Реакции ионного обмена теория

Определение

- Реакции ионного обмена это реакции между сложными веществами в растворах, в результате которых реагирующие вещества обмениваются своими составными частями.
- Так как в этих реакциях происходит обмен ионами – они называются ионными.
- Протекают без изменений степеней окисления.

Правило Бертолле:

Реакции обмена в растворах электролитов протекают до конца (возможны) только тогда, когда в результате реакции образуется либо твердое малорастворимое вещество (осадок), либо газ, либо вода или любой другой слабый электролит.

Например:

- Нитрат серебра взаимодействует с бромидом калия $AgNO_3 + KBr = AgBr \downarrow + KNO_3$
 - Хлорид железа взаимодействует с гидроксидом натрия
- FeCl $_3$ +3NaOH→3NaCl+**Fe(OH)** $_3$ ↓ - Γ идроксид железа взаимодействует с
- Гидроксид железа взаимодействует с соляной кислотой 2 2Fe(OH) $_3$ +6HCl $\rightarrow _2$ FeCl $_3$ +6H $_2$ O

Правила составления уравнений реакций ионного обмена.

1. Записываем молекулярное уравнение реакции, не забывая расставить коэффициенты:

$$3KOH + FeCl3 = Fe(OH)3 + 3KCl$$

2. С помощью таблицы растворимости определяем растворимость каждого вещества. Подчеркнем вещества, которые мы не будем представлять в виде ионов.

$$\begin{array}{ccc}
p & p & H & p \\
3KOH + FeCl_3 = \underline{Fe(OH)}_3 + 3KCl
\end{array}$$

3. Составляем полное ионное уравнение. Сильные электролиты записываем в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и газообразные вещества записываем в виде молекул.

 $3Na^{+} + 3OH^{-} + Fe^{3+} + 3Cl^{-} = Fe(OH)_{3} + 3Na^{+} + 3Cl^{-}$

4. Находим одинаковые ионы (они не приняли участия в реакции в левой и правой частях уравнения реакции) и сокращаем их слева и справа.

$$-3Na^{+} + 3OH^{-} + Fe^{3+} + 3CI^{-} = Fe(OH)_{3} + 3Na^{+} + 3CI^{-}$$

5. Составляем итоговое сокращенное ионное уравнение (выписываем формулы ионов или веществ, которые приняли участие в реакции).

$$Fe^{3+} + 3OH^{-} = Fe(OH)_{3}$$

На ионы мы не разбиваем:

- Оксиды; осадки; газы; воду; слабые электролиты (кислоты и основания)
- Анионы кислотных остатков кислых солей слабых кислот (HCO_3^- , $H_2PO_4^-$ и т.п.) и катионы основных солей слабых оснований $Al(OH)^{2+}$
- **Е** Комплексные катионы и анионы: $[Al(OH)_4]^-$

Например, взаимодействие сульфида цинка и серной кислоты

$$ZnS + 2H^{+} + SO_{4}^{2} = Zn^{2+} + SO_{4}^{2} + \underline{H}_{2}S$$

$$\underline{ZnS} + 2H^+ = Zn^{2+} + \underline{H}_2\underline{S}$$

Например, взаимодействие гидрокарбоната натрия и гидроксида натрия

$$p p p$$

$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + \underline{\mathbf{H}_2O}$$

- $Na^+ + \underline{HCO}_3^- + Na^+ + OH^- = 2Na^+ + CO_3^{2-} + \underline{H}_2O$ Кислые анионы слабых кислот являются слабыми электролитами и на ионы не разбиваются.
- $HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + \underline{H_2O}$

Например, взаимодействие тетрагидроксоалюмината натрия и соляной кислоты

$$Na^{+} + [Al(OH)_{4}] = +4H^{+} + 4Cl^{-} = Na^{+} + Cl^{-} + Al^{3+} + 3Cl^{-} + H_{2}O$$

Комплексные ионы являются слабыми электролитами и на ионы не разбиваются.

$$[Al(OH)_4] = +4H^+ = Na^+ + Al^{3+} + \underline{H}_2O$$