


Теория электролитическ ой диссоциации



**УЧИТЕЛЬ ХИМИИ И БИОЛОГИИ
МКОУ БУТУРЛИНОВСКАЯ СОШ №4**

**ЧЁРНАЯ Т.М.,
ВЫСШАЯ КВАЛИФИКАЦИОННАЯ КАТЕГОРИЯ
2014 ГОД**



Фарадей Майкл

22. IX.1791 – 25.VIII. 1867

Английский физик и химик.

**В первой половине 19 в. ввел понятие
об **электролитах** и
неэлектролитах.**

Вещества

Электролиты

**Вещества, водные
растворы или расплавы
которых проводят
электрический ток**

Неэлектролиты

**Вещества, водные
растворы или расплавы
которых не проводят
электрический ток**

Теория электролитической диссоциации (ТЭД)



Сванте Аррениус

В **1887** году шведский учёный **С. Аррениус** для объяснения особенностей водных растворов веществ предложил теорию электролитической диссоциации.

В дальнейшем эта теория

1 положение



- Все вещества по их способности проводить электрический ток в растворах делятся на электролиты и неэлектролиты**
- К электролитам относятся все растворимые соли, кислоты, основания (щелочи)**
- К неэлектролитам относятся все нерастворимые соли, основания, кислоты, простые вещества, оксиды и органические вещества**
- При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы**

Вещества

Электролиты –
проводят эл. ток в
растворах

Неэлектролиты –
не проводят эл. ток в
растворах

Тип химической связи:
ионная,
сильнополярная

Тип химической связи:
ковалентная неполярная и
слабополярная

К ним относятся вещества:

соли
кислоты
основания

вещества:

простые вещества
оксиды неметаллов
органические вещества



СЛОВАРЬ

□ Процесс распада электролита в на ионы называется электролитической диссоциацией.



2 положение



- При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы**
- Ионы – это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов одного или нескольких элементов в результате отдачи или присоединения электронов**
- В переводе с греческого «ион» - «странствующий»**

СЛОВАРЬ



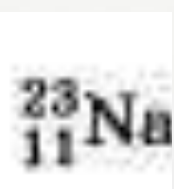
- **ИОНЫ** - это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов

Чем отличается металлический натрий от иона натрия?



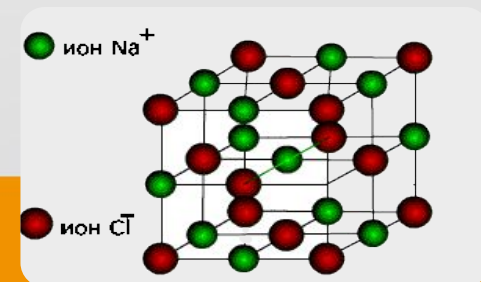
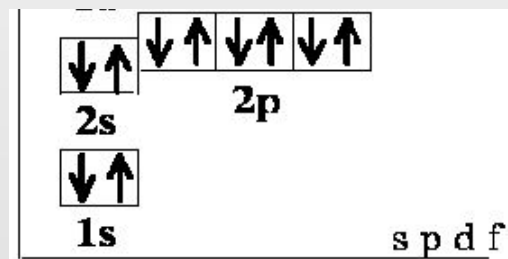
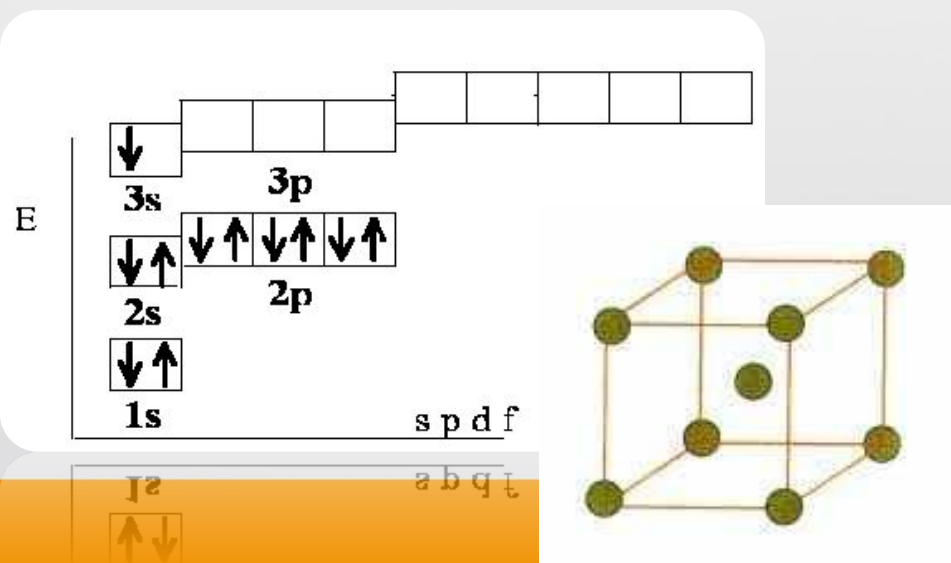
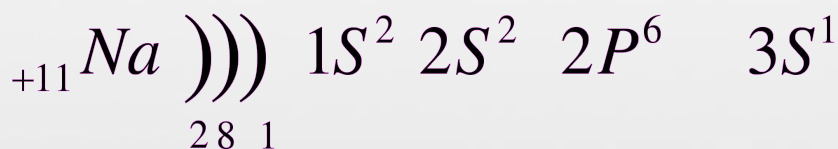
Атом натрия Na^0

Ион натрия Na^+



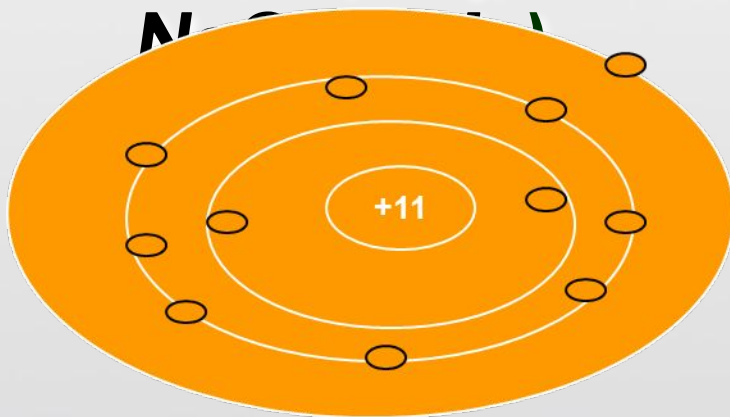
11 p⁺, 12n⁰, 11 e

11 p⁺, 12n⁰, 10 e



Свойства ионов и атомов

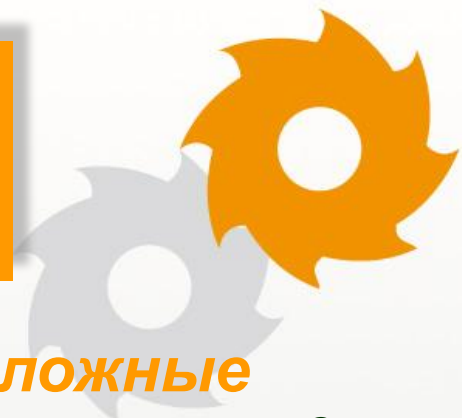
Na^0 2e, 8e, 1e
легко отдает
электроны,
взаимодействует с
водой (образуется



Na^+ 2e, 8e
не отдает
электроны, при
взаимодействии с
водой не образует
 NaOH и H_2



Ионы – заряженные частицы



простые
 Me^{n+}, H^+, S^{2-}

ИОНИ

сложные
 NH_4^+, OH^-, SO_4^{2-}

положительные
 Me^{n+}, H^+, NH_4^+

ИОНИ

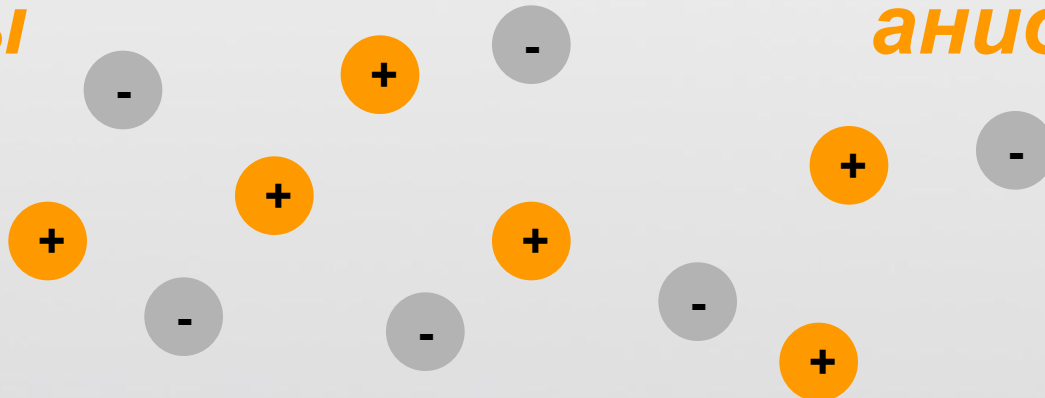
отрицательные
 $Cl^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}$

катионы

анионы

$K^{(-)}$

$A^{(+)}$



3 положение

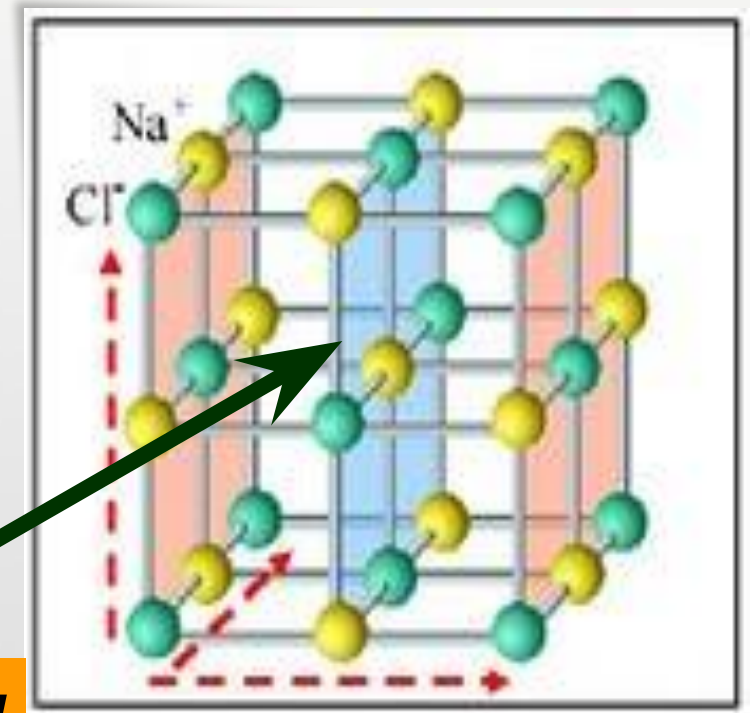


□ Причиной диссоциации электролита является его взаимодействие с молекулами воды и разрыв химической связи в нем, т.е. гидратация электролита

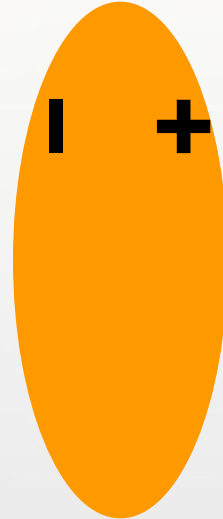
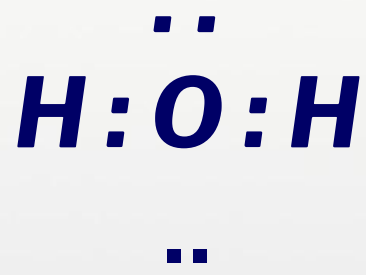
Причины распада веществ на ионы в расплавах



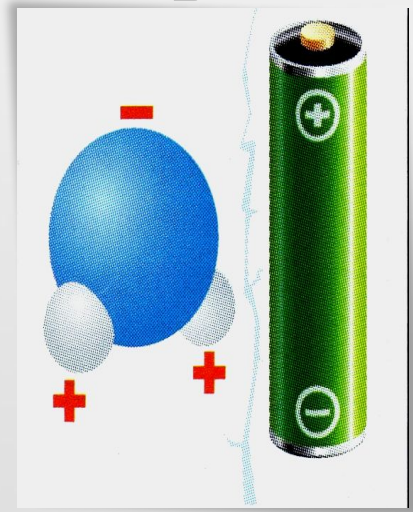
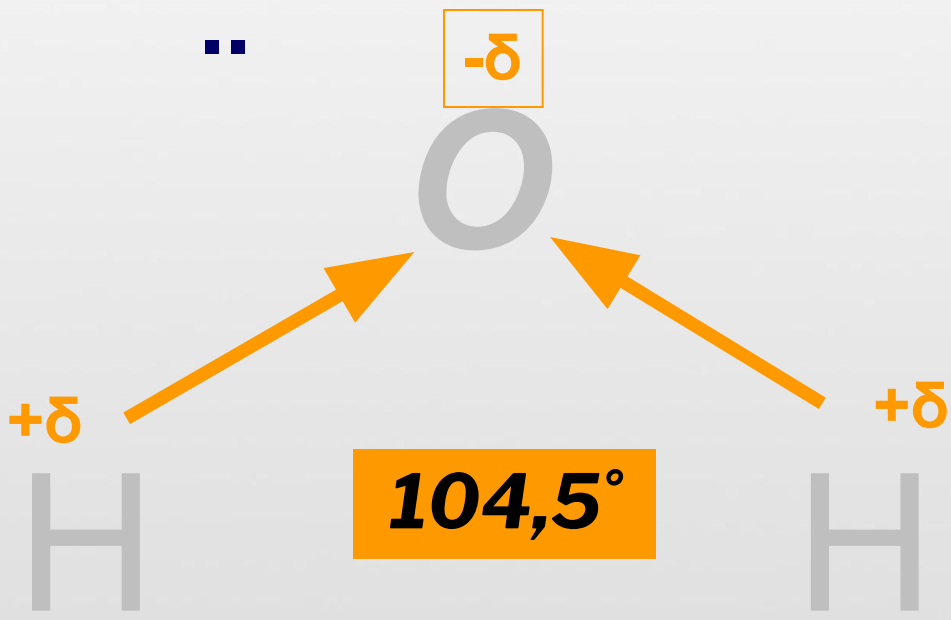
Нагревание
усиливает
колебания ионов в
узлах
кристаллической
решётки -
кристаллическая
решётка
разрушается. Нагревани
е



строение молекулы воды



диполь



Причина диссоциации веществ в растворах



1. Вода является полярной молекулой



2. Вода ослабляет взаимодействие между ионами в 81 раз.

3. диполи воды "вырывают" ионы из кристаллической решётки



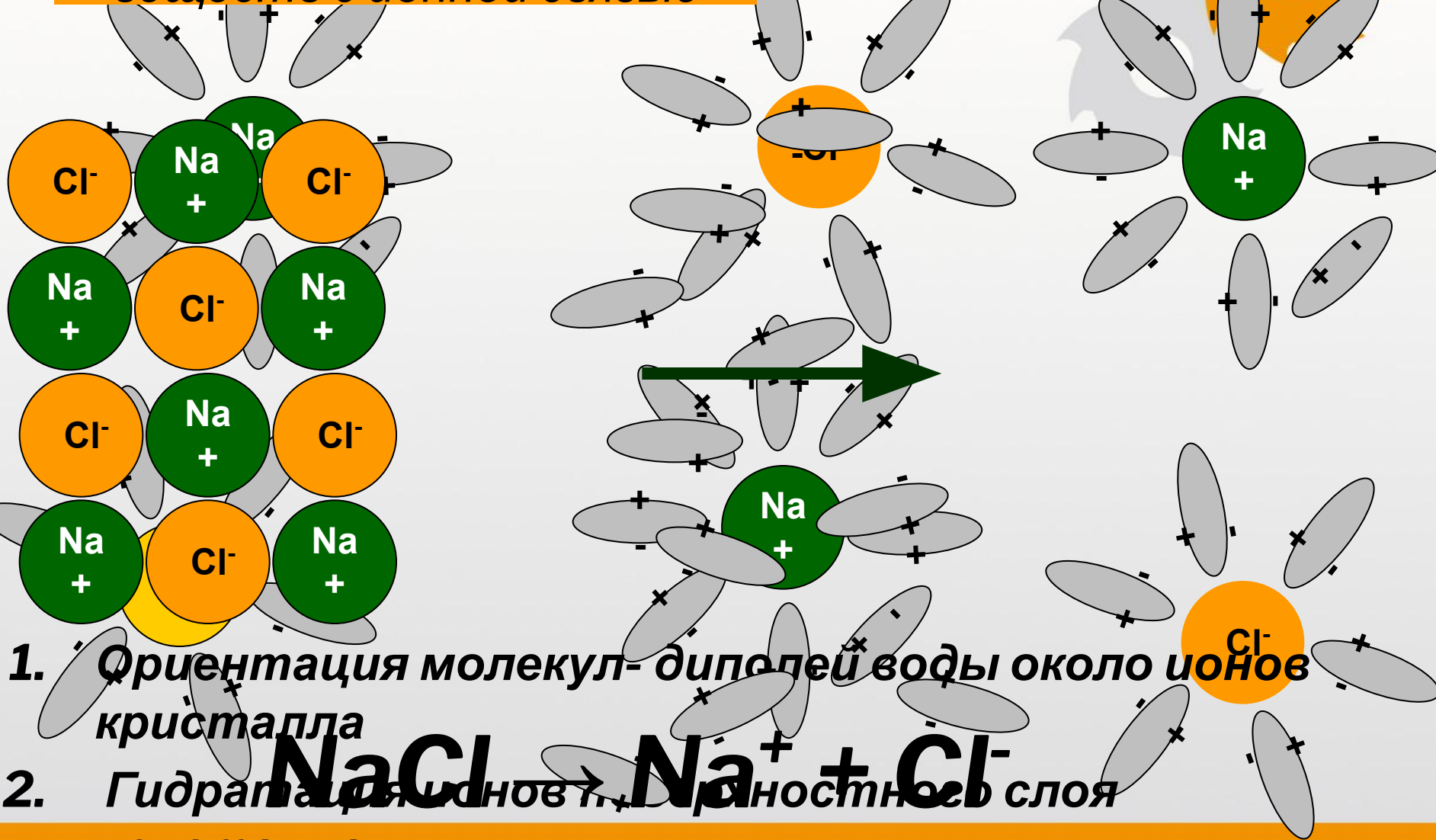
4.
Кристаллическая решётка разрушается

Механизм электролитической диссоциации веществ с ионным типом связи



- ориентация молекул – диполей воды около ионов кристалла**
- гидратация (взаимодействие) молекул воды с ионами поверхностного слоя кристалла**
- диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы**

Механизм диссоциации веществ с ионной связью



1. Ориентация молекул-диполей воды около ионов кристалла
2. Гидратация ионов в приповерхностном слое кристалла
3. Диссоциация кристалла

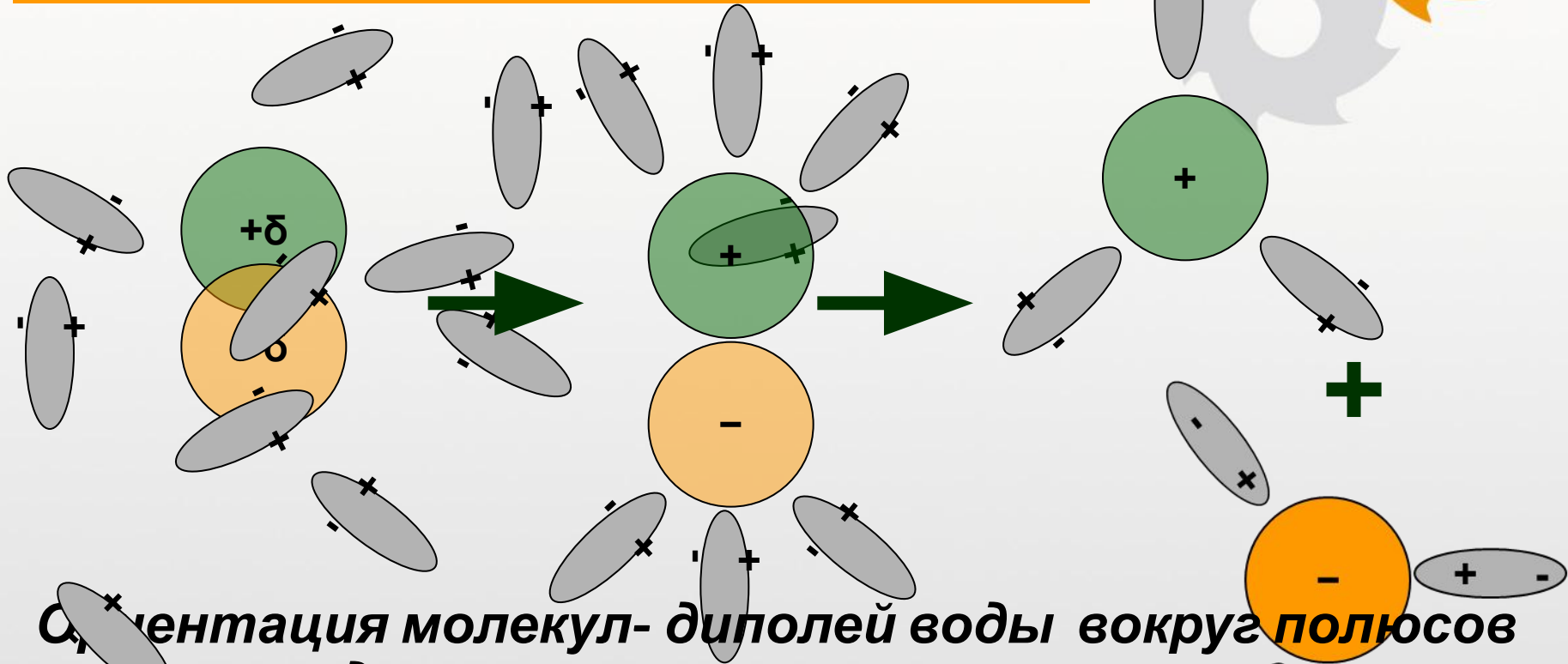


**Сущность процесса
электролитической диссоциации
веществ с ковалентной полярной
связью**

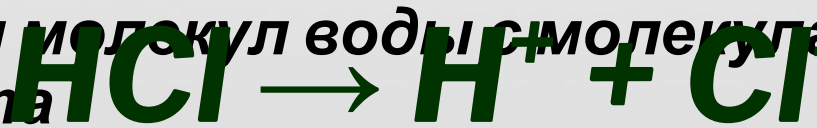


- ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита**
- гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита**
- ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную)**
- диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы**

Механизм диссоциации веществ с ковалентной сильнополярной связью



1. Ориентация молекул-диполей воды вокруг полюсов молекулы-диполя электролита
2. Гидратация молекул воды с молекулами электролита
3. Ионизация молекул электролита (КПС \rightarrow ИС)
4. Диссоциация молекул электролита



4 положение



- Под действием электрического тока **положительные ионы** движутся к **катоду** и называются **катионами**, а **отрицательные** – к **аноду** и называются **анионами**

ЭЛЕКТРОЛИТЫ

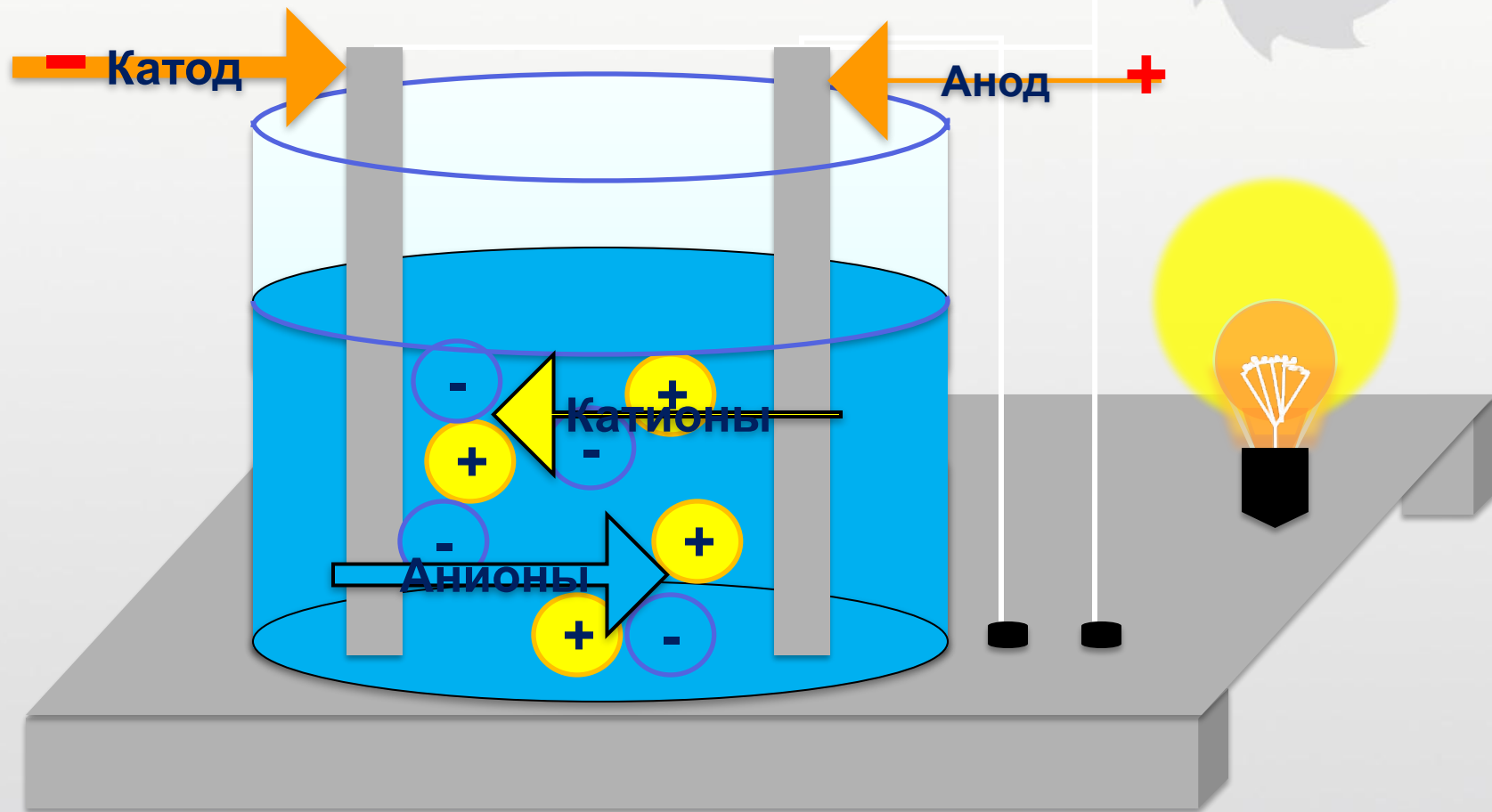


Рис.2.

НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

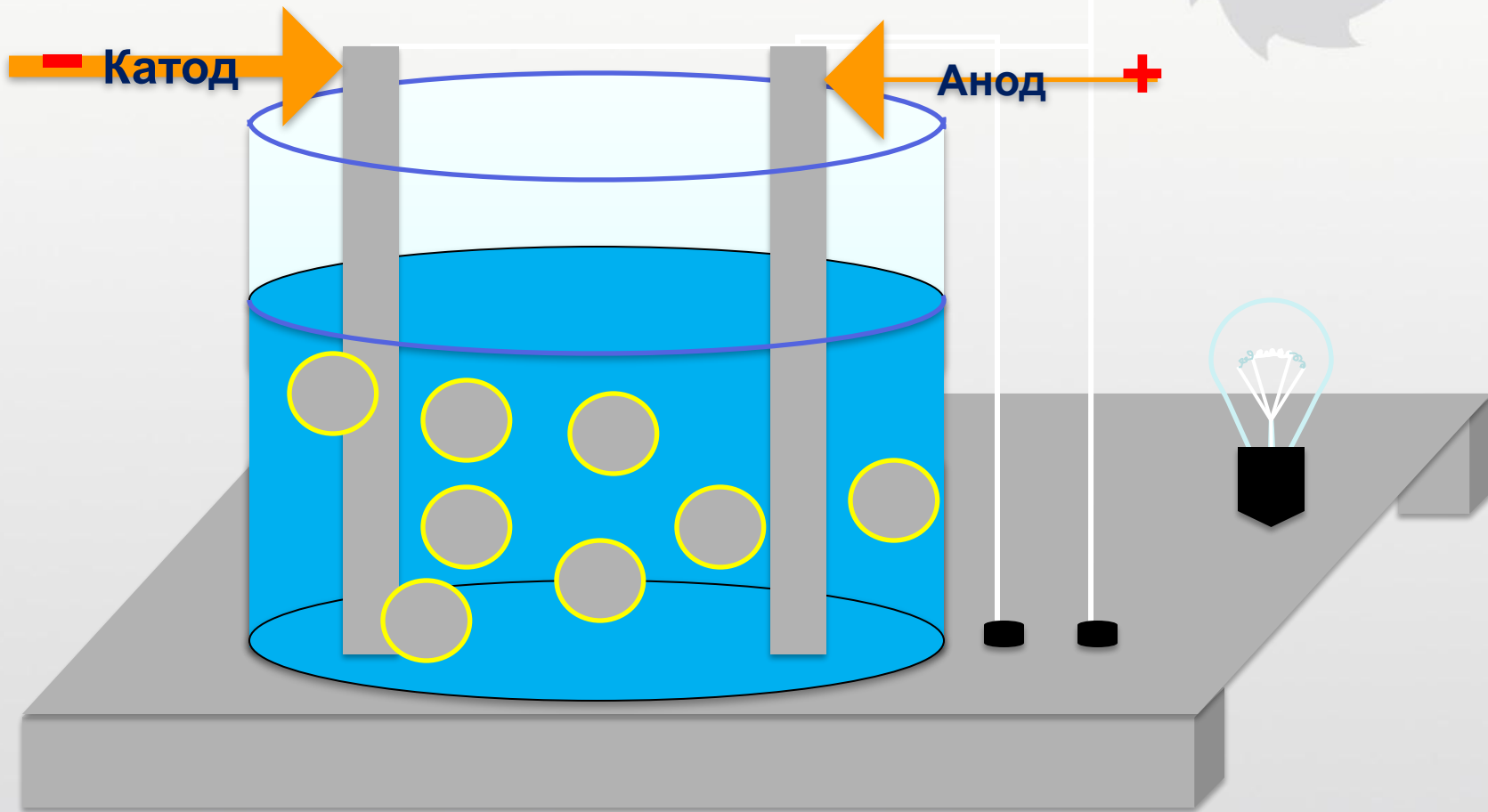


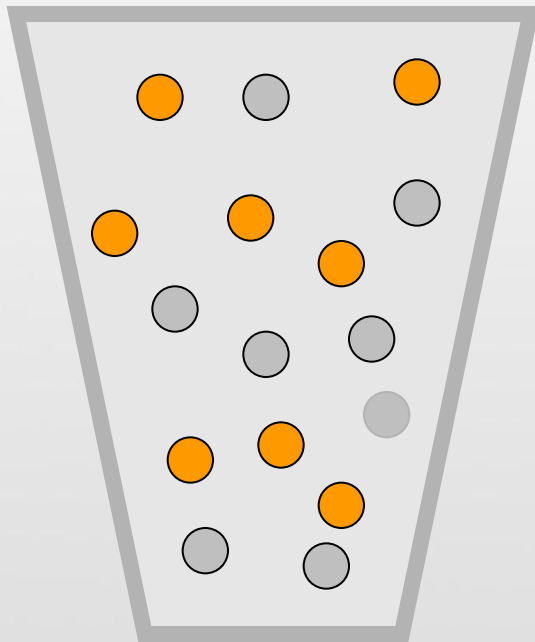
Рис.3.



электролитической диссоциации α



Количественная характеристика процесса диссоциации



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

n – число
диссоциированных
молекул

N – общее число молекул,
введенных в раствор

5 положение



□ **Разные электролиты по-разному диссоциируют на ионы и поэтому делятся на:**

А) сильные (соли, щелочи, некоторые кислоты), у которых $\alpha \rightarrow 1$

Б) слабые (гидрат аммиака, некоторые кислоты), у которых $\alpha \rightarrow 0$

□ **Электролитическая диссоциация – процесс обратимый для слабых электролитов**



Электролиты



Сильные
 $\alpha > 30\%$

Средние
 $30\% > \alpha > 3\%$

Слабые
 $\alpha < 3\%$

При увеличении температуры степень диссоциации электролита увеличивается

При увеличении концентрации электролита степень его диссоциации уменьшается

*

6 положение



***Химические свойства
растворов электролитов
определяются свойствами
тех ионов, которые они
образуют при диссоциации***

По характеру образующихся ионов различают 3 типа электролитов



Кислоты

- Электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода (общее) и анионы кислотного остатка (индивидуальное)
- $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

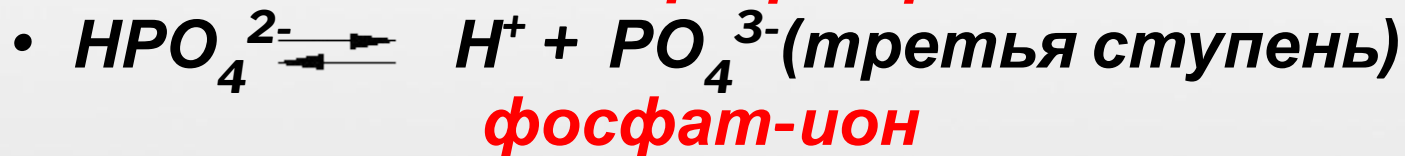
Основания

- Электролиты, которые диссоциируют на катионы металла (индивидуальное) и анионы гидроксогрупп (общее)
- $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

Соли

- Электролиты, которые диссоциируют на катионы металла (индивидуальное) и анионы кислотного остатка (индивидуальное)
- $\text{KCl} = \text{K}^+ + \text{Cl}^-$

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато



- Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, в меньшей степени по второй и лишь в незначительной степени - по третьей.
- Поэтому в водном растворе фосфорной кислоты наряду с молекулами H_3PO_4 имеются ионы (в последовательно уменьшающихся количествах) $H_2PO_4^{2-}$, HPO_4^{2-} и PO_4^{3-} .

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато



- $\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ca(OH)}^+ + \text{OH}^-$ (первая ступень)
- $\text{Ca(OH)}^+ \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{OH}^-$ (вторая ступень)
- Однако имеются электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода, и гидроксид-ионы. Эти электролиты называются амфотерными или амфолитами.
 - К ним относятся:
вода, гидроксиды цинка, алюминия, хрома и ряд других веществ.
- Вода диссоциирует на ионы H^+ и OH^- (в незначительных количествах):
 - $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Диссоциация солей



- Независимо от числа катионов и анионов кислотного остатка средние соли диссоциируют в одну ступень:

