

# Растворы электролитов

Электролиты - вещества, молекулы и кристаллы которых в растворе распадаются на ионы вследствие электролитической диссоциации.

Различают сильные и слабые электролиты.

# Степень диссоциации

Степень диссоциации – это отношение концентрации продиссоциировавших молекул  $c_{дис}$  к полной концентрации молекул  $c$

$$\alpha = \frac{c_{дис}}{c}$$

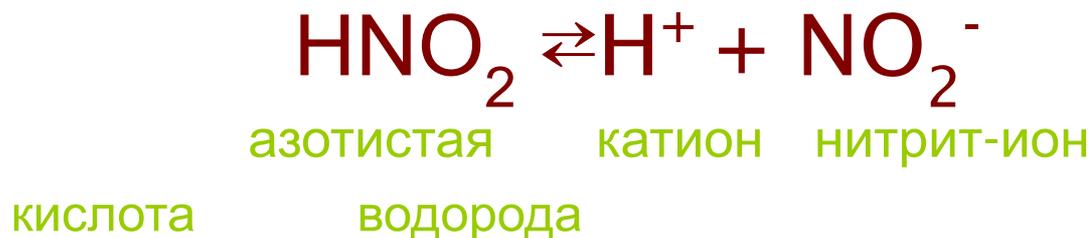
# Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты диссоциируют <b>полностью</b> $\alpha=100\%$	Слабые электролиты диссоциируют <b>неполностью</b> $\alpha<100\%$
1. Почти все соли, например, NaCl, NaNO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1. ZnCl <sub>2</sub> , ZnI <sub>2</sub> , CdCl <sub>2</sub> , CdI <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , Hg(CN) <sub>2</sub> , Fe(CNS) <sub>3</sub>
2. Сильные кислоты: марганцевая HMnO <sub>4</sub> , хлорная HClO <sub>4</sub> , азотная HNO <sub>3</sub> , хлороводородная HCl, бромоводородная HBr, иодоводородная HI, серная H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (по первой ступени диссоциации) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	2. Слабые кислоты – все остальные
3. Сильные основания: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub> , TlOH	3. Слабые основания – все остальные

## Диссоциация слабых электролитов

Слабые электролиты диссоциируют неполностью, то есть большая часть молекул не распадается на ионы.

Наряду с диссоциацией идет и обратная реакция – взаимодействие противоположно заряженных ионов с образованием молекул:



# Константы диссоциации

В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие, которое описывается константами равновесия. Эти константы равновесия называют константами диссоциации.

Для азотистой кислоты константа диссоциации записывается так:

$$K_D = \frac{[H^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

# Закон разведения Оствальда

Закон разведения Оствальда устанавливает связь между константой и степенью диссоциации:

$$K_{\text{Д}} = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

$$\alpha \ll 1, K_{\text{Д}} \approx \alpha^2 c, \alpha \approx \sqrt{K_{\text{Д}}/c}$$

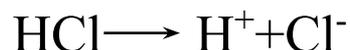


Вильгельм Оствальд

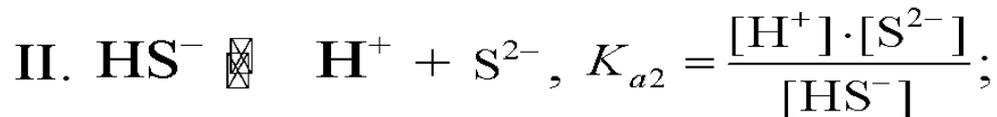
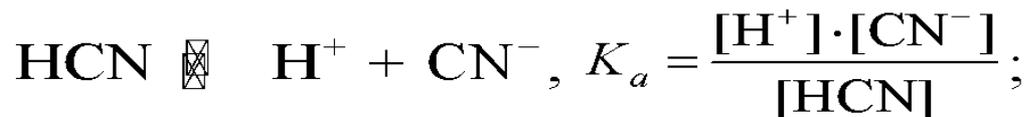
# Основные классы соединений с точки зрения теории электролитической диссоциации

**Кислоты** – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве катионов только ионы водорода.

Сильные кислоты диссоциируют практически необратимо, в одну ступень:

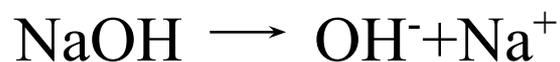


Слабые – обратимо и по ступеням, число которых определяется их **основностью**. При этом каждая ступень характеризуется собственным значением константы диссоциации:

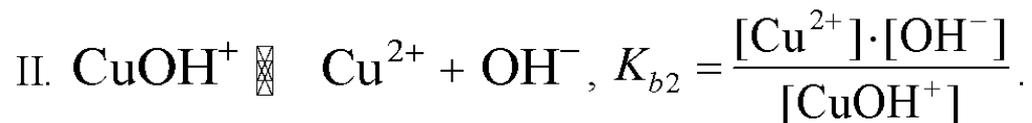
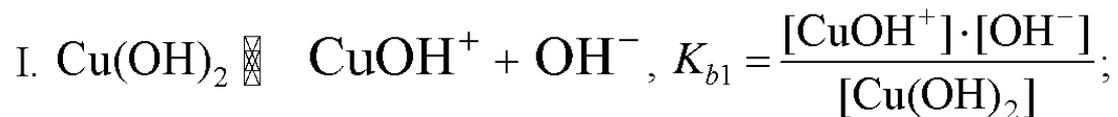


**Основания** – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы.

Сильные основания диссоциируют необратимо и полностью в одну ступень:

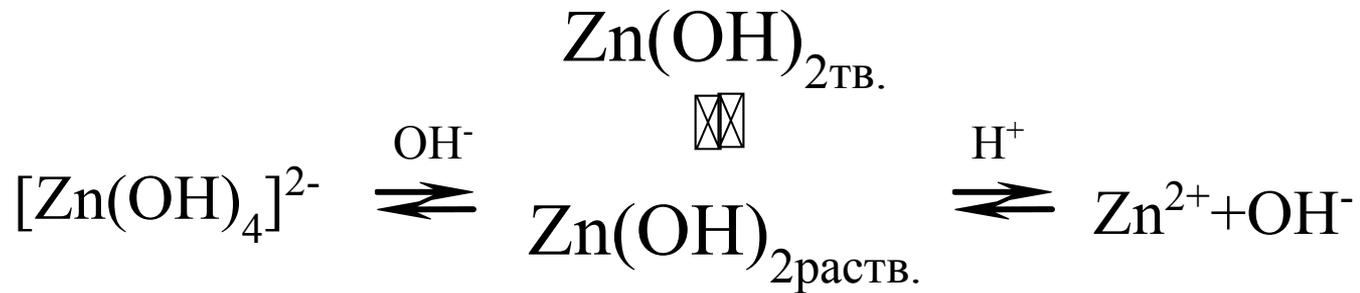


Слабые – обратимо и по ступеням, число которых равно *кислотности* основания, и каждой соответствует собственное значение константы диссоциации:



**Амфотерные гидроксиды (амфолиты) – это гидроксиды, способные диссоциировать как по типу кислоты, так и по типу основания.**

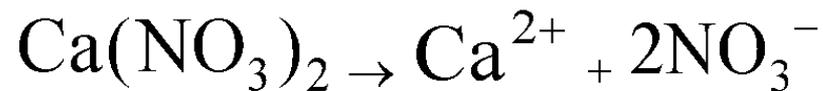
Все амфотерные гидроксиды плохо растворимы в воде и являются слабыми электролитами. Тем не менее, растворенная в воде часть амфолита, находящаяся в равновесии с твердой фазой, способна диссоциировать с образованием кислотных и основных остатков:



***Соли*** – это электролиты, образующие при диссоциации катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

Ионов, общих для всех солей, не существует. Поэтому нет и общих для растворов всех солей свойств.

Практически все соли являются сильными электролитами и при растворении полностью диссоциируют:



# Реакции обмена в растворах электролитов

**Реакции обмена** – это реакции, в ходе которых реагенты обмениваются своими составными частями без изменения степени окисления элементов.

Реакция ионного обмена **необратима**, если из ионов образуется:

- 1) малорастворимое вещество, которое выводится из зоны реакции в форме осадка;
- 2) летучее в условиях реакции вещество, которое удаляется из зоны реакции в виде газа или пара;
- 3) малодиссоциированное вещество (слабый электролит) или сложный ион.

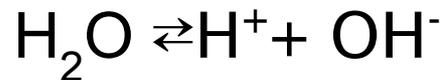
**Примеры практически необратимых реакций:**

Если слабые электролиты или малорастворимые вещества имеются не только среди продуктов, но и среди исходных веществ, то реакция является в той или иной мере обратимой. При этом равновесие смещено в направлении образования *более слабых электролитов* или *менее растворимых веществ*.

**Примеры обратимых реакций, равновесие которых смещено вправо:**

# Ионное произведение воды

Вода – это слабый амфотерный электролит:



При диссоциации молекул воды образуются как катионы водорода  $\text{H}^+$ , так и гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

Чаще всего диссоциацию воды характеризуют ионным произведением воды:

$$K_W = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

При  $22^\circ\text{C}$   $K_W = 10^{-14}$  (моль/л)<sup>2</sup>.

В чистой воде концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  равны между собой и могут быть рассчитаны так:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

# Водородный показатель

Водородный показатель – это отрицательный десятичный логарифм концентрации катионов водорода в растворе:

$$pH = - \lg[H^+]$$

Гидроксильный показатель – это отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов в растворе:

$$pOH = - \lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

# Нейтральная, кислая и щелочная среда

В нейтральной среде



$$\text{pH} = 7$$

В кислой среде



$$\text{pH} < 7$$

В щелочной среде



$$\text{pH} > 7$$



pH	$[H^+]$	$[OH^-]$
0	$10^0$	$10^{-14}$
1	$10^{-1}$	$10^{-13}$
2	$10^{-2}$	$10^{-12}$
3	$10^{-3}$	$10^{-11}$
4	$10^{-4}$	$10^{-10}$
5	$10^{-5}$	$10^{-9}$
6	$10^{-6}$	$10^{-8}$
<b>7</b>	<b><math>10^{-7}</math></b>	<b><math>10^{-7}</math></b>
8	$10^{-8}$	$10^{-6}$
9	$10^{-9}$	$10^{-5}$
10	$10^{-10}$	$10^{-4}$
11	$10^{-11}$	$10^{-3}$
12	$10^{-12}$	$10^{-2}$
13	$10^{-13}$	$10^{-1}$
14	$10^{-14}$	$10^0$

↑  
Возрастание  
кислотности

↓  
Нейтральная  
среда

↓  
Возрастание  
щелочности



# рН биологических объектов

Желудочный сок человека 1,6-1,8

Апельсиновый сок 2,6-4,4

Слюна 6,35-6,85

Кровь человека 7,35-7,45

Белок куриного яйца 8,0