

# ХИМИЯ

Хижняк Светлана Дмитриевна

доцент кафедры физической химии, кхн

# **Сильные и слабые электролиты**

**Константа и степень диссоциации**

Электролитами называют вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Переносчиками тока в растворах электролитов являются ионы, которые образуются в результате диссоциации растворенного вещества.

***Электролитической диссоциацией называют распад ионных или полярных соединений на ионы под действием полярных молекул растворителя.***

По способности к диссоциации все вещества делятся на две группы:

**1. сильные электролиты**, которые в растворе диссоциированы полностью



**2. слабые электролиты** - диссоциирующие частично .

В растворах **слабых электролитов** устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами:



Это равновесие количественно характеризуется константой равновесия, которая применительно к процессу диссоциации называется константой диссоциации:

$$K_{\text{дисс.}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Константа диссоциации электролита **не зависит** от **концентрации раствора**, но **зависит** от его **температуры**, а также от природы растворенного вещества и растворителя.

Чем меньше значение константы, тем слабее электролит.

Принципиальное отличие двух типов электролитов заключается в **необратимости** диссоциации **сильных** электролитов и **обратимости** диссоциации **слабых** электролитов.

Количественной характеристикой способности электролита распадаться на ионы является степень диссоциации –  $\alpha$ .

Степенью диссоциации электролита называется отношение числа молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе.

Степень диссоциации электролита в 0,1 н. растворе принимают в качестве критерия для отнесения электролита к группе сильных или слабых электролитов:

для сильных электролитов  $\alpha > 0,3$ ,

для слабых электролитов  $\alpha \leq 0,3$ .



Применительно к водным растворам  
**сильными электролитами являются:**

**сильные кислоты:**

$\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ;

**сильные основания:**

гидроксиды щелочных и

щелочноземельных металлов:

$\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;

**большинство растворимых солей:**

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

**К слабым электролитам относятся:**

**слабые кислоты:**

-  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,

и большинство органических веществ;

**слабые основания и гидроксиды**

**амфотерных металлов:**

$\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , а также органические  
основания – амины ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ )

- очень слабым электролитом является  
вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ),  $\alpha = 2 \cdot 10^{-9}$ .

В случае электролита КА, диссоциирующего на ионы  $K^+$  и  $A^-$ , константа и степень диссоциации связаны соотношением (закон разбавления Оствальда):

$$K_{\text{дис.}} = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{1 - \alpha},$$

$C_M$  - молярная концентрация электролита, моль/л.

Если степень диссоциации значительно меньше единицы, то при приближенных вычислениях можно принять, что

$$1 - \alpha \approx 1.$$

Тогда выражение закона разбавления упрощается:

$$K_{\text{дисс}} = \alpha^2 C_M$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дисс}}}{C_M}}$$

При разбавлении раствора, т.е. при уменьшении концентрации электролита ( $C_M$ ) степень диссоциации электролита возрастает.

# **Диссоциация кислот, оснований и солей**

С позиций теории электролитической диссоциации к **кислотам** относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием **ионов водорода**, а к **основаниям** - вещества, которые при диссоциации дают **гидроксид-ионы**.

Наличие в молекулах кислот ионов водорода определяет важнейшие общие свойства этого класса соединений:

1. Способность взаимодействовать с основаниями с образованием **солей**.

2. Способность выделять водород при взаимодействии с активными металлами (Zn, Fe, Mg, Al и др.).
3. Изменение окраски индикаторов.
4. Кислый вкус.

Сильные кислоты полностью диссоциированы на ионы:



.

Слабые кислоты диссоциируют частично:



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

Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:





Наличие в молекулах **оснований гидроксид-ионов** обуславливают следующие общие свойства этих соединений:

1. способность взаимодействовать с кислотами с образованием солей;
2. водные растворы оснований изменяют окраску индикаторов;
3. растворы оснований имеют горький вкус и скользкие на ощупь.

Щелочи диссоциируют в водных растворах полностью:

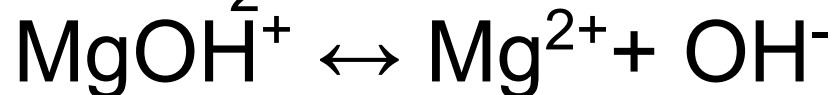


Слабые основания диссоциируют частично:



$$K_{\text{дисс.}} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Слабые основания диссоциируют ступенчато:



Соли диссоциируют с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка:



***Реакции обмена  
в растворах электролитов***

Уравнения реакций обмена обычно записывают в **молекулярной** и **ионно-молекулярной** формах.

Молекулярная форма уравнения показывает, какие вещества **можно выделить из раствора** и рассчитать их количества.

Ионно-молекулярная форма уравнения позволяет определить возможность превращения и его причины, которые сводятся к образованию **малорастворимого** либо **малодиссоциированного** соединения.

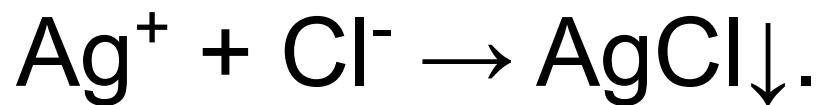
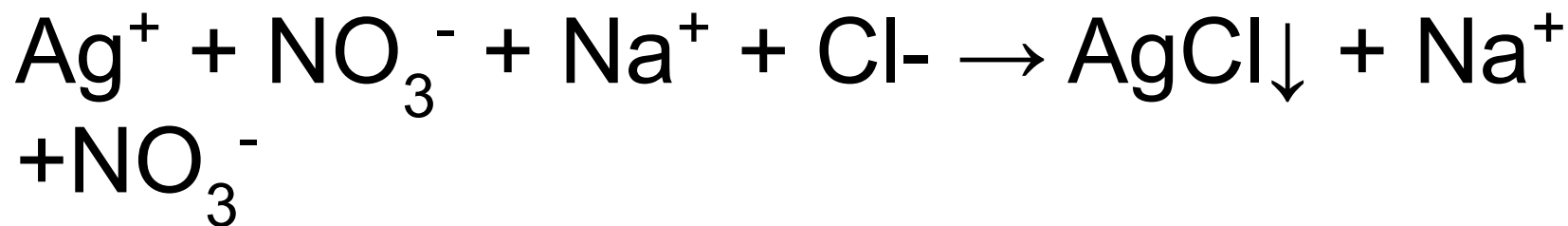
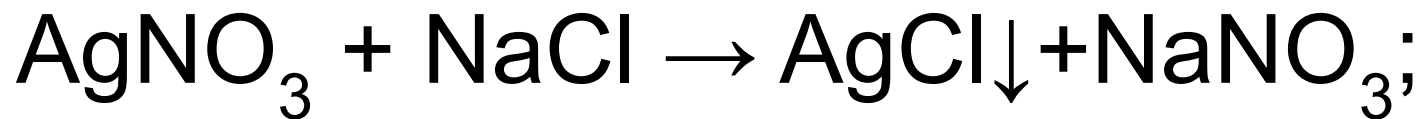
Такие уравнения позволяют предсказать принципиальную обратимость или необратимость взаимодействия.

**В виде ионов записывают формулы**

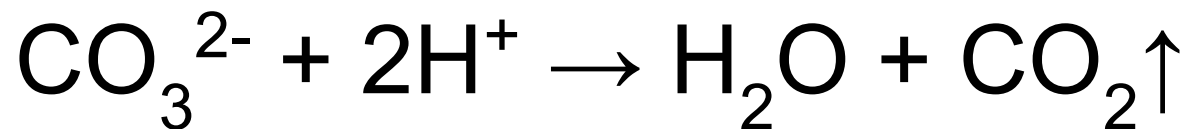
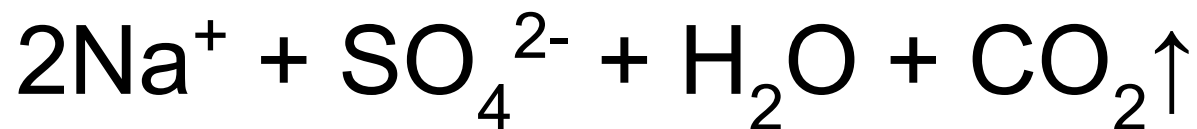
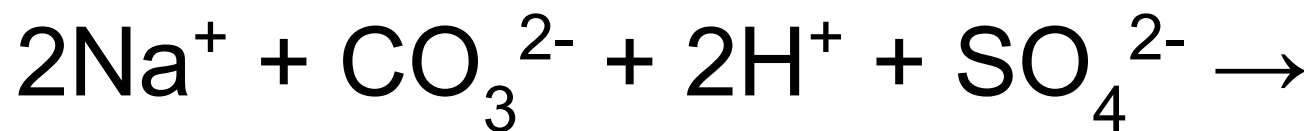
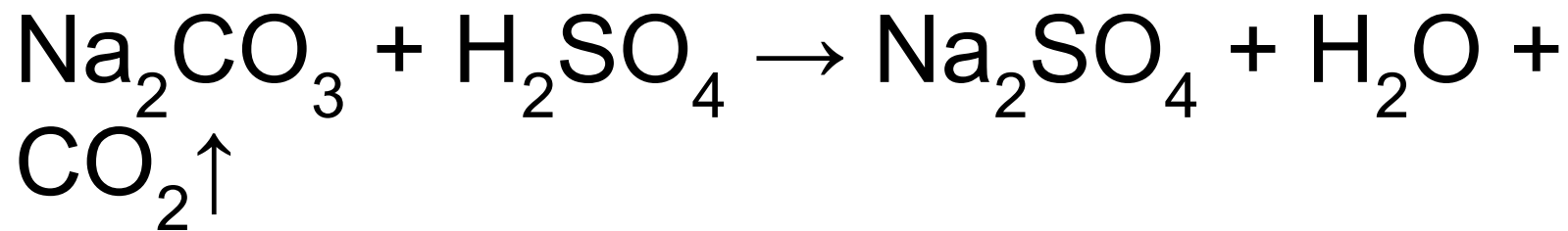
**сильных электролитов.**

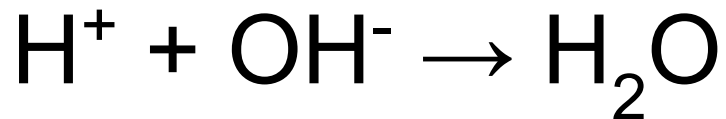
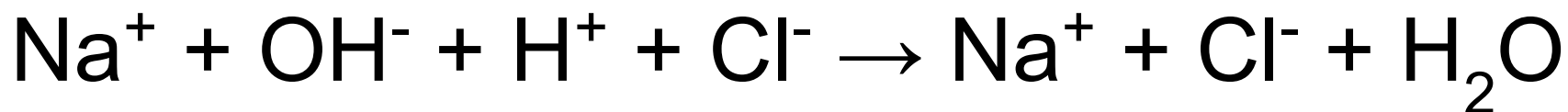
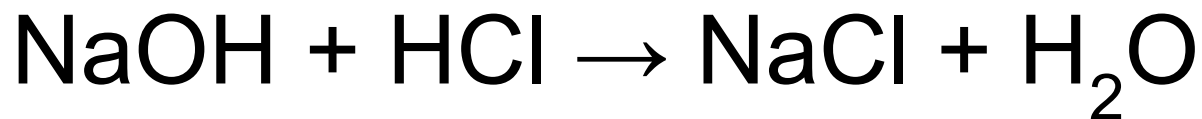
**В виде молекул записывают  
формулы**

**воды,  
слабых электролитов,  
малорастворимых солей ( $\downarrow$ ),  
газообразных веществ ,  
оксидов металлов и неметаллов.**









# **Смещение равновесий в растворах слабых электролитов**

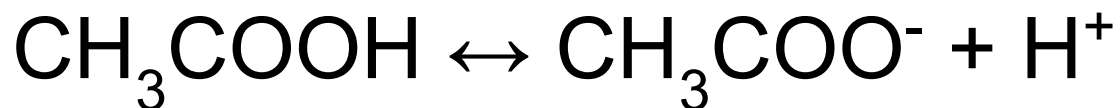
В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и образовавшимися в результате диссоциации ионами.

Это динамическое равновесие можно сместить одним из следующих способов:

1) разбавление раствора способствует диссоциации, равновесие смещается в сторону образования дополнительного количества ионов;

2) увеличение концентрации одноименных ионов будет подавлять диссоциацию, равновесие сместится в сторону образования недиссоциированных молекул.

Например: при внесении в раствор уксусной кислоты ацетата натрия диссоциация кислоты уменьшается:

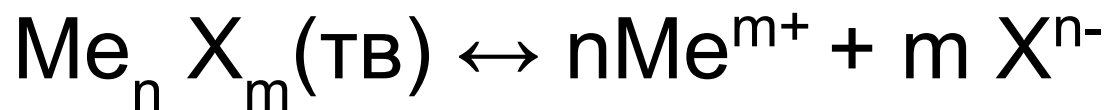


$$K_{\text{дисс.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Величина  $K_{\text{дисс}}$  при данной температуре - **постоянная**, поэтому увеличение концентрации ацетат-ионов  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  должно привести к уменьшению концентрации водородных ионов  $[\text{H}^+]$  и увеличению концентрации недиссоциированных молекул кислоты  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ , т.е. часть ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  должна соединяться в молекулы  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**Произведение растворимости**

В системе, состоящей из осадка малорастворимого электролита и насыщенного раствора над ним, устанавливается динамическое равновесие:

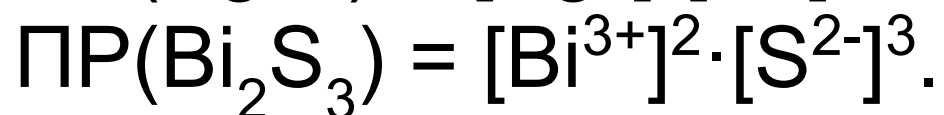


Константа равновесия для данного случая имеет вид

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{Me}^{m+}]^n \cdot [\text{X}^{n-}]^m}{[\text{Me}_n \text{X}_m]}$$



Произведение концентраций  $[Me^{m+}]^n \cdot [X^{n-}]^m$  представляет собой постоянную величину, называемую произведением растворимости (ПР). Например:



Таким образом, в насыщенном растворе труднорастворимого электролита произведение концентраций его ионов есть величина постоянная при данной температуре.

Если произведение концентраций ионов такого электролита в растворе превышает величину его  $ПР$ , то образуется осадок.

Если произведение концентраций ионов труднорастворимого электролита в растворе меньше его  $ПР$ , то осадок не образуется.

В случае, когда осадок был получен ранее, а концентрации составляющих его ионов в растворе каким-либо образом уменьшили и значение  $ПР$  не достигается- происходит растворение осадка.

ПР характеризует растворимость вещества: чем больше ПР, тем больше растворимость.

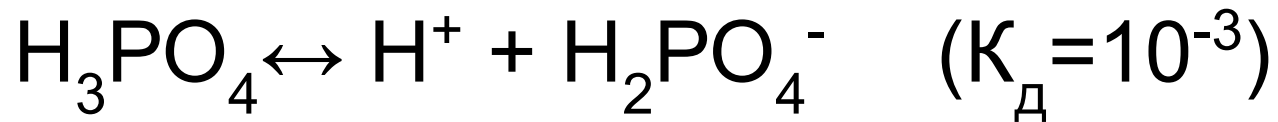
Соединение	ПР
AgCl	$1.78 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$5.3 \cdot 10^{-13}$
AgI	$8.3 \cdot 10^{-17}$
AgCN	$1.4 \cdot 10^{-16}$
BaCO <sub>3</sub>	$5.1 \cdot 10^{-9}$
BaSO <sub>4</sub>	$1.1 \cdot 10^{-10}$
PbSO <sub>4</sub>	$1.6 \cdot 10^{-27}$
CuS	$6.3 \cdot 10^{-36}$
AlPO <sub>4</sub>	$5.75 \cdot 10^{-19}$

$\text{H}_3\text{PO}_4$  – ортофосфорная кислота, обычно называют просто фосфорной кислотой.

Это твердое бесцветное кристаллическое вещество, плавится при  $42^\circ\text{C}$ , нелетучая, хорошо растворимая в воде.

Это трехосновная кислота, т.е. она диссоциирует по трем ступеням и образует три ряда солей.

Является слабым электролитом.



$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  - дигидрофосфат-ион,

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  - дигидрофосфат натрия,

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  - дигидрофосфат кальция



$\text{HPO}_4^{2-}$  - гидрофосфат-ион,

$\text{K}_2\text{HPO}_4$  – гидрофосфат калия,

$\text{MgHPO}_4$  -гидрофосфат магния



$\text{PO}_4^{3-}$  - фосфат-ион,

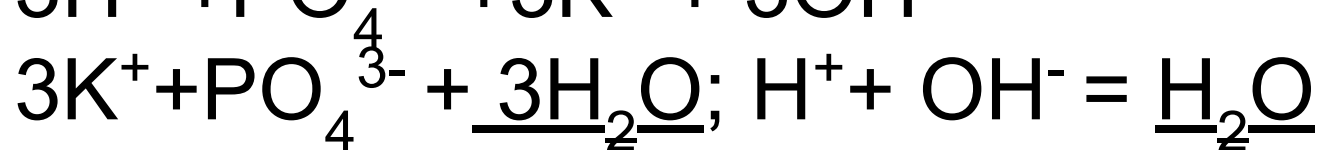
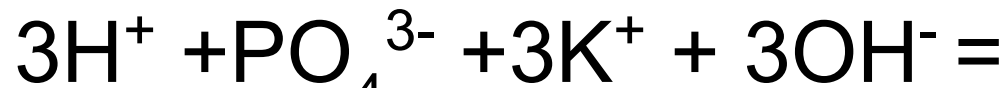
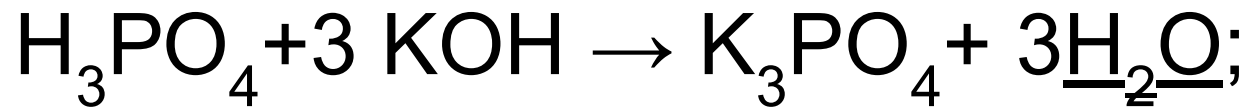
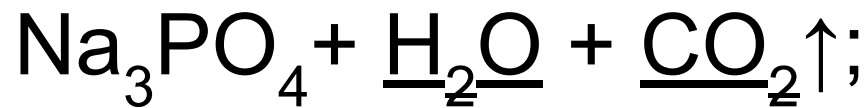
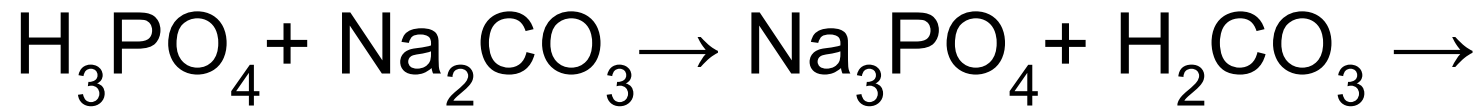
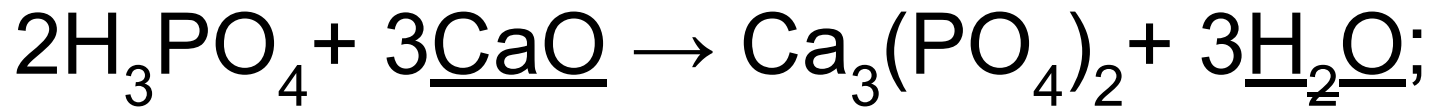
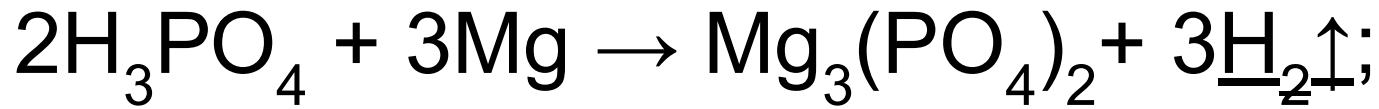
$\text{Li}_3\text{PO}_4$  - фосфат лития,

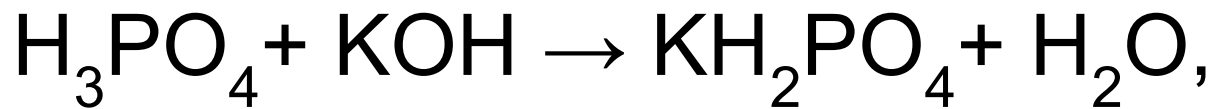
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – фосфат кальция.

Фосфорная кислота проявляет свойства  
типичные для всех кислот, т.е.

изменяет окраску индикатора,  
взаимодействует с основаниями и  
основными оксидами, с солями и  
металлами.





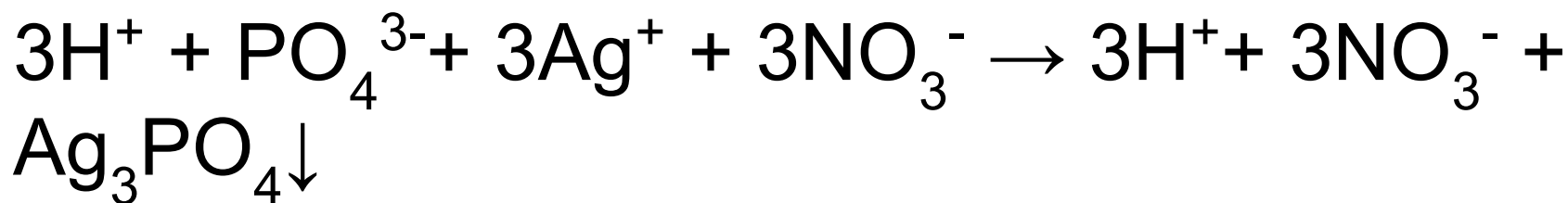
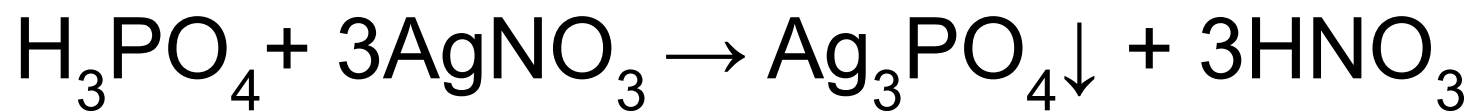


Во всех этих реакциях при избытке кислоты образуются кислые соли.

Следует отметить, что растворимость гидрофосфатов всегда больше, чем фосфатов.

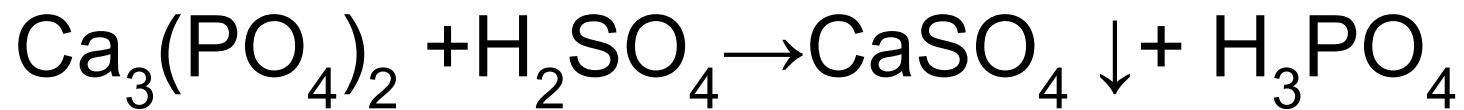
Например:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  – нерастворимы, а  $\text{MgHPO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  – растворимы в воде.

Специфической реакцией иона  $\text{PO}_4^{3-}$  (т.е. кислоты и всех ее солей) является реакция с солями серебра. Ее можно использовать как качественную для определения фосфат-иона.



## Получение:

обычно из природных фосфатов, обрабатывают их серной кислотой, отфильтровывают и выпаривают.



## Применение:

1) Для производства удобрений:

фосфат калия ( $K_3PO_4$ ),

аммофос ( $(NH_4)_3PO_4$ ),

аммофоска ( $K_3PO_4 + (NH_4)_3PO_4$ ),

нитрофоска ( $K_3PO_4 + KNO_3$ ),

суперфосфат ( $Ca(H_2PO_4)_2 + CaSO_4$ ),

двойной суперфосфат ( $Ca(H_2PO_4)_2$ ).