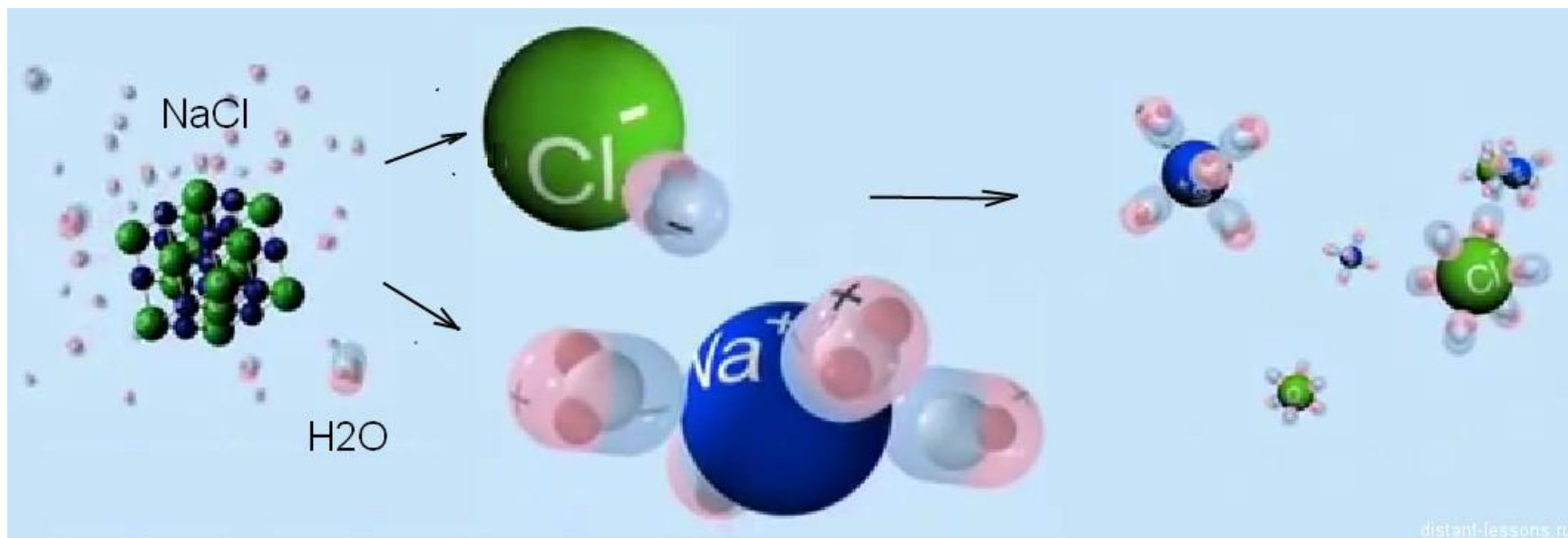


Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена



Электролиты – вещества, которые в растворе или расплаве распадаются на заряженные частицы – ионы.

Процесс распада электролитов на ионы в водных растворах и расплавах называется *электролитической диссоциацией*.

Электролиты

```
graph TD; A[Электролиты] --> B[ионные: соли, основания, амфотерные гидроксиды]; A --> C[молекулярные: кислоты, аммиак]
```

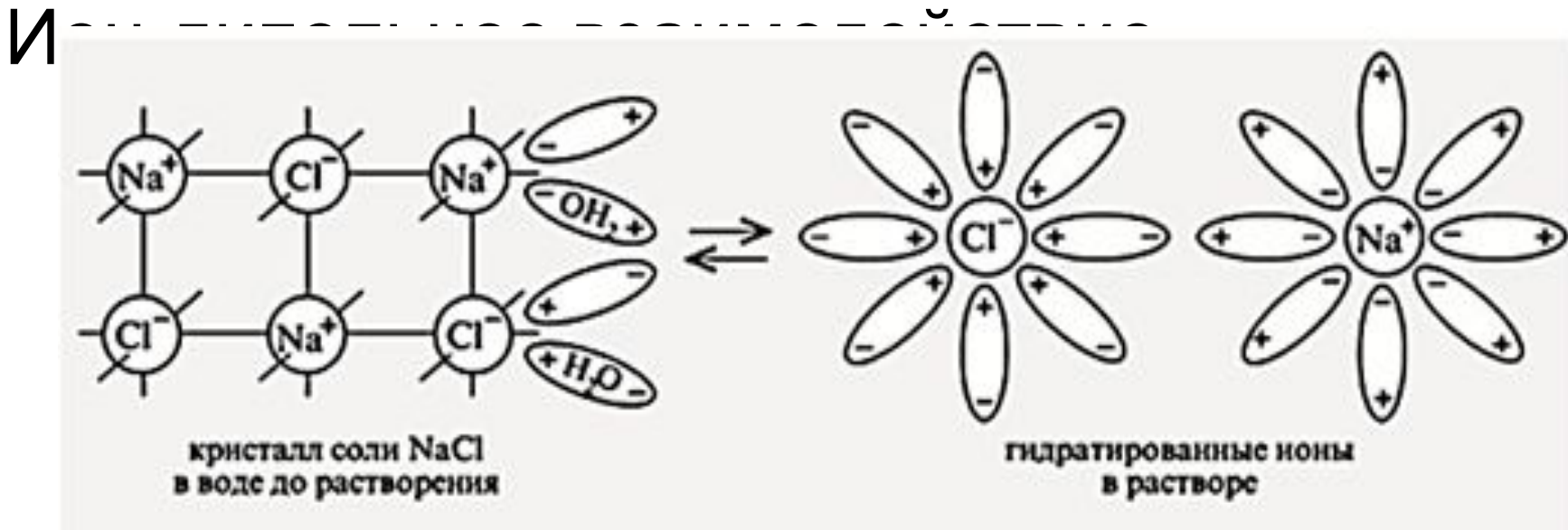
ионные:

соли,
основания,
амфотерные
гидроксиды

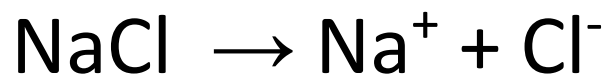
молекулярные:

кислоты,
аммиак

Ионные кристаллы (истинные электролиты)

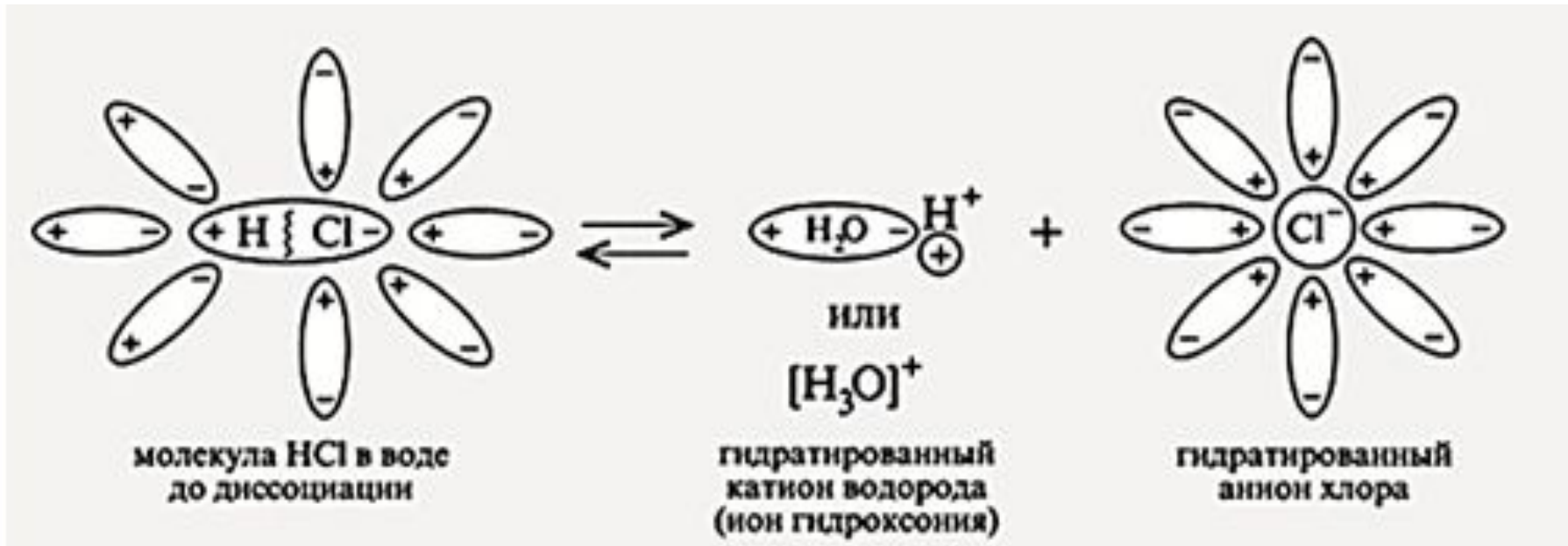


$E(\text{гидратации}) > E(\text{решетки})$

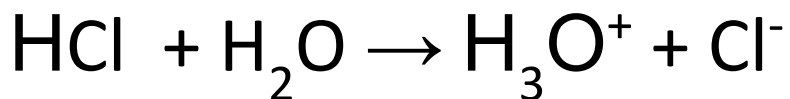
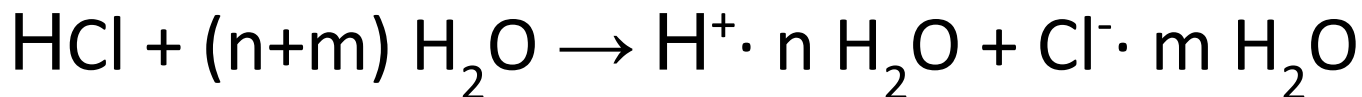


Полярные молекулярные вещества (потенциальные электролиты)

Диполь-дипольное взаимодействие



$E(\text{гидратации}) > E(\text{связи})$



Для молекулярных электролитов

Степень диссоциации (ионизации):

$$\alpha = \frac{N_{\text{иониз}}}{N_{\text{исх}}}$$


Сильные электролиты.

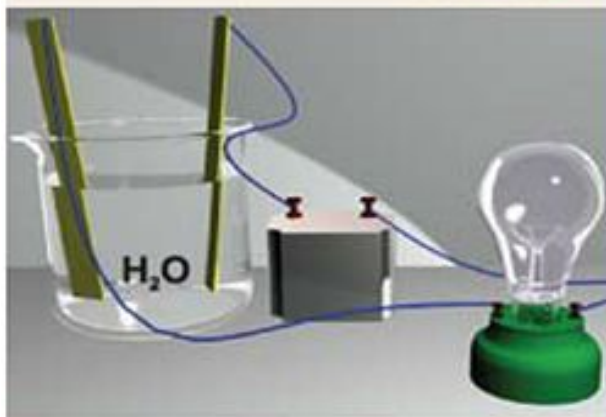
1) соли;

2) щелочи – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂;




3) кислоты ($\alpha = 1$) – H₂SO₄, HCl, HNO₃, HBr, HI, HClO₄, HMnO₄;

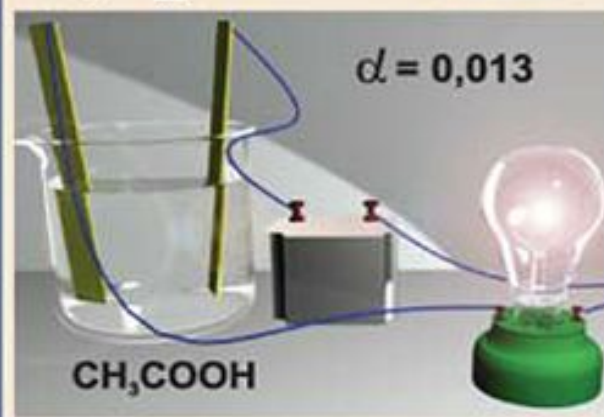
ВОДА

 Диполь воды



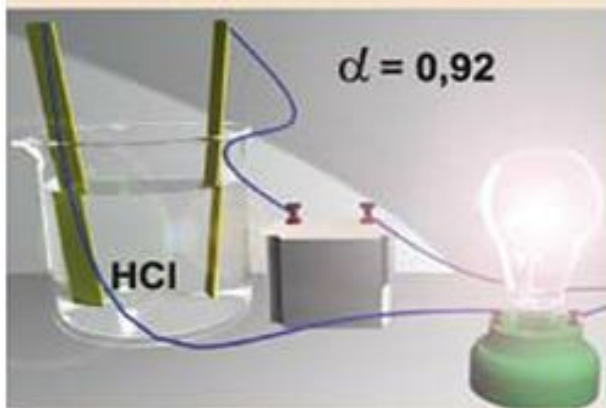
СЛАБЫЙ ЭЛЕКТРОЛИТ

 CH_3COOH
 CH_3COO^-
 H^+



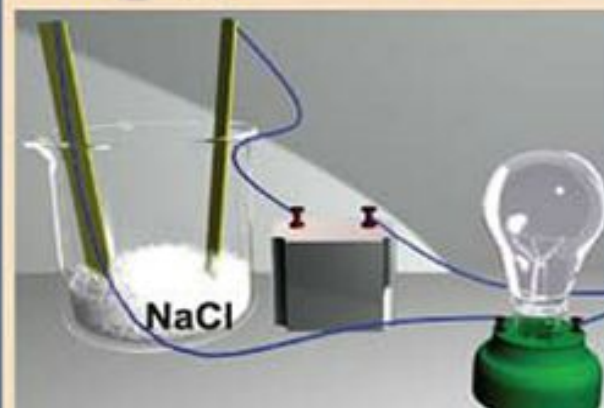
СИЛЬНЫЙ ЭЛЕКТРОЛИТ HCl

 H^+
 Cl^-



КРИСТАЛЛЫ NaCl

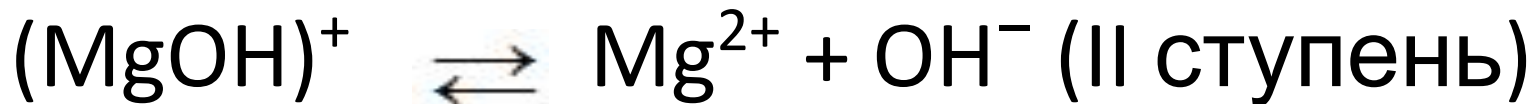
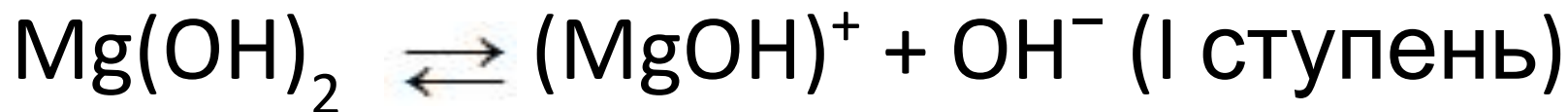
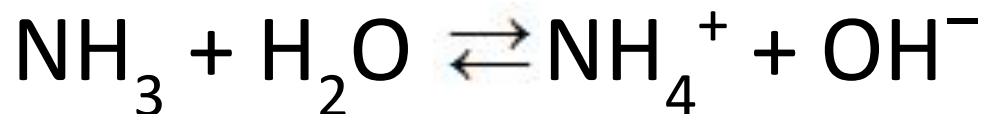
 Na^+
 Cl^-



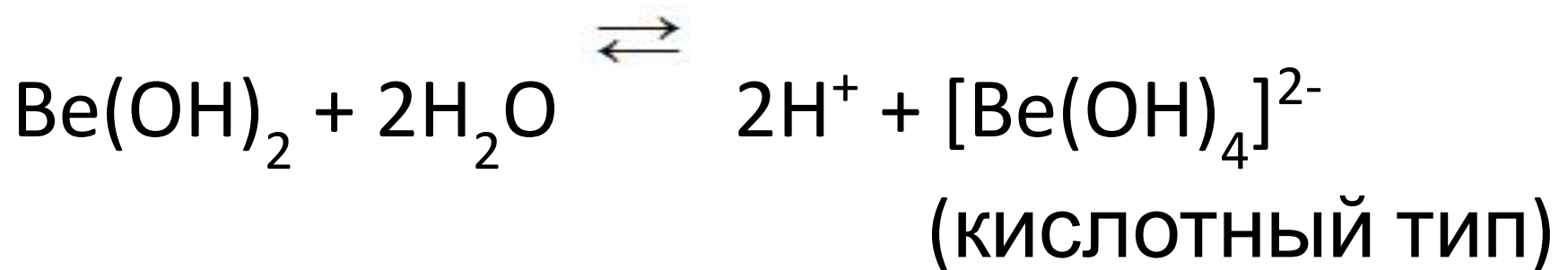
Кислоты – электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют *только* ионы H^+



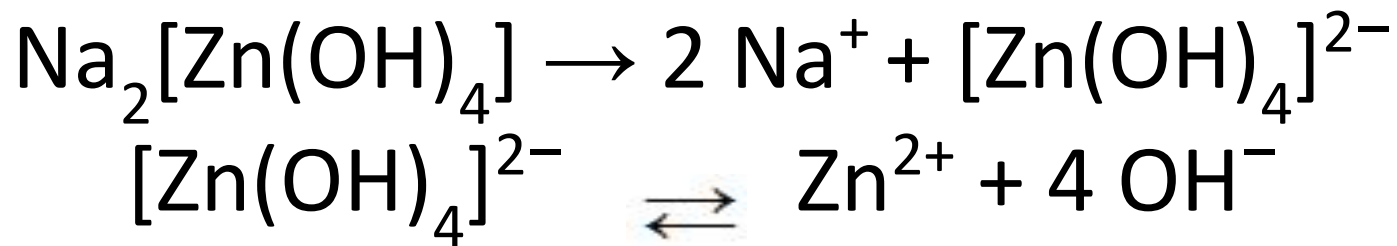
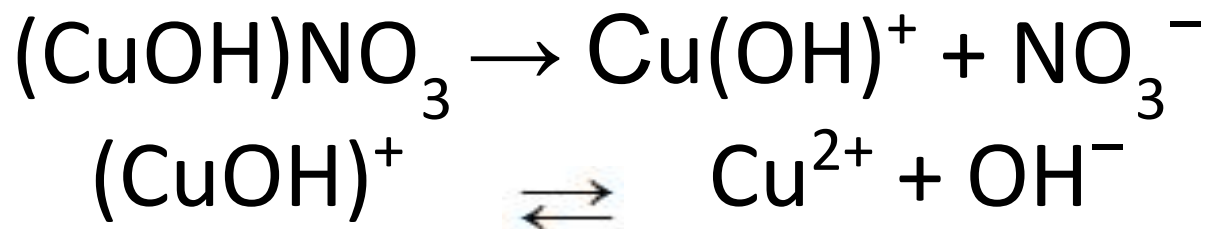
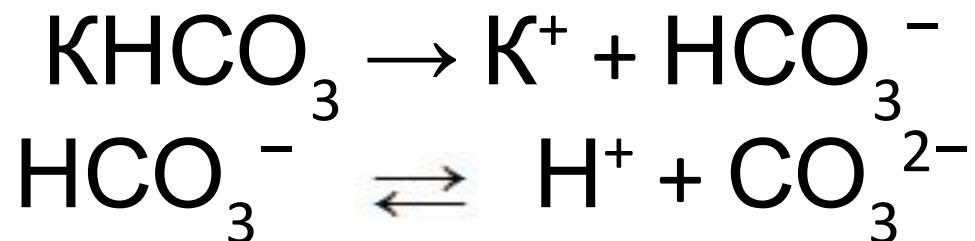
Основания – электролиты, которые при диссоциации в качестве анионов образуют *только* OH^-



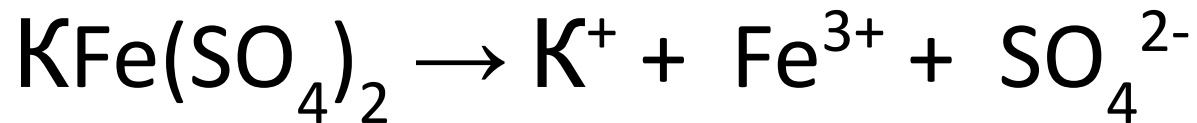
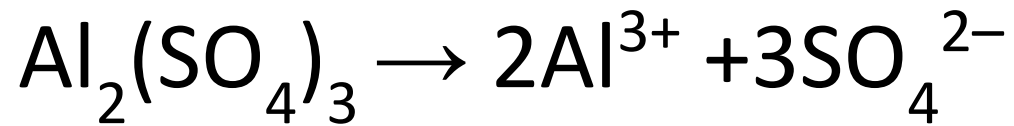
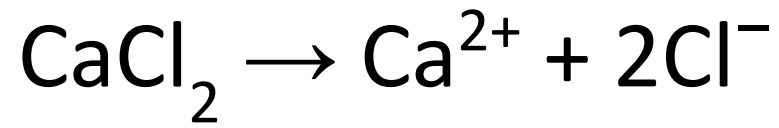
Амфотерные гидроксиды (амфолиты) – электролиты, которые могут диссоциировать как по кислотному, так и по основному типу



Ступенчато диссоциируют кислые, основные и комплексные соли:



Средние, двойные и смешанные соли
диссоциируют в одну стадию!



Диссоциация воды



$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$ – константа автопротолиза

$$K_w = 10^{-14} \text{ при } 25^\circ\text{C}$$

следовательно, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$

Водородный показатель (pH) – десятичный логарифм молярной концентрации ионов водорода, взятый со знаком «минус»

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

При $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$,
 $pH = -\lg 10^{-7} = 7$ – нейтральная
среда

при $[H^+] > 10^{-7}$, $pH < 7$ – среда кислая

при $[H^+] < 10^{-7}$, $pH > 7$ – среда
щелочная

КИСЛОТЫ



ИНДИКАТОРЫ

ЛАКМУС



МЕТИЛОРАНЖ



ФЕНОЛФТАЛЕИН



ЩЕЛОЧИ



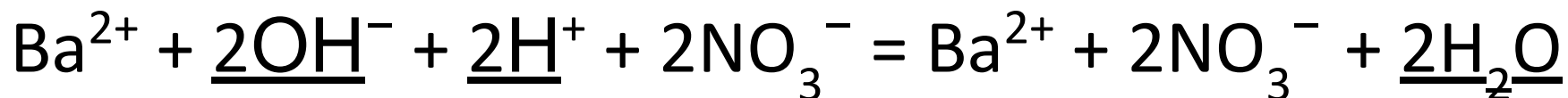
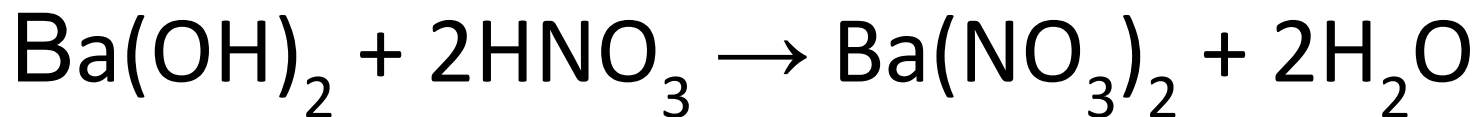
Реакции ионного обмена

В виде ионов записываются только сильные и растворимые в воде электролиты

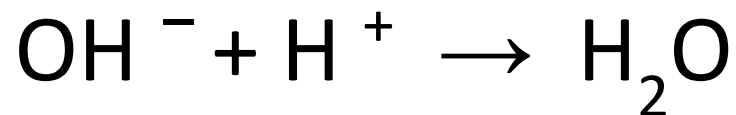
Реакции ионного обмена всегда протекают в сторону связывания ионов. Ионы связываются с образованием газа; осадка; слабого электролита

Реакция нейтрализации

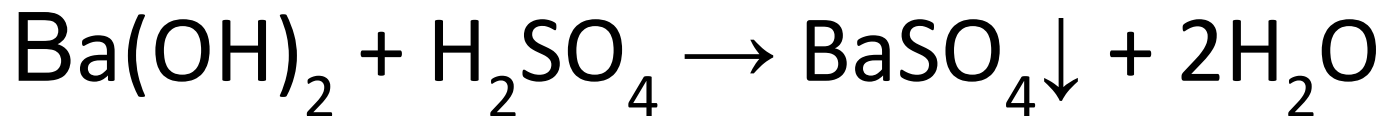
1) Сильная кислота + щелочь с образованием растворимых солей



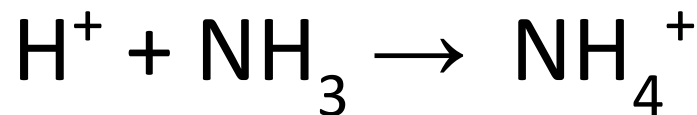
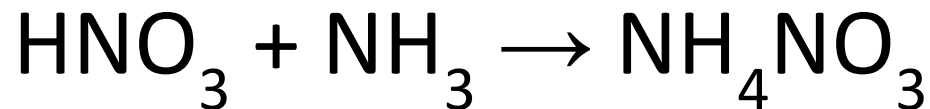
(полная ионная форма)

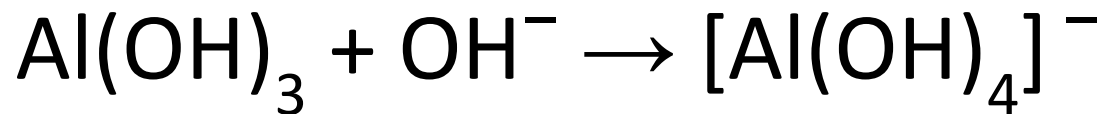
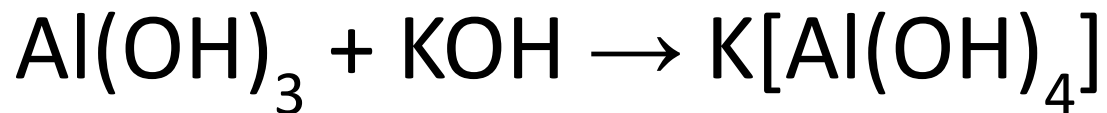
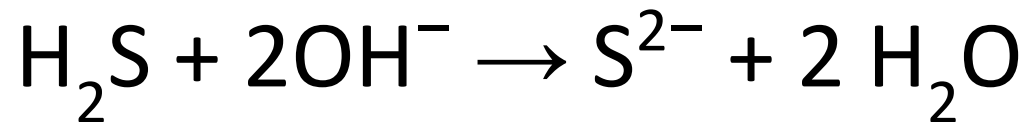
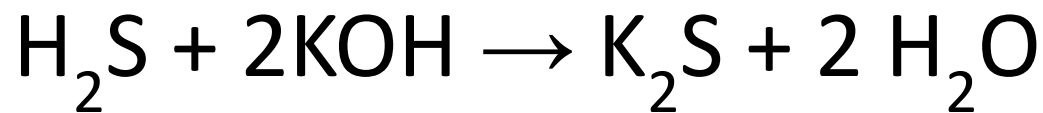


2) Сильная кислота + щелочь с образованием нерастворимых солей



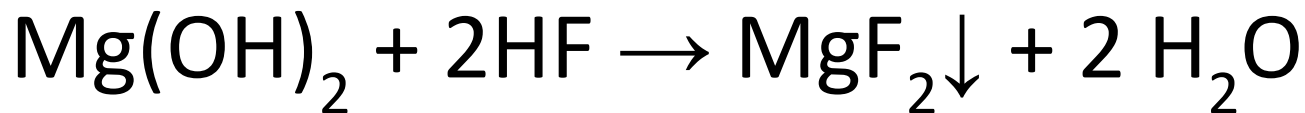
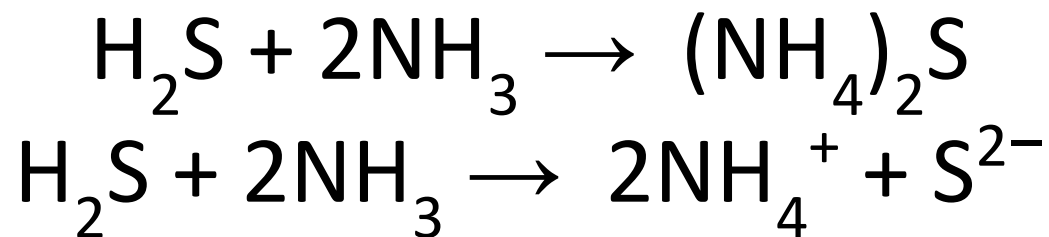
3) Реакции с участием слабого электролита





Реакции нейтрализации протекают всегда, если хотя бы один исходный электролит сильный

4) Реакция нейтрализации между двумя слабыми электролитами возможна, если продукт реакции (соль) существует в присутствии воды

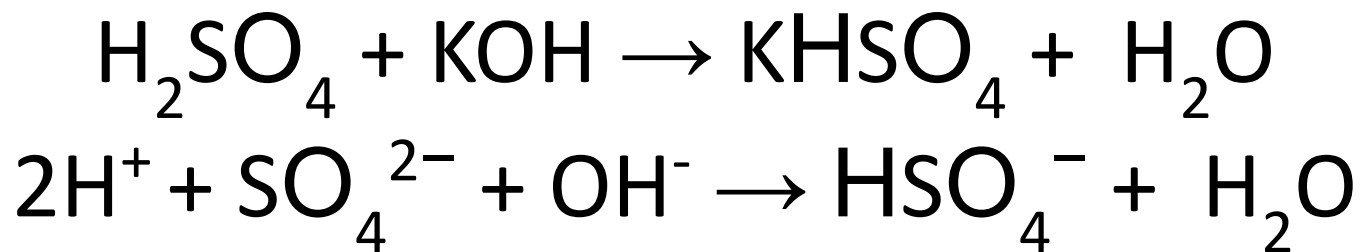


ионная форма отсутствует

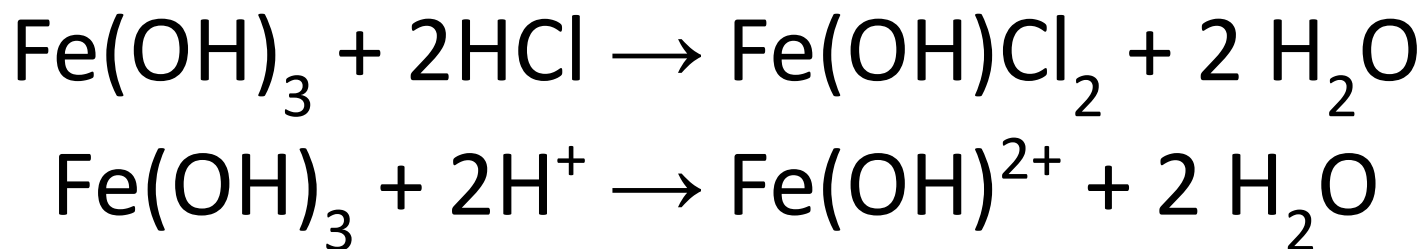


5) Неполная нейтрализация

в избытке кислоты:



в избытке основания:



Гидролиз солей

Реакция обмена между ионами соли и молекулами воды

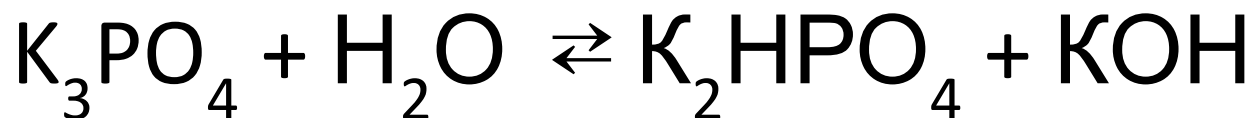
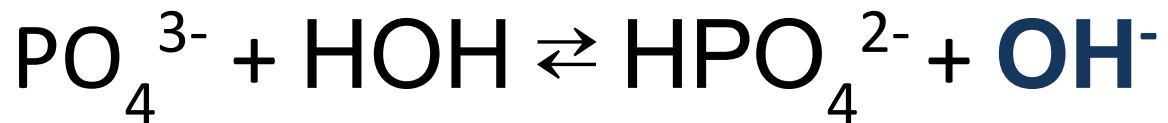
Не подвергаются гидролизу соли:

- Образованные *только* сильными электролитами (NaCl , KNO_3 , RbBr , Cs_2SO_4 , KClO_3 и др.);
- Нерастворимые;

1) Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой

- гидролиз ПО АНИОНУ

K_3PO_4 – соль, образованная слабой кислотой и сильным основанием.

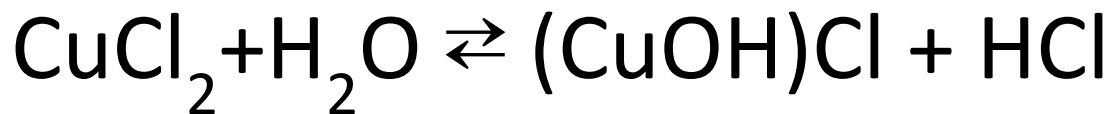
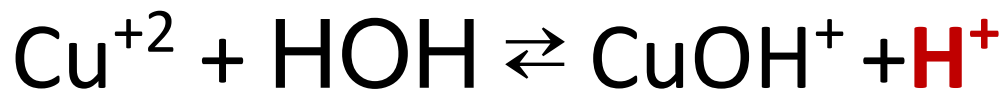


OH^- - среда щелочная; $pH > 7$

2) Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой

- гидролиз ПО КАТИОНУ

CuCl₂ – соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой.



H⁺ - среда кислая; pH < 7

3) Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой

- гидролиз ПО КАТИОНУ И ПО АНИОНУ

Гидролизуются соли –

$\text{Al}_2\text{S}_3, \text{Cr}_2\text{S}_3$ (необратимо)

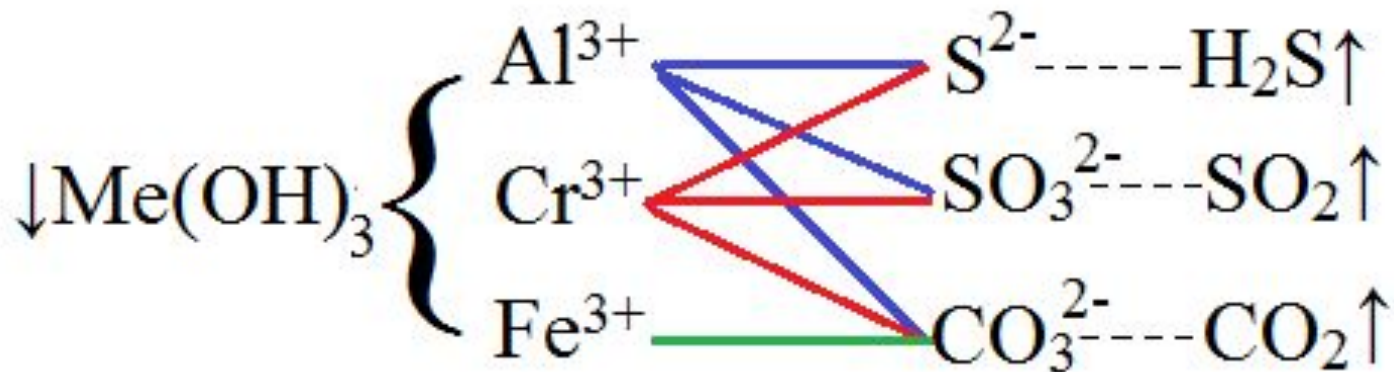


$\text{NH}_4\text{F}, \text{CH}_3\text{COONH}_4$ (обратимо)

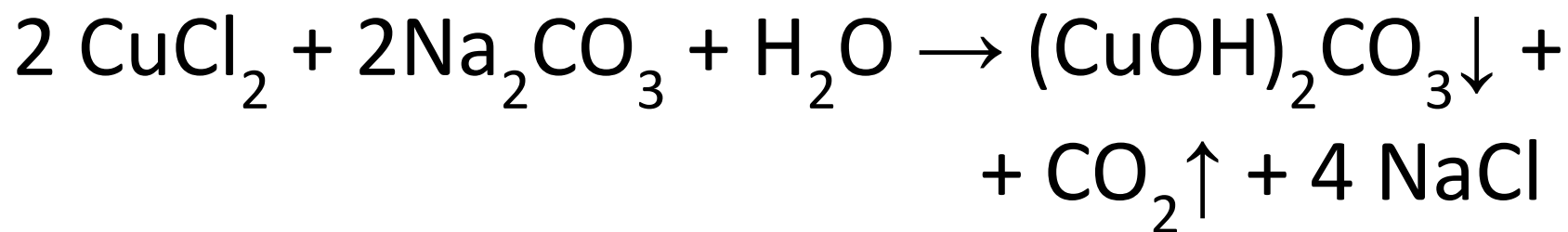


Совместный гидролиз

1) Соли металлов со степенью окисления +3 и соли летучих кислот (карбонаты, сульфиды, сульфиты)



2) Соли металлов со степенью окисления +2 (кроме кальция, стронция и бария) и растворимые карбонаты - образуется осадок ОСНÓВНОГО КАРБОНАТА металла:



Гидролиз - *эндотермический* процесс



Какие факторы усиливают гидролиз?

- Нагревание
- Добавление воды

Как подавить (ослабить) процесс гидролиза?

- Раствор делают максимально концентрированным;
- Для смещения равновесия влево добавляют один из продуктов гидролиза – кислоту, если идёт гидролиз по катиону или щёлочь, если идёт гидролиз по аниону.

Пример: $\text{Al}^{+3} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{+2} + \text{H}^+$