

Лекция №4

РАСТВОРЫ



План лекции

- 1. Общие положения;**
- 2. Способы выражения концентраций раствора;**
- 3. Электролитическая диссоциация, рН раствора;**
- 4. Гидролиз солей.**

Истинный

Коллоидный

По размеру частиц растворенного

Раствор

По количеству растворенного вещества

Разбавленный

Концентрированный

Насыщенный

Растворимость

Хорошо растворимые
(более 10 г в-ва в 1 л воды)

Малорастворимые
(от 0,01 до 10 г в-ва в 1 л воды)

Нерастворимые
(менее 0,01 г в-ва в 1 л воды)

Таблица растворимости

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Массовая концентрация (Массовая доля), ω – число грамм растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора.

5 % водный раствор HCl

100 г раствора содержит 5 г HCl и 95 г растворителя (воды):



$$\omega = \frac{m_{v - va}}{m_{p - pa}} \times 100 \%$$

Молярная концентрация (Молярность), C_M [моль/л] – число молей растворенного вещества n , содержащегося в 1 л раствора V .

3 М р-р NaOH

$M(\text{NaOH}) = 40\text{ г/моль}$

$3 \cdot 40 = 120\text{ г}$

В 1 л р-ра – 120 г NaOH

$$C_M = \frac{n_{в-ва}}{V_{р-ра}} = \frac{m_{в-ва}}{M \times V_{р-ра}}, \quad [\text{МОЛЬ/Л}]$$

Различают обозначения:

0,1M – децимолярный;

0,01M – сантимольярный (0,02M – двусантимольярный);

0,001M – миллимольярный.

Определите массу нитрата натрия, которая требуется для приготовления **2 л децимолярного раствора (0,1 м).**

В 1 л раствора содержится:

$$\begin{aligned} C_M \times M_{\text{NaNO}_3} &= 0,1 \text{ моль/л} \times 85 \text{ г/моль} = \\ &= 8,5 \text{ г NaNO}_3 \end{aligned}$$

Составим пропорцию:

в 1 л р-ра – 8,5 г NaNO_3

в 2 л р-ра – x г NaNO_3

Отсюда: $x = 17$ г

Нормальная концентрация эквивалента (Нормальность), C_N [моль/л] – ЧИСЛО эквивалентов растворенного вещества $n_{\text{э}}$, содержащихся в 1 л раствора V .

0,1 н р-р H_2SO_4

$$\begin{aligned} M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) &= M/\text{осн-ть} = 98/2 = \\ &= 49 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

$$0,1 \cdot 49 = 4,9 \text{ г}$$

В 1 л р-ра – 4,9 г H_2SO_4

$$C_H = \frac{n_{\text{Э}} \text{ в-ва}}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{ в-ва}}}{M_{\text{Э}} \times V_{\text{р-ра}}}, \quad [\text{МОЛЬ/Л}]$$

Различают обозначения:

0,1н – децинормальный;

0,01н – сантинормальный;

0,001н – миллинормальный.

0,75 н р-р H_2SO_4
или $C_H = 0,75$ моль/л р-ра H_2SO_4

в 1 л р-ра – 0,75 моль H_2SO_4

или

в 1 л р-ра – $0,75 \times 49 = 36,75$ г H_2SO_4

где 49 – эквивалентная масса H_2SO_4 .

В общем виде:

в 1 л раствора содержится $C_H \times M_{\text{Э}}$

в заданном V раствора содержится x г

Моляльная концентрация

(Моляльность), C_m , [моль/кг] – число молей растворенного вещества n , приходящихся на 1 кг растворителя $m_{\text{р-ля}}$.

0,5 м р-р NaOH

$M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль

$$0,5 \cdot 40 = 20 \text{ г}$$

В 1000 г р-ля – 20 г NaOH

1000 г H_2O + 20 г NaOH = 1020 г р-ра

$$C_m = \frac{n_{в-ва}}{m_{р-ля}} = \frac{m_{в-ва}}{M \times m_{р-ля}}, \quad [\text{МОЛЬ/КГ}]$$

2 m раствор H_2SO_4

2 моля приходятся на 1000 г растворителя

$C_m \times M$ приходятся на 1000 г растворителя

Титр Т, [г/мл]

Показывает количество г растворенного вещества *m*, содержащегося в 1 мл раствора *V*:

$$T = \frac{m}{V} \cdot \frac{v - va}{p - pa}, \quad [\text{г/мл}]$$

$$T = \frac{C_H \times M_{\text{Э}}}{1000}$$

Способы выражения концентраций растворов

| Наименование концентрации | Уравнение расчета | Единицы измерения |
|--|--|---------------------|
| Массовая концентрация (доля) | $\omega = \frac{m_{в-ва}}{m_{р-ра}} \times 100 \%$ | %, доли |
| Молярная концентрация (молярность) | $C_M = \frac{n_{в-ва}}{V_{р-ра}}$ | моль/л (0,5 м р-р) |
| Нормальная концентрация (нормальность) | $C_H = \frac{n_{Э_{в-ва}}}{V_{р-ра}} = \frac{m_{в-ва}}{M_{Э} \times V_{р-ра}}$ | моль/л (0,5 н р-р) |
| Моляльная концентрация (моляльность) | $C_m = \frac{n_{в-ва}}{m_{р-ля}} = \frac{m_{в-ва}}{M \times m_{р-ля}}$ | моль/кг (0,5 т р-р) |
| Титр | $T = \frac{m_{в-ва}}{V_{р-ра}}$ | г/мл |

Закон эквивалентов для растворов

Объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H2}}{C_{H1}}$$

Закон эквивалентов для растворов

$$a_1 A_1 + a_2 A_2 + \dots = \dots$$

$$n_{\text{Э}1} = n_{\text{Э}2}$$

$$n_{\text{Э}} = V_{\text{H}} \cdot m_{\text{K}} \left(C_{\text{H}} = \frac{m}{M_{\text{Э}} \cdot V} = \left[\frac{m}{M_{\text{Э}}} \right]_{\text{Э}} = \frac{n_{\text{Э}}}{V} \right) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow C_{\text{H}1} \cdot V_1 = C_{\text{H}2} \cdot V_2$$

или

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{\text{H}2}}{C_{\text{H}1}}$$

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

ДИССОЦИАЦИЯ



Катион Анион



Степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{\text{число молекул, распавшихся на ионы}}{\text{общее число молекул электролита}} \cdot 100 \%$$

$\alpha > 30 \%$

Сильные электролиты

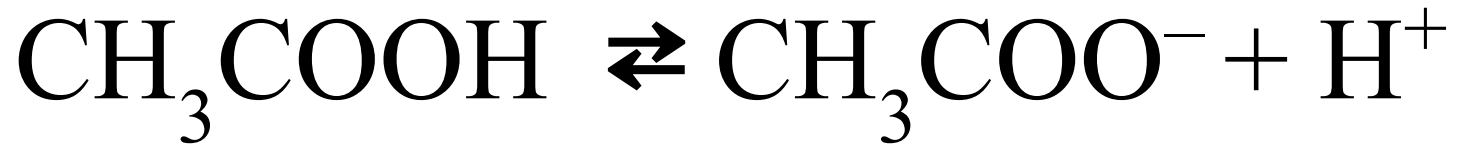
1. HCl, HBr, HI, HNO₃,
H₂SO₄, HClO₄, HClO₃,
H₂CrO₄, H₂Cr₂O₇,
HMnO₄
2. Все щелочи
3. Почти все
растворимые соли

$\alpha < 3 \%$

Слабые электролиты

1. HF, H₂S, HCN, H₃BO₃,
H₂CO₃, H₂SiO₃, HNO₂,
H₃PO₄, H₂HPO₃, ,
HClO₂, HClO
2. Нерастворимые
основания, NH₄OH
3. Некоторые соли
ZnCl₂, HgCl₂

Константа диссоциации

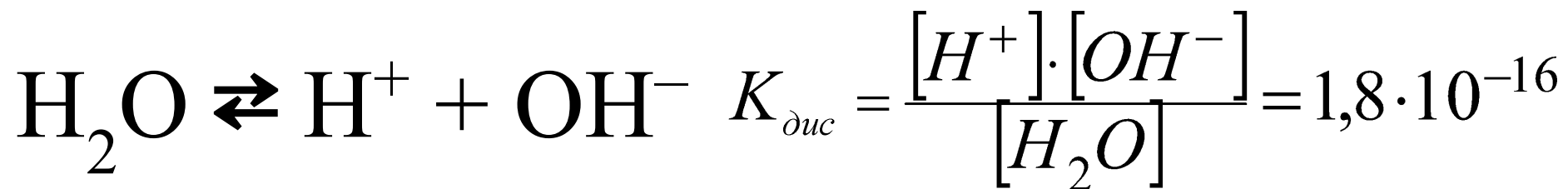


$$K_p = K_{\text{дис}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$
$$K_{\text{дис}}(\text{HCN}) = 8 \cdot 10^{-10}$$

Электролитическая диссоциация

ВОДЫ



где $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ и $[\text{H}_2\text{O}]$ – молярные концентрации частиц в воде.

Молярная концентрация воды (C_M):

1 моль H_2O – 18 г

x моль H_2O – 1000 г в 1 л воды

$$x = 1000/18 = 55,5 \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ моль/л}$$

$$K_{дис} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

K_{H_2O} – константа воды

Ионное произведение воды:

$$K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ моль/л}$$

в чистой воде $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$

Нейтральная среда $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$

Кислая среда $[H^+] > 10^{-7} > [OH^-]$

Щелочная среда $[H^+] < 10^{-7} < [OH^-]$

Водородный показатель

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

$$[H^+] = 10^{-7}$$

$\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$ нейтральная среда

$\text{pH} < 7$ кислая среда

$\text{pH} > 7$ щелочная среда

Увеличение кислотности

Нейтральная
среда

Увеличение щелочности



$$[H^+] = 10^{-2} \text{ моль/л} \quad \text{pH} = ?$$

$$\text{pH} = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-2} = 2 \quad \text{кис. ср.}$$

$$[OH^-] = 10^{-4} \text{ моль/л} \quad \text{pH} = ?$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] \cdot 10^{-4} = 10^{-14}$$

$$[H^+] = 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-10} = 10 \quad \text{щел. ср.}$$

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.

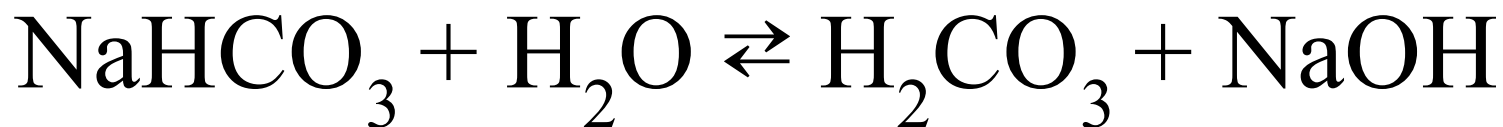
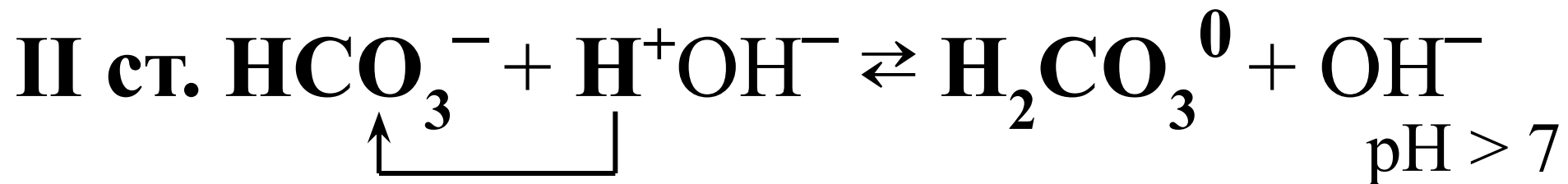
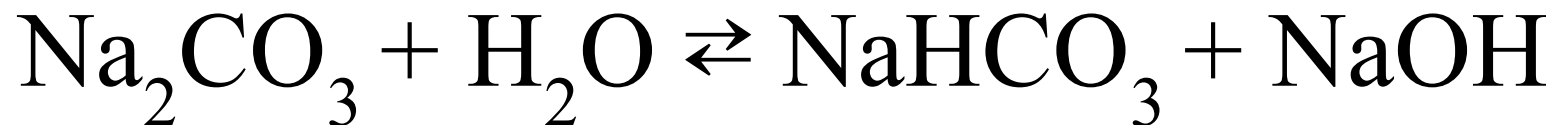
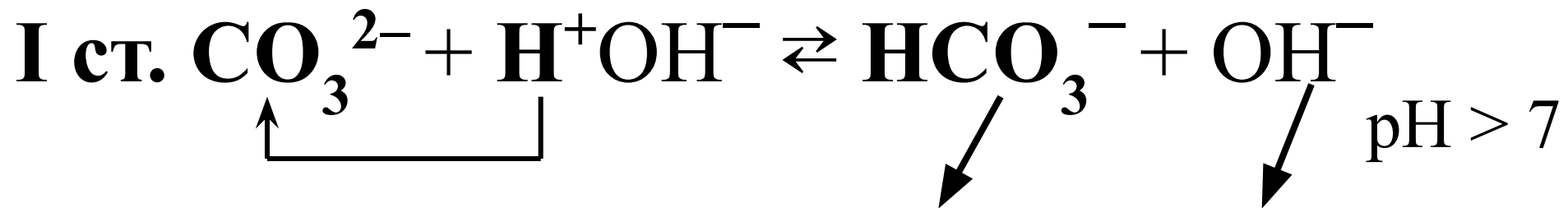


Сильное
основание

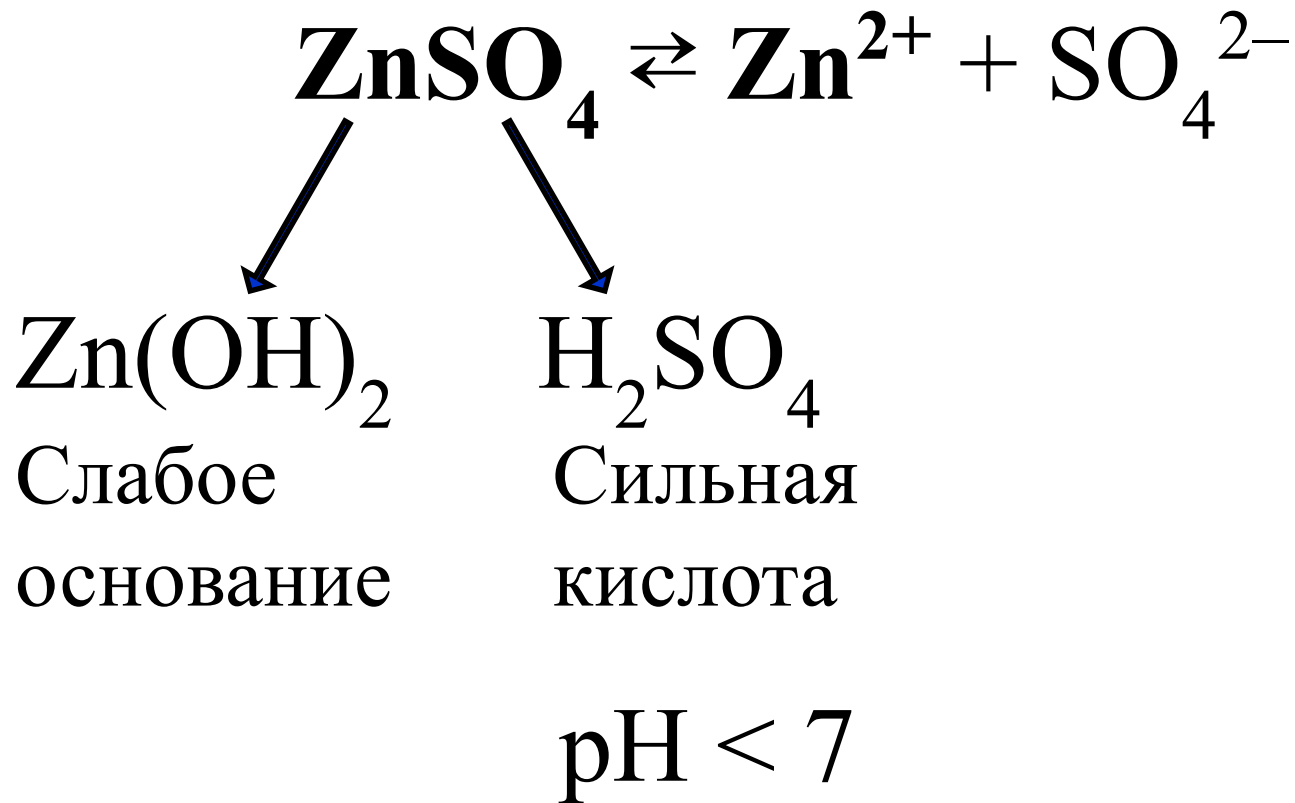


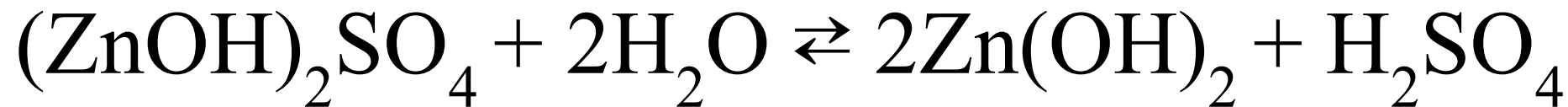
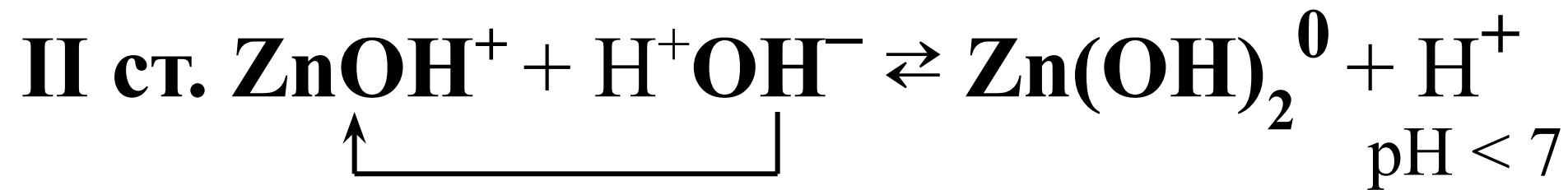
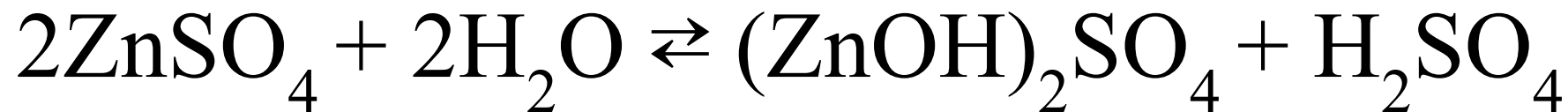
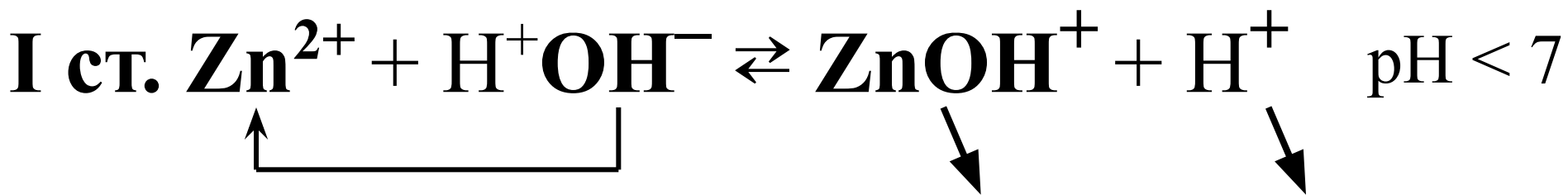
Слабая
кислота

pH > 7

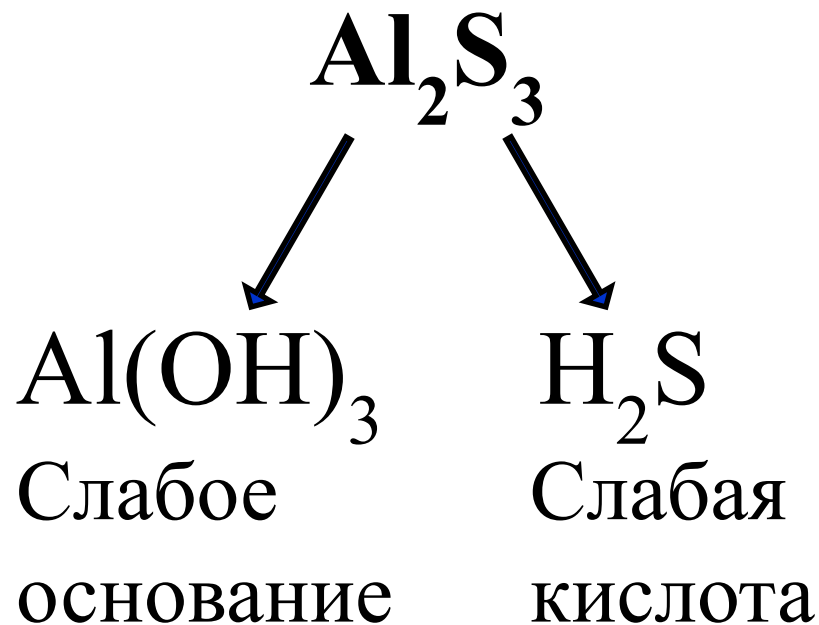


2. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой.

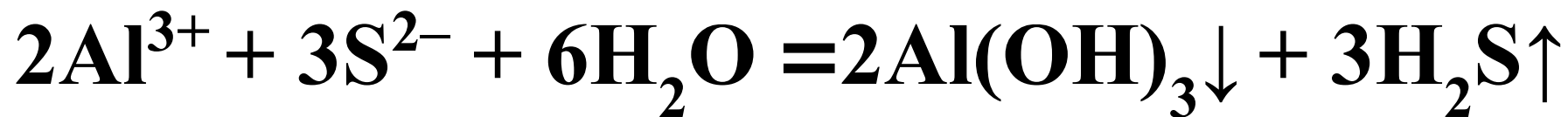




3. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой.



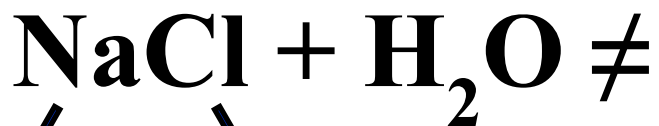
$$\text{pH} = 7$$



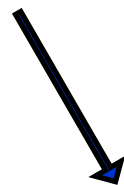
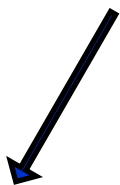
Соль образованная **сильным основанием и сильной кислотой**

гидролизу не подвергается

(не реагирует в водой)



гидролиз не идет



Сильное

Сильная

основание

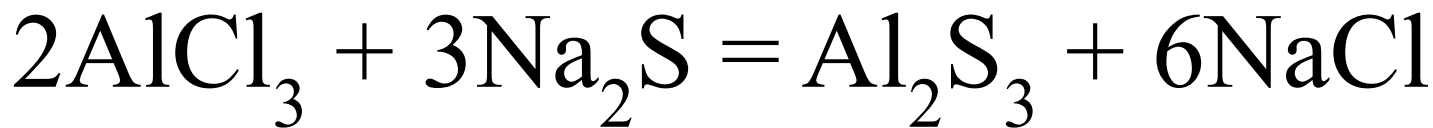
кислота

$$\text{pH} = 7$$

Совместный гидролиз двух солей



Записываем обменную реакцию между солями:



Гидролизу подвергается только Al_2S_3 :



Результат:

