

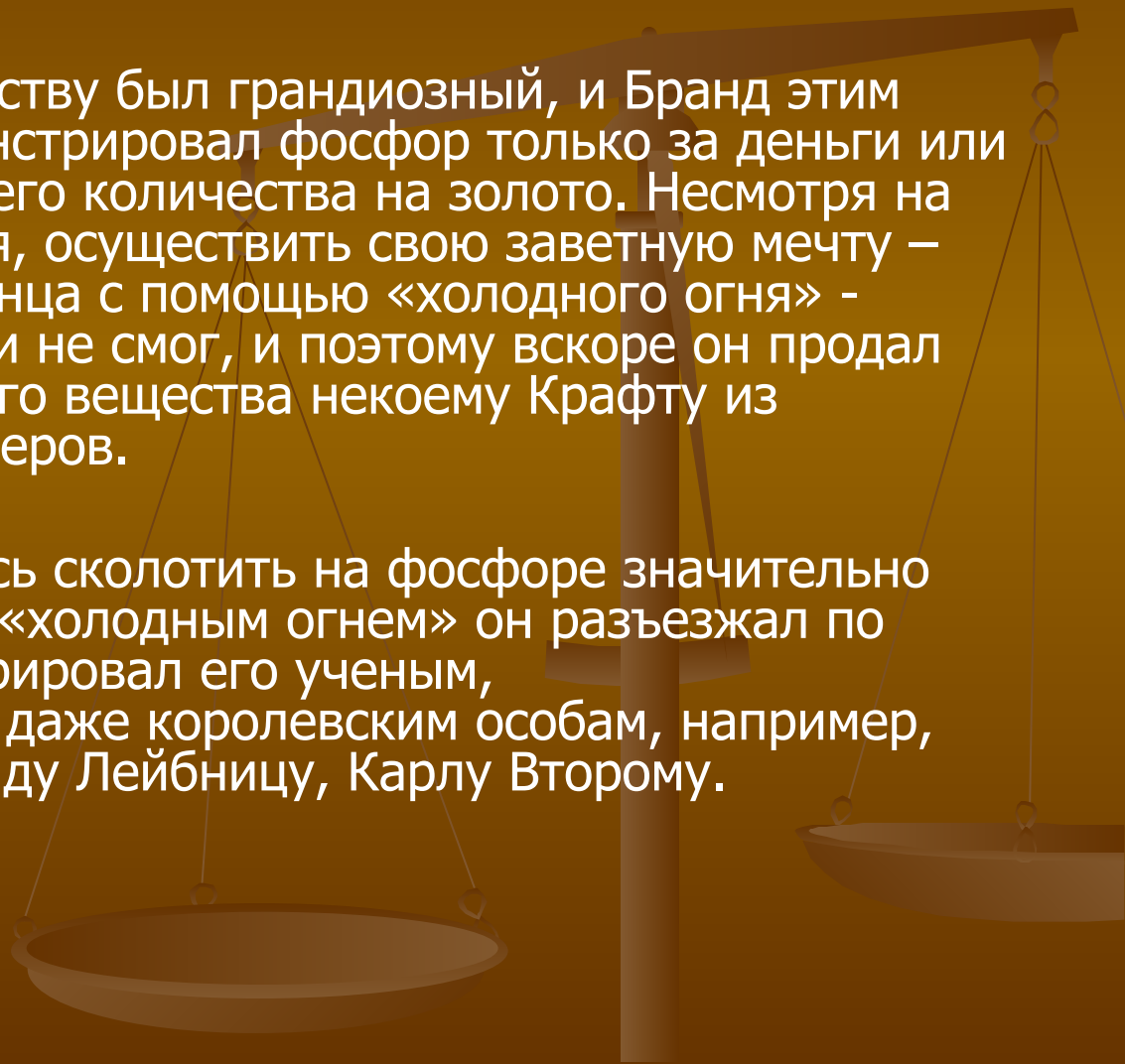
**Учащегося группы № 3  
Тюрина Никиты.**

# История открытия фосфора.

Фосфор был открыт в 1669 г. алхимиком Брандтом, когда он в поисках "философского камня" сильно нагревал сухой остаток мочи с углем без доступа воздуха. Выделенное вещество светилось на воздухе и затем загоралось. За это свойство Брандт дал ему название "фосфор", т. е. носящий свет ("светоносец").



- В 1682 Бранд опубликовал результаты своих исследований, и сейчас он справедливо считается первооткрывателем элемента № 15. Фосфор явился первым элементом, открытие которого документально зафиксировано, и его первооткрыватель известен.
- Интерес к новому веществу был грандиозный, и Бранд этим пользовался – он демонстрировал фосфор только за деньги или обменивал небольшие его количества на золото. Несмотря на многочисленные усилия, осуществить свою заветную мечту – получить золото из свинца с помощью «холодного огня» - гамбургский купец так и не смог, и поэтому вскоре он продал рецепт получения нового вещества некоему Крафту из Дрездена за двести талеров.
- Новому хозяину удалось сколотить на фосфоре значительно бóльшее состояние – с «холодным огнем» он разъезжал по всей Европе и демонстрировал его ученым, высокопоставленным и даже королевским особам, например, Роберту Бойлю, Готфриду Лейбницу, Карлу Второму.



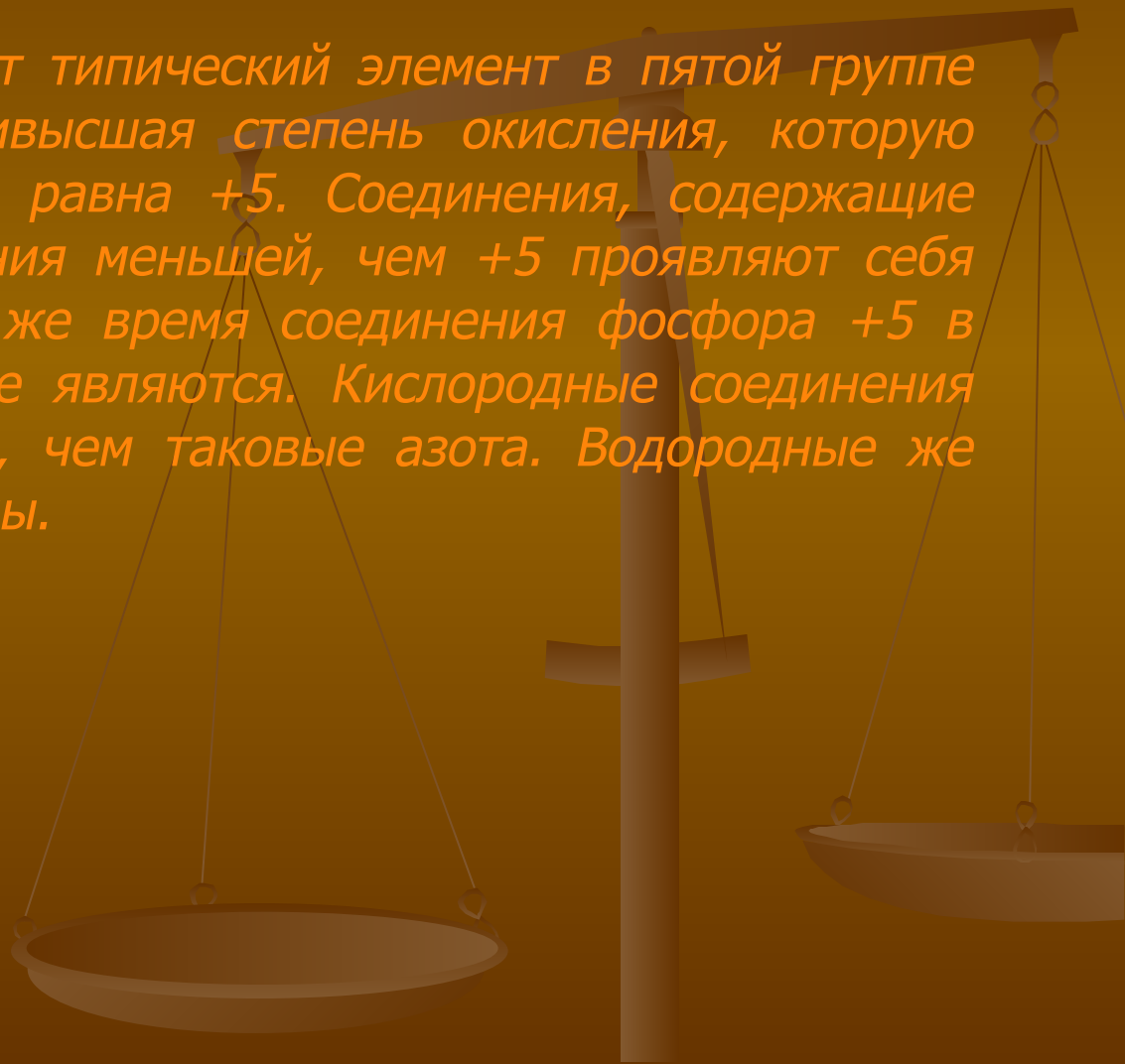


Карл Вильгельм Шееле

После открытия еще сто лет фосфор был редким и дорогим веществом, т. к. содержание в моче его ничтожно мало, а добывание сложно. И лишь после 1771 г., когда шведский химик Шееле разработал способ получения фосфора из костей, стало возможным получение его в значительных количествах.

# Особенности фосфора.

*Второй типичный элемент типичный элемент в пятой группе является неметаллом. Наивысшая степень окисления, которую может проявлять фосфор, равна +5. Соединения, содержащие фосфор в степени окисления меньшей, чем +5 проявляют себя как восстановители. В то же время соединения фосфора +5 в растворах окислителями не являются. Кислородные соединения фосфора более устойчивы, чем таковые азота. Водородные же соединения менее стабильны.*



# Природные соединения и получение фосфора.

По распространенности в земной коре фосфор опережает азот, серу и хлор. В отличие от азота фосфор встречается в природе только в виде соединений. Наиболее важные минералы фосфора - апатит  $\text{Ca}_5\text{X}(\text{PO}_4)_3$  (X - фтор, реже хлор и гидроксильная группа) и фосфорит основой которого является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Кроме того, фосфор входит в состав некоторых белковых веществ (а также костей и зубов) и содержится в растениях и организмах животных и человека.



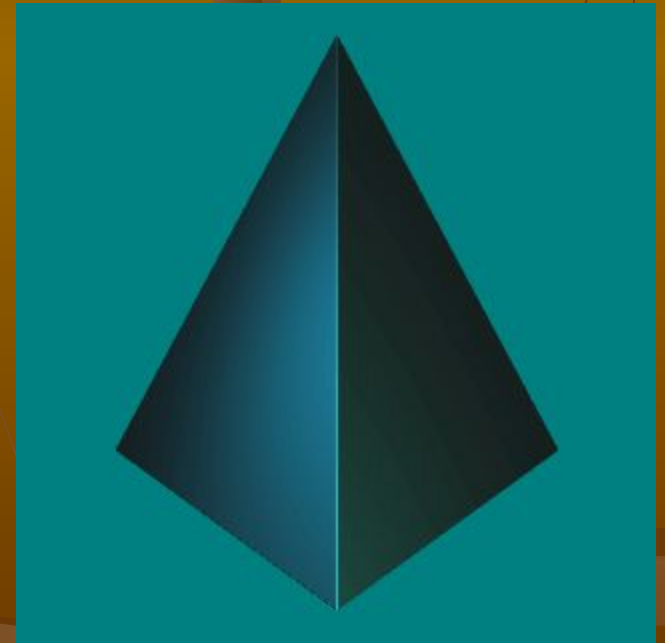
Из природного фосфорсодержащего сырья свободный фосфор получают высокотемпературным восстановлением (1500 град.С) коксом в присутствии песка. Последний связывает оксид кальция в шлак - силикат кальция. В случае восстановления фосфорита суммарная реакция может быть представлена уравнением:



Образующийся угарный газ и парообразный фосфор поступают в холодильник с водой, где происходит конденсация с образованием твердого белого фосфора.

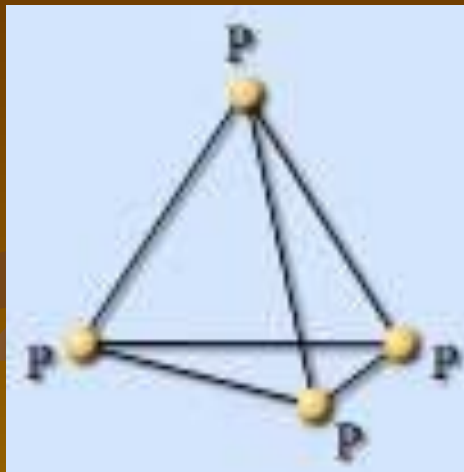
# Физические и химические свойства.

Ниже 1000 град.С пары фосфора содержат четырехатомные молекулы  $P_4$ , имеющие форму тетраэдра. При более высоких температурах происходит термическая диссоциация и в смеси возрастает содержание двухатомных молекул  $P_2$ . Распад последних на атомы фосфора наступает выше 2500 град.С.





Белая модификация фосфора, получающаяся при конденсации паров, имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой дислоцированы молекулы  $P_4$ . Из-за слабости межмолекулярных сил белый фосфор летуч, легкоплавок, режется ножом и растворяется в неполярных растворителях, например в сероуглероде. Белый фосфор весьма реакционноспособное вещество. Он энергично взаимодействует с кислородом, галогенами, серой и металлами. Окисление фосфора на воздухе сопровождается разогреванием и свечением. Поэтому белый фосфор хранят под водой, с которой он не реагирует. Белый фосфор очень токсичен.



При длительном хранении, а также при нагревании белый фосфор переходит в красную модификацию. Красный фосфор представляет собой полимерное вещество, нерастворимое в сероуглероде, менее токсичное, чем белый фосфор. Окисляется красный фосфор труднее белого, не светится в темноте и воспламеняется лишь при 250 град.С.



Наиболее стабильной модификацией фосфора является черный фосфор. Его получают аллотропным превращением белого фосфора при температуре 220 град.С и давлении 1200 МПа. По внешнему виду он напоминает графит. Кристаллическая структура черного фосфора слоистая, состоящая из гофрированных слоев.



Как и в красном фосфоре, здесь каждый атом фосфора связан ковалентными связями с тремя соседями. Расстояние между атомами фосфора 0,387 нм. Белый и красный фосфор - диэлектрики, а черный фосфор - полупроводник с шириной запрещенной зоны 0,33 эВ. В химическом отношении черный фосфор наименее реакционноспособен, воспламеняется лишь при нагревании выше 400 град.С.

Окислительную функцию проявляет фосфор при взаимодействии с металлами:



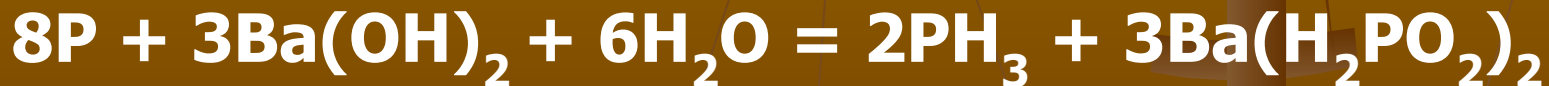
Как восстановитель фосфор выступает в реакциях с активными неметаллами - галогенами, кислородом, серой, а также с сильными окислителями:



С кислородом и хлором взаимодействует аналогично.

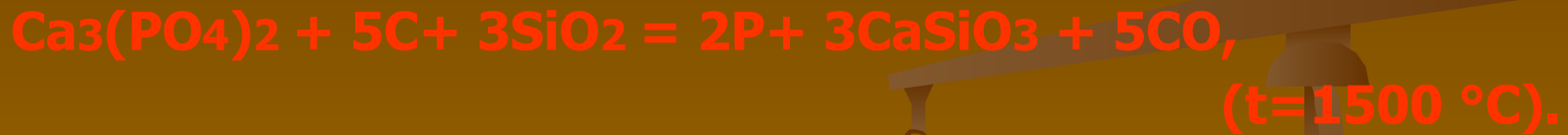


В растворах щелочей при нагревании белый фосфор диспропорционирует:



# Получение.

**Фосфор получают в электрических печах по реакции:**

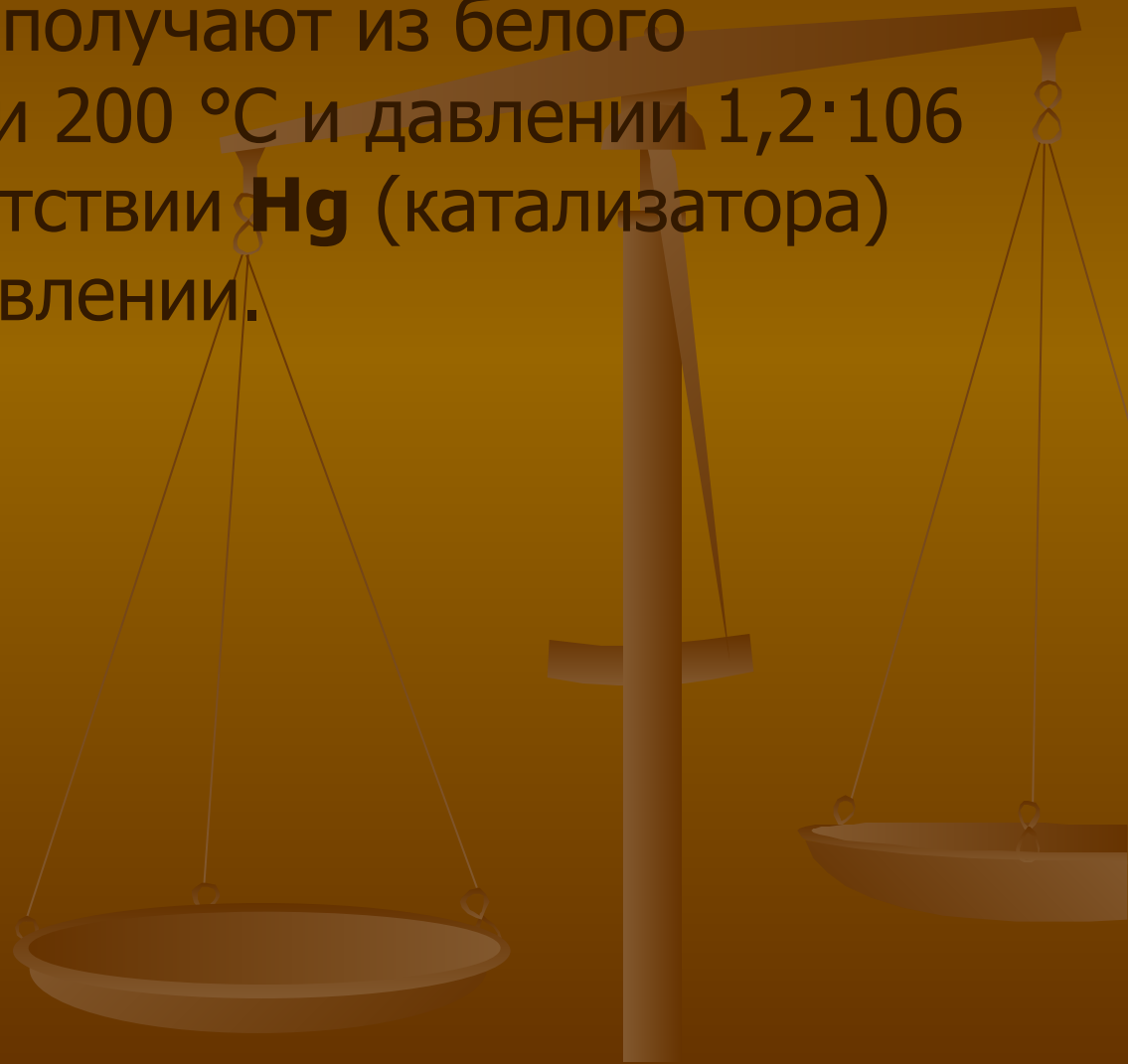


При быстрой конденсации паров под водой образуется белый фосфор. Красный фосфор образуется из белого при длительном нагревании его без доступа воздуха:



**( $t = 280\text{-}340^\circ\text{C}$ )**

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.

- 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).

## Белый фосфор



**Он чрезвычайно  
ядовит !**

# 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.

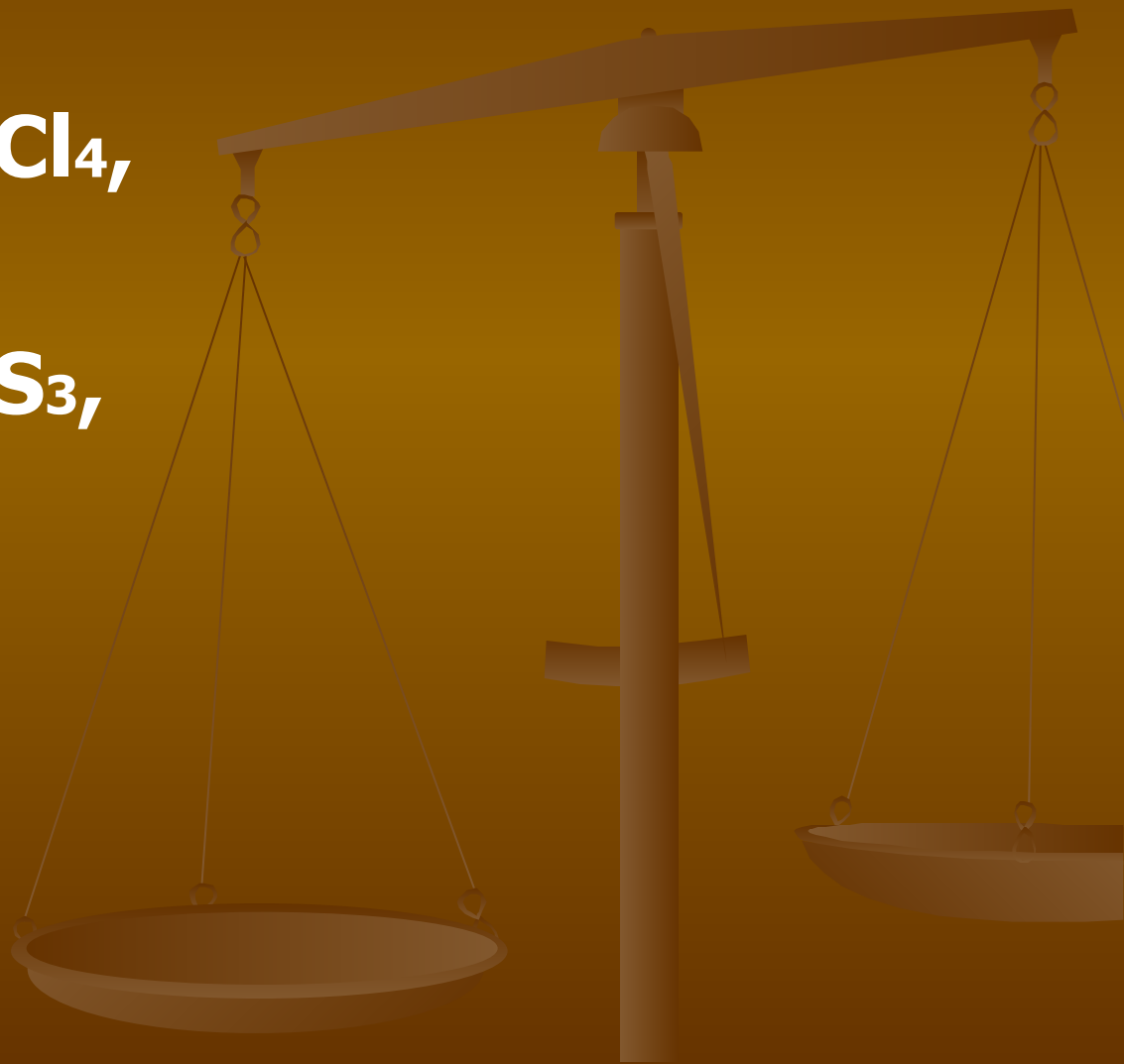
## *Свойства восстановителя.*

а) Белый фосфор самый активный из всех модификаций. Например, белый фосфор горит при темп. 40С, а красный- 200С

При избытке кислорода фосфор окисляется до оксида фосфора (V), а при недостатке- до оксида фосфора (III)



# Реакции с галогенами и другими неметаллами



## Свойства окислителя.

■ при  $t=400\text{ }^{\circ}\text{C}$ .



фосфид кальция

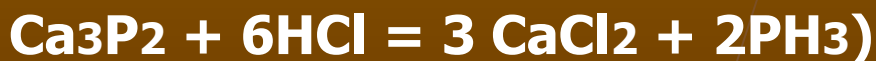
( $t=300-360\text{ }^{\circ}\text{C}$ ),



фосфин

**$\text{PH}_3$**  – ядовитый газ с неприятным запахом. Легко воспламеняется на воздухе. Это свойство фосфина и объясняет появление болотных блуждающих огней.

(Его можно получить и из фосфидов металлов



# Применение.

Белый фосфор применяют для получения других его аллотропных модификаций, фосфорных кислот, фосфатов, как боевое зажигательное вещество, для изготовления ядохимикатов и медикаментов.



Красный фосфор  
применяют для  
изготовления спичек и  
как наполнитель (пары)  
в лампах накаливания  
для производства  
удобрений и кормовых  
добавок для животных.



# ОКСИДЫ ФОСФОРА

## 1. $P_2O_5$ - 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**  
**При соединении с водой образует две кислоты:**



**метафосфорная кислота**



**ортофосфорная кислота**





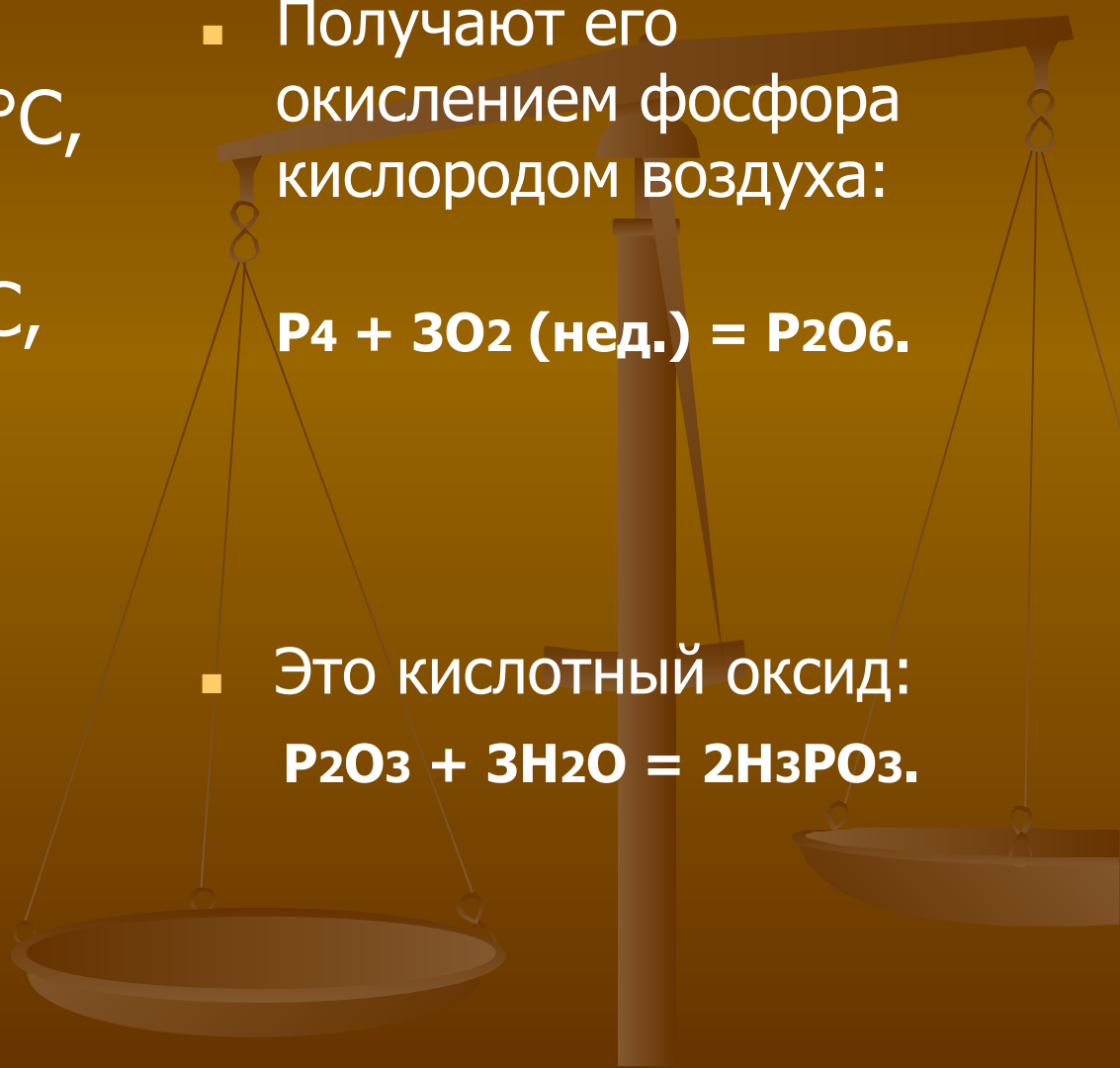
## 2. $\text{P}_2\text{O}_3$ ( $\text{P}_4\text{O}_6$ ) - оксид фосфора (III) (фосфористый ангидрид),

- 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:



- Это кислотный оксид:  
 $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3.$

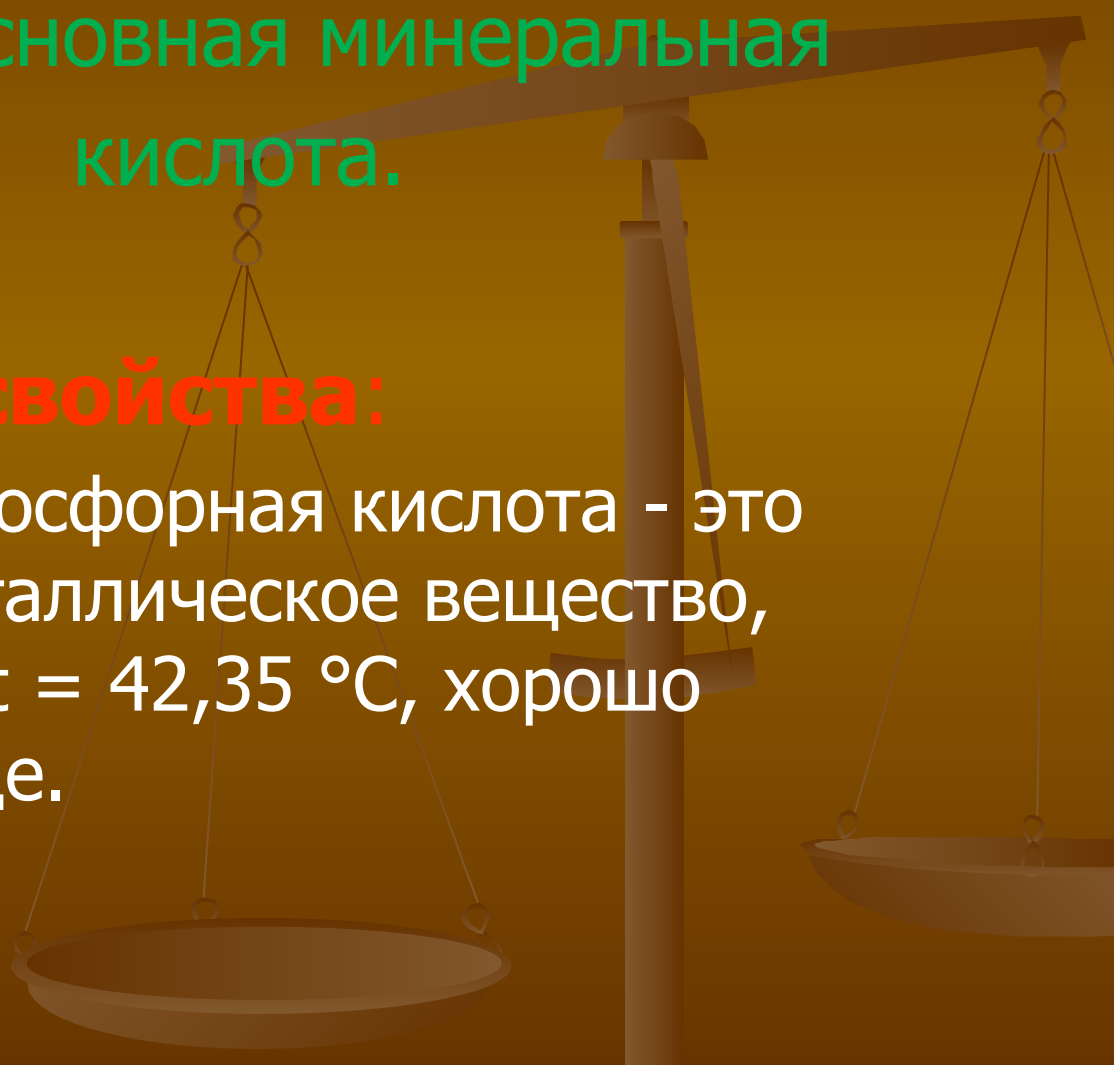


# ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА

$\text{H}_3\text{PO}_4$  - трехосновная минеральная кислота.

## Физические свойства:

Безводная ортофосфорная кислота - это бесцветное кристаллическое вещество, плавящееся при  $t = 42,35\text{ }^\circ\text{C}$ , хорошо растворима в воде.

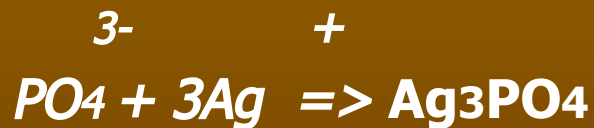


# Качественная реакция на

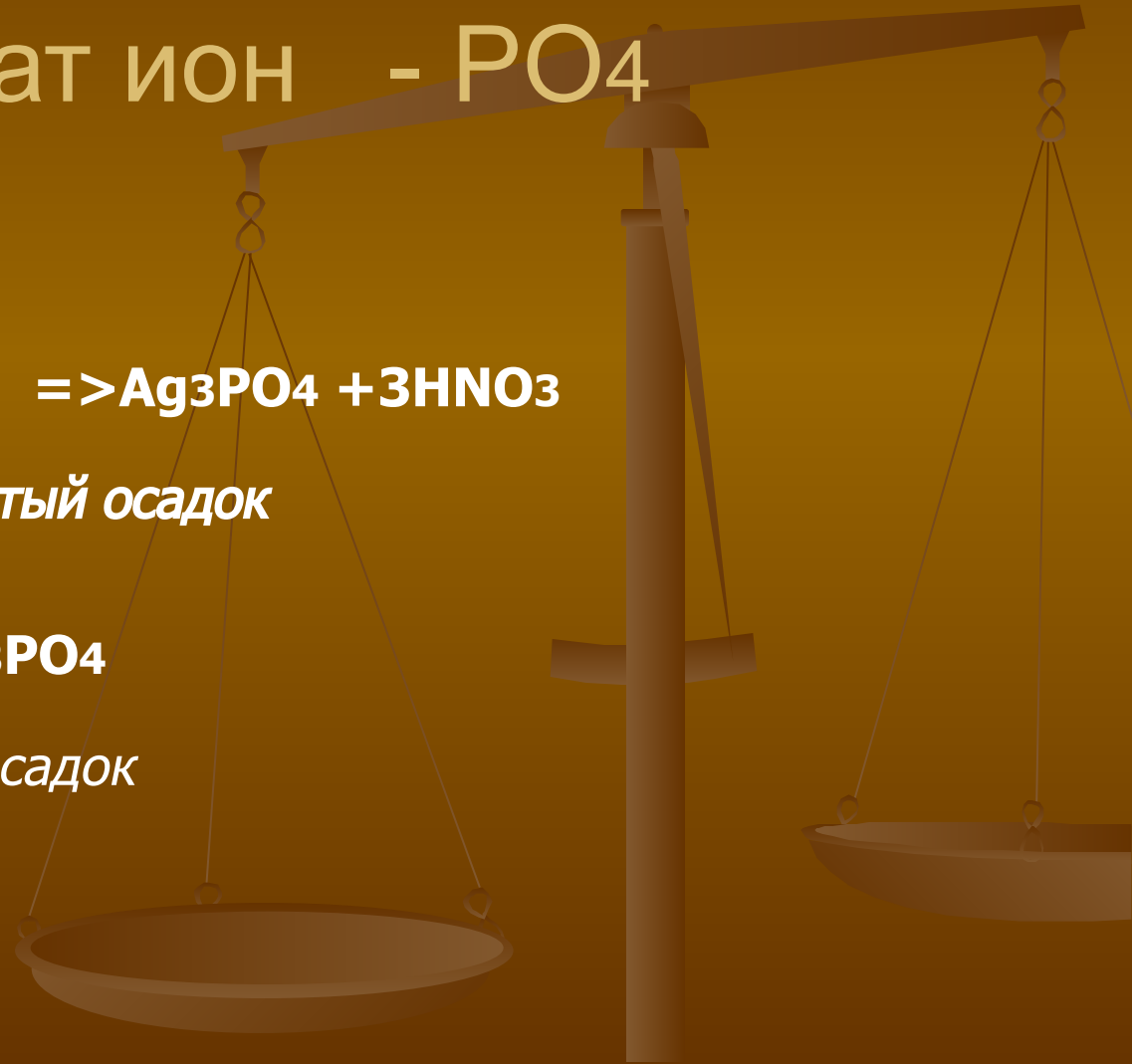
фосфат ион  $\text{PO}_4^{3-}$



*жёлтый осадок*



*жёлтый осадок*



# 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 фосфора



**Спасибо за внимание!!!**

