Невинномысский Технологический Институт

(филиал) государственного образовательного

учреждения высшего профессионального

образования “Северо – Кавказкий государственный

технологический университет”

Факультет ИЭ

Группа ЭУП-101

Реферат на тему:

«Фосфор и его соединения»

Выполнила студентка

Коробейник Оксана

Проверила: Коволева Е.А.

Невинномысск

2010

**Содержание:**

|  |  |
| --- | --- |
| Введение.............................. | 3 |
| История открытия фосфора........................ | 3 |
| Природные соединения и получение фосфора................ | 4 |
| Химические свойства........................ | 5 |
| Аллотропные изменения......................... | 6 |
| а) белый............................... | 7 |
| б) красный.............................. | 8 |
| в) черный.............................. | 8 |
| Оксиды фосфора.......................... | 9 |
| Ортофосфорная кислота......................... | 10 |
| Ортофосфаты............................ | 12 |
| Фосфор в организме человека...................... | 13 |
| Спички............................... | 14 |
| Фосфорные удобрения......................... | 14 |
| Заключение............................. | 17 |
| 1. Значение фосфора.......................... | 17 |
| 2. Применение фосфора....................... | 17 |
| Список используемой литературы..................... | 20 |

**Введение**

Пятая группа Периодической системы включает два типических элемента

азот и фосфор – и подгруппы мышьяка и ванадия. Между первым и вторым

типическими элементами наблюдается значительное различие в свойствах.

В состоянии простых веществ азот – газ, а фосфор – твердое вещество. Эти два

вещества получили большую область применения, хотя когда азот впервые

был выделен из воздуха его посчитали вредным газом, а на продаже

фосфора удавалось заработать большое количество денег (в фосфоре ценили его

способность светится в темноте).

# История открытия фосфора

По иронии судьбы фосфор открывался несколько раз. Причем всякий раз получали

его из . мочи. Есть упоминания о том, что арабский алхимик Альхильд Бехиль

(XII век) открыл фосфор при перегонке мочи в смеси с глиной, известью и

углем. Однако датой открытия фосфора считается 1669 год. Гамбургский алхимик-

любитель Хеннинг Бранд, разорившийся купец, мечтавший с помощью алхимии

поправить свои дела, подвергал обработке самые разнообразные продукты.

Предполагая, что физиологические продукты могут содержать «первичную

материю», считавшейся основой философского камня, Бранд заинтересовался

человеческой мочей.

Он собрал около тонны мочи из солдатских казарм и выпаривал ее до образования

сиропообразной жидкости. Эту жидкость он вновь дистиллировал и получил

тяжелое красное «уринное масло», которое перегонялось с образованием

твердого остатка. Нагревая последний, без доступа воздуха, он заметил

образование белого дыма, оседавшего на стенках сосуда и ярко светившего в

темноте. Бранд назвал полученное им вещество фосфором, что в переводе с

греческого означает «светоносец».

Несколько лет «рецепт приготовления» фосфора хранился в строжайшем секрете и

был известен лишь нескольким алхимикам. В третий раз фосфор открыл Р.Бойль в

1680 году.

В несколько модифицированном виде старинный метод получения фосфора использовали

и в XVIII столетии: нагреванию подвергали смесь мочи с оксидом свинца (PbO),

поваренной солью (NaCl), поташом (K2CO3) и углем (C).

Лишь 1777 году К.В.Шееле заработал способ получения фосфора из рога и костей

животных.

# Природные соединения и получение фосфора

По распространенности в земной коре фосфор опережает азот, серу и хлор. В

отличие от азота фосфор, из-за большой химической активности встречается в

природе только в виде соединений. Наиболее важные минералы фосфора - апатит Са

5Х(РО4)3 (Х - фтор, реже хлор и гидрооксильная

группа) и фосфорит основой которого является Са3(РО4)

2. Крупнейшее месторождение апатитов находится на Кольском полуострове, в

районе Хибинских гор. Залежи фосфоритов находятся в районе гор Каратау, в

Московской, Калужской, Брянской областях и в других местах. Фосфор входит в

состав некоторых белковых веществ, содержащихся в генеративных органах

растений, в нервных и костных тканях организмов животных и человека. Особенно

богаты фосфором мозговые клетки.

В наши дни фосфор производят в электрических печах, восстанавливая апатит

углем в присутствии кремнезема:

*Ca3(PO4)2+3SiO2+5C®3CaSiO3+5CO­+P2­.*

Пары фосфора при этой температуре почти полностью состоят из молекул Р2

, которые при охлаждении конденсируются в молекулы Р4.

### Химические свойства

Электронная конфигурация атома фосфора

*1S22S22P63S23P33d0*

Наружный электронный слой содержит 5 электронов. Наличием трех неспаренных

электронов на внешнем энергетическом уровне объясняет то, что в нормальном,

невозбужденном состоянии валентность фосфора равна 3.

Но на третьем энергетическом уровне имеются вакантные ячейки d-орбиталей,

поэтому при переходе в возбужденное состояние 3S-электроны будут

разъединяться, переходить на d подуровень, что приводит к образованию 5-ти

неспаренных элементов.

Таким образом, валентность фосфора в возбужденном состоянии равна 5.

В соединениях фосфор обычно проявляет степень окисления +5, реже +3, -3.

1. Реакции с кислородом:

*4P0 + 5O2 2P2+5O5*



(при недостатке кислорода: *4P0 + 3O2 2P2+3O3*)



2. С галогенами и серой:

*2P0 + 3Cl2 ® 2P+3Cl3*

*P0 + 5S P2+5S5*



(галогениды фосфора легко разлагаются водой, например:

*PCl3 + 3H2O ® H3PO3 + 3HCl*

*PCl5 + 4H2O ® H3PO4 + 5HCl)*

3. С азотной кислотой:

*3P0 + 5HN+5O3 + 2H2O ® 3H3P+5O4 + 5N+2O*

4. С металлами образует фосфиды, в которых фосфор проявляет степень окисления

- 3:

*2P0 + 3Mg ® Mg3P2-3*

(фосфид магния легко разлагается водой *Mg3P2 + 6H2O ® 3Mg(OH)2 + 2PH3* (фосфин))

*3Li + P ® Li3P-3*

5. Со щелочью:

*4P + 3NaOH + 3H2O ® PH3­ + 3NaH2PO2*

В реакциях (1,2,3) - фосфор выступает как *восстановитель*, в реакции (4)

- как *окислитель*; реакция (5) - пример реакции

*диспропорционирования*.

Фосфор может быть как восстановителем, так и окислителем.

# Аллотропные изменения

В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропных видоизменений.

Это объясняется тем, что атомы фосфора способны, взаимно соединяясь,

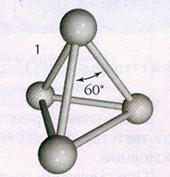
образовывать кристаллические решетки различного типа.

Таблица 1

Физические свойства фосфора

| Аллотропная модификация | Плотность,  г/см3 | tпл,  0C | Tкип,  0C | Внешний вид и характерные признаки |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Белый | 1,73 | 44,1 | 280,5 | Белый кристаллический порошок, ядовит, самовоз­горается на воздухе. При 280—300°С переходит в красный |
| Красный | 2,3 | 590 | Возгоняет­ся около 400°С | Красный кристаллический или аморфный порошок, неядовит. При 220°С и 12 × 108 Па переходит в чер­ный фосфор. Загорается на воздухе только при поджигании |
| Черный | 2,7 | При нагревании переходит в красный фосфор | | Графитоподобная структу­ра. При нормальных условиях — полупроводник, под давлением проводит электрический ток как ме­талл |

**Белая модификация фосфора**



, получающаяся при конденсации паров, имеет молекулярную кристаллическую

решетку, в узлах которой дислоцированы молекулы Р4 (рис.1). 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.

Около 80% от всего производства белого фосфора идет на синтез чистой

ортофосфорной кислоты. Она в свою очередь используется для получения

полифосфатов натрия (их применяют для снижения жесткости питьевой воды) и

пищевых фосфатов. Оставшаяся часть белого фосфора расходуется для создания

дымообразующих веществ и зажигательных смесей.

**Техника безопасности**. В производстве фосфора и его соединений требуется

соблюдение особых мер предосторожности, т.к. белый фосфор – сильный яд.

Продолжительная работа в атмосфере белого фосфора может привести к заболеванию

костных тканей, выпадению зубов, омертвению участков челюстей. Воспламеняясь,

белый фосфор вызывает болезненные, долго не заживающие ожоги. Хранить белый

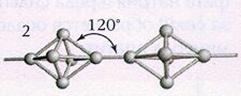
фосфор следует под водой, в герметичных сосудах. Горящий фосфор тушат двуокисью

углерода, раствором CuSO4 или песком. Обоженную кожу следует промыть

раствором KmnO4 или CuSO4. Противоядием при отравлении

фосфором является 2%-ый раствор CuSO4.

При длительном хранении, а



также при нагревании белый фосфор переходит **в красную модификацию**

(впервые его получили лишь 1847 году). Название красный фосфор относится сразу к

нескольким модификациям, различающихся по плотности и окраске: она колеблется

от оранжевой до темно-красной и даже фиолетовой. Все разновидности красного

фосфора нерастворимы в органических растворителях, и по сравнению с белым

фосфором они менее реакционноспособны и имеют полимерное строение: это

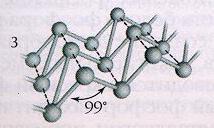
тетраэдры Р4, связанные друг с другом в бесконечные цепи (рис.2).

Красный фосфор находит применение в металлургии, производстве

полупроводниковых материалов и ламп накаливания, используется в спичечном

производстве.

Наиболее стабильной



модификацией фосфора является **черный фосфор**. Его получают аллотропным

превращением белого фосфора при t=2200C и повышенным давлением. По

внешнему виду он напоминает графит. Кристаллическая структура черного фосфора

слоистая, состоящая из гофрированных слоев (рис.3). Черный фосфор – это

наименее активная модификация фосфора. При нагревании без доступа воздуха он,

как и красный, переходит в пар, из которого конденсируется в белый фосфор.

# Оксид фосфора (V)

|  |  |
| --- | --- |
| Фосфор образует несколько оксидов. Важнейшим из них является оксид фосфора (V) P4O10 (Рис.4). Часто его формулу пишут в упрощенном виде – P2O5. В структуре этого оксида сохраняется тетраэдрическое расположение атомов фосфора. |  |

### P2+5O5 Фосфорный ангидрид (оксид фосфора (V))

Белые кристаллы, t0пл.= 5700С, t0

кип.= 6000C, r = 2,7 г/см3. Имеет несколько

модификаций. В парах состоит из молекул P4H10, очень

гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей).

### Получение

4P + 5O2 ® 2P2O5

### Химические свойства

Все химические свойства кислотных оксидов: реагирует с водой, основными

оксидами и щелочами

1) *P2O5 + H2O ®2HPO3 (метафосфорная кислота)*

*P2O5 + 2H2O ® H4P2O7 (пирофосфорная кислота)*

*P2O5 + 3H2O ® 2H3PO4 (ортофосфорная кислота)*

2) *P2O5 + 3BaO ® Ba3(PO4)2*

В зависимости от избытка щелочи образует средние и кислые соли:



*гидрофосфат натрия*



*дигидрофосфат натрия*



Благодаря исключительной гигроскопичности оксид фосфора (V) используется в

лабораторной и промышлен­ной технике в качестве осушающего и дегидратирующего

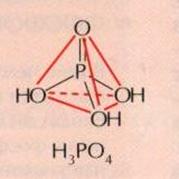
средства. По своему осушающему действию он превосходит все остальные

вещества. От безводной хлорной кислоты отнимает химически связанную воду с

образованием ее ангидрида:



**Ортофосфорная кислота.**



Известно несколько кислот, со­держащих фосфор. Важнейшая из них — ортофосфорная

кислота Н3РО4 (Рис.5).

Безводная ортофосфорная кислота представляет собой светлые прозрачные кристаллы,

при комнатной температуре расплывающиеся на воздухе. Температура плавления

42,350С. С водой фосфорная кислота образует растворы любых

концентраций.

Ортофосфорной кислоте соответствует следующая структурная формула:

НО ОН



Р



О ОН

В лаборатории ортофосфорную кислоту **получают** окислением фосфора 30%-ной

азотной кислотой:



В промышленности ортофосфорную кислоту получают двумя способами:

экстракционным и термическим.

1. В основе экстракционного метода лежит обработка измельченных природных

фосфатов серной кислотой:



Ортофосфорная кислота затем отфильтровывается и концентрируется упариванием.

2. Термический метод состоит в восстановлении природных фосфатов до свободного

фосфора с последующим его сжиганием до Р4О10 и

растворением последнего в воде. Производимая по данному методу ортофосфорная

кислота характеризуется более высокой чистотой и повышенной концентрацией (до

80% массовых).

**Физические свойства.** Ортофосфорная кислота — твердое, бесцветное,

кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде.

**Химические свойства** ортофосфорной кислоты представлены в табл.2:

Таблица 2

Химические свойства ортофосфорной кислоты

|  |  |
| --- | --- |
| Общие с другими кислотами | Специфические |
| *1. Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов.* Диссоциация происходит ступенчато:  *Легче всего идет диссоциация по первой ступени и труднее всего – по третьей*  *2. Реагирует с металлами,* расположенными в вытеснительном ряду до водорода:  *3. Реагирует с основными оксидами:*  *4. Реагирует с основаниями и аммиаком; если кислота взята в избытке, то образуются кислые соли:*  *гидрофосфат натрия*  *дигидрофосфат натрия*  *5. Реагирует с солями слабых кислот:* | *1. При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:*  *двуфосфорная*  *кислота*  *2. При действии раствора нитрата серебра (I) появляется желтый осадок:*  *желтый*  *осадок*  *3. Ортофосфорная кислота играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений.* Ее остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты АТФ.  При разложении АТФ выделяется большое количество энергии. |

**Ортофосфаты.** Ортофосфорная кислота образует три ряда солей. Если

обозначить атомы металлов буквами Me, то можно изобразить в общем виде состав

ее солей (табл.3).

Таблица 3

Химические формулы ортофосфатов, содержащих металлы

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| одновалентные | двухвалентные | трехвалентные |
| Ме3РО4 | Ортофосфаты  Ме3(РО4)2 | Ме3РО4 |
| Ме2НРО4 | Гидроортофосфаты  МеНРО4 | Ме2(НРО4)3 |
| МеН2РО4 | Дигидроортофосфаты  Ме(Н2РО4)2 | Ме(Н2РО4)3 |

Вместо одновалентного металла в состав молекул ортофосфатов может входить группа

аммония: (NH4)3PO4 - ортофосфат аммония;

(NH4)2HPO4—гидроортофосфат аммония; NH4H2PO4 – дигидро-ортофосфат аммония.

Ортофосфаты и гидроортофосфаты кальция и аммония широко ис­пользуют в

качестве удобрений, ортофосфат и гидроортофосфат натрия — для осаждения из

воды солей кальция.

# Фосфор в организме человека

В теле человека массой 70 кг. Содержится около 780 г. фосфора. В виде

фосфатов кальция фосфор присутствует в костях человека и животных. Входит он

и в состав белков, фосфолипидов, нуклеиновых кислот; соединения фосфора

участвуют в энергетическом обмене (аденизинтрифосфорная кислота, АТФ).

Ежедневная потребность человеческого организма в фосфоре составляет 1,2 г.

Основное его количество мы потребляем с молоком и хлебом (в 100 г. хлеба

содержится примерно 200 мг. фосфора). Наиболее богаты фосфором рыба, фасоль и

некоторые виды сыра.

Интересно, что для правильного питания необходимо соблюдать баланс между

количеством потребляемого фосфора и кальцием: оптимальное соотношение в этих

элементах пищи составляет 1,5¸1. Избыток богатой фосфором пищи приводит к

вымыванию кальция из костей, а при избытке кальция развивается мочекаменная

болезнь.

# Спички

Зажигательная поверхность спичечного коробка покрыта смесью красного фосфора и

порошка стекла. В состав спичечной головки входят окислители (PbO2,

KСlO3, BaCrO4) и восстановители (S, Sb2S3

). При трении от зажигательной поверхности смесь, нанесенная на спичку,

воспламеняется:



Первые фосфорные спички – с головкой из белого фосфора – были созданы лишь

1827 г. Такие спички загорались при трении о любую поверхность, что нередко

приводило к пожарам. Кроме того, белый фосфор очень ядовит. Описаны случаи

отравления фосфорными спичками как из-за неосторожного обращения, так и с

целью самоубийства: для этого достаточно было съесть несколько спичечных

головок. Вот почему на смену фосфорным спичкам пришли безопасные, которые

верно служат нам и по сей день. Промышленное производство безопасных спичек

началось в Швеции в 60-х гг. XIX века.

# Фосфорные удобрения

Минеральные удобрения – источник различных питательных элементов для растений

и свойств почвы, в первую очередь азота, фосфора и калия, а затем кальция,

магния, серы, железа.

Фосфор входит в состав многих органических соединений в растениях. Фосфорное

питание регулирует рост и развитие растений.

Сырьем для производства фосфорных удобрений, фосфора и всех фосфорных соединений

служат апатитовые и фосфоритовые руды. Состав апатитов чаще всего выражается

формулой Са5(РО4)3F (фторапатит). Фосфориты

отличаются от фторапатитов тем, что в них вместо ионов F-

содержатся ионы ОН- или



. Фосфориты обычно содержат больше примесей, чем фторапатит.

В дореволюционной России были известны и разрабатывались лишь маломощные

месторождения фосфоритов низкого качества. Поэтому событием огромного

народнохозяйственного значения было открытие в 20-х годах месторождения

апатита на Кольском полуострове в Хибинах. Здесь построена крупная

обогатительная фабрика, которая разделяет добываемую горную породу на

концентрат с высоким содержанием фосфора и примеси – «нефелиновые хвосты»,

используемые для производства алюминия, соды, поташа и цемента.

Мощные месторождения фосфоритов открыты в Южном Казахстане, в горах Каратау.

Самое дешевое фосфорное удобрение – это тонко измельченный фосфорит –

фосфоритная мука. Фосфор содержится в ней в виде нерастворимого в воде фосфата

кальция Са3(РО4)2. Поэтому фосфориты

усваиваются не всеми растениями и не на всех почвах. Основную массу добываемых

фосфорных руд перерабатывают химическими методами в вещества, доступные всем

растениям на любой почве. Это водорастворимые фосфаты кальция:

*Двойной суперфосфат* (цвет и внешний вид сходен с простым суперфосфатом –

серый мелкозернистый порошок).

Получается при действии на природный фосфат фосфорной кислоты:



По сравнению с простым суперфосфатом он не содержит СаSО4 и является

значительно концентрированным удобрением (содержит до 50% Р2О5

).

*Преципитат* – содержит 35-40% Р2О5.

Получается при нейтрализации фосфорной кислоты раствором гидроксида кальция:



Применяется на кислых почвах.

*Аммофос –* сложное удобрение, содержащее азот (до 15% N) и фосфор (до 58%

Р2О5) в виде NH4H2PO4 и

(NH4)2HPO4. Получается при нейтрализации

фосфорной кислоты аммиаком.

Раньше в течение более 100 лет в качестве фосфорного удобрения широко

использовали так называемый *простой суперфосфат*, который образуется при

действии серной кислоты на природный фосфат кальция:



В этом случае в реакцию с фосфатом кальция вступает относительно меньше серной

кислоты, чем при получении из него фосфорной кислоты. Получается смесь

дигидрофосфата кальция и сульфата кальция. Это удобрение с массовой долей Р

2О5 не выше 20%. Сейчас простой суперфосфат производится в

сравнительно небольших масштабах на ранее построенных заводах.

Примеры фосфорных удобрений даны в табл.4.

Таблица 4

Удобрения, содержащие фосфор

|  |  |
| --- | --- |
| Название удобрения | Химический состав |
| Простые | |
| Суперфосфат двойной |  |
| Суперфосфат простой |  |
| Фосфоритная мука |  |
| Костяная мука |  |
| Преципитат |  |
| Шлак мартеновский печей | Сложный состав. Содержит P,Ca, Si, C, Fe и др. элементы |
| Комплексные | |
| Аммофос |  |
| Аммофоска |  |
| Нитроаммофос |  |

**Заключение**

***1. Значение фосфора***

Фосфорная кислота имеет большое значение как один из важнейших компонентов

питания растений. Фосфор используется растениями для построения своих самых

жизненно важных частей - семян и плодов.

Производные ортофосфорной кислоты очень нужны не только растениям, но и

животным. Кости, зубы, панцири, когти, иглы, шипы у большинства живых

организмов состоят, в основном, из ортофосфата кальция. Кроме того,

ортофосфорная кислота, образуя различные соединения с органическими веществами,

активно участвуют в процессах обмена веществ живого организма с окружающей

средой. В результате этого производные фосфора содержатся в костях, мозге,

крови, в мышечных и соединительных тканях организмов человека и животных.

Особенно много ортофосфорной кислоты в составе нервных (мозговых) клеток, что

позволило А.Е. Ферсману[[1]](http://works.tarefer.ru/94/100227/index.html" \l "_ftn1#_ftn1), известному

геохимику, назвать фосфор "элементом мысли". Весьма отрицательно (заболевание

животных рахитом, малокровие, и др.) сказывается на состоянии организма

понижение содержания в рационе питания соединений фосфора или введение их в

неусвояемой форме.

***2. Применение фосфора***

Применяют ортофосфорную кислоту в настоящее время довольно широко. Основным

ее потребителем служит производство фосфорных и комбинированных удобрений.

Для этих целей ежегодно добывается во всем мире фосфоросодержащей руды около

100 млн. т. Фосфорные удобрения не только способствуют повышению урожайности

различных сельскохозяйственных культур, но и придают растениям зимостойкость

и устойчивость к другим неблагоприятным климатическим условиям, создают

условия для более быстрого созревания урожая в районах с коротким

вегетативным периодом. Они также благоприятно действуют на почву, способствуя

ее структурированию, развитию почвенных бактерий, изменению растворимости

других содержащихся в почве веществ и подавлению некоторых образующихся

вредных органических веществ.

Немало ортофосфорной кислоты потребляет пищевая промышленность. Дело в том,

что на вкус разбавленная ортофосфорная кислота очень приятна и небольшие ее

добавки в мармелады, лимонады и сиропы заметно улучшают их вкусовые качества.

Этим же свойством обладают и некоторые соли фосфорной кислоты. Гидрофосфаты

кальция, например, с давних пор входят в хлебопекарные порошки, улучшая вкус

булочек и хлеба.

Интересны и другие применения ортофосфорной кислоты в промышленности.

Например, было замечено, что пропитка древесины самой кислотой и ее солями

делают дерево негорючим. На этой основе сейчас производят огнезащитные

краски, негорючие фосфодревесные плиты, негорючий фосфатный пенопласт и

другие строительные материалы.

Различные соли фосфорной кислоты широко применяют во многих отраслях

промышленности, в строительстве, разных областях техники, в коммунальном

хозяйстве и быту, для защиты от радиации, для умягчения воды, борьбы с

котельной накипью и изготовления различных моющих средств.

Фосфорная кислота, конденсированные кислоты и дегидротированные фосфаты

служат катализаторами в процессах дегидратирования, алкилирования и

полимеризации углеводородов.

Особое место занимают фосфорорганические соединения как экстрагенты,

пластификаторы, смазочные вещества, присадки к пороху и абсорбенты в

холодильных установках. Соли кислых алкилфосфатов используют как

поверхностно-активные вещества, антифризы, специальные удобрения,

антикоагулянты латекса и др. Кислые алкилфосфаты применяют для экстракционной

переработки урановорудных щелоков.

# Список использованной литературы:

1. Ф.Г.Фельдман, Г.Е.Рудзитис. ХИМИЯ. Учебник для 9 класса

общеобразовательных учреждений. – М., 5-е издание, ПРОСВЕЩЕНИЕ, 1997.

2. ХИМИЯ. Справочные материалы. Под ред.Ю.Д.Третьякова, - М.,

ПРОСВЕЩЕНИЕ, 1984.

3. ХИМИЯ. Справочник школьника, - М., 1995.

4. ХИМИЯ. Энциклопедия для детей. Том 17, АВАНТА, 2000.

5. Везер В.-Дж., Фосфор и его соединения, пер. с англ., - М., 1963.

6. Интернет: http://school-sector.relarn.ru/nsm/chemistry/