

ЗАГАДКА

- Да. Это была собака, огромная, черная, как смоль. Но такой собаки никто из нас, смертных, еще не видывал. Из ее пасти вырывалось пламя, глаза метали искры, по морде и загривку переливался мерцающий огонь. Ни в чьем воспаленном мозгу не могло бы возникнуть видение более страшное, более омерзительное, чем это адское существо, выскочившие на нас из тумана...Страшный пес величиной с молодую львицу. Чудовище лежало перед нами...

Его огромная пасть все еще светилась голубоватым пламенем, глубоко сидящие дикие глаза обведены огненными кругами. Я дотронулся до этой светящейся головы и, подняв руку, увидел, что мои пальцы тоже засветились в темноте».

Узнали? Что же это за произведение?

(Ответ учащихся)



УЗНАЛИ? ЧТО ЖЕ ЭТО ЗА ПРОИЗВЕДЕНИЕ?

- Это отрывок из произведения Артура Конан Дойля «Собака Баскервильей». Назовите химический элемент, который замешан в этой истории.





ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Учитель биологии и химии Бородина О.В.
МОУ г. Горловка Школа № 68

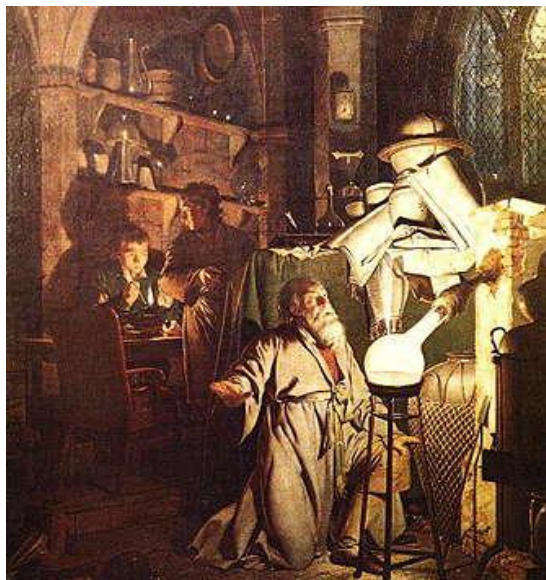


ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ

Считается, что фосфор открыл в 1669 году алхимик из Гамбурга Хеннинг Бранд. Он был разорившимся купцом и пытался разбогатеть с помощью алхимии. Предполагая, что физиологические продукты могут содержать «первичную материю», которая считалась основой философского камня, Бранд заинтересовался человеческой мочей.



ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ



Он собрал около тонны мочи из солдатских казарм и выпаривал ее до образования сиропообразной жидкости. Эту жидкость он вновь дистиллировал и получил тяжелое красное «уринное масло», которое перегонялось с образованием твердого остатка. Нагревая последний, без доступа воздуха, он заметил образование белого дыма, оседавшего на стенках сосуда и ярко светившего в темноте.

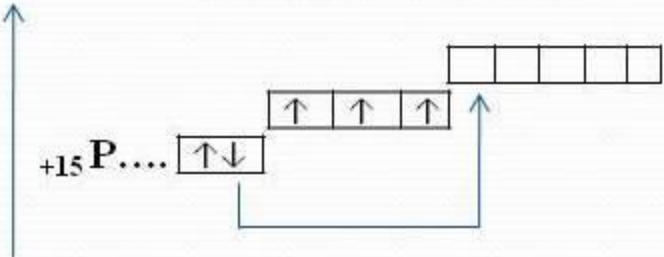
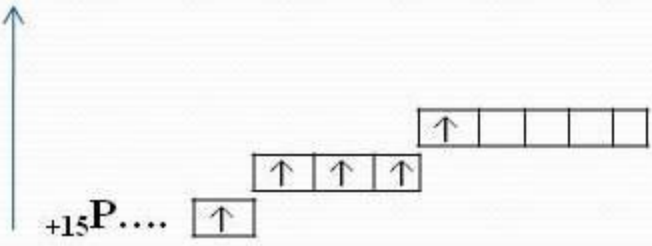
Бранд назвал полученное им вещество фосфором, что в переводе с греческого означает «светоносец».

И лишь в 1777 году К.В. Шееле разработал способ получения фосфора из рога и костей животных.

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 $\text{Э}_2\text{O}_5$ и $\text{Э}_2\text{O}_3$ имеют кислотные свойства.
- Летучее водородное соединение – фосфин PH_3 .

СТРОЕНИЕ АТОМА ФОСФОРА

Строение атома фосфора	Валентность	Степень окисления
<p data-bbox="314 511 701 546">Основное состояние</p> 	<p data-bbox="1068 561 1122 596">III</p>	<p data-bbox="1377 561 1495 596">-3, +3</p>
<p data-bbox="272 839 743 875">Возбуждённое состояние</p> 	<p data-bbox="1074 889 1112 925">V</p>	<p data-bbox="1412 889 1464 925">+5</p>

ПРОЧИТАЙ РАЗДАТОЧНЫЙ МАТЕРИАЛ , ЗАПОЛНИ СРАВНИТЕЛЬНУЮ ТАБЛИЦУ

Признаки сравнения

Белый

Черный

Красный

Агрегатное состояние

Цвет

**Температура
плавления, °С**

Свечение

Растворимость

Плотность (кг/м³)

Электропроводность

Способы хранения

--	--	--	--

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 давлении и температуре. Черный фосфор обладает металлическим блеском, проводит электричество и тепло. Следовательно, у фосфора в незначительной степени проявляются металлические свойства

АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ

Признаки сравнения	Белый	Черный	Красный
Агрегатное состояние	Похож на очищенный воск или парафин, легко режется ножом, деформируется от небольших усилий	Черные блестящие кристаллы, жирные на ощупь, весьма похожи на графит	Полимер со сложной структурой, хрупкое твердое вещество
Цвет	Белый, из-за примесей может иметь желтоватый оттенок	Черный с металлическим блеском	От пурпурно-красного до фиолетового
Температура плавления, °C	44,1	1000	500
Свечение	Бледно-зеленое	-	-
Растворимость	В сероуглероде	Не растворяется в воде и органических растворителях	В расплавленных металлах (Pb, Bi)
Плотность (кг\м ³)	1823	2690	2400
Электропроводность	-	Проводит	-
Способы хранения	В специальных инертных средах, при отсутствии воздуха, под слоем очищенной воды	Термодинамически стабильная и химически наименее активная форма	Термодинамически стабильная модификация

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.

ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Из-за большой химической активности встречается в природе только в виде соединений.

Важнейшими минералами фосфора являются:

Фосфорит	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	
Апатиты	Фторапатит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$	
	Хлорапатит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$	

ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ



Крупнейшее месторождение апатитов находится на Кольском полуострове, в районе Хибинских гор.



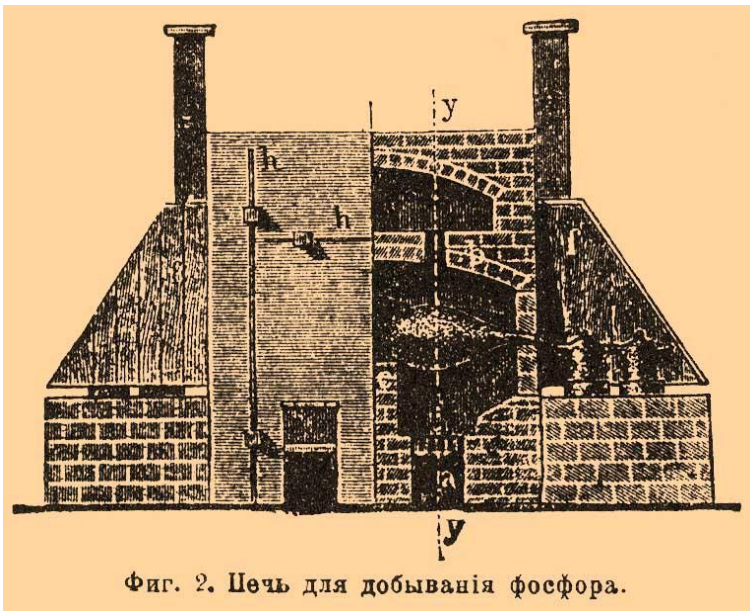
Залежи фосфоритов находятся в районе гор Каратау.

ПОЛУЧЕНИЕ

Фосфор производят в электрических печах, восстанавливая апатит углем в присутствии кремнезема:



Пары фосфора при этой температуре почти полностью состоят из молекул P_2 , которые при охлаждении конденсируются в молекулы P_4 .



Печь для добывания фосфора

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА

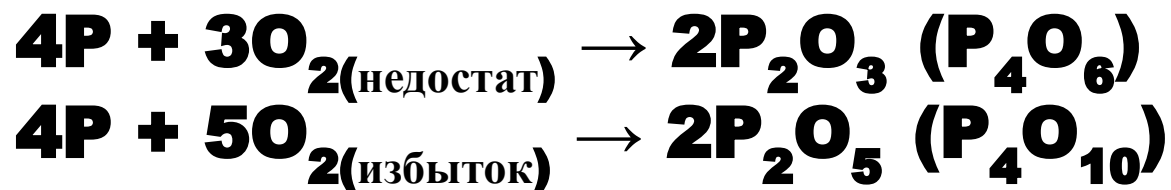
В химическом отношении белый фосфор сильно отличается от красного.

- ⦿ **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.



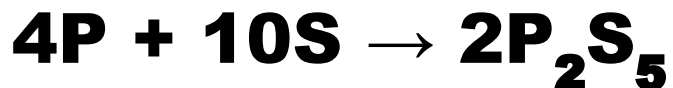
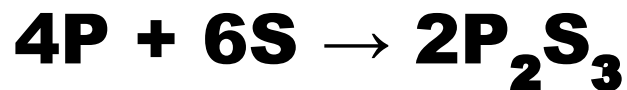
2. С галогенами.

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

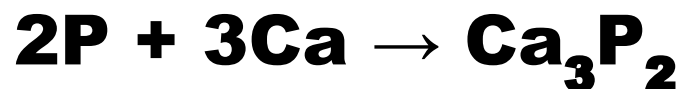
Если в сосуд с хлором внести красный фосфор, то через несколько секунд он самовоспламеняется в хлоре. При этом обычно получается хлорид фосфора (III).



3. С серой при нагревании.



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



Фосфиды металлов легко гидролизуются водой.



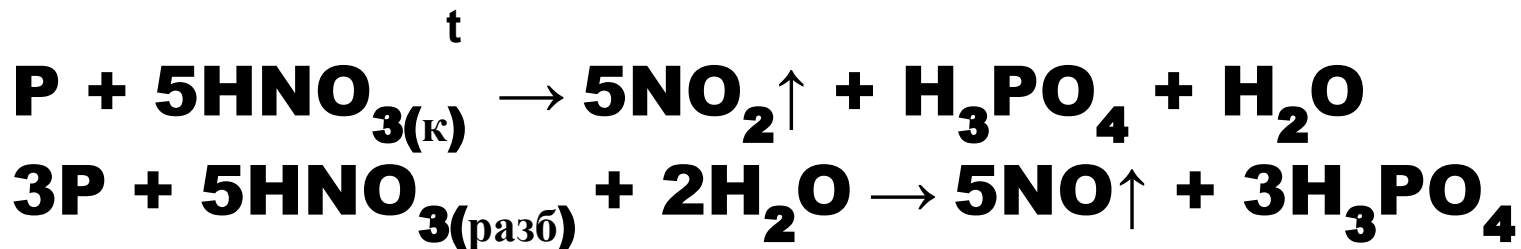
5. Красный фосфор окисляется *водой* при температуре около 800°C в присутствии катализатора – порошка меди:



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



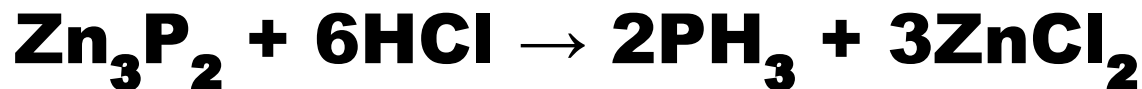
7. *Азотная кислота* при нагревании окисляет фосфор



ФОСФИН

Фосфор в степени окисления -3 образует водородное соединение фосфин PH_3 , аналогичное аммиаку. Эта степень окисления менее характерна для фосфора, чем для азота.

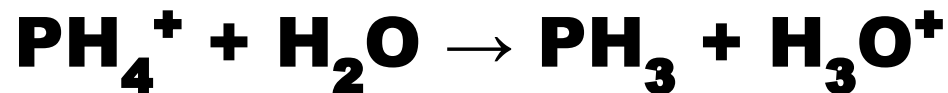
Фосфин – ядовитый газ с чесночным запахом, может быть получен из фосфида цинка действием кислот или воды:



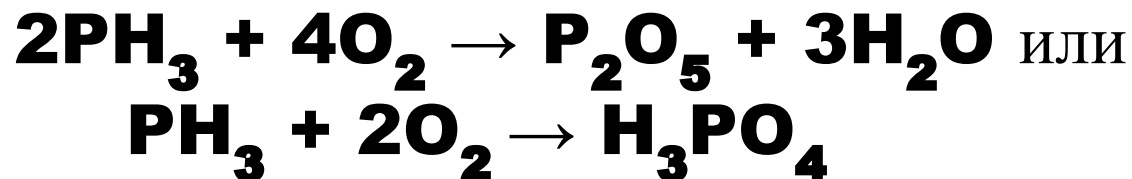
Основные свойства фосфина слабее, чем у аммиака:



Соли фосфония в водных растворах неустойчивы:



Фосфин имеет восстановительные свойства (низшая степень окисления фосфора), горит на воздухе (самовоспламеняется):



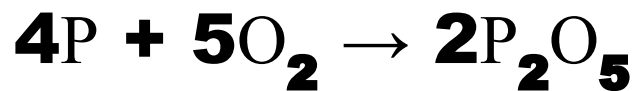
Фосфин окисляется очень многими окислителями



Фосфид цинка используется в качестве зооцида для борьбы с грызунами.

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.



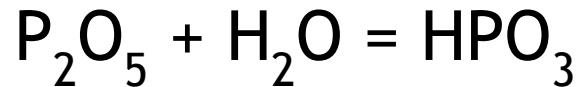
ПРИМЕНЕНИЕ:

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

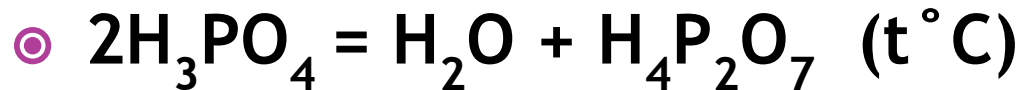


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

при обычных условиях (без нагревания), образует в первую очередь **метафосфорную** кислоту HPO_3 :



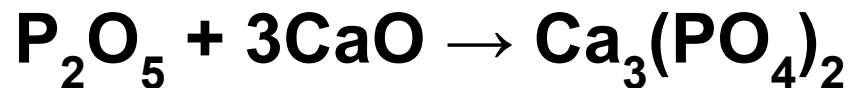
- При нагревании H_3PO_4 можно получить **пирофосфорную** кислоту $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$:



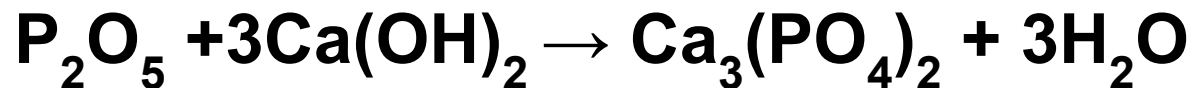
или при нагревании ортофосфорную кислоту H_3PO_4 .



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



3. С щелочами:



ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА

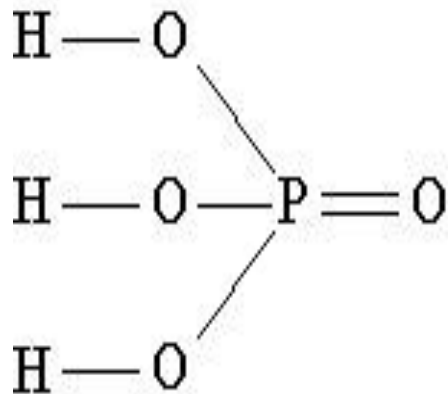
⊙ В промышленности фосфорную кислоту получают действием серной кислоты на фосфорит:



Ортофосфорная кислота представляет собой кристаллическое вещество (tпл = 42°C), растворимое в воде. Как трехосновная кислота средней силы диссоциирует ступенчато. Она вступает во многие реакции, характерные для кислот.

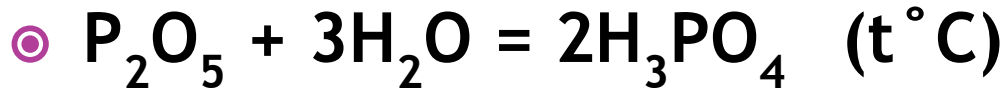
СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ:

- В молекуле фосфорной кислоты атомы водорода соединены с атомами кислорода:

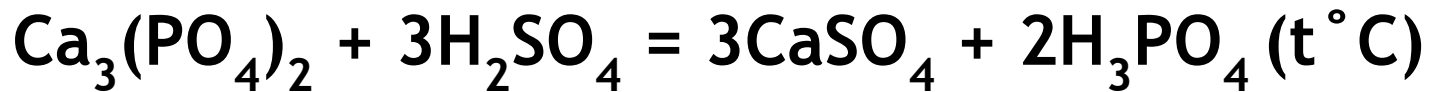


ПОЛУЧЕНИЕ:

- 1) Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой при нагревании:



- 2) Взаимодействие природной соли - ортофосфата кальция с серной кислотой при нагревании:

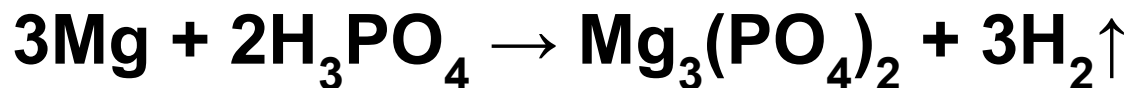


- 3) При взаимодействии фосфора с концентрированной азотной кислотой

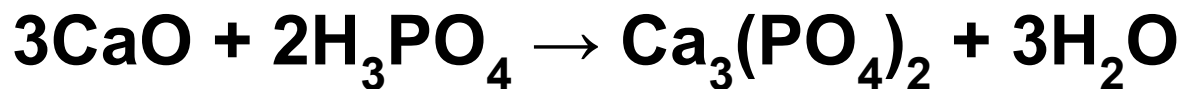


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

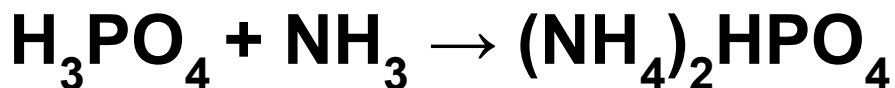
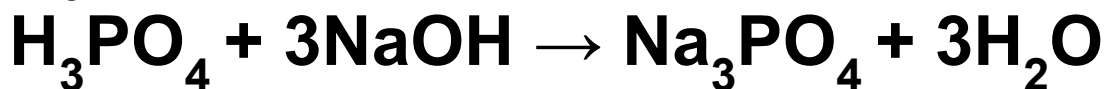
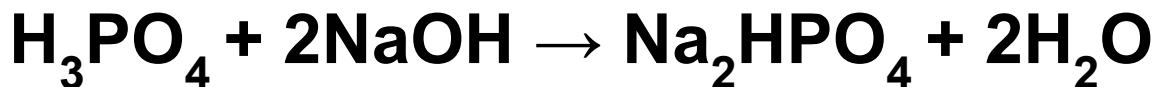
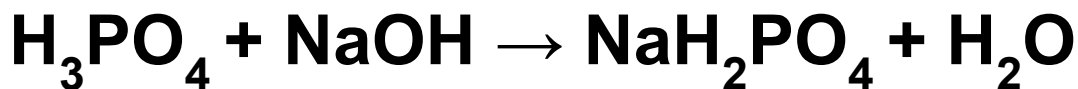
1.С металлами, стоящими в ряду напряжения металлов до водорода:



2.С основными оксидами:



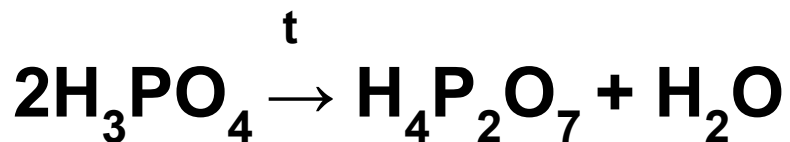
3.С основаниями и аммиаком:



4.С солями слабых кислот:



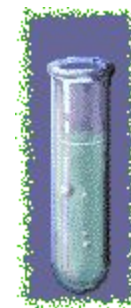
5.При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:



\xrightarrow{t} дифосфорная кислота



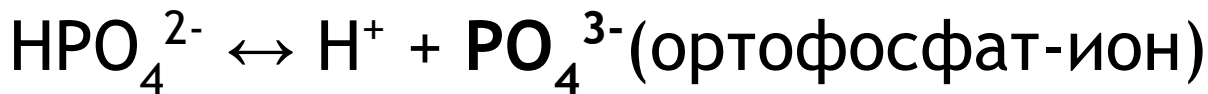
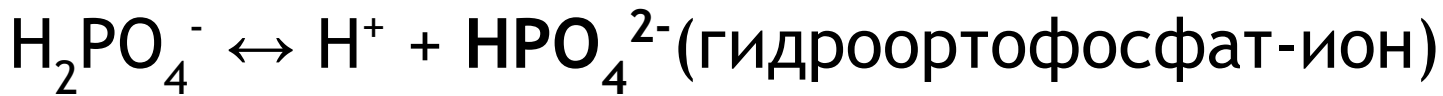
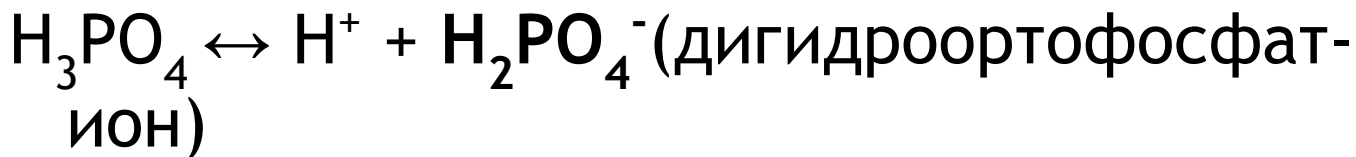
метафосфорная кислота



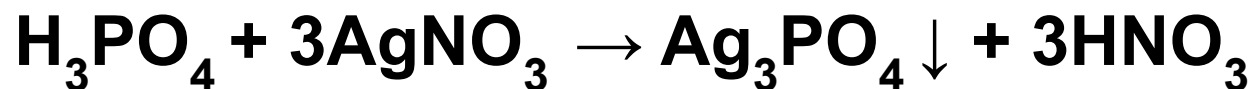
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

6. Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов на красный:

7 Ортофосфорная кислота диссоциирует ступенчато:



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



желтый осадок

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



СОЛИ ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

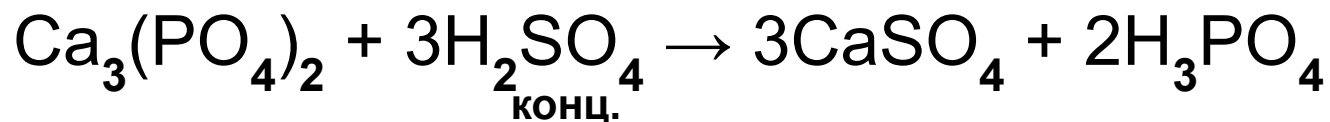
Различают средние соли - фосфаты (Na_3PO_4)

и кислые соли - гидрофосфаты (Na_2HPO_4) и дигидрофосфаты (NaH_2PO_4).

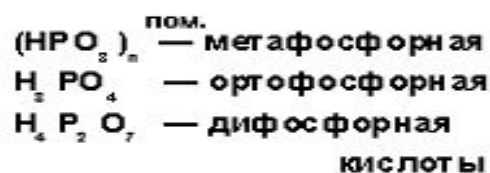
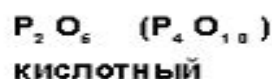
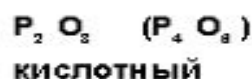
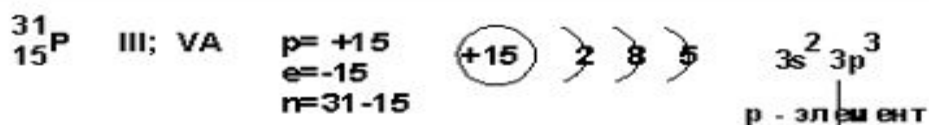
Растворимы в воде фосфаты и гидрофосфаты щелочных металлов и аммония.

Все дигидрофосфаты растворимы в воде.

Фосфорная кислота вытесняется более сильными кислотами из её солей:



А



Б



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

ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА

Около 80% от всего производства белого фосфора идет на синтез чистой ортофосфорной кислоты. Она используется для получения полифосфатов натрия (их применяют для снижения жесткости питьевой воды) и пищевых фосфатов. Оставшаяся часть белого фосфора расходуется для создания дымообразующих веществ и зажигательных смесей.



Полифосфат натрия

ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА: СПИЧКИ

Первые фосфорные спички – с головкой из белого фосфора – были созданы лишь 1827 г. Такие спички загорались при трении о любую поверхность, что нередко приводило к пожарам. Кроме того, белый фосфор очень ядовит. Описаны случаи отравления фосфорными спичками как из-за неосторожного обращения, так и с целью самоубийства: для этого достаточно было съесть несколько спичечных головок. Вот почему на смену фосфорным спичкам пришли безопасные, которые верно служат нам и по сей день. Промышленное производство безопасных спичек началось в Швеции в 60-х гг. XIX века.



ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА: СПИЧКИ

Зажигательная поверхность спичечного коробка покрыта смесью красного фосфора и порошка стекла. В состав спичечной головки входят окислители (PbO_2 , KClO_3 , BaCrO_4) и восстановители (S , Sb_2S_3). При трении от зажигательной поверхности смесь, нанесенная на спичку, воспламеняется.



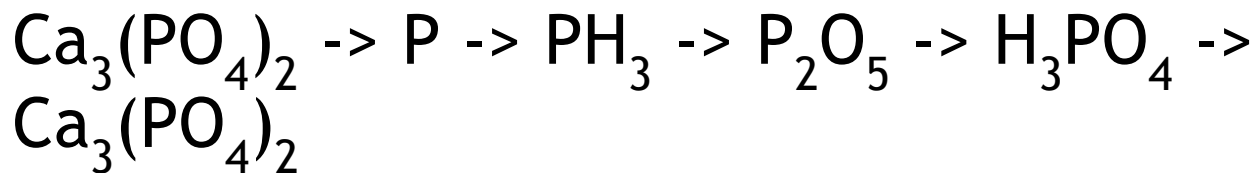
ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА

Интересны и другие применения ортофосфорной кислоты в промышленности. Например, было замечено, что пропитка древесины самой кислотой и ее солями делают дерево негорючим. На этой основе сейчас производят огнезащитные краски, негорючие фосфодревесные плиты, негорючий фосфатный пенопласт и другие строительные материалы.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ЗАКРЕПЛЕНИЯ

- Осуществите превращения по схеме:



Назовите вещества

- Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций ортофосфорной кислоты с:

1. калием
2. оксидом калия
3. гидроксидом калия
4. сульфитом калия