

# Гидролиз солей

урок химии (11 класс)

- частный случай реакции ионного обмена
- одно из химических свойств солей

Электролитическая диссоциация (С. Аррениус, 1887 г.) -

процесс распада электролита в водном растворе (или расплаве) на ионы

Электролиты (М. Фарадей, первая половина XIX в.) -

вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток

Степень диссоциации ( $\alpha$ ) -

отношение концентрации распавшихся при диссоциации ионов к общей концентрации вещества (выражают в %)

Соли (с точки зрения ТЭД) -

электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотного остатка

pH раствора -

отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода

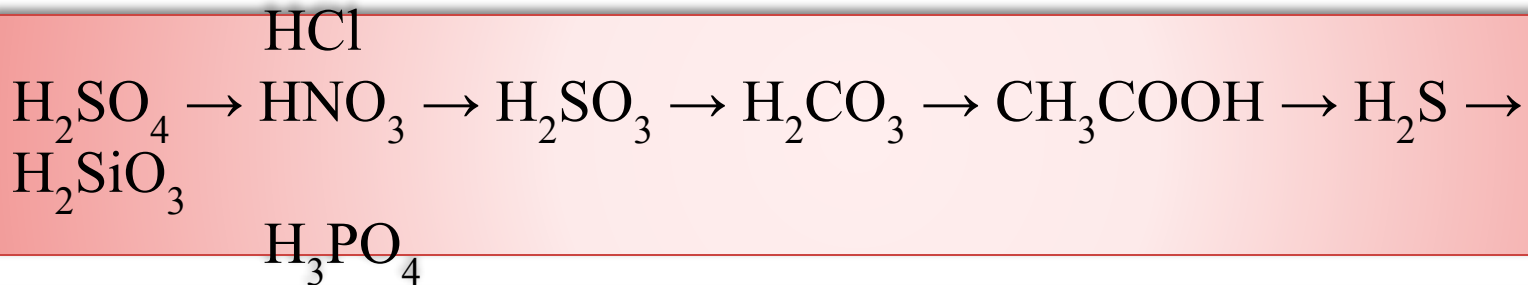
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

pH < 7 – кислая среда; pH = 7 – нейтральная среда; pH > 7 – щелочная среда

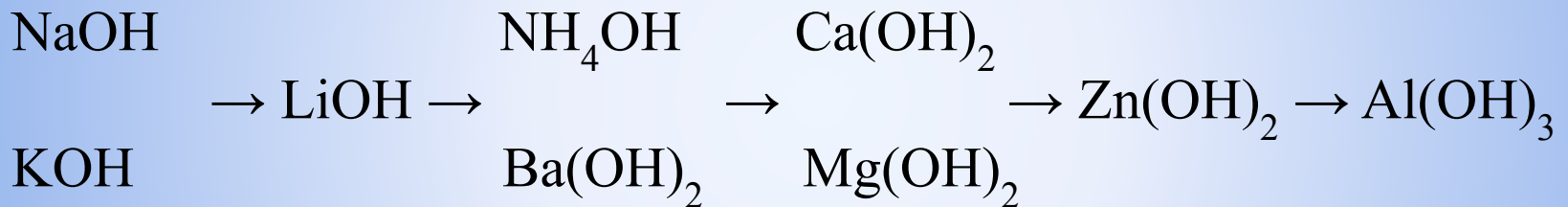
## Сила солей (по степени диссоциации)

определяется по таблице растворимости, чем меньше растворимость, тем меньше степень диссоциации.

## Сила кислот (по степени диссоциации)



## Сила оснований (по степени диссоциации)

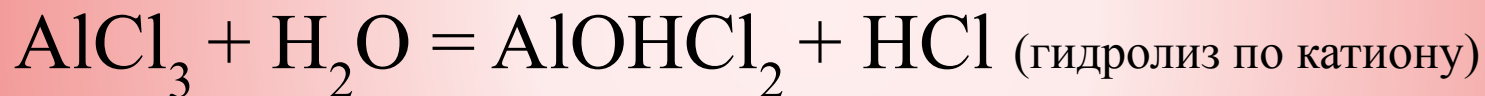
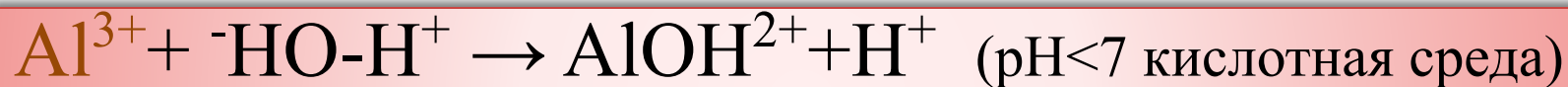


Чем правее, тем слабее !!!



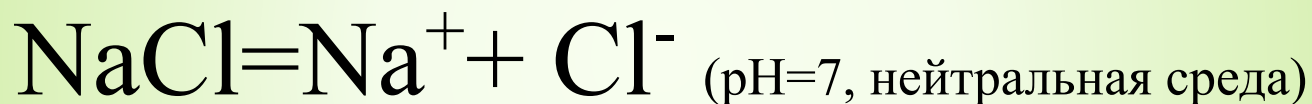
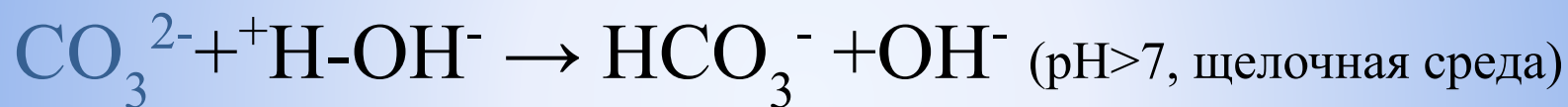
$\text{Al}(\text{OH})_3$  – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)

$\text{HCl}$  – сильный электролит



$\text{NaOH}$  – сильный электролит

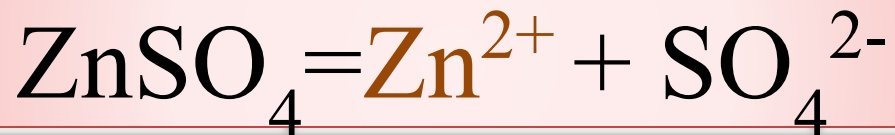
$\text{H}_2\text{CO}_3$  – слабый электролит (подвергается гидролизу)



$\text{NaOH}$  – сильный электролит;  $\text{HCl}$  – сильный электролит (гидролизу не подвергается)

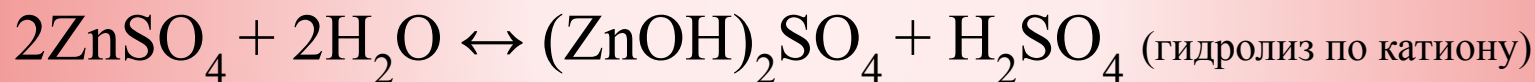
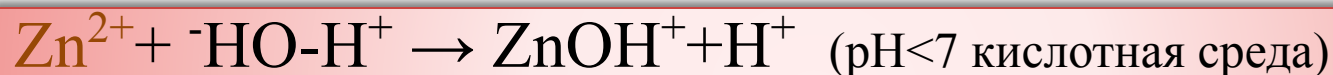
## Алгоритм составления ионного и молекулярного уравнения гидролиза соли

1. Составляем уравнение электролитической диссоциации соли.
2. Определяем силу основания и кислоты, образующих соль.
3. Выбираем ион слабого электролита.
4. Составляем уравнение гидролиза выбранного иона
5. Определяем характер среды ( $\text{pH} < 7$  или  $\text{pH} > 7$ )
6. По ионному уравнению составляем молекулярное.



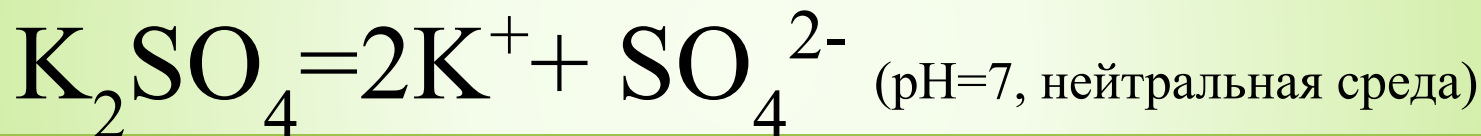
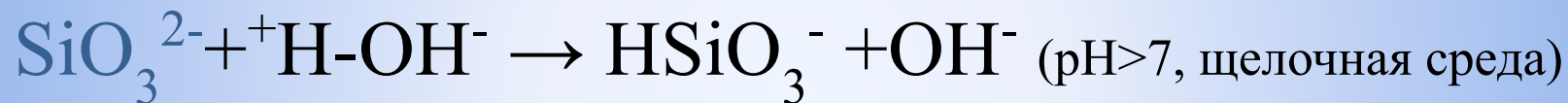
$\text{Zn(OH)}_2$  – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильный электролит



$\text{NaOH}$  – сильный электролит

$\text{H}_2\text{SiO}_3$  – слабый электролит (подвергается гидролизу)



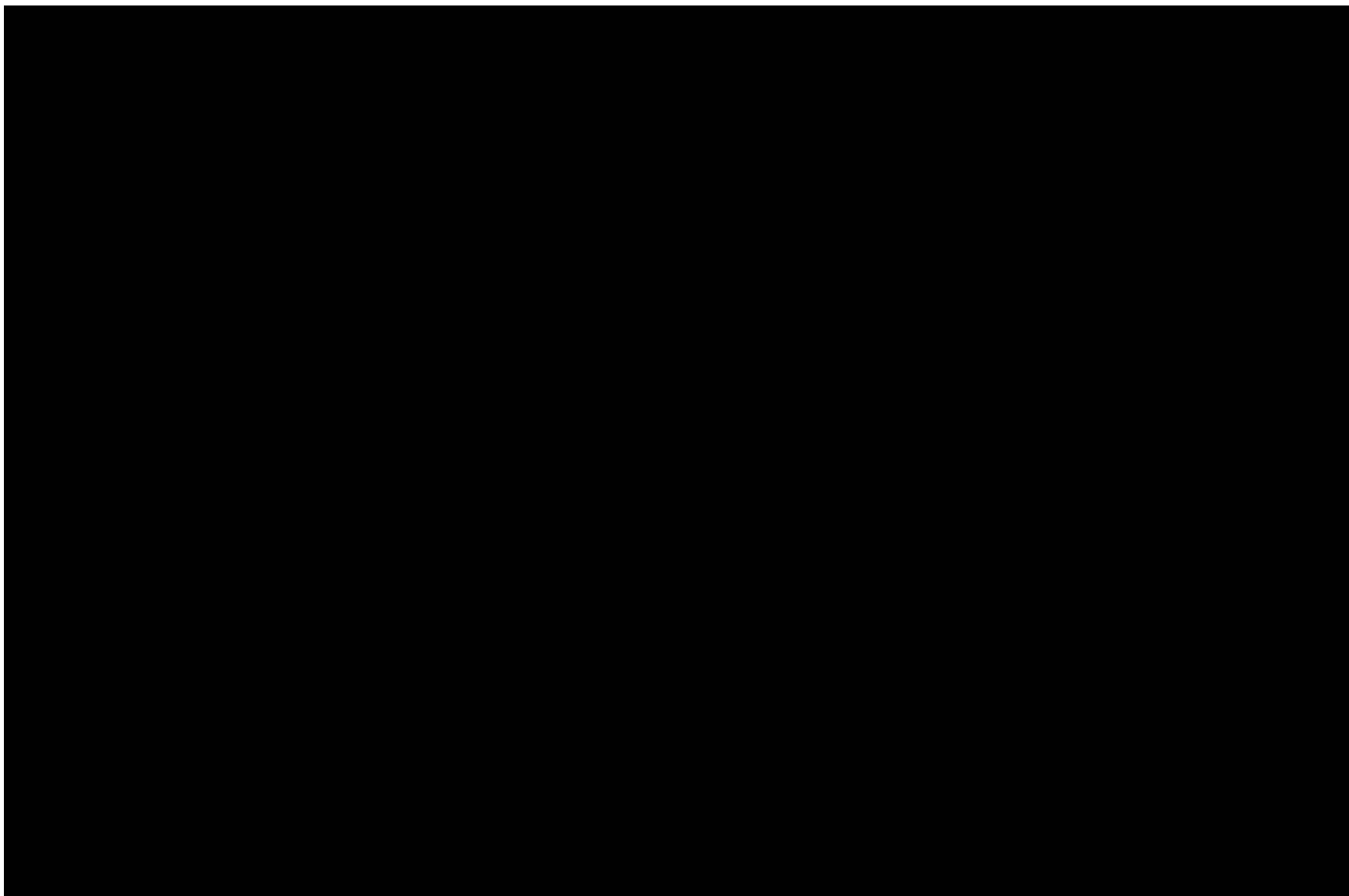
$\text{KOH}$  – сильный электролит;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильный электролит (гидролизу не подвергается)

Что происходит в водных растворах с солями, образованными и слабыми основаниями и слабыми кислотами?

- Они подвергаются гидролизу и по катиону и по аниону
- Реакция растворов может быть и нейтральной и слабокислотной и слабощелочной (это зависит от «силы» кислоты и основания, образующими соль)
- Некоторые соли подвергаются необратимому гидролизу, например сульфид алюминия:



## Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия

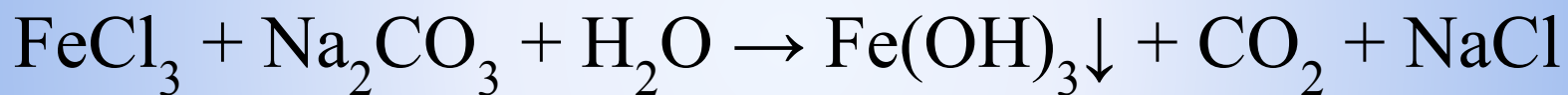




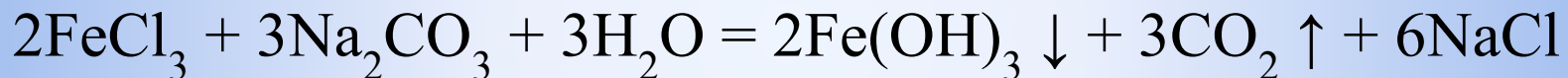
Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия



Не правильно, продукт реакции  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$  не существует!



Подберём коэффициенты



# Значение гидролиза

- С древности – зола – моющее средство (в состав входит поташ – карбонат калия  $K_2CO_3$ , который гидролизуется по аниону и образует щелочную среду, что обуславливает его мылкость)
- Мыло- натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот (стеарат натрия  $C_{17}H_{35}COONa$ , также гидролизуется по аниону – щелочная среда)
- Стиральные порошки – добавляют фосфаты и карбонаты для усиления щелочной среды
- Кислотные почвы известкуют ( $Ca(OH)_2$  или  $CaCO_3$ ), а в щелочные добавляют удобрение – сульфат аммония  $(NH_4)_2SO_4$
- В слюне содержатся гидрофосфат-ионы, поэтому в полости рта слабокислотная среда
- В составе крови содержатся соли – гидрокарбонат и гидрофосфат натрия, которые поддерживают определённую реакцию среды.

## Выводы:

- Гидролиз – процесс взаимодействия ионов соли с ионами воды с изменением pH среды.
- Обязательное условие гидролиза – образование слабого электролита
- Характер среды раствора соли зависит от иона, который подвергается гидролизу (по катиону или по аниону)

## В результате урока мы умеем:

- Определять характер среды раствора соли и объяснять результаты с помощью ионного и молекулярного уравнения гидролиза
- Делать логические выводы из наблюдений
- Более глубоко характеризовать свойства солей как электролитов
- В повседневной жизни использовать полученные знания по этой теме