

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 (α) -

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

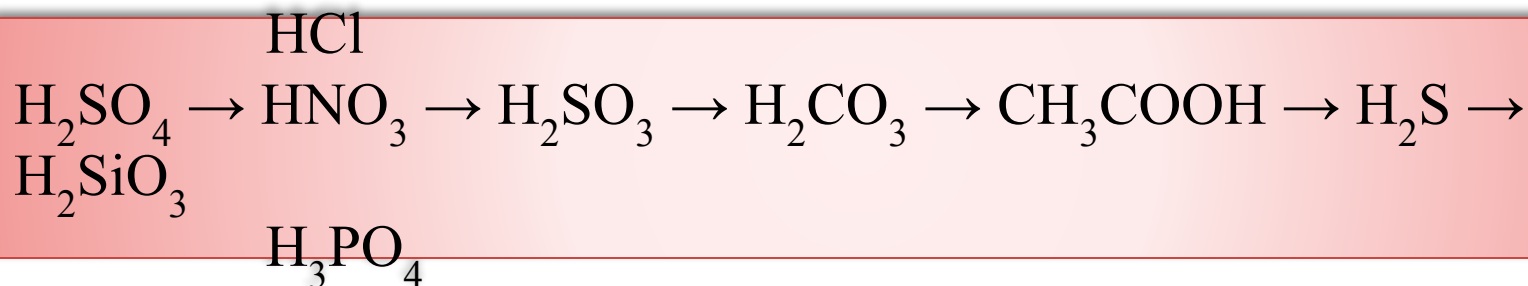
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

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

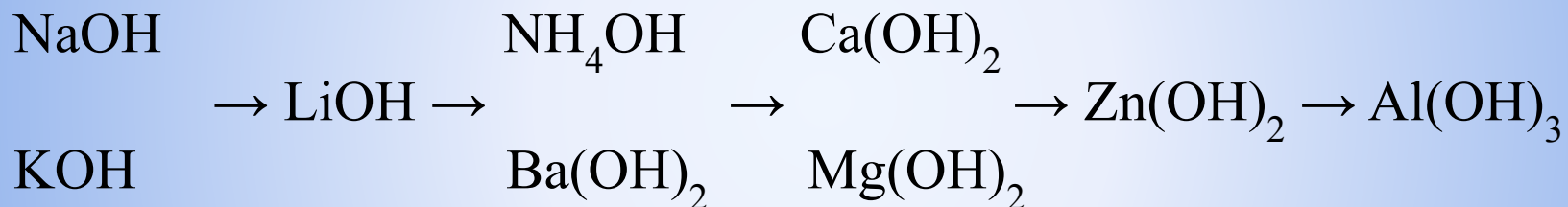
Сила солей (по степени диссоциации)

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

Сила кислот (по степени диссоциации)



Сила оснований (по степени диссоциации)

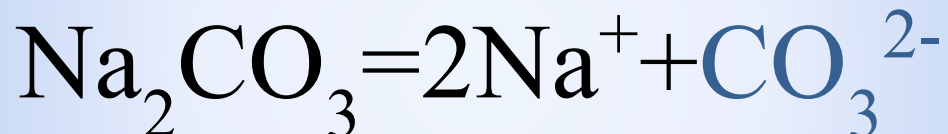
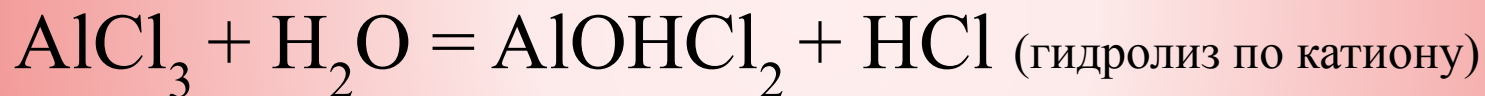
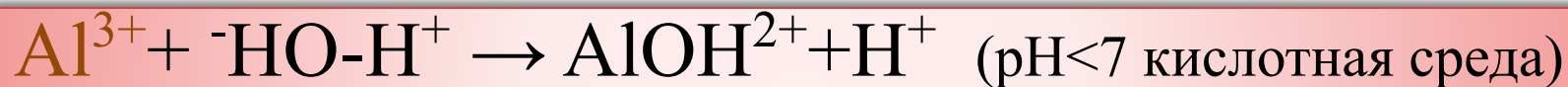


Чем правее, тем слабее !!!



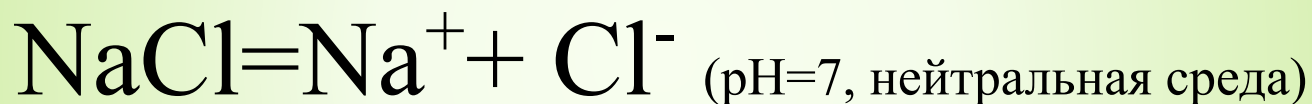
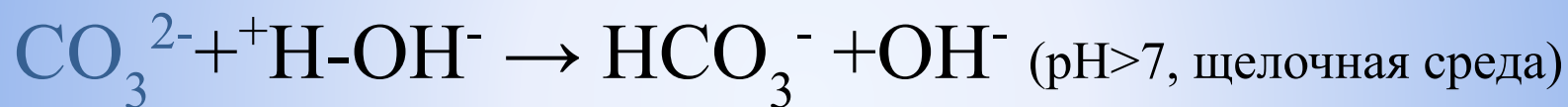
$\text{Al}(\text{OH})_3$ – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)

HCl – сильный электролит



NaOH – сильный электролит

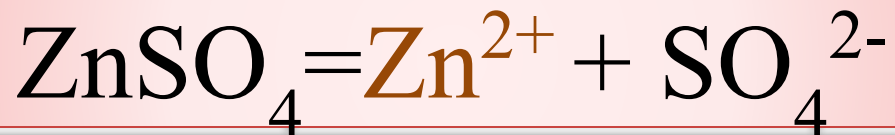
H_2CO_3 – слабый электролит (подвергается гидролизу)



NaOH – сильный электролит; HCl – сильный электролит (гидролизу не подвергается)

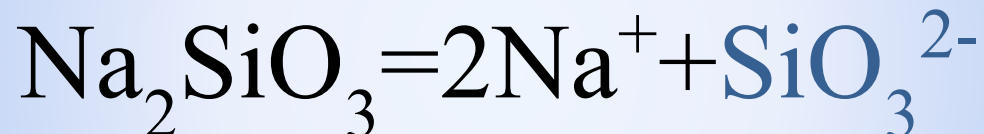
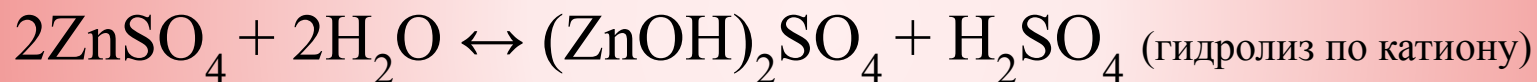
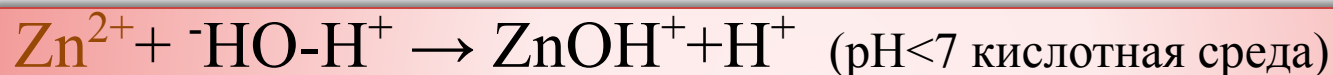
Алгоритм составления ионного и молекулярного уравнения гидролиза соли

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.



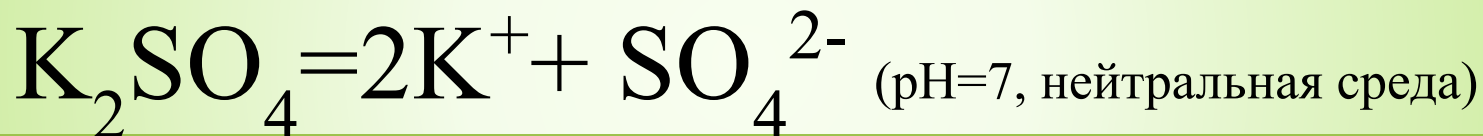
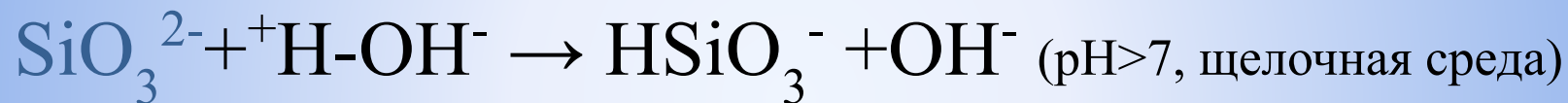
$\text{Zn}(\text{OH})_2$ – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)

H_2SO_4 – сильный электролит



NaOH – сильный электролит

H_2SiO_3 – слабый электролит (подвергается гидролизу)



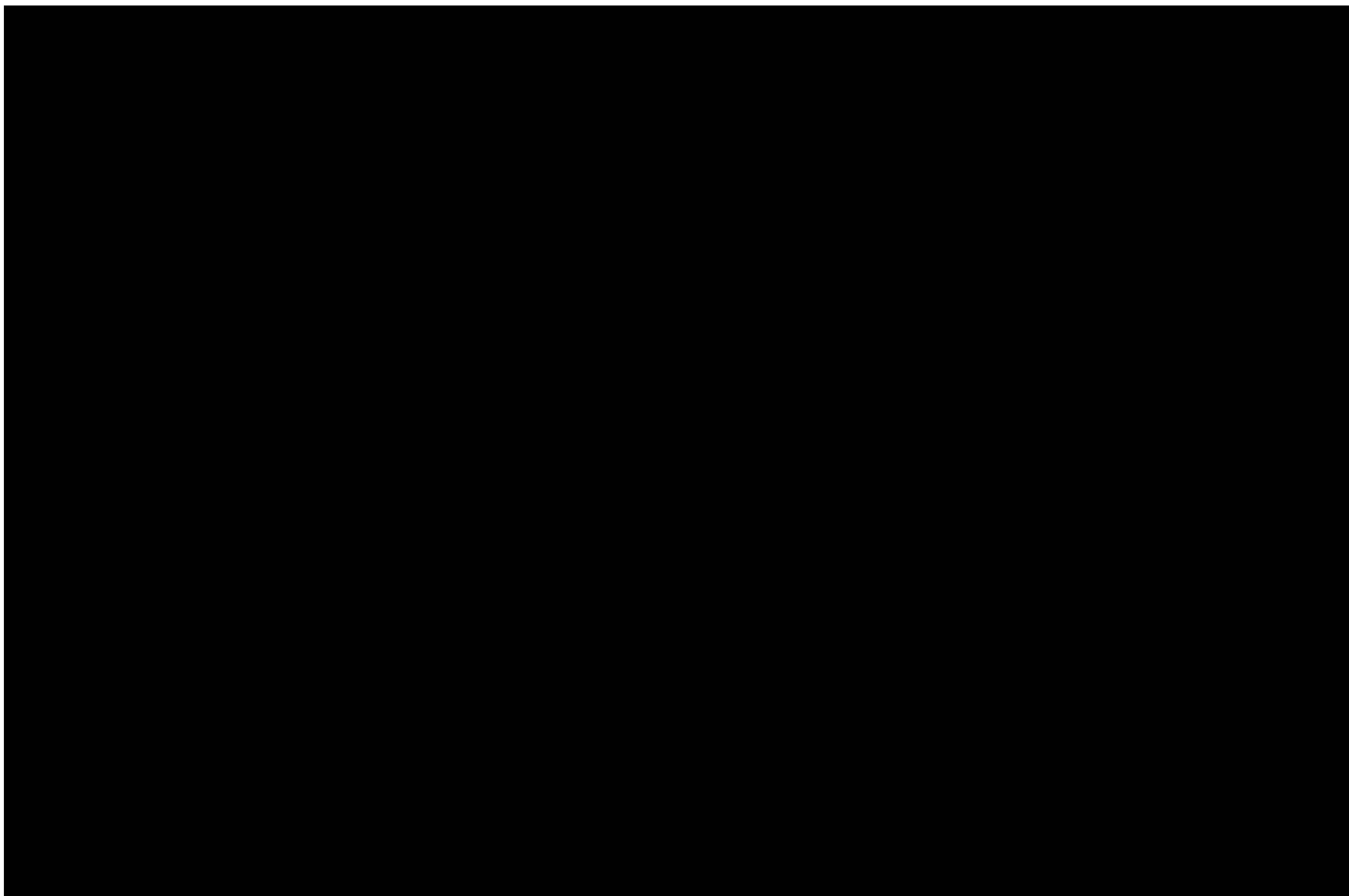
KOH – сильный электролит; H_2SO_4 – сильный электролит (гидролизу не подвергается)

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:



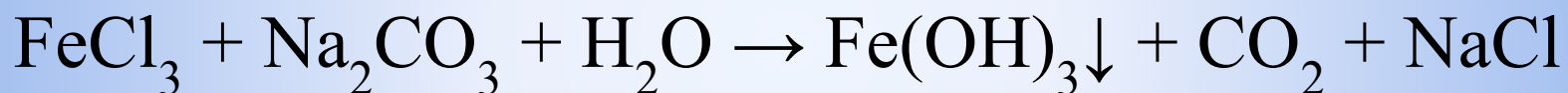
Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия



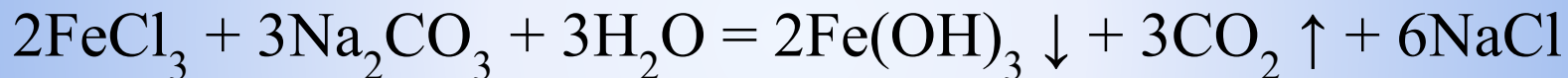
Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия



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