

Теория растворов электролитов и неэлектролитов

1. Основные понятия;
2. Теория электролитической диссоциации;
3. Водородный показатель рН.

-
1. С водой необратимо реагируют
 2. Распределите перечисленные оксиды по их кислотно-основным свойствам:
 NO_2 ; Na_2O ; ZnO ; Cr_2O_3 ; N_2O ; Mn_2O_7 ; K_2O_2 ; CO_2 ; BaO ; SiO
 3. Запишите реакцию Al_2O_3 с щелочью в растворе и при сплавлении


Численное выражение состава раствора:

- Процентная концентрация:
- Молярная концентрация – отношение количества растворенного вещества к объему раствора:

$$\omega_{\%} = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

$$C = \frac{\nu}{V}$$





Задача. На нейтрализацию 10 мл раствора гидроксида натрия израсходовали 6 мл 0,5М раствора соляной кислоты. Вычислите молярную концентрацию раствора щелочи ($M \equiv \text{моль/л}$).

-
- *Растворимость* – это свойство вещества растворяться в воде или в другом растворителе.
 - По растворимости в воде растворы бывают ненасыщенными, насыщенными и перенасыщенными.
 - *Насыщенный раствор* – находится в динамическом равновесии с избытком растворенного вещества.
 - *Ненасыщенный раствор* – вещества находится *меньше* при данной температуре, чем в насыщенном растворе.
 - Количественно растворимость выражается концентрацией насыщенного раствора, т. е. максимальным числом граммов вещества, которое можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре.
 - *Перенасыщенный раствор* – вещества находится при данной температуре *больше*, чем в насыщенном. Эти растворы нестабильны.

Подобное растворяется в подобном



ШКАЛА ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ (ПО ПОЛИНГУ)

Cs	K	Na	Ca	Mg	Al	B	P	H	C	S	I	Br	Cl	N	O	F
0,8	0,8	0,9	1,0	1,2	1,6	2,0	2,1	2,1	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

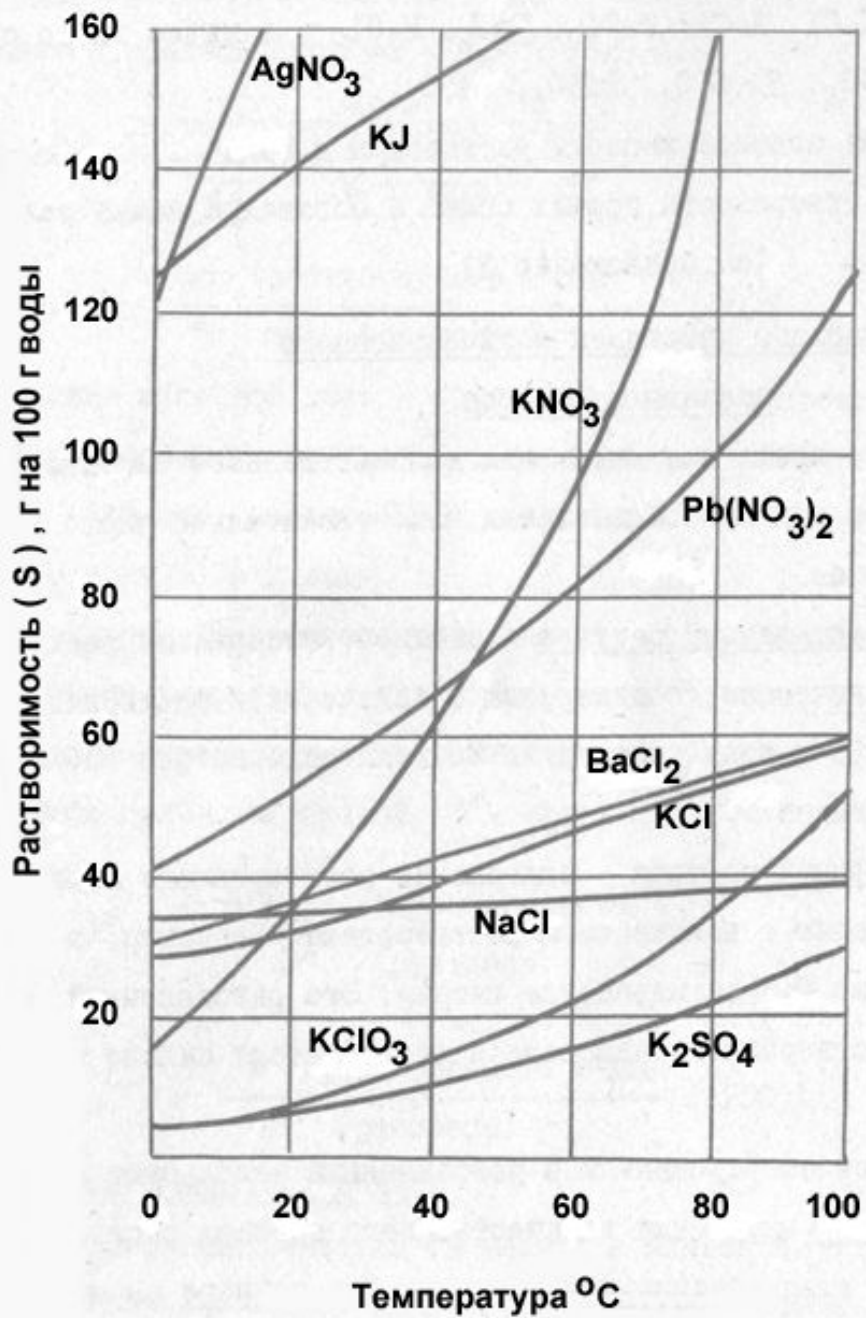
РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

ИОНЫ	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	-	M	M	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	H	P	-	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	-	H	-	-	-	M	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	-	H	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

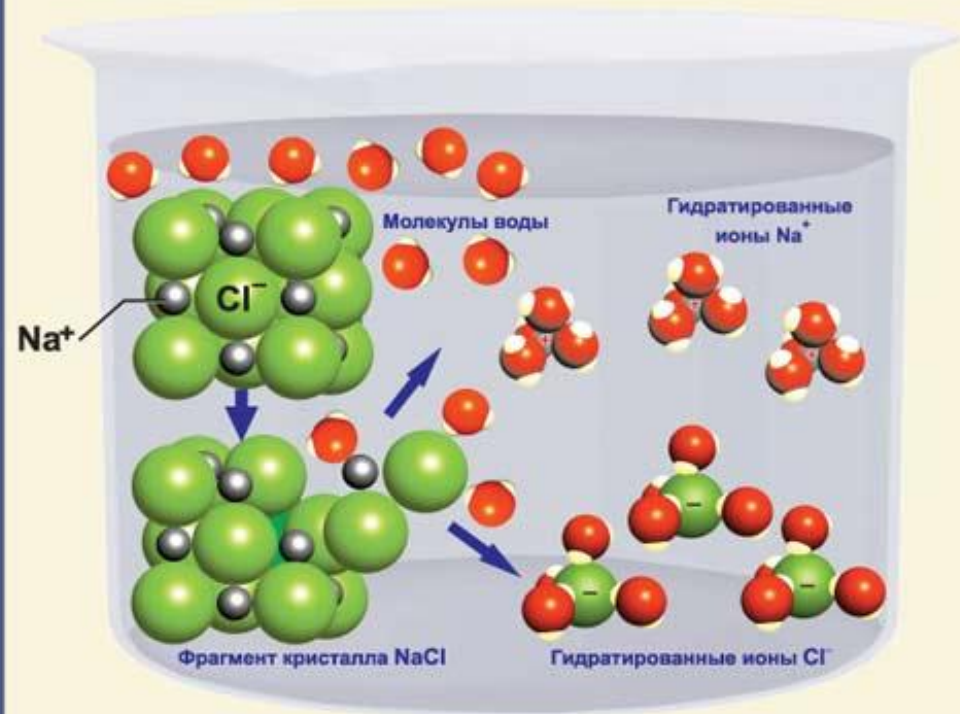
РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

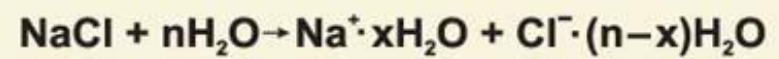
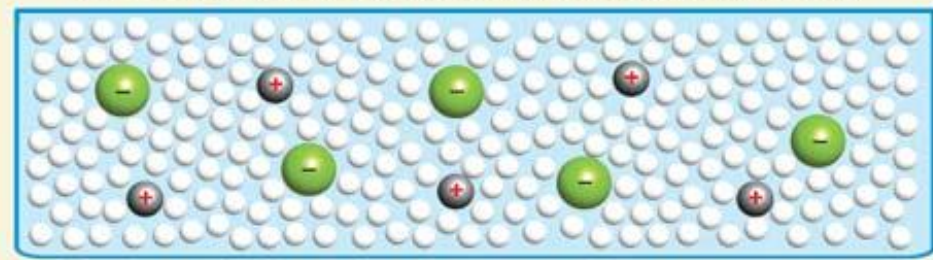
АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛОВ УМЕНЬШАЕТСЯ 



МОДЕЛЬ ДИССОЦИАЦИИ ХЛОРИДА НАТРИЯ

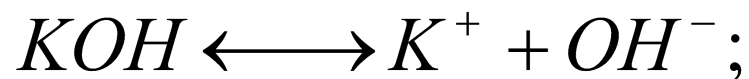


МОДЕЛЬ РАСТВОРА ХЛОРИДА НАТРИЯ



В зависимости от того, проводит ли раствор электрический ток или нет, они подразделяются:

- *Электролиты* – вещества, распадающиеся на ионы в растворах или расплавах и поэтому проводящие электрический ток (кислоты, основания, соли).
- *Неэлектролиты* – вещества, которые при тех же условиях на ионы не распадаются и не проводят электрический ток (бензол, ацетон, газы, оксиды).
- *Электролитическая диссоциация* – это распад электролитов на ионы при растворении их в воде.

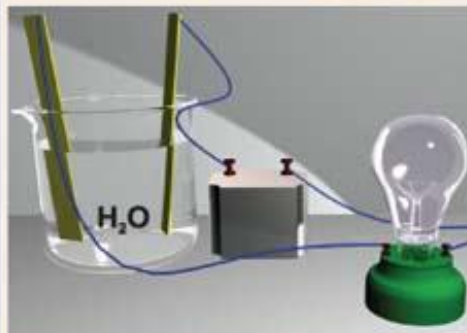


5

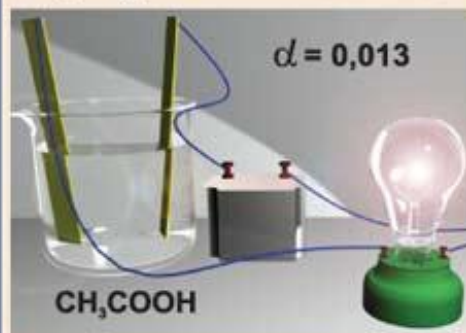
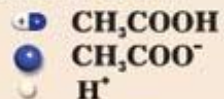
ЭЛЕКТРОЛИТЫ

ВОДА

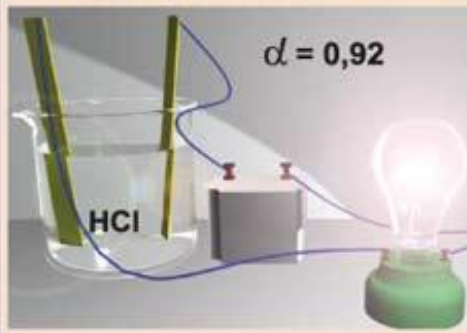
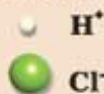
Диполь воды



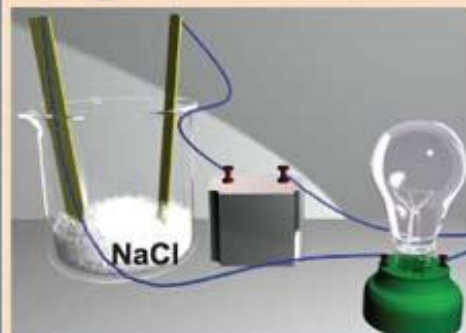
СЛАБЫЙ ЭЛЕКТРОЛИТ



СИЛЬНЫЙ ЭЛЕКТРОЛИТ HCl



КРИСТАЛЛЫ NaCl



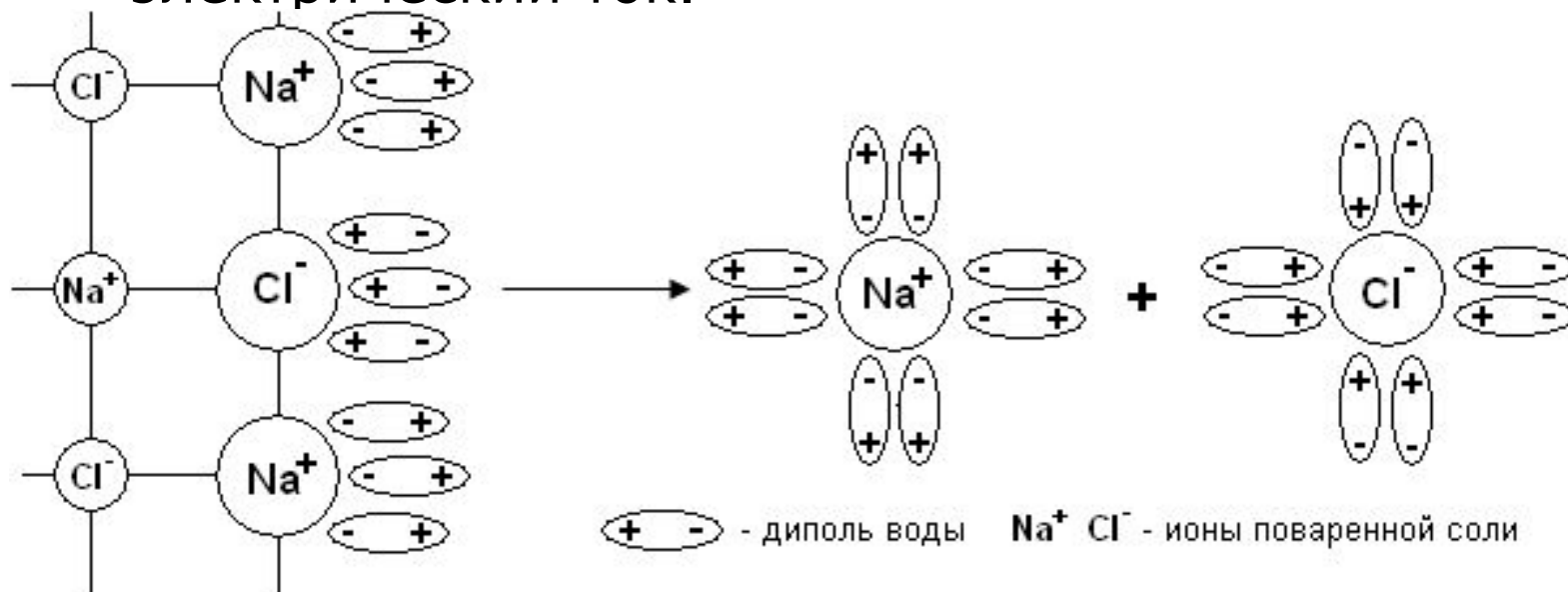
Степень диссоциации

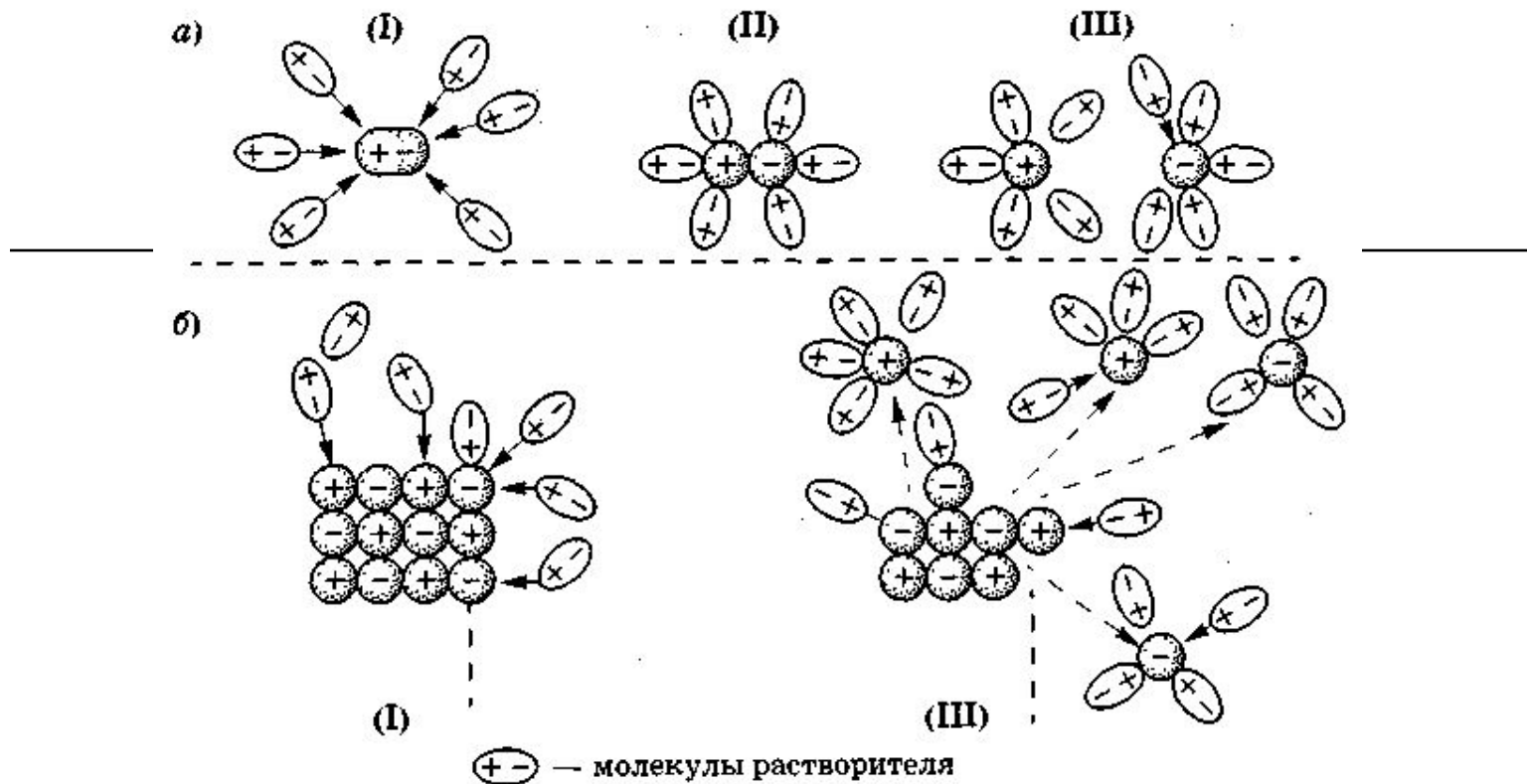
$$\alpha = \frac{n}{N}$$

n – число распавшихся (диссоциированных) молекул
 N – общее число молекул

Механизм диссоциации веществ с ионной связью

- При растворении веществ с ионной кристаллической решеткой образуются подвижные гидратированные ионы. Поэтому растворы солей, щелочей проводят электрический ток.



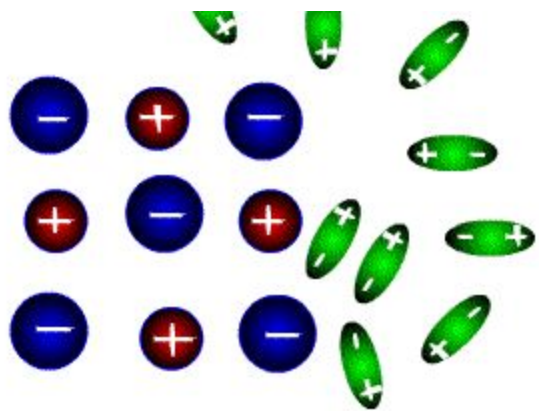


Этапы электролитической диссоциации полярных молекул (а) и ионных кристаллов (б):

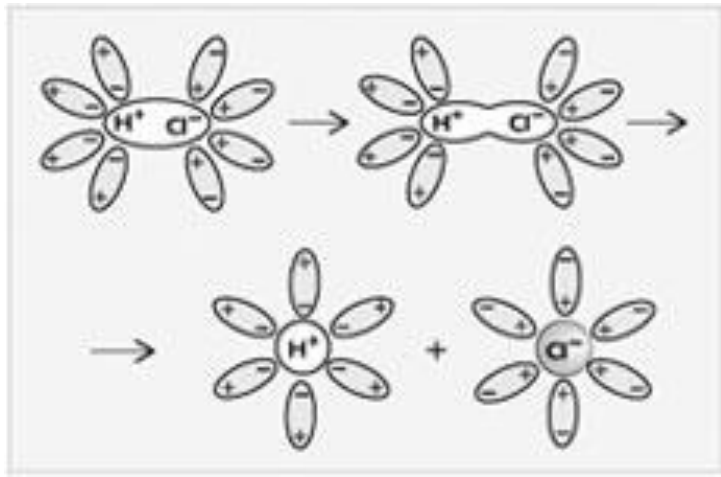
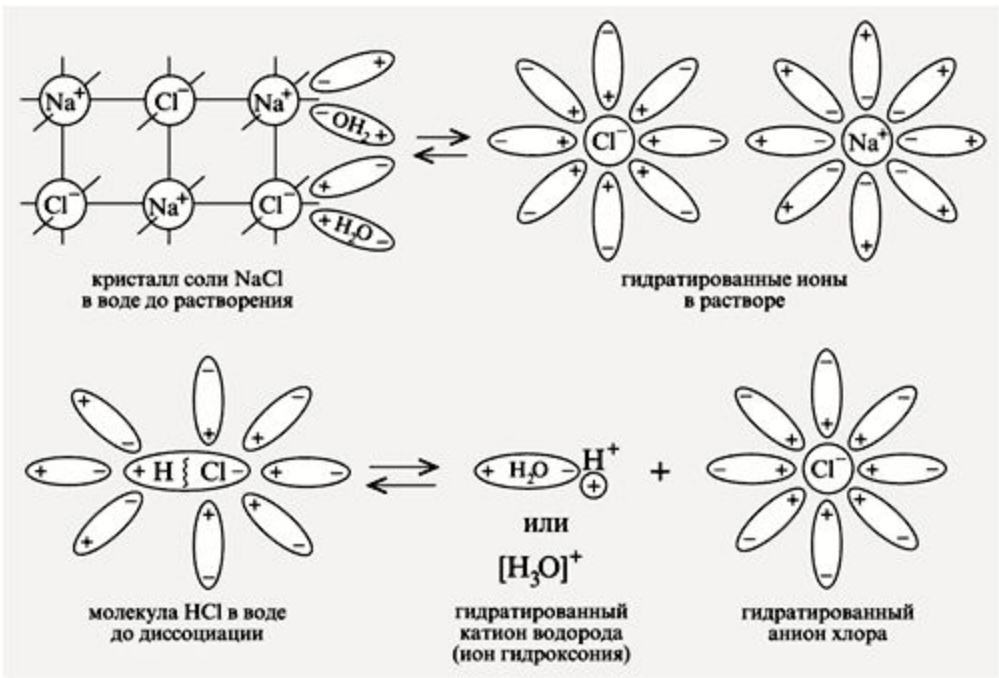
I – сольватация;

II – ионизация;

III – диссоциация.



 ионы хлора
 ионы натрия
 диполь молекулы воды



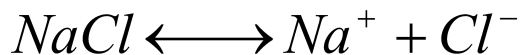
Теория электролитической диссоциации (ТЭД) (С. А. Аррениус)

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы: положительно заряженные – катионы (Na^+ , Mg^{2+}) и отрицательно заряженные – анионы (NO_3^-);
2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: катионы движутся к катоду (отрицательному электроду), а анионы – к аноду (положительному электроду);
3. Диссоциация – процесс обратимый: параллельно с распадом молекул на ионы (диссоциация) протекает процесс соединения ионов (ассоциация).



Необходимо отметить!

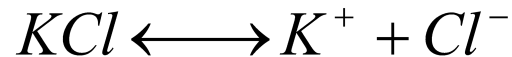
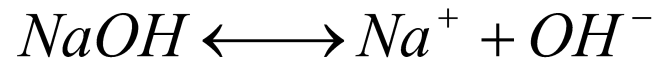
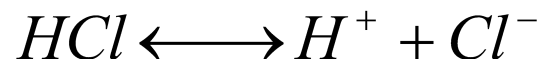
- Ионы, в отличие от атомов, имеют завершённые внешние орбиты и отличаются своей инертностью, т. е. по этой причине свойства ионов и атомов различны





Определения с позиции ТЭД

- *Кислоты* – электролиты, которые диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка (*Синий лакмус и метилоранж краснеют*).
- *Основания* – электролиты, которые диссоциируют на катион металла и анион гидроксо-группы (*Фенолфталеин становится малиновым, а метилоранж – желтым*).
- *Соли* – электролиты, которые диссоциируют на катион металла и анион кислотного остатка.



Степень диссоциации – отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул.

$$\alpha = \frac{n}{N};$$

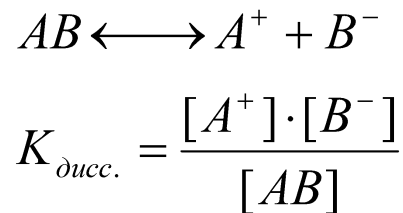
- α - степень диссоциации (выражается в долях единицы или в процентах);
- n – число распавшихся на ионы молекул;
- N – общее число растворенных молекул.
- Степень диссоциации зависит от концентрации раствора в обратной пропорциональности $\alpha \approx \frac{1}{C}$

Электролиты по степени диссоциации делятся на сильные, средние и слабые:

1. Сильные электролиты в воде диссоциируют на ионы почти полностью (более чем на 50%, т. е.). Таковыми являются сильные кислоты (HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4), все щелочи и почти все растворимые соли;
2. Слабые электролиты в воде диссоциируют на ионы частично (менее 30%). Таковыми являются слабые кислоты и основания;

Диссоциацию растворов можно зафиксировать количественно, причем это будет постоянная для каждого вещества:

- *Константа диссоциации* – сильные электролиты диссоциируют полностью, и равновесие смещается в сторону образовавшихся ионов. В растворах слабых электролитов равновесие смещается в сторону образования молекул:

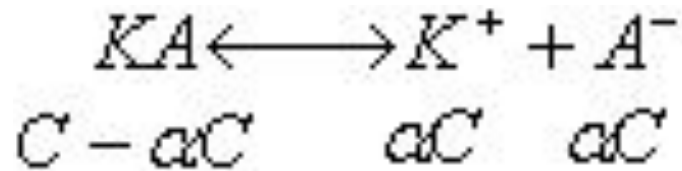


Константа диссоциации зависит от природы электролита, температуры, но не зависит от концентрации раствора.

Закон разведения Освальда (для слабых электролитов):

- «Степень диссоциации слабых электролитов прямопропорциональна константе диссоциации и обратнопропорциональна концентрации»





Тогда: $K_{\text{дисс.}} = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}$ или $K_{\text{дисс.}} = \frac{\alpha^2 \cdot C^2}{1 - \alpha}$

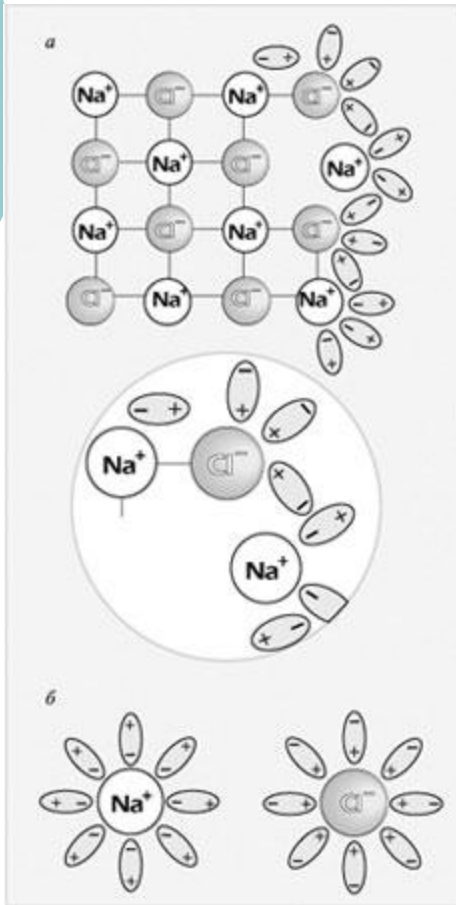
Для слабых электролитов известно, что $\alpha \ll 1$, т. $1 - \alpha \approx 1$
е.

или, подставив, получим $K_{\text{дисс.}} = \alpha^2 C$

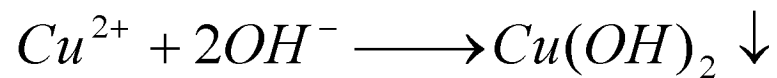
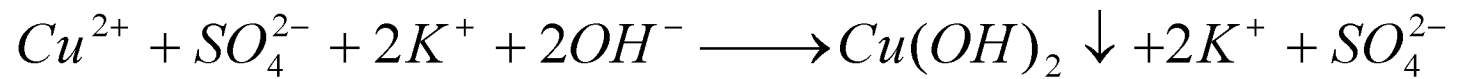
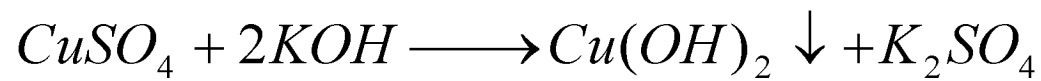
или, по Закону, получается,
что:

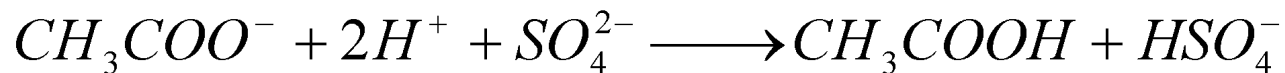
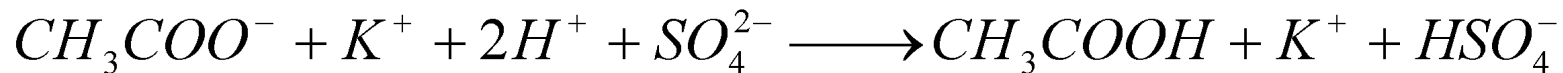
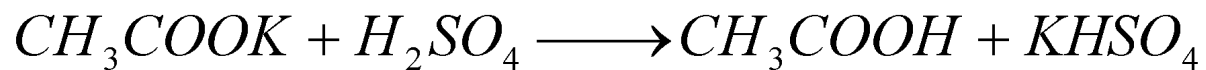
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дисс.}}}{C}}$$

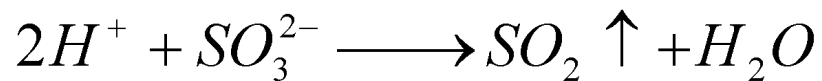
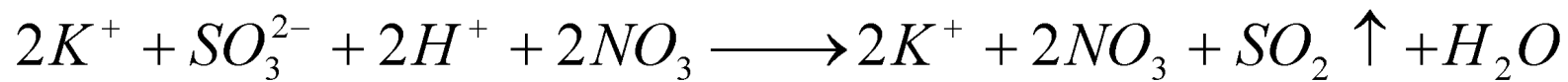
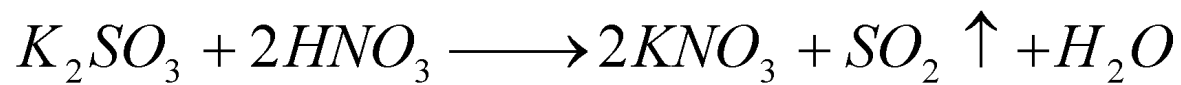
Реакции ионного обмена



- Реакции ионного обмена – это реакции, протекающие между ионами электролитов, образовавшихся при диссоциации. Ионные реакции протекают до конца, если:
 1. образуется осадок
 2. образуется легколетучее соединение (газ)
 3. образуется малодиссоциирующее вещество (например, вода)

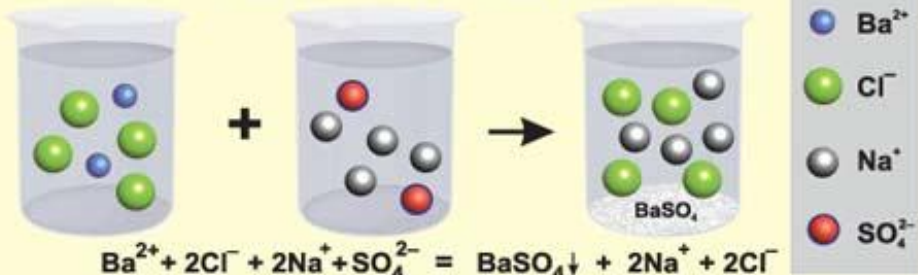
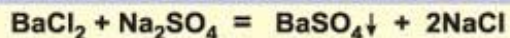




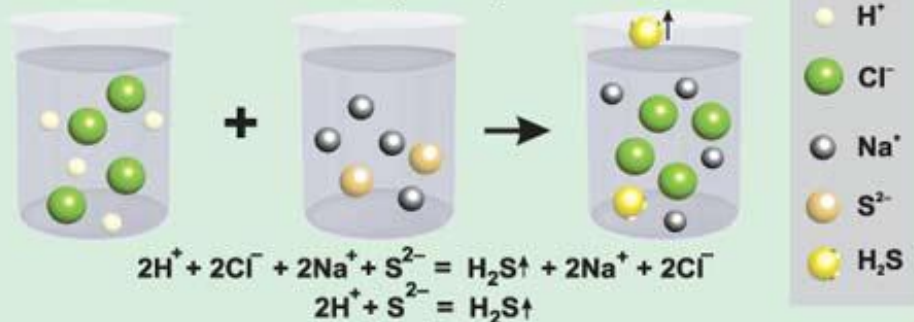
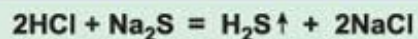


РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

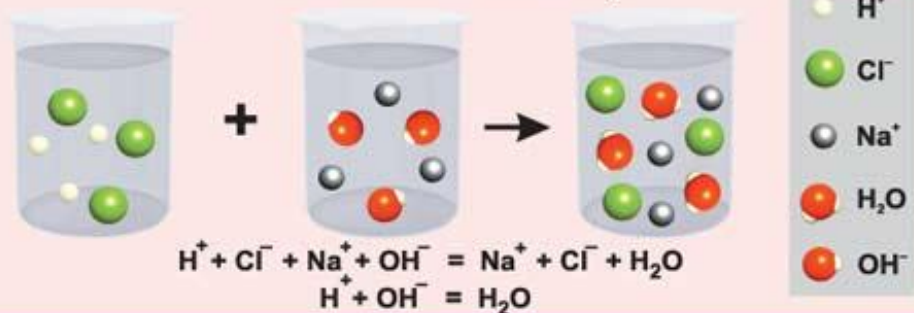
ОБРАЗОВАНИЕ МАЛОРАСТВОРИМОГО ВЕЩЕСТВА



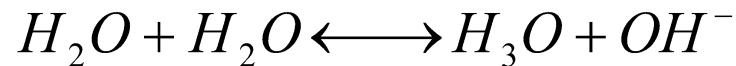
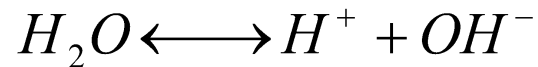
ОБРАЗОВАНИЕ ГАЗОБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА



ОБРАЗОВАНИЕ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА – ВОДЫ



Вода – слабый электролит. В чистой воде существует равновесие:




- Образование катиона или определяет принадлежность воды к классу кислот, а аниона - оснований. Опытным путем установлено, что в 1 л воды при $t = 22^\circ\text{C}$ диссоциирует воды, образуя

$$10^{-7} \text{ моль / л } H^+ \quad \text{или} \quad 10^{-7} \text{ моль / л } OH^-$$

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

$$K_{\text{воды}} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

- 
-
- *Водородный показатель рН* – отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода.

$$pH = -\lg[H^+] \quad \text{ИЛИ} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

Чем меньше рН, тем больше концентрация ионов , т. е. выше кислотность среды; и наоборот, чем больше рН, тем меньше концентрация ионов , т. е. выше щелочность среды.

9

КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РЕАКЦИИ

КИСЛОТЫ



ИНДИКАТОРЫ

ЛАКМУС



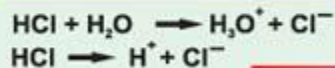
МЕТИЛОРАНЖ



ФЕНОЛФТАЛЕИН



ЩЕЛОЧИ



H⁺

Амфотерные электролиты (амфолиты)

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$$

OH⁻

Диссоциация по типу


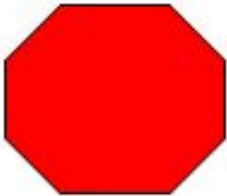
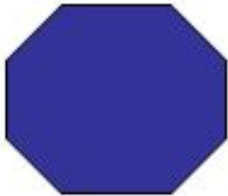

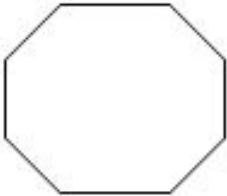
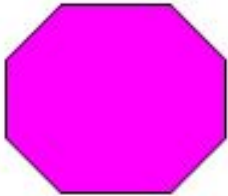


КИСЛОТЫ

ОСНОВАНИЯ

Диссоциация воды. Водородный показатель

Изменение цвета индикаторов в различных средах

Индикаторы	Нейтральная среда $pH = 7$	Кислая среда $pH < 7$	Щелочная среда $pH > 7$
лакмус			
фенолфталеин			
метилоранж	