

# ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

---



# Строение атома фосфора

---

- Элемент VA группы имеет электронную формулу  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .
- Фосфор – неметалл.
- Наиболее характерные степени окисления: +5, +3, 0, -3.
- Оксиды  $P_2O_5$  и  $P_2O_3$  имеют кислотные свойства.
- Летучее водородное соединение – фосфин  $PH_3$ .

# Аллотропные модификации фосфора

---

- **Белый фосфор** обладает **молекулярной кристаллической решеткой**; это вещество желтоватого цвета с чесночным запахом. В парах имеет состав  $P_4$ . На воздухе воспламеняется при  $18^\circ\text{C}$ . При хранении на свету переходит в красный. В воде нерастворим, зато хорошо растворим в сероуглероде, бензоле и других органических растворителях.
- Он весьма **ядовит**: 0,1 г белого фосфора – смертельная доза для человека.

**Противоядием** при отравлении фосфором служит 2% раствор медного купороса, который следует давать больному через 5 минут по чайной ложке до появления рвоты.

**Горящий фосфор** не только причиняет очень сильные ожоги, но и вызывает отравление тканей, прилежащих к месту ожога, вследствие чего заживление идет крайне медленно. При ожогах фосфором **противоядием** служит мокрая повязка, пропитанная 5% раствором медного купороса. В связи с тем, что белый фосфор легко окисляется и воспламеняется, его хранят под водой.

- 
- **Красный фосфор** – порошок со слабо выраженной кристаллической структурой и поэтому названный аморфным, темно-красного цвета, имеет атомную решетку, весьма гигроскопичен (легко поглощает воду), но в воде нерастворим; нерастворим он и в сероуглероде.
  - Красный фосфор получается при длительном нагревании белого фосфора без доступа воздуха при  $450^{\circ}\text{C}$ . В отличие от белого – не ядовит, запаха не имеет, воспламеняется при  $250 - 300^{\circ}\text{C}$ .

- 
- ▣ **Фиолетовый** и **черный фосфор** также получают из белого при высоких давлениях и температуре. **Черный фосфор** обладает металлическим блеском, проводит электричество и тепло. Следовательно, у фосфора в незначительной степени проявляются металлические свойства

# Нахождение в природе

---

**Фосфор** - составная часть растительных и животных белков. **У растений** фосфор сосредоточен в семенах, у животных - в нервной ткани, мышцах, скелете.

**Организм человека** содержит около 1,5 кг фосфора: 1,4 кг – в костях, 130 г – в мышцах и 13 г в нервной ткани.

Содержание фосфора в организме человека составляет приблизительно 1% от массы тела.

**Суточное потребление** фосфора человеком – около 2 г.

- 
- В природе фосфор находится в связанном виде. Важнейшие минералы: **апатит** и **фосфорит**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Известно много разновидностей апатита, из которых наиболее распространен фторапатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ .

# Химические свойства фосфора

---

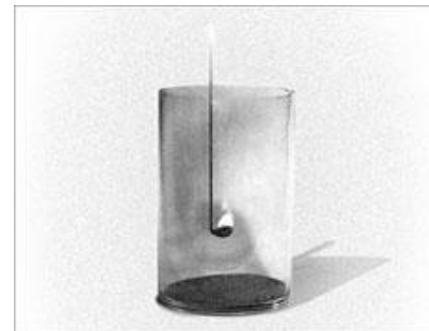
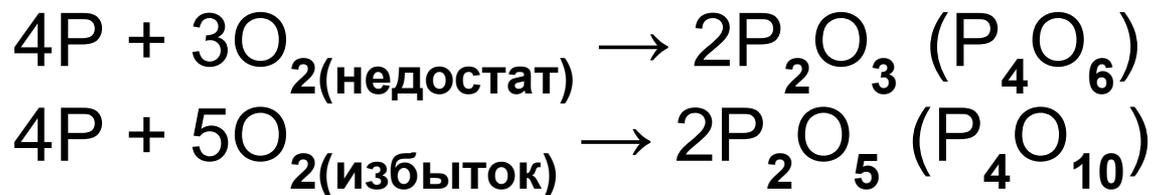
В химическом отношении белый фосфор сильно отличается от красного.

- **Белый фосфор** легко окисляется и самовоспламеняется на воздухе, поэтому его хранят под водой.
- **Красный фосфор** не воспламеняется на воздухе, но воспламеняется при нагревании свыше  $240^{\circ}\text{C}$ .
- При окислении **белый фосфор** светится в темноте – происходит непосредственное превращение химической энергии в световую.

Фосфор соединяется со многими простыми веществами – кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами, проявляя окислительные и восстановительные свойства.

### 1. С кислородом.

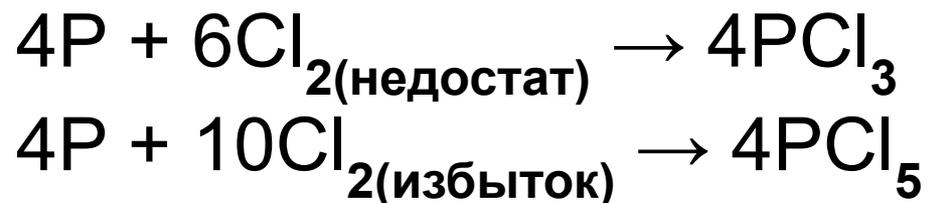
При горении фосфора образуется белый густой дым. Белый фосфор самовоспламеняется на воздухе, а красный горит при поджигании. Фосфор сгорает в кислороде ослепительно ярким пламенем.



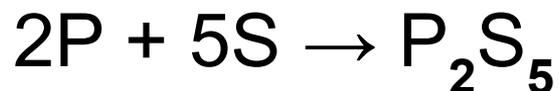
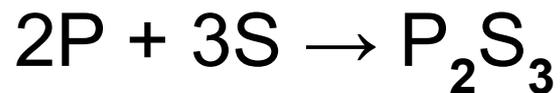
## 2. С галогенами.

С элементами, обладающими большей, чем у фосфора, электроотрицательностью, фосфор реагирует очень энергично.

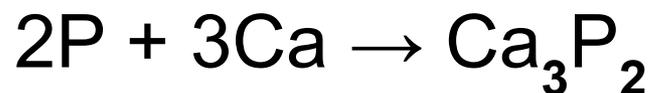
Если в сосуд с хлором внести красный фосфор, то через несколько секунд он самовоспламеняется в хлоре. При этом обычно получается хлорид фосфора (III).



3. **С серой** при нагревании.



4. Фосфор окисляет при нагревании почти все **металлы**, образуя **фосфиды**:



Фосфиды металлов легко гидролизуются водой.



**5.** Красный фосфор окисляется **водой** при температуре около 800°C в присутствии катализатора – порошка меди:

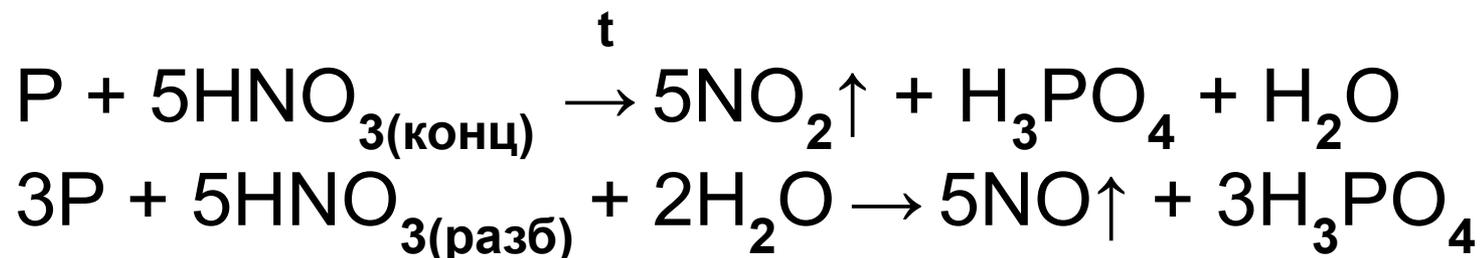
---



**6. Концентрированная серная кислота** окисляет при нагревании фосфор:



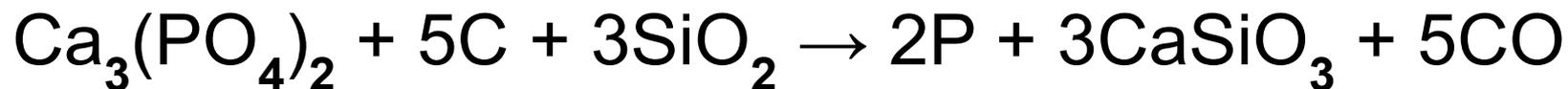
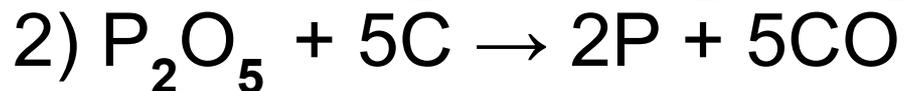
**7. Азотная кислота** при нагревании окисляет фосфор



# Получение фосфора

---

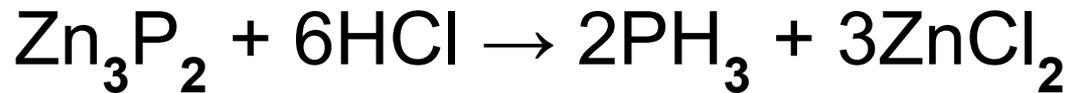
Фосфор может быть получен нагреванием смеси фосфорита, угля и песка в электропечи. Уравнение легче составить, если представить протекание в две стадии:



# Фосфин

Фосфор в степени окисления -3 образует водородное соединение фосфин  $\text{PH}_3$ , аналогичное аммиаку. Эта степень окисления менее характерна для фосфора, чем для азота.

**Фосфин** – ядовитый газ с чесночным запахом, может быть получен из фосфида цинка действием кислот или воды:



Основные свойства фосфина слабее, чем у аммиака:

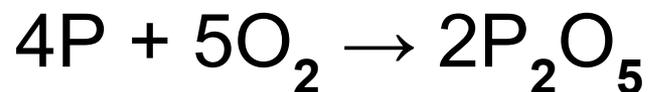


<http://www.yoursystemeducation.com/opyty-po-ximii-fosfor-i-ego-soedineniya/>

---

# Оксид фосфора (V)

Оксид фосфора(V)  $P_2O_5$  (или  $P_4O_{10}$ ) образуется при горении фосфора на воздухе.



Твердое кристаллическое вещество  $P_2O_5$  гигроскопично и используется как водоотнимающее средство.

**1.** При взаимодействии **с водой** оксид фосфора(V) образует на холоде метафосфорную кислоту  $HPO_3$ , имеющую полимерное строение:



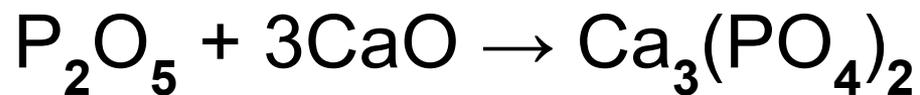
---

или при нагревании ортофосфорную кислоту  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

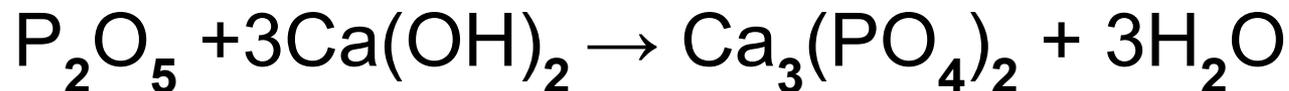


**2.** Как кислотный оксид, вступает в реакции **с**

**ОСНОВНЫМИ ОКСИДАМИ:**

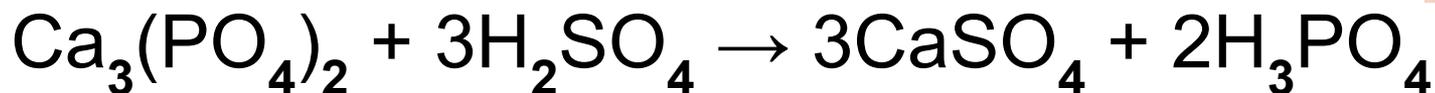


**3. С щелочами:**

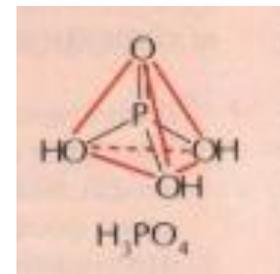


# Ортофосфорная кислота

□ В промышленности фосфорную кислоту получают действием серной кислоты на фосфорит:



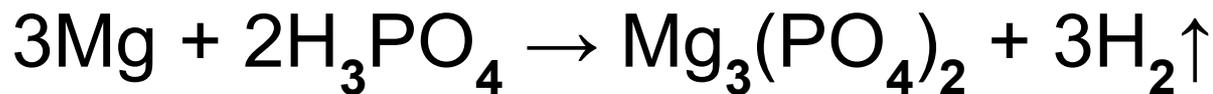
**Ортофосфорная кислота** представляет собой кристаллическое вещество ( $t_{\text{пл}} = 42^\circ\text{C}$ ), растворимое в воде. Как трехосновная кислота средней силы диссоциирует ступенчато. Она вступает во многие реакции, характерные для кислот.



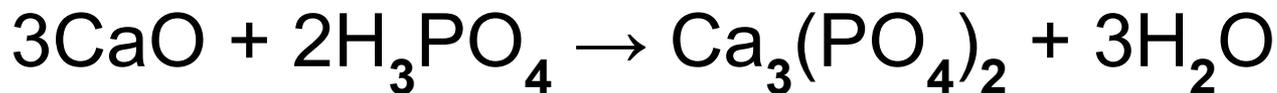
# Химические свойства фосфорной кислоты

---

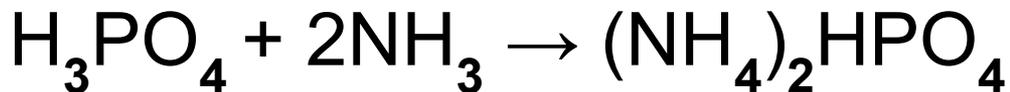
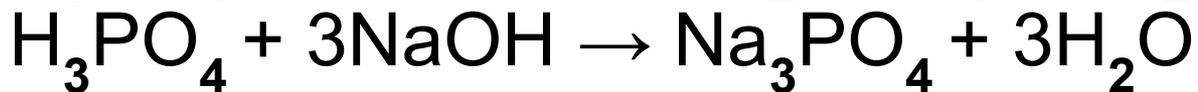
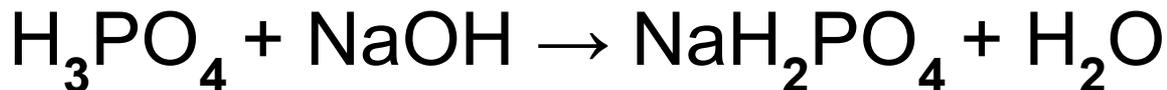
**1. С металлами**, стоящими в ряду напряжения металлов до водорода:



**2. С основными оксидами:**



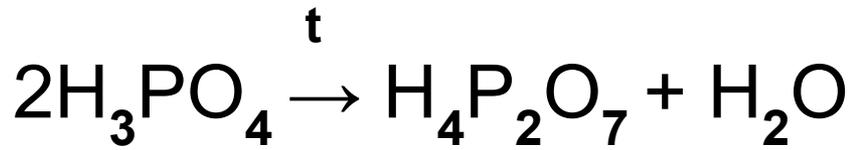
**3. С основаниями и аммиаком:**



#### 4.С солями слабых кислот:



5.При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:



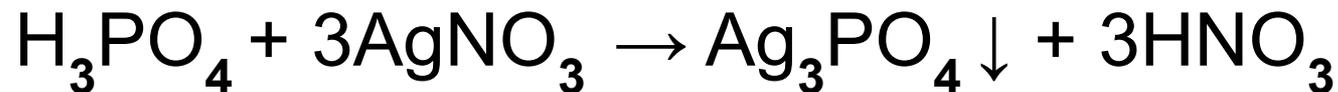
$\xrightarrow{t}$  дифосфорная кислота



метафосфорная кислота

---

6. При действии раствора **нитрата серебра** появляется желтый осадок:



желтый осадок

Это качественная реакция на фосфорную кислоты и её соли – фосфаты.

# Соли фосфорной кислоты

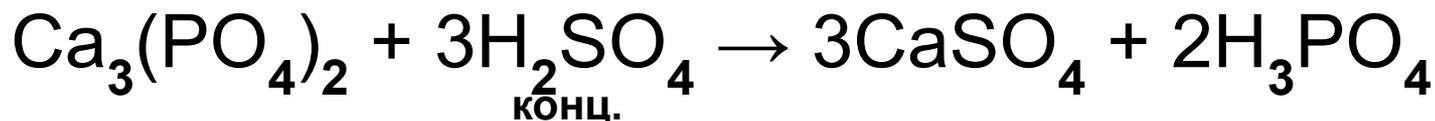
---

Различают средние соли - фосфаты ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) и кислые соли - гидрофосфаты ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) и дигидрофосфаты ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ).

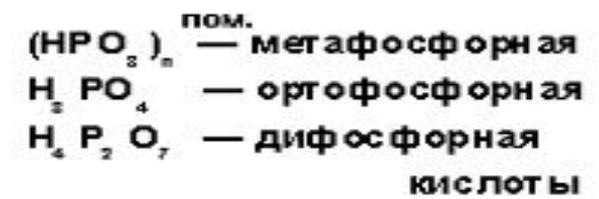
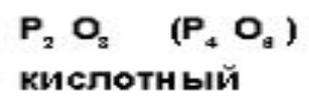
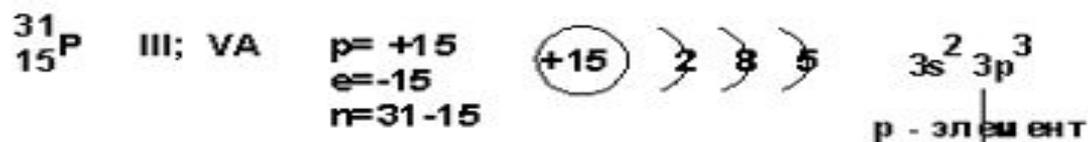
Растворимы в воде фосфаты и гидрофосфаты щелочных металлов и аммония.

Все дигидрофосфаты растворимы в воде.

Фосфорная кислота вытесняется более сильными кислотами из её солей:



Ⓐ



Ⓑ



$\text{P}(\text{H}_3)$  фосфин      ① Г      ②  $\text{M}(\text{H}_2\text{O})$       ③ ЛВС

Свойства: 1) основные (.);  
 2) восстановительные ( $\text{P}^{3-}$ )