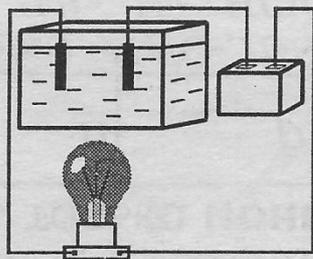


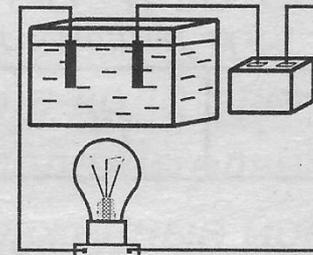
Теория электролитической диссоциации

ТЭД

ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ



Вещества



электролиты

Электролитами называются вещества, водные растворы и расплавы которых проводят электрический ток

вид связи:
ионная, *КСНВ*
ковалентная сильнополярная

*растворы солей,
щелочей, кислот*

неэлектролиты

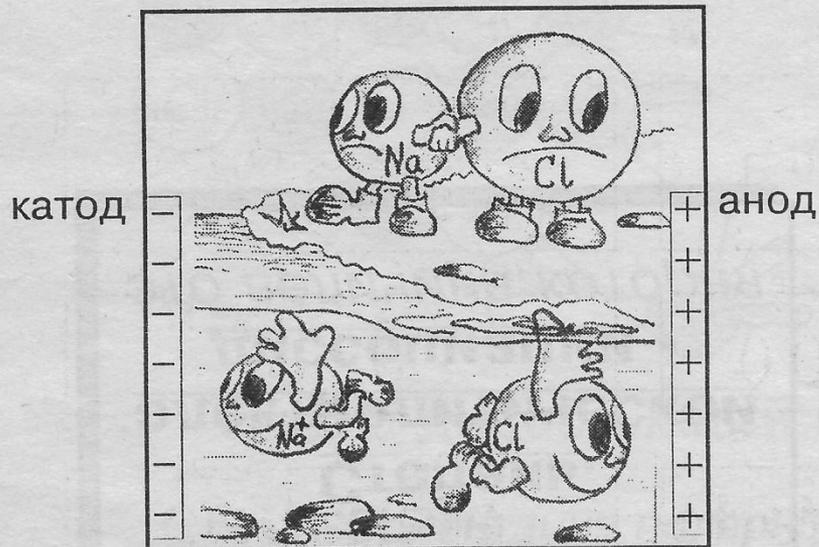
Неэлектролитами называются вещества, водные растворы и расплавы которых не проводят электрический ток

вид связи: *КИПС*
ковалентная неполярная,
малополярная *КМПС*

газы, твердые вещества, органические вещества (бензин, сахара...)

примеры

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ (Сванте Аррениус 1887г.)



1. При растворении в воде электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы.
2. Под действием электрического напряжения катионы \oplus двигаются к катоду (-), а анионы \ominus - к аноду (+).
3. Степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, T° , концентрации.

Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией.

Электролитическая диссоциация - процесс обратимый.
Обратная реакция называется **моляризацией**.

СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Степень
электролитической
диссоциации -
это величина, которая

1) показывает отношение
числа молекул, распавшихся
на ионы к общему числу
молекул, введенных
в раствор

обозначается α (альфа)

измеряется в % (долях)

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

n - число молекул, распавшихся на ионы
(диссоциированных)

N - общее число молекул, введенных в раствор

СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

электролиты

сильные

средней силы

слабые

$$\alpha > 0,3$$

$$0,03 < \alpha < 0,3$$

$$0 < \alpha < 0,03$$

В растворе практически нет молекул, есть только **ионы**.

В растворе есть и **молекулы**, и **ионы**.

п

р

и

м

е

р

ы

*кислоты: $HNO_3, H_2SO_4, HCl, HBr, HI, HClO_4$;
щелочи: $KOH, NaOH, Ba(OH)_2, Ca(OH)_2$;
все растворимые соли*

кислоты: H_2SO_3, H_3PO_4, HF

*кислоты: $H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, H_3BO_3, CH_3COOH$;
вода - H_2O ;
основания: *нерастворимые в воде, NH_4OH**

МЕХАНИЗМ ДИССОЦИАЦИИ ВЕЩЕСТВ С КОВАЛЕНТНЫМ ПОЛЯРНЫМ ВИДОМ СВЯЗИ

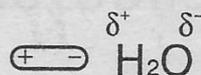
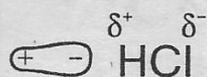
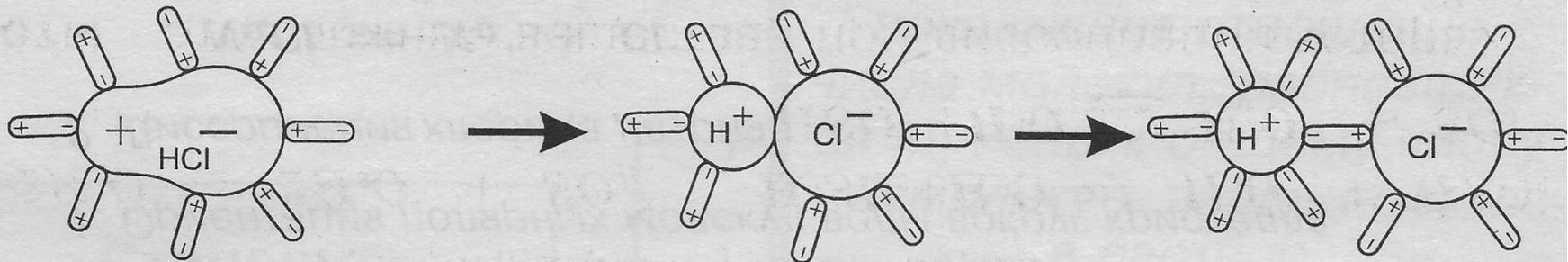


Схема диссоциации полярных молекул соляной кислоты

1. Ориентация полярных молекул воды вокруг молекулы соляной кислоты
2. Изменение вида связи с ковалентной полярной на ионную
3. Диссоциация соляной кислоты:



4. Гидратация - окружение молекулами воды ионов H⁺ и Cl⁻

Образование гидратированных ионов.

МЕХАНИЗМ ДИССОЦИАЦИИ ВЕЩЕСТВ С ИОННЫМ ВИДОМ СВЯЗИ

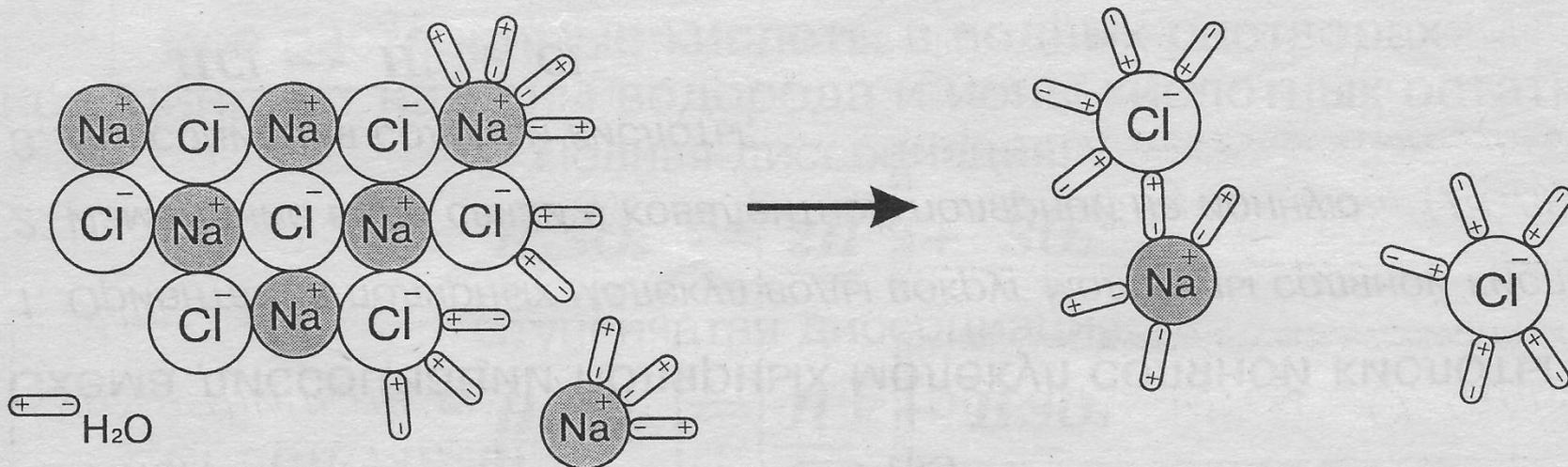


Схема диссоциации кристалла хлорида натрия

1. Ориентация полярных молекул воды вокруг кристалла
2. Диссоциация хлорида натрия:



3. Гидратация - окружение молекулами воды ионов Na^+ и Cl^-

Образование гидратированных ионов.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ

Все растворимые кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и ионы кислотных остатков

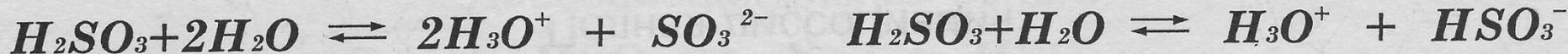
Полная диссоциация:



Ступенчатая диссоциация:



Диссоциация с учетом воды:



Кислоты - это **электролиты**, при диссоциации которых в водных растворах образуются только **катионы водорода** (H^+)

Присутствием в растворах ионов водорода объясняются характерные общие свойства кислот

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

Все растворимые основания в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид - ионы и положительно заряженные ионы металлов

Полная диссоциация:



Ступенчатая диссоциация:



Основания - это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах образуются только одного вида анионы - гидроксид-ионы (OH^-)

Присутствием в растворах гидроксид-ионов объясняются характерные общие свойства оснований

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ СОЛЕЙ

Средние и кислые соли диссоциируют неодинаково.

Диссоциация средних солей:



Средние соли - это **электролиты**, которые в водных растворах диссоциируют только на катионы металлов и анионы кислотных остатков.