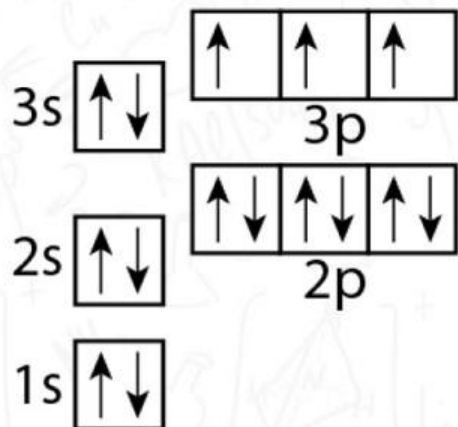


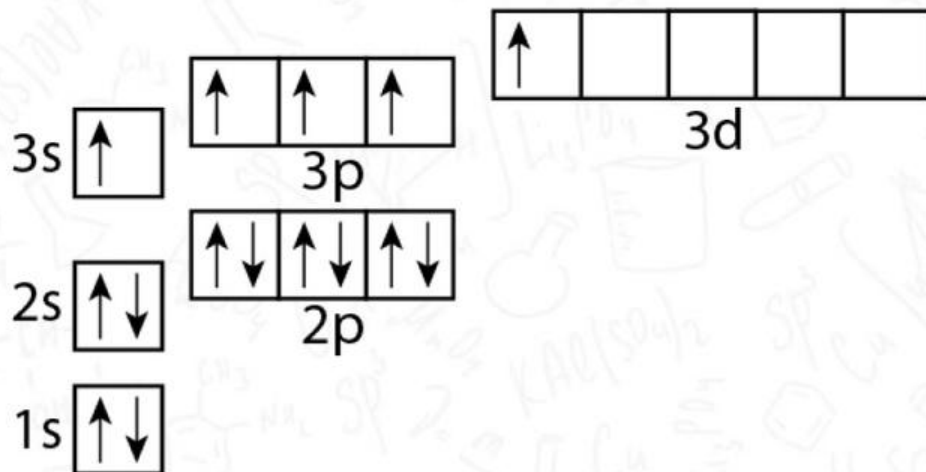
# Фосфор. Соединения фосфора.

## Общая характеристика фосфора

Электронная конфигурация атома Р в основном состоянии:



Электронная конфигурация атома Р в возбужденном состоянии:



Основные степени окисления фосфора и примеры основных соединений

-3	+1	+3	+5
$\text{PH}_3$ фосфин $\text{Ca}_3\text{P}_2, \text{Na}_3\text{P}$ фосфиды	$\text{H}_3\text{PO}_2$ фосфорноватистая кислота <b>(одноосновная)</b> $\text{KH}_2\text{PO}_2$ гипофосфит калия <b>(средняя соль)</b>	$\text{P}_2\text{O}_3$ оксид фосфора(III) $\text{H}_3\text{PO}_3$ фосфористая кислота <b>(двухосновная)</b> $\text{K}_2\text{HPO}_3$ фосфит калия <b>(средняя соль)</b>	$\text{P}_2\text{O}_5$ оксид фосфора(V) $\text{H}_3\text{PO}_4$ (орто)фосфорная кислота <b>(трехосновная)</b> $\text{K}_3\text{PO}_4$ (орто)фосфат калия

# Свойства простого вещества – фосфора

## Основные аллотропные модификации фосфора:

*белый фосфор*



*красный фосфор*



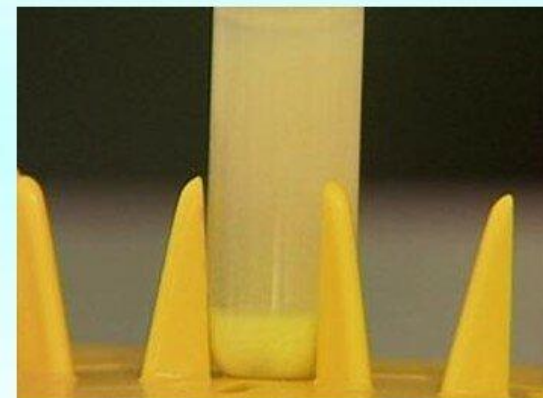
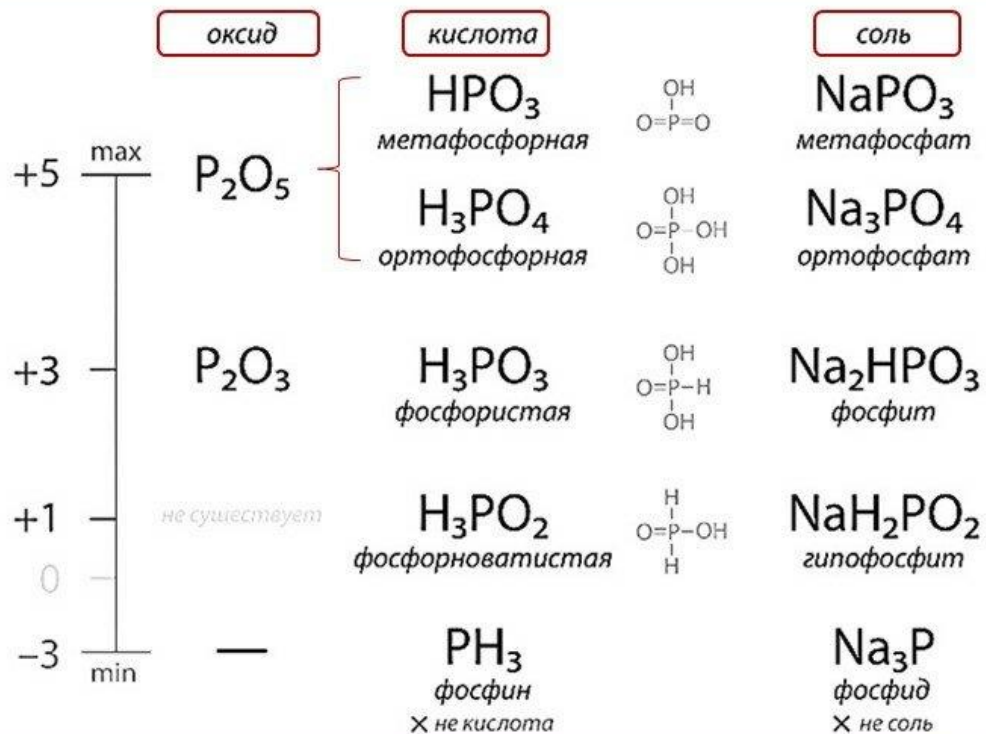
Самая активная форма – белый фосфор, имеет молекулярное строение и образован молекулами  $P_4$ , имеющими тетраэдрическое строение:

Красный фосфор – менее активная форма, чем белый, поскольку имеет полимерное строение. Образуется из белого при его хранении, либо нагревании.



Тем не менее, химические свойства обеих форм схожи, и разница в химическом поведении заключается лишь в том, что в случае красного фосфора реакции протекают не так быстро и желательно проводить их при нагревании.

# Соединения фосфора



Фосфат серебра  $Ag_3PO_4 \downarrow$   
жёлтый осадок растворяется  
в сильных кислотах

# Отношение фосфора к простым веществам

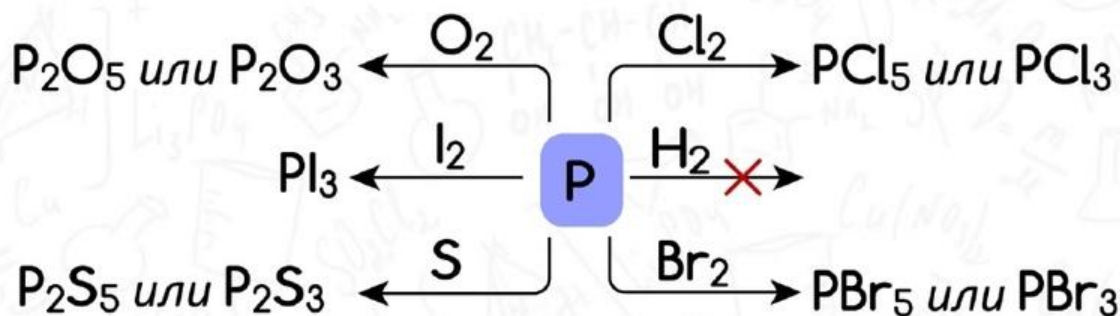
## к металлам

Из металлов фосфор реагирует только с наиболее активными – ЩМ и ЩЗМ.

При этом образуются фосфиды, содержащие фосфор в низшей степени окисления (-3):



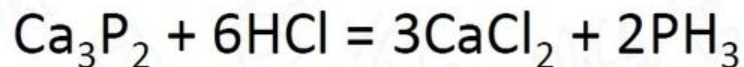
## к неметаллам



Как можно заметить, фосфор с H<sub>2</sub> непосредственно не взаимодействует.

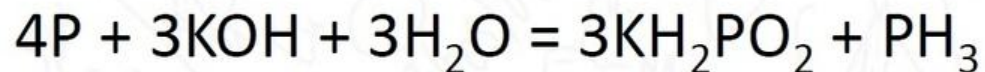
Тем не менее, бинарное соединение PH<sub>3</sub> (фосфин) существует.

Получить его можно гидролизом фосфидов активных металлов водой или р-рами кислот:



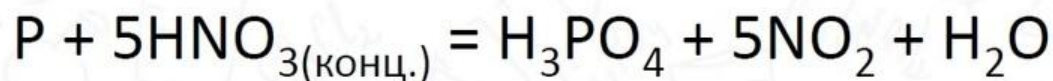
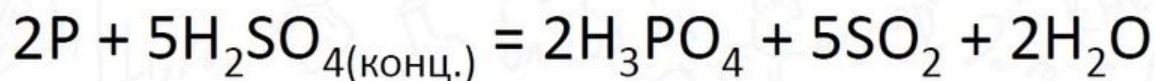
## **Отношение фосфора к сложным веществам** *гидроксидам металлов*

Из гидроксидов металлов **P** реагирует только со щелочами при нагревании:



*с кислотами*

Из кислот фосфор реагирует только с кислотами-окислителями. Уметь записывать нужно следующие уравнения реакций.



## Фосфин

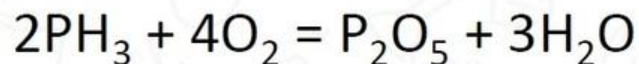
Фосфин  $\text{PH}_3$  – бесцветный газ с чесночным запахом, крайне токсичен.

Несмотря на родство с аммиаком, практически не проявляет основных свойств.

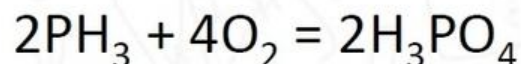
В частности, с водой он не реагирует вообще, а из кислот реагирует только с самыми сильными и только в определенных условиях (в общем, считаем, что не реагирует).

Тем не менее, в специфических условиях соли фосфония могут быть получены для наиболее сильных кислот. Например, существует такая соль, как йодид фосфония  $\text{PH}_4\text{I}$ .

$\text{PH}_3$  может самовозгораться на воздухе. Уравнение реакции фосфина с кислородом может быть записано так:

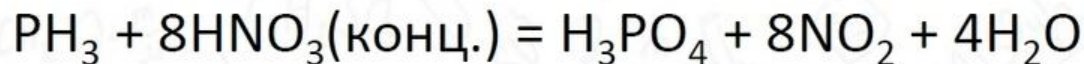


или так:



Также фосфин легко окисляется действием характерных окислителей в растворе.

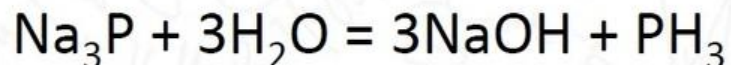
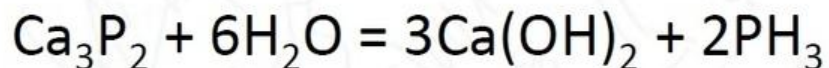
Продуктом окисления является фосфорная кислота либо ее соли.



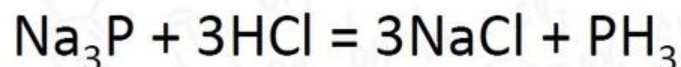
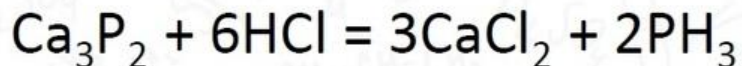
Получают фосфин либо гидролизом фосфидов, либо взаимодействием белого фосфора с растворами щелочей. Напрямую  $\text{P}$  и  $\text{H}_2$  не взаимодействуют.

## Гидролиз бинарных соединений фосфора

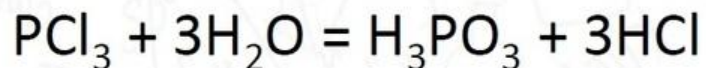
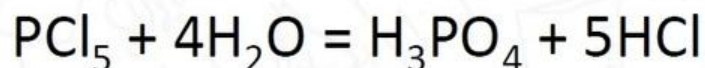
1) Фосфиды активных металлов гидролизуются действием воды, образуя фосфин и гидроксид металла.



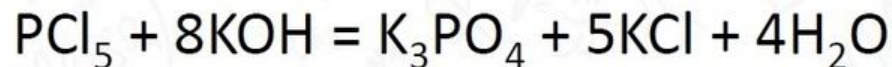
при действии водных растворов кислот образуются фосфин и соль:



2) Галогениды фосфора гидролизуются водой с образованием двух кислот:



при гидролизе галогенидов фосфора растворами щелочей вместо кислот образуются соответствующие соли:

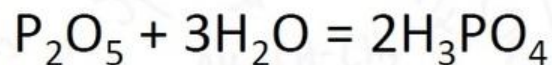
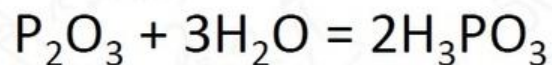




## Оксиды и кислоты фосфора

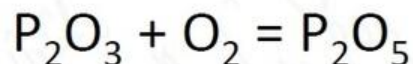
Фосфор способен образовывать несколько оксидов, однако знать нужно о двух наиболее важных –  $P_2O_3$  и  $P_2O_5$ .

Оба оксида представляют собой белые кристаллические вещества, реагирующие с водой:



$P_2O_3$  и  $H_3PO_3$  проявляют выраженные восстановительные свойства и легко окисляются действием сильных окислителей до степени окисления фосфора +5.

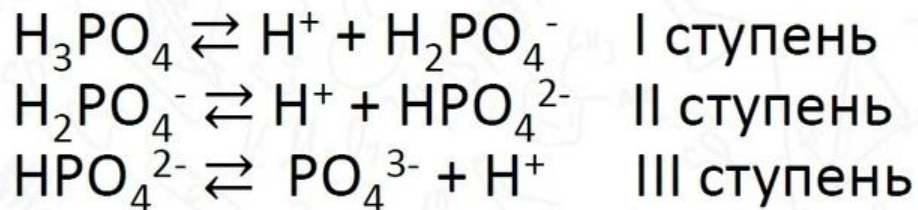
Например:



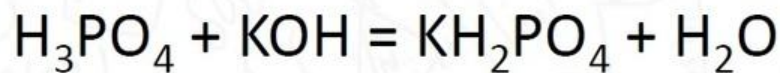
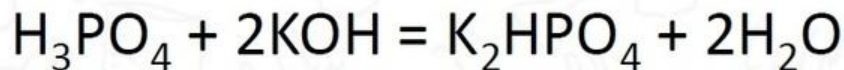
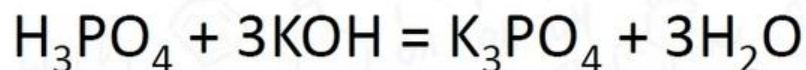
## Фосфорная кислота и фосфаты

Трехосновная слабая кислота.

Диссоциирует частично, обратимо и ступенчато:



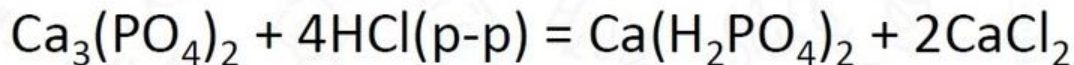
В реакциях со щелочами, так же как и  $\text{P}_2\text{O}_5$ , способна образовывать три типа солей в зависимости от пропорции кислота/щелочь:



В промышленности фосфорную кислоту получают, обрабатывая фосфат кальция избытком концентрированной серной кислоты:

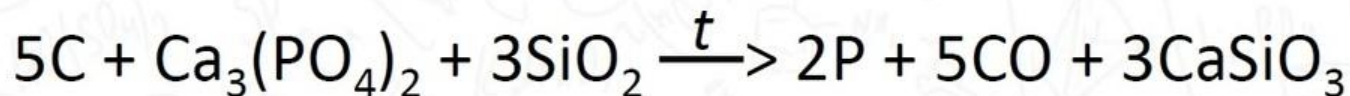


Важное свойство фосфатов – их способность растворяться в водных растворах сильных кислот за счет перехода в растворимые дигидрофосфаты:



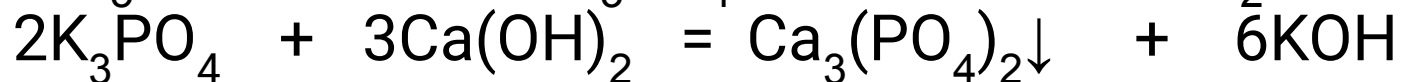
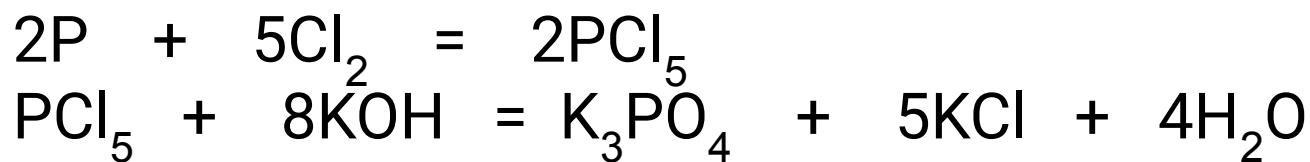
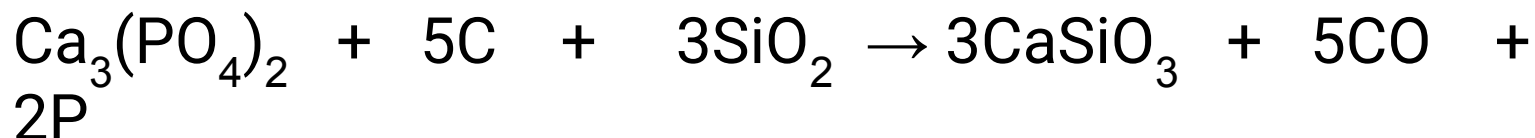
## Получение фосфора в промышленности

В промышленности фосфор получают совместным прокаливанием фосфата кальция с углем (коксом) и песком (кварц, кремнезем):



# Закрепление. Линия 31

Фосфат кальция прокалили с углем в присутствии речного песка. Образовавшееся простое вещество прореагировало с избытком хлора. Полученный продукт внесли в избыток раствора гидроксида калия. На образовавшийся раствор подействовали известковой водой. Напишите уравнения описанных реакций.



# Закрепление. Линия 31

Вещество красного цвета, которое используется в производстве спичек, сожгли в избытке воздуха и продукт реакции при нагревании растворили в большом количестве воды. После нейтрализации полученного раствора пищевой содой в него добавили нитрат серебра. Напишите уравнения описанных реакций..

