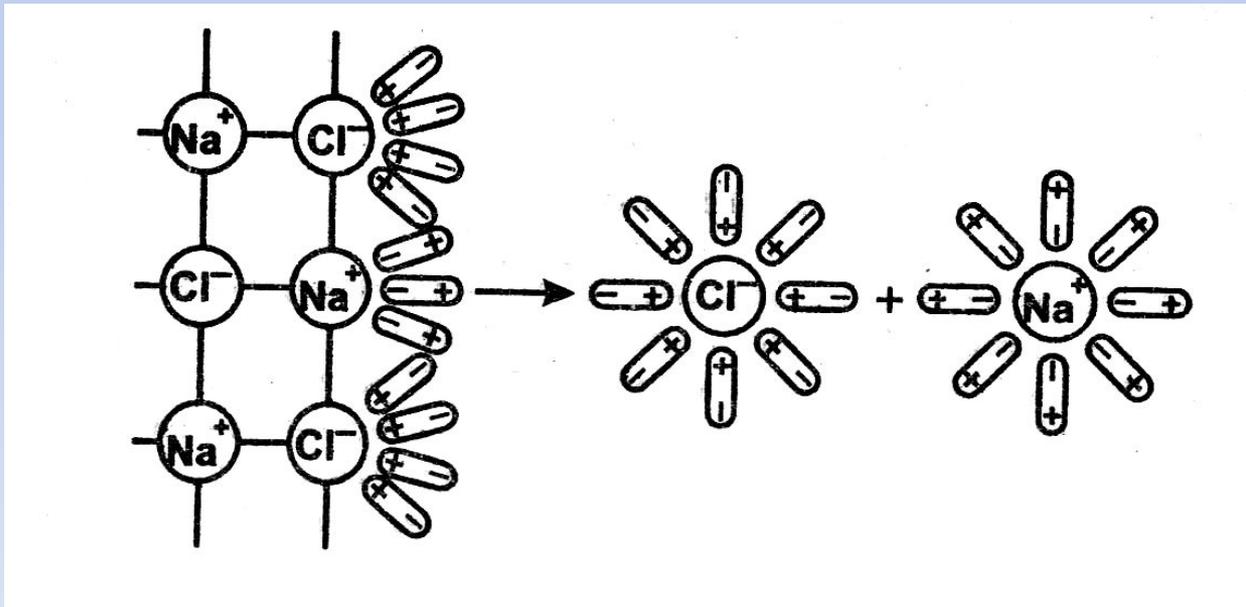


ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



Содержание

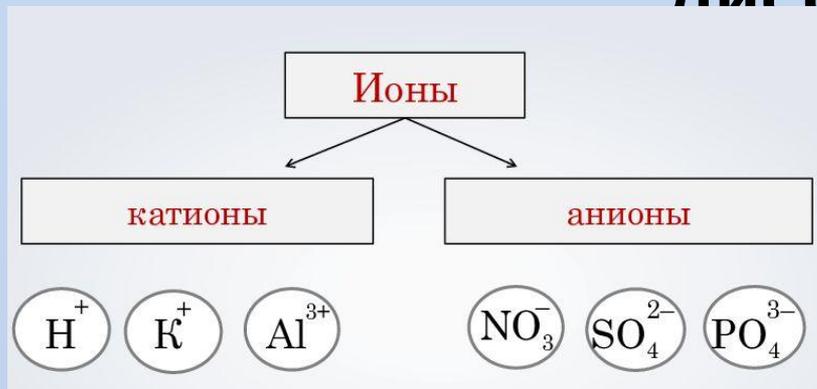
- **Модуль 1. Электролиты и неэлектролиты**
- **Модуль 2. Теория электролитической диссоциации**
- **Модуль 3. Степень электролитической диссоциации**
- **Модуль 4. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации**

Модуль 1. Электролиты и неэлектролиты



- **Электролиты** - вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Ими являются вещества с **сильно полярной ковалентной или ионной связью**. К ним относятся **соли, щёлочи, кислоты**.
- **Неэлектролиты** - вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. Ими являются вещества с **неполярными или слабополярными ковалентными связями**. К ним относится **большинство органических соединений** (глюкоза, фруктоза, сахароза, этанол, глицерин и др.), **простые вещества-неметаллы** (сера, алмаз, азот, кислород и др.).

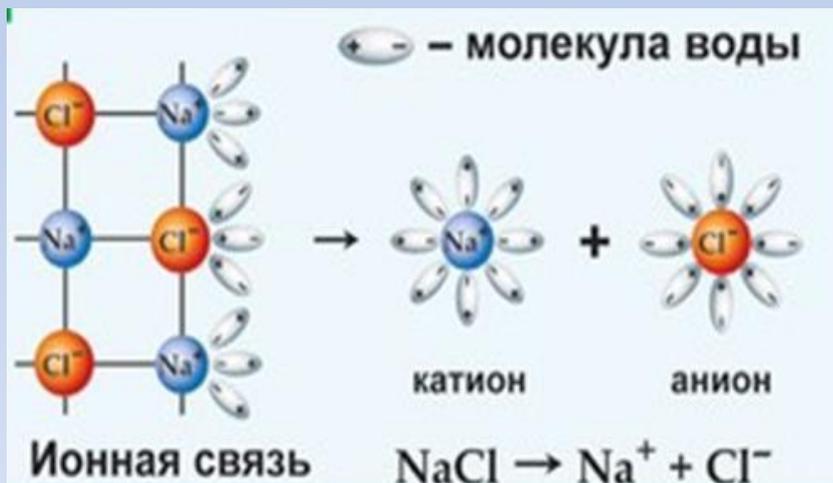
диссоциации



- **Электролитическая диссоциация** - процесс распада вещества на ионы при растворении или при плавлении.

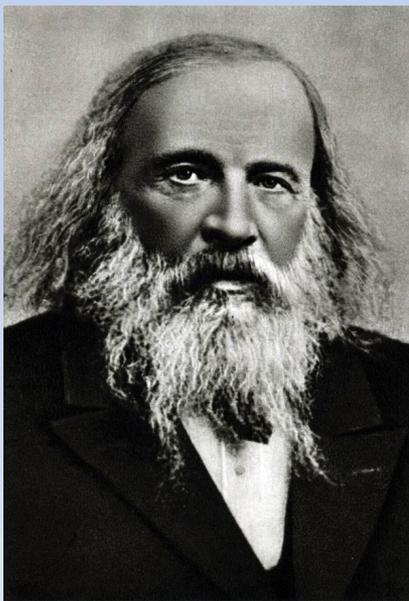
С. Аррениус: проводящие электрический ток, содержат больше частиц, чем можно было бы ожидать исходя из количества растворённого вещества: если в воде растворить 1 моль хлорида натрия NaCl, то общее число частиц в растворе будет в 2 раза больше, т. е. 2 моль; следовательно, при растворении соли в воде появляются свободные ионы. Свободные ионы образуются также в расплаве хлорида натрия.

Ионы - положительно или отрицательно заряженные частицы; простые – из атомов одного вида или сложные из атомов 2-х и более видов





Сванте Август Аррениус
(1859 — 1927)



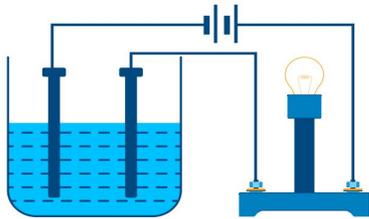
Дмитрий Иванович
Менделеев
(1834-1907)

- Для объяснения свойств водных растворов электролитов С. Аррениус в году предложил **теорию электролитической диссоциации (ТЭД)**. Эта теория объясняла, почему растворы некоторых веществ проводят электрический ток, но не отвечала на вопрос, почему одни вещества являются электролитами, а другие — нет.
- Более подробно особенности поведения веществ в растворах описал Д.И. Менделеев, который экспериментально доказал, что *при растворении электролитов происходит химическое взаимодействие между молекулами растворенного вещества и молекулами растворителя*. Сущность процесса электролитической диссоциации была объяснена на основании природы химической ионной связи.

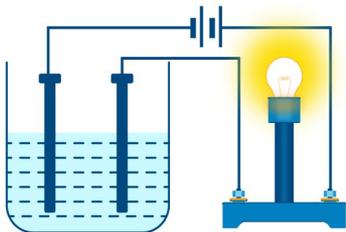
ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Проведение тока через

Неэлектролит



Электролит



1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на ионы. Свойства ионов отличаются от свойств атомов или группы атомов, из которых они образовались.
2. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нём.
В растворе ионы существуют в гидратированном виде, в отличие от безводных солей, в которых ионы негидратированные. Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных ионов.
3. Под действием электрического тока катионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, а анионы — к положительному полюсу источника тока — аноду.
4. Химические свойства растворов электролитов определяется свойствами тех

Модуль 3. Степень электролитической диссоциации

Степень диссоциации

Степень диссоциации (α) -

отношение числа распавшихся на ионы молекул (n) к общему числу растворенных молекул (N):

Степень диссоциации

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad \alpha\% = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

- Количественной характеристикой диссоциации электролита является **степень диссоциации α** - отношение числа молей электролита, распавшихся на ионы, к общему числу молей электролита в растворе.
- Степень диссоциации зависит от **природы электролита, концентрации, природы растворителя, температуры.**
- Степень диссоциации может изменяться от 0% до 100%. Если степень диссоциации равна **0%**, это означает, что диссоциации вещества **не происходит**. Если степень диссоциации равна **100%**, это означает, что вещество **полностью диссоциирует** на ионы.



Кислоты: H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr ,
Все щелочи: $NaOH$, KOH ,
Все растворимые соли.

Кислоты: H_2SO_3 , HF , H_3PO_4

Кислоты: H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , HNO_2 , CH_3COOH ,
Вода,
Основания
нерастворимые в воде и NH_4OH

- В зависимости от значения степени диссоциации различают **сильные и слабые электролиты**.

- **Сильные** - электролиты, степень диссоциации которых **больше (30 %)**. Они диссоциирует обратимо **только в насыщенном растворе**, где существует равновесие между кристаллом соли и гидратированными ионами в растворе. Диссоциация сильного электролита протекает необратимо, поэтому в уравнении диссоциации

- **Слабыми** называются электролиты, степень диссоциации которых **меньше 3%**. Они диссоциируют обратимо, в уравнении их диссоциации ставится знак обратимости. К ним относятся:

- **вода**;
- **слабые кислоты**
- **нерастворимые основания**

- почти все **соли**;
- **сильные кислоты**
- **сильные основания**

- Электролиты, степень диссоциации которых составляет 3-30 %, называют электролитами **средней** силы
- Степень диссоциации зависит от природы электролита, природы растворителя и от концентрации электролита. С уменьшением концентрации электролита (при разбавлении раствора) степень диссоциации возрастает. Нагревание способствует увеличению степени диссоциации

Модуль 4. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации

диссоциации

Кислоты

Кислоты-электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода.

Пример:

Трехосновная кислота

$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Одноосновная кислота

Трехосновная кислота

$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ (1 ступень)

Трехосновная кислота

$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ (2 ступень)

Трехосновная кислота

$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ (3 ступень)

MyShared

- **Кислоты** - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка
- **Многоосновные** кислоты диссоциируют **ступенчато**, т. е. последовательно отщепляя катионы водорода. Например, ступенчатая диссоциация ортофосфорной кислоты может быть выражена тремя уравнениями
- Характерные общие свойства кислот обусловлены **наличием ионов водорода**, образующихся при их диссоциации.
- К числу общих свойств кислот относятся:
 - кислый вкус,
 - способность изменять цвет индикаторов,
 - взаимодействовать с основаниями и основными оксидами с образованием солей и др.

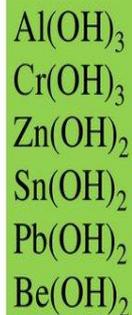
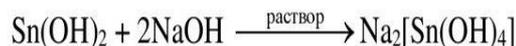
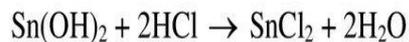
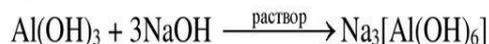
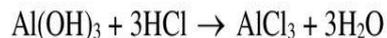
ДИССОЦИАЦИЯ ОСНОВАНИЙ (ЩЕЛОЧЕЙ)

- Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только *гидроксид-ионы* (OH^-).
- $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$;
- $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:
- $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})^+ + \text{OH}^-$ (первая ступень)
- $\text{Ba}(\text{OH})^+ \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-$ (вторая ступень)

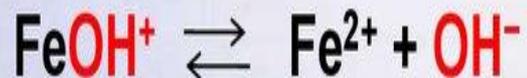
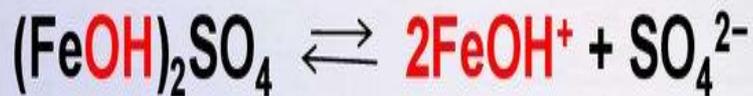
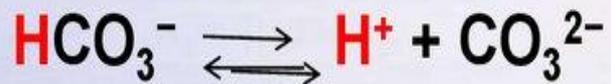
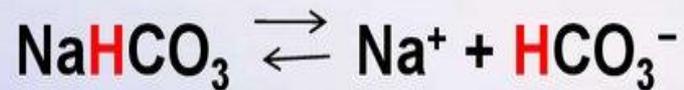
- Основания - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и гидроксид-ионы
- Характерные общие свойства оснований обусловлены наличием *гидроксид-ионов*, образующихся при их диссоциации.
- К числу общих свойств оснований относятся:
 - мылкость на ощупь,
 - способность изменять цвет индикаторов,
 - взаимодействовать с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей и др.

Амфотерные электролиты

могут участвовать в химических реакциях как в роли основания, так и в роли кислоты.



- **Амфотерные гидроксиды - электролиты, которые способны диссоциировать по типу кислоты и по типу основания**
- Амфотерные гидроксиды **способны проявлять свойства и кислот, и оснований**: проявляя кислотные свойства, они способны **взаимодействовать с основаниями с образованием солей**; проявляя основные свойства, они способны **взаимодействовать с кислотами с образованием солей**



- **Средние соли** - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла (или аммония) и анионы кислотного остатка
- **Кислые соли** - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и сложные анионы кислотного остатка
- **Основные соли** - электролиты, при диссоциации которых образуются анионы кислотных остатков и сложные катионы, состоящие из катиона металла и гидроксо-групп.

Выводы

- Электролиты — вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.
- Неэлектролиты — вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.
- Электролитическая диссоциация — процесс распада вещества на ионы при растворении или при плавлении.
- Количественной характеристикой диссоциации электролита является степень диссоциации .
- Сильными называются электролиты, степень диссоциации которых больше %). К ним относятся все растворимые соли, щёлочи, некоторые кислоты (соляная , азотная , серная и др.)
- Слабыми называются электролиты, степень диссоциации которых меньше %). К ним относятся вода, слабые кислоты (сероводородная , уксусная и др.), нерастворимые основания.
- Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.
- Основания — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и гидроксид-ионы .
- Средние соли — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла (или аммония) и анионы кислотного остатка.