

Гидролиз солей



Вопросы:

1. Сущность и типы гидролиза.
2. Степень и константа гидролиза.
3. Гидролиз кислых солей.
4. Условия подавления гидролиза.



Сущность и типы гидролиза

- **Сольволиз** – процесс химического взаимодействия растворенного вещества с растворителем.
- Если растворителем является вода, то процесс наз. **гидролизом**.





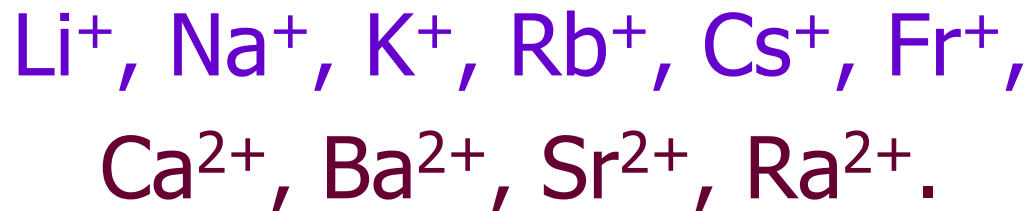
Гидролиз солей

- Взаимодействие **ионов соли** с молекулами **воды** с образованием **малодиссоциирующих** ионов или молекул.
- Гидролиз **протекает** только по **слабому иону!**



Сильные катионы

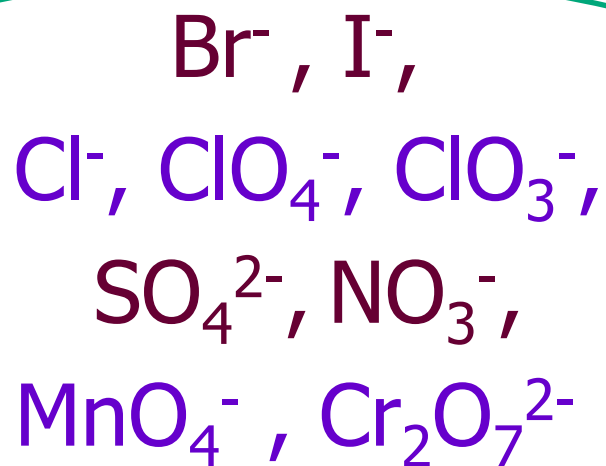
Ионы щелочных и щелочноземельных металлов:





Сильные анионы

КИСЛОТНЫЕ ОСТАТКИ СИЛЬНЫХ КИСЛОТ:





- Если продукты гидролиза растворимы, то реакция имеет обратимый характер.
- Если в результате гидролиза образуются летучие или малорастворимые вещества, реакция становится необратимой.

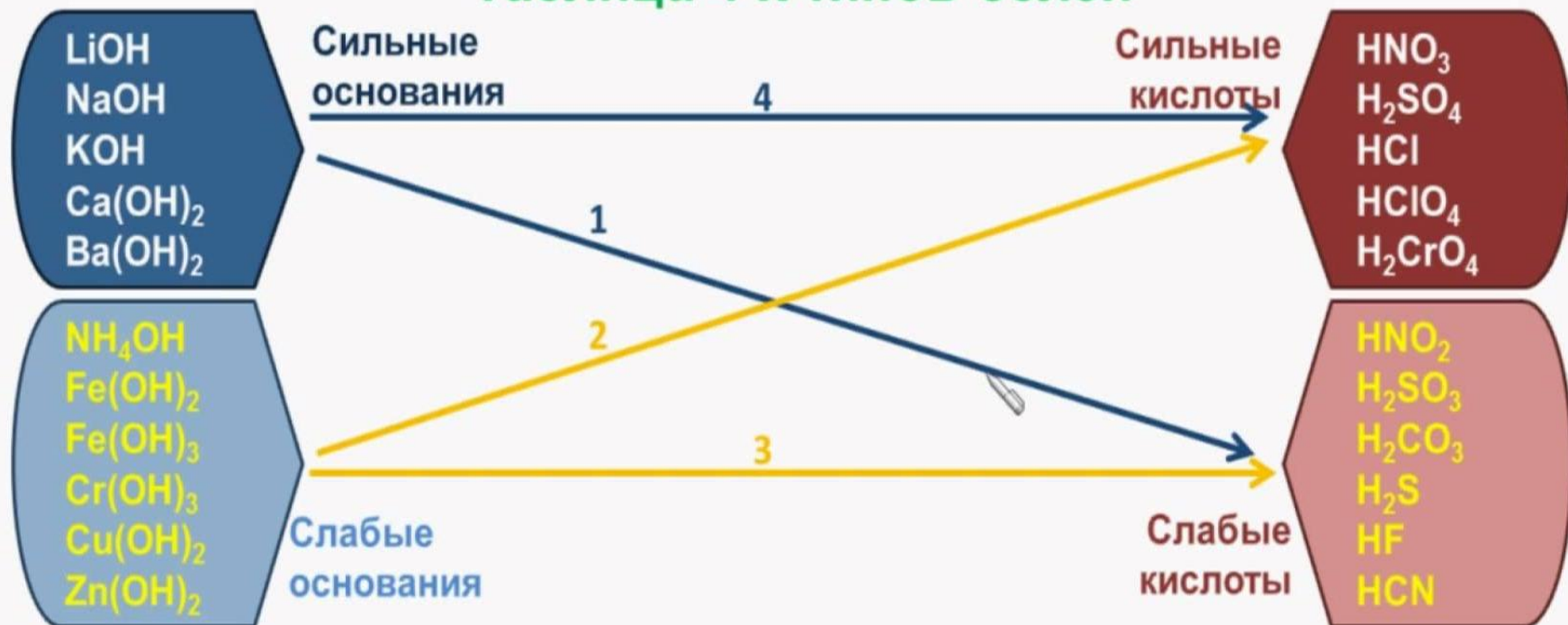


Гидролиз

- Уравнения гидролиза записывают в ионном и молекулярном виде.
- Количество ступеней гидролиза определяется зарядом иона, по которому он протекает.
- Реакцию среды определяет сильный ион соли.

ГИДРОЛИЗ СОЛИ

Таблица 4-х типов солей



Гидролизом соли называется обратимое взаимодействие слабых ионов соли с ионами воды, приводящих к образованию слабого электролита и изменению реакции среды.

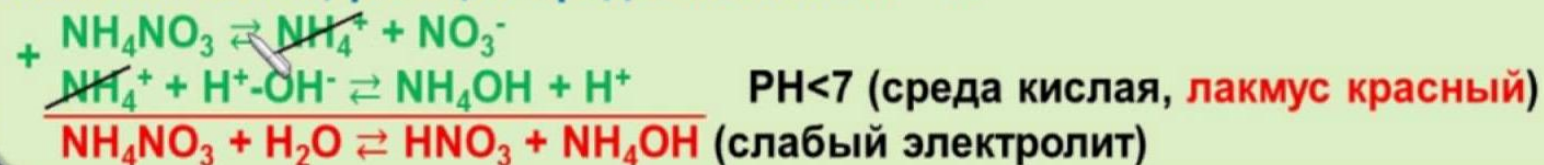
I тип соли LiNO₂, Na₂SO₃ от сильного основания и слабой кислоты

II тип соли NH₄NO₃, AlCl₃ от слабого основания и сильной кислоты

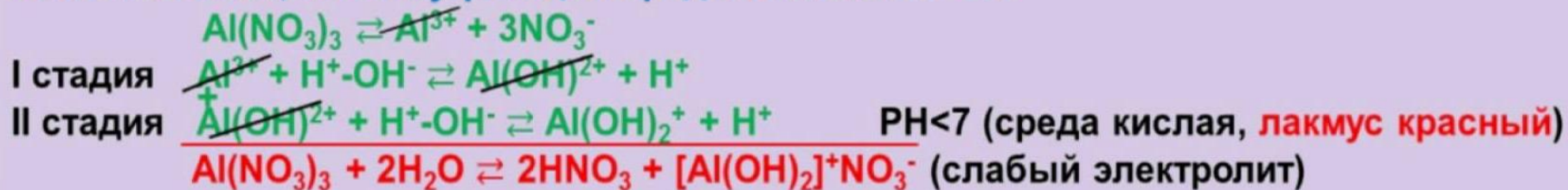
III тип соли (NH₄)₂CO₃, Fe(NO₂)₃ от слабого основания и слабой кислоты

I ГИДРОЛИЗ СОЛИ ОТ СЛАБОГО ОДНОКИСЛОТНОГО ОСНОВАНИЯ И СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ

а). Если гидролизу подвергается соль, образованная от слабого одно-кислотного основания и сильной кислоты, то в результате реакции образуется слабый электролит – молекула слабого основания. Поэтому ион OH^- связывается, а ион H^+ накапливается, реакция среды кислая $\text{pH} < 7$.



б). Если гидролизу подвергается соль, образованная от слабого много-кислотного основания и сильной кислоты, то в результате реакции образуется слабый электролит – ион основной соли или основная соль. Ион OH^- связывается, и ион H^+ накапливается, поэтому реакция среды кислая $\text{pH} < 7$.





Степень гидролиза

Степень гидролиза (β) –
отношение числа
гидролизовавшихся моль
соли к общему числу моль
соли в растворе.

$$\beta = \frac{C_2}{C_c} \cdot 100\%$$

$$\beta = \frac{C_2}{C_c}$$

Факторы, влияющие на степень гидролиза

- Природа вещества и растворителя
- Концентрация раствора
- Температура
- pH среды





Расчет β для солей

- Катионный:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_v}{K_o \cdot C_c}}$$

- Анионный:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_v}{K_k \cdot C_c}}$$

- Катионно-анионный:

$$\frac{\beta}{1 - \beta} = \sqrt{\frac{K_v}{K_o \cdot K_k}}$$



Константа гидролиза

Произведение $[H_2O]$ и K_p , отвечающей гидролизу слабого электролита наз. константой гидролиза (K_G)

K_G зависит от:

- природы соли и растворителя,
- температуры.

K_G не зависит от:

- концентрации.

Чем $\gg K_G$, тем легче гидролизуется соль.

$$K_{G1} \gg K_{G2} \gg K_{G3}$$



Расчет K_2 для солей

- Катионный:

$$K_2 = \frac{K_v}{K_o}$$

- Анионный:

$$K_2 = \frac{K_v}{K_k}$$

- Катионно-анионный:

$$K_2 = \frac{K_v}{K_o \cdot K_k}$$

Связь степени и константы
гидролиза:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_2}{C_c}}$$

Расчет $[H^+]$ в растворах солей:

- Катионный:

$$[H^+] = \beta \cdot C_c$$

- Анионный:

$$[OH^-] = \beta \cdot C_c$$

- Катионно-анионный:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_v \cdot K_k}{K_o}}$$

Гидролиз кислых солей

Если гидролизуется **кислая соль**,
то реакция среды может быть
кислой или **щелочной**,
в зависимости от значения
 K_a и **K_b** аниона образующего соль.





Условия подавления гидролиза

Для **ослабления** гидролиза растворы следует хранить **концентрированными** и при **низких температурах**.

Подавлению гидролиза способствует:

- **подкисление** (в случае солей, образованных **сильной кислотой** и **слабым основанием**);
- **подщелачивание** (для солей, образованных **сильным основанием** и **слабой кислотой**).

