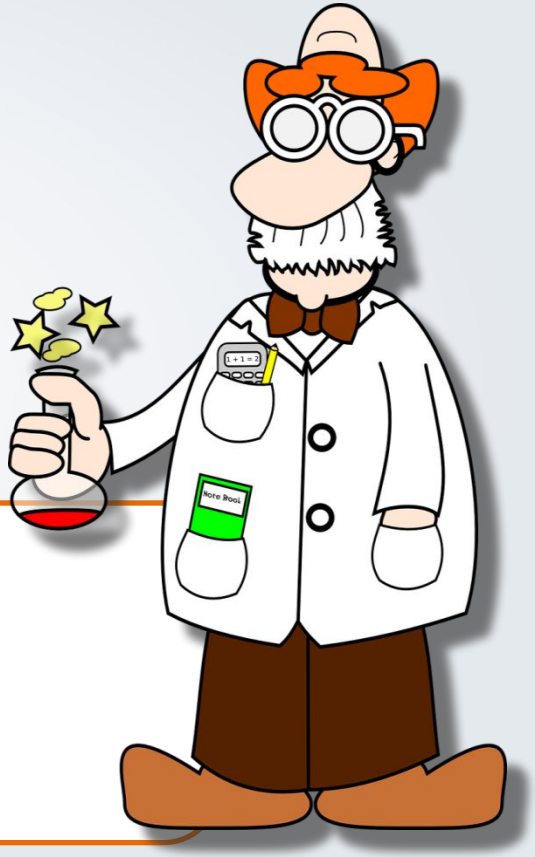
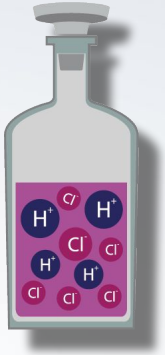
# *Электролитическая диссоциация*



- **Домашнее задание:**
- **Смешали 30 г 15% раствора хлорида калия и 50 г 10% раствора хлорида калия. Рассчитать массовую долю полученного раствора.**



*Что такое электрический ток?*

***Способность проводить электрический то***
— одна из важнейших характеристик растворов веществ.

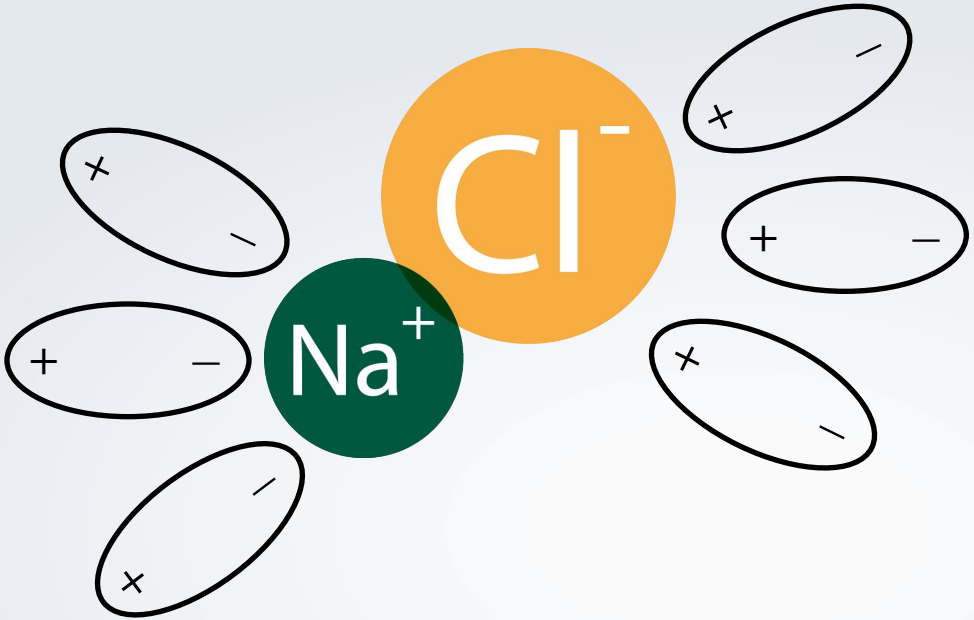
# Растворы веществ

## электролиты

вещества, растворы которых проводят электрический ток.

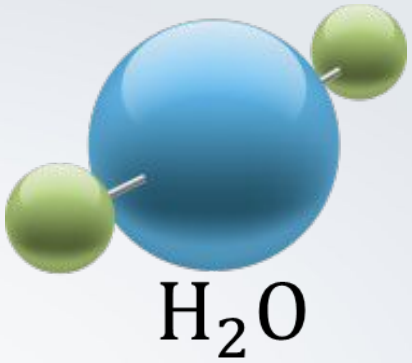
## неэлектролиты

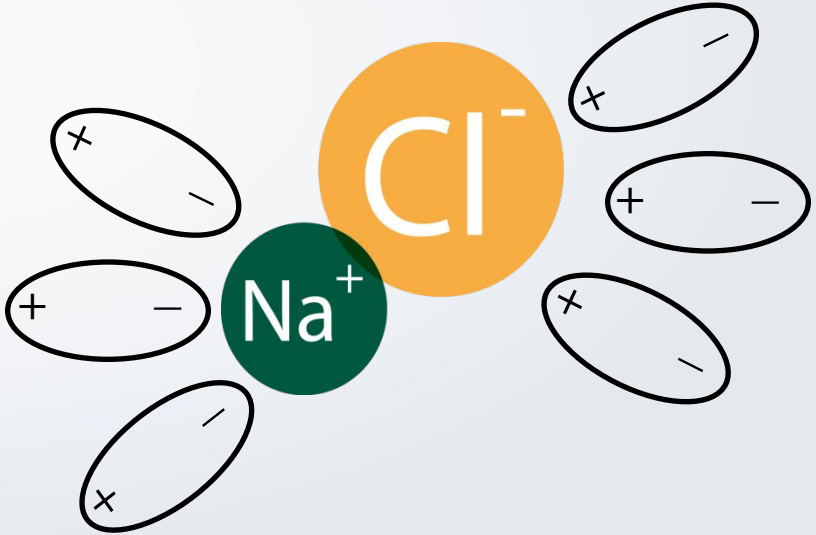
вещества, растворы которых не проводят электрический ток.



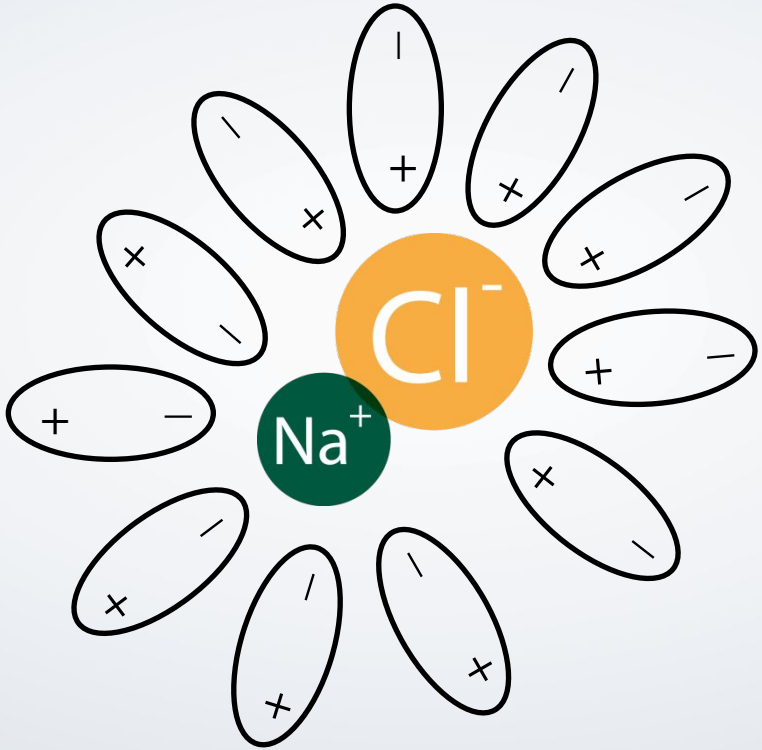
***Электролитическая диссоциация*** — процесс распада электролита на ионы.

При растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворённого вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, которые диссоциируют на ионы.

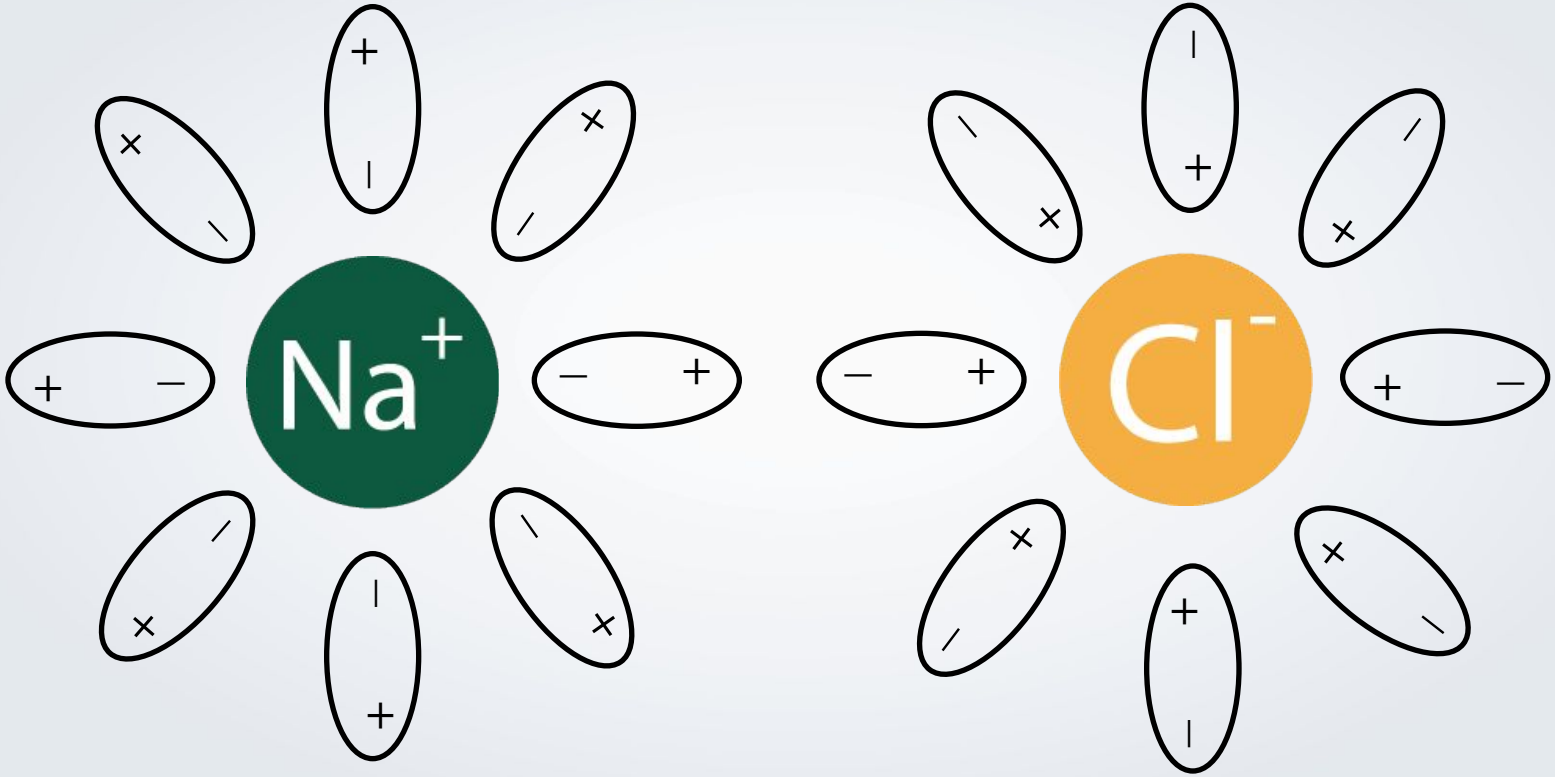


# Диссоциация вещества



# Диссоциация вещества

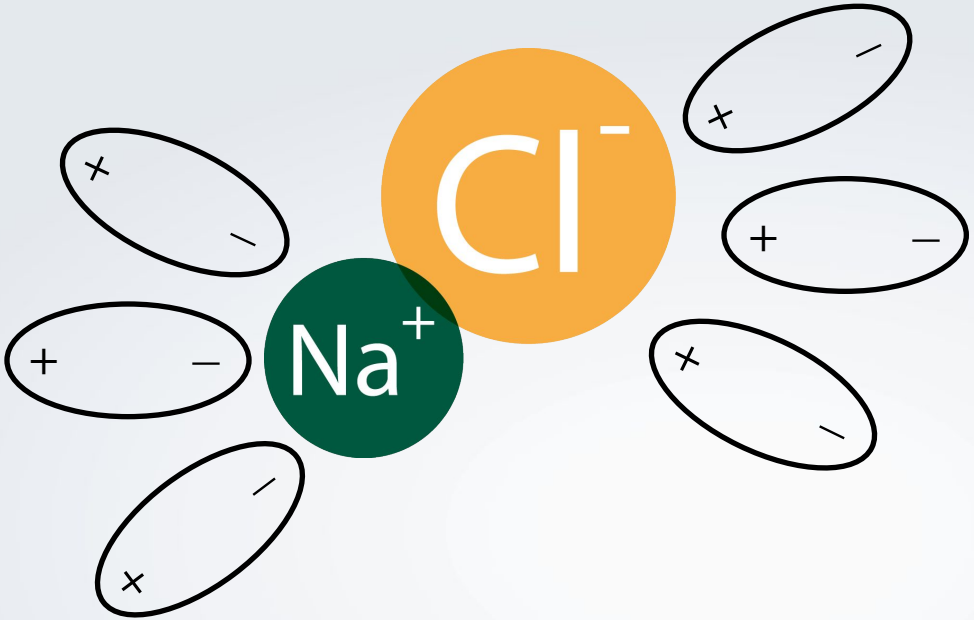


# Процессы при диссоциации веществ в воде

1. Ориентация двухполярных молекул воды около ионов кристалла.

2. Взаимодействие молекул воды с противоположно заряженными ионами поверхностного слоя кристалла или гидратация.

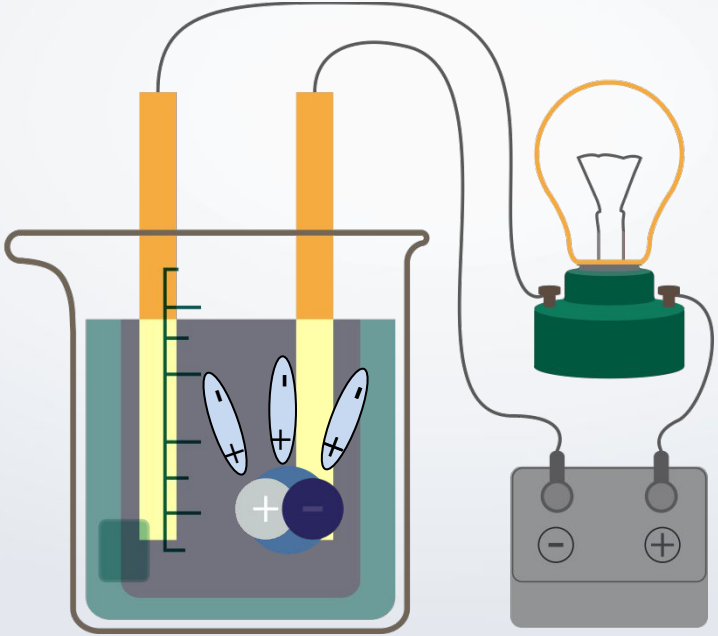
3. Распад кристалла электролита на гидратированные ионы (диссоциация).



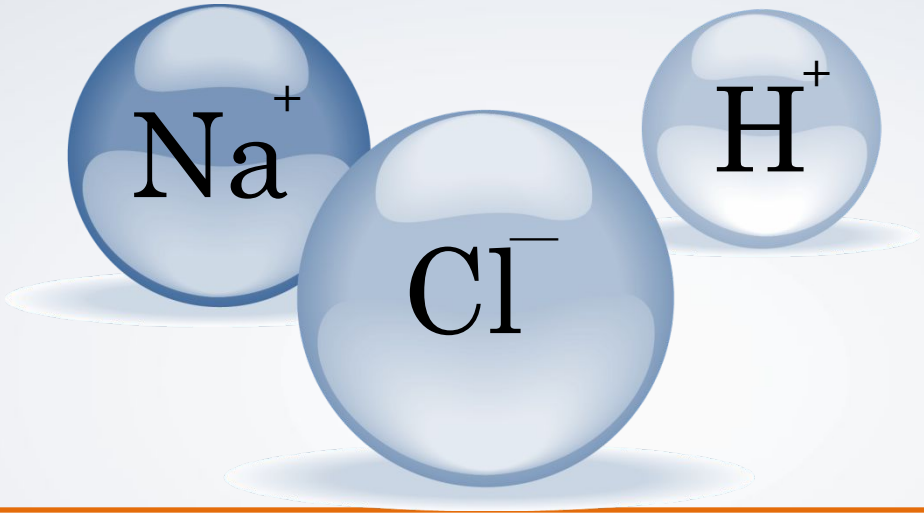

***Ассоциация*** — процесс, при котором хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и объединиться.

# Основные положения теории электролитической диссоциации

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.



# Ионы



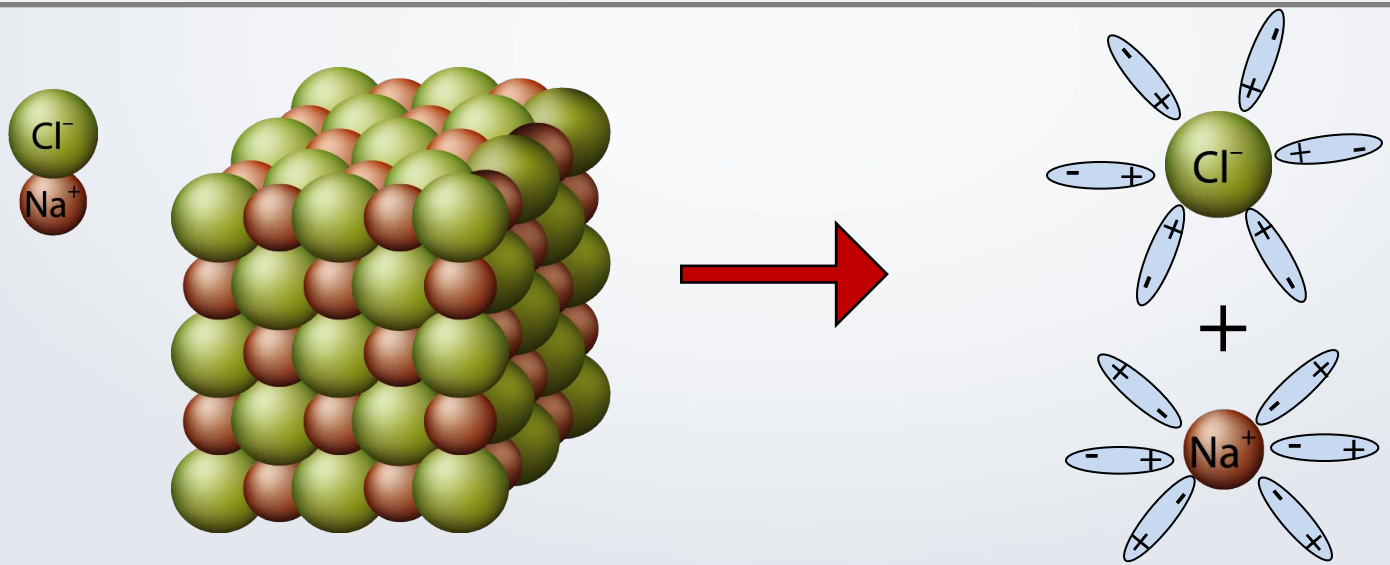

***Ионы*** — это атомы или группы атомов, обладающие положительным или отрицательным зарядом.

# Ионы

| простые | сложные |
| --- | --- |
| *состоят из одного атома:* $Na^{+}$ $Mg^{2+}$ $Al^{3+}$ | *состоят из нескольких атомов:* $NO_3^{-}$ $SO_4^{2-}$ $PO_4^{3-}$ |

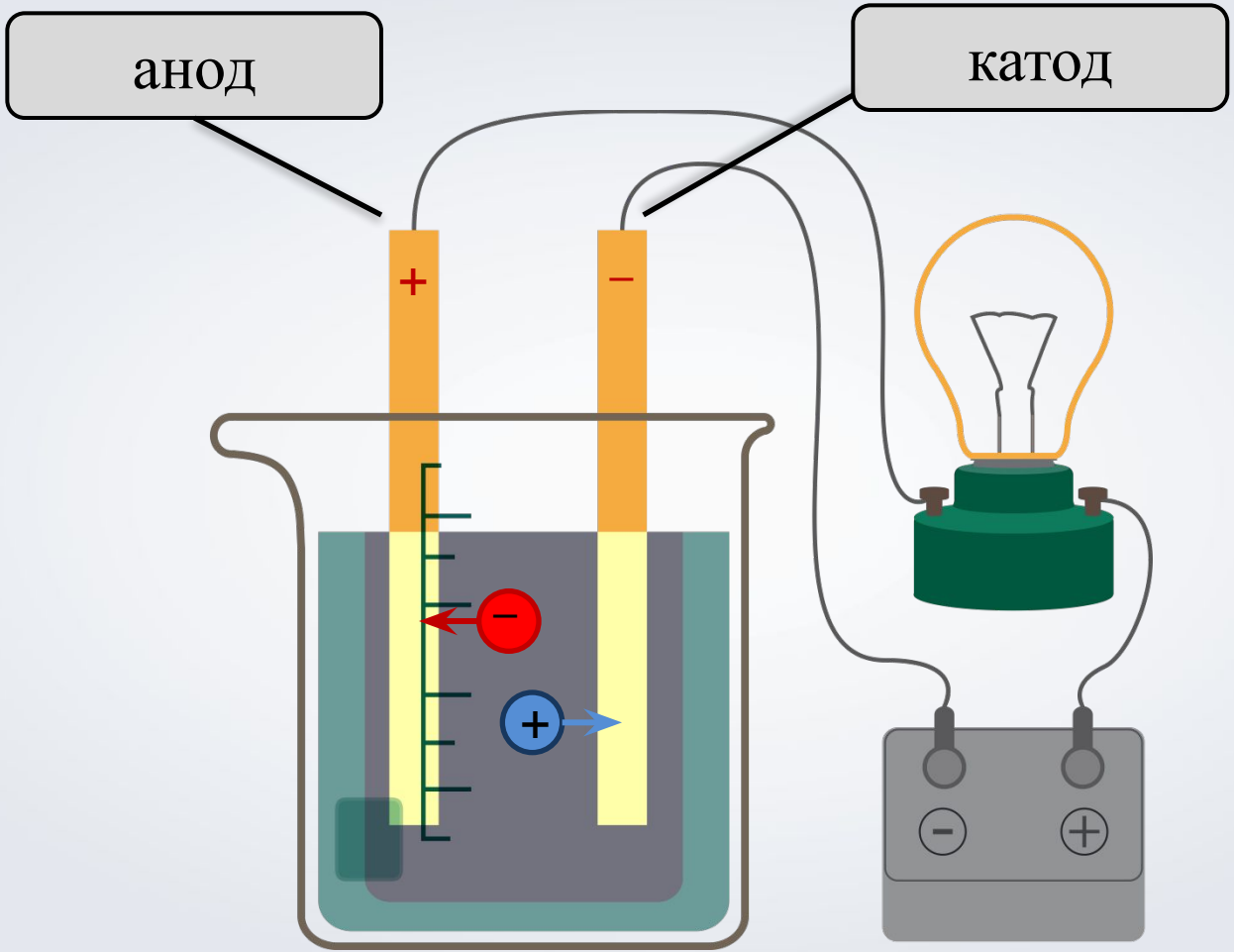
# Основные положения теории электролитической диссоциации

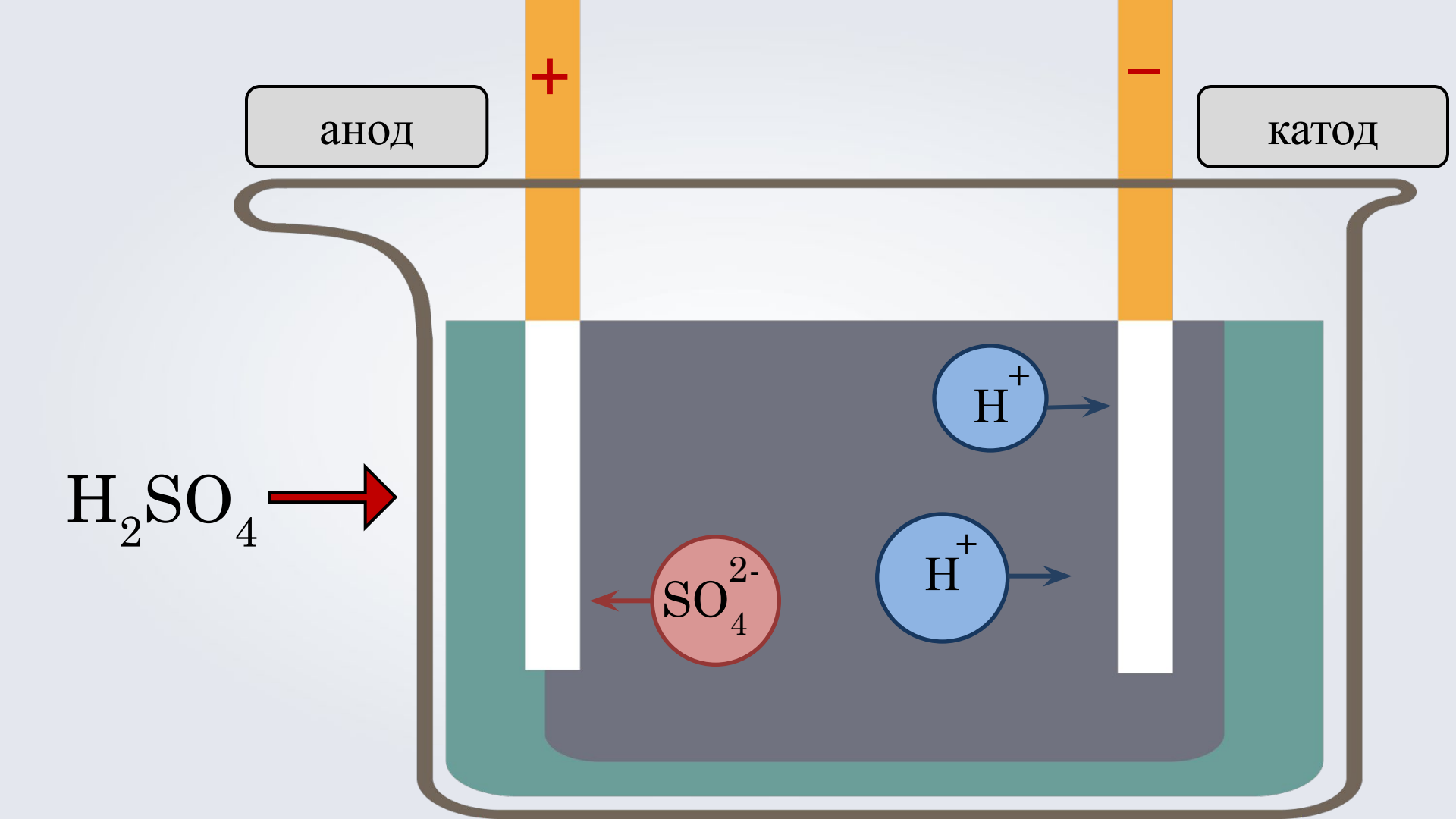
2. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём.



# Основные положения теории электролитической диссоциации

3. Под действием электрического тока, положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному полюсу источника тока — катоду, поэтому их называют катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, поэтому их называют анионами.


анод
катод
+
−


анод
+
−
катод
$H_2SO_4$
$H^+$
$H^+$
$SO_4^{2-}$

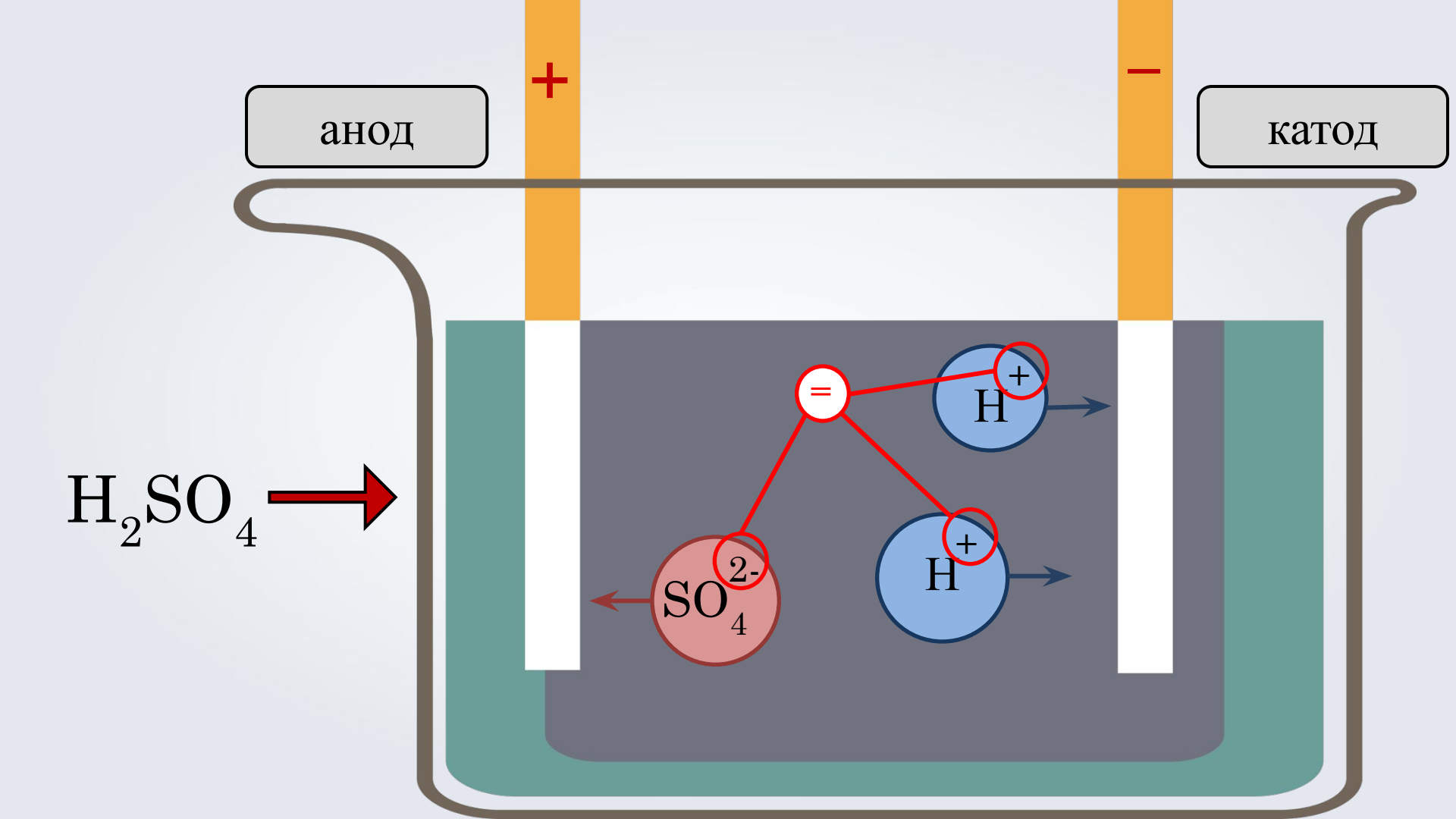
# Ионы

## катионы

$H^+$ $K^+$ $Al^{3+}$

## анионы

$NO_3^-$ $SO_4^{2-}$ $PO_4^{3-}$


анод
+
−
катод
$H_2SO_4$
=
H +
H +
$SO_4^{2-}$

# Основные положения теории электролитической диссоциации

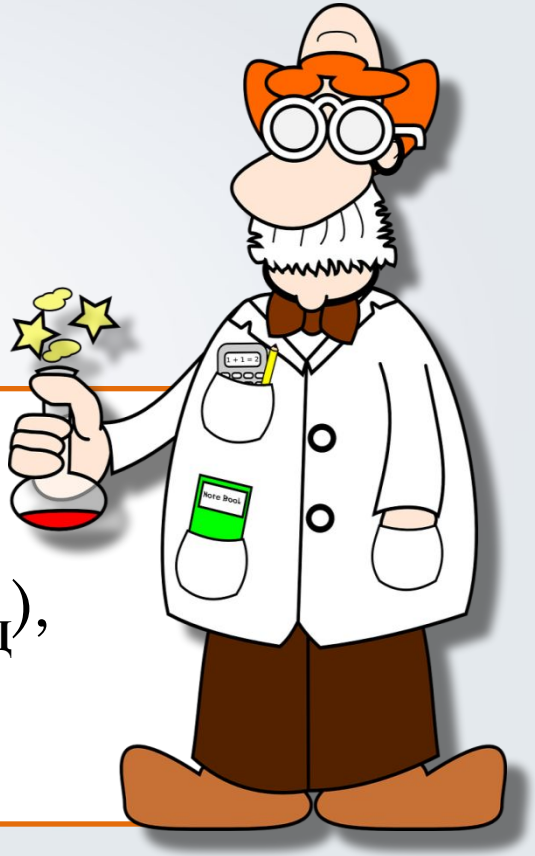
4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

$$H_2CO_3 \rightleftarrows 2H^+ + CO_3^{2-}$$

5. Ионы отличаются от атомов как по строению так и по свойствам.

$$\alpha = \frac{n_{д}}{n_{р}}$$

***Степень диссоциации*** **(*α*)** — это отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы ($\mathbf{n_{Д}}$), к общему количеству растворённого вещества ($\mathbf{n_{р}}$).



# Степень диссоциации зависит от

**природы электролита**

**концентрации электролита**

С разбавлением раствора степень электролитической диссоциации увеличивается.

# Электролиты
## (*по степени электролитической диссоциации*)

**сильные**

- соли
- сильные кислоты
  серная кислота,
  соляная кислота,
  азотная кислота.
- щёлочи
  гидроксид натрия,
  гидроксид калия.

**слабые**

- слабые кислоты
  сероводородная кислота,
  угольная кислота,
  азотистая кислота.
- водный раствор аммиака

**Кислоты** – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка

$$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \leftrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Слабые многоосновные кислоты *диссоциируют* ступенчато:

$$H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^-$$

$$HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-}$$

***Общие характерные свойства кислот обусловлены присутствием катионов водорода***

**Основания** – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы гидроксогрупп $OH^-$

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

$$KOH = K^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

**Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.**

*1 ступень* $Fe(OH)_2 \longleftrightarrow FeOH^+ + OH^-$

*2 ступень* $FeOH^+ \longleftrightarrow Fe^{2+} + OH^-$

***Общие свойства оснований обусловлены присутствием гидроксид-ионов $OH^-$***

**Средние соли** – сильные электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония $NH_4^+$) и анионы кислотных остатков

$$K_3PO_4 \longleftrightarrow 3K^+ + PO_4^{3-}$$

$$NH_4Cl \longleftrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

**Кислые соли** – электролиты, диссоциирующие на катион металла и сложный анион, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток

$$NaHCO_3 \longleftrightarrow Na^+ + HCO_3^-$$

$$HCO^{3-} \longleftrightarrow H^+ + CO_3^{2-} \qquad \alpha_1 >> \alpha_2$$

**Основные соли** – электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп $OH^-$

$$(FeOH)_2SO_4 \longleftrightarrow 2FeOH^+ + SO_4^{2-}$$

$$FeOH^+ \longleftrightarrow Fe^{2+} + OH^- \qquad \alpha_1 >> \alpha_2$$

# Реакции ионного обмена

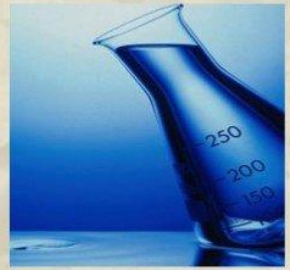
Реакции обмена протекают между ионами,
поэтому они называются **реакциями ионного обмена**

**Реакции ионного обмена идут до конца в трех случаях**

**Если образуется осадок**

**Если выделяется газ**

**Если образуется вода**




***В остальных случаях реакции обмена являются обратимыми

**Реакции ионного обмена записывают тремя уравнениями:**

**молекулярное**

**полное ионно-молекулярное**

**сокращенное ионно-молекулярное**

# *Правила составления реакций ионного обмена*

**В ионном виде не записывают**

- слабые электролиты: $H_2O$, $H_2CO_3$, $HF$, $H_2S$, $HNO_2$, $H_2SiO_3$, $NH_4OH$
- $H_2CO_3$ в продуктах записывают как $H_2O + CO_2\uparrow$
- $H_2SO_3$ в продуктах $H_2O+SO_2\uparrow$
- $NH_4OH$ в продуктах $NH_3\uparrow+H_2O$
- нерастворимые вещества
- малорастворимые вещества, если они – продукты, исключение $Ca(OH)_2$ -щелочь
- оксиды – не электролиты

**В ионном виде записывают:**

- растворимые вещества
- малорастворимые вещества, если они – реагенты

*Сумма зарядов ионов в левой части уравнения реакции должна быть равна сумме зарядов ионов в правой части*

# АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ ИОННЫХ УРАВНЕНИЙ

**1) ЗАПИСАТЬ УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИИ В МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМЕ**

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3\,NaCl$$

**2) СОСТАВИТЬ ПОЛНОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ**

**Диссоциированные вещества записываются в виде ионов, а уходящие из среды реакции либо малодиссоциированные – в молекулярной форме**

$$Fe^{3+} + 3\,Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-$$

**3) ОПРЕДЕЛИТЬ ИОНЫ, НЕ ПРИНИМАЮЩИЕ УЧАСТИЕ В РЕАКЦИИ, ВЫЧЕРКНУТЬ ИХ**

$$Fe^{3+} + \cancel{3\,Cl^-} + \cancel{3Na^+} + OH^- = Fe(OH)_3\downarrow + \cancel{3Na^+} + \cancel{3Cl^-}$$

**4) СОСТАВИТЬ СОКРАЩЕННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ, ВЫРАЖАЮЩЕГО СУЩНОСТЬ РЕАКЦИИ**

$$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$$

# Практически необратимые реакции

*Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок (↓).*

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$$
$$Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- = AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$$
$$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$$

*Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов).*

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$$
$$2OH^- + 2H^+ = 2H_2O$$

*Реакции, протекающие с образованием газообразных веществ.*

$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$
$$Ca^{2+} + 2OH^- + 2NH_4^+ + 2Cl^- = Ca^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$
$$OH^- + NH_4^+ = H_2O + NH_3\uparrow$$