

# Фосфор и его соединения



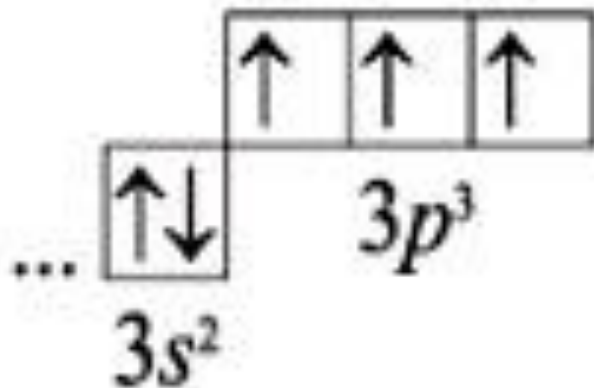
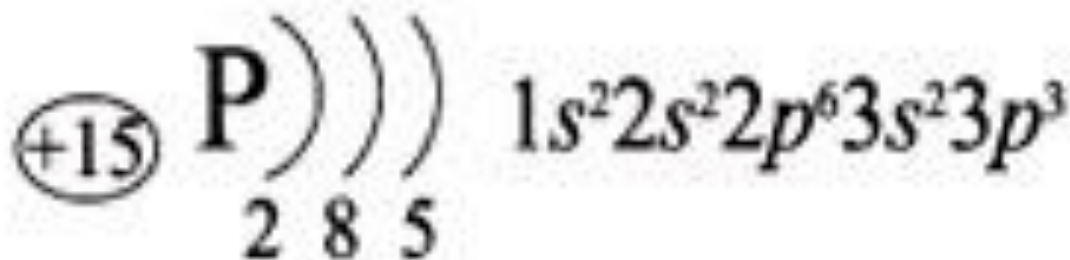
# Открытие фосфора

В 1669 Хеннинг Бранд при нагревании смеси белого песка и выпаренной мочи получил светящееся в темноте вещество, названное сначала «холодным огнём».

Вторичное название «фосфор» происходит от греческих слов «фос» — свет и «феро» — несу.



Составьте электронные формулы атома фосфора.  
Определите возможные степени окисления  
химического элемента.



# Возможные степени окисления фосфора

Степень окисления	Примеры веществ
<b>-3</b>	
<b>0</b>	
<b>+3</b>	
<b>+5</b>	

# Нахождение в природе

- По распространенности он занимает тринадцатое место среди других элементов.
- В природе фосфор встречается только в виде соединений. Основными минералами фосфора являются фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  и апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ .
- В теле человека на долю фосфора приходится примерно 1,16% (1,5кг). Из них 0,75% (1,4кг) уходит на **костную ткань**, около 0,25% (130г) - на мышечную и примерно 0,15% (13г) - на нервную ткань. Кроме того, фосфор входит в состав зубов.



# Физические свойства фосфора

## АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ ФОСФОРА:

1. Белый фосфор  $P_4$  (табл. 18 с.104)

-молекулярная решетка **яд !!!**

2. Красный фосфор  $P_n$  (табл. 18 с.104)- атомная решетка. Не ядовит!

3. Черный фосфор  $P$  – атомная решетка.

Рис. 28 с.102



# Аллотропные модификации фосфора



БЕЛЫЙ  
ФОСФОР



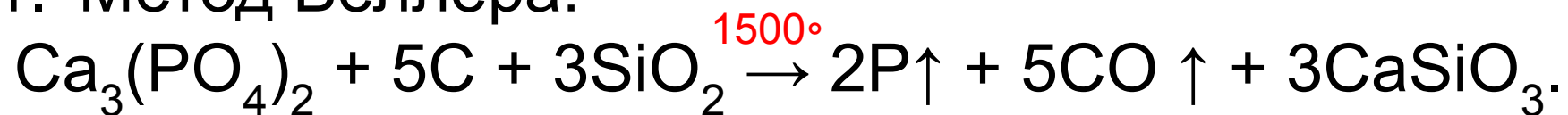
КРАСНЫЙ  
ФОСФОР



ЧЕРНЫЙ  
ФОСФОР

# Получение фосфора

1. Метод Веллера:



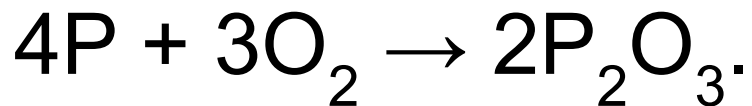
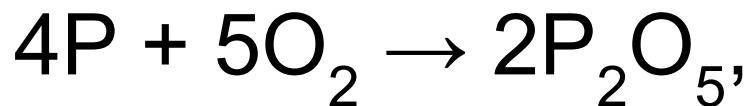
Пары  
белого  
фосфора



# Химические свойства фосфора

Химическая активность фосфора значительно выше, чем у азота. Химические свойства фосфора во многом определяются его аллотропной модификацией. Белый фосфор очень активен, в процессе перехода к красному и чёрному фосфору химическая активность резко снижается.

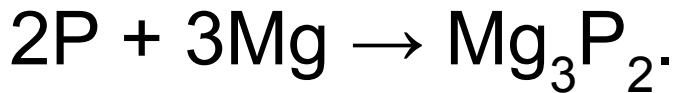
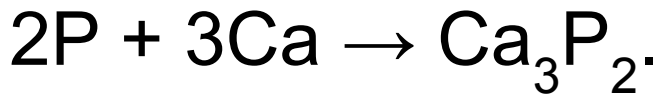
1) Фосфор легко окисляется кислородом:



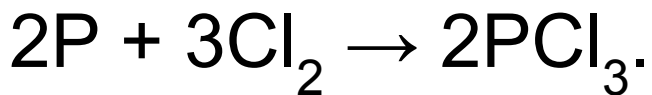
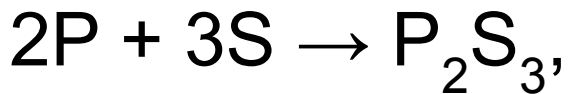
# Химические свойства фосфора

Взаимодействует со многими простыми веществами — галогенами, серой, некоторыми металлами, проявляя окислительные и восстановительные свойства:

2) с металлами — окислитель, образует фосфиды:



3) с неметаллами — восстановитель:



# Химические свойства фосфора

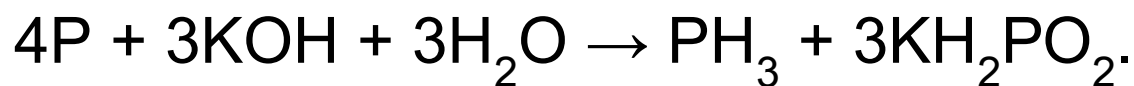
4) Взаимодействует с водой, при этом

диспропорционирует (**700-800°C, кат.Pt? Cu**):



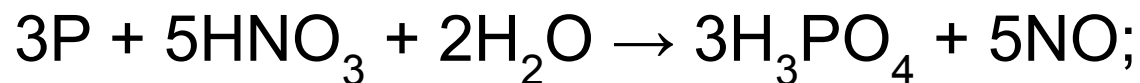
5) Взаимодействие со щелочами

В растворах щелочей диспропорционирование происходит в большей степени:



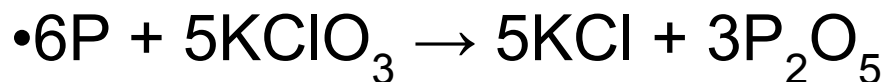
6) Сильные окислители превращают фосфор в

фосфорную кислоту:



7) Реакция окисления также происходит при поджигании спичек, в качестве окислителя выступает бертолетова

соль:



**ПРИМЕНЕНИЕ!!!**

# Соединения фосфора

1. Фосфиды- соединения фосфора с металлами (  $Ca_3P_2$  )
2. Фосфин -соединение с водородом(  $PH_3$  ).  
Ядовитый бесцветный газ с запахом чеснока. Образуется при разложении органических соединений. Окисление кислородом-«блуждающие огни»

## 3. Оксиды



Триоксид дифосфора,  
Оксид фосфора (III)-  
Белое кристаллическое  
вещество, реагирует с водой



Фосфористая (фосфоновая) кислота  
Соли-фосфиты



Пентаоксид дифосфора,  
Оксид фосфора (V)-  
Белое кристаллическое  
вещество, реагирует с водой



Фосфорная (ортофосфорная)  
кислота

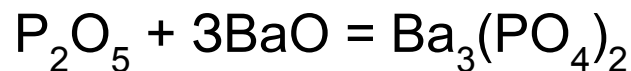
# P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>- КИСЛОТНЫЙ ОКСИД

Взаимодействует:

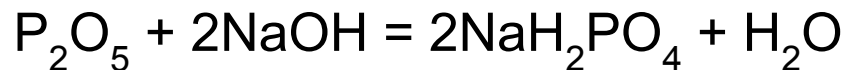
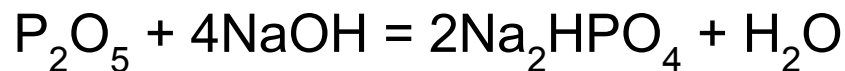
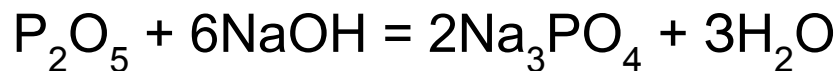
1) с водой, образуя при этом различные кислоты



2) с основными и амфотерными оксидами, образуя фосфаты

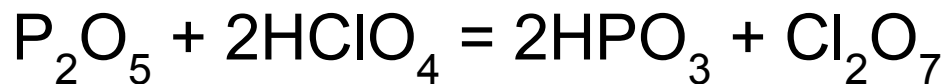
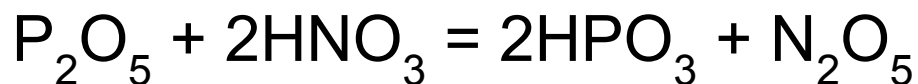


в) со щелочами, образуя средние и кислые соли



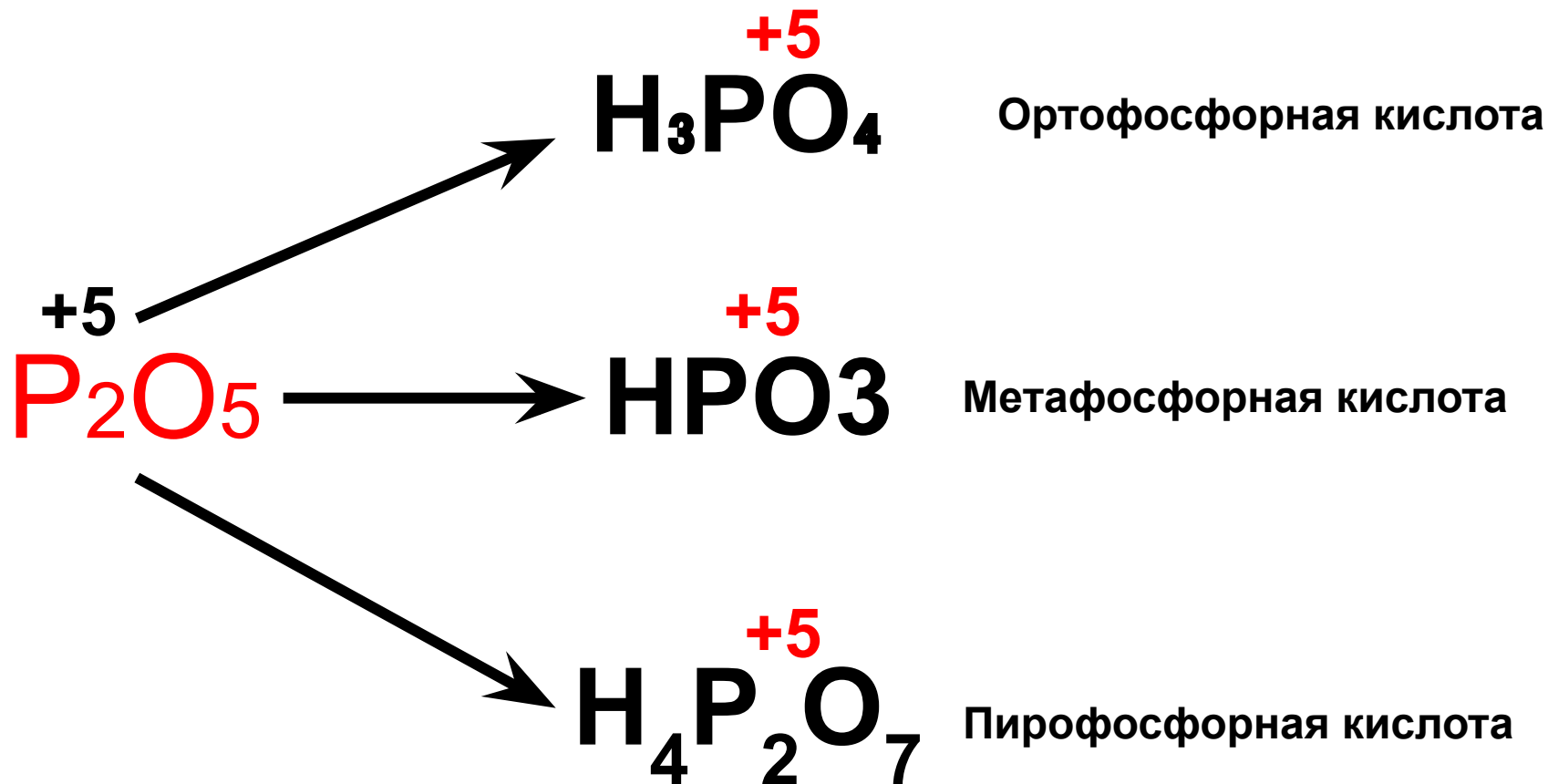
# P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>- водоотнимающий реагент

Фосфорный ангидрид отнимает у других веществ не только гигроскопическую влагу, но и химически связанную воду. Он способен даже дегидратировать оксокислоты:



Это используется для получения ангидридов кислот.

# $P_2O_5$ - КИСЛОТНЫЙ ОКСИД





# Физические свойства ортофосфорной кислоты

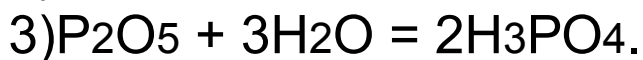
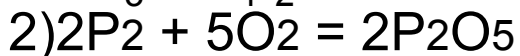
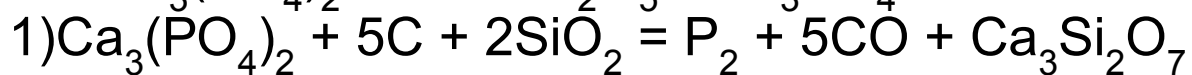
При обычной температуре безводная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  представляет собой прозрачное кристаллическое вещество, очень гигроскопичное и легкоплавкое (t. пл.  $42^\circ\text{C}$ ).

Смешивается с водой в любых соотношениях.

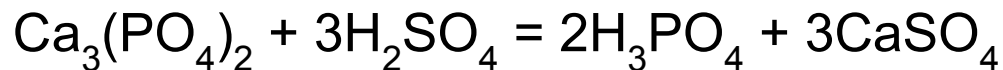


# Получение ортофосфорной кислоты

Исходным сырьем для промышленного получения  $\text{H}_3\text{PO}_4$  служит природный фосфат  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ :

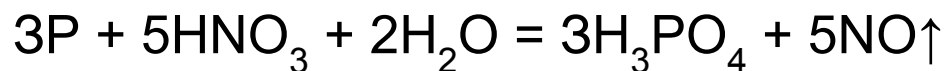


II. Обменное разложение фосфорита серной кислотой



Получаемая по этому способу кислота загрязнена сульфатом кальция.

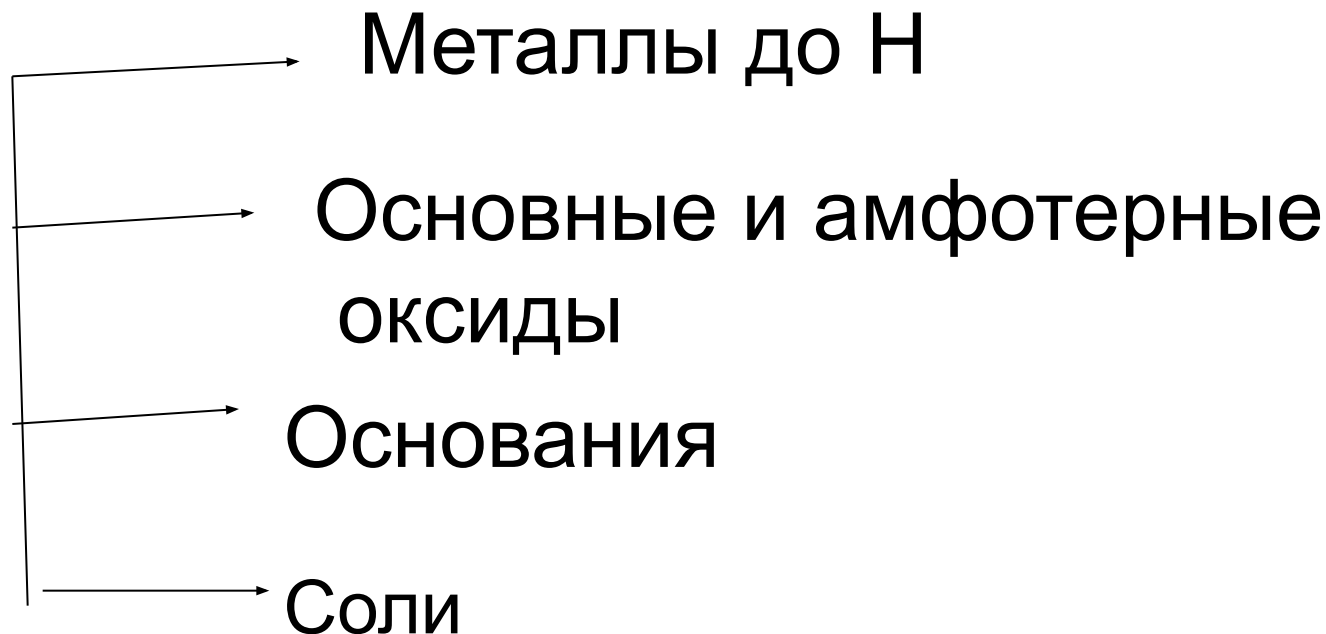
III. Окисление фосфора азотной кислотой (лабораторный способ):



# Химические свойства ортофосфорной кислоты

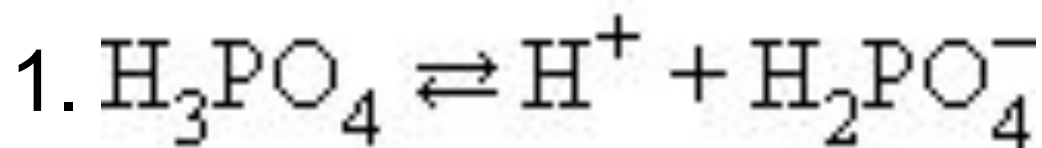
•  $\text{H}_3\text{PO}_4$

Изменяет  
окраску  
Индикатора???

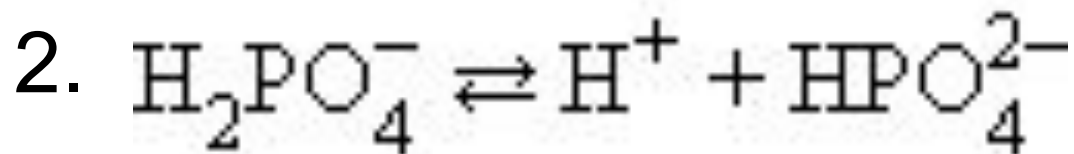


# Ортофосфорная кислота и её свойства

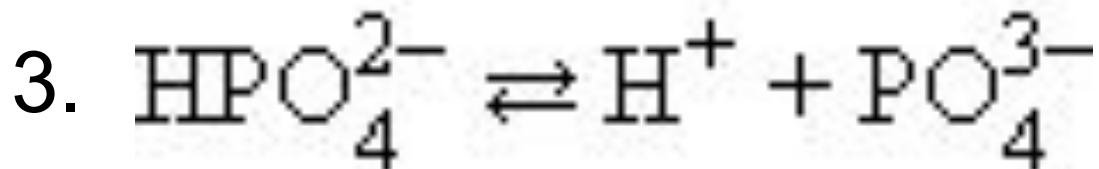
Диссоциация ортофосфорной кислоты



дигидрофосфат -ион



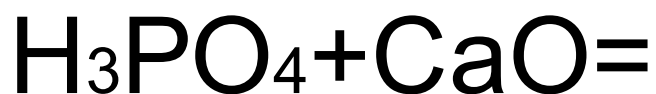
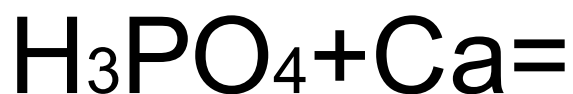
гидрофосфат -ион



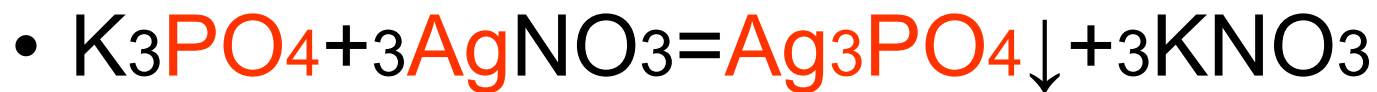
фосфат -ион

# Ортофосфорная кислота и её свойства

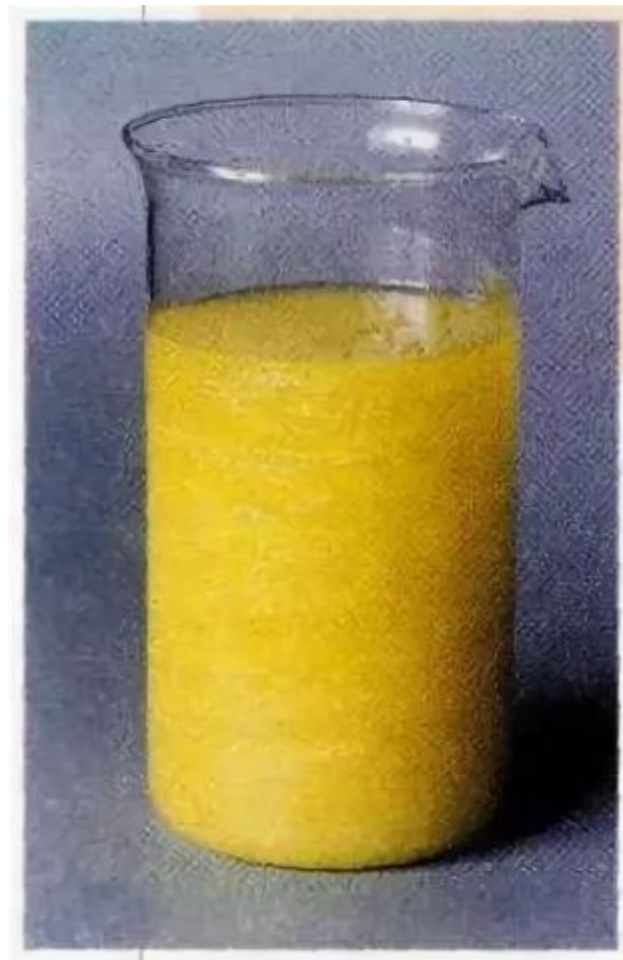
Допишите уравнения реакций



# Качественная реакция на фосфат - ионы



при этом выпадает  
**жёлтый осадок**  
нитрата серебра



# Соли ортофосфорной кислоты

$\text{H}_3\text{PO}_4$  как 3-основная кислота образует 3 типа солей, которые имеют большое практическое значение.

Название	Анион соли	Растворимость в воде	Примеры солей
Фосфаты	$\text{PO}_4^{3-}$	большинство нерастворимо (кроме фосфатов щелочных Me и аммония)	$\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Гидрофосфаты	$\text{HPO}_4^{2-}$	растворимы	$\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ; $\text{CaHPO}_4$
Дигидрофосфаты	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	очень хорошо растворимы	$\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$





Фосфорная  
кислота



Производство  
спичек



Моющие  
средства

Ядохимикаты



Пищевые  
добавки



Медицина



Удобрения



Взрывчатые  
вещества

