

30,973

15

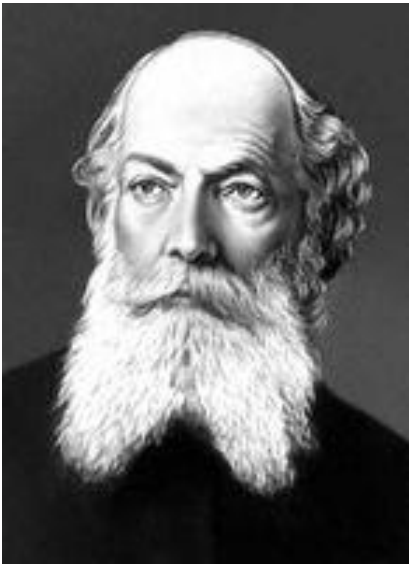
P

Phosphorus



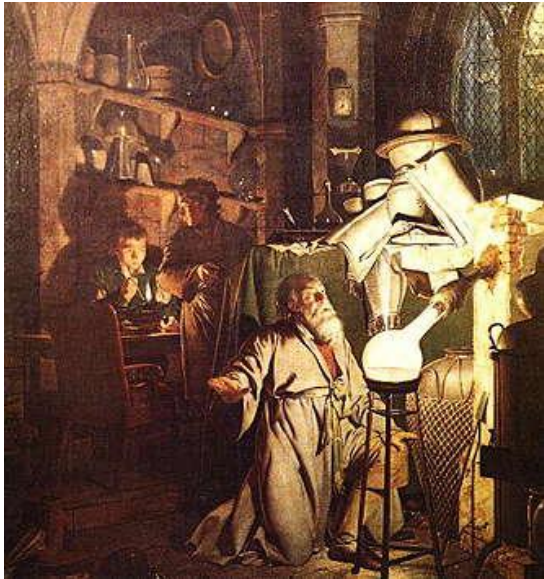
## Фосфор и его соединения

# 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.

# Природные соединения

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

Важнейшими минералами фосфора являются:

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



# Природные соединения



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



*Залежи фосфоритов находятся в районе гор Каратау.*

# Нахождение в природе



Фосфор входит в состав всех живых организмов. А именно он встречается в соединениях:



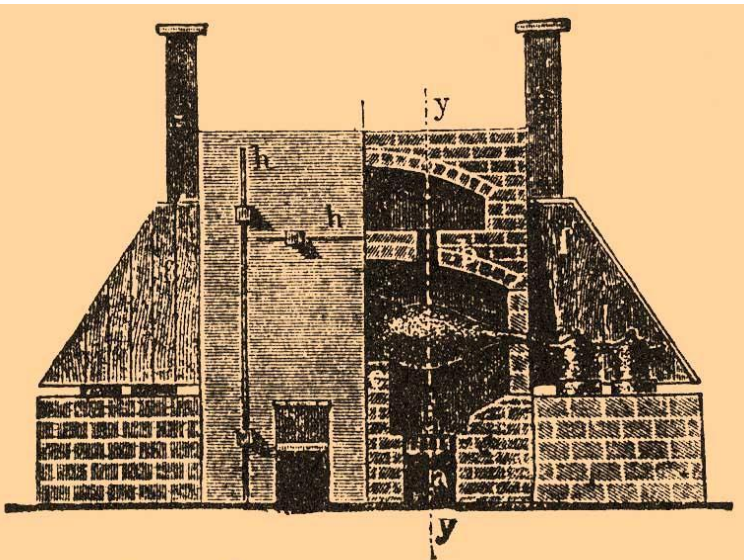
1. Белковых веществ, содержащихся в генеративных органах растений;
2. Нервной и костной тканей организмов животных и человека;
3. Мозговых клеток.

# Получение

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



Пары фосфора при этой температуре почти полностью состоят из молекул  $\text{P}_2$ , которые при охлаждении конденсируются в молекулы  $\text{P}_4$ .



Фиг. 2. Печь для добывания фосфора.

Печь для добывания фосфора



# Важнейшие соединения

$\text{H}_3\text{PO}_4$  фосфорная кислота

$\text{P}_2\text{O}_5$  оксид фосфора (V)





# Аллотропные модификации фосфора



# Физические свойства

- Элементарный фосфор в обычных условиях представляет собой несколько устойчивых аллотропических модификаций; вопрос аллотропии фосфора сложен и до конца не решён. Обычно выделяют четыре модификации простого вещества — белый, красный, черный и металлический фосфор.



<b>Характеристика вещества</b>	<b>Белый фосфор</b>	<b>Красный фосфор</b>	<b>Черный фосфор</b>
<b>1)Физическое состояние</b>	<b>Кристаллическое вещество</b>	<b>Порошкообразное вещество</b>	<b>Кристаллическое вещество</b>
<b>2)Твёрдость</b>	<b>Небольшая - можно резать ножом (под водой)</b>		<b>Выше чем у белого фосфора</b>
<b>3) Цвет</b>	<b>Белый</b>	<b>Красный</b>	<b>Черный</b>
<b>4)Запах</b>	<b>Чесночный</b>	<b>Не обладает</b>	<b>Не обладает</b>
<b>5)Плотность (в г/см3)</b>	<b>1,8</b>	<b>2,3</b>	<b>2,7</b>
<b>6)Растворимость в воде</b>	<b>Не растворяется</b>	<b>Не растворяется</b>	<b>Не растворяется</b>
<b>7)Температура плавления (в °С)</b>	<b>44</b>	<b>260</b>	<b>280</b>
<b>8)Свечение</b>	<b>В темноте светится</b>	<b>Не светится</b>	<b>Не светится</b>
<b>9)Действие на организм</b>	<b>Сильный яд</b>	<b>Не ядовит</b>	<b>Не ядовит</b>

# Аллотропные модификации



Горение белого фосфора



Хранение белого фосфора

- Белый фосфор окисляется кислородом уже при обычных условиях, а в тонкоизмельченном состоянии самовоспламеняется, поэтому его хранят под водой. Окисление фосфора сопровождается свечением. **Химическая энергия непосредственно превращается в световую.**



# Химические свойства

В химических реакциях проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

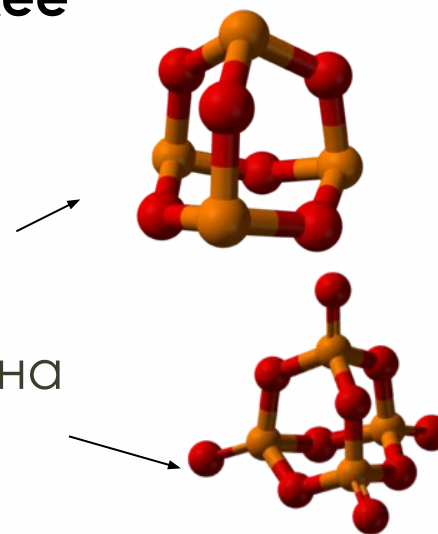
Как окислитель взаимодействует со многими **металлами**, образуя фосфиды.

Фосфор непосредственно **с водородом не реагирует**.

Как восстановитель взаимодействует **с более электроотрицательными неметаллами**.

При недостатке кислорода или при комнатной температуре окисляется до *оксида фосфора (III)*.

При сгорании фосфора в кислороде или на воздухе образуется *оксид фосфора (V)*.

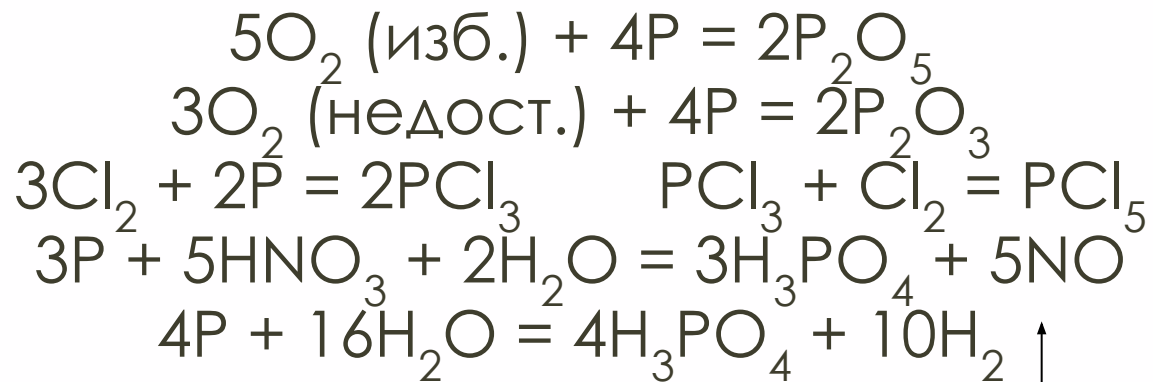


# Химические свойства

При длительном нагревании белого фосфора без доступа воздуха он желтеет и постепенно превращается в красный фосфор. При нагревании красного фосфора в тех же условиях он превращается в пар, при конденсации которого образуется белый фосфор.

Фосфор проявляет окислительные и восстановительные свойства.

Фосфор – восстановитель:



Фосфор – окислитель:



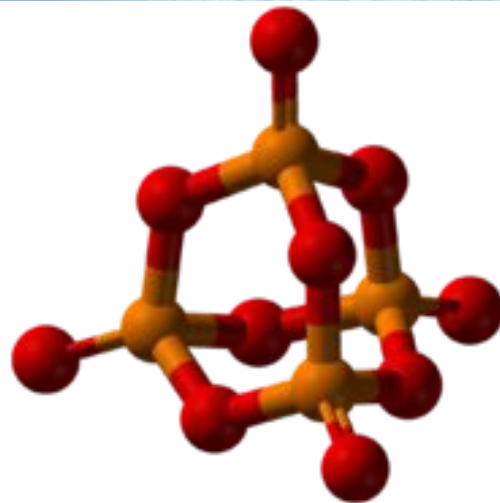
# Оксид фосфора (V)

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

Является типичным *кислотным оксидом*.

Взаимодействует с **основаниями** и **основными оксидами**.

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



# Физические свойства $P_2O_5$

**Белый, рыхлый порошок, гигроскопичный. Хранят в герметически закрытых сосудах.**





# Химические свойства $P_2O_5$

*Проявляет свойства кислотного оксида.*

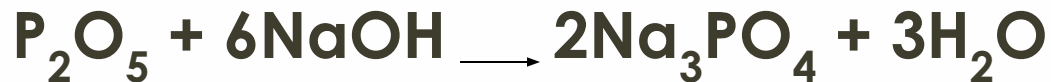
1) реагирует с водой:



2) реагирует с основными оксидами:

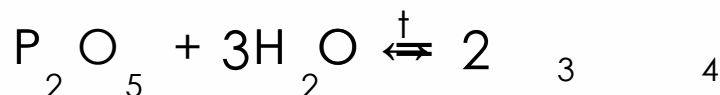


3) реагирует с основаниями:



# Ортофосфорная кислота

Получение.



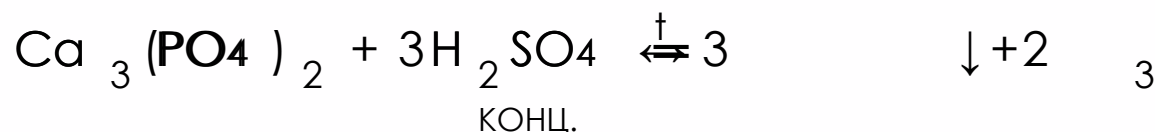
Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой при нагревании.

Этим способом получают чистую фосфорную кислоту, которую используют в пищевой промышленности как добавку к безалкогольным напиткам.



# Ортофосфорная кислота

Получение.



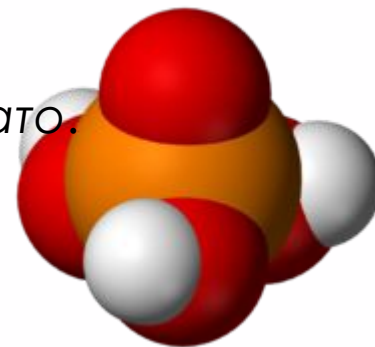
Вытеснение природных фосфатов более сильной кислотой при нагревании.

Фосфорная кислота, полученная переработкой природных фосфатов, идёт на производство минеральных удобрений.



# Ортофосфорная кислота

- Ортофосфорная кислота диссоциирует ступенчато.  
 $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$  (дигидрофосфат-ион)
- ~~кристаллическое~~  
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$  (гидрофосфат-ион)
- нелетучее,  $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$  (фосфат-ион)
- Твердые соли почти всех металлов в воде не растворимы.
- Бесцветное вещество. Дигидрофосфаты всех металлов хорошо растворимы в воде.  
Гидрофосфаты по растворимости занимают промежуточное положение.
- В неводных средах в виде дробных соотношениях.
- Проявляет все свойства кислот.
- Не является сильной в водном растворе.

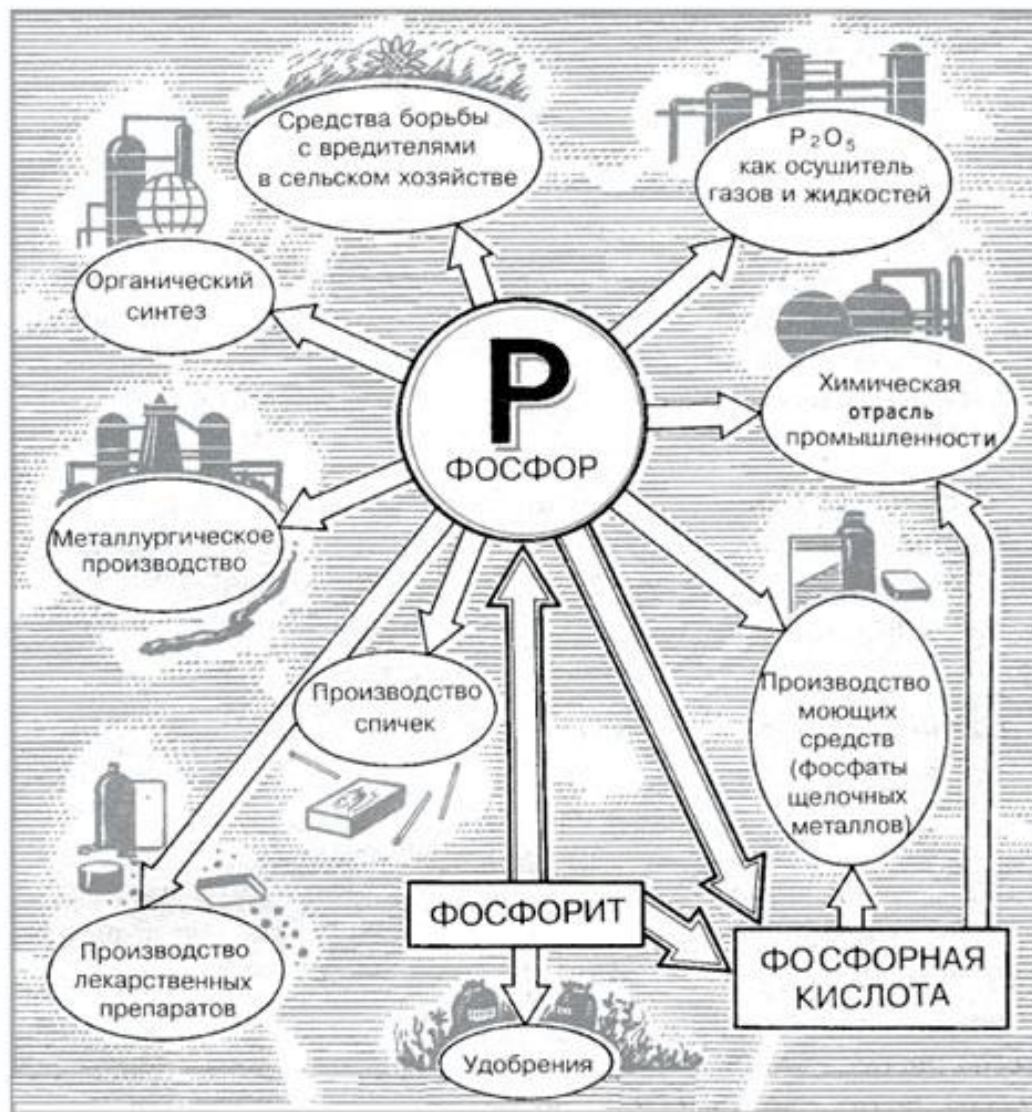




# Круговорот фосфора в природе



# Применение фосфора



# 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 в 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 ( $\text{PbO}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{BaCrO}_4$ ) и восстановители ( $\text{S}$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ). При трении от зажигательной поверхности смесь, нанесенная на спичку, воспламеняется.



# Применение фосфора

Немало ортофосфорной кислоты потребляет *пищевая промышленность*. Дело в том, что на вкус разбавленная ортофосфорная кислота очень приятна и небольшие ее добавки в мармелад, лимонады и сиропы заметно улучшают их вкусовые качества. Этим же свойством обладают и некоторые соли фосфорной кислоты. Гидрофосфаты кальция, например, с давних пор входят в хлебопекарные порошки, улучшая вкус булочек и хлеба.



# 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.



**Необходим ли  
фосфор  
человеку?**

# Значение фосфора

Фосфор является основой скелета человека и зубов.

Живые организмы не могут обходиться без фосфора.

Значение фосфора состоит в том, что сахара и жирные кислоты не могут быть использованы клетками в качестве источников энергии без предварительного фосфорилирования.

Целый ряд соединений фосфора используют в качестве лекарственных препаратов.



# Биологическая роль фосфора

- ✓ Суточная потребность для взрослого человека 1 грамм
- ✓ Входит в состав скелета
- ✓ Входит в состав зубной ткани
- ✓ Соединения фосфора принимают участие в обмене энергии
- ✓ Необходим для нормальной мышечной и умственной деятельности

# Реакция организма на недостаток и избыток фосфора

## ▣ Недостаток фосфора

Развивается заболевание рахит, снижается умственная и мышечная деятельность.

## ▣ Избыток фосфора

Развивается мочекаменная болезнь, соединения фосфора высоко токсичны (летальная доза 60 мг.).

*Спасибо за внимание!*