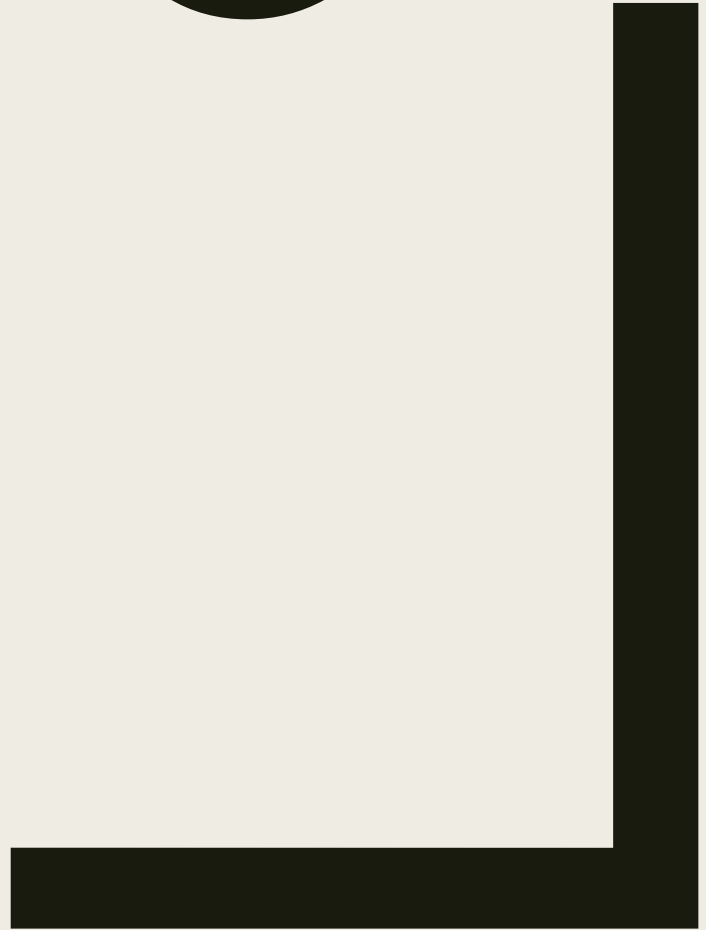


ΦΟΟΣΦΟ

P



Фосфор в природе.

Фосфор не встречается в природе в свободном состоянии, лишь в химических соединениях.

Фосфаты – соли фосфорной кислоты.

Образует около 190 минералов, важнейшими из которых являются апатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3$, фосфорит $(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ и другие. Фосфор входит в состав важнейших биологических соединений — фосфолипидов.

Строение атомов фосфора.

Находится в 3 периоде VA группы.

Неметалл.

Высшая валентность V.

Максимальная степень окисления +5.

Минимальная степень окисления –3.

15 электронов, 15 протонов, 16 нейтронов.

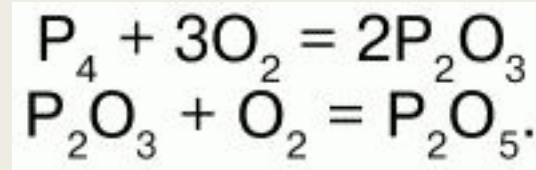
3 электронных слоя.

${}_{15}\text{P}: 2e^{-}, 8e^{-}, 5e^{-}$ (незавершенный слой).

Строение и физические свойства простых веществ.

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций: белый, красный и черный.

Белый фосфор (P₄) имеет молекулярную кристаллическую решетку, красный и черный – атомную. Различие в строении кристаллической решетки обуславливает и различие в их физических и химических свойствах. **Белый фосфор** – сильный яд, даже в малых дозах действует смертельно. В твердом состоянии получается при быстром охлаждении паров фосфора. В чистом виде совершенно бесцветен, прозрачен, по внешнему виду похож на воск: на холоде хрупок, при температуре выше 15 °С – мягкий, легко режется ножом; в воде нерастворим, но хорошо растворяется в сероуглероде – CS₂ и в органических растворителях; легко плавится, летуч. Прочность связи в молекуле невелика, чем обусловлена высокая химическая активность. Белый фосфор быстро окисляется на воздухе, при этом светится в темноте – превращение химической энергии в световую; самовоспламеняется на воздухе, при слабом нагревании, незначительном трении. С кислородом реагирует без поджигания, даже под водой, образуя сначала P₂O₃, затем P₂O₅:



При длительном нагревании белый фосфор превращается в красный. Белый фосфор применяется для изготовления боеприпасов артиллерийских снарядов, авиабомб, предназначенных для образования дымовых завес. Широкого применения не имеет.

Красный фосфор – порошок красно-бурого цвета, неядовит, нелетуч, нерастворим в воде и во многих органических растворителях и сероуглероде; не воспламеняется на воздухе и не светится в темноте. Только при нагревании до 260 °С воспламеняется. При сильном нагревании, без доступа воздуха, не плавясь (минуя жидкое состояние) испаряется – сублимируется. При охлаждении превращается в белый фосфор. Идет на изготовление спичек: красный фосфор в смеси с сульфидом сурьмы, железным суриком, с примесью кварца и клея наносят на поверхность спичечной коробки. Головка спичек состоит в основном из бертолетовой соли, молотого стекла, серы и клея. При трении головки о намазку коробки красный фосфор воспламеняется, поджигает состав головки, а от него загорается дерево. Также красный фосфор применяется в приготовлении фармацевтических препаратов.

Черный фосфор получается при сильном нагревании и при высоком давлении белого фосфора. Черный фосфор тяжелее других модификаций. Применяется очень редко — как полупроводник в составе фосфата галлия и индия в металлургии. Чёрный фосфор имеет слоистую структуру. Чёрный фосфор по внешнему виду похож на графит, имеет чёрный цвет с металлическим блеском, жирный на ощупь, не растворяется в воде и органических растворителях, полупроводник. В отличие от белого фосфора, чёрный фосфор не ядовит. Химическая активность чёрного фосфора значительно ниже, чем у белого и красного фосфора. На воздухе чёрный фосфор устойчив. При нагревании он переходит в красный фосфор.

Признаки сравнения	Белый фосфор	Красный фосфор	Чёрный фосфор
Строение	Молекулярное	Атомное	Атомное
Физические свойства	Легкоплавкий, летучий. Не растворяется в воде, растворяется в сероуглероде и бензоле. Чрезвычайно ядовит	Не растворяется ни в воде, ни в органических растворителях. Не летуч. Не ядовит	Не растворяется ни в воде, ни в органических растворителях. Не летуч. Теплопроводен. Полупроводник. Не ядовит
Химическая активность	Очень активен	Мало активен	Мало активен
	-----> Химическая активность уменьшается		

Вещество	Реакция	Особенности	Уравнение
Фосфор	C O2	При избытке O ₂ образует оксид фосфора (V)	$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5;$ $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$
	C металлом	Является окислителем	$3Mg + 2P \rightarrow Mg_3P_2$
	C галогенами и неметаллами	Не реагирует с водородом	$2P + 3S \rightarrow P_2S_3$
	C H ₂ O		$8P + 12H_2O \rightarrow 5PH_3 + 3H_3PO_2$
	C кислотами		$2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$
	Со щелочами		$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \rightarrow PH_3 + 3NaH_2PO_2$

Широкое применение имеют соединения фосфора:

- из фосфатов получают удобрения и моющие средства;
- фосфорная кислота используется для окрашивания ткани;
- оксид фосфора (V) осушает жидкости и газы.

Красный фосфор используется в производстве спичек и взрывчатых веществ.

Сборник задач: №444,
№451 из сборника
задач.

Домашнее задание:
параграф 27, №6, №7
страница 132.