

# Фосфор



# содержание

- Введение.....
- История развития фосфора.....
- Природные соединения и получение фосфора.....
- Химические свойства.....
- Аллотропные изменения.....
- а) белый.....
- б) красный.....
- в) черный.....
- Оксиды фосфора.....
- Ортофосфорная кислота.....
- Ортофосфаты.....
- Фосфор в организме.....

# 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 светиться 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 ( $K_2CO_3$ ) и углем ( $C$ ). Лишь к 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  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$  (X - фтор, реже хлор и гидроксильная группа) и фосфорит, основой которого является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . 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:

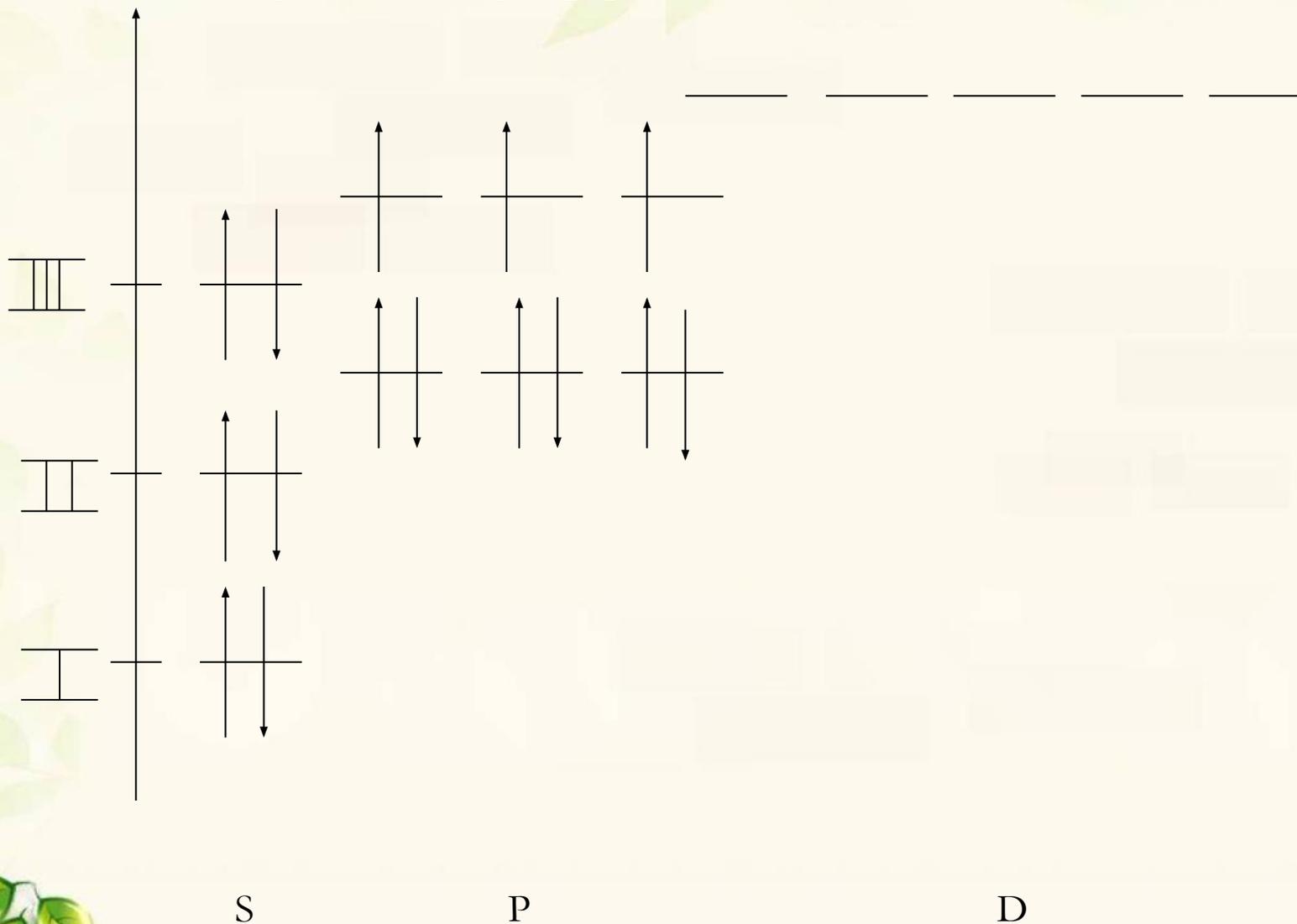


Пары фосфора при этой температуре почти полностью состоят из молекул  $\text{P}_2$ , которые при охлаждении конденсируются в молекулы  $\text{P}_4$ .

# Химические свойства

- Электронная конфигурация атома фосфора
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- 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( $P_2O_5$ ,  $H_3PO_4$ ), реже +3( $P_2O_3$ ,  $PF_3$ ), -3( $AlP$ ,  $PH_3$ ,  $Na_3P$ ,  $Mg_3P_2$ ).

# Переход атома фосфора в возбужденное состояние



Аллотропная модификация	Плотность	$t_{пл.}$	$T_{кип}$	Внешний вид и характерные признаки
Белый	1,82 г/см <sup>3</sup>	44,1 °С	287,3 °С	Белый кристаллический порошок, ядовит, самовозгорается на воздухе. При 250—260 °С переходит в красный (рис. 3). Очень хорошо растворим в сероуглероде.
Красный	2,34 г/см <sup>3</sup>	590 °С	416 °С	Красный кристаллический или аморфный порошок, не ядовит. При 220 °С и 108 Па переходит в черный фосфор. Загорается на воздухе только при поджигании. Цвет красного фосфора в зависимости от способа и условий получения может меняться от светло-красного до фиолетового и темно-коричневого.
Черный	2,7 г/см <sup>3</sup>	Наиболее устойчивая модификация. По внешнему виду он похож на графит. При нагревании переходит в красный фосфор. При нормальных условиях - полупроводник, под давлением проводит электрический ток как металл. В отличие от белого фосфора красный и черный фосфор не растворяются в сероуглероде, они не ядовиты и не огнеопасны.		

# Белый фосфор

Белая модификация фосфора, получающаяся при конденсации паров, имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой дислоцированы молекулы P<sub>4</sub>. 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, омертвлению 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 CuSO<sub>4</sub> или песком.

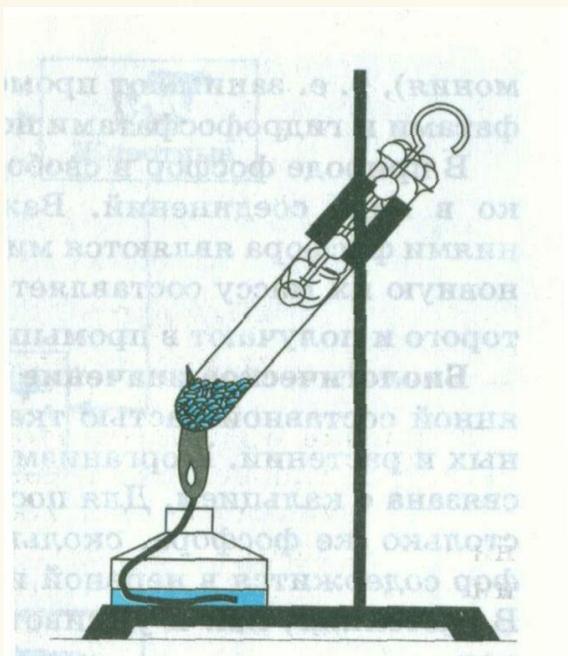
Обожженную кожу следует промыть раствором KMnO<sub>4</sub> или CuSO<sub>4</sub>. Противоядием при отравлении фосфором является 2%-ый раствор CuSO<sub>4</sub>.

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 P<sub>4</sub>,

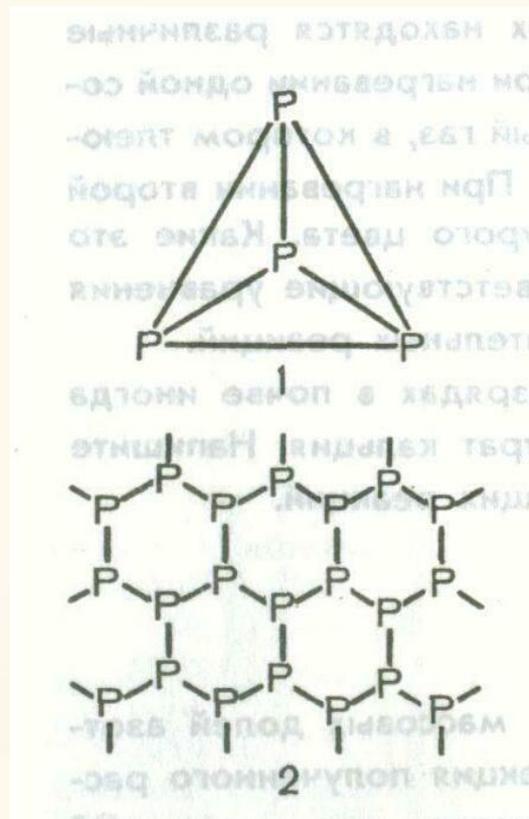


# Красный и черный фосфор

- **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  $t=220^{\circ}\text{C}$  и повышенным давлением. По внешнему виду он напоминает графит. Кристаллическая структура черного фосфора слоистая, состоящая из гофрированных слоев (рис.2). 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.



Опыт,  
иллюстрирующий  
переход красного  
фосфора в белый



1-молекулы белого фосфора;  
2-кристаллическая решетка  
черного фосфора

# Оксид фосфора (V) - P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

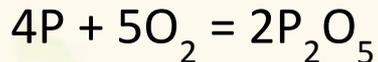
Фосфор образует несколько оксидов.

Важнейшим из них является оксид фосфора (V) P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>.

Часто его формулу пишут в упрощенном виде – P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. В структуре этого оксида сохраняется тетраэдрическое расположение атомов фосфора.

Белые кристаллы, t пл.= 5700°C, t кип.= 6000°C, ρ= 2,7 г/см<sup>3</sup>. Имеет несколько модификаций. В парах состоит из молекул P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>, очень гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей).

## Получение:



## Химические свойства

Все химические свойства кислотных оксидов: реагирует с водой, основными оксидами и щелочами



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.

# Ортофосфорная кислота.

Известно несколько кислот, содержащих фосфор.

Важнейшая из них — ортофосфорная кислота  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$

Безводная ортофосфорная кислота представляет собой светлые прозрачные кристаллы, при комнатной температуре расплывающиеся на воздухе. Температура плавления  $42,35^\circ\text{C}$ . С водой фосфорная кислота образует растворы любых концентраций.

# Ортофосфорная кислота.

## Получение ортофосфорной кислоты

В лаборатории	В промышленности	
<p>окисление фосфора 30%-ной азотной кислотой:</p> $3P + 5NO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$	<h3>Экстракционный метод</h3>	<h3>Термический метод</h3>
	<p>обработка измельченных природных фосфатов серной кислотой:</p> $2P + 5H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$ <p>Ортофосфорная кислота затем отфильтровывается и концентрируется упариванием.</p>	<p>Термический метод состоит в восстановлении природных фосфатов до свободного фосфора с последующим его сжиганием до <math>P_4O_{10}</math> и растворением последнего в воде. Производимая по данному методу ортофосфорная кислота характеризуется более высокой чистотой и повышенной концентрацией (до 80%).</p>

# Физические свойства $\text{H}_3\text{PO}_4$

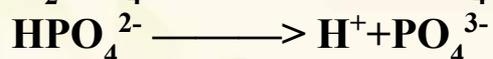
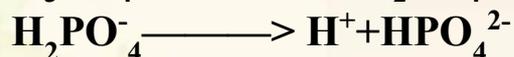
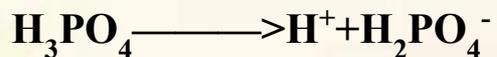
- Ортофосфорная кислота в чистом виде при обычных условиях представляет бесцветные кристаллы ромбической формы, плавящиеся при температуре  $42.3^\circ\text{C}$ . Однако с такой кислотой химики встречаются редко. Гораздо чаще они имеют дело с полугидратом  $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot 0.5 \text{H}_2\text{O}$ , который выпадает в виде бесцветных гексагональных призм при охлаждении концентрированных водных растворов ортофосфорной кислоты. Температура плавления полугидрата  $29.3^\circ\text{C}$ .
- Чистая  $\text{H}_3\text{PO}_4$  после плавления образует вязкую маслообразную жидкость с малой электрической проводимостью и сильно пониженной способностью к диффузии. Эти свойства, а также детальное изучение спектров показывают, молекулы  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в данном случае практически не диссоциированы и объединены прочными водородными связями в единую макромолекулярную структуру. Как правило, молекулы связаны друг с другом одной, реже двумя и очень редко тремя водородными связями.
- Если же кислоту разбавлять водой, то ее молекулы охотнее образуют водородные связи с водой, чем друг с другом. Из-за таких "симпатий" к воде кислота смешивается с ней в любых отношениях. Энергия гидратации здесь не так велика, как у серной кислоты, поэтому разогревание  $\text{H}_3\text{PO}_4$  при разбавлении не столь сильное и диссоциация выражена меньше. По первой ступени диссоциации ортофосфорная кислота считается электролитом средней силы (25 - 30%), по второй - слабым, по третьей - очень слабым.



# Химические свойства ортофосфорной кислоты

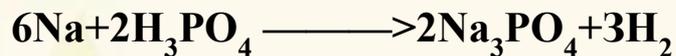
## общие с другими кислотами

1. Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов. Диссоциация происходит ступенчато:

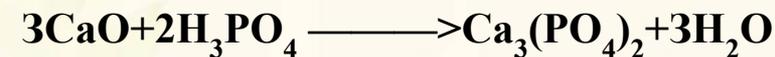


Легче всего идет диссоциация по первой ступени и труднее всего — по третьей

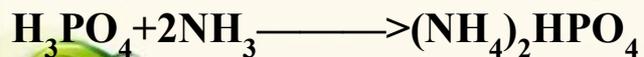
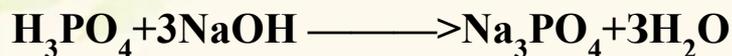
2. Реагирует с металлами, расположенными в вытеснительном ряду до водорода:



3. Реагирует с основными оксидами:



4. Реагирует с основаниями и аммиаком; если кислота взята в избытке, то образуются кислые соли:

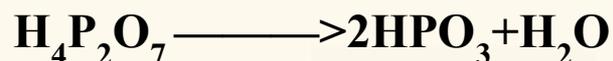
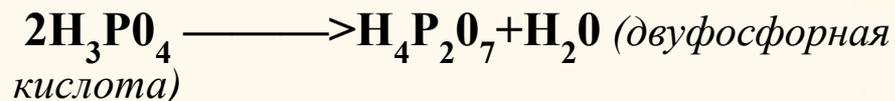


5. Реагирует с солями слабых кислот:



## специфические

1. При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:



2. При действии раствора нитрата серебра (I) появляется 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.

С АТФ вы подробнее ознакомитесь в курсе общей биологии и органической химии

# Химические свойства $\text{H}_3\text{PO}_4$

При нейтрализации фосфорной кислоты щелочами образуются соли: дигидрофосфаты, гидрофосфаты, а также фосфаты, например:



дигидрофосфат

натрия



гидрофосфат

натрия



фосфат

натрия



# 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

( $\text{PbO}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{BaCrO}_4$ ) и восстановители ( $\text{S}$ ,  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ). При трении от зажигательной поверхности смесь, нанесенная на спичку, воспламеняется.

Первые фосфорные спички – с головкой из белого фосфора – были созданы лишь 1827 г.  $6\text{P} + 5\text{KClO}_3 = 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$

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.



# Минеральные удобрения

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
1. Азотные удобрения			
<i>Нитрат натрия</i> (натриевая селитра)	$\text{NaNO}_3$ (15—16% N)	Белое или серое кристаллическое вещество с гигроскопическими свойствами (серый цвет придает примеси)	Получают при производстве азотной кислоты. Нитрозные газы ( $\text{NO}$ и $\text{NO}_2$ ), не поглощенные водой, пропускают через растворы соды: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NO}_2 \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$
<i>Нитрат калия</i> (калийная селитра)	$\text{KNO}_3$ (12,5—13% N)	Белое кристаллическое вещество	Сравнительно небольшие залежи $\text{KNO}_3$ находятся в Средней Азии. В промышленности его получают так: $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{KNO}_3$
<i>Нитрат аммония</i> (аммиачная селитра)	$\text{NH}_4\text{NO}_3$ (15—16% N)	Белое кристаллическое, весьма гигроскопическое вещество	Получают при нейтрализации 48—60%-ной азотной кислоты аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$ Полученный раствор концентрируют и в специальных башнях производят кристаллизацию

# Минеральные удобрения

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
--------------------	-------------------	--------------------	---

## 1. Азотные удобрения

<b>Сульфат аммония</b>	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (20,5—21% N)	Белый(из-за примесей серый или зеленоватый) кристаллический порошок, слабо гигроскопичен	Получают при взаимодействии аммиака с серной кислотой: $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
<b>Карбамид</b>	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (46% N)	<i>Белое мелкокристаллическое, гигроскопичное, иногда зернистое вещество</i>	Получают при взаимодействии оксида углерода (IV) с аммиаком (при высоком давлении и температуре): $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \longrightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$

## 2.. Фосфорные удобрения

<b>Простой суперфосфат</b>	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ $\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (до 20% $\text{P}_2\text{O}_5$ )	<i>Серый мелкозернистый порошок</i>	Получают при взаимодействии фосфоритов или апатитов с серной кислотой: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
----------------------------	--	-------------------------------------	---

# Минеральные удобрения

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
--------------------	-------------------	--------------------	---

## 2.. Фосфорные удобрения

<i>Двойной суперфосфат</i>	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ • $\text{H}_2\text{O}$ (40% $\text{P}_2\text{O}_5$ )	Сходен с простым суперфосфатом	Производство осуществляется в две стадии: а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$ $\text{CaSO}_4$ оседает, и его отделяют фильтрованием: б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
----------------------------	---	--------------------------------	---

## 3. Калийные удобрения

<i>Хлорид калия</i>	KCl (52—60% $\text{K}_2\text{O}$ )	Белое мелкокристаллическое вещество	Хлорид калия встречается в природе в виде минерала сильвинита ( $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ )
---------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	--

# Минеральные удобрения

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
--------------------	-------------------	--------------------	---

## 3. Калийные удобрения

Дигидроортофосфат аммония	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (с примесями)	Белый (из-за примесей сероватый) кристаллический порошок	Получают при взаимодействии ортофосфорной кислоты с аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
Гидроортофосфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ с $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и другими примесями	Такой же, как дигидроортофосфат аммония	Получают аналогично дигидроортофосфату аммония: $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

# 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, 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.



# 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 углеводов.

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.

# Задания

## Фосфор

1. Составьте электронную формулу атома фосфора. Объясните, что происходит с электронной конфигурацией атома, когда он проявляет высшую степень окисления.
2. Какие степени окисления может проявлять фосфор в соединениях? Приведите примеры этих соединений. Составьте электронную формулу атома фосфора в степени окисления +3.
3. В чем состоят основные различия физических и химических свойств красного и белого фосфора. Как можно отделить красный фосфор от примеси белого?
4. Рассчитайте относительную плотность фосфина по водороду и воздуху. Легче или тяжелее фосфин этих газов?
5. Как можно осуществить переход от красного фосфора к белому и обратно? Являются ли эти процессы химическими явлениями? Ответ поясните.
6. Вычислите массу фосфора, который надо сжечь в кислороде для получения оксида фосфора (V) массой 3,55 г?
7. Смесь красного и белого фосфора массой 20 г обработали сероуглеродом. Нерастворившийся остаток отделили и взвесили, его масса составила 12,6 г. Вычислите массовую долю белого фосфора в исходной смеси.
8. Каков тип химической связи в соединениях: а)  $\text{PH}_3$ ; б)  $\text{PCl}_5$ ; в)  $\text{Li}_3\text{P}$ . В полярных веществах укажите направление смещения общих электронных пар.
9. Фосфин можно получить действием соляной кислоты на фосфид кальция. Рассчитайте объем фосфина (нормальные условия), который образуется из 9,1 г фосфида кальция. Массовая доля выхода продукта составляет 90%.

## Ортофосфорная кислота и ее соли

1. Напишите уравнения реакций между ортофосфорной кислотой и следующими веществами: а) оксидом магния; б) карбонатом калия; в) нитратом серебра; г) сульфатом железа (II).
2. Составьте уравнения реакций между ортофосфорной кислотой и гидроксидом калия, в результате которых образуются 3 типа солей: средняя и две кислых.
3. Какая из кислот является более сильным окислителем: азотная или ортофосфорная? Ответ поясните.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$$
5. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:  
$$P \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$$
  
Напишите уравнения этих реакций.
6. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:  
а)  $PH_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5 + H_2O$  б)  $Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + P + CO$
7. Какую массу раствора с массовой долей фосфорной кислоты 40% можно получить из фосфорита массой 100 кг с массовой долей  $Ca_3(PO_4)_2$  93%?
8. Из природного фосфорита массой 310 кг получили фосфорную кислоту массой 195 кг. Вычислите массовую долю  $Ca_3(PO_4)_2$  в природном фосфорите.
9. Водный раствор, содержащий фосфорную кислоту массой 19,6 г, нейтрализовали гидроксидом кальция массой 18,5 г. Определите массу образовавшегося преципитата  $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ .
10. Имеется раствор фосфорной кислоты массой 150 г (массовая доля  $H_3PO_4$  24,5%). Рассчитайте объем аммиака (нормальные условия), который надо пропустить через раствор для получения дигидрофосфата аммония.
11. Какая соль образуется, если к раствору, содержащему  $H_3PO_4$  массой 4,9 г, добавили гидроксид калия массой 2,8 г? Рассчитайте массу полученной соли

# Минеральные удобрения

1. Какие азотные и фосфорные удобрения вы знаете? Составьте уравнения реакций их получения. Для чего необходим растениям азот и фосфор?
2. Определите массовую долю оксида фосфора (V) в преципитате  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .
3. Массовая доля оксида фосфора (V) в суперфосфате равна 20%. Определите массу суперфосфата, который надо ввести под плодородное дерево, если для нормального развития дерева требуется фосфор массой 15,5 г.
4. Массовая доля азота в удобрении составляет 14%. Весь азот входит в удобрение в составе мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ . Вычислите массовую долю мочевины в этом удобрении.
5. В суперфосфате массовая доля оксида фосфора (V) составляет 25%. Рассчитайте, массовую долю  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  в этом удобрении.
6. Рассчитайте массу сульфата аммония, который следует взять, чтобы внести в почву на площадь 5 га азот массой 2 т. Какая масса удобрения должна попасть на каждый квадратный метр почвы?
7. Вычислите массу нитрата аммония, который следует внести на площадь в 100 га, если масса внесенного азота на площадь 1 га должна составлять 60 кг.
8. В почву под плодородное дерево необходимо ввести оксид фосфора (V) массой 0,4 кг. Какую массу суперфосфата надо взять в этом случае, если массовая доля усвояемого оксида фосфора (V) в нем равна 20%?
9. Под плодородное дерево необходимо внести аммонийную селитру массой 140 г (массовая доля азота в селитре равна 35%). Определите массу сульфата аммония, с помощью которого можно внести то же количество азота.

## Список использованной литературы:

1. Ф.Г.Фельдман, Г.Е.Рудзитис. ХИМИЯ. Учебник для 9 класса общеобразовательных учреждений. – М., 5-е издание, ПРОСВЕЩЕНИЕ, 1997г.
2. ХИМИЯ. Справочные материалы. Под ред.Ю.Д. Третьякова, - М., ПРОСВЕЩЕНИЕ, 1984г.
3. ХИМИЯ. Справочник школьника, - М., 1995г.
4. ХИМИЯ. Энциклопедия для детей. Том 17, АВАНТА , 2000г.
5. Везер В.-Дж., Фосфор и его соединения, пер. с англ., - М., 1963г.
6. Интернет: <http://school-sector.relarn.ru/nsm/chemistry/>

