

Фосфор

История



- *Фосфор* открыт гамбургским алхимиком Хеннигом Брандом в 1669 году. Подобно другим алхимикам, Бранд пытался отыскать философский камень, а получил светящееся вещество. Бранд сфокусировался на опытах с человеческой мочой, так как полагал, что она, обладая золотистым цветом, может содержать золото или нечто нужное

Заполните таблицу:

Свойства химических элементов

N АЗОТ 14.0067 $2s^2 2p^3$	7	P ФОСФОР 30,973 $3s^2 3p^3$	5
--	---	---	---

Положение в периодической системе

Число электронов на внешнем уровне

Электронная формула

Число энергетических уровней

Характерные степени окисления

Сравнение электроотрицательности элементов той же группы

Сравнение радиуса атома с радиусами атомов элементов этой же группы

Формула высшего оксида

Формула летучего водородного соединения

Формула высшего гидроксида

Нахождение в природе

Свойства химических элементов	Азот	Фосфор
Положение в периодической системе	порядковый №7 2 период Главная подгруппа V группы	порядковый №15 3 период Главная подгруппа V группы
Число электронов на внешнем уровне	5	5
Электронная формула	2S ² 2P ³	3S ² 3P ³
Число энергетических уровней	2	3
Характерные степени окисления	от -3 до +5	от -3 до +5
Сравнение электроотрицательности элементов той же группы	ЭО выше у азота, чем у фосфора	
Сравнение радиуса атома с радиусами атомов элементов этой же группы	Атомы фосфора по сравнению с атомами азота имеют больший радиус	
Формула высшего оксида	N ₂ O ₅	P ₂ O ₅
Формула летучего водородного соединения	NH ₃	PH ₃
Формула высшего гидроксида	HNO ₃	H ₃ PO ₄
Нахождение в природе	В свободном виде и в виде соединений	Только в соединениях

Сравнение фосфора и азота

- Еще один представитель главной подгруппы V группы периодической системы, Так как в атоме фосфора электронных слоев больше, чем в атоме азота, по сравнению с азотом атомы фосфора имеют больший радиус. Ядро фосфора будет слабее притягивать внешний электрон, чем ядро атома азота, отсюда меньшее значение электроотрицательности, а значит, более выраженные восстановительные свойства.
- Фосфор проявляет степени окисления -3 , $+3$, $+5$. Самые устойчивые соединения со степенью окисления $+5$.

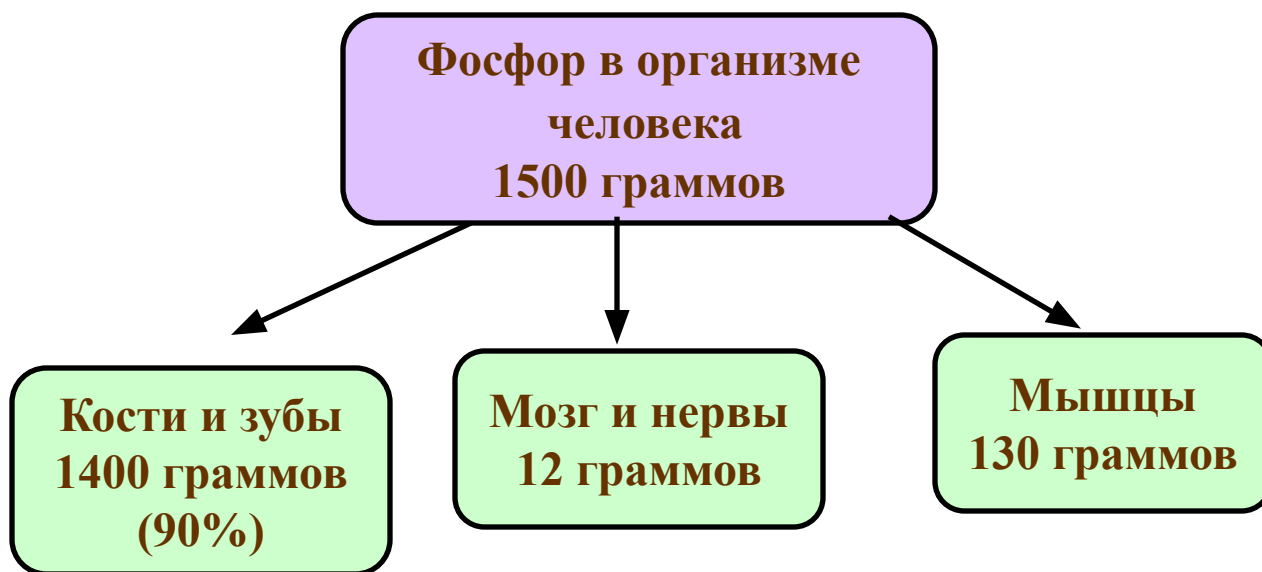
Нахождение в природе и организме



АПАТИТ



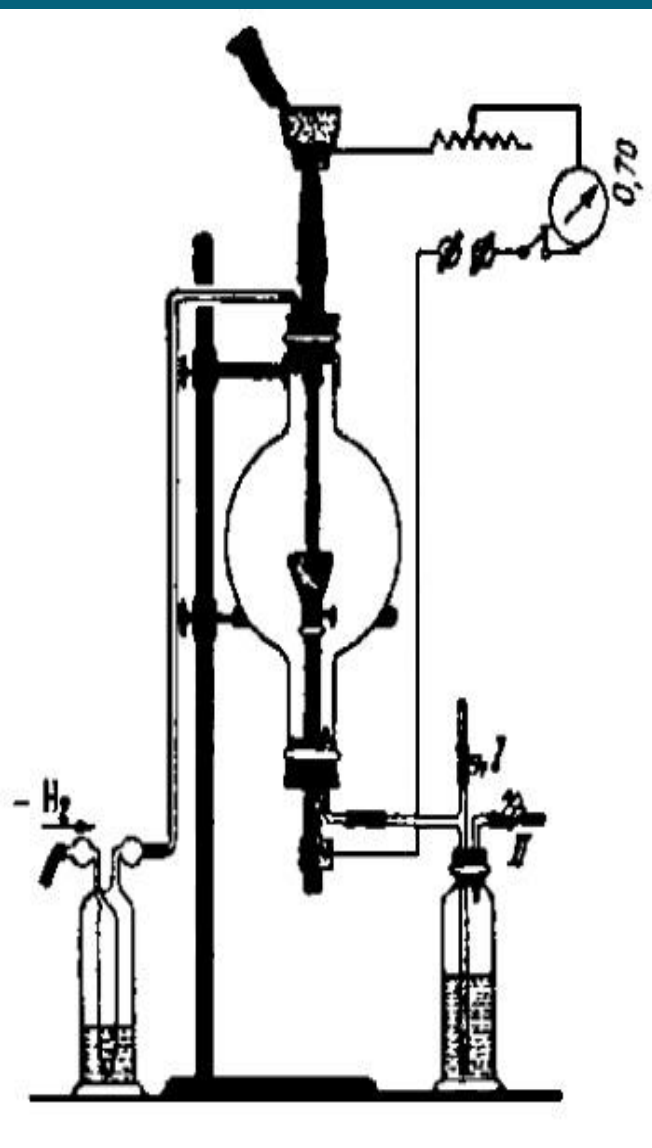
- В свободном состоянии в природе не встречаются вследствие легкой окисляемости фосфора. Природные минералы – **фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, апатит – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ или $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.**
- Зубная эмаль, представляющая собой в соответствии со своими функциями самое твёрдое из веществ, тот же самый апатит.
- В растениях фосфор сосредотачивается главным образом в семенах и плодах, в организме животных, птиц и рыб – в скелете и нервной ткани. В среднем тело человека содержится около 1,5 кг фосфора, из которых около 1,4 кг приходится на кости



АТФ - аденозинтрифосфорная кислота (носитель энергии).

Фосфор участвует в передаче наследственных свойств (ДНК и РНК).

Получение фосфора



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



Предварительно измельченная и обогащенная фосфорсодержащая руда смешивается в заданных соотношениях с кремнеземом и коксом и загружается в электропечь. Кремнезем необходим для снижения температуры реакции, а также увеличения ее скорости за счет связывания выделяющейся в процессе восстановления окиси кальция в силикат кальция, который непрерывно уходит в шлаки.

Аллотропия - явление, когда один и то же химический элемент образует несколько простых веществ

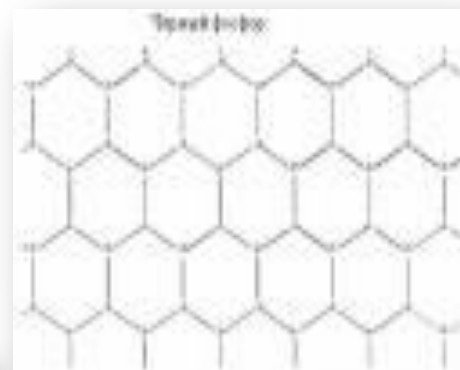
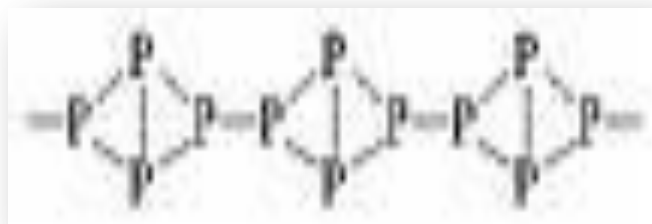
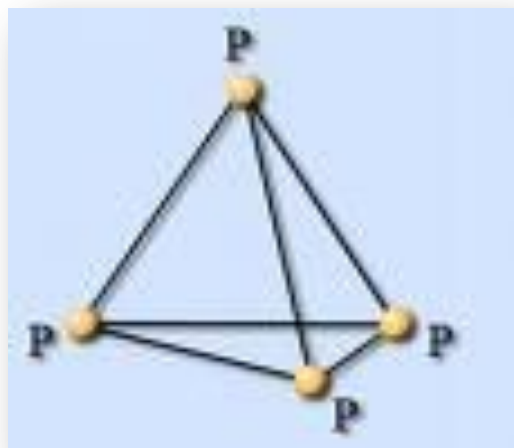


- Химический элемент фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Наиболее известны **белый фосфор** и **красный фосфор**.
- При длительном нагревании без доступа воздуха белый фосфор желтеет и постепенно превращается в красный. Красный фосфор при нагревании в таких же условиях превращается в пар,

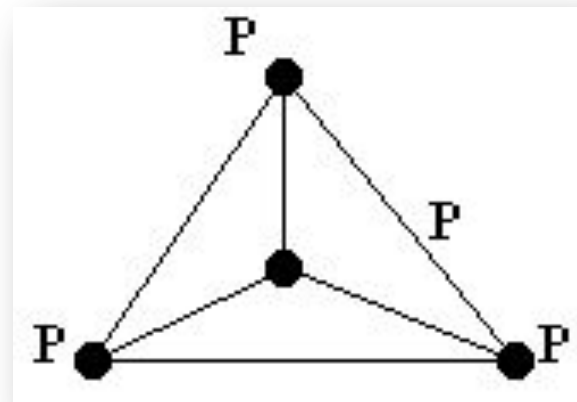
белый $\rightleftharpoons$

красный

черный



- Состоит из молекул P_4 .
- Белое мягкое кристаллическое вещество.
- Чесночный запах.
- t плавления $44\text{ }^{\circ}\text{C}$, самовоспламеняющийся порошок.
- Светится в темноте.
- Сильный яд.
- Противоядие CuSO_4



Черный фосфор:

- Похож на графит.
- Проводит электрический ток.
- t плавления $597\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Атомная кристаллическая решетка.
- Нерастворим в H_2O и органических растворителях.

Красный фосфор:

- Твердое аморфное вещество.
- Темно-красное.
- Без запаха.
- t плавления $260\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Не светится.
- Не ядовит.
- Нерастворим в H_2O и органических растворителях.

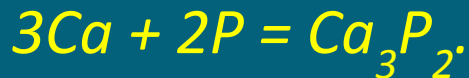


Химические свойства фосфора

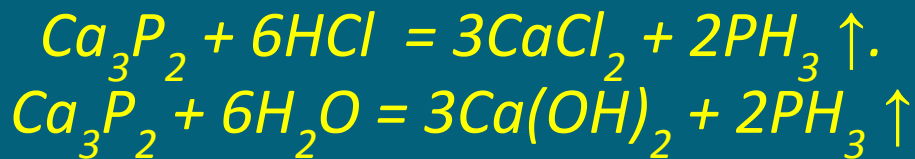
- Химические свойства **белого и красного фосфора** близки, но белый фосфор химически более активен.
- Белый фосфор** самовоспламеняется на воздухе, а красный горит при поджигании:



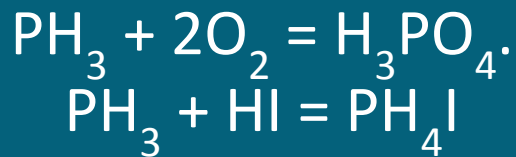
- При взаимодействии с металлами образуются **фосфиды**:



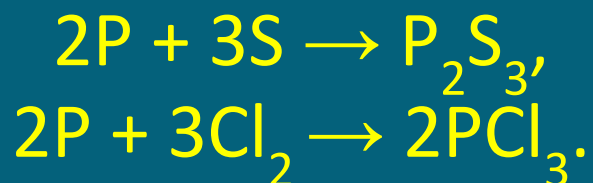
- С **водородом фосфор не реагирует**, но при разложении водой или кислотами фосфидов образуется **фосфин** PH_3 — ядовитый газ с неприятным запахом:



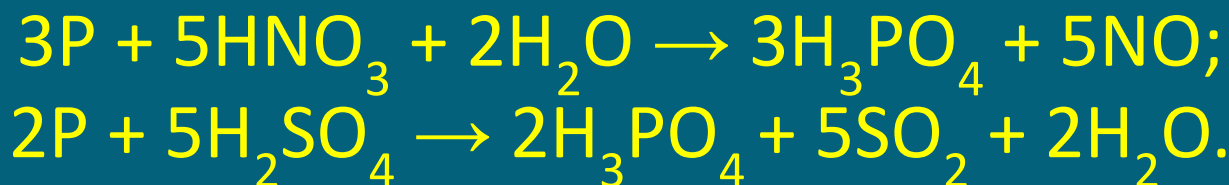
- Свойства фосфина:**



- С неметаллами — восстановитель:



- Сильные окислители превращают фосфор в фосфорную кислоту:

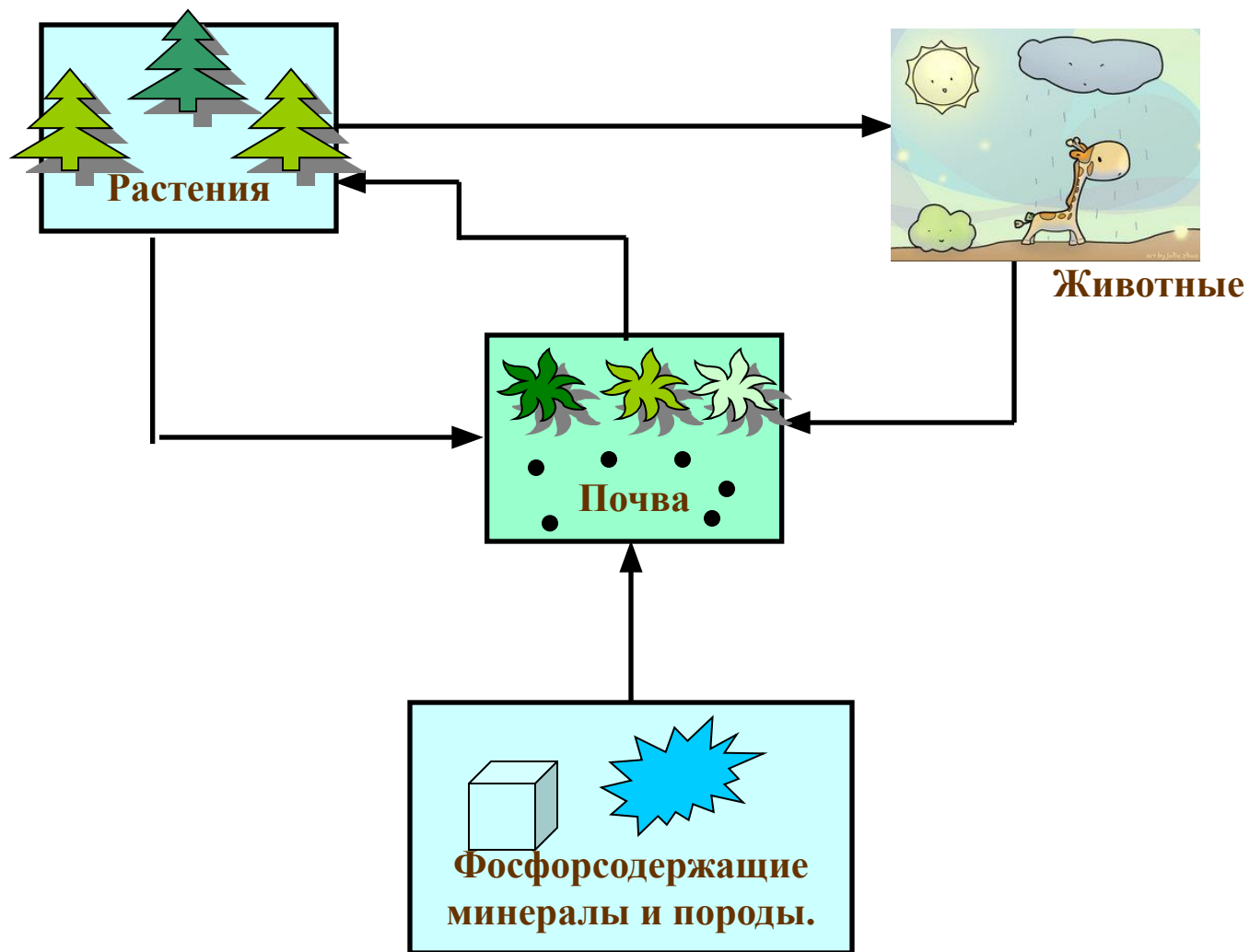


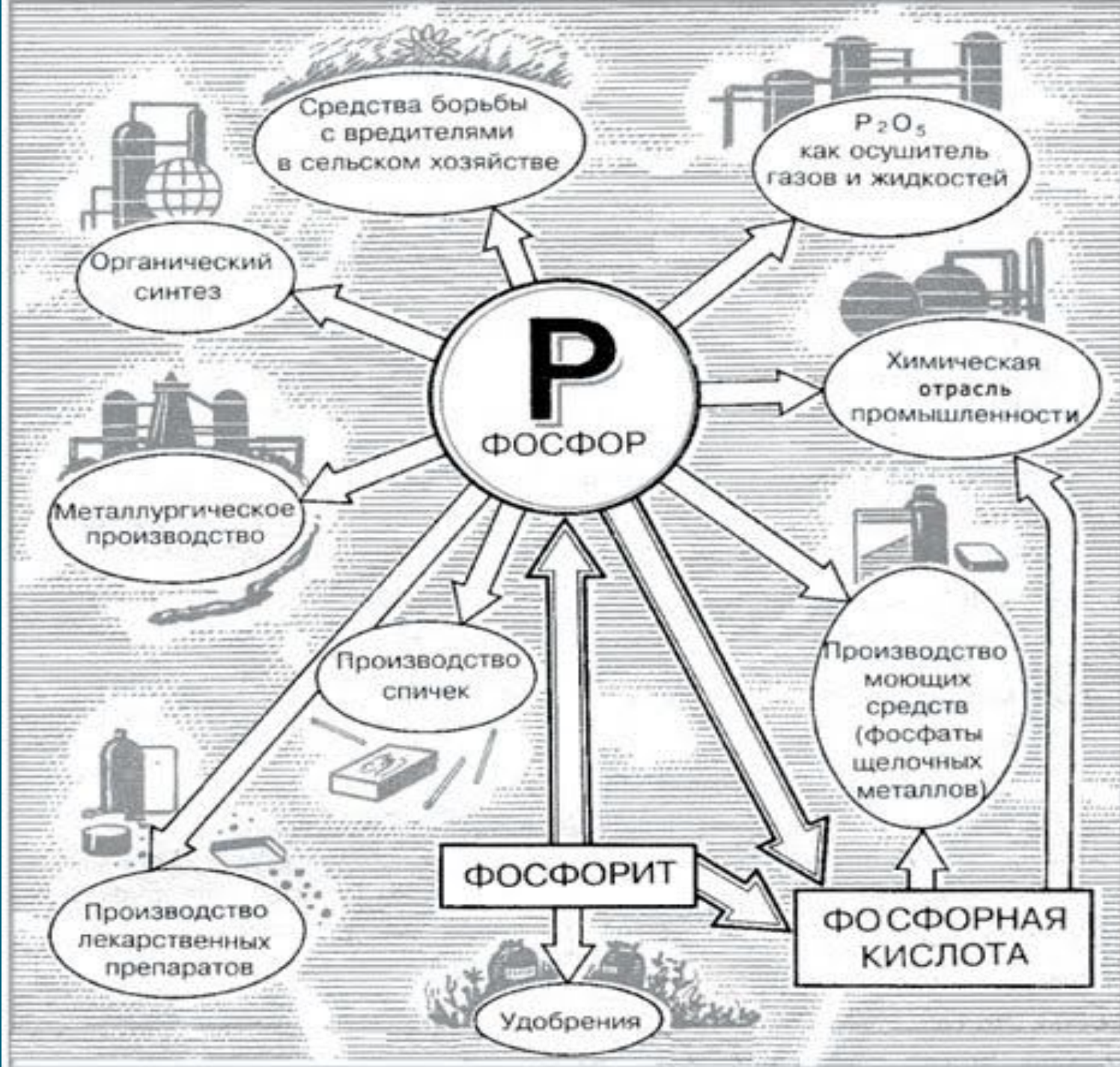
- Реакция окисления также происходит при поджигании спичек, в качестве окислителя выступает бертолетова соль:



- В холодных концентрированных растворах щелочей медленно протекает реакция диспропорционирования:







Осуществите превращения:

- Осуществите превращения



- Для уравнений 1,2,4 составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**Домашнее
задание: § 28,
упр. 1,2,3
ЦЕПОЧКА**

**Урок окончен.
Спасибо за урок.**