

Лекция 6

Гидролиз солей

Гидролиз- химическое взаимодействие солей с водой, приводящее к образованию **слабого электролита**.

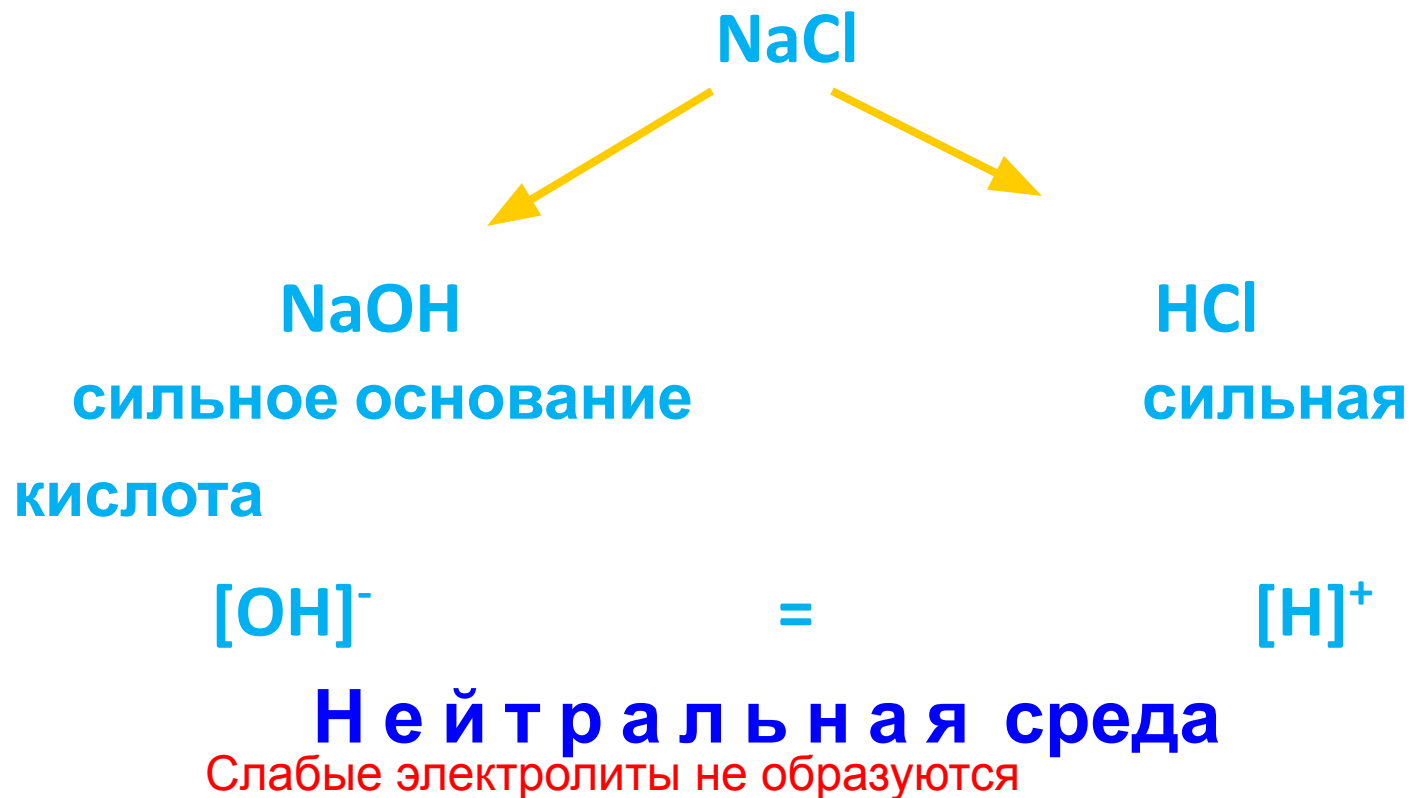
Образование слабого электролита – обязательное условие процесса гидролиза!

Соли - продукты взаимодействия кислот с основаниями.

Различают четыре типа солей:

- 1 - соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием;
- 2 - соли образованные слабой кислотой и сильным основанием;
- 3 - соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием;
- 4 - соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием.

1. Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями



Вывод: соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, гидролизу не подвергаются.

Среда раствора – нейтральная. pH=7

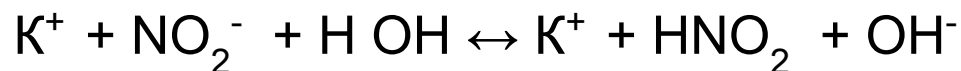
2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием



- 1) Диссоциация: $\text{KNO}_2 \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$
- 2) КОН – сильное основание; HNO_2 – азотистая кислота, слабый электролит
- 3) Краткое ионное уравнение - уравнение получения слабого электролита:



- 4) Полное ионное уравнение



- 5) Молекулярное уравнение – к каждому иону подобрать противоион:

Упрощенная схема гидролиза KNO_2



сильное основание

слабая кислота

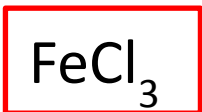
что сильнее того и больше!



Щелочная среда

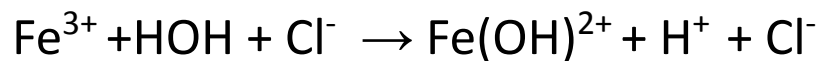
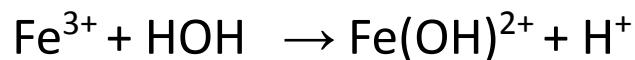
pH > 7

3. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами

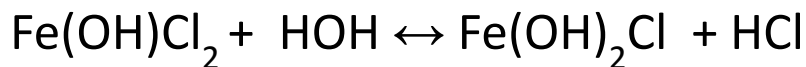
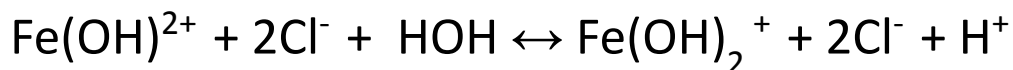
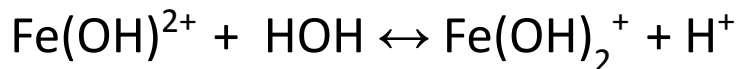


2) HCl – сильная кислота; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – слабое основание гидролиз приведет к образованию слабого электролита – гидроксида железа (3)

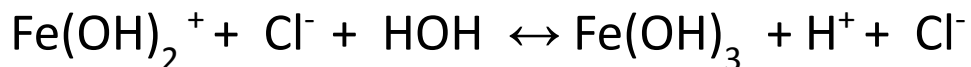
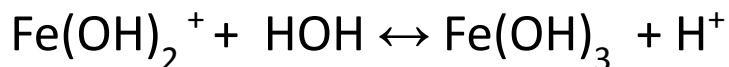
I ступень



II ступень



III ступень



Коэффициенты из молекулярного уравнения переносят в полное ионное уравнение



Вывод:

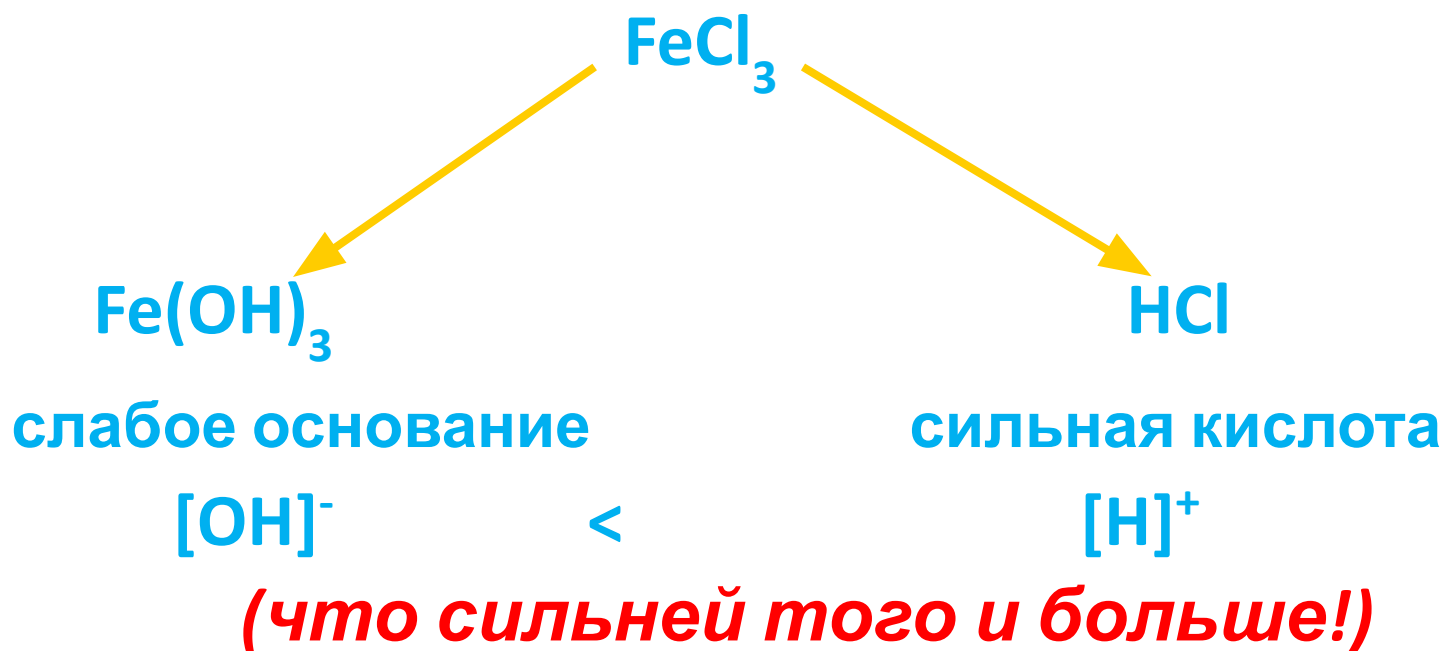
соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами, подвергаются частичному гидролизу (по катиону).

Среда раствора - кислая

При комнатной температуре гидролиз практически идет по I ступени. Причина: ионы H^+ , выделившиеся на I ступени, сдвигают равновесие II ступени в сторону исходных веществ.

Чем слабее основание, образующее соль, тем полнее будет идти гидролиз

2. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами

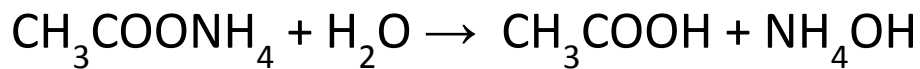
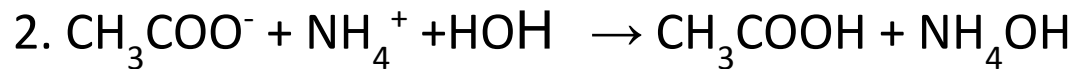


К и с л а я среда

4. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой.



CH_3COOH – слабая кислота; NH_4OH – слабое основание



Образуется ДВА слабых электролита → гидролиз НЕОБРАТИМ

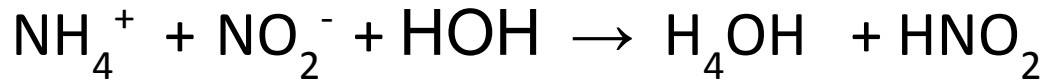
pH зависит от констант диссоциации кислоты и основания:

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1.7 \cdot 10^{-5} ; K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1.74 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} \approx 7$$



NH_4OH – слабое основание; HNO_2 – слабая кислота



$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1.7 \cdot 10^{-5} ; K_{\text{HNO}_2} = 5 \cdot 10^{-4}$$

Основание слабее, чем кислота. В растворе больше кислоты → pH < 7

Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами подвергаются ПОЛНОМУ гидролизу (и по катиону, и по аниону).

Среда раствора близка к нейтральной, либо к слабо щелочной, либо к слабо кислой (в зависимости от констант диссоциации слабых электролитов – кислоты и основания)

Количественные характеристики гидролиза

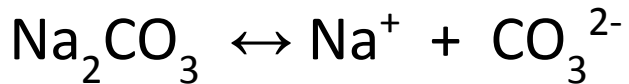
Степень гидролиза α_r - доля гидролизированных единиц:

$$h = \frac{N_{\text{гидр.}}}{N_{\text{общ.}}} 100\%$$

Константа гидролиза - K_r .

Константа гидролиза

Константа гидролиза выводится по краткому ионному равновесию.



$$K_p = ([\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{HON}]$$

$$[\text{HON}] = \text{const} \rightarrow K_p \cdot [\text{HON}] = K_r$$

Константа гидролиза равна отношению произведения равновесных концентраций полученных ионов к произведению равновесной концентрации исходного иона по которому идет гидролиз

Факторы влияющие на гидролиз	Ускоряют гидролиз	Замедляют гидролиз
Концентрация раствора	Разбавление раствора	Выпаривание раствора
Температура	Повышение температуры	Понижение температуры
Среда раствора	Добавление вещества противоположного среде раствора	Добавление вещества одинаковой среды с раствором

Между K_{Γ} и α_{Γ} существует такая же связь, как между $K_{\text{д}}$ и $\alpha_{\text{д}}$:

$$\alpha_{\Gamma} = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C}}$$

Константа гидролиза – постоянная величина для данного вещества.

Степень гидролиза растет с уменьшением концентрации раствора.

Какая из солей не подвергается гидролизу :

