

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

$$\alpha = \frac{c_{дис}}{c}$$

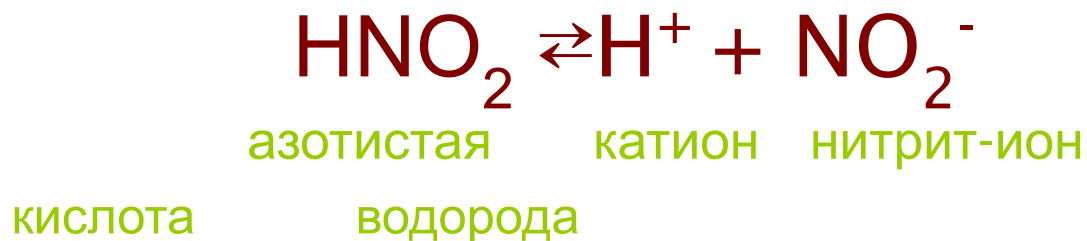
Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты диссоциируют полностью $\alpha=100\%$	Слабые электролиты диссоциируют неполностью $\alpha<100\%$
1. Почти все соли, например, NaCl, NaNO ₃ , K ₂ SO ₄	1. ZnCl ₂ , ZnI ₂ , CdCl ₂ , CdI ₂ , HgCl ₂ , Hg(CN) ₂ , Fe(CNS) ₃
2. Сильные кислоты: марганцевая HMnO ₄ , хлорная HClO ₄ , азотная HNO ₃ , хлороводородная HCl, бромоводородная HBr, иодоводородная HI, серная H ₂ SO ₄ (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) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , 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:

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

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

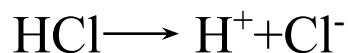


Вильгельм Оствальд

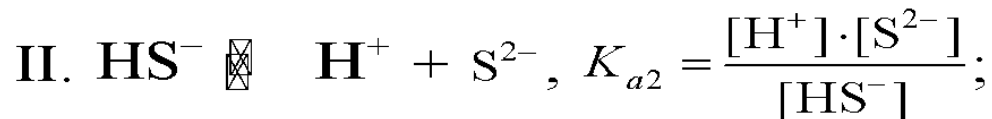
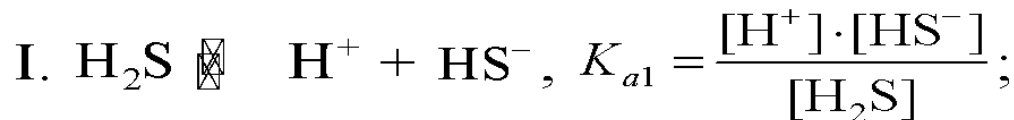
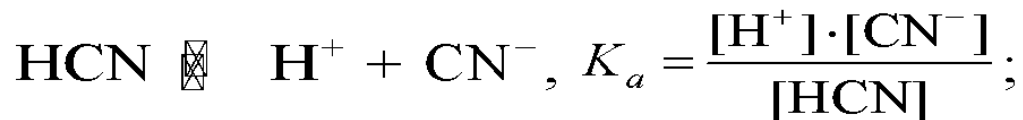
Основные классы соединений с точки зрения теории электролитической диссоциации

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

Сильные кислоты диссоциируют практически необратимо, в одну ступень:

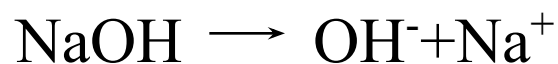


Слабые – обратимо и по ступеням, число которых определяется их **основностью**. При этом каждая ступень характеризуется собственным значением константы диссоциации:

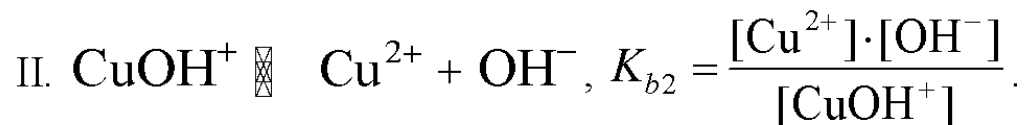
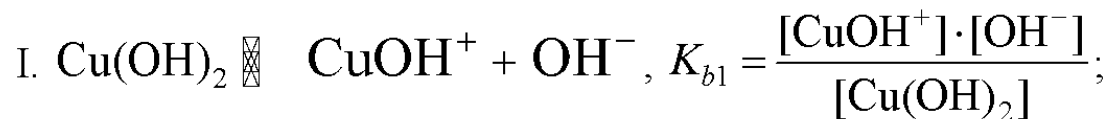


Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы.

Сильные основания диссоциируют необратимо и полностью в одну ступень:

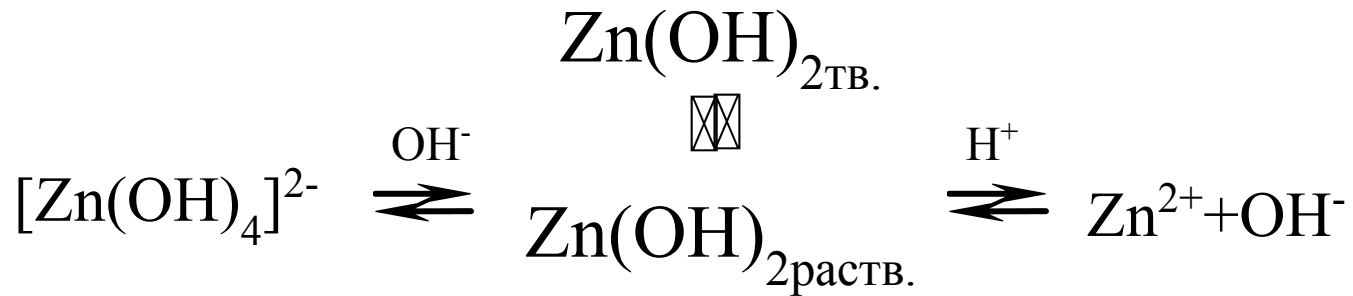


Слабые – обратимо и по ступеням, число которых равно *кислотности* основания, и каждой соответствует собственное значение константы диссоциации:



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

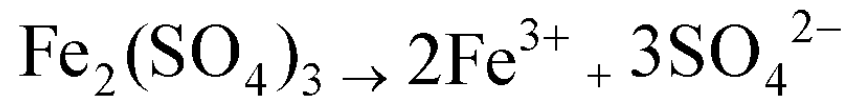
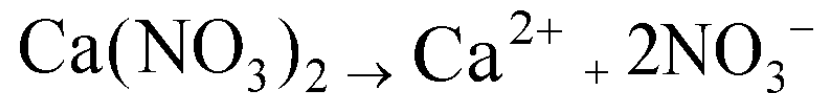
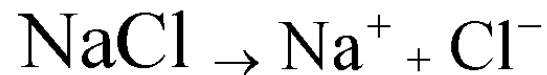
Все амфотерные гидроксиды плохо растворимы в воде и являются слабыми электролитами. Тем не менее, растворенная в воде часть амфолита, находящаяся в равновесии с твердой фазой, способна диссоциировать с образованием кислотных и основных остатков:



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.

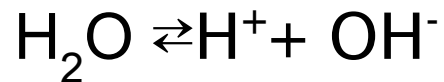
Примеры практически необратимых реакций:

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 H^+ , так и гидроксид-ионы OH^- .

Чаще всего диссоциацию воды характеризуют ионным произведением воды:

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

При 22°C $K_W = 10^{-14}$ (моль/л)².

В чистой воде концентрации ионов H^+ и 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:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

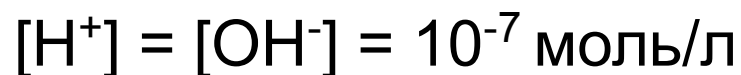
Гидроксильный показатель – это отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксид-ионов в растворе:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Нейтральная, кислая и щелочная среда

В нейтральной среде



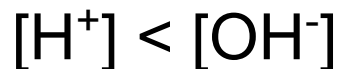
$$\text{pH} = 7$$

В кислой среде



$$\text{pH} < 7$$

В щелочной среде



$$\text{pH} > 7$$

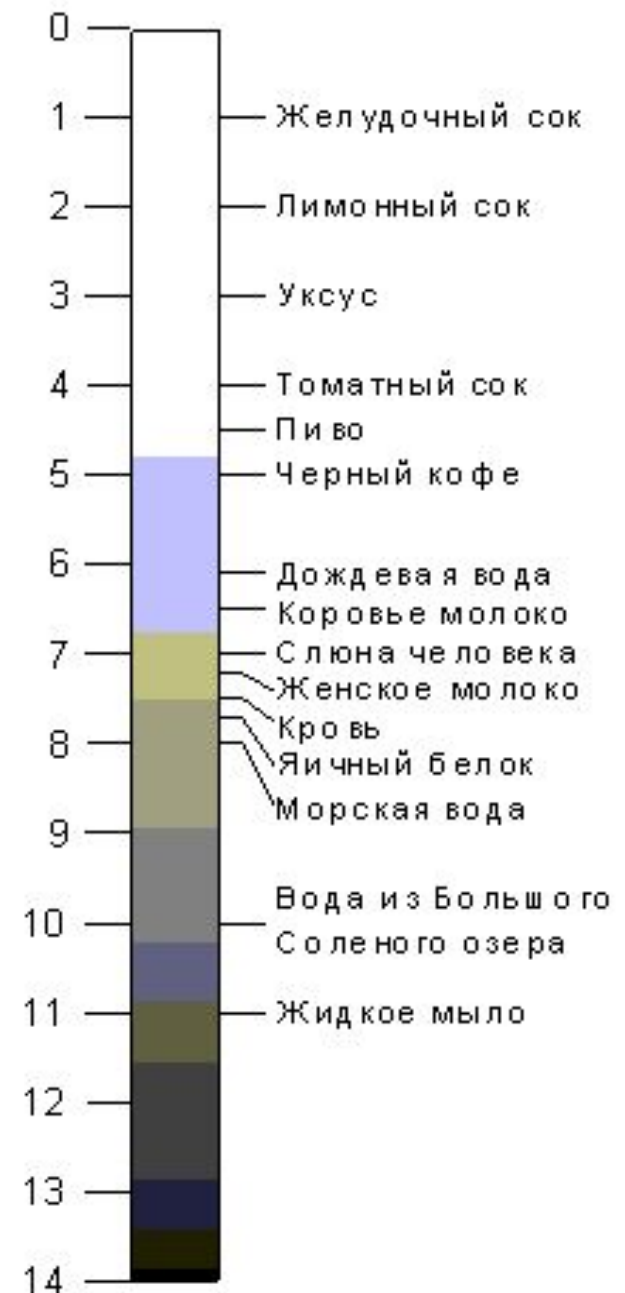


pH	[H ⁺]	[OH ⁻]
0	10 ⁰	10 ⁻¹⁴
1	10 ⁻¹	10 ⁻¹³
2	10 ⁻²	10 ⁻¹²
3	10 ⁻³	10 ⁻¹¹
4	10 ⁻⁴	10 ⁻¹⁰
5	10 ⁻⁵	10 ⁻⁹
6	10 ⁻⁶	10 ⁻⁸
7	10⁻⁷	10⁻⁷
8	10 ⁻⁸	10 ⁻⁶
9	10 ⁻⁹	10 ⁻⁵
10	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁴
11	10 ⁻¹¹	10 ⁻³
12	10 ⁻¹²	10 ⁻²
13	10 ⁻¹³	10 ⁻¹
14	10 ⁻¹⁴	10 ⁰

↑
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