

The background is a dark blue gradient with a subtle pattern of small white dots. On the left side, there are several overlapping circular elements. A prominent one is a large circle with a scale around its perimeter, ranging from 140 to 260 in increments of 10. Other circles are partially visible, some with dashed lines and arrows, suggesting a technical or scientific theme.

# ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

## НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

В отличие от азота фосфор в природе встречается только в связанном состоянии- в виде солей.

Важнейшими его минералами являются:

Фосфорит- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Фторапатит-  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$

Хлорапатит-  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$

Фосфор входит в состав растительных и животных белков.

# ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- В отличие от азота фосфор образует несколько аллотропных модификаций: белый, красный и чёрный.
- Белый фосфор имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся четырёхатомные молекулы  $P_4$ . Он легкоплавкий, летуч, хорошо растворяется в органических растворителях, в воде нерастворим. Белый фосфор при обычных условиях окисляется кислородом воздуха, которое сопровождается свечением.

- Белый фосфор сильный яд.
- При нагревании без доступа воздуха превращается в красный. В отличии от белого красный и чёрный фосфор имеют атомную кристаллическую решётку. По этому они обладают высокой твёрдостью, тугоплавкие и не растворимы ни в каких растворителях.

- Красный фосфор – порошок тёмно-красного цвета. Неядовит, не растворяется ни в каких растворителях, нелетуч, химический менее активен. Воспламеняется выше  $250^{\circ}\text{C}$ . При нагревании без доступа воздуха красный фосфор превращается в пар, при конденсации которого образуется белый фосфор.

- Чёрный фосфор получается при нагревании белого фосфора при очень высоком давлении. По внешнему виду похож на графит, жирен на ощупь, полупроводник. Как и красный фосфор имеет атомную кристаллическую решётку.

# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- Фосфор, как и азот проявляет окислительно - восстановительную двойственность.
- Как окислитель взаимодействует с металлами , образуя фосфиды:  $2P+3Ca=Ca_3P_2$
- Фосфор непосредственно с водородом не взаимодействует.

- Как восстановитель взаимодействует более электроотрицательными неметаллами- кислородом, галогенами, серой и др.
- При комнатной температуре и при недостатке кислорода фосфор окисляется до оксида фосфора (III):
- $4P+3O_2=2P_2O_3$
- При избытке- оксид фосфора (V):
- $4P+5O_2=2P_2O_5$

# КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ФОСФОРА

- Среди кислородных соединений фосфора наиболее устойчивы соединения, где атом фосфора проявляет +5 степень окисления ( $P_2O_5$ ,  $H_3PO_4$ ).

# ОКСИД ФОСФОРА (V) $P_2O_5$

- Белый порошок , очень гигроскопичен. Является типичным кислотным оксидом. К оксиду фосфору (V) соответствует ортофосфорная кислота.

# ПОЛУЧЕНИЕ ОРТОФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

- 1. Взаимодействие оксида фосфора (V) с водой при нагревании:
- $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$
- Полученную фосфорную кислоту используют как пищевую добавку.
- 2. Вытеснением из природных фосфатов более сильной кислотой, в частности концентрированной серной кислотой при нагревании:
- $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_4$
- Полученная кислота идёт на производство минеральных удобрений.

# СВОЙСТВА ОРТОФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ И ЕЁ СОЛЕЙ

- Ортофосфорная кислота- нелетучее твёрдое бесцветное кристаллическое вещество, смешивается с водой в любых соотношениях. Она проявляет все свойства кислот, но не является сильной кислотой в водном растворе.
- Как трёхосновная кислота она диссоциирует ступенчато и образует кислые соли:
  - $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$  -дигидрофосфат ион
  - $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$  -гидрофосфат ион
  - $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$  -фосфат ион

# СВОЙСТВА СОЛЕЙ ФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

- Фосфаты почти всех металлов в воде не растворимы (кроме фосфатов щелочных металлов).
- Дигидрофосфаты ( $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ) всех металлов хорошо растворимы в воде.
- Гидрофосфаты ( $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) по растворимости занимают промежуточное положение.
- Все фосфаты растворяются в растворах сильных кислот.
- При недостатке кислоты они переходят в кислые соли:
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

# КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА ФОСФАТ ИОН

- Реактивом на фосфат ионы являются ионы серебра. При действии раствора нитрата серебра на раствор, содержащий фосфат-ионы, образуется осадок жёлтого цвета – фосфат серебра:



# КРУГОВОРОТ ФОСФОРА

- В растениях фосфор сосредоточен главным образом в семенах и плодах, в организме человека и животных - в скелете, мышечной и нервной тканях. Растения извлекают фосфор из почвы, а животные получают его с растительной пищей. После отмирания растений и животных органические соединения, содержащие фосфор, под действием фосфобактерий превращаются в неорганические – фосфаты. Так осуществляется круговорот фосфора в природе. Этот круговорот нарушается при удалении соединений фосфора с урожаем сельскохозяйственных культур, поэтому необходимо в почву вносить фосфорные удобрения.

# ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

- Красный фосфор применяют в производстве спичек. Фосфор вместе с тонко измельчённым стеклом и клеем наносят на боковую поверхность спичечной коробки. При трении о неё спичечной головки, в состав которой входят хлорат калия и сера, происходит воспламенение:
- $6P + 5KClO_3 = 5KCl + 3P_2O_5$
- Кроме того он идёт на получение ядохимикатов (дихлофос, хлорофос), дымовых снарядов. Фосфаты входят в состав синтетических моющих средств, огнеупорных красок. Из фосфатов получают специальные цементы, например цинкофосфатный цемент применяют для пломбирования зубов.

# ДОМА

- Параграф 32. стр. 138-144
- Вопросы №1,2 стр.144