

**Химия**

**Дата:** 13.12.2023

**Группа** 12-У

**Тема:** Теория электролитической диссоциации

**Задание:** Изучить материал. Ответить письменно на вопросы № 1,2,7,9.

**Срок выполнения задания:** 13.12.2023

Работу отправить на электронную почту: [galina.ch65@mail.ru](mailto:galina.ch65@mail.ru)

## ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

### 4.1. Электролиты и неэлектролиты

Истинные растворы бывают молекулярными, ионно-молекулярными и ионными. Если под действием растворителя вещество переходит в раствор в виде молекул, т.е. сохраняет молекулярную структуру, то в растворе присутствуют частицы растворителя и молекулы растворенного вещества. Такие вещества называют *неэлектролитами*. Согласно химической теории растворов Д. И. Менделеева каждая молекула неэлектролита окружена молекулами воды — так называемой *гидратной оболочкой*. К неэлектролитам относятся многие органические вещества: формальдегид, мочеви́на, сахароза.

В первой половине XIX в. было обнаружено, что растворы некоторых веществ проводят электрический ток. М. Фарадей назвал такие вещества *электролитами*. Следовательно, в растворах электролитов имеются заряженные частицы, участвующие в переносе электрического заряда от одного электрода к другому.

Шведский химик С. Аррениус в 1887 г. предположил, что вещества-электролиты в водном растворе «дробятся» не до молекул, а до более мелких частиц — ионов:



- ! Процесс распада вещества на ионы при его растворении или расплавлении называют **электролитической диссоциацией**.

Вещества-электролиты построены за счет ковалентных полярных или ионных связей.

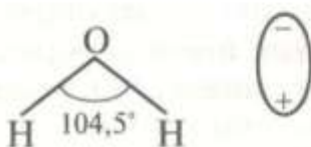
С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. Русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили для объяснения электроли-



Сванте Август Аррениус  
(1859—1927)

тической диссоциации химическую теорию растворов Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит его химическое взаимодействие с водой, в результате которого электролит диссоциирует на ионы. И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, т. е. «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой диполи: имеют два полюса: (+) и (-). Атомы водорода расположены под углом  $104,5^\circ$ , благодаря чему молекула обладает угловой формой:



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. Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает и происходит переход ионов из кристалла в раствор (рис. 4.1). Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

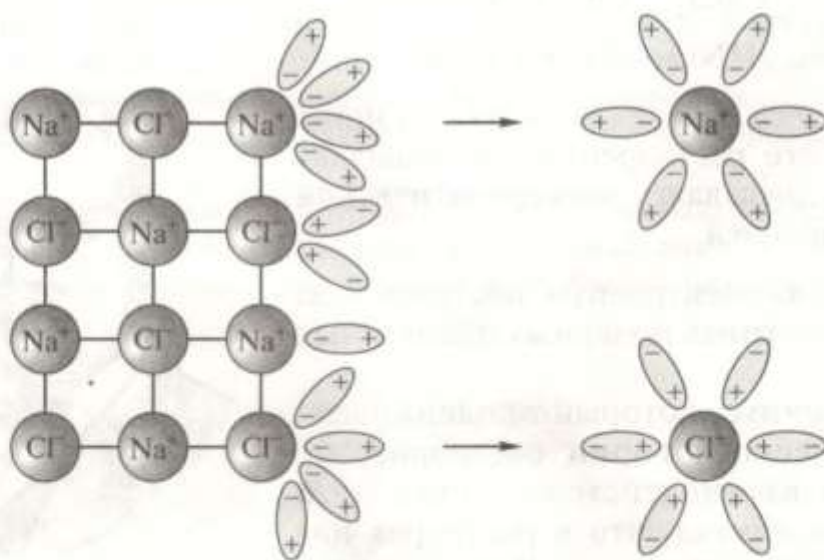


Рис. 4.1. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

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

Упрощенно происходящие процессы можно описать, например, для хлорида натрия с помощью следующего уравнения:



Аналогично диссоциируют и электролиты, молекулы которых построены за счет ковалентной полярной связи (например, молекулы хлороводорода  $\text{HCl}$ ). Только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную и последовательность процессов, происходящих при этом, будет такая:

- 1) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита;
- 2) гидратация молекул электролита;
- 3) ионизация (превращение ковалентной полярной связи в ионную) молекул электролита;
- 4) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы (рис. 4.2).

Запишем в упрощенном виде уравнение диссоциации хлороводорода:



Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут сталкиваться и вновь

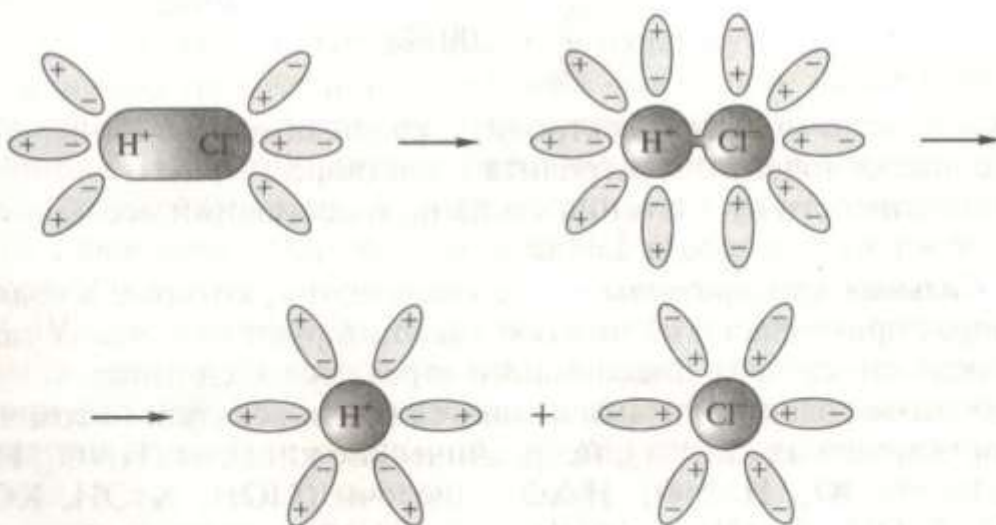


Рис. 4.2. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

объединяться между собой. Этот обратный процесс называют *ассоциацией*.

Следует также принять во внимание, что свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных. Например, негидратированный белый ион меди  $\text{Cu}^{2+}$  в безводных кристаллах сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$  в гидратированном состоянии  $\text{Cu}^{2+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$  окрашен в голубой цвет. Число молекул воды, входящих в состав гидратированных ионов, может быть как постоянным, так и переменным.

Для количественной оценки способности электролита распадаться на ионы введено понятие степени электролитической диссоциации.

! **Степенью электролитической диссоциации** ( $\alpha$ ) называют отношение числа молей электролита, распавшегося на ионы ( $n_d$ ), к общему числу молей электролита ( $n_\Sigma$ ) в растворе:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_\Sigma} (\cdot 100 \%).$$

Степень диссоциации выражают в долях единицы или в процентах.

Физический смысл этой величины заключается в том, что она показывает долю электролита, распавшегося на ионы. Степень диссоциации является безразмерной величиной и может принимать значения от нуля до единицы (или от 0 до 100 %).

Для веществ молекулярного строения (например, органических или неорганических кислот) степень диссоциации можно выразить через число молекул электролита:

$$\alpha = \frac{N_d}{N_\Sigma} (\cdot 100 \%),$$

где  $N_d$  — число молекул электролита, распавшихся на ионы;  $N_\Sigma$  — общее число молекул электролита в растворе.

В зависимости от значения степени диссоциации все электролиты делят на сильные и слабые.

\* **Сильные электролиты** — это соединения, которые в водных растворах практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов степень диссоциации стремится к единице.

Сильными электролитами являются почти все соли (в том числе и органических кислот), неорганические кислоты ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), щелочи ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ).

\* **Слабые электролиты** в незначительной степени распадаются на ионы, их степень диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относятся органические кислоты, многие неорганические кислоты ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ), гидрат аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , вода.

Сильные электролиты диссоциируют необратимо, например:



Слабые электролиты диссоциируют обратимо, например:



Степень электролитической диссоциации зависит от ряда факторов.

В первую очередь способность вещества к диссоциации определяется природой электролита. Например, сила галогеноводородных кислот ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ) растет от  $\text{HF}$  к  $\text{HI}$ . Аналогично, изменяются (растут) щелочные свойства гидроксидов щелочных металлов от  $\text{LiOH}$  к  $\text{CsOH}$ . (*Объясните, почему?*)

Немаловажное значение имеет и природа растворителя; при этом чем полярнее растворитель, тем выше степень диссоциации растворенного вещества.

Степень диссоциации электролита зависит от температуры: увеличение температуры способствует диссоциации.

Степень диссоциации зависит от концентрации электролита в растворе: разбавление раствора всегда усиливает диссоциацию вещества.

Суммируя сказанное, сформулируем **основные положения теории электролитической диссоциации**.

1. По способности проводить электрический ток в растворах (или расплавах) все вещества делят на электролиты и неэлектролиты.

2. Электролиты в растворах (или в расплавах) распадаются на ионы — диссоциируют.

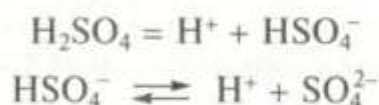
3. Положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному полюсу источника тока — катоду и называются *катионами* (катионы металлов  $\text{M}^{n+}$ , катион водорода  $\text{H}^+$  и катион аммония  $\text{NH}_4^+$ ). Отрицательно заряженные ионы движутся к положительно заряженному полюсу источника тока — аноду и называются *анионами* (гидроксид-анион  $\text{OH}^-$  и анионы кислотных остатков  $\text{A}^{n-}$ ).

4. Разные электролиты по-разному диссоциируют на ионы. Количественно эту способность характеризует степень электролитической диссоциации. В случае сильных электролитов степень диссоциации стремится к единице, так как они диссоциируют необратимо, в случае слабых электролитов — к нулю, так как последние диссоциируют обратимо.

5. В зависимости от характера образуемых в результате диссоциации ионов все электролиты делят на три класса.

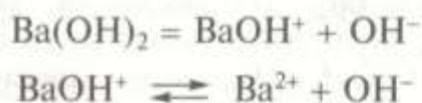
\* **Кислоты** — это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, но преимущественно протекает диссоциация по первой ступени, например:



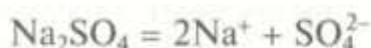
\* **Основания** — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксогрупп.

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато, но преимущественно протекает диссоциация по первой ступени, например:



\* **Соли** — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Средние соли диссоциируют в одну ступень:



6. Свойства электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации, и описываются с помощью ионных уравнений.

- ?
1. Какие вещества называют электролитами, а какие — неэлектролитами? Приведите примеры.
  2. Дайте определение явления электролитической диссоциации. Кто автор теории электролитической диссоциации?
  3. Какой вклад русские химики внесли в развитие теории электролитической диссоциации?
  4. Как диссоциируют вещества с ионной связью?
  5. Как диссоциируют вещества с ковалентной связью?
  6. Чем отличаются гидратированные ионы от негидратированных? Сказывается ли отличие в строении этих ионов на их физических и химических свойствах?
  7. Какая величина характеризует способность электролита к диссоциации? От чего она зависит? Приведите примеры.
  8. Чем отличается диссоциация сильных электролитов от диссоциации слабых? Напишите уравнение диссоциации веществ: HI, H<sub>2</sub>S, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, HClO<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>2</sub>.
  9. Какие вещества в свете теории электролитической диссоциации называют кислотами? Основаниями? Солями?
  10. В 1 л воды растворили 171 г сульфата алюминия. Какое количество вещества ионов каждого типа будет содержать этот раствор? Какова степень электролитической диссоциации веществ данного типа?