

Лекция №6

Тема: **Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена .**

Цели урока: углубить и обобщить знания, основные понятия электролитической диссоциации; научить применять их в составлении уравнений диссоциации, реакций ионного обмена; дать представление об универсальности теории электролитической диссоциации, применении ее для неорганической и органической химии.

План:

- 1. Основные понятия теории электролитической диссоциации**
- 2. Механизм электролитической диссоциации**
- 3. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты**
- 4. Значение электролитов для живых организмов**
- 5. Реакции ионного обмена**

1. Основные понятия теории электролитической диссоциации

По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве, вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролитами называются вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. В молекулах этих веществ имеются ионные или ковалентные сильно полярные химические связи.

Неэлектролитами называются вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К неэлектролитам относятся, например, кислород, водород, многие органические вещества (сахар, эфир, бензол и др.). В молекулах этих веществ существуют ковалентные неполярные или малополярные связи. Для объяснения электропроводности растворов и расплавов солей, кислот и оснований шведский ученый С. Аррениус создал теорию электролитической диссоциации (1887 г.):

1. Молекулы электролитов при растворении или расплавлении распадаются на ионы.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или в расплаве называется электролитической диссоциацией, или ионизацией.

1. **Ионы** — это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд.

2. В растворе или расплаве электролитов ионы движутся хаотически. При пропускании через раствор или расплав электрического тока, положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду (катоде),

а отрицательно заряженные ионы движутся к положительно заряженному электроду (аноду).

Поэтому положительные ионы называются **катионами**, отрицательные ионы — **анионами**.

К катионам относятся: ион водорода H^+ , ион аммония NH_4^+ , ионы металлов Na^+ , K^+ , Fe^{2+} , Al^{3+} , катионы основных солей $CuOH^+$, $Al(OH)^{2+}$, $FeOH^{2+}$ и т. д. К анионам относятся: гидроксид-ион OH^- , ионы кислотных остатков Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$, анионы кислых солей HCO_3^- , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} и т. д.

3. Диссоциация — процесс обратимый. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы (ионизация, или диссоциация) и соединение ионов в молекулы (ассоциация, или моляризация). Диссоциацию молекул электролитов выражают уравнениями, в которых вместо знака равенства ставят знак обратимости. В левой части уравнения записывают формулу молекулы электролита, в правой — формулы ионов, которые образуются в процессе электролитической диссоциации. Например: Каждая молекула нитрата магния диссоциирует на ион магния и два нитрат-иона. Следовательно, в результате диссоциации одной молекулы $Mg(NO_3)_2$ образуются три иона. Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку (так как растворы электролитов электронейтральны).

2. Механизм электролитической диссоциации.

Гидратация ионов Причины и механизм диссоциации электролитов объясняются химической теорией раствора Д. И. Менделеева и природой химической связи. Как известно, электролитами являются вещества с ионной или ковалентной сильно полярной связями. Растворители, в которых происходит диссоциация, состоят из полярных молекул. Например, вода — полярный растворитель. Диссоциация электролитов с ионной и полярной связями протекает различно. Рассмотрим механизм диссоциации электролитов в водных растворах.

I. Механизм диссоциации электролитов с ионной связью

При растворении в воде ионных соединений, например хлорида натрия $NaCl$, дипольные молекулы воды ориентируются вокруг ионов натрия и хлорид-ионов. При этом положительные полюсы молекул воды притягиваются к хлорид-ионам Cl^- , отрицательные полюсы — к положительным ионам Na^+ . В результате этого взаимодействия между молекулами растворителя и ионами электролита притяжение между ионами в кристаллической решетке вещества ослабевает. Кристаллическая решетка разрушается, и ионы переходят в раствор. Эти ионы в водном растворе находятся не в свободном состоянии, а связаны с молекулами воды, т. е. являются гидратированными

ионами. Диссоциация ионных соединений в водном растворе протекает полностью. Так диссоциируют соли и щелочи: KCl , $LiNO_3$, $Ba(OH)_2$ и др.

II. Механизм диссоциации электролитов, которые состоят из полярных молекул

При растворении в воде веществ с полярной ковалентной связью происходит взаимодействие дипольных молекул электролита с дипольными молекулами воды. Например, при растворении в воде хлороводорода происходит взаимодействие молекул HCl с молекулами H_2O . Под влиянием этого взаимодействия изменяется характер связи в молекуле HCl : сначала связь становится более полярной, а затем переходит в ионную связь. Результатом процесса является диссоциация электролита и образование в растворе гидратированных ионов. Так диссоциируют кислородсодержащие и бескислородные кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HI и др. Диссоциация электролитов с полярной связью может быть полной или частичной. Это зависит от полярности связей в молекулах электролитов. Таким образом, главной причиной диссоциации в водных растворах является гидратация ионов. В растворах электролитов все ионы находятся в гидратированном состоянии. Например, ионы водорода соединяются с молекулой воды и образуют ионы гидроксония H_3O^+ по донорно-акцепторному механизму: Для простоты в химических уравнениях ионы изображают без молекул воды: H^+ , Ag^+ , Mg^{2+} , F^- , SO_4^{2-} и т. д.

Ионы по физическим, химическим и физиологическим свойствам отличаются от нейтральных атомов, из которых они образовались. Например, ионы натрия Na^+ и хлорид-ионы Cl^- не взаимодействуют с водой, не имеют цвета, запаха, неядовиты. Атомы натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой. Вещество хлор Cl_2 в свободном состоянии — газ желто-зеленого цвета, ядовит, сильный окислитель. Различные свойства атомов и ионов одного и того же элемента объясняются разным электронным строением этих частиц. Химические свойства свободных атомов металлов определяются валентными электронами, которые атомы металлов легко отдают и переходят в положительно заряженные ионы. Атомы неметаллов легко присоединяют электроны и переходят в отрицательно заряженные ионы. Ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях, чем атомы. Ионы имеют различную окраску. Гидратированные и негидратированные ионы s- и p-элементов обычно бесцветны. Так, бесцветны ионы H^+ , Na^+ , K^+ , Ba^{2+} , Al^{3+} и др. Ионы некоторых d-элементов имеют окраску. Окраска гидратированных и негидратированных ионов одного и того же d-элемента может быть различной. Например, негидратированные ионы Cu^{2+} — бесцветные, а гидратированные ионы меди $Cu^{2+} \cdot 4H_2O$ — синего цвета

3. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

В водных растворах некоторые электролиты полностью распадаются на ионы. Другие электролиты распадаются на ионы частично, часть их молекул остается в растворе в недиссоциированном виде. Число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы, называется степенью электролитической диссоциации (степенью ионизации).

Степень электролитической диссоциации (α) равна отношению числа молекул, которые распались на ионы, к общему числу молекул в растворе:

где n — число молекул, распавшихся на ионы; N — общее число растворенных молекул. Например, степень диссоциации (α) уксусной кислоты CH_3COOH в 0,1 М растворе равна 1,36%. Это означает, что из 10000 молекул CH_3COOH 136 молекул распадаются на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы растворителя и природы растворяемого вещества, концентрации раствора, температуры и других факторов. Различные вещества диссоциируют в разной степени. Например, муравьиной кислоты HCOOH при одинаковых условиях больше α уксусной кислоты CH_3COOH .

При уменьшении концентрации электролита, т. е. при разбавлении раствора, степень диссоциации увеличивается, так как увеличиваются расстояния между ионами в растворе и уменьшается возможность соединения их в молекулы. При повышении температуры степень диссоциации, как правило, увеличивается.

В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты — это такие электролиты, которые в водных растворах полностью диссоциируют на ионы, т. е. их степень диссоциации равна 1 (100%). К сильным электролитам относятся: 1) соли; 2) сильные кислоты (HClO_4 , HClO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI и др.); 3) щелочи (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

Слабые электролиты — это такие электролиты, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы, т. е. их степень диссоциации меньше 1 (100%). К слабым электролитам относятся: 1) слабые кислоты (HClO_2 , HClO , HNO_2 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , H_3BO_3 , CH_3COOH , H_2S , HCN , HF и др.); 2) слабые нерастворимые в воде основания $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и др.); 3) гидроксид аммония (NH_4OH); 4) вода (H_2O).

4. Значение электролитов для живых организмов

Электролиты являются составной частью жидкостей и плотных тканей живых организмов. Ионы натрия Na^+ , калия K^+ , кальция Ca^{2+} , магния Mg^{2+} , водорода H^+ , анионы OH^- , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- имеют большое значение для

физиологических и биохимических процессов. Концентрации различных ионов в организме человека различны. Концентрации ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- очень малы, но они играют большую роль в жизненных процессах. Ионы водорода H^+ способствуют нормальному функционированию ферментов, обмену веществ, перевариванию пищи и т.д. Концентрации ионов натрия Na^+ и хлорид-ионов Cl^- в организме человека весьма значительны. Эти ионы человек получает ежедневно, используя в пищу поваренную соль $NaCl$. В медицине применяется 0,85%-ный раствор хлорида натрия в качестве физиологического раствора при большой потере жидкости организмом.

5. Реакции ионного обмена

Химические реакции в растворах и расплавах электролитов протекают с участием ионов. В таких реакциях степени окисления элементов не изменяются, и сами реакции называются **реакциями ионного обмена**.

Реакции ионного обмена будут протекать до конца (необратимо), если образуются малорастворимые или практически нерастворимые вещества (они выпадают в осадок), летучие вещества (выделяются в виде газов) или слабые электролиты (например, вода).

Реакции ионного обмена принято писать в три стадии:

1. Молекулярное уравнение
2. Полное ионное уравнение
3. Сокращенное ионное уравнение

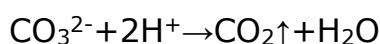
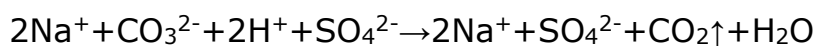
При протекании РИО противоположно заряженные ионы связываются и выводятся из сферы реакции. Сущность реакций ионного обмена выражают с помощью ионных уравнений, которые, в отличие от молекулярных, показывают истинных участников реакции. При составлении ионных уравнений следует руководствоваться тем, что вещества малодиссоциирующие, малорастворимые (выпадающие в осадок) и газообразные записываются в молекулярной форме. Сильные растворимые электролиты записываются в виде ионов. Поэтому при написании ионных уравнений необходимо пользоваться таблицей растворимости солей и оснований в воде.

Реакции, где все реагенты и продукты получились растворимые в воде, не протекают.

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

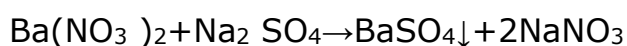
	H ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Na ⁺	K ⁺	Li ⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻	Р	Р	—	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	М	—	Н	М	М	Р
Cl ⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Н	Н	—	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Несколько примеров:

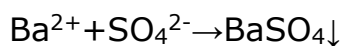


Сокращённое ионное уравнение получается с помощью вычёркивания одинаковых ионов из обеих частей полного ионного уравнения.

Если реакция ионного обмена идёт между двумя солями с образованием осадка, то следует брать два хорошо растворимых реагента. То есть, реакция ионного обмена пойдёт если растворимость реагентов будет выше, чем у одного из продуктов.

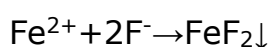
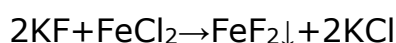


Иногда при написании реакций ионного обмена пропускают полное ионное уравнение и сразу пишут сокращённое.



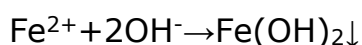
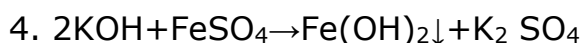
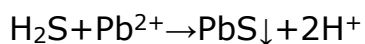
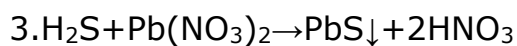
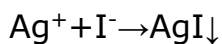
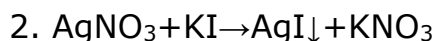
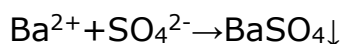
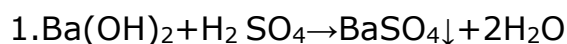
Для получения осадка малорастворимого вещества всегда надо выбирать хорошо растворимые реагенты в их концентрированных растворах.

Например:

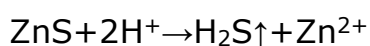
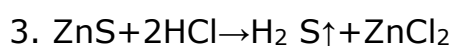
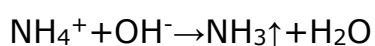
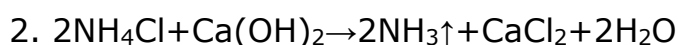


Данные правила подбора реагентов для осаждения продуктов справедливы **только для солей.**

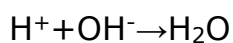
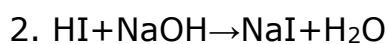
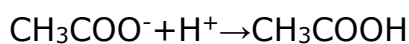
Примеры реакций с выпадением осадков:



Примеры реакций с выделением газов:



Примеры реакций с образованием слабых электролитов:



Контрольные вопросы :

1. Что такое ТЭД?
2. Какие вещества называются электролитами?
3. Какие вещества неэлектролитами?
4. Кто основатель ТЭД?
5. Основные положения ТЭД.
6. Что такое ион? Какие ионы называются катионами, какие анионами?
7. Как происходит механизм ЭД?
8. Слабые и сильные электролиты. Приведите примеры.
9. Какие реакции называются реакциями ионного обмена?