

ХИМИЯ. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ
ЭЛЕКТРОЛИТОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ
И РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА.

ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ.

Из уроков физики известно, что растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других — нет.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**.

Например растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят электрический ток.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведский ученый С. Аррениус, изучая электропроводность различных веществ, пришел в 1877 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе **ионов**, которые образуются при растворении электролита в воде.

Процесс распада электролита на ионы называется **электролитической диссоциацией**.

Хотя Сванте Аррениус по образованию - физик, он знаменит своими химическими исследованиями и стал одним из основателей новой науки - физической химии. Больше всего он занимался изучением поведения электролитов в растворах, а также исследованием скорости химических реакций. Работы Аррениуса долгое время не признавали его соотечественники, и только когда его выводы получили высокую оценку в Германии и Франции, он был избран в Шведскую академию наук. За разработку теории электролитической диссоциации Аррениусу была присуждена Нобелевская премия 1903 года.



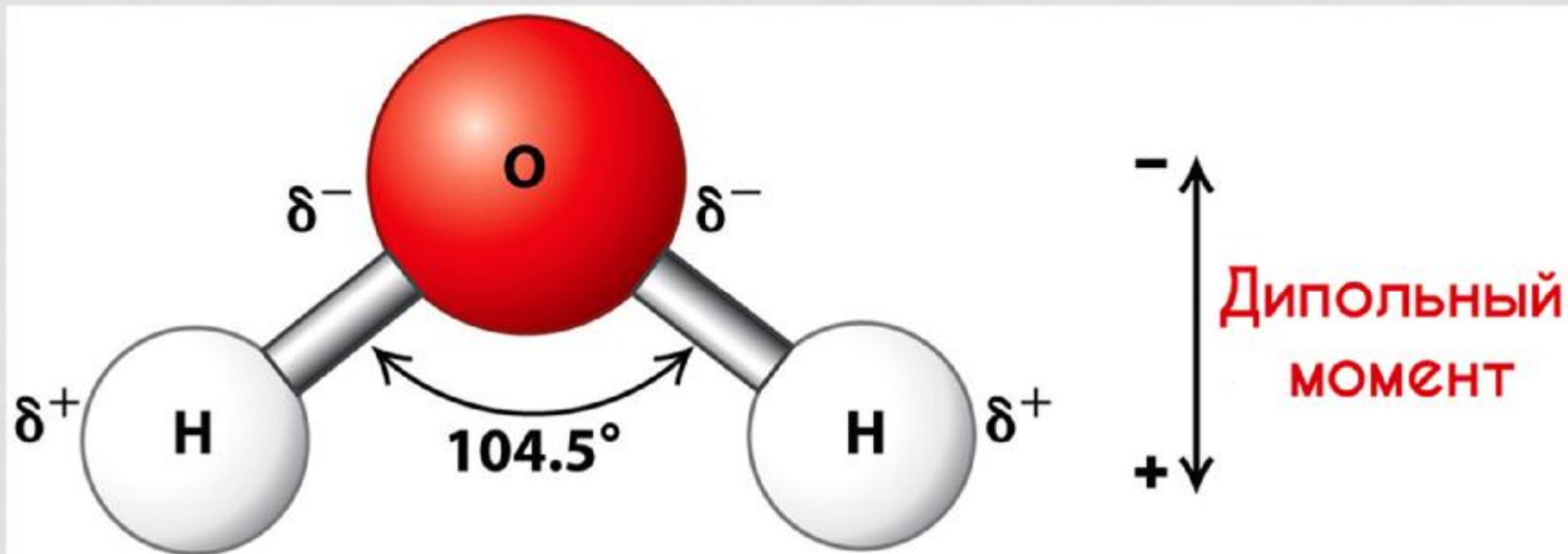
Сванте-Август Аррениус
19.02.1859 г. - 02.10.1927г.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. В отличие от него русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что **при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы.** Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, т. е. «одетые в шубку» из молекул воды.

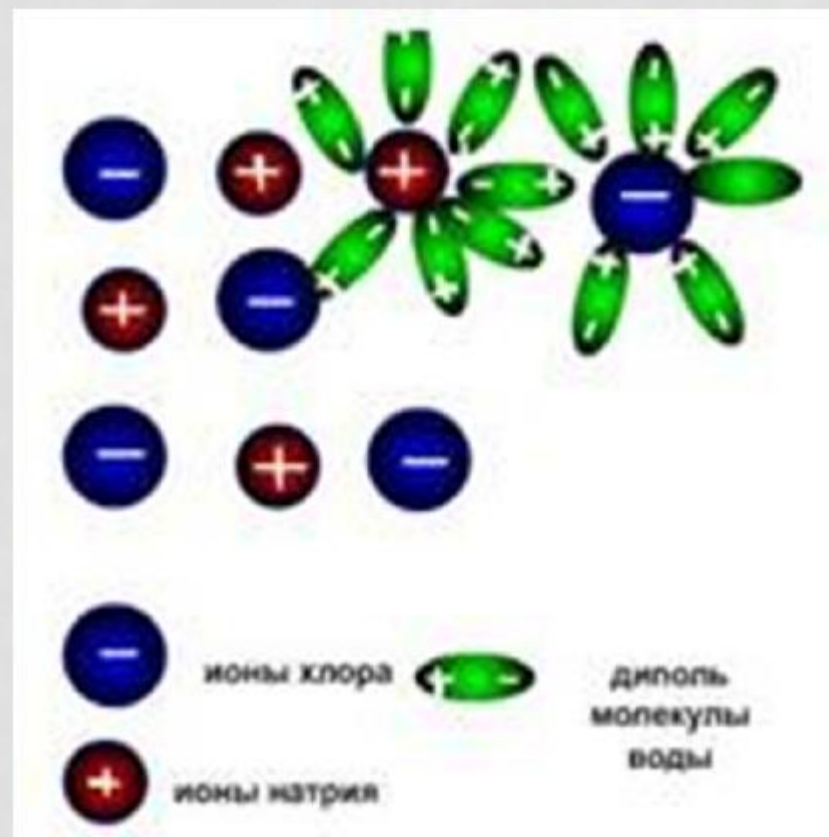
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

Молекулы воды представляют собой **ДИПОЛИ** (два полюса), так как атомы водорода расположены под углом $104,5^\circ$, благодаря чему молекула имеет угловую форму.



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

Как правило, легче всего диссоциируют вещества с **ионной связью** и, соответственно, с ионной кристаллической решеткой, так как они уже состоят из готовых ионов. При их растворении диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита.



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор. Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

- 1) ориентация молекул (диполей) воды около ионов кристалла;
- 2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с ионами поверхностного слоя кристалла;
- 3) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

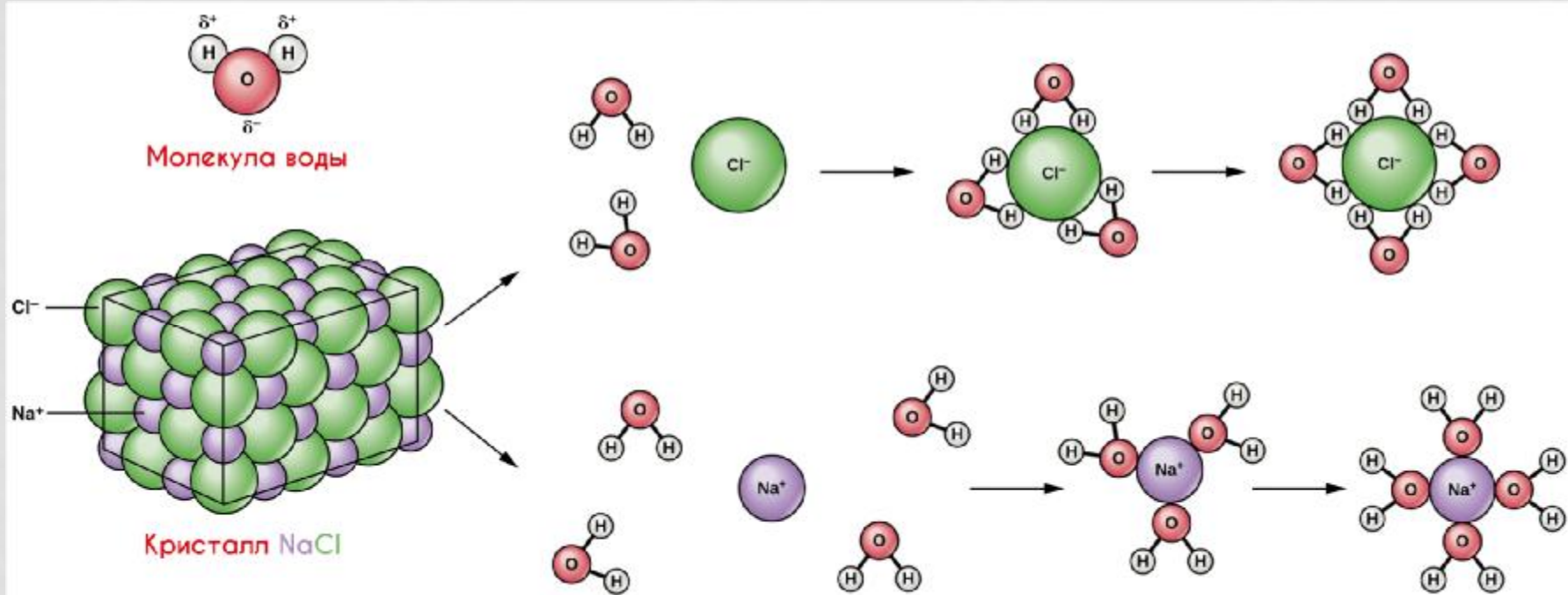
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

Упрощенно происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:



Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых ковалентная связь (например, молекулы хлороводорода HCl); только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную; последовательность процессов, происходящих при этом, будет такой:

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

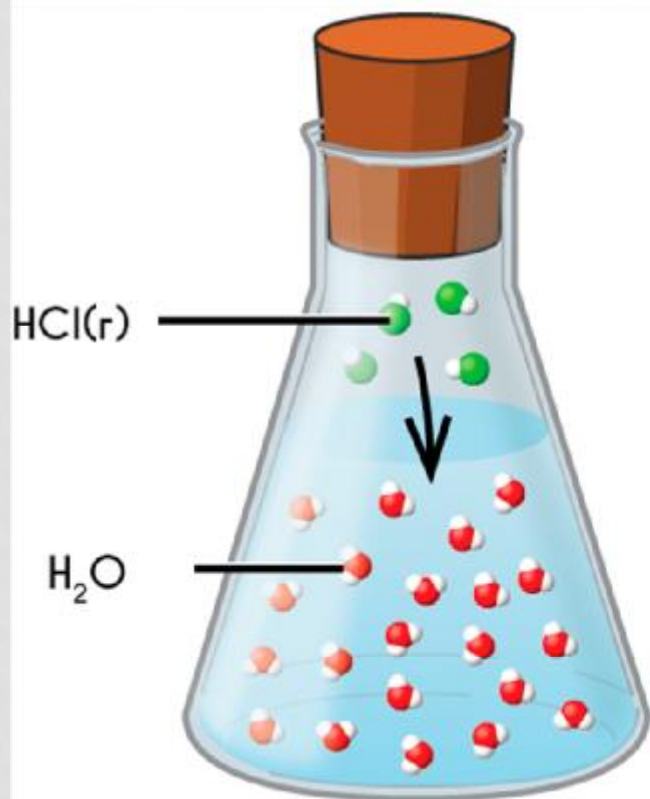
- 1) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекул электролита;
- 2) гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита;
- 3) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);
- 4) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ

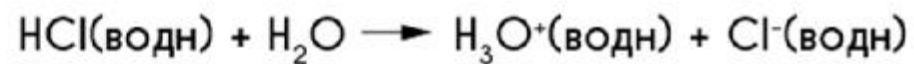
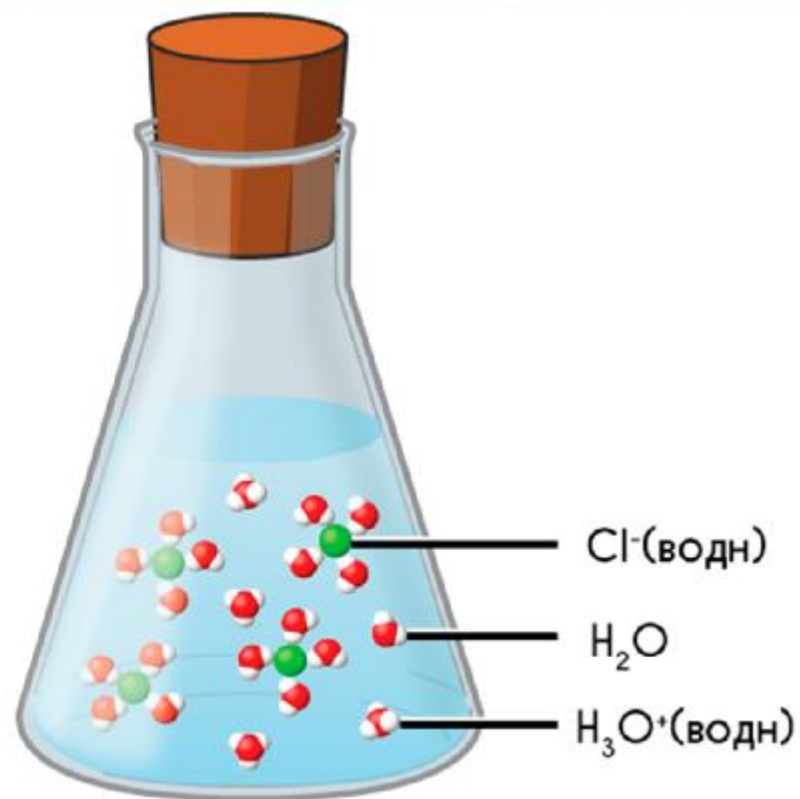
Упрощенно процесс диссоциации соляной кислоты можно отразить с помощью следующего уравнения:

Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называется ассоциацией. Ассоциация в растворах происходит параллельно с диссоциацией, поэтому в уравнениях реакций ставят знак обратимости.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКИЕ ДИССОЦИАЦИЯ И АССОЦИАЦИЯ



(a)



(b)

СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются **степенью диссоциации**, которая обозначается греческой буквой α («альфа»).

Степень диссоциации — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (N_g), к общему числу растворенных частиц (N_p).

$$\alpha = \frac{N_g}{N_p}$$

СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в долях или процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100 %, то электролит полностью распадается на ионы. Различные электролиты имеют различную степень диссоциации, т. е. степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации электролиты делятся на **сильные и слабые**.

СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Сильные электролиты — это электролиты, которые при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице.

К сильным электролитам относятся:

- 1) все растворимые соли;
- 2) сильные кислоты, например: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ;
- 3) все щелочи, например: NaOH , KOH .

СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Слабые электролиты — это такие электролиты, которые при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относятся:

- 1) слабые кислоты — H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 ;
- 2) водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
- 3) вода;
- 4) некоторые соли.

Электролиты по степени диссоциации

Сильные электролиты

- почти все соли
- щелочи
- кислоты HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HI , HBr

- H_2SO_3 , H_3PO_4

Электролиты средней силы

Слабые электролиты

- вода
- соли тяжелых металлов
- нерастворимые основания
- кислоты H_2S , H_2SiO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 , CH_3COOH , другие органические кислоты

30%

α

3%

КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ

В растворах слабых электролитов вследствие их неполной диссоциации

устанавливается **динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами.**

Например, для уксусной кислоты:



КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ

Можно применить к этому равновесию закон действующих масс и записать выражение константы равновесия:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ

Константу равновесия, характеризующую процесс диссоциации слабого электролита, называют **константой диссоциации**.

Константа диссоциации характеризует способность электролита (кислоты, основания, воды) **диссоциировать на ионы**. Чем больше константа, тем легче электролит распадается на ионы, следовательно, тем он сильнее. Значения констант диссоциации для слабых электролитов приводятся в справочниках.

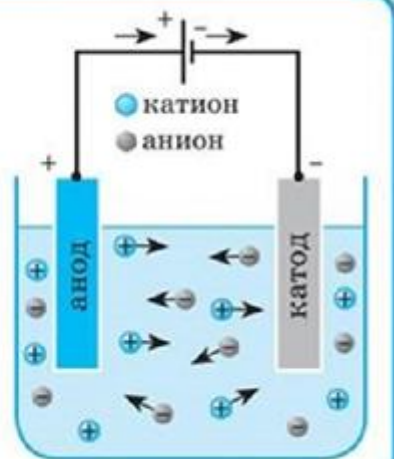
ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Теория электролитической диссоциации (ТЭД)

Электролиты — вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.



- Во время растворения в воде электролиты распадаются (диссоциируют) на ионы (электролитическая диссоциация).
- Во время действия электрического тока движение ионов становится направленным.



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

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

Ионы — это одна из форм существования химического элемента. Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щелочь (NaOH) и водород H_2 , в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет желтозеленый цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- бесцветны, не ядовиты, лишены запаха.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов одного или нескольких химических элементов в результате отдачи или присоединения электронов.

В растворах ионы беспорядочно передвигаются в различных направлениях.

По составу ионы делятся на **простые** - Cl^- , Na^+ и **сложные** - NH_4^+ , SO_4^{2-} .

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

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

В результате такого взаимодействия образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами воды, ионы. Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делятся на **гидратированные** (в растворах и кристаллогидратах) и **негидратированные** (в безводных солях).

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду и поэтому называются катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду и поэтому называются анионами.

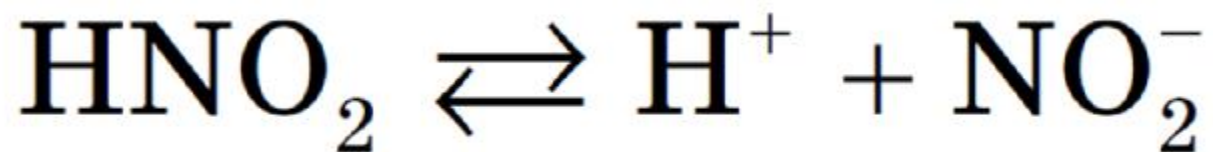
Следовательно, существует еще одна классификация ионов — **по знаку их заряда**.

Сумма зарядов катионов (H^+ , Na^+ , NH_4^+ , Cu^{2+}) равна сумме зарядов анионов (Cl^- , OH^- , SO_4^{2-}), вследствие чего растворы электролитов (HCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaOH , CuSO_4) остаются электронейтральными.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

Наряду с процессом диссоциации (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс — **ассоциация** (соединение ионов). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

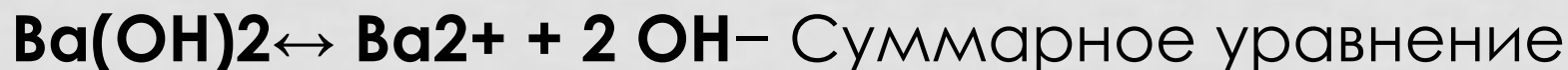
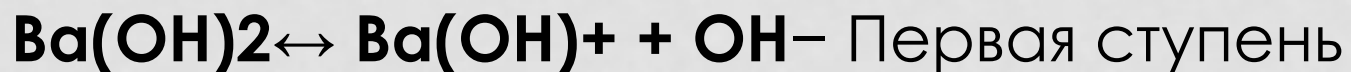
ОСНОВАНИЯ, КИСЛОТЫ, СОЛИ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

В свете теории электролитической диссоциации можно дать определения основаниям, кислотам и солям как электролитам.

Основания – это электролиты, в результате диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид анионов: гидроксид-анион: OH^- .

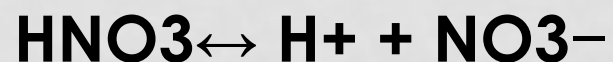


Диссоциация оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, происходит ступенчато:



ОСНОВАНИЯ, КИСЛОТЫ, СОЛИ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Кислоты – это электролиты, в результате диссоциации которых в водных растворах образуется только один вид катионов: H^+ . Ионом водорода называют именно гидратированный протон и обозначают H_3O^+ , но для простоты записывают H^+ .



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



ОСНОВАНИЯ, КИСЛОТЫ, СОЛИ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы кислотного остатка.



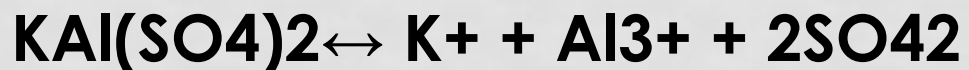
Средние соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла или катионы аммония и анионы кислотного остатка.

Основные соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла, гидроксид анионы и анионы кислотного остатка.

ОСНОВАНИЯ, КИСЛОТЫ, СОЛИ В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Кислые соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла, катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Двойные соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы нескольких металлов и анионы кислотного остатка.



Смешанные соли – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла и анионы нескольких кислотных остатков

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Свойства растворов слабых электролитов обусловлены молекулами и ионами, образовавшимися в процессе диссоциации, которые находятся в динамическом равновесии друг с другом.

Свойства растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, которые образуются при их диссоциации.

Согласно теории электролитической диссоциации **все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами**. Этим обусловлена высокая скорость многих химических реакций в растворах электролитов.

Реакции, протекающие между ионами, называют **ионными реакциями**, а уравнения этих реакций — **ионными уравнениями**.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

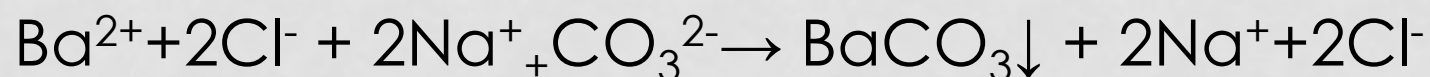
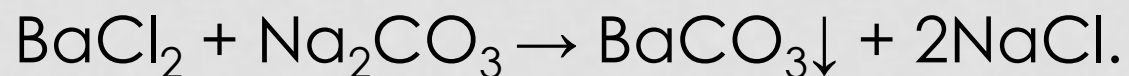
Реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов.

Существует несколько форм связывания ионов:

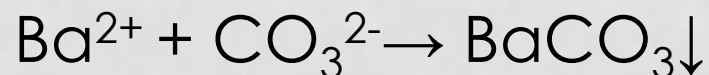
1. Образование осадка
2. Выделение газа
3. Образование слабого электролита.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

1. Образование осадка:



полное ионное уравнение

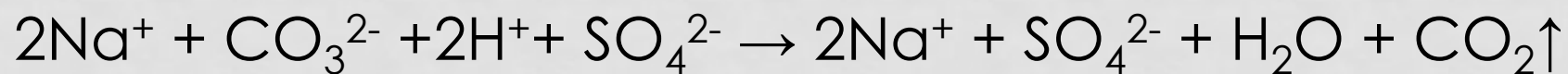


сокращенное ионное уравнение.

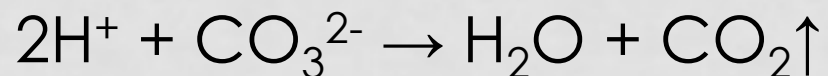
Сокращенное ионное уравнение показывает, что при взаимодействии любого растворимого соединения, содержащего ион Ba^{2+} , с соединением, содержащим карбонат-анион CO_3^{2-} , в результате получится нерастворимый осадок $\text{BaCO}_3\downarrow$.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

2. Выделение газа:



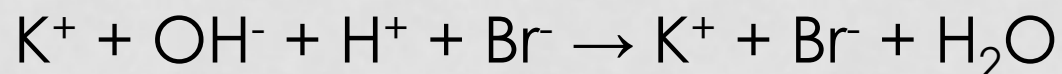
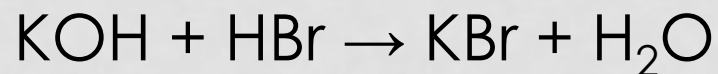
полное ионное уравнение



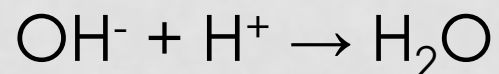
сокращенное ионное уравнение.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

3. Образование слабого электролита:



полное ионное уравнение



сокращенное ионное уравнение.

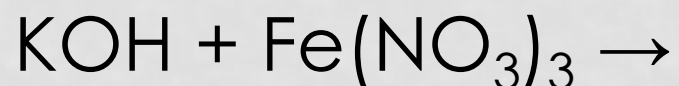
Рассматривая эти примеры, мы убедились, что все реакции в растворах электролитов происходят в направлении связывания ионов.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Если исходные вещества — сильные электролиты, которые при взаимодействии не образуют нерастворимых или малодиссоциирующих веществ или газов, то такие реакции не протекают: при смешивании растворов образуется смесь ионов.

ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ

- Составьте молекулярное, полное и краткое ионные уравнения следующей реакции:





БУДЬТЕ
ОСТОРОЖНЫ...

... Я СЛЫШУ ПЕНИЕ
БИПОЛЯРНЫХ МОЛЕКУЛ ВОДЫ

КАКИЕ ЖЕ ВЫ
ПОЛОЖИТЕЛЬНЫЕ

НЕЕЕТ! ХЛООР, ОСТАНЬСЯ С
НАМИ! ХЛООР...
... ПОХОЖЕ, ЧТО ОН УЖЕ ИОН...

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ
ДИССОЦИАЦИЯ

ПРОФЕССОР,
С ВАМИ ВСЕ
В ПОРЯДКЕ?