

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°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°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

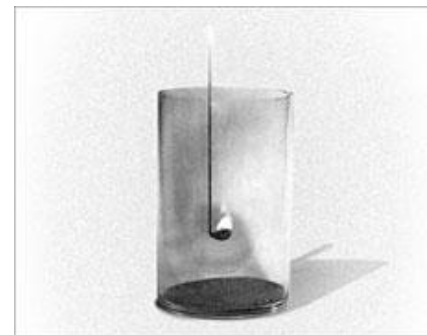
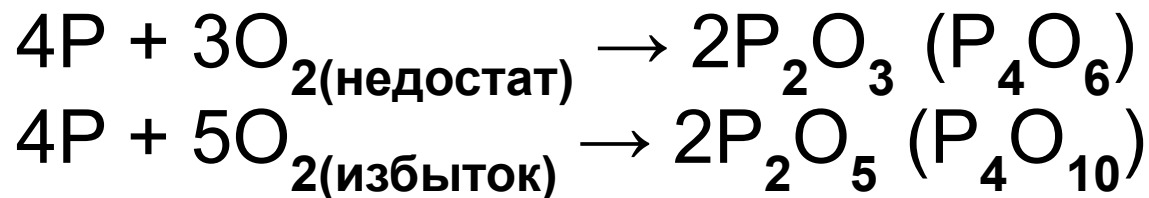
В химическом отношении белый фосфор сильно отличается от красного.

- **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°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.

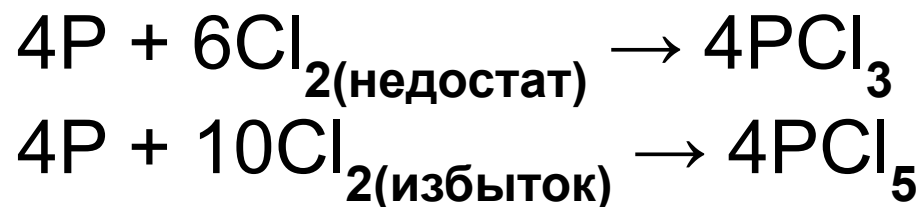
При горении фосфора образуется белый густой дым. Белый фосфор самовоспламеняется на воздухе, а красный горит при поджигании. Фосфор сгорает в кислороде ослепительно ярким пламенем.



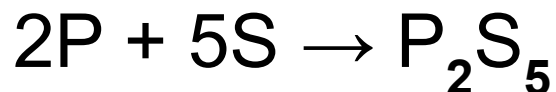
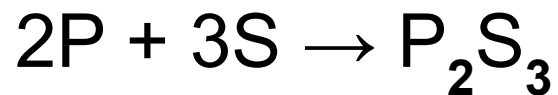
2. С галогенами.

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

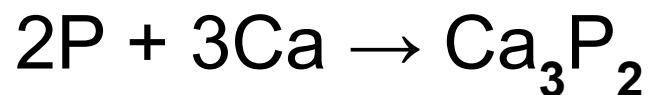
Если в сосуд с хлором внести красный фосфор, то через несколько секунд он самовоспламеняется в хлоре. При этом обычно получается хлорид фосфора (III).



3. **С серой** при нагревании.



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



Фосфиды металлов легко гидролизуются водой.



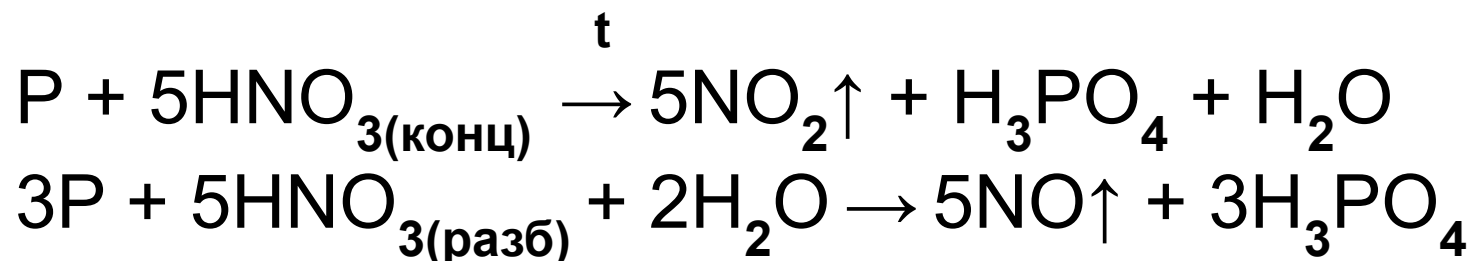
5. Красный фосфор окисляется **водой** при температуре около 800°C в присутствии катализатора – порошка меди:



6. Концентрированная серная кислота окисляет при нагревании фосфор:

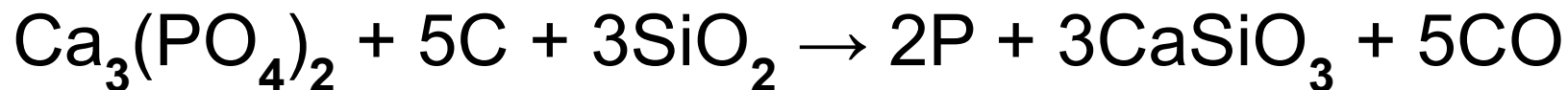
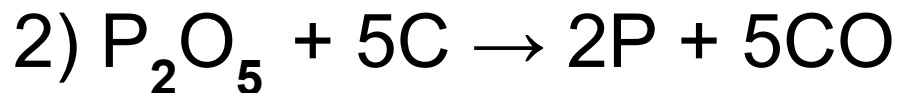
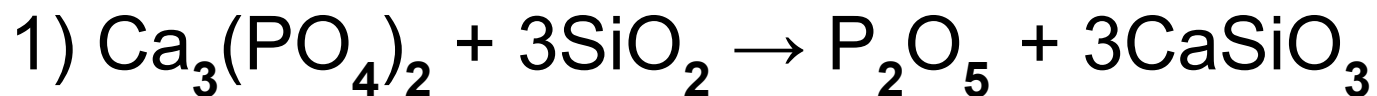


7. Азотная кислота при нагревании окисляет фосфор



Получение фосфора

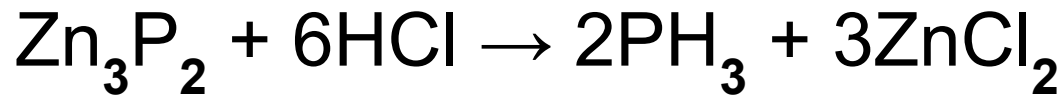
Фосфор может быть получен нагреванием смеси фосфорита, угля и песка в электропечи. Уравнение легче составить, если представить протекание в две стадии:



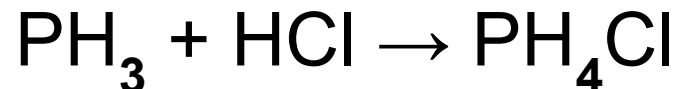
Фосфин

Фосфор в степени окисления -3 образует водородное соединение фосфин 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:



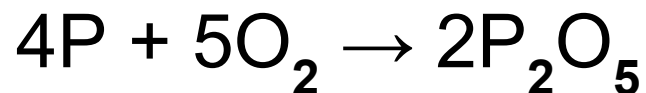
Основные свойства фосфина слабее, чем у аммиака:



<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.

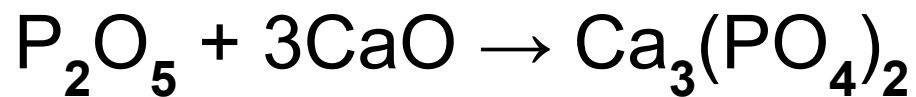
1. При взаимодействии **с водой** оксид фосфора(V) образует на холоде метафосфорную кислоту HPO_3 , имеющую полимерное строение:



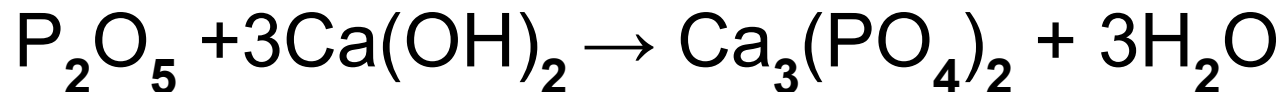
или при нагревании ортофосфорную кислоту H_3PO_4 .



2. Как кислотный оксид, вступает в реакции **с основными оксидами:**

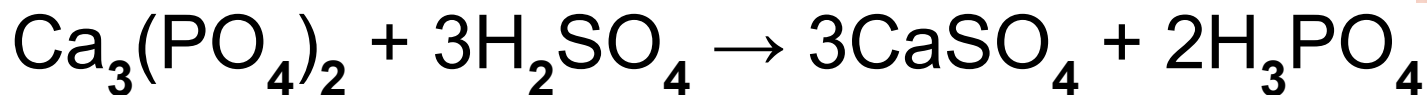


3. С щелочами:

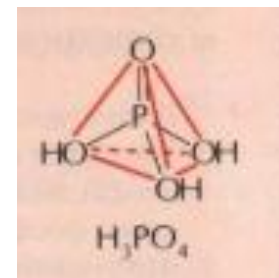


Ортофосфорная кислота

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

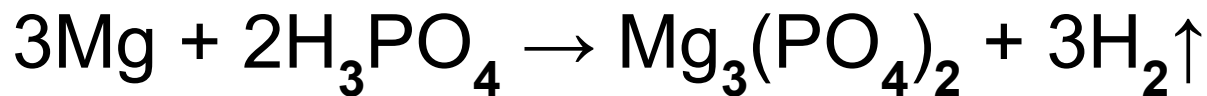


Ортофосфорная кислота представляет собой кристаллическое вещество ($t_{\text{пл}} = 42^\circ\text{C}$), растворимое в воде. Как трехосновная кислота средней силы диссоциирует ступенчато. Она вступает во многие реакции, характерные для кислот.

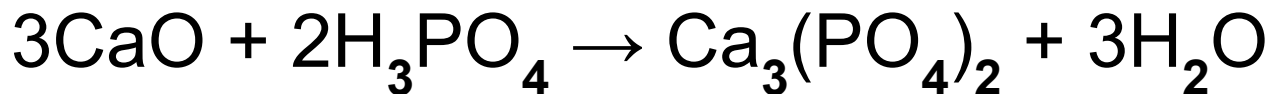


Химические свойства фосфорной кислоты

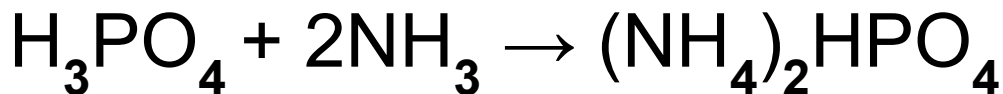
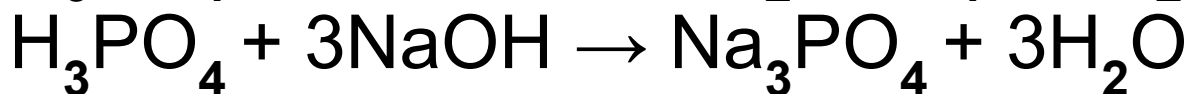
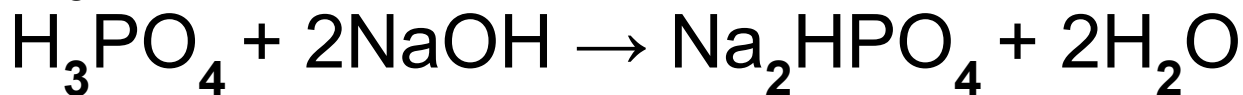
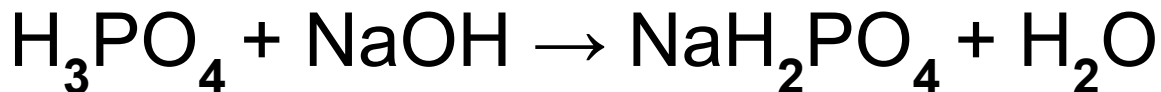
1. С металлами, стоящими в ряду напряжения металлов до водорода:



2. С основными оксидами:



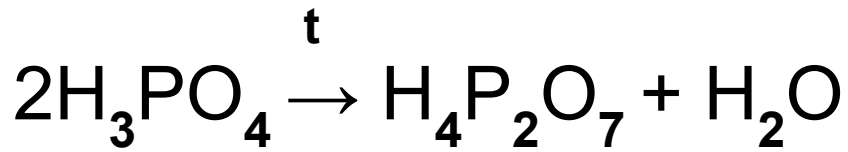
3. С основаниями и аммиаком:



4.С солями слабых кислот:



5.При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:

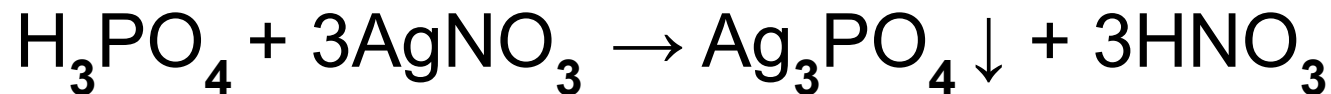


\xrightarrow{t} дифосфорная кислота



метафосфорная кислота

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



желтый осадок

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

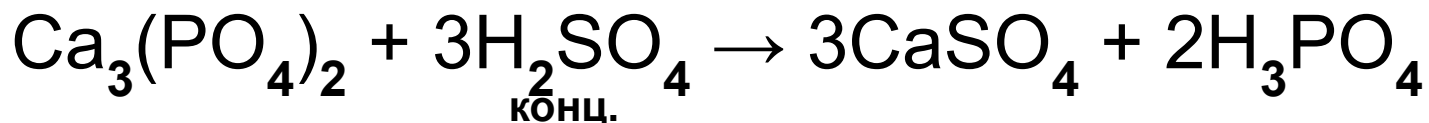
Соли фосфорной кислоты

Различают средние соли - фосфаты (Na_3PO_4) и кислые соли - гидрофосфаты (Na_2HPO_4) и дигидрофосфаты (NaH_2PO_4).

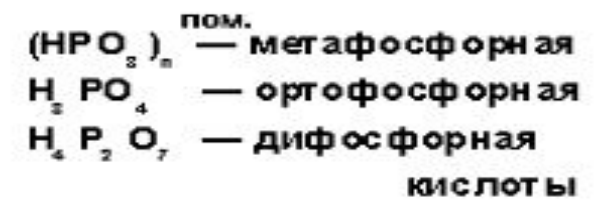
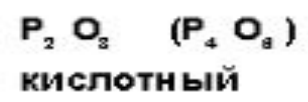
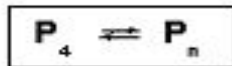
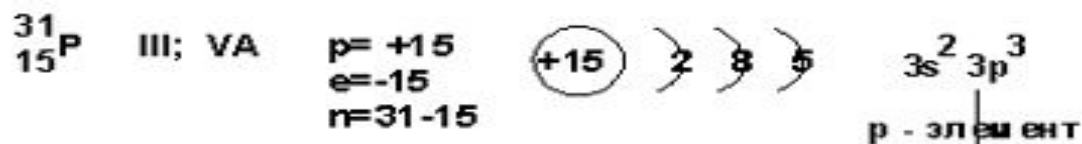
Растворимы в воде фосфаты и гидрофосфаты щелочных металлов и аммония.

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 (P^{3-})