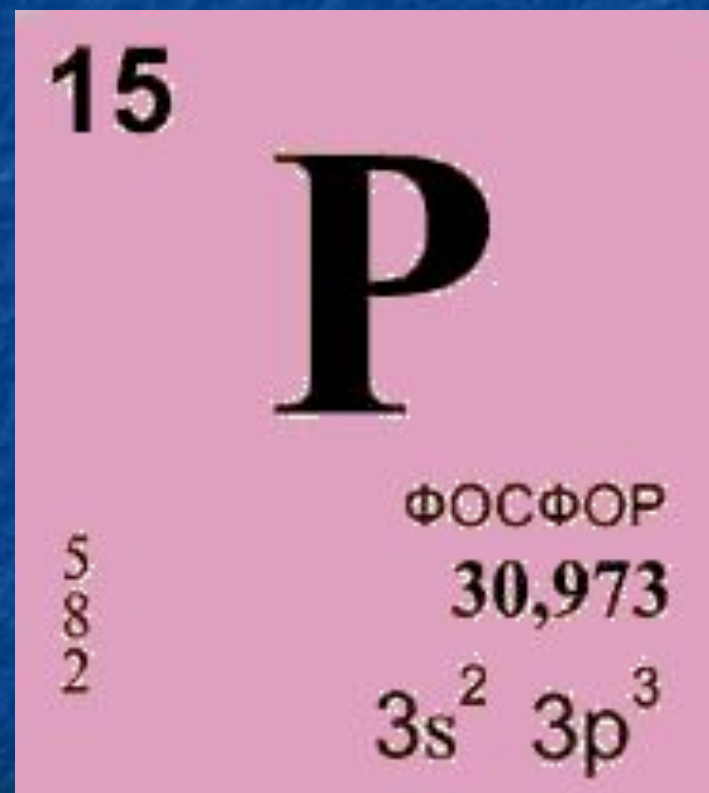
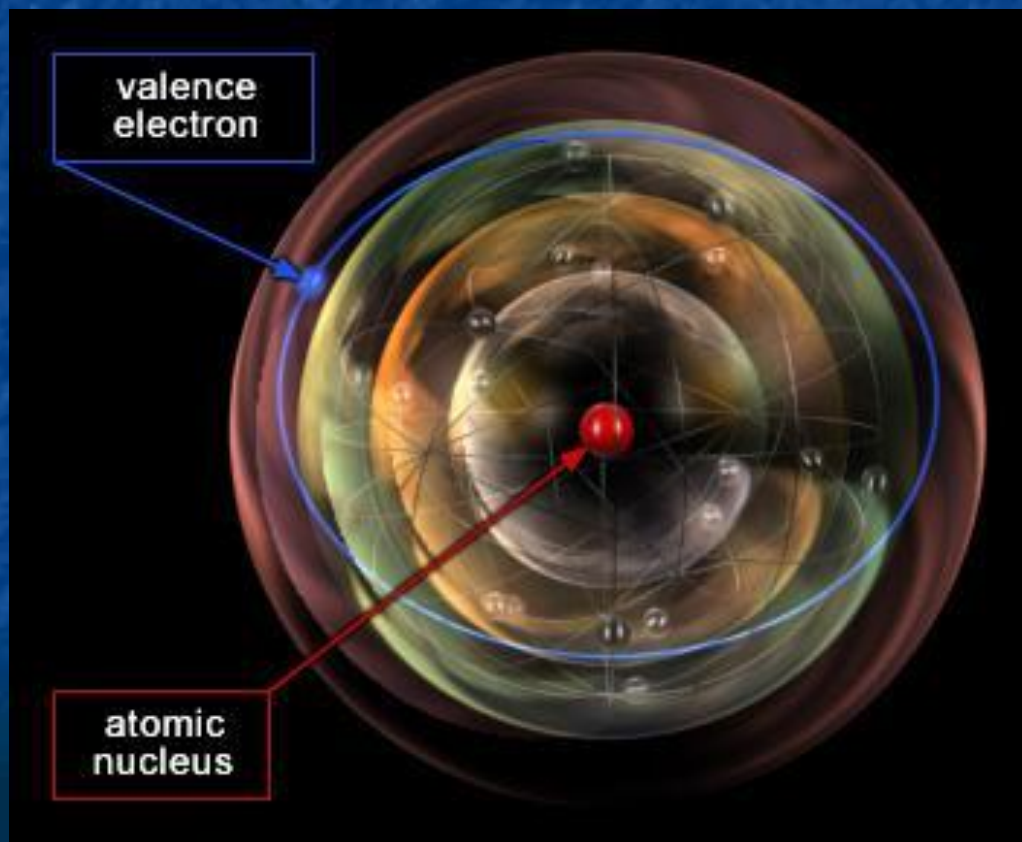


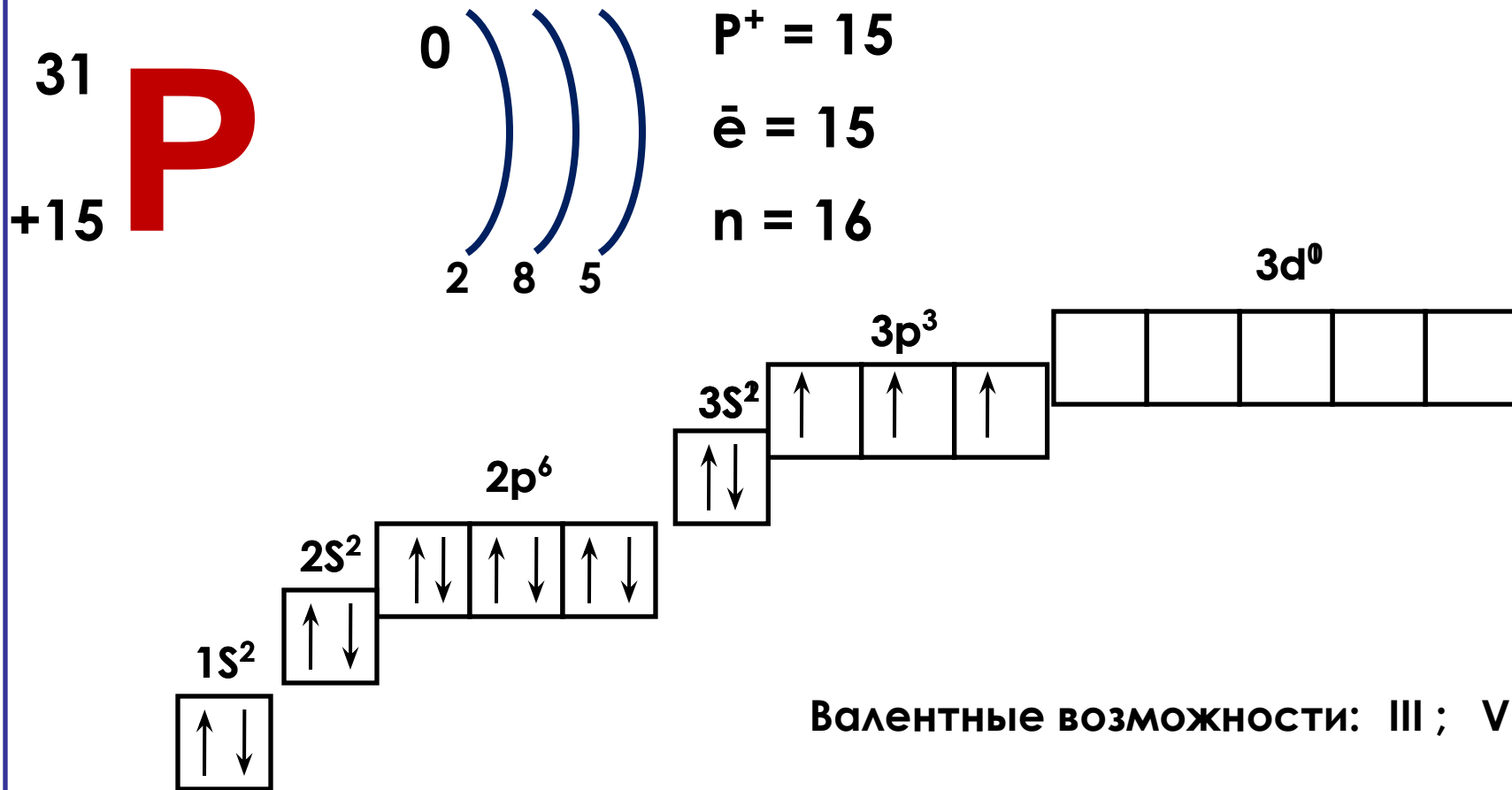
# Фосфор: строение и свойства



# Строение атома фосфора



# ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ



Краткая электронная запись - \_\_\_\_\_

# Общая характеристика.

- неметалл,
- $A_r=31$
- V группа, главная подгруппа
- 3 период, 3 ряд
- степени окисления  $-3, 0, +1, +3, +5$ .
- оксиды **P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** и P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> - оба оксида кислотные
- Кислоты:
- **H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>** –фосфористая кислота
- **H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>** –фосфорная кислота
- летучее водородное соединение **PH<sub>3</sub>**-газ фосфин ( связь ковалентная почти неполярная)

■ **P** *Фосфор*

■ ( *Phosphorus-Светоносец* )

■



# АЛЛОТРОПИЯ



↑ 200°C  
Конденсация паров

↑ 400°C  
P 12000 МПа  
кат. - Hg

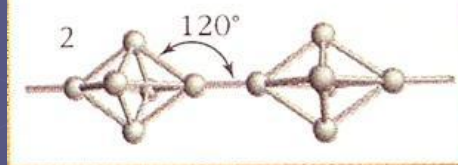
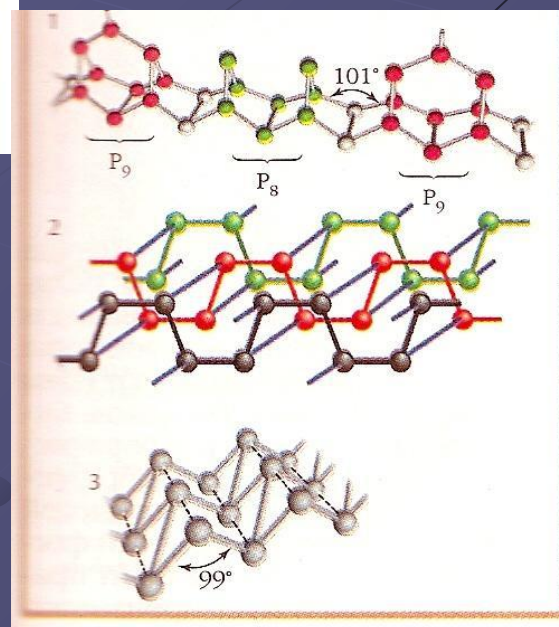
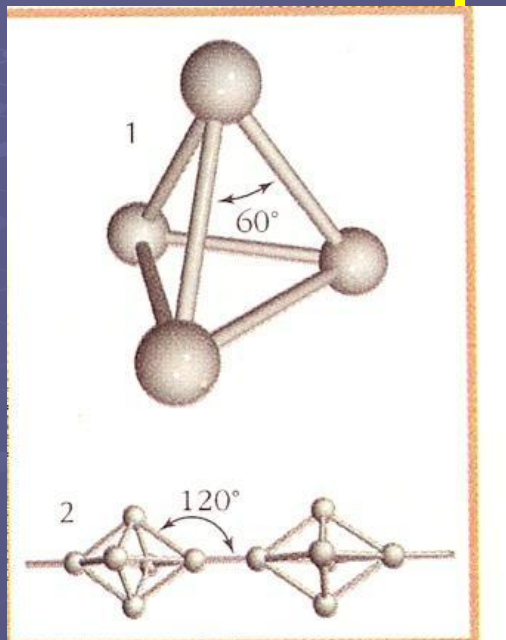


↑ 400°C  
P 12000 МПа  
кат. - Hg



# Кристаллические решётки

- Рис. 1 Строение белого и красного фосфора
- Рис. 2 Строение фиолетового (1) и чёрного (2,3 – разные проекции) фосфора



# БЕЛЫЙ ФОСФОР



Воскообразное, прозрачное вещество с характерным запахом, в присутствии примесей - следов красного Фосфора, мышьяка, железа и т. п. - окрашен в желтый цвет. Температура плавления  $44,1^{\circ}\text{C}$ . Медленно окисляется кислородом воздуха уже при комнатной температуре и светится (бледно-зелёное свечение). Белый фосфор активен химически и весьма ядовит.

# КРАСНЫЙ ФОСФОР



**Темно-малиновый порошок. Нерастворим в воде и сероуглероде. Химическая активность значительно ниже, чем у белого. На воздухе окисляется медленно, не светится в темноте. Самовоспламеняется при трении или ударе. При нагревании превращается в пар, при охлаждении которого образуется в основном белый фосфор. Ядовитость красного фосфора в тысячи раз меньше, чем у белого.**



# ЧЕРНЫЙ ФОСФОР



Чёрное вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь и весьма похожее на графит. Не растворим в воде или органических растворителях. Поджечь чёрный фосфор можно, только предварительно сильно раскалив в атмосфере чистого кислорода до  $400\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Удивительным свойством чёрного фосфора является его способность проводить электрический ток и свойства полупроводника. Температура плавления чёрного фосфора  $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$  под давлением  $18 \cdot 10^5\text{ Па}$ .

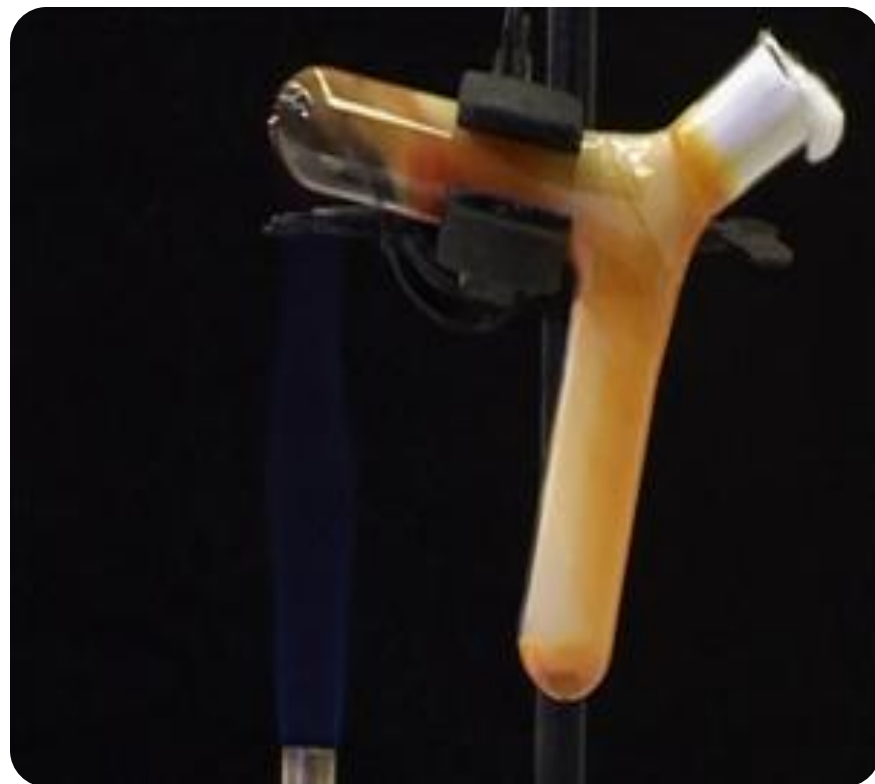
# АЛЛОТРОПИЯ

## Переход красного фосфора в белый

В одно колено сосуда Ландольта поместим немного красного фосфора. Закроем отверстие сосуда плотным комком ваты. Закрепим сосуд Ландольта в штативе. Нагреем колено. Через некоторое время наблюдаем, как белый фосфор конденсируется на холодных стенках второго колена. Цвет фосфора не белый, а оранжевый, что обусловлено примесями красного фосфора. После остывания сосуда опускаем в него металлическую проволоку. Частицы белого фосфора загораются на воздухе.

Оборудование: сосуд Ландольта, горелка, штатив, вата.

Техника безопасности. Опыт следует проводить под тягой. Соблюдать правила обращения с белым фосфором. Не допускать попадания белого фосфора на кожу. После проведения опыта залить сосуд Ландольта насыщенным раствором медного купороса.



# Сравнение свойств разновидностей фосфора

Аллотропное видоизменение	Строение вещества	Свойства вещества
<b>Фосфор белый (жёлтый)</b>	Имеет молекулярную кристаллическую решетку кубического типа, состоящую из молекул P <sub>4</sub> , которые могут свободно вращаться, связаны очень непрочными связями и имеют форму тетраэдра.	В чистом виде совершенно бесцветен и прозрачен, продажный продукт окрашен в желтоватый цвет и по внешнему виду похож на воск. На холоду хрупок, мягкий при темп. выше 15 градусов Цельсия, с характерным запахом. Легоплавок и летуч. Очень ядовит. Не растворяется в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде. Светится в темноте. В порошке самовоспламеняется. При темп. 34оС. Поэтому его хранят под водой.
<b>Фосфор красный</b>	Имеет аморфное строение или атомную кристаллическую решетку, полимерное строение: тетраэдры P <sub>4</sub> связаны в бесконечные цепи. Несколько отличен «фиолетовый фосфор», состоящий из группировок P <sub>8</sub> и P <sub>9</sub> , уложенных в длинные трубчатые структуры с пятиугольным сечением.	Порошок красно-бурого цвета (название красный относится сразу к нескольким модификациям, отличающимся по плотности и окраске от оранжевой до тёмнокрасной и даже фиолетовой), не ядовит. Не растворяется ни в воде, ни в сероуглероде. Не светится в темноте. Загорается лишь при поджигании, а самовоспламеняется при темп. более 200оС
<b>Фосфор чёрный</b>	Кристаллическая форма. Построен из объёмных шестиугольников с атомами фосфора в вершинах, связанных друг с другом в слои (напоминает графит)	Наименее активная форма. Внешне похож на графит. При нагревании без доступа воздуха переходит в пар, из которого конденсируется белый фосфор

# Итоги торгов

Название предприятия	Вещество	Свойство	Применение
Спичечная фабрика	Красный фосфор	Способность воспламеняться при трении	Входит в состав смеси, которую наносят на спичку и боковые поверхности спичечного коробка. При трении фосфор воспламеняется, поджигает состав головки, а от него загорается дерево.
Завод по производству пироматериалов	Белый фосфор	Легко загорается, образуя мельчайшие частички $P_2O_5$ .	Производство дымовых завес, зажигательных и дымовых снарядов, бомб.
Завод цветных металлов	Красный фосфор	Легко вступает в реакции с различными простыми и сложными веществами при нагревании.	В производстве сплавов цветных металлов как раскислитель, как легирующая добавка (оловянистая бронза). Производство магнитомягких сплавов и полупроводниковых фосфидов.
Завод по производству фосфорной кислоты	Белый фосфор	Реакционноспособность	Производят фосфорную кислоту, минеральные удобрения, полифосфаты натрия (для умягчения воды) и красный фосфор

# Нахождение в природе.

- Содержание фосфора в земной коре составляет  $9,3 \cdot 10^{-2}$  (по массе). В природе фосфор встречается только в виде соединений. Основными минералами фосфора являются фосфорит  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  и апатит  $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ .
- Кроме того, фосфор входит в состав белковых веществ, а также костей и зубов.



# ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

## Апатит



Апатит

**Формула**  $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$

**Цвет** белый, зеленый, сине-зеленый, голубой, фиолетовый, редко красный

**Блеск** Стеклянный до жирного

**Прозрачность**

Прозрачный, просвечивающий

**Плотность** 3,2—3,4 г/см<sup>3</sup>

# ПРИРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

## Фосфорит



### Формула

( $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$  или  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ )

**Цвет** беловатый, сероватый, желтоватый или бурый

### Прозрачность

Непрозрачный,

**Плотность** 5 г/см<sup>3</sup>

# Получение.

- **Фосфор получают в электрических печах по реакции:**
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{P} + 3\text{CaSiO}_3 + 5\text{CO},$   
( $t=1500\text{ }^\circ\text{C}$ ).
- При быстрой конденсации паров под водой образуется белый фосфор. Красный фосфор образуется из белого при длительном нагревании его без доступа воздуха:
- $\text{P} (\text{бел.}) \rightarrow \text{P} (\text{красн.}),$   
( $t = 280-340\text{ }^\circ\text{C}$ )



- Черный фосфор получают из белого нагреванием при 200 °С и давлении  $1,2 \cdot 10^6$  кПа или в присутствии **Hg** (катализатора) при обычном давлении.

# Физические свойства.

- *Белый фосфор*



- Он чрезвычайно
- ядовит !



- Мягкое, бесцветное, воскообразное вещество. Он легкоплавок (температура плавления  $44,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ , температура кипения  $275\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), летуч, растворяется в сероуглероде и в ряде органических растворителей, светится в темноте
- (в результате медленного окисления - хемилюминесценция).

- *Красный фосфор*



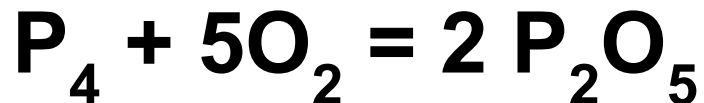
- **Не ядовит!**

- в зависимости от способов получения обладает различными свойствами. Например, его плотность изменяется в интервале
- 2-2,4 г/см<sup>3</sup>, температура плавления 585-600 °С, цвет от темно-коричневого до красного и фиолетового. Красный фосфор практически не растворяется ни в одном растворителе,
- **в темноте не светится**

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

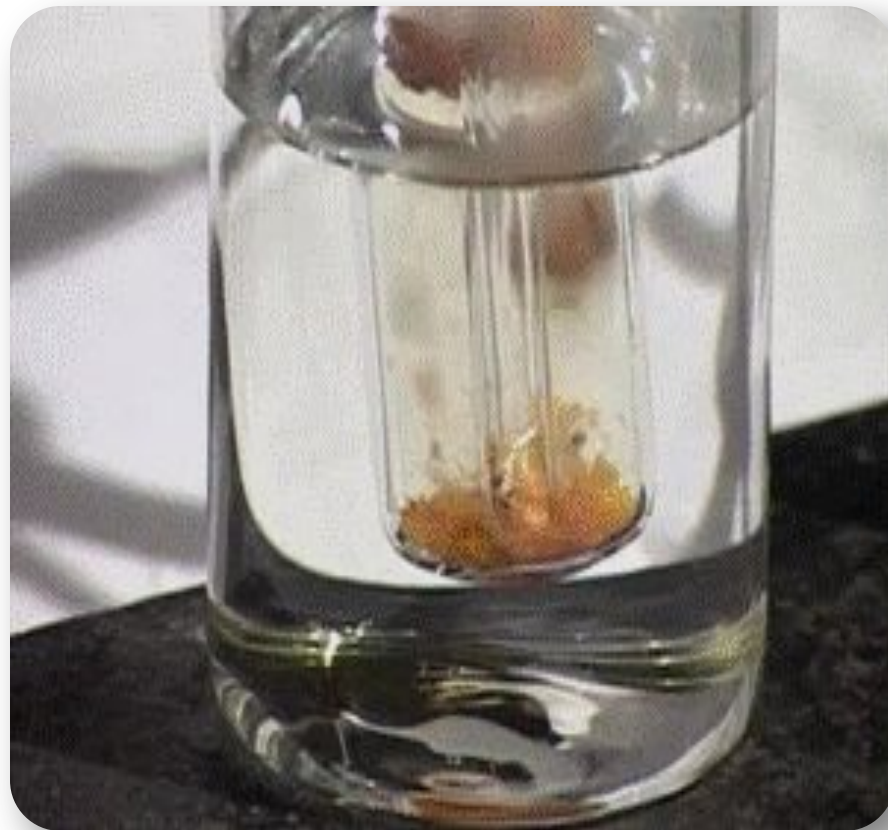
## Горение белого фосфора

Белый фосфор горит в кислороде. Удивительно, что это может происходить и под водой. Нагреем фосфор в пробирке с водой до начала плавления фосфора. Подадим кислород в пробирку с расплавленным фосфором. Соприкоснувшись с пузырьками кислорода, белый фосфор загорается.



**Оборудование:** газометр, стакан химический, пробирка.

**Техника безопасности.** Опыт следует проводить под тягой. Соблюдать правила обращения с белым фосфором. Не допускать попадания белого фосфора на кожу.



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

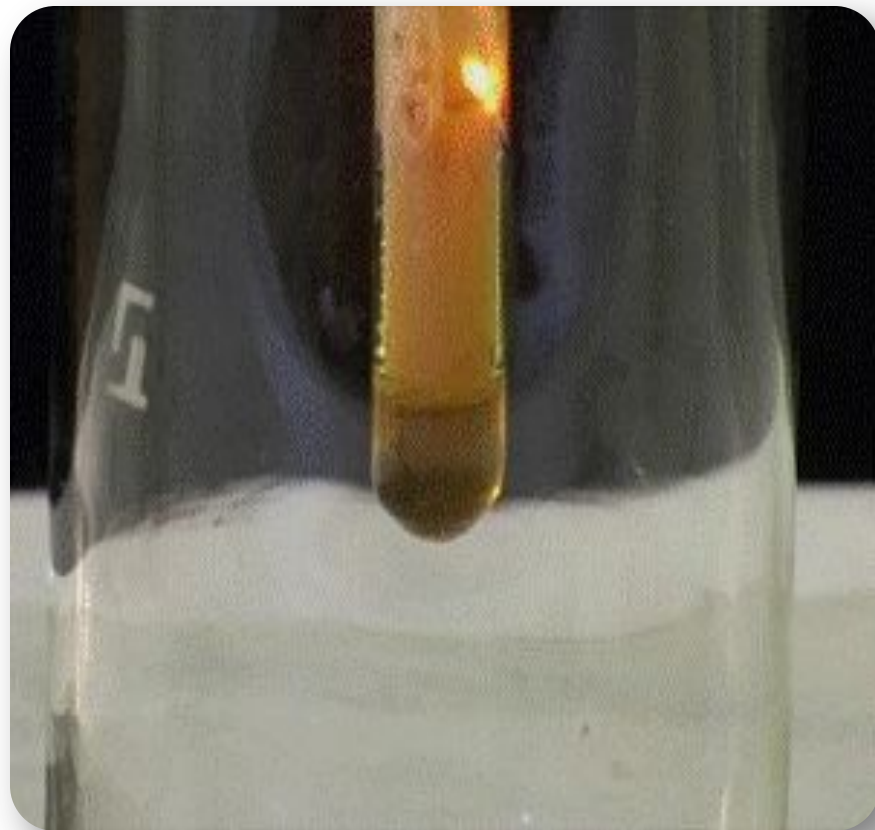
## Взаимодействие с азотной кислотой

Безводная азотная кислота – сильный окислитель. Поэтому она легко взаимодействует с красным и белым фосфором. Реакция с белым фосфором протекает очень бурно. Иногда она сопровождается взрывом. В небольшую пробирку осторожно нальем немного азотной кислоты. В целях безопасности поместим пробирку в стакан. Осушим кусочек белого фосфора и бросим в пробирку с кислотой. Через несколько секунд белый фосфор расплавляется и энергично сгорает. Продуктами взаимодействия белого фосфора с кислотой являются метафосфорная кислота, оксиды азота и вода.



**Оборудование:** стакан толстостенный, закрепленная в стакане пробирка, пинцет, скальпель, фильтровальная бумага.

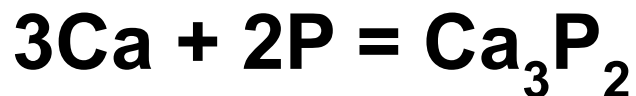
**Техника безопасности.** Опыт должен проводиться под тягой и в защитных перчатках. Соблюдать правила обращения с концентрированными кислотами и с белым фосфором. Не допускать попадания фосфора на кожу.



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

## Взаимодействие с кальцием

Красный фосфор при нагревании взаимодействует с активными металлами. Смешаем опилки кальция с порошком красного фосфора. Поместим смесь в стеклянную трубку. Нагреем смесь. Взаимодействие фосфора с кальцием сопровождается вспышками. В результате реакции образуется фосфид кальция – твердое вещество светло-коричневого цвета.



Часть красного фосфора при нагревании и от теплоты протекающей реакции превращается в белый фосфор. Пары белого фосфора загораются при выходе из трубки.

**Оборудование:** штатив, трубка стеклянная, горелка, палочка стеклянная.

**Техника безопасности.** Соблюдать правила обращения с белым фосфором. Не допускать попадания белого фосфора на кожу. Опыт проводить под тягой.



# ОКСИДЫ ФОСФОРА

## $P_2O_5$ - оксид фосфора (V) (фосфорный ангидрид),

- в парообразном состоянии имеет состав  $P_4O_{10}$ . Он представляет собой белый порошок, температура плавления  $422\text{ }^\circ\text{C}$ , температура кипения  $591\text{ }^\circ\text{C}$ .  
Оксид фосфора (V)  
гигроскопичен .
- Получают его сжиганием фосфора в **избытке** сухого воздуха.
- $4P + 5O_2(\text{изб.}) = 2P_2O_5$
- **Это кислотный оксид**
- ( **вспомни свойства кислотных оксидов** ).  
При соединении с водой образует две кислоты:



- **метафосфорная кислота**



- **ортофосфорная кислота**



# применение

- Применяют оксид фосфора (V) для осушки газов и жидкостей, не реагирующих с ним, для получения фосфорных кислот, оксид фосфора является компонентом фосфатных стекол.

# $\text{P}_2\text{O}_3$ ( $\text{P}_4\text{O}_6$ ) - оксид фосфора (III) (фосфористый ангидрид),

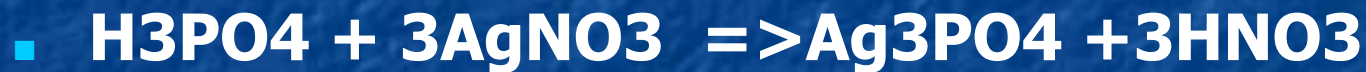
- температура плавления  $-23,9\text{ }^\circ\text{C}$ ,
- температура кипения  $-175,4\text{ }^\circ\text{C}$ ,
- плотность -
- $2,135\text{ г/см}^3$ .
- Получают его окислением фосфора кислородом воздуха:
  - $\text{P}_4 + 3\text{O}_2 (\text{нед.}) = \text{P}_2\text{O}_6$ .
- Это кислотный оксид:
  - $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$ .

# ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА

- **$H_3PO_4$**  - трехосновная минеральная кислота.
- **2.Физические свойства:**
- Безводная ортофосфорная кислота - это бесцветное кристаллическое вещество, плавящееся при  $t = 42,35 \text{ }^\circ\text{C}$ , хорошо растворима в воде.

# Качественная реакция на

фосфат ион <sup>3-</sup> - PO<sub>4</sub>



*жёлтый осадок*

<sup>3-</sup> +



*жёлтый осадок*

# 4. Применение.

- $\text{H}_3\text{PO}_4$  используют для получения фосфорных удобрений, для создания защитных покрытий на металлах, в фармацевтической промышленности, в органическом синтезе.
- Ортофосфорная кислота играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений.
- Её остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты – АТФ, при разложении
- которой выделяется большое количество энергии. Остатки ортофосфорной кислоты входят так же в состав рибонуклеиновых (РНК) и дезоксирибонуклеиновых кислот (ДНК)



# КРУГОВОРОТ В ПРИРОДЕ

