


ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



Нахождение в природе

Нахождение в природе



Содержание фосфора в земной коре составляет 0,093%.

В природе фосфор встречается только в виде соединений, главным образом апатитов, фосфоритов.



НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

Основные минералы

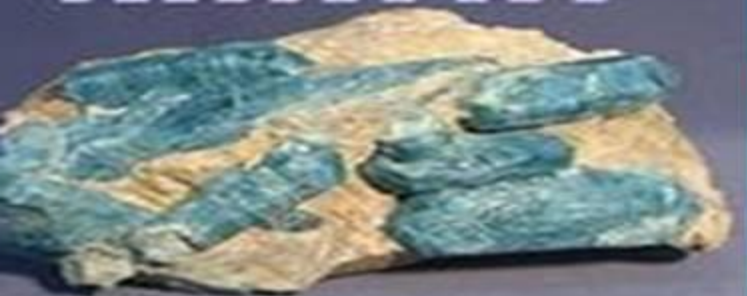
Бирюза



Нахождение в природе и организме



АПАТИТ



- В свободном состоянии в природе не встречаются вследствие легкой окисляемости фосфора. Природные минералы – фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, апатит – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ или $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.
- Зубная эмаль, представляющая собой в соответствии со своими функциями самое твёрдое из веществ, тот же самый апатит.
- В растениях фосфор сосредотачивается главным образом в семенах и плодах, в организме животных, птиц и рыб – в скелете нервной ткани. В среднем тело человека содержит около 1,5 кг фосфора, из которых около 1,4 кг приходится на кости. Если бы фосфор исчез из костей, наше тело превратилось бы в бесформенные массы. Если бы фосфор исчез из мышц, мы утратили бы способность двигаться, из нервной ткани мы перестали бы мыслить.
- Академик А.Е. Ферсман назвал фосфор “элементом жизни и мысли”.

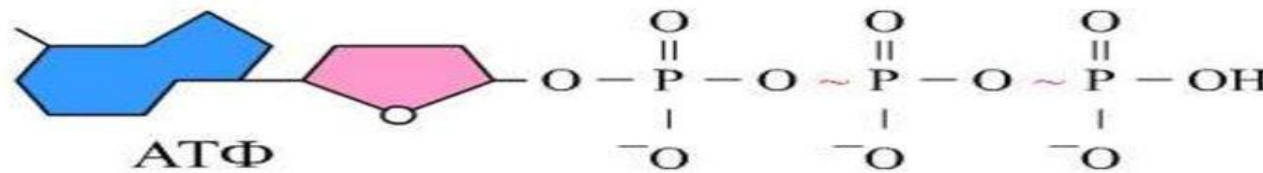
Аденозинтрифосфорная кислота- хранитель энергии клеток

Аденозинтрифосфорная кислота АТФ

Азотистое
основание
аденин

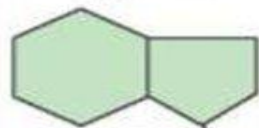
Рибоза

Три остатка
фосфорной
кислоты



Аденин

Остатки
фосфорной кислоты



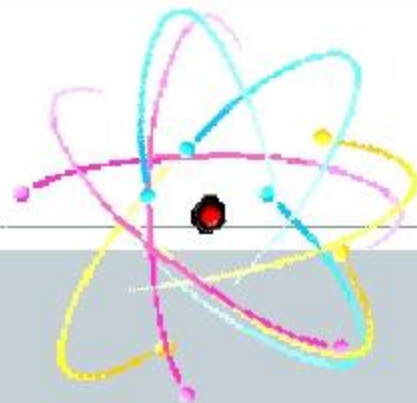
Рибоза

Макроэнергетические
связи



АТФ — универсальный хранитель и переносчик энергии в клетке. Практически все идущие в клетке биохимические реакции, которые требуют затрат энергии, в качестве ее источника используют АТФ.

Строение атома



15
P
ФОСФОР
30,973
5
8
2
 $3s^2 3p^3$



Распаривание электронов в возбужденном состоянии. Наиболее устойчивые степени окисления: -3; +3; +5

Фосфор как простое вещество

Аллотропные модификации фосфора

Белый

- Химически активен;
- Ядовит;
- Светится

Желтый

- Ядовит;
- Огнеопасен (ярко-зеленое пламя);
- Самовоспламеняется

Красный

- Полимер;
- Не ядовит;
- Воспламеняется при ударе или трении

Черный

- Наиболее стабильная форма;
- Химически не активен;
- Полупроводник

Металлический

- Химически не активен;
- Хорошо проводит электрический ток



Аллотропные модификации

белый

пары

красный

черный



260° воздух

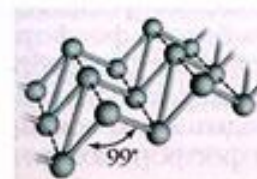
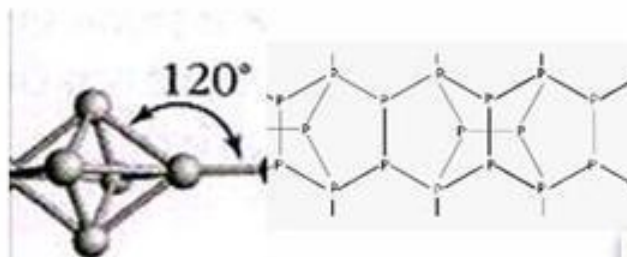
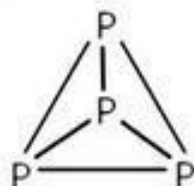
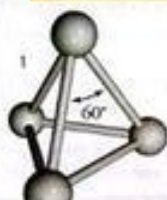


350°



$t^0 \uparrow$

$t^0 \uparrow$

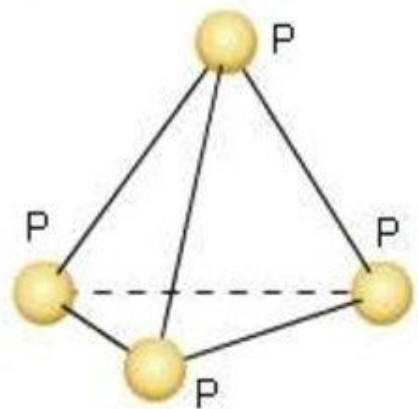


P_4 , запах чесночный,
 H_2O , орг. р-ли, летуч,
 $T_{пл} = 44^0C$,
 молекулярная кр.
 решётка, активен, на
 воздухе окисляется, в
 темноте светится,
ЯДОВИТ!!!

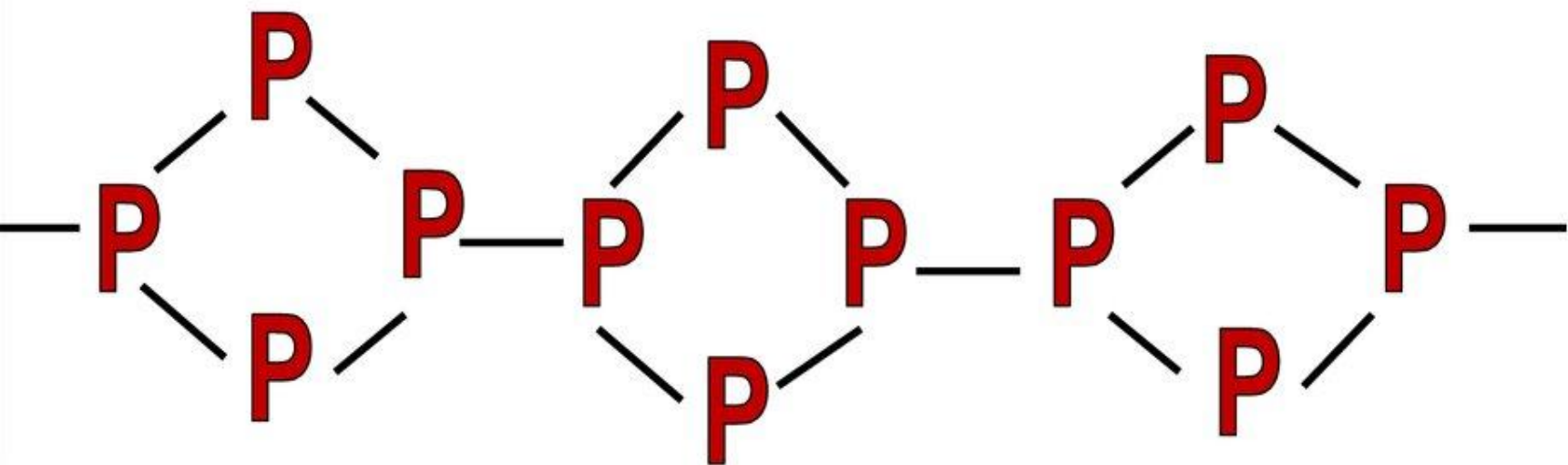
цвет красно-бурый, H
 в воде и органических
 растворителях,
 атомная кр.
 решётка, устойчив **не**
ядовит.

без запаха, похож на
 графит, жирный на
 ощупь, $T_{пл} = 1000^0C$,
 H в воде и орг.
 растворителях,
 полупроводник,
 атомная кр. решетка
 (слоистая), устойчив.

Строение аллотропных видоизменении фосфора



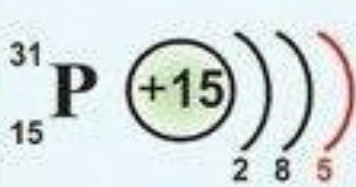
Белый фосфор



Красный фосфор

Взаимопревращения модификаций фосфора

9. ФОСФОР. АЛЛОТРОПИЯ



$3s^2 3p^3$
валентные электроны
 p -элемент

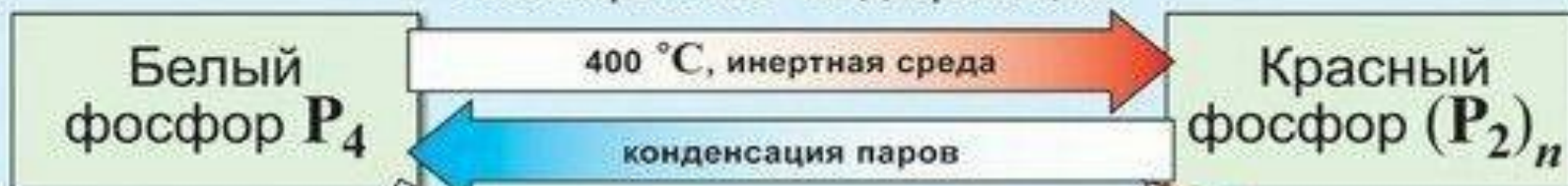
Природный минерал
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
фосфорит



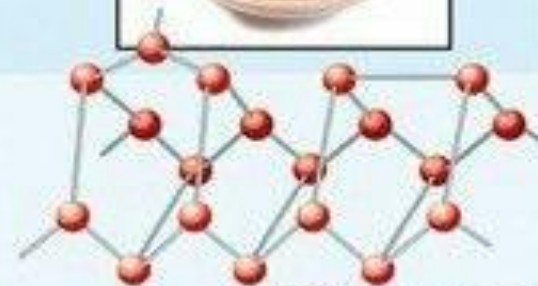
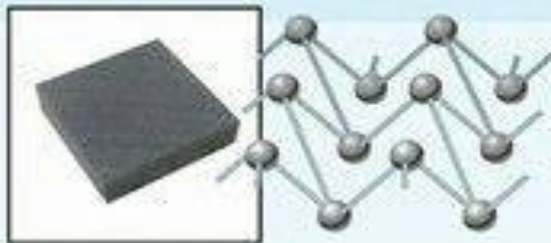
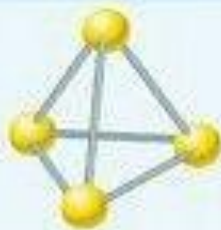
Природный минерал
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
апатит



Аллотропные модификации



Черный фосфор $(\text{P})_n$



Химические свойства фосфора

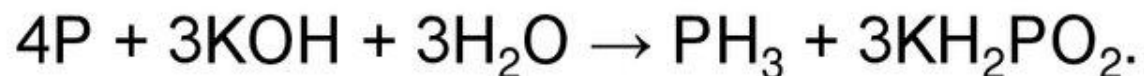
4) Взаимодействует с водой, при этом

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



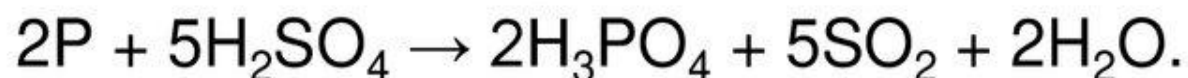
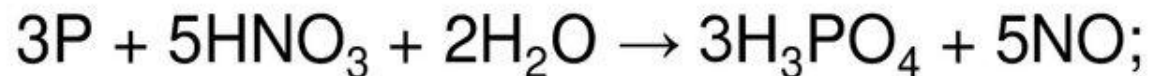
5) Взаимодействие со щелочами

В растворах щелочей диспропорционирование происходит в большей степени:



6) Сильные окислители превращают фосфор в

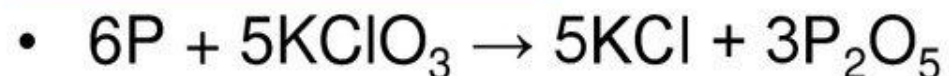
фосфорную кислоту:



7) Реакция окисления также происходит при

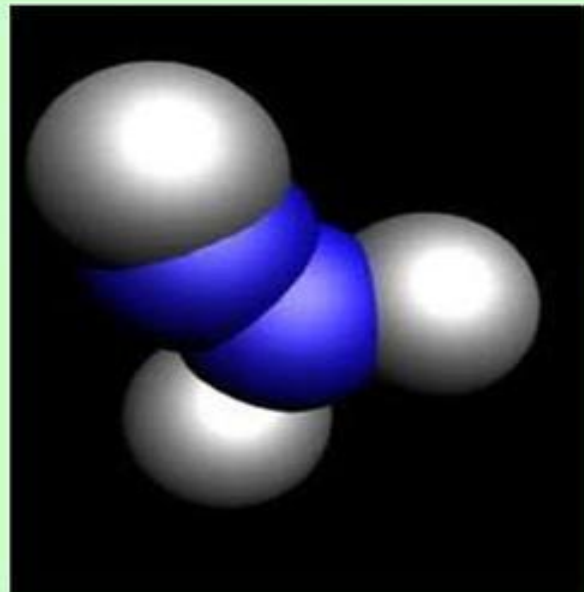
поджигании спичек, в качестве окислителя выступает

бертолетова соль:



ПРИМЕНЕНИЕ!!!

Оксиды фосфора



Оксид фосфора (III) P_2O_3 -

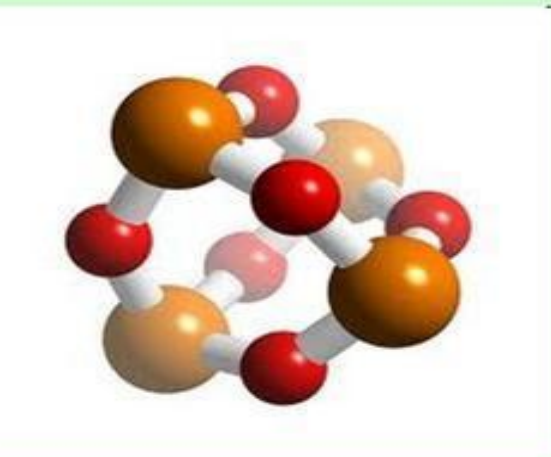
белое кристал. вещество

Наиболее важная модификация образованная димерными молекулами P_4O_6 (темп. плав. $+23,50^\circ C$, темп. кип. $+175,40^\circ C$).

Образуется при неполном окислении фосфора:

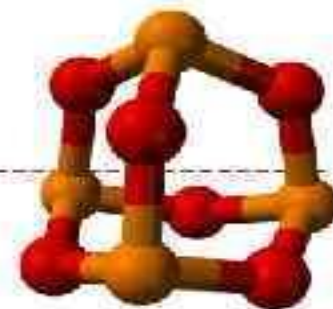


Остальные модификации полимерны.



Химические свойства P_2O_3

Оксид фосфора (III) –
фосфористый ангидрид



- ❑ Истинная формула P_4O_6 ;
- ❑ Простейшая формула P_2O_3 ;
- ❑ Белые хлопья или кристаллы с неприятным запахом;
- ❑ Весьма летучий;
- ❑ Неустойчив на свету, вначале желтеет, а затем краснеет;
- ❑ Хорошо растворяется в органических растворителях – бензоле, сероуглероде
- ❑ Легко окисляется O_2 воздуха по реакции:
$$P_2O_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5$$
- ❑ P_2O_3 обладает всеми свойствами кислотного оксида – взаимодействует с водой с образованием фосфористой или фосфоновой кислоты:
$$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_2P(O)O_3 \text{ (} H_3PO_3 \text{)}$$
- ❑ Взаимодействует со щелочами, образуя средние соли:
$$P_2O_3 + 4KOH \rightarrow 2K_2P(O)O_3 + 2H_2O$$

фосфит калия



Оксид фосфора (V)

P_2O_5 – белый порошок, очень гигроскопичен (самый эффективный осушитель).

Является типичным *КИСЛОТНЫМ* *ОКСИДОМ*.

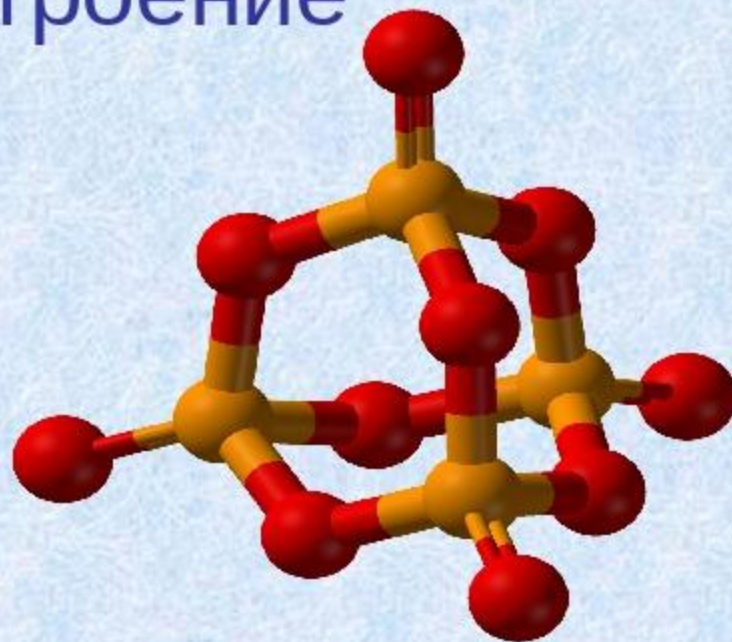
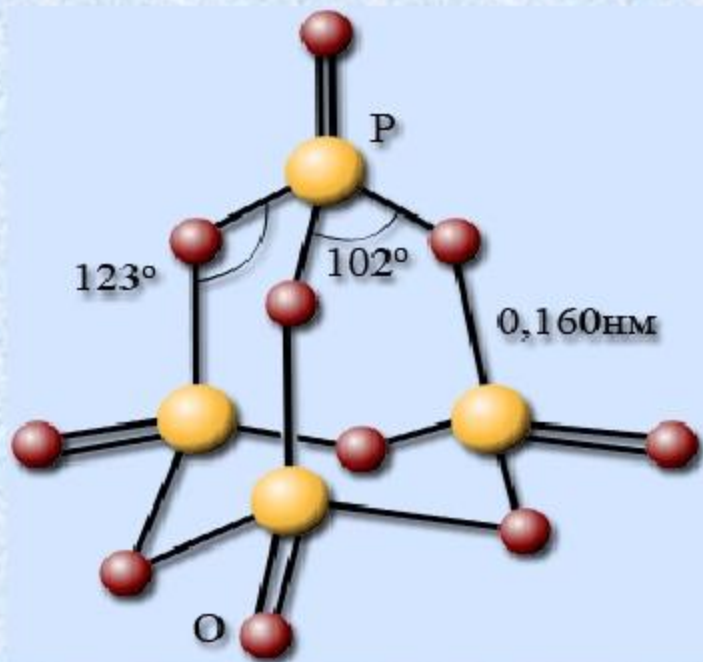
Взаимодействует с **основаниями и основными оксидами**.

Оксиду фосфора (V) соответствует **ортофосфорная кислота**.





Состав. Строение



Степень окисления фосфора + 5

Валентность фосфора V

Химическая связь

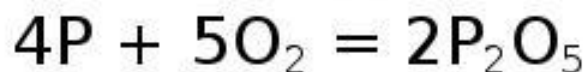
ковалентная полярная

Кристаллическая решетка

молекулярная

Оксид фосфора (V) – фосфорный ангидрид

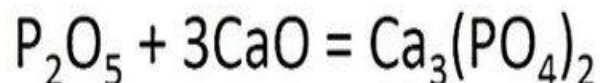
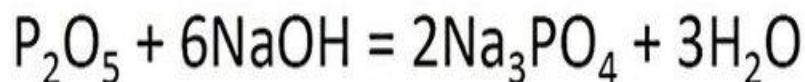
- **Физические свойства:** Оксид фосфора (V) P_2O_5 — белый гигроскопичный порошок (поглощает воду), следует хранить в плотно закрытых сосудах.
- **Получение:** Получается при горении фосфора в избытке воздуха или кислорода



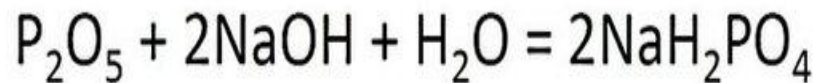
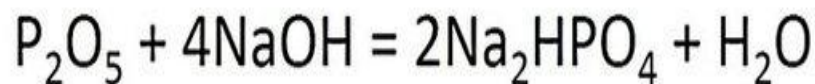
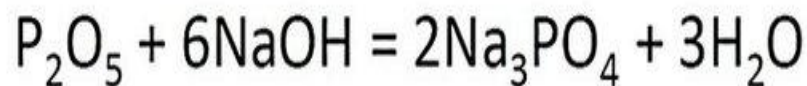
- **Применение:** Оксид фосфора (V) очень энергично соединяется с водой, а также отнимает воду от других соединений. Применяется как осушитель газов и жидкостей.

Оксид фосфора (V)

Оксид фосфора(V), как и полагается большинству кислотных оксидов, реагирует с основаниями и основными оксидами. Например:



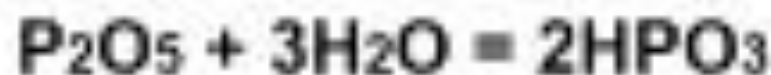
В реакциях P_2O_5 с растворами щелочей в зависимости от пропорции возможно образование трех типов солей – фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты.



Соединения фосфора P^{+5} , несмотря на высшую степень окисления фосфора, практически не проявляют окислительных свойств.

Свойства оксида фосфора (V).

1. При обычных условиях оксид фосфора очень гигроскопическое твердое вещество, белого цвета.
2. Проявляет свойства кислотных оксидов
а) взаимодействие с водой:



t



Ортофосфорная кислота H_3PO_4

Физические свойства



- Белые прозрачные кристаллы,
- не ядовита
- **Кислота средней силы**
- С водой смешивается в любых соотношениях.
- $T_{\text{плав.}} = 42\text{ }^{\circ}\text{C}$, плавится без разложения, при умеренном нагревании разлагается.
- Окислительные свойства не проявляет (отличие от H_2SO_4 (конц.), HNO_3)

Химические свойства фосфорной кислоты

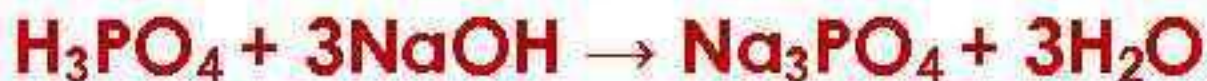
1. С металлами, стоящими в ряду напряжения металлов до водорода:



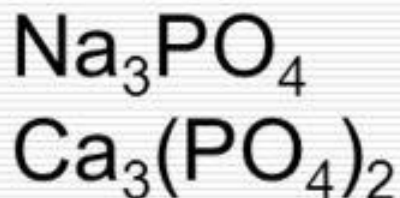
2. С основными оксидами:



3. С основаниями и аммиаком:

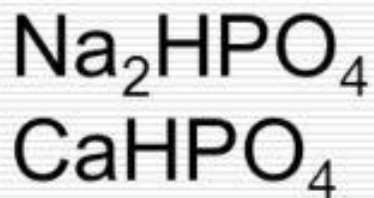


Соли фосфорной кислоты

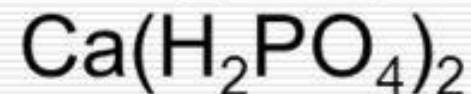
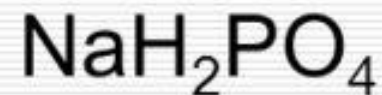


фосфаты

средние соли



гидрофосфаты



дигидрофосфаты

кислые соли

	NH_4^+	Li^+	Na^+	K^+	Be^{2+}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Ag^+
PO_4^{3-}	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

II. Специфические

2) При действии раствора нитрата серебра (I) появляется желтый осадок (качественная реакция на ион PO_4^{3-}):

