

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

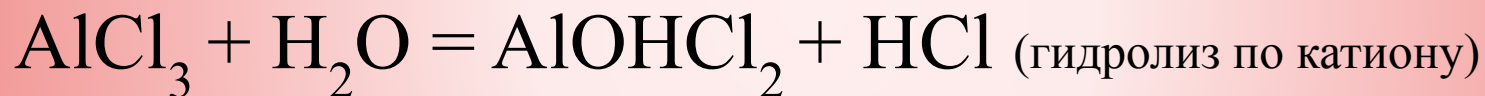
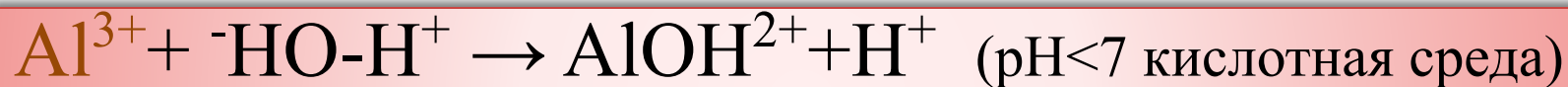
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

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



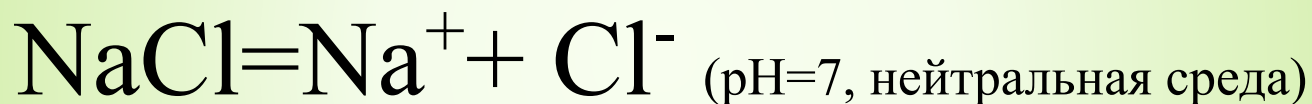
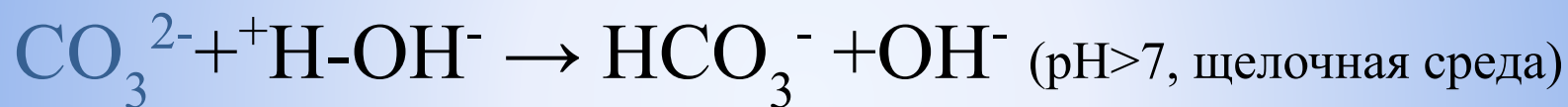
$\text{Al}(\text{OH})_3$ – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)

HCl – сильный электролит



NaOH – сильный электролит

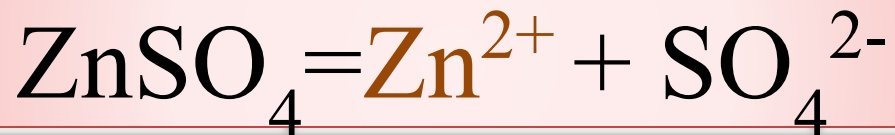
H_2CO_3 – слабый электролит (подвергается гидролизу)



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

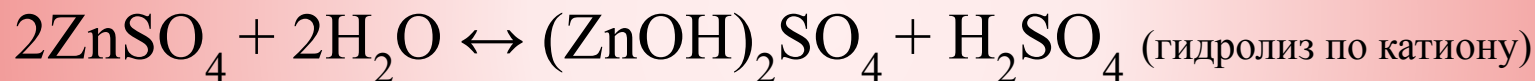
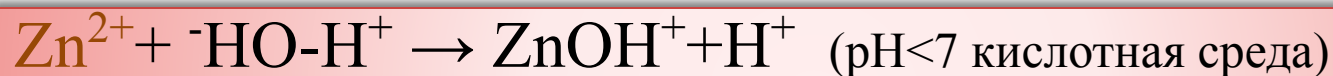
Алгоритм составления ионного и молекулярного уравнения гидролиза соли

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.



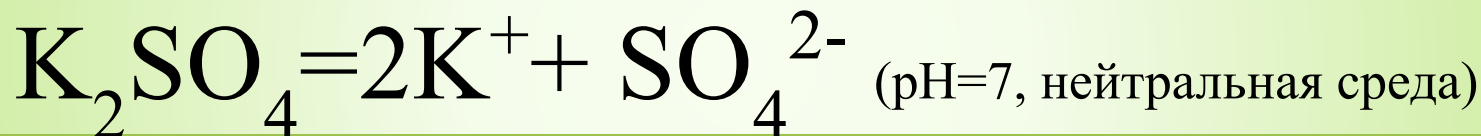
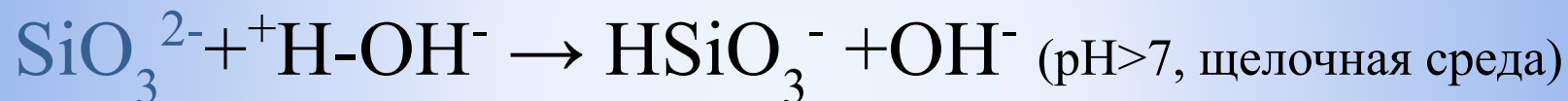
Zn(OH)_2 – слабый электролит (ион подвергается гидролизу)

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?

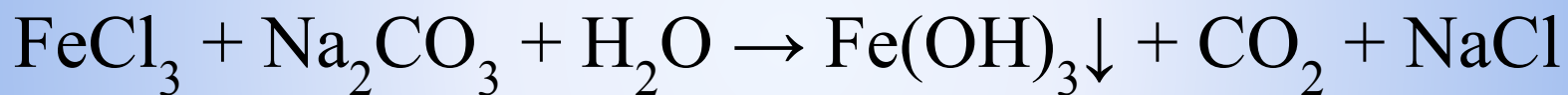
- Они подвергаются гидролизу и по катиону и по аниону
- Реакция растворов может быть и нейтральной и слабокислотной и слабощелочной (это зависит от «силы» кислоты и основания, образующими соль)
- Некоторые соли подвергаются необратимому гидролизу, например сульфид алюминия:



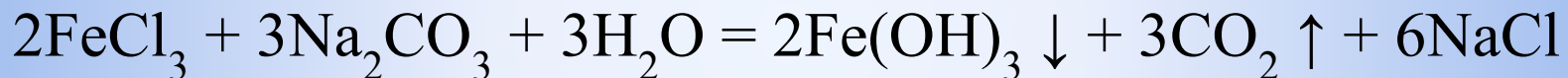
Взаимодействие хлорида железа (+3) с карбонатом натрия



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