

Дисциплина: Химия, группа Э-11,12, 09.02.024. Преподаватель Шлякис А.А.

**Уважаемые студенты, вам необходимо составить краткий конспект лекции на основании предоставленного материала.**

**Тема: Теория электролитической диссоциации кислот, оснований, солей**

План

1. Электролиты и не электролиты. Электролитическая диссоциация.
  2. Сильные и слабые электролиты.
  3. Степень электролитической диссоциации.
  4. Кислоты как электролиты.
  5. Основания как электролиты.
  6. Соли как электролиты.
- 1. Электролиты и не электролиты. Электролитическая диссоциация.**

*По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве вещества подразделяют на электролиты и не электролиты.*

***Электролиты** — это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток (обладают ионной проводимостью). Это соли, кислоты, основания. В электролитах имеются ионные или ковалентные сильнополярные связи.*

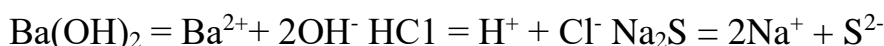
***Не электролиты** — это вещества, растворы и расплавы которых, не проводят электрический ток (не обладают ионной проводимостью), например простые вещества неметаллы, их оксиды, многие органические вещества (эфир, углеводы, бензол и др.). В молекулах этих веществ ковалентные неполярные или малополярные связи.*

***Электролитическая диссоциация** — это распад электролита на ионы при его растворении или расплавлении.*

## **2. Сильные и слабые электролиты.**

В зависимости от степени полярности связи в электролите, процесс электролитической диссоциации может быть необратимым или обратимым.

Диссоциация в воде **ионных** соединений и веществ с **ковалентными сильнополярными** связями является **необратимым** процессом (=):



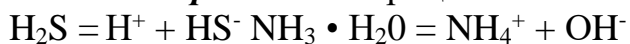
**Сильные электролиты** – вещества, полностью (100%) диссоциирующие на ионы (в водном растворе сильного электролита находятся **только** его гидратированные **ионы, молекул нет**).

Сильные электролиты:

- почти все соли: KCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; Na<sub>2</sub>S = 2Na<sup>+</sup> + S<sup>2-</sup>

- многие неорганические кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBrO}_3$ ,  $\text{HIO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ , **HCl**, **HBr**, **HI**;  $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- гидроксиды щелочных, щелочно-земельных металлов и таллия(I):  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{TlOH}$ .  $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

Диссоциация веществ с менее полярной связью является **обратимым** процессом:



**Слабые электролиты** – вещества, частично диссоциирующие на ионы (раствор слабого электролита *содержит* как исходные **молекулы**, так **и** продукты диссоциации — гидратированные **ионы**). Слабыми электролитами являются (все остальные вещества):

- почти все органические кислоты и вода;  $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$
- некоторые неорганические кислоты:  $\text{HF}$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и др.;
- некоторые нерастворимые гидроксиды металлов:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и др., а также гидрат аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

### 3. Степень электролитической диссоциации.

Количественной характеристикой **диссоциации слабых электролитов** служит **степень диссоциации электролит (a)** — отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул электролита. Степень диссоциации выражают в долях единицы или процентах:

$N_{\text{дис}}$  /  $N_{\text{общ}}$

$$a = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{общ}}} \quad \text{или} \quad a = \frac{V_{\text{дис}}}{V_{\text{общ}}} \times 100\%$$

$N_{\text{дис}}$  /  $N_{\text{общ}}$

Степень диссоциации можно выразить и через отношение количества вещества, распавшегося на ионы ( $V_{\text{дис}}$ ), к общему количеству вещества растворенного электролита ( $V_{\text{общ}}$ ):

$V_{\text{дис}}$  /  $V_{\text{общ}}$

$$a = \frac{V_{\text{дис}}}{V_{\text{общ}}} \quad \text{или} \quad a = \frac{V_{\text{дис}}}{V_{\text{общ}}} \times 100\%$$

$V_{\text{дис}}$  /  $V_{\text{общ}}$

*Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, а также от концентрации.* Так, при разбавлении раствора уксусной кислоты ее степень диссоциации увеличивается:

- $c$  (моль/л): 1 0,1  $10^{-2}$   $10^{-3}$   $10^{-4}$
- $a$  (%): 0,40% 1,36% 4,20% 12,60% 34,30%

Степень диссоциации слабых электролитов, за исключением воды, практически не зависит от температуры. Степень диссоциации воды с повышением температуры возрастает. **Степень электролитической диссоциации некоторых слабых электролитов в 0,1 М водных растворах.**

$a, \%$

Электролит

$a, \%$

**HF**

**7,0**

**$H_2CO_3 (CO_2 \cdot H_2O)$**

**0,17**

**$NH_3 \cdot H_2O (NH_4OH)$**

**1,4**

$H_2S$

**0,07**

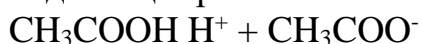
**$CH_3COOH$**

**1,36**

$H_2O$

$2 \cdot 10^{-7}$

В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами:



#### 4. Кислоты как электролиты.

В состав каждой кислоты входят *атомы водорода и кислотные остатки*. Поэтому при диссоциации любой кислоты в растворе образуются в качестве катионов только положительно заряженные ионы водорода, в качестве анионов – ионы различных кислотных остатков:  $HCl = H^+ + Cl^-$  Примеры кислот (наизусть).

*В свете представлений об электролитической диссоциации кислоты – это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов отщепляют только ионы водорода.*

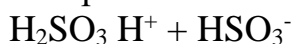
Теперь запишем уравнения диссоциации этих кислот ( $HCl$  – сильная кислота,  $HNO_2$  – слабая кислота)



Многоосновные кислоты диссоциируют постепенно: сначала отщепляется один ион водорода  $H^+$ , затем второй и т.д. В результате этого первоначально образуется анион с отрицательным зарядом – 1, затем с зарядом – 2 и т.д. Такую диссоциацию называют ступенчатой и выражают несколькими уравнениями.

Например, рассмотрим диссоциацию сернистой кислоты:

**Первая ступень** диссоциации (отщепление одного иона водорода  $H^+$  от нейтральной молекулы и образование гидросульфит – иона):



**Вторая ступень** диссоциации (отщепление одного иона водорода  $H^+$  от аниона  $HSO_3^-$  и образование сульфит – иона):



Число ступеней диссоциации зависит от основности кислоты, т.е. от числа атомов водорода в молекуле кислоты. **Задание : написать диссоциацию фосфорной кислоты.**

*Диссоциация кислот по первой ступени протекает сильнее, чем по второй, а по второй – сильнее, чем по третьей и т.д.* Связано это с тем, что отщепление положительно заряженного иона  $H^+$  от нейтральной молекулы кислоты происходит легче, чем от отрицательно заряженных анионов. Чем выше заряд аниона, тем труднее преодолеть положительно заряженному иону  $H^+$  его притяжение.

*Растворы всех кислот имеют некоторые общие свойства, обусловленные наличием в водных растворах ионов водорода (анионы в этом отношении значения не имеют).* Так, **кислый вкус ионов водорода  $H^+$**  мы ощущаем, когда употребляем пищу, приправленную уксусом (раствор уксусной кислоты), лимоны также имеют кислый вкус за счет ионов водорода  $H^+$ , которые отщепляют молекулы лимонной кислоты. Поэтому **ион водорода  $H^+$  является носителем кислотных свойств.**

Следовательно, **свойства кислот**, которые они проявляют в водных растворах, - **это свойства ионов  $H^+$ .**

### **5. Основания как электролиты.**

В состав каждого основания входят ионы металлов и гидроксид-ионы. Поэтому при диссоциации любого основания в растворе образуются в качестве катионов различные ионы металлов, а в качестве анионов только гидроксид-ионы:



*В свете представлений об электролитической диссоциации **основания – это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов отщепляют только гидроксид-ионы.***

*Слабые многокислотные основания **диссоциируют ступенчато.*** Например, составим уравнения диссоциации двухкислотного основания – гидроксида магния.

**Первая ступень** диссоциации (отщепляется один гидроксид-ион  $OH^-$ ):



**Вторая ступень** диссоциации (отщепляется гидроксид-ион от катиона  $MgOH^+$ ):



*Диссоциация многокислотных оснований, как и многоосновных кислот, **преимущественно протекает по первой ступени.***

Число ступеней диссоциации определяется кислотностью слабого основания, т.е. числом гидроксид-ионов  $OH^-$ . **Задание : написать диссоциацию гидроксида железа (III)**

*Общие свойства оснований (мылкость, разъедание растительных, животных тканей и др.), проявляющиеся в водных растворах, обусловлены*

только гидроксид-ионами, которые образуются при диссоциации (катионы при этом значения не имеют). Поэтому гидроксид-ион является носителем основных (щелочных) свойств.

Таким образом, **свойства оснований**, которые они проявляют в водных растворах, - это свойства гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

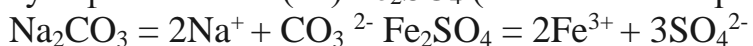
## 6. Соли как электролиты.

В состав каждой соли входят ионы металлов и ионы кислотных остатков. Соли бывают средние, кислые и др.

**Средние соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков.**

Средние соли практически **полностью диссоциируют на ионы в одну ступень**, образуя в качестве катионов ионы различных металлов, а в качестве анионов – ионы различных кислотных остатков.

Составим уравнение диссоциации средних солей карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и сульфата железа (III)  $\text{Fe}_2\text{SO}_4$  (сильных электролитов):



**Кислые соли содержат в кислотном остатке атомы водорода**  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ . В отличие от средних кислые соли диссоциируют ступенчато.

Первая ступень диссоциации сопровождается образованием катиона металла и аниона кислотного остатка, содержащего ион водорода:



Вторая ступень диссоциации (отщепление катиона водорода  $\text{H}^+$  от аниона  $\text{HCO}_3^-$ ):



Следовательно, при диссоциации кислой соли в растворе образуются **два вида положительных ионов: катионы металла и катионы водорода – и два вида отрицательных ионов: кислотные остатки, содержащие ионы водорода ( $\text{HCO}_3^-$ ) и не содержащие их ( $\text{CO}_3^{2-}$ ).**