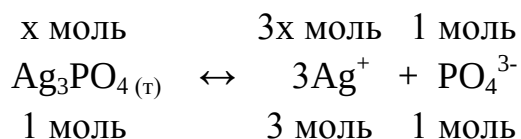


Пример 1. Рассчитать растворимость фосфата серебра, произведение растворимости (ПР) которого равно $1,8 \cdot 10^{-18}$.

1) Составляем уравнение диссоциации фосфата серебра:



2) если в 1 л насыщенного раствора (практически в 1 л воды, т.к. концентрация фосфата серебра в насыщенном растворе ничтожно мала) растворяется x моль Ag_3PO_4 и диссоциирует, то количество ионов Ag^+ равно $3x$ моль, а PO_4^{3-} - x моль (см. уравнение);

3) молярные концентрации ионов равны:

$$[\text{Ag}^+] = 3x \text{ моль/л}; \quad [\text{PO}_4^{3-}] = x \text{ моль/л}$$

4) Записываем выражение для произведения растворимости фосфата серебра:

$$\text{ПР} (\text{Ag}_3\text{PO}_4) = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}]$$

$$\text{ПР} (\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,8 \cdot 10^{-18} \text{ (справочная величина)}$$

Подставляем численные значения в выражение ПР:

$$1,8 \cdot 10^{-18} = (3x)^3 x$$

$$27x^4 = 1,8 \cdot 10^{-18}$$

$$x^4 = \frac{1,8 \cdot 10^{-18}}{27}$$

$$x = \sqrt[4]{\frac{1,8 \cdot 10^{-18}}{27}} = \sqrt[4]{6,7 \cdot 10^{-20}} = \sqrt{\sqrt{6,7 \cdot 10^{-20}}} \cong 0,51 \cdot 10^{-5}$$

Следовательно, в 1 литре ($m(\text{H}_2\text{O}) = 1000\text{г}$) воды растворяется $0,51 \cdot 10^{-5}$ моль Ag_3PO_4

5) Рассчитаем растворимость (s) ортофосфата серебра в 1 литре воды:

$$m(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = n(\text{Ag}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{Ag}_3\text{PO}_4)$$

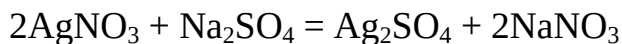
$$m(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 0,5 \cdot 10^{-5} \cdot 419 \cong 0,0021 \text{ г/л}$$

Пример 2. Определить, выпадает ли осадок после сливания равных объёмов 0,00015 М растворов нитрата серебра и сульфата натрия.

Осадок выпадает, если произведение молярных концентраций ионов окажется больше произведения растворимости:

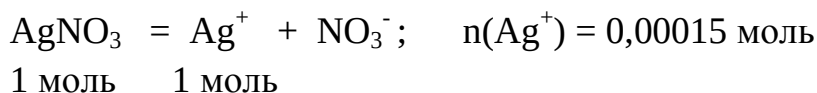
$$C_{\text{Ag}}^2 \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} > \text{ПР Ag}_2\text{SO}_4$$

Молекулярное уравнение реакции:

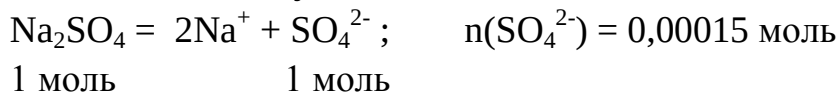


1) Вычислим количества вещества ионов Ag^+ и SO_4^{2-} в 1 л растворов их солей:

0,00015 моль x моль



0,00015 моль y моль



2) После сливания растворов объём раствора равен 2 л, поэтому

$$C(\text{Ag}^+) = \frac{n(\text{Ag}^+)}{V} = \frac{0,00015}{2} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$C(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{0,00015}{2} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$3) C_{\text{Ag}^+}^2 \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} = (7,5 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 7,5 \cdot 10^{-5} = 4,2 \cdot 10^{-13}$$

$$\text{ПР Ag}_2\text{SO}_4 = 1,2 \cdot 10^{-5} > C_{\text{Ag}^+}^2 \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}}$$

Осадок не выпадает.

***Гидролиз** – это обратимая реакция солей с водой, приводящая к образованию слабого электролита.*

1. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- а) слабым основанием и сильной кислотой (реакция среды кислая), гидролиз по катиону;
- б) сильным основанием и слабой кислотой (реакция среды щелочная), гидролиз по аниону;
- в) слабым основанием и слабой кислотой (реакция среды близка к нейтральной и определяется по более сильному электролиту), гидролиз по катиону и аниону.

2. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой не гидролизуются.

3. Количественными характеристиками взаимодействия солей с водой является степень гидролиза (h) и константа гидролиза (K_h), связанные соотношением:

$$K_h = h^2 C_{\text{соли}}$$

где $C_{\text{соли}}$ – молярная концентрация соли.

Константа гидролиза и концентрация водородных ионов для различных случаев гидролиза могут быть вычислены по ионному произведению воды (K_w) и константам диссоциации слабого основания ($K_{\text{АОН}}$) или слабой кислоты ($K_{\text{НВ}}$) (табл.1).

4. Реакцию среды в растворах солей выражают через водородный показатель (pH): $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

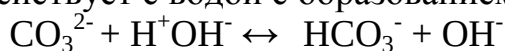
Для вычисления концентрации гидроксильных ионов используют формулу: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ - ионное произведение воды. $K_w = 10^{-14}$.

Примеры

Пример 1. Составить уравнение гидролиза карбоната натрия, указать реакцию среды.

1) Записываем диссоциацию соли: $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

2) Ион от слабого электролита – угольной кислоты - (CO_3^{2-}) взаимодействует с водой с образованием гидрокарбонат аниона



щелочная среда

3) Составляем молекулярное уравнение гидролиза, для этого к отрицательно заряженным ионам из уравнения (2) добавляем катионы Na^+ , присутствующие в растворе карбоната натрия (уравнение (1)):



Таблица 1. Константы гидролиза и концентрация водородных ионов в растворах солей, подвергающихся гидролизу

Случай гидролиза	Константа гидролиза	Концентрация водородных ионов
1.Соль образована слабым основанием и сильной кислотой	$K_h = K_W / K_{\text{АОН}}$	$[H^+] = \sqrt{K_W \cdot C_{\text{СОЛИ}} / K_{\text{АОН}}}$
2.Соль образована сильным основанием и слабой кислотой	$K_h = K_W / K_{\text{НВ}}$	$[H^+] = \sqrt{K_W \cdot K_{\text{НВ}} / C_{\text{СОЛИ}}}$
3.Соль образована слабым основанием и слабой кислотой	$K_h \cong K_W / K_{\text{АОН}} \cdot K_{\text{НВ}}$	$[H^+] \cong \sqrt{K_W \cdot K_{\text{НВ}} / K_{\text{АОН}}}$

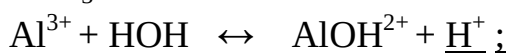
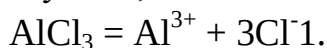
Пример 2. Вычислить рН раствора и концентрацию гидроксильных ионов, указать реакцию среды, если концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-5}$ моль/л:

1) $\text{pH} = -\lg [H^+]$

$\text{pH} = -\lg 4 \cdot 10^{-5} = -(\lg 4 + \lg 10^{-5}) = -(0,6 - 5) = 4,4$, кислая среда ($\text{pH} < 7$)

2) $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$; $[H^+] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$; $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-5}} = 2,5 \cdot 10^{-10}$ моль/л

Пример 3. Рассчитать константу гидролиза хлорида алюминия по первой ступени, степень гидролиза и рН для 0,001 М раствора AlCl_3 :



кислая среда

$$K_1 h = \frac{K_w}{K_{AlOH^{2+}}} ; \quad K_1 h = \frac{10^{-14}}{9,55 \cdot 10^{-6}} = 1,05 \cdot 10^{-9} ;$$

$$[H^+] = \sqrt{K_w \cdot C_{COЛH} / K_{AOH}}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-4} \cdot 0,001 / 9,55 \cdot 10^{-6}} = 1,02 \cdot 10^{-6} \text{ моль / л}$$

$$\text{pH} = -\lg [H^+]$$

$$\text{pH} = -\lg 1,02 \cdot 10^{-6} \cong 5,87 ;$$

$$h = \sqrt{K_h / C_{COЛH}} ; h = \sqrt{\frac{1,05 \cdot 10^{-9}}{0,001}} = \sqrt{\frac{1,05 \cdot 10^{-9}}{10^{-3}}} = \sqrt{1,05 \cdot 10^{-6}} = 1,02 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{или } 1,02 \cdot 10^{-3} \cdot 100\% \cong 0,1\% .$$