся сложные неорганические вещества:

кислоты;

основания;

расплавы и растворы солей;

твёрдые соли;

некоторые твёрдые оксиды;

гидроксиды.

**Неэлектролиты** – большинство органических веществ. К ним относятся:

альдегиды;

кетоны;

углеводороды;

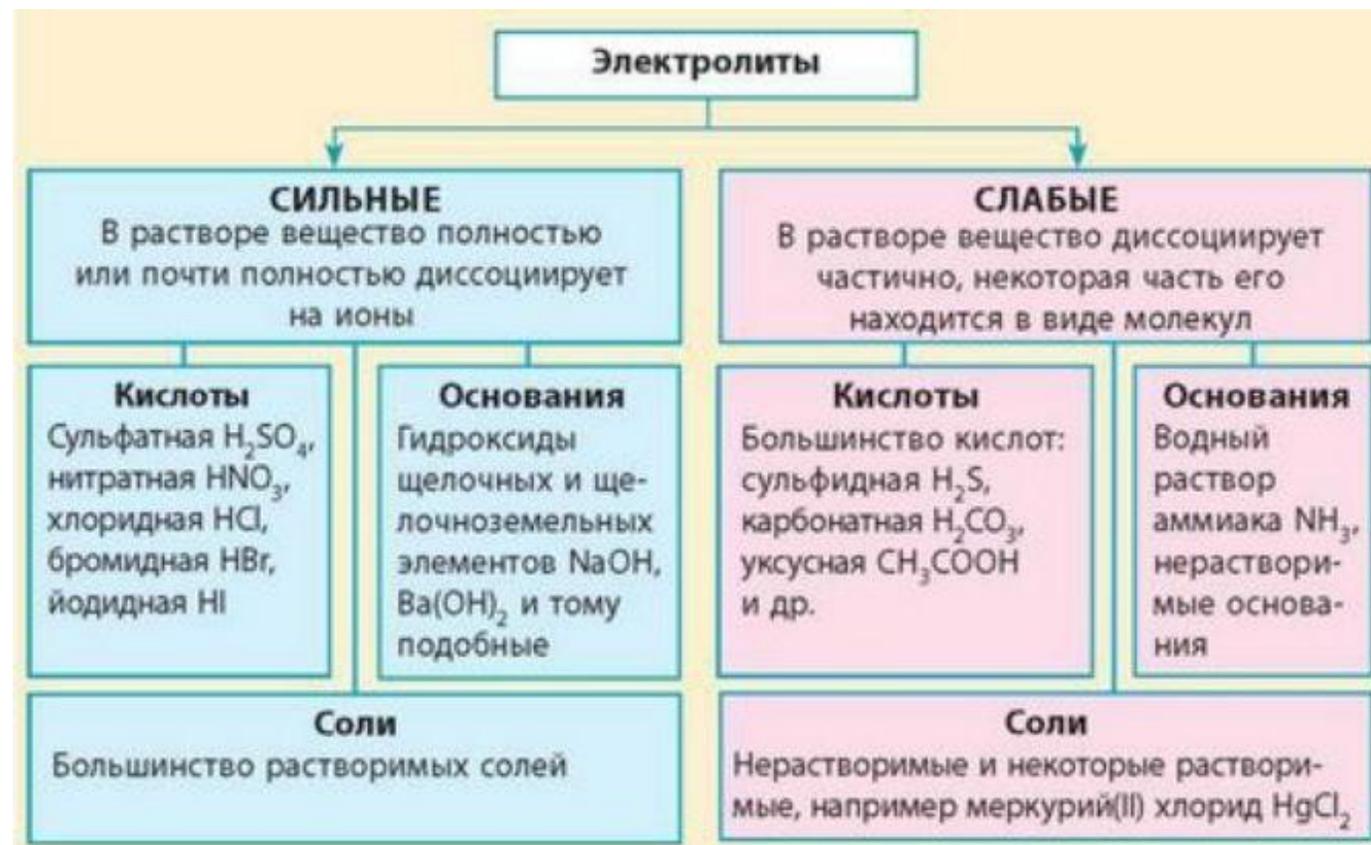
углеводы.

## Виды электролитов

Электролитическая диссоциация характеризуется степенью диссоциации. Это величина, отражающая отношение числа распавшихся молекул к общему количеству молекул вещества. Степень диссоциация показывает долю молекул вещества, распавшихся на ионы. Выражается формулой  $\alpha = n/N$ , где  $n$  – количество распавшихся молекул,  $N$  – общее количество молекул.

По степени диссоциации выделяют две группы электролитов:

- **сильные** – распадаются практически полностью в ненасыщенных растворах (сильные кислоты, соли, щёлочи);
- **слабые** – распадаются частично или не распадаются (слабые кислоты, малорастворимые соли, нерастворимые основания, гидроксид аммония).



Сущностью электролитической диссоциации является распад ковалентных полярных или ионных связей. Молекулы воды оттягивают полярные молекулы, увеличивая полярность, и разрывают их на ионы. В расплавах при высокой температуре ионы в кристаллической решётке начинают совершать колебания, которые приводят к разрушению кристалла. Ковалентные неполярные связи, присутствующие в простых веществах, достаточно прочны и не разрываются молекулами воды или при нагревании.

Исследовав электролиты, Аррениус сформулировал **основные положения теории электролитической диссоциации:**

- вещества при взаимодействии с водой распадаются на ионы – катионы и анионы;
- электрический ток заставляет двигаться катионы к катоду, а анионы – к аноду;
- диссоциация – обратимый процесс для слабых электролитов.

**Условия протекания реакций в растворах:**

продуктом реакции должно стать нерастворимое (малорастворимое соединение)

Или газ.

Проверить это можно по таблице растворимости

## Электролиз растворов

Проведем следующий опыт. Поместим в раствор хлорида меди(II) две металлические пластинки, подключенные к источнику постоянного тока.

В результате будут наблюдаться следующие явления:

1. Электрод, заряженный отрицательно (**катод**), постепенно покрывается красным налетом **меди**.
2. На электроде, заряженном положительно (**анод**), образуются пузырьки газа – **хлора** (см. рисунок).

Объясняется это следующим образом.

Хлорид меди(II)  $\text{CuCl}_2$  в водном растворе диссоциирует на ионы:  $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

При пропускании электрического тока через этот раствор положительно заряженные катионы меди ( $\text{Cu}^{2+}$ ) движутся к отрицательно заряженному электроду – катоду.

Достигнув катода, ионы меди **принимают электроны**, превращаясь в атомы меди:

Катод( -):  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

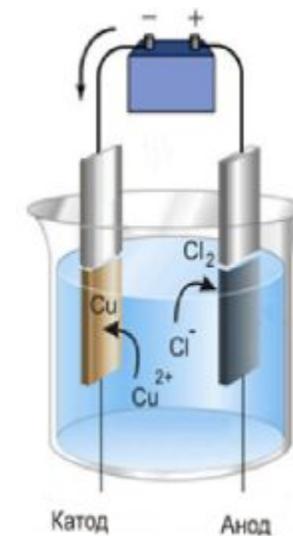
Отрицательно заряженные анионы хлора ( $\text{Cl}^-$ ) движутся к положительно заряженному электроду – аноду. Достигнув анода, ионы хлора **отдают электроны**, превращаясь в атомы хлора, а затем в молекулы  $\text{Cl}_2$ , который выделяется в виде газа:

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

ионное уравнение реакции, протекающей при пропускании электрического тока через раствор хлорида меди(II):

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Cu} + \text{Cl}_2 \uparrow$

В расплавах солей, так же, как и в их растворах, присутствуют катионы металла и анионы кислотного остатка. Не все соли могут образовывать расплавы. В то же время для ряда солей электролиз их расплавов вполне осуществим, и даже используется в промышленности. Это в основном электролиз расплавов хлоридов щелочных и щелочноземельных металлов.



Электролиз раствора хлорида меди(II)

В промышленности электролиз широко применяется для:

- получения щелочных, щёлочноземельных металлов и алюминия, галогенов, водорода и кислорода;
- нанесения металлических покрытий на поверхность изделий (никелирование, хромирование (рис. 78), цинкование; общее название таких процессов — гальваностегия);
- изготовления рельефных металлических копий (рис. 79) (гальванопластика);
- очистки цветных металлов от примесей (рафинирование)



**Рис. 78.** Хромированный мотоцикл — пример техники гальваностегии



**Рис. 79.** Икона, выполненная в технике гальванопластики