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

NaCl

NaOH
сильное основание

HCl
сильная кислота

$[OH]^-$ = $[H]^+$

Н е й т р а л ь н а я среда

Слабые электролиты не образуются

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

Среда раствора – нейтральная. pH=7

2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием

KNO_2

1) Диссоциация: $KNO_2 \leftrightarrow K^+ + NO_2^-$

2) KOH – сильное основание; HNO_2 – азотистая кислота, слабый электролит

3) Краткое ионное уравнение - уравнение получения слабого электролита:

$NO_2^- + H\,OH \leftrightarrow HNO_2 + OH^-$ pH >7

4) Полное ионное уравнение

$K^+ + NO_2^- + H\,OH \leftrightarrow K^+ + HNO_2 + OH^-$

5) Молекулярное уравнение – к каждому иону подобрать противоион:

Упрощенная схема гидролиза KNO_2

KNO_2

KOH HNO_2

сильное основание **слабая кислота**

что сильней того и больше!

$[OH]^-$ > $[H]^+$

Щ е л о ч н а я среда

pH > 7

3. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами

$$\boxed{FeCl_3}$$

1) Диссоциация $FeCl_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$

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

I ступень

$Fe^{3+} + HOH \rightarrow Fe(OH)^{2+} + H^+$

$Fe^{3+} + HOH + Cl^- \rightarrow Fe(OH)^{2+} + H^+ + Cl^-$

$FeCl_3 + HOH \rightarrow Fe(OH)Cl_2 + HCl$

II ступень

$Fe(OH)Cl_2 \leftrightarrow Fe(OH)^{2+} + 2Cl^-$

$Fe(OH)^{2+} + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + H^+$

$Fe(OH)^{2+} + 2Cl^- + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + 2Cl^- + H^+$

$Fe(OH)Cl_2 + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_2Cl + HCl$

III ступень

$Fe(OH)_2Cl \leftrightarrow Fe(OH)_2^+ + 2Cl^-$

$Fe(OH)_2^+ + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_3 + H^+$

$Fe(OH)_2^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_3 + H^+ + Cl^-$

$Fe(OH)_2Cl + HOH \leftrightarrow Fe(OH)_3 + HCl$

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

$FeCl_3$

$Fe(OH)_3$ — слабое основание

HCl — сильная кислота

$[OH]^-$ < $[H]^+$

(что сильней того и больше!)

К и с л а я среда

4.Соль образована слабым основанием и слабой кислотой.

1. Диссоциация: $\mathbf{CH_3COONH_4} \leftrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$

CH_3COOH – слабая кислота; NH_4OH – слабое основание

2. $CH_3COO^- + NH_4^+ + HOH \rightarrow CH_3COOH + NH_4OH$

$CH_3COONH_4 + H_2O \rightarrow CH_3COOH + NH_4OH$

Образуется ДВА слабых электролита $\rightarrow$ гидролиз НЕОБРАТИМ

pH зависит от констант диссоциации кислоты и основания:

$K_{NH4OH} = 1.7 \cdot 10^{-5}$; $K_{CH3COOH} = 1.74 \cdot 10^{-5}$ pH ≈ 7

$NH_4NO_2 \rightarrow NH_4^+ + NO_2^-$

NH_4OH – слабое основание; HNO_2 – слабая кислота

$NH_4^+ + NO_2^- + HOH \rightarrow H_4OH + HNO_2$

$K_{NH4OH} = 1.7 \cdot 10^{-5}$; $K_{HNO2} = 5 \cdot 10^{-4}$

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 **$\alpha_г$** - доля гидролизованных единиц:

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

Константа гидролиза - **$К_г$**.

Константа гидролиза

Константа гидролиза выводится по краткому ионному равновесию.

$Na_2CO_3 \leftrightarrow Na^+ + CO_3^{2-}$

$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

$v_{пр} \leftrightarrow v_{об}$

$K_р = ([HCO_3^-]\cdot[OH^-]) / [CO_3^{2-}] \cdot [HOH]$

$[HOH] = const \rightarrow$ **$K_р \cdot [HOH] = K_г$**

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

Факторы влияющие на гидролиз	**Ускоряют гидролиз**	**Замедяют 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 $K_г$ и $\alpha_г$ существует такая же связь, как между $K_д$ и $\alpha_д$:

$$\alpha_Г = \sqrt{\frac{K_Г}{C}}$$

Константа гидролиза – постоянная величина для данного вещества.

Степень гидролиза растет с уменьшением концентрации раствора.

?

Какая из солей **не** подвергается гидролизу :

Li_2CO_3

$LiCl$

K_2S

K_2SO_3

$MgSO_4$