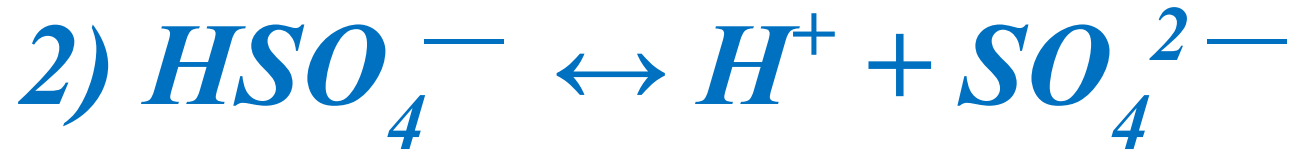
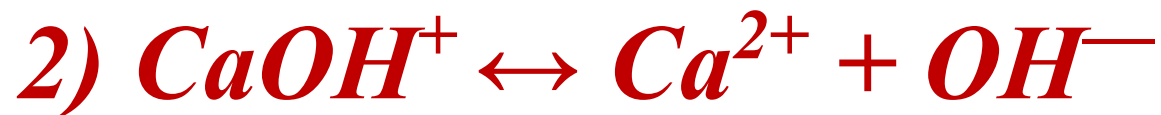
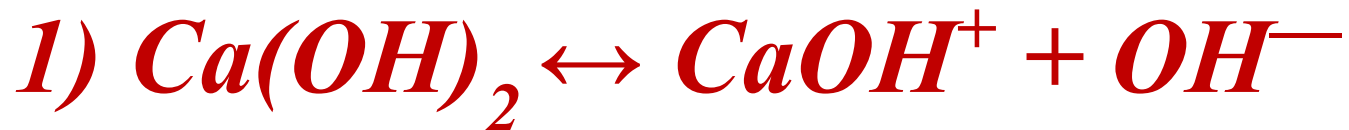


## Диссоциация электролитов

- *Кислота – электролит, который диссоциирует в растворе с отщеплением иона водорода:*



- *Основание – электролит, который диссоциирует в растворе с отщеплением  $\text{OH}^-$ :*

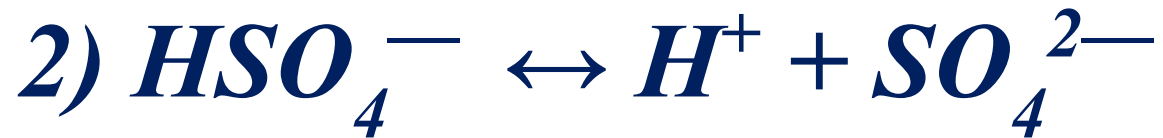
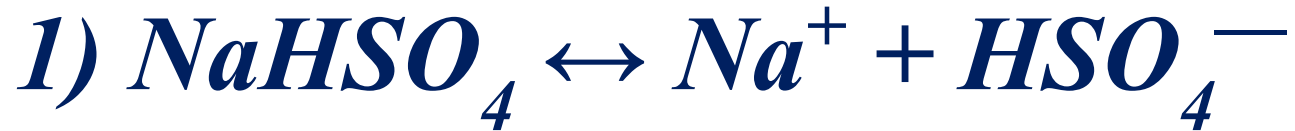


- *Соль – электролит, который диссоциирует в растворе с отщеплением катионов, отличных от ионов водорода, и анионов, отличных от гидроксид-ионов:*

**а) средние соли**



## б) кислые соли



## в) основные соли



## Константа диссоциации

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый, в растворах одновременно протекают и диссоциация и ассоциация (*молизация*).

К процессу диссоциации применимы законы химического равновесия. Константа этого равновесия, называется *константой диссоциации*:



$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCN}]} = 7,2 \cdot 10^{-10}$$



$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

Константа диссоциации характеризует способность электролита распадаться на ионы – чем *больше  $K_D$* , тем легче электролит распадается на ионы.

*$K_D$  зависит:*

- *от природы электролита;*
- *от природы растворителя (чем полярнее растворитель, тем больше  $K_D$ );*
- *от температуры.*

Но: *не зависит от концентрации раствора.*

*Если электролит диссоциирует ступенчато, то каждой ступени соответствует своя константа диссоциации:*



$$K_{D(1)} = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[H_2CO_3]} = 5 \cdot 10^{-4}$$



$$K_{D(2)} = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]}{[HCO_3^-]} = 5,2 \cdot 10^{-11}$$



Суммарная реакция  $H_2CO_3 \leftrightarrow 2H^+ + CO_3^{2-}$

$$K_D = \frac{[CO_3^{2-}][H^+]^2}{[H_2CO_3]}$$

Суммарная константа диссоциации:

$$K_D = K_{D(1)} \cdot K_{D(2)}$$

$$K_{D(1)} > K_{D(2)} > K_{D(3)} \dots$$

## Диссоциация воды.

### Водородный и гидроксильный показатели

*Вода - очень слабый электролит,  
диссоциирует по схеме:*



*Константа диссоциации воды при 25<sup>0</sup>С:*

$$K_{\text{д}} = \frac{[OH^+][H^+]}{[H_2O]} = 1,86 \cdot 10^{-16}$$

$$K_D [H_2O] = [H^+][OH^-]$$

Молярная концентрации воды:

$$[H_2O] = m(H_2O) \setminus M(H_2O) = 1000/18 = 55,6 \text{ моль/л}$$

$$[H^+][OH^-] = 1,86 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 10^{-14} = K_w$$

**ионное произведение воды**

В чистой воде и в любом водном растворе произведение концентраций  $H^+$  и  $OH^-$  есть величина постоянная, которую называют ионным произведением воды  $K_w$ .

***В чистой воде и в водных растворах:***

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль / л}$$

**Нейтральная среда:**

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

Кислая среда:



Щелочная среда:



$pH = -\lg[H^+]$  – водородный показатель

$pOH = -\lg[OH^-]$  – гидроксильный показатель

Нейтральная среда:

$$pH = pOH = 7$$

Кислая среда:

$$pH < 7;$$

$$pOH > 7;$$

Щелочная среда:

$$pH > 7;$$

$$pOH < 7;$$

*Не зависимо от реакции среды (кислая, щелочная или нейтральная):*

$$*pH + pOH = 14*$$

*Для точного определения величины pH используют приборы - **pH-метры**.*

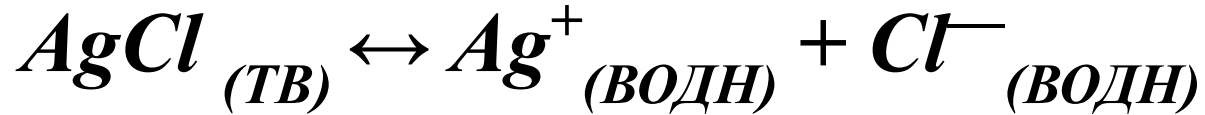
*Простейший способ контроля – применение **индикаторов** – веществ, окраска которых зависит от величины pH.*

# Изменение окраски некоторых индикаторов

<b>Индикатор</b>	<b>Область перехода окраски, <math>pH</math></b>	<b>Изменение окраски</b>
<i>фенолфталеин</i>	8,2 – 10,0	Бесцветная → малиновая
<i>Метиловый оранжевый</i>	3,1 – 4,4	Красная → желтая
<i>Лакмус синий</i>	6,0 – 8,0	Синий → красный



## Произведение растворимости



Если концентрация  $AgCl$  в растворе выше, чем это необходимо для получения насыщенного раствора, то между осадком и ионами устанавливается гетерогенное равновесие.

$K_D = [Ag^{+}] \cdot [Cl^{-}] = ПР_{AgCl}$  - *произведение растворимости*

*Произведение концентрации ионов малорастворимого вещества в его насыщенном растворе при постоянной температуре есть величина постоянная, называемая **произведением растворимости**.*

***ПР зависит от температуры и не зависит от концентрации раствора.***

- *По произведению растворимости можно сравнивать растворимость однокатионных солей, чем больше ПР, тем больше растворимость.*
- *В присутствии избытка одноименных ионов растворимость малорастворимого вещества понижается и осаждение будет более полным.*
- *Малорастворимое вещество выпадает в осадок, если произведение его ионов в растворе больше величины ПР при данной температуре.*

## Реакции в растворах электролитов

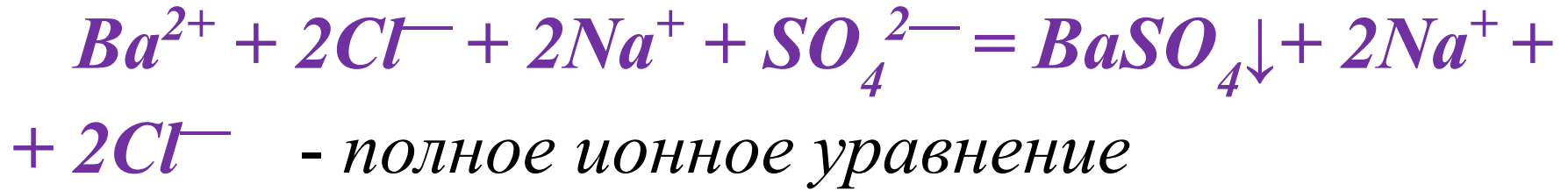
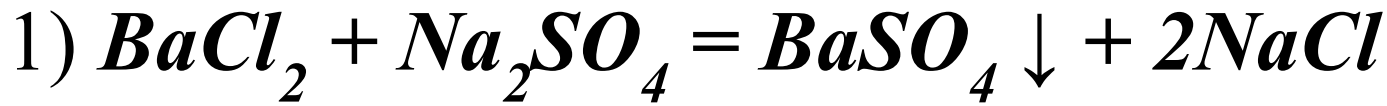
*В растворах электролитов реагируют как ионы, так и недиссоциированные молекулы. Эти реакции могут быть обратимыми и практически необратимыми.*

*Реакции протекают необратимо в случае образования:*

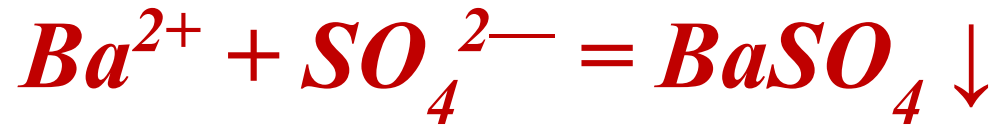
- малорастворимого вещества (осадка);*
- летучего вещества (газа);*
- слабого электролита.*

*Для полного представления о протекающих обменных реакциях в электролитах их записывают в ионно-молекулярном виде.*

*В ионно-молекулярных реакциях все малорастворимые, летучие вещества и слабые электролиты записывают в виде молекул, а **сильные, легко растворимые – в виде ионов.***



Сокращая ионы, которые в результате реакции остались неизменными, получаем сокращенное ионно-молекулярное уравнение:





## Гидролиз солей

*Гидролиз - обменная реакция между водой и солью.*

*При гидролизе всегда **нарушается равновесие диссоциации воды** за счет образования слабых кислот и оснований, кислых или основных солей. За счет этого изменяется реакция среды, **она становится кислой или щелочной**. При записи ионно-молекулярных уравнений **гидролиза сильные электролиты записывают в виде ионов, слабые – как молекулы**.*



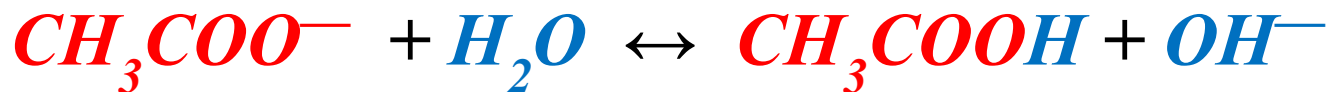
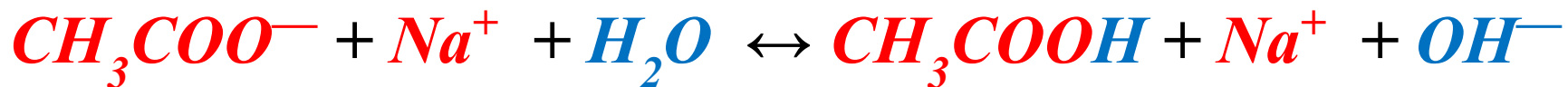
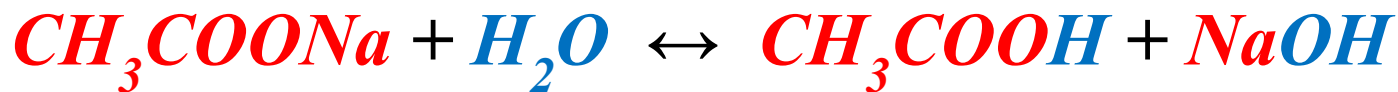
Пример 1: *гидролиз NaCl* (соль образована сильным основанием и сильной кислотой).



Растворение в воде  $NaCl$  не влияет на равновесие диссоциации воды, т.е. *ни один из ионов воды не связывается в мало диссоциирующее соединение,  $pH=7$*  =>

**Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются.**

Пример 2.  $\text{CH}_3\text{COONa}$  – соль, образованная *сильным* основанием и *слабой* кислотой.



В результате гидролиза нарушается равновесие диссоциации воды, в растворе накапливаются  $\text{OH}^-$ , придавая среде щелочную окраску,  $\text{pH} > 7$ .

*Гидролиз - процесс обратимый, к нему применимы законы химического равновесия.*

$$K = \frac{[CH_3COOH] \cdot [NaOH]}{[CH_3COONa] \cdot [H_2O]}$$

При гидролизе концентрация воды изменяется незначительно, ее принимают за постоянную величину, внося в значение константы равновесия. Такая константа называется *константой гидролиза*:

$$K \cdot [H_2O] = K_{\Gamma} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [NaOH]}{[CH_3COONa]} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

*Умножив числитель и знаменатель на равновесную концентрацию ионов водорода, получаем:*

$$K_{\Gamma} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]} = \frac{K_W}{K_{\text{Д}}(CH_3COOH)}$$

$[OH^-][H^+] = K_W = 10^{-14}$  – ионное произведение воды

$$K_D = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]}$$
 – константа диссоциации слабой кислоты

**Чем больше константа гидролиза, тем в большей степени гидролизуется соль, в константе гидролиза проявляется влияние природы соли на гидролиз.**

*Чем слабее кислота и основание, образующие соль, т.е. чем меньше константа ее диссоциации, тем больше константа гидролиза соли.*

*Если соль гидролизуеться ступенчато, то каждой ступени отвечает своя константа, причем  $K_{Г1} \gg K_{Г2} \gg K_{Г3}$ . Гидролиз протекает преимущественно по первой ступени.*

*Гидролизу подвергается не вся соль, а лишь ее часть, т.е. в растворе устанавливается равновесие между солью и образующими ее основанием и кислотой.*

*Доля соль, подвергающаяся гидролизу, называется **степенью гидролиза** (отношение концентрации гидролизованных молекул к исходной концентрации молекул электролита):*

$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{общ}}}$$



## Степень гидролиза зависит:

- *от природы соли (от константы гидролиза);*
- *от температуры (т.к. гидролиз – эндотермичен, с увеличением температуры,  $h$  увеличивается);*
- *от концентрации соли (с разбавлением  $h$  увеличивается).*

$$K_{\Gamma} = \frac{h^2 \cdot C_M}{1-h}$$

*Чаще всего гидролизованная часть соли  
очень мала ( $h \ll 1$ ), поэтому:*

$$K_{\Gamma} = h^2 \cdot C_M$$

*или*

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}}$$

## Типы гидролиза

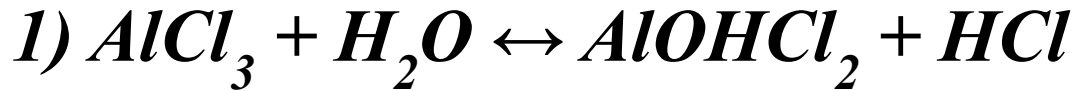
*В зависимости от силы основания и кислоты, образующих соль, различают 3 типа гидролиза солей:*

- соль образована сильным основанием и слабой кислотой;*
- соль образована слабым основанием и сильной кислотой;*
- соль образована слабым основанием и слабой кислотой;*

*Если соль образована слабым многокислотным основанием или слабой многоосновной кислотой, то гидролиз протекает ступенчато.*

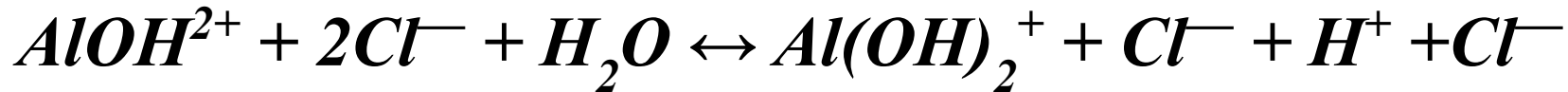
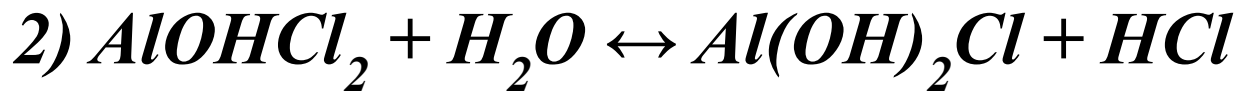
## Гидролиз соли, образованной

### слабым основанием и сильной кислотой



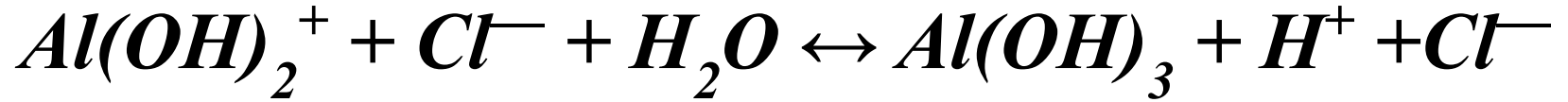
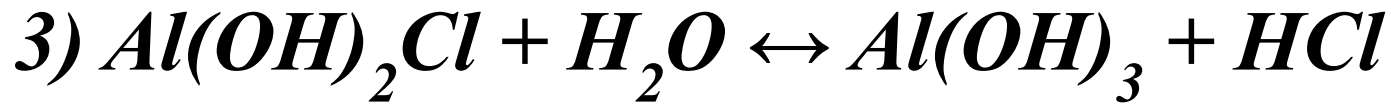
В растворе накапливаются  $\text{H}^+$ , *реакция среды кислая.*

С молекулами воды вступает в обменное взаимодействие катион  $\text{Al}^{3+}$  - *гидролиз протекает по катиону.*



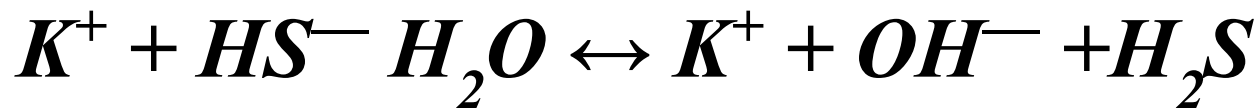
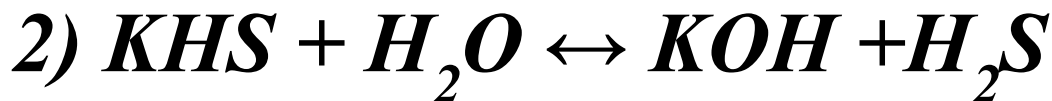
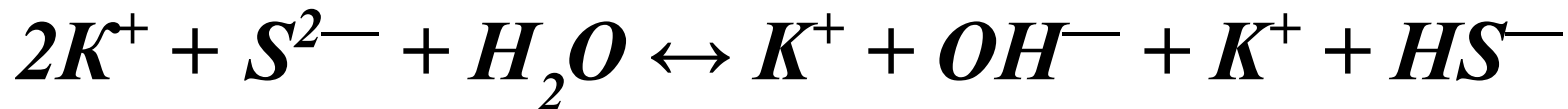
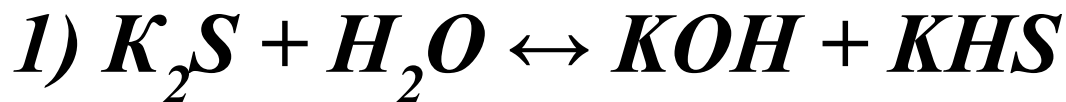
В процессе гидролиза накапливаются  $\text{H}^+$  и если их не связывать, то ускоряется обратный процесс (нейтрализация) и *гидролиз не доходит до конца из-за наступления химического равновесия.*

Добиться протекания 3 ступени гидролиза можно, в соответствии с принципом Ле Шателье, *разбавлением или нагреванием раствора.*



## Гидролиз соли, образованной

### слабым основанием и сильной кислотой



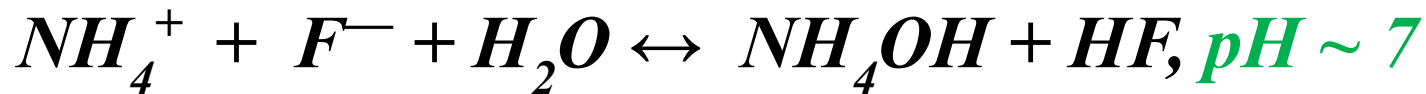
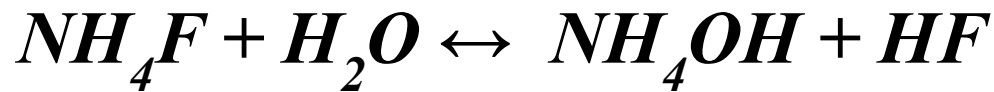
*Гидролиз протекает по аниону.*



## Гидролиз соли, образованной

## слабым основанием и слабой кислотой

*В результате гидролиза образуются 2 слабых электролита, гидролиз протекает в наибольшей степени и по катиону и по аниону. Приблизительно можно считать, что среда остается нейтральной (pH ~ 7).*



## Полный гидролиз

Кроме разбавления и нагревания усилить гидролиз можно, *если в раствор гидролизующейся соли ввести реактив, связывающий образующиеся  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$* , то в соответствии с *принципом Ле Шателье равновесие сместится в сторону усиления гидролиза и гидролиз может протекать полностью.*

Гидролиз  $AlCl_3$  в обычных условиях не может протекать до конца. *Если связать образующееся  $H^+$  в малорастворимое соединение, то можно получить полный гидролиз хлорида алюминия:*

