

ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ



Составил:

учитель химии

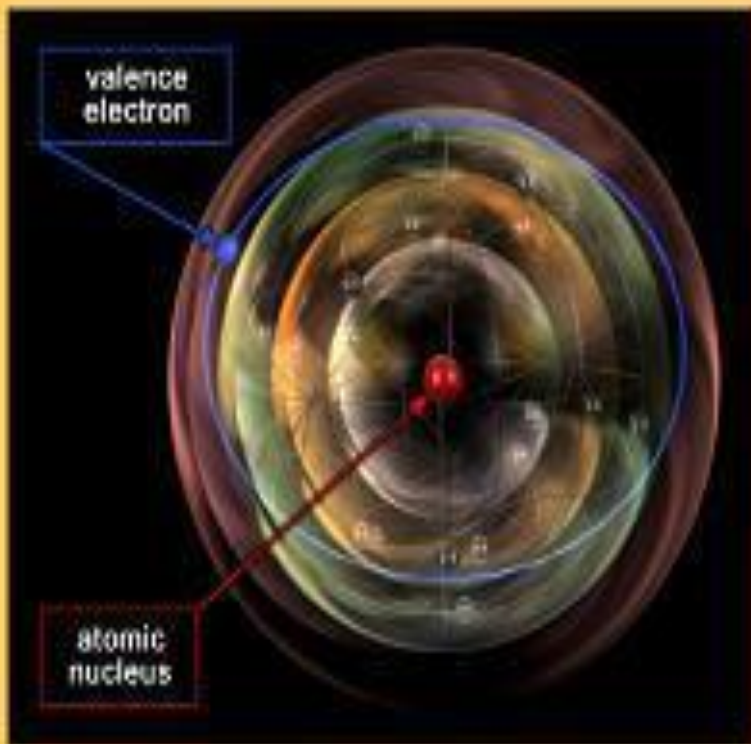
МОУ «Средняя общеобразовательная
школа №92 с углубленным
изучением отдельных предметов»

Барсуков Д. Б.

г. Кемерово

Строение атома

Строение атома фосфора



15	P
5 8 2	ФОСФОР 30,973 $3s^2 3p^3$

- Символ элемента: Р.
- Атомный номер: 15.
- Положение в таблице: 3-й период, группа - VA (2)
- Относительная атомная масса: 30.973761
- Степени (жирным шрифтом выделена наиболее характерная): -3, +1, +3, +4, +5
- Валентности (жирным шрифтом выделена наиболее характерная): I, III, VI, V
- Электроотрицательность: 2,10.
- Электронная конфигурация: $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$.

Нахождение в природе



Содержание в земной коре 0,105% по массе, что значительно превосходит содержание, например, азота. В морской воде 0,07 мг/л. В свободном виде в природе фосфор не встречается, но он входит в состав 200 различных минералов. Наиболее известны фосфорит кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, апатиты (фторапатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$, или, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$), монацит, бирюза. Фосфор входит в состав всех живых

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.



- Красный фосфор, также называемый фиолетовым фосфором, — это более термодинамически стабильная модификация элементарного фосфора. Впервые он был получен в 1847 году в Швеции австрийским химиком А. Шрёттером при нагревании белого фосфора при 500 °С в атмосфере угарного газа (CO) в запаянной стеклянной ампуле.

- Красный фосфор имеет формулу P_n и



www.periodictable.ru



■ Неочищенный белый фосфор обычно называют «жёлтый фосфор». Сильно ядовитое (ПДК в атмосферном воздухе $0,0005 \text{ мг/м}^3$), огнеопасное кристаллическое вещество от светло-жёлтого до тёмно-бурого цвета. Удельный вес $1,83 \text{ г/см}^3$, ■ плавится при $+34^\circ\text{C}$, кипит при $+280^\circ\text{C}$. В воде не растворяется, на воздухе легко окисляется и самовоспламеняется. Горит ослепительным ярко-зеленым пламенем с выделением густого белого дыма — мелких частичек декаоксида тетрафосфора P_4O_{10} .



Несмотря на то, что в результате реакции между фосфором и водой ($4\text{P} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + 3\text{H}_3\text{PO}_2$) выделяется ядовитый газ фосфин (PH_3), для тушения фосфора используют воду в больших количествах (для снижения температуры очага возгорания и перевода фосфора в твердое состояние) или раствор сульфата меди (медного купороса), после гашения фосфор засыпают влажным песком).

■ Белый фосфор представляет собой белое вещество (из-за примесей может иметь желтоватый оттенок) с температурой плавления 44,1 °С. По внешнему виду он очень похож на очищенный воск или парафин, легко режется ножом и деформируется от небольших усилий.

■ Белый фосфор имеет молекулярное строение; формула P_4 . Отливаемый в инертной атмосфере в виде палочек (слитков), он сохраняется в отсутствии воздуха под слоем очищенной воды или в специальных инертных средах.

■ Белый фосфор не только активен химически, но и весьма ядовит (вызывает поражение костей, костного мозга, некроз челюстей). Детальная



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- ▣ Взаимодействие с простыми веществами
- ▣ Фосфор легко окисляется кислородом:
- ▣ $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ (с избытком кислорода),
- ▣ $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$ (при медленном окислении или при недостатке кислорода).

- Взаимодействует со многими простыми веществами — галогенами, серой, некоторыми металлами, проявляя окислительные и восстановительные свойства:
 - с металлами — окислитель, образует фосфиды:
 - $2P + 3Ca \rightarrow Ca_3P_2$,
 - $2P + 3Mg \rightarrow Mg_3P_2$.
 - фосфиды разлагаются водой и кислотами с образованием фосфина
 - с неметаллами — восстановитель:
 - $2P + 3S \rightarrow P_2S_3$,
 - $2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$.
 - Не взаимодействует с водородом. Фосфин можно получить из фосфидов:
 - $Ca_3P_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + 2PH_3$

ФОСФОРНАЯ КИСЛОТА. ФОСФАТЫ

- Это твёрдое прозрачное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде.
- Отличительной реакцией ортофосфорной кислоты является реакция с нитратом серебра — образуется жёлтый осадок:
 - $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3$
 - $\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3\text{HNO}_3$
- Соли фосфорной кислоты называются фосфатами. Фосфорная кислота образует одно-, двух- и трехзамещенные соли.
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (дигидрофосфат натрия)
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (гидрофосфат

Биологическое значение фосфора

- Фосфор присутствует в живых клетках в виде орто- и пиррофосфорной кислот, входит в состав нуклеотидов, нуклеиновых кислот, фосфопротеидов, фосфолипидов, коферментов, ферментов. Кости человека состоят из гидроксиапатита $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$. В состав зубной эмали входит фторапатит. Основную роль в превращениях соединений фосфора в организме человека и животных играет печень. Обмен фосфорных соединений регулируется гормонами и витамином D. Суточная потребность человека в фосфоре 800 – 1500 мг. При недостатке фосфора в организме развиваются различные заболевания костей

Применение фосфора

- ▣ в сельском хозяйстве
- ▣ в промышленности
- ▣ для производства спичек
- ▣ для получения ядохимикатов

Домашнее задание

- ▣ Параграф 28,
упр. 2,3,5
(письменно)