

Фосфор

Гафарова Алфинур Замилевна
Учитель химии МБОУ «Елховская
СОШ» Альметьевского
муниципального района
Республики Татарстан

ФОСФОР

- Общая характеристика фосфора. Рассмотрение аллотропных видоизменений фосфора. Изучение химических свойств фосфора.
- Углубление и систематизация знаний периодического закона и системы химических элементов на примере строения и свойств простых веществ, образованных фосфором

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

7

АЗОТ
14,0067

$2s^2 2p^3$

P

5

ФОСФОР
30,973

$3s^2 3p^3$

5
8
2

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

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА



Д.И. Менделеев
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень		
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a	
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а				
1	1	H водород 1,008																He гелий 4,003	2	
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998										Ne неон 20,179	10	
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,312	Al алюминий 26,982	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453										Ar аргон 39,948	18	
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	21 Sc скандий 44,956		22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,941	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,845	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,7								
	5	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,37	31 Ga галлий 69,72	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,922	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904											Kr криптон 83,8	36
5	6	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,22	41 Nb ниобий 92,906	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [99]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,906	46 Pd палладий 106,4									
	7	47 Ag серебро 107,868	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,69	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,6	53 I йод 126,905											Xe ксенон 131,3	54
6	8	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,34	57–71 лантаноиды			72 Hf гафний 178,49	73 Ta тантал 180,948	74 W вольфрам 183,85	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,2	77 Ir ирридий 192,22	78 Pt платина 195,09							
	9	79 Au золото 196,967	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,37	82 Pb свинец 207,19	83 Bi висмут 208,98	84 Po полоний [210]	85 At астат [210]											Rn радон [222]	86
7	10	Fr франций [223]	Ra радий [226]	89–103 актиноиды			104 Rf резерфордий [261]	105 Db дубний [262]	106 Sg сигборгий [263]	107 Bh борий [262]	108 Hn ханний [265]	109 Mt мейтнерий [268]	110							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇					RO ₄							
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR												



- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La лантан 138,906	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,926	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,029	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm кюрий [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калфорний [251]	99 Es эйнштейний [254]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

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	$2S^22P^3$	$3S^23P^3$
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_2O_5	P_2O_5
Формула летучего водородного соединения	NH_3	PH_3
Формула высшего гидроксида	HNO_3	H_3PO_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 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

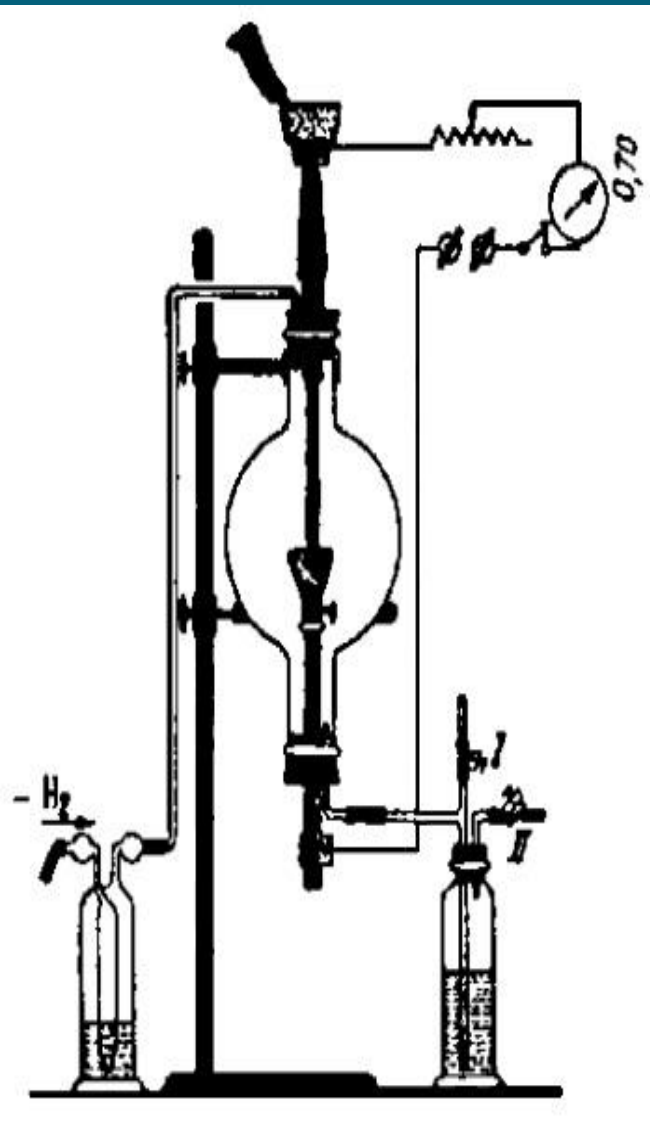
- Зубная эмаль, представляющая собой в соответствии со своими функциями самое твёрдое из веществ, тот же самый апатит.
- В растениях фосфор сосредотачивается главным образом в семенах и плодах, в организме животных, птиц и рыб – в скелете и нервной ткани. В среднем тело человека содержится около 1,5 кг фосфора, из которых около 1,4 кг приходится на кости. Если бы фосфор исчез из костей, наше тело превратилось бы в бесформенные массы. Если бы фосфор исчез из мышц, мы утратили бы способность двигаться, из нервной ткани – мы перестали бы мыслить.
- Академик А.Е. Ферсман назвал фосфор “элементом жизни и мысли”.

Получение фосфора

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



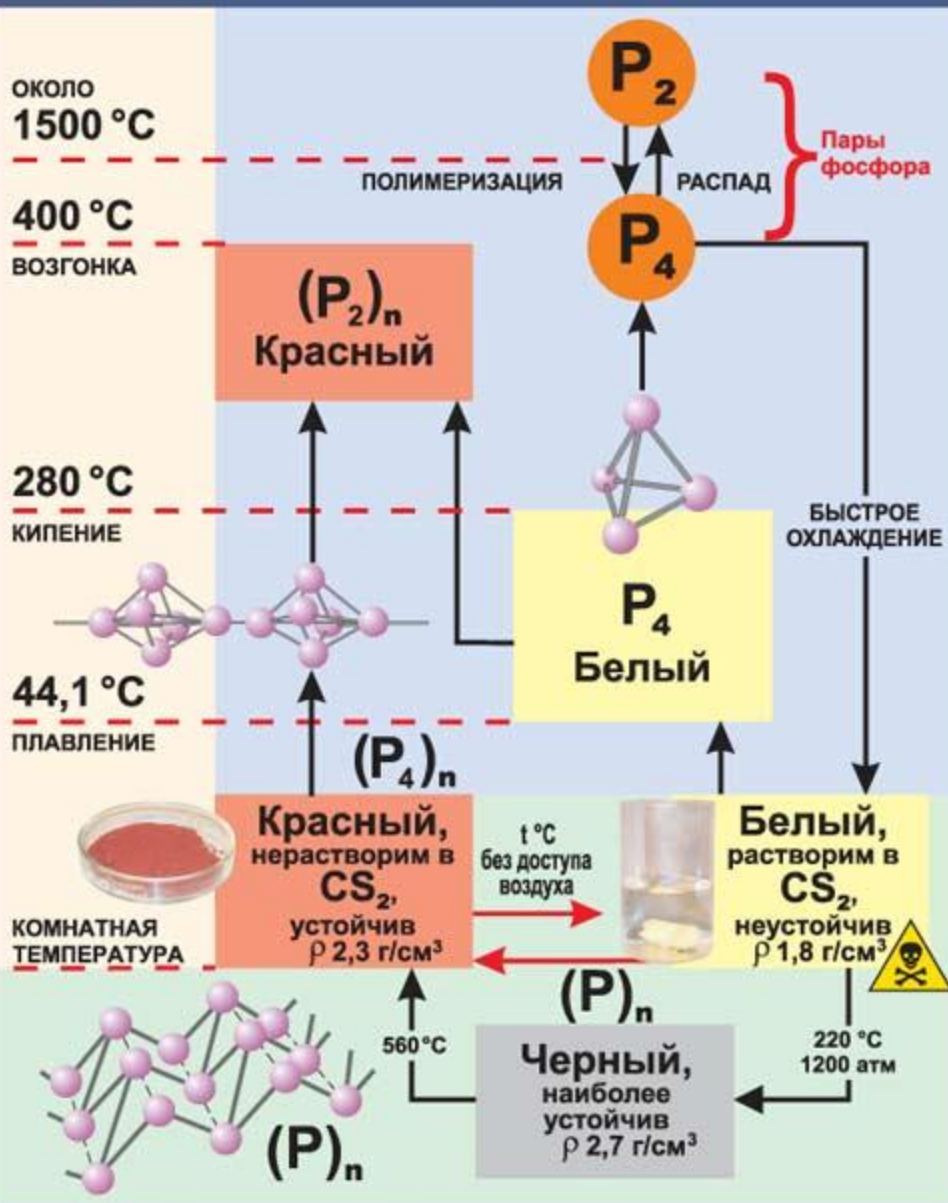
Предварительно измельченная и обогащенная фосфорсодержащая руда смешивается в заданных соотношениях с кремнеземом и коксом и загружается в электропечь. Кремнезем необходим для снижения температуры реакции, а также увеличения ее скорости за счет связывания выделяющейся в процессе восстановления окиси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



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, красный и черный фосфор – аллотропные модификации фосфора.
- Они резко различаются по физическим свойствам. (учебник, табл 16).
- Белый фосфор имеет молекулярное строение. Белый фосфор состоит из молекул P_4 .
- Химически белый фосфор чрезвычайно активен
- Красный и черный фосфор имеют атомную кристаллическую решетку.
- Химическая активность красного фосфора значительно ниже, чем у белого.
- Черный фосфор химически наименее активная форма

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:
- $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ (с избытком кислорода),
- $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$ (при медленном окислении или при недостатке кислорода).
- При взаимодействии с металлами образуются **фосфиды**:
- $3Ca + 2P = Ca_3P_2$.
- **С водородом фосфор не реагирует**, но при разложении водой или кислотами фосфидов образуется **фосфин** PH_3 — ядовитый газ с неприятным запахом:
- $Ca_3P_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + 2PH_3 \uparrow$.
- $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3 \uparrow$
- **Свойства фосфина** -
- $PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$.
- $PH_3 + HI = PH_4I$
- .

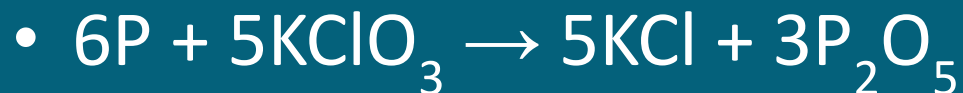
- С неметаллами — восстановитель:



- Сильные окислители превращают фосфор в фосфорную кислоту:

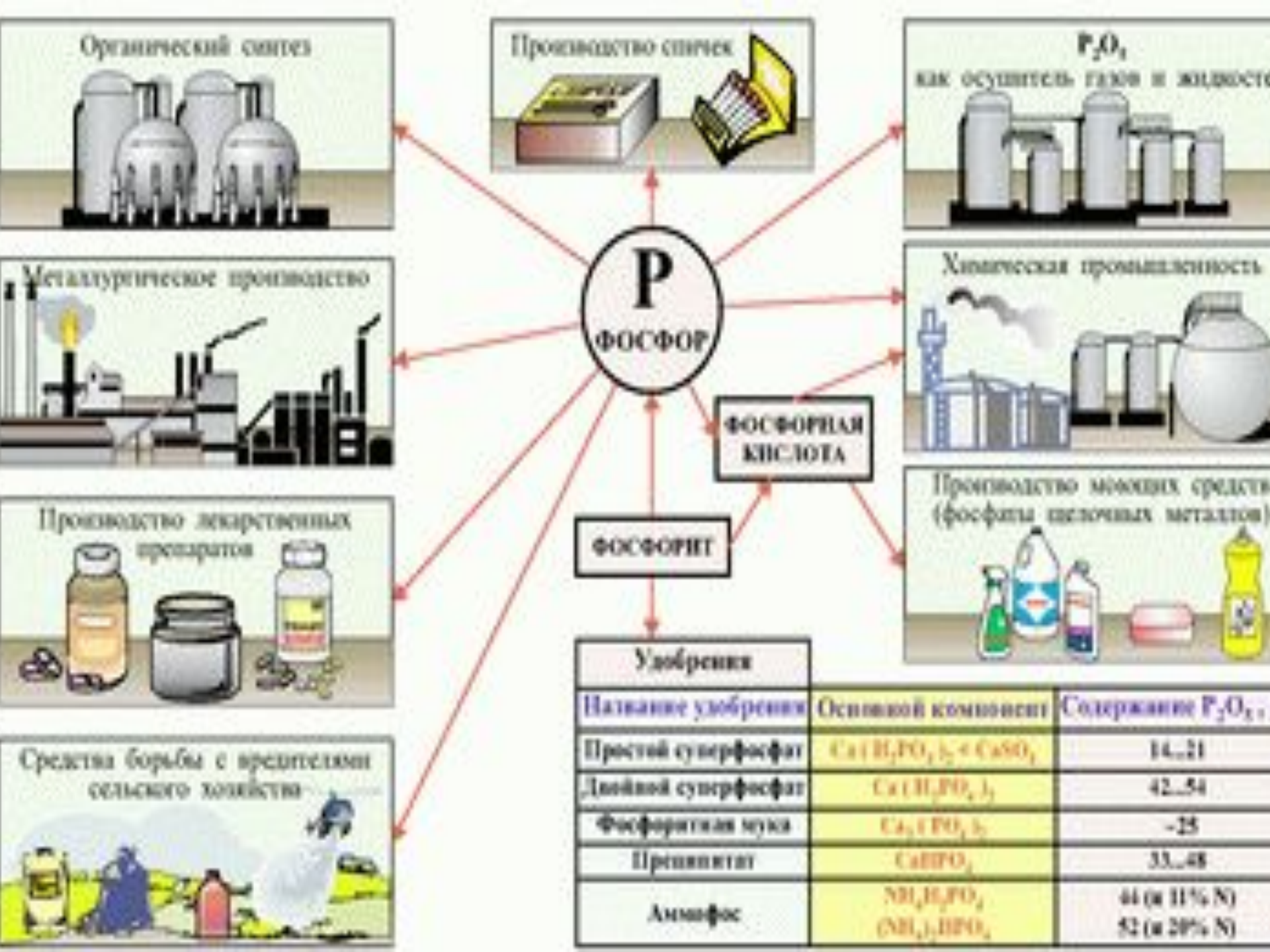


- Реакция окисления также происходит при поджигании спичек, в качестве окислителя выступает бертолетова соль:



- 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: § 21,
упр. 1-5, (с. 70)

Урок окончен.
Спасибо за урок.