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*

  $AgNO_3 + KBr = \mathbf{AgBr}\downarrow + KNO_3$

- *Хлорид железа взаимодействует с гидроксидом натрия*

  $FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow 3NaCl + \mathbf{Fe(OH)_3}\downarrow$

- *Гидроксид железа взаимодействует с соляной кислотой*

  $2Fe(OH)_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + \mathbf{6H_2O}$

Правила составления уравнений реакций ионного обмена.

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

$$3KOH + FeCl_3 = Fe(OH)_3 + 3KCl$$

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

$$3\overset{р}{KOH} + \overset{р}{FeCl_3} = \overset{н}{\underline{Fe(OH)_3}} + \overset{р}{3KCl}$$

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

$$3Na^{+} + 3OH^{-} + Fe^{3+} + 3Cl^{-} = \underline{Fe(OH)_3} + 3Na^{+} + 3Cl^{-}$$

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

$$\cancel{3Na^+} + 3OH^- + Fe^{3+} + \cancel{3Cl^-} = \underline{Fe(OH)_3} + \cancel{3Na^+} + \cancel{3Cl^-}$$

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 $Al(OH)^{2+}$*
- *Комплексные катионы и анионы: $[Al(OH)_4]^-$*

Например, взаимодействие сульфида цинка и серной кислоты

- $\underset{н}{\underline{\mathbf{ZnS}}} + \underset{р}{H_2SO_4} = \underset{р}{ZnSO_4} + \underset{р}{\underline{\mathbf{H_2S}}}$
- $\underline{\mathbf{ZnS}} + 2H^+ + SO_4^{2-} = Zn^{2+} + SO_4^{2-} + \underline{\mathbf{H_2S}}$
- $\underline{\mathbf{ZnS}} + 2H^+ = Zn^{2+} + \underline{\mathbf{H_2S}}$

Например, взаимодействие гидрокарбоната натрия и гидроксида натрия

- $Na\overset{p}{\mathbf{HCO}_3} + \overset{p}{NaOH} = \overset{p}{Na_2CO_3} + \underline{\mathbf{H_2O}}$

- $Na^+ + \underline{\mathbf{HCO_3}}^- + Na^+ + OH^- = 2Na^+ + CO_3^{2-} + \underline{\mathbf{H_2O}}$

  Кислые анионы слабых кислот являются слабыми электролитами и на ионы не разбиваются.

- $\underline{\mathbf{HCO_3}}^- + OH^- = CO_3^{2-} + \underline{\mathbf{H_2O}}$

Например, взаимодействие тетрагидроксоалюмината натрия и соляной кислоты

- $\overset{p}{\mathbf{Na[Al(OH)_4]}} + \overset{p}{4HCl} = \overset{p}{NaCl} + \overset{p}{AlCl_3} + \underline{\mathbf{H_2O}}$

- $Na^+ + \underline{\mathbf{[Al(OH)_4]^-}} + 4H^+ + 4Cl^- = Na^+ + Cl^- + Al^{3+} + 3Cl^- + \underline{\mathbf{H_2O}}$

  Комплексные ионы являются слабыми электролитами и на ионы не разбиваются.

- $\underline{\mathbf{[Al(OH)_4]^-}} + 4H^+ = Na^+ + Al^{3+} + \underline{\mathbf{H_2O}}$