



Электролитическая диссоциация





Что такое электрический ток?



Способность проводить электрический ток
— одна из важнейших характеристик
растворов веществ.

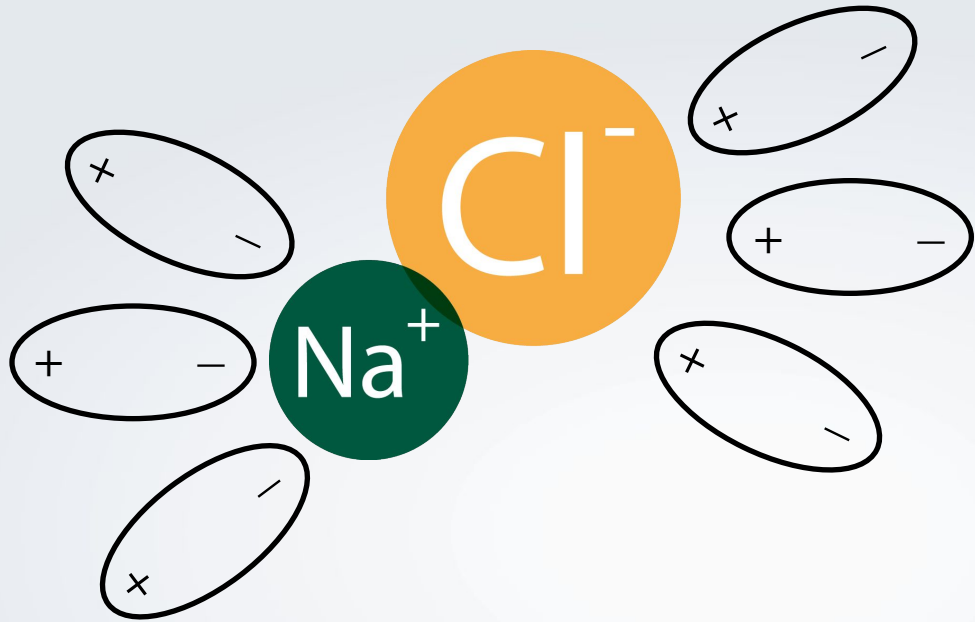
Растворы веществ

электролиты

вещества, растворы которых проводят электрический ток.

неэлектролиты

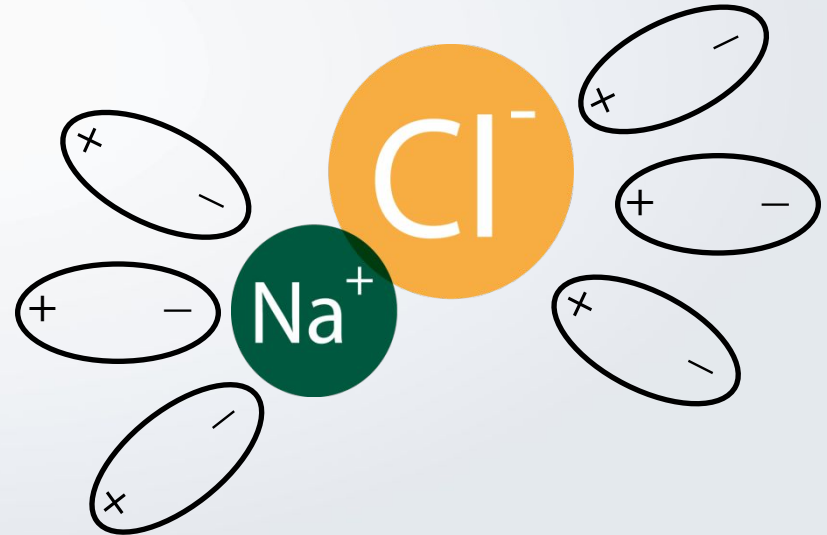
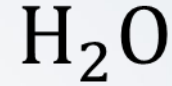
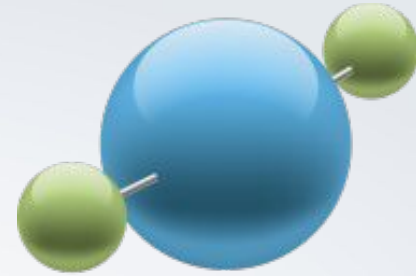
вещества, растворы которых не проводят электрический ток.



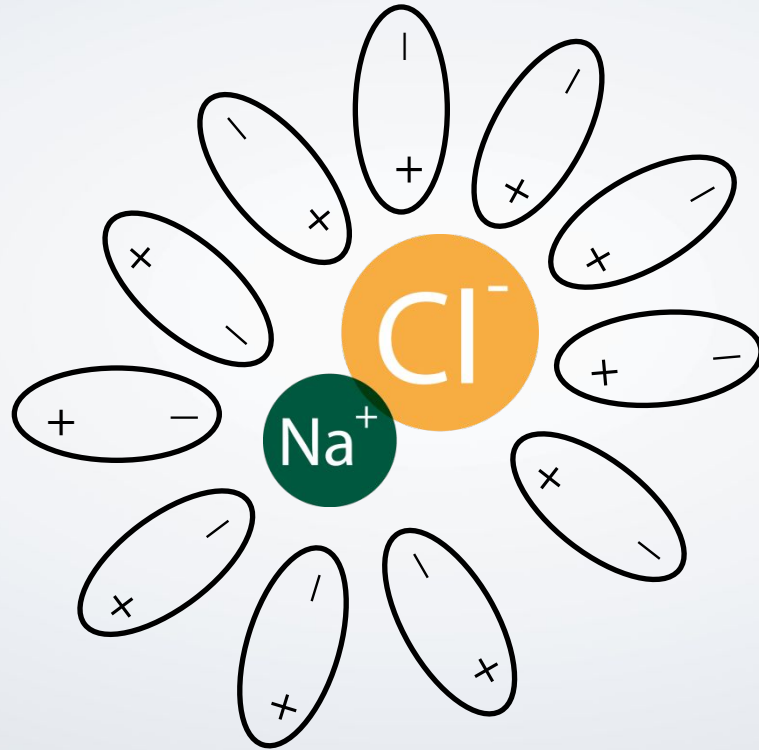
Электролитическая диссоциация —
процесс распада электролита на ионы.



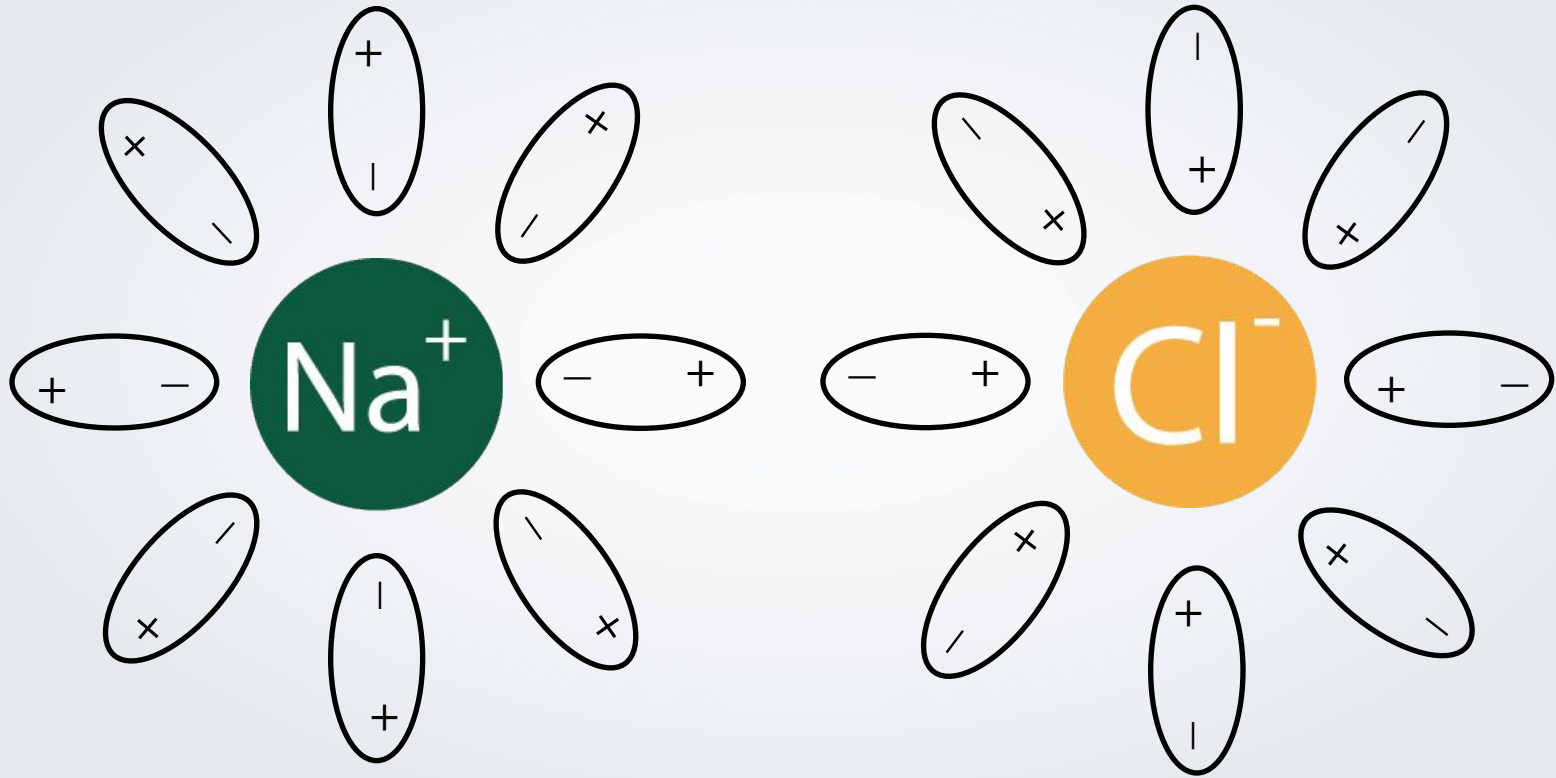
При растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворённого вещества с водой, которое приводит к образованию **гидратов**, которые диссоциируют на ионы.



Диссоциация вещества

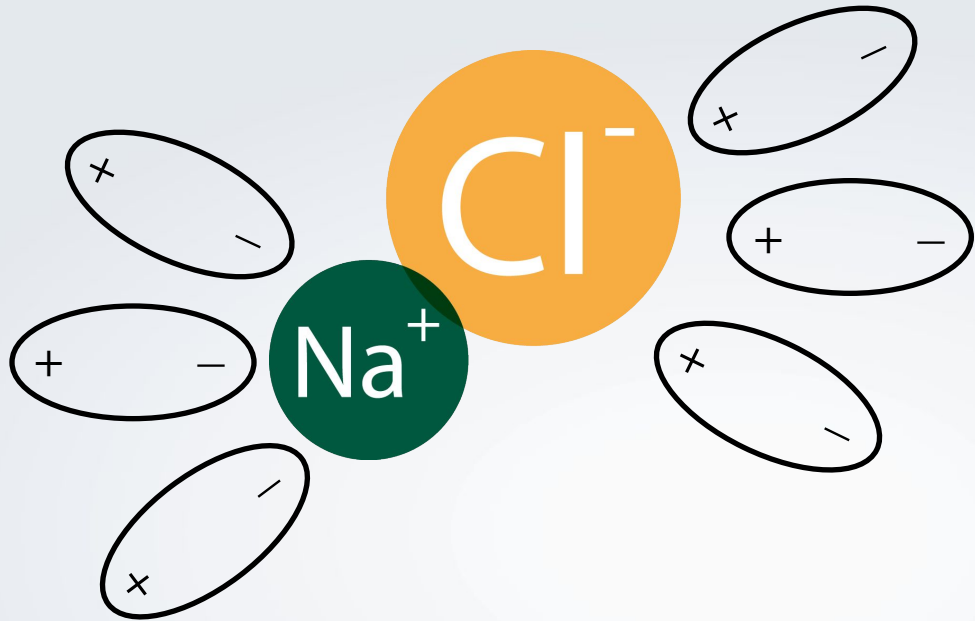


Диссоциация вещества



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).

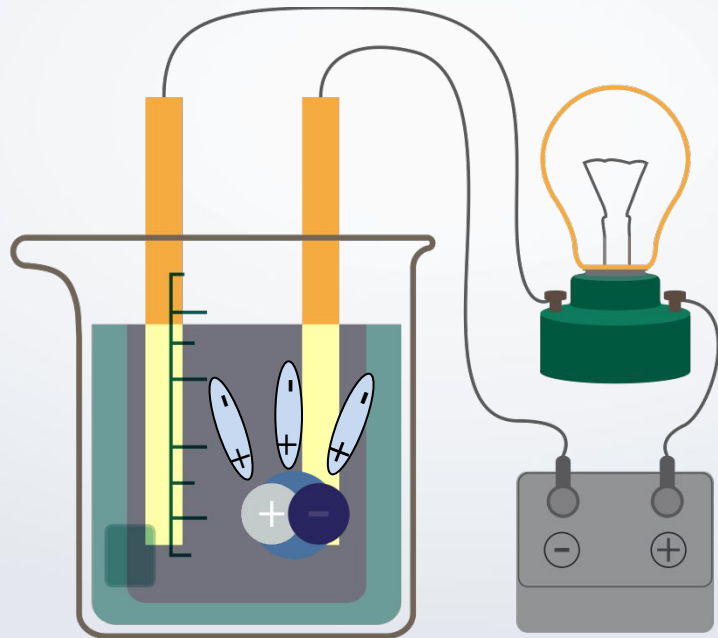


Ассоциация — процесс, при котором хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и объединиться.

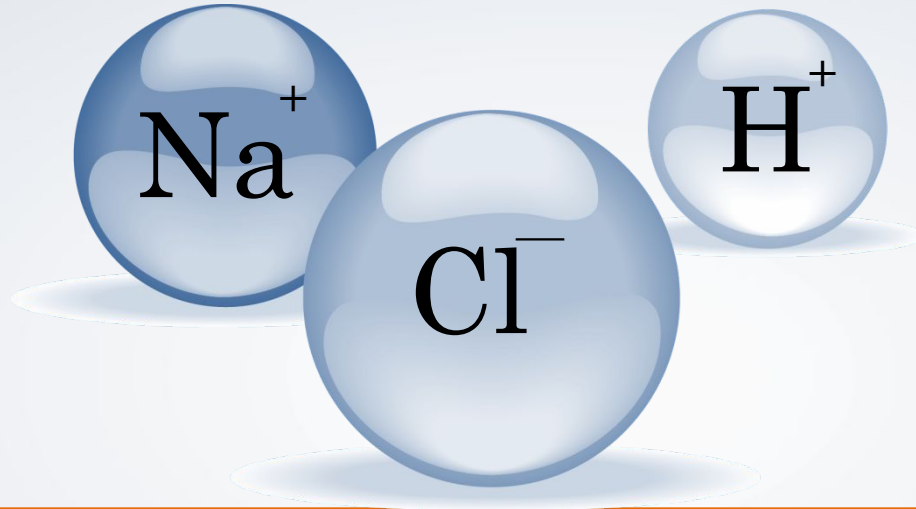


Основные положения теории электролитической диссоциации

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

```
graph TD; A[Ионы] --> B[простые]; A --> C[сложные]; B --- D[состоят из одного атома:]; D --- E[Na+ Mg2+ Al3+]; C --- F[состоят из нескольких атомов:]; F --- G[NO3- SO42- PO43-];
```

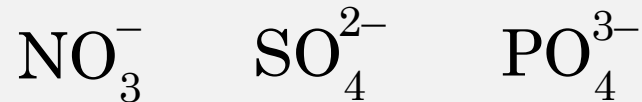
простые

*состоят из одного
атома:*



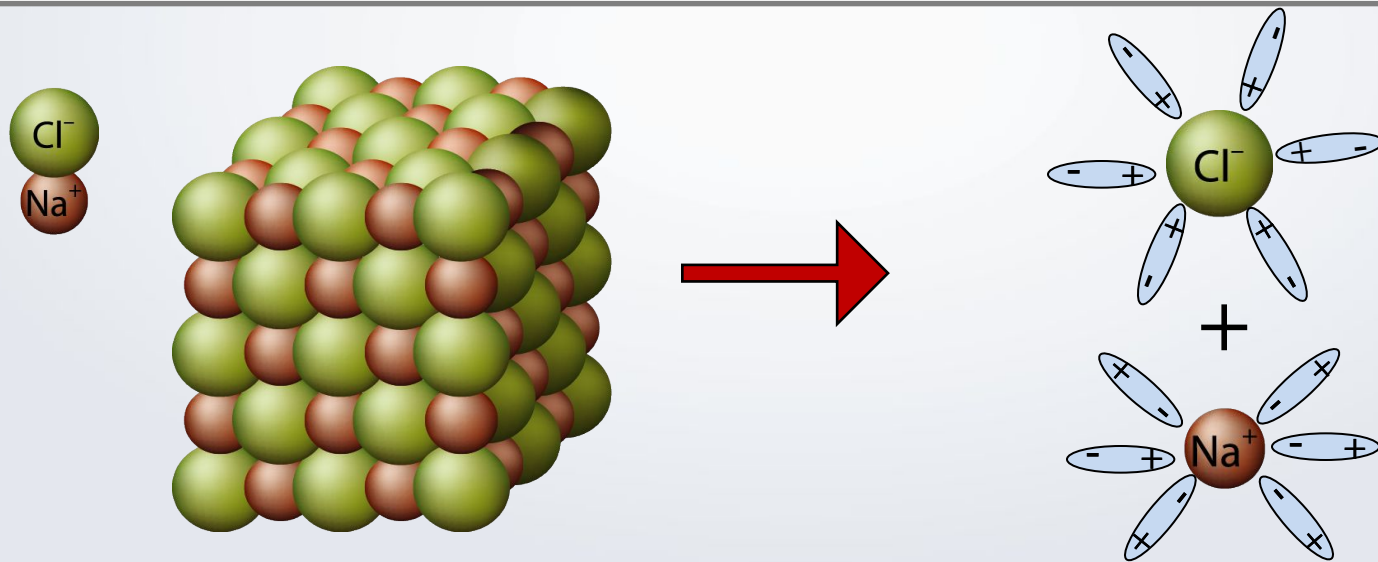
сложные

*состоят из нескольких
атомов:*



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.

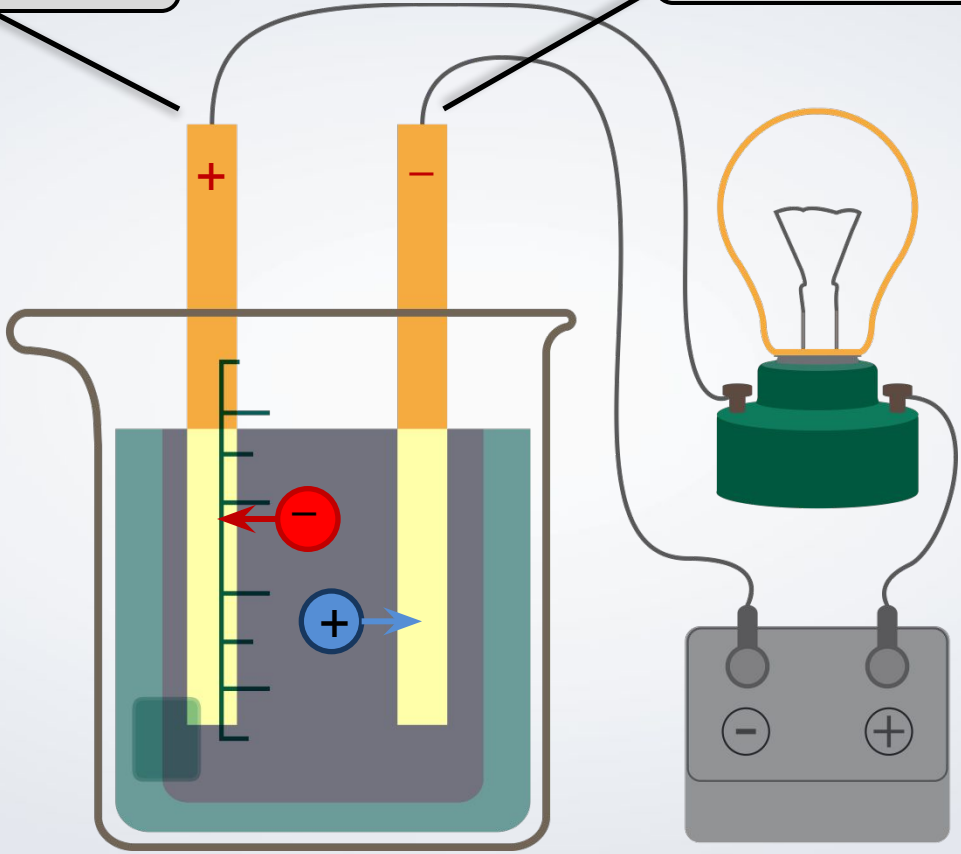


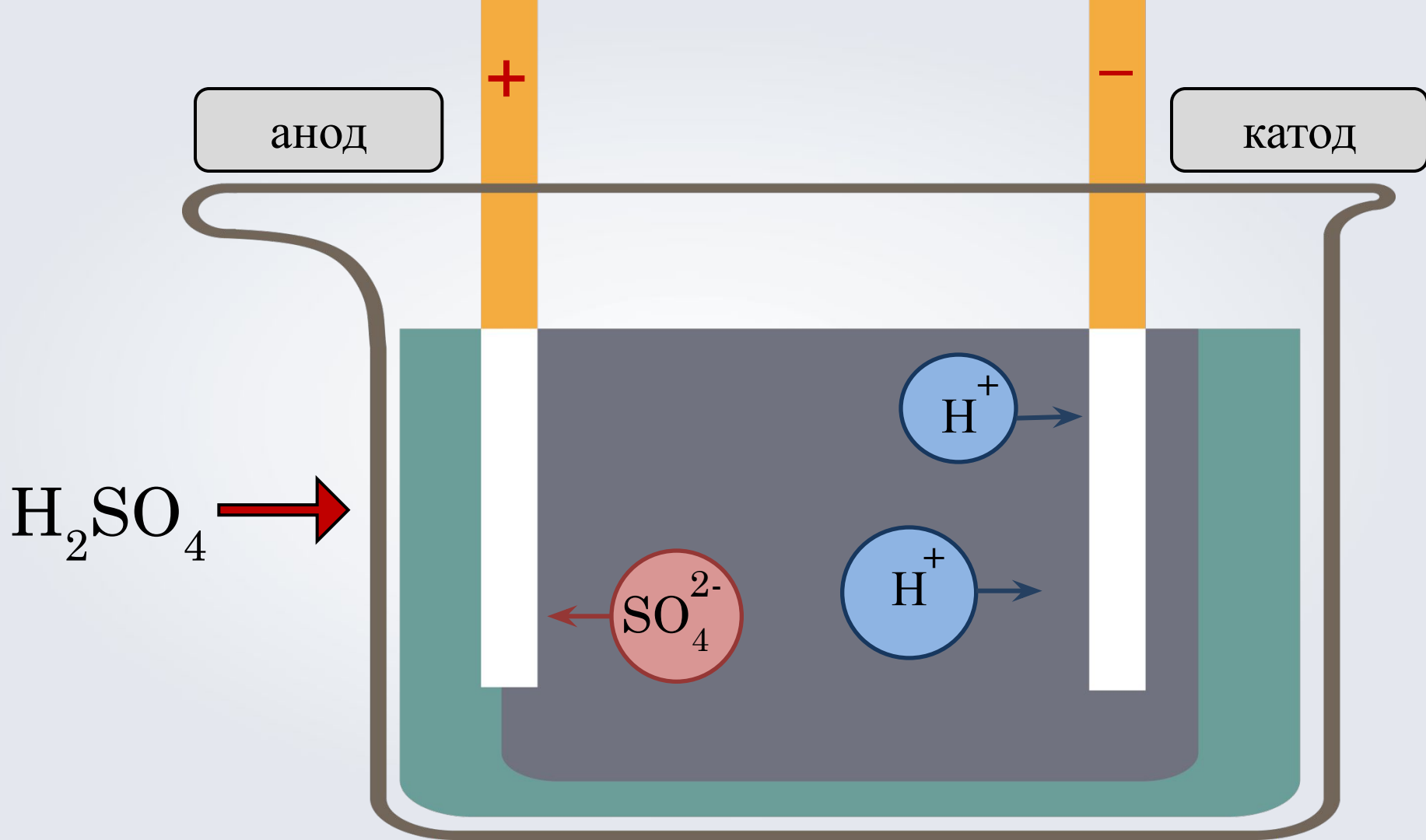
Основные положения теории электролитической диссоциации

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

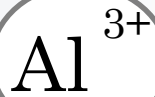




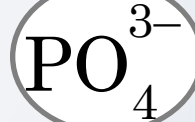
Ионы

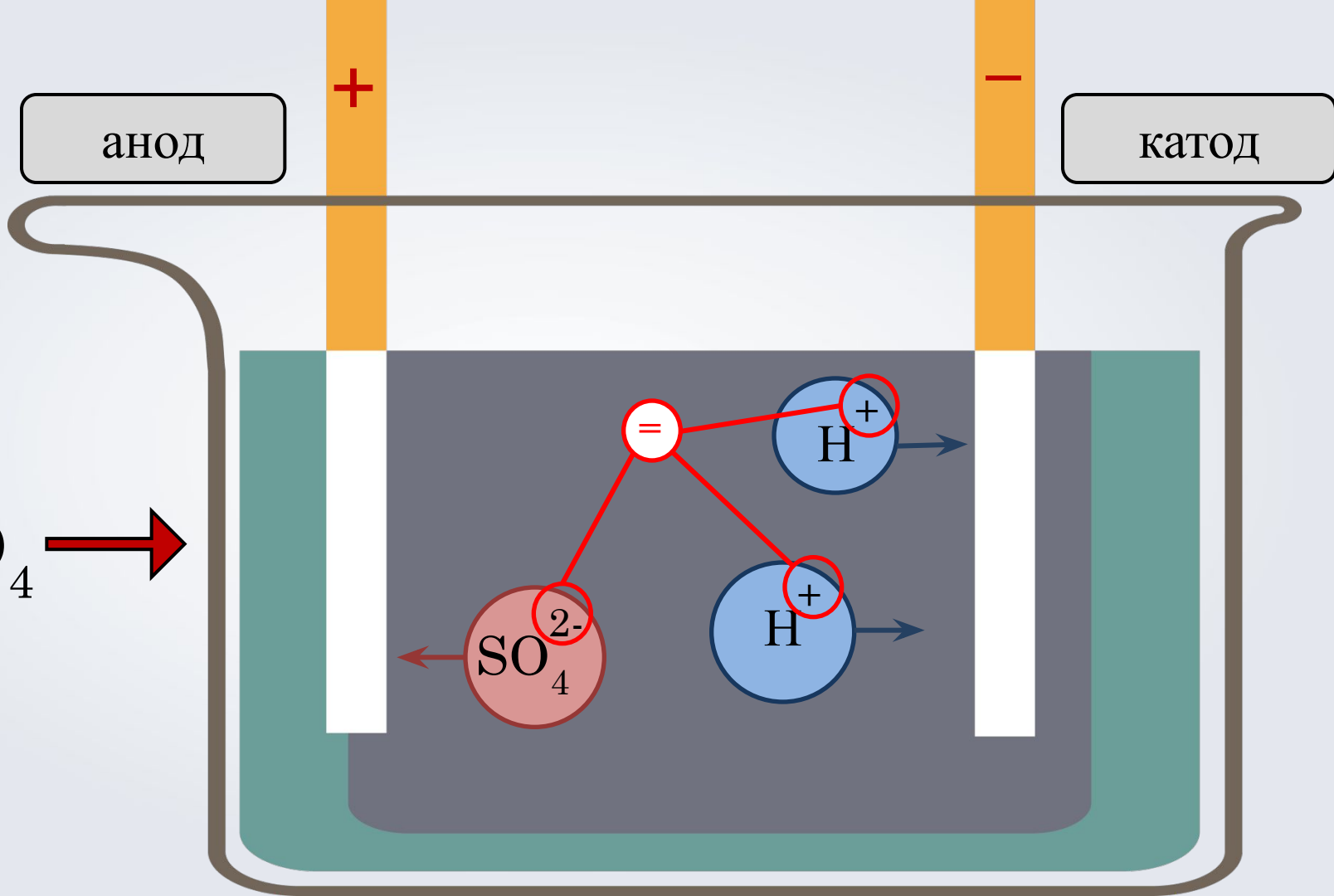
```
graph TD; A[Ионы] --> B[катионы]; A --> C[анионы]; B --- D((H+)); B --- E((K+)); B --- F((Al3+)); C --- G((NO3-)); C --- H((SO42-)); C --- I((PO43-));
```

катионы



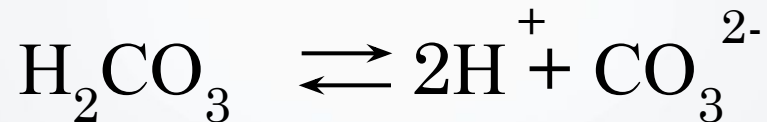
анионы





Основные положения теории электролитической диссоциации

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.



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

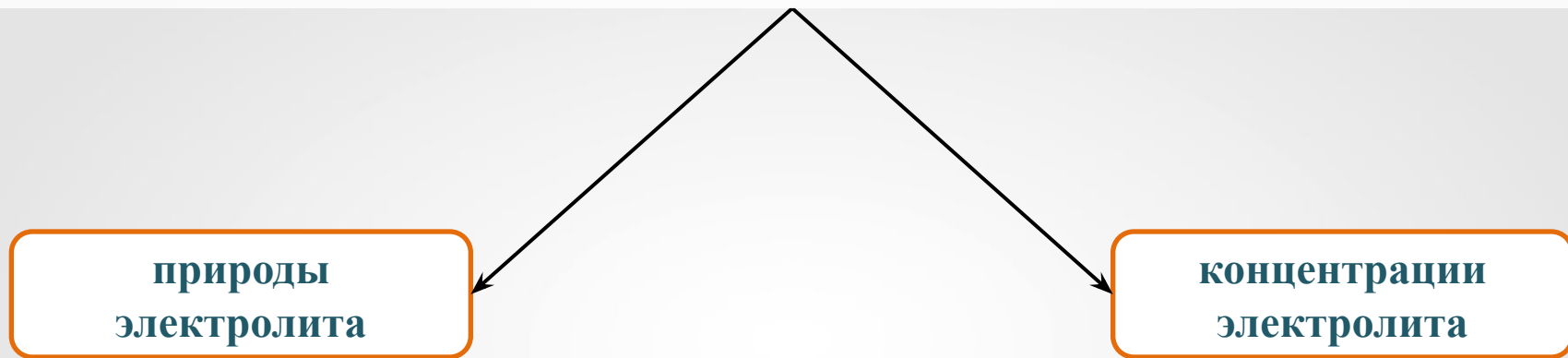
$$\alpha = \frac{n_{\text{д}}}{n_{\text{р}}}$$



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



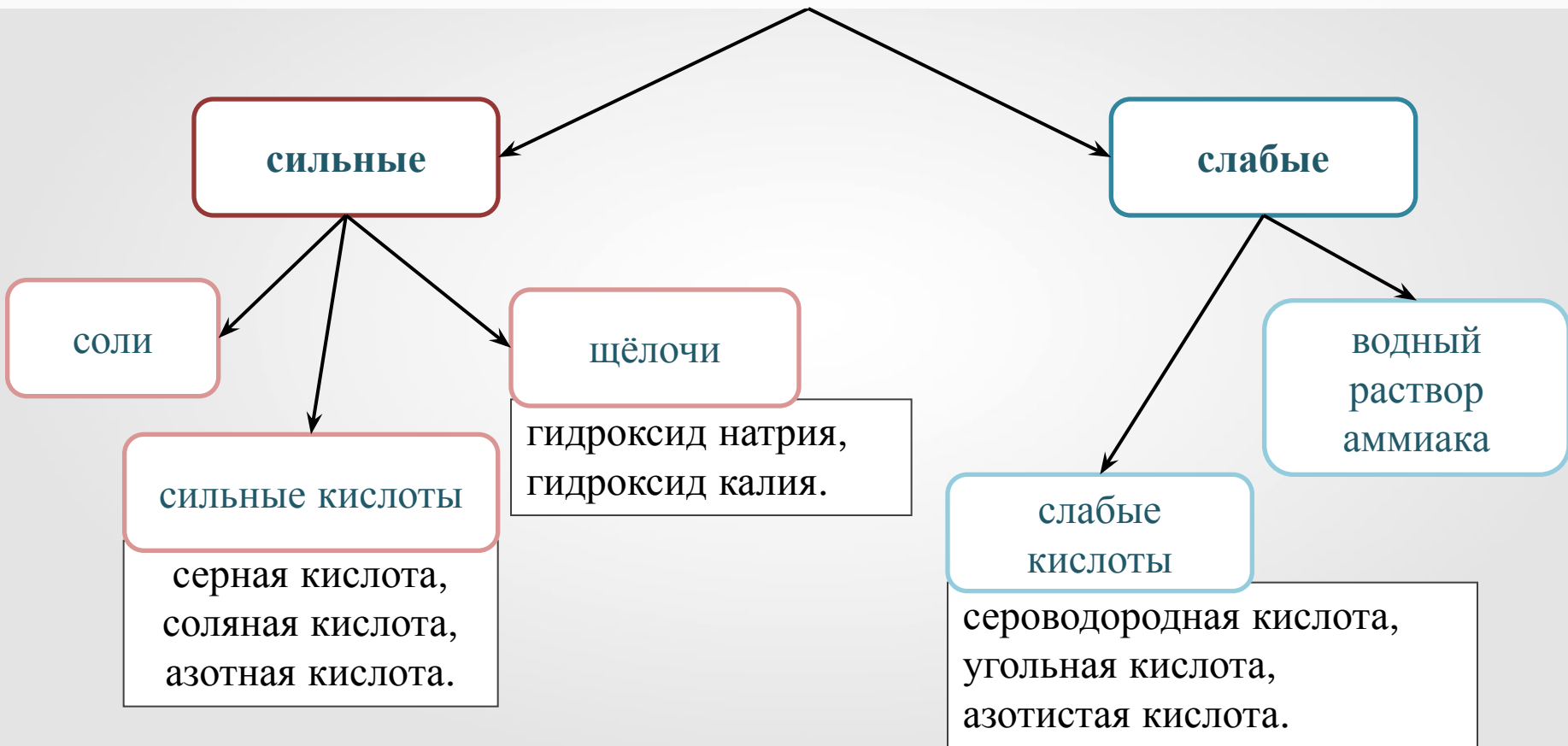
Степень диссоциации зависит от



С разбавлением раствора степень электролитической диссоциации увеличивается.

Электролиты

(по степени электролитической диссоциации)



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



Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

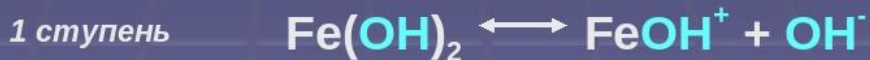


Общие характерные свойства кислот обусловлены присутствием катионов водорода

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



Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато.



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



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



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

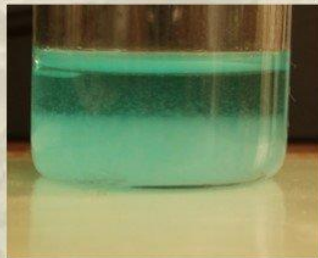


Реакции ионного обмена

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
три 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 $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- H_2SO_3 в продуктах $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$
- NH_4OH в продуктах $\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- **нерастворимые вещества**
- **малорастворимые вещества**, если они – продукты, исключение $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -щелочь
- **оксиды – не электролиты**

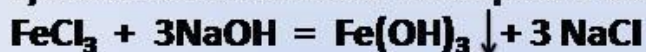
В ионном виде записывают:

- **растворимые вещества**
- **малорастворимые вещества**, если они – реагенты

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

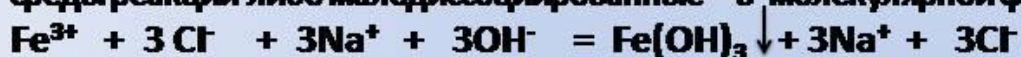
АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ ИОННЫХ УРАВНЕНИЙ

1) ЗАПИСАТЬ УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ В МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМЕ



2) СОСТАВИТЬ ПОЛНОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ

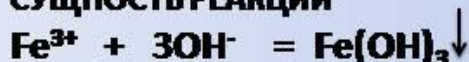
Диссоциированные вещества записываются в виде ионов, а уходящие из среды реакции либо малодиссоциированные – в молекулярной форме



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

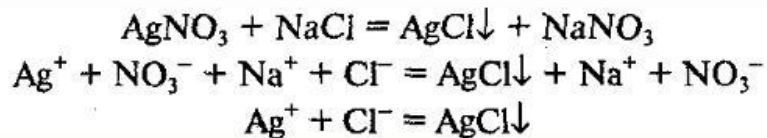


4) СОСТАВИТЬ СОКРАЩЕННОЕ ИОННОЕ УРАВНЕНИЕ, ВЫРАЖАЮЩЕГО
СУЩНОСТЬ РЕАКЦИИ

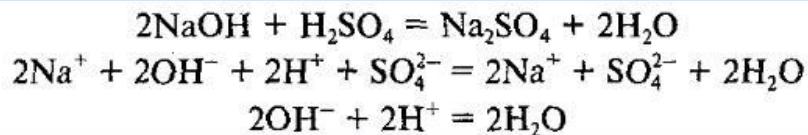


Практически необратимые реакции

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



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



Реакции, протекающие с образованием газообразных веществ.

