**Дата\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Класс\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Тема:** **Фосфор. Аллотропия и свойства.**

**Цели урока:** знать строение, свойства и применение фосфора; уметь доказывать химические свойства фосфора, записывать уравнения реакций в свете представлений об электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных процессах.

**Ход урока**

**1. Организационный момент урока.**

**2. Изучение нового материала.**

**СТРОЕНИЕ АТОМА ФОСФОРА**

Фосфор расположен в III периоде, в 5 группе главной подгруппе «А», под порядковым номером №15. Относительная атомная масса Ar(P) = 31.

Р +15)2 )8 )5

1S22S22P63S23P3, фосфор: p– элемент, неметалл

Валентные возможности фосфора шире, чем у атома азота, так как в атоме фосфора имеются свободные d-орбитали. Поэтому может произойти распаривание 3S2 – электронов и один из них может перейти на 3d– орбиталь. В этом случае на третьем энергетическом уровне фосфора окажется пять неспаренных электронов и фосфор сможет проявлять валентность V.

[**АЛЛОТРОПИЯ ФОСФОРА**](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/d23a3157-4d8f-4c69-8171-8b2e54fb11d8/index.html)

В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропных видоизменений: [белый](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/bed08fac-8cff-11db-b606-0800200c9a66/ch09_28_03.jpg" \t "_blank),[красный](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/bed08fab-8cff-11db-b606-0800200c9a66/ch09_28_02.jpg)и чёрный фосфор

Из -за большой химической активности фосфор в природе встречается только в виде соединений.

**Нахождение в природе**

Общее содержание фосфора в земной коре составляет 0,08%. В связанном виде он входит в состав многих минералов, главным образом апатитов 3Ca3(РО4)2хСаF2 и фосфатов Са3(РO4)2. Разновидности апатита слагают осадочные горные породы — фосфориты, фосфор входит также в состав белковых веществ в виде различных соединений. Содержание фосфора в тканях мозга составляет 0,38%, в мышцах - 0,27%.

Самые богатые в мире залежи апатитов находятся близ г. Кировска на Кольском полуострове. Фосфориты широко распространены на Урале, в Поволжье, в Сибири, Казахстане, Эстонии, Белоруси и др. Большие месторождения фосфоритов имеются в Северной Африке, Сирии и США. Фосфор необходим для жизни растений. Поэтому почва всегда должна содержать достаточное количество соединений фосфора.

[**БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ СОЕДИНЕНИЙ ФОСФОРА**](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/bed08fae-8cff-11db-b606-0800200c9a66/ch09_28_05.jpg)

Фосфор присутствует в живых клетках в виде орто- и пирофосфорной кислот, входит в состав нуклеотидов, нуклеиновых кислот, фосфопротеидов, фосфолипидов, коферментов, ферментов. Кости человека состоят из гидроксилапатита 3Са3(РО4)3·CaF2. 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.

**ТОКСИКОЛОГИЯ ФОСФОРА**

*Красный фосфор* практически нетоксичен. Пыль красного фосфора, попадая в легкие, вызывает пневмонию при хроническом действии.

*Белый фосфор* очень ядовит, растворим в липидах. Смертельная доза белого фосфора — 50-150 мг. Попадая на кожу, белый фосфор дает тяжелые ожоги.

Острые отравления фосфором проявляются жжением во рту и желудке, головной болью, слабостью, рвотой. Через 2-3 суток развивается желтуха. Для хронических форм характерны нарушение кальциевого обмена, поражение сердечно-сосудистой и нервной систем. Первая помощь при остром отравлении — промывание желудка, слабительное, очистительные клизмы, внутривенно растворы глюкозы. При ожогах кожи обработать пораженные участки растворами медного купороса или соды. ПДК паров фосфора в воздухе 0,03 мг/м³.

**ПОЛУЧЕНИЕ ФОСФОРА**

Фосфор получают из апатитов или фосфоритов в результате взаимодействия с коксом и кремнезёмом при температуре 1600 °С:

2Ca3(PO4)2 + 10C + 6SiO2 → P4 + 10CO + 6CaSiO3.

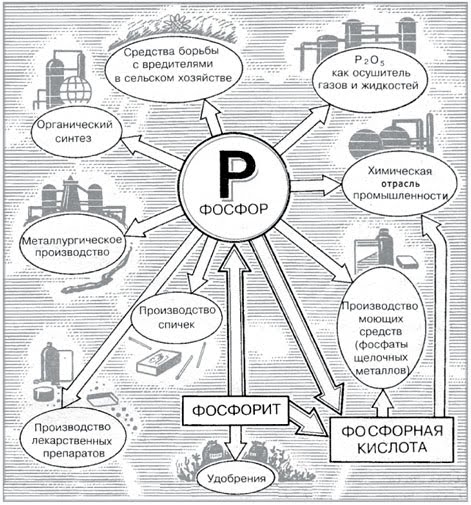
Образующиеся пары белого фосфора конденсируются в приёмнике под водой. Вместо фосфоритов восстановлению можно подвергнуть и другие соединения, например, метафосфорную кислоту:

4HPO3 + 12C → 4P + 2H2 + 12CO.

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА**

|  |  |
| --- | --- |
| **Окислитель** | **Восстановитель** |
| 1. С металлами — окислитель, образует**фосфиды**:  2P + 3Ca → Ca3P2  *Опыт*[*"Получение фосфида кальция"*](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ae2106a-e2cd-acdc-f40b-628a07e3819d/index.htm)  2P + 3Mg → Mg3P2.  **Фосфиды разлагаются** кислотами и водой с образованием газа фосфина  Mg3P2 + 3H2SO4(р-р)= 2PH3 + 3MgSO4  *Опыт*[*"Гидролиз фосфида кальция"*](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/b272e73b-3281-1f39-dfe1-c892b4ddb9ae/index.htm)  **Свойства фосфина**-  PH3 + 2O2 = H3PO4.  PH3 + HI = PH4I | 1. Фосфор легко окисляется кислородом:  [*"Горение фосфора"*](http://school-collection.edu.ru/catalog/res/d4491ab8-e7ca-4333-b608-019e717da497/view/)  [*"Горение белого фосфора под водой"*](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/e0699f11-1c29-e9b9-8350-013b6eae472b/index.htm)  [*"Сравнение температур воспламенения белого и красного фосфора"*](http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/eb57bd10-1d8e-47e1-cbea-9847870ff701/index.htm)  4P + 5O2→ 2P2O5 (с избытком кислорода),  4P + 3O2 → 2P2O3 (при медленном окислении или при недостатке кислорода). |
| 2. С неметаллами — восстановитель:  2P + 3S → P2S3,  2P + 3Cl2→ 2PCl3.  **!** ***Не взаимодействует с водородом***. |
| 3. Сильные окислители превращают фосфор в фосфорную кислоту:  3P + 5HNO3 + 2H2O → 3H3PO4 + 5NO;  2P + 5H2SO4 → 2H3PO4+ 5SO2 + 2H2O. |
| 4. Реакция окисления также происходит при поджигании спичек, в качестве окислителя выступает бертолетова соль:  6P + 5KClO3 → 5KCl + 3P2O5 |

**ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА**

**[](https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/9-klass---vtoroj-god-obucenia/urok-no34-fosfor-allotropia-fosfora-fiziceskie-i-himiceskie-svojstva-fosfora/3-1.jpg?attredirects=0)**

Фосфор является важнейшим биогенным элементом и в то же время находит очень широкое применение в промышленности.

Пожалуй, первое свойство фосфора, которое человек поставил себе на службу, — это горючесть. Горючесть фосфора очень велика и зависит от аллотропической модификации.

Наиболее активен химически, токсичен и горюч **белый («жёлтый») фосфор**, потому он очень часто применяется (в зажигательных бомбах и пр.).

**Красный фосфор**— основная модификация, производимая и потребляемая промышленностью. Он применяется в производстве спичек, его вместе с тонко измельчённым стеклом и клеем наносят на боковую поверхность коробка, при трении спичечной головки в состав который входят хлорат калия и сера, происходит воспламенение. Так же красный фосфор используется при производстве взрывчатых веществ, зажигательных составов, топлив.

Фосфор (в виде фосфатов) — один из трёх важнейших биогенных элементов, участвует в синтезе АТФ. Большая часть производимой фосфорной кислоты идёт на получение фосфорных удобрений — суперфосфата, преципитата, и др.

**3. Закрепление изученного материала**

№1. Красный фосфор — основная модификация, производимая и потребляемая промышленностью. Он применяется в производстве спичек, его вместе с тонко измельчённым стеклом и клеем наносят на боковую поверхность коробка, при трении спичечной головки в состав который входят хлорат калия и сера, происходит воспламенение.  
Происходит реакция :  
P + KClO3 = KCl + P2O5  
  
№2. Расставьте коэффициенты с помощью электронного баланса, укажите окислитель, и восстановитель, процессы окисления и восстановления.№1. Осуществите превращения по схеме:  
P -> Ca3P2 -> PH3 -> P2O5  
Для последней реакции PH3 -> P2O5 составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.  
  
№3. Осуществите превращения по схеме:  
Ca3(PO4)2 -> P -> P2O5

**4. Домашнее задание**

П.21, упр.1-5, задачи 2,3 на стр.70