

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

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				
1	1	H 1.008 ВОДОРОД															He 4.003 ГЕЛИЙ	2	
2	2	Li 6.941 ЛИТИЙ	Be 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	B 10.811 БОР	C 12.011 УГЛЕРОД	N 14.007 АЗОТ	O 15.999 КИСЛОРОД	F 18.998 ФТОР									Ne 20.179 НЕОН	10	
3	3	Na 22.99 НАТРИЙ	Mg 24.312 МАГНИЙ	Al 26.982 АЛЮМИНИЙ	Si 28.086 КРЕМНИЙ	P 30.974 ФОСФОР	S 32.064 СЕРА	Cl 35.453 ХЛОР									Ar 39.948 АРГОН	18	
4	4	K 39.102 КАЛИЙ	Ca 40.08 КАЛЬЦИЙ	21 Sc 44.956 СКАНДИЙ		22 Ti 47.887 ТИТАН	23 V 50.941 ВАНАДИЙ	24 Cr 51.996 ХРОМ	25 Mn 54.938 МАРГАНЕЦ	26 Fe 55.845 ЖЕЛЕЗО	27 Co 58.933 КОБАЛЬТ	28 Ni 58.7 НИКЕЛЬ							
	5	29 Cu 63.546 МЕДЬ	30 Zn 65.37 ЦИНК	31 Ga 69.72 ГАЛЛИЙ	32 Ge 72.59 ГЕРМАНИЙ	33 As 74.922 МЫШЬЯК	34 Se 78.96 СЕЛЕН	35 Br 79.904 БРОМ									Kr 83.8 КРИПТОН	36	
5	6	Rb 85.468 РУБИДИЙ	Sr 87.62 СТРОНЦИЙ	39 Y 88.906 ИТРИЙ		40 Zr 91.22 ЦИРКОНИЙ	41 Nb 92.906 НИОБИЙ	42 Mo 95.94 МОЛИБДЕН	43 Tc [99] ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru 101.07 РУТЕНИЙ	45 Rh 102.906 РОДИЙ	46 Pd 106.4 ПАЛЛАДИЙ							
	7	47 Ag 107.868 СЕРЕБРО	48 Cd 112.41 КАДМИЙ	49 In 114.82 ИНДИЙ	50 Sn 118.69 ОЛОВО	51 Sb 121.75 СУРЬМА	52 Te 127.6 ТЕЛЛУР	53 I 126.905 ИОД									Xe 131.3 КСЕНОН	54	
6	8	Cs 132.905 ЦЕЗИЙ	Ba 137.34 БАРИЙ	57-71 ЛАНТАНОИДЫ			72 Hf 178.49 ГАФНИЙ	73 Ta 180.948 ТАНТАЛ	74 W 183.85 ВОЛЬФРАМ	75 Re 186.207 РЕНИЙ	76 Os 190.2 ОСМИЙ	77 Ir 192.22 ИРИДИЙ	78 Pt 195.09 ПЛАТИНА						
	9	79 Au 196.967 ЗОЛОТО	80 Hg 200.59 РУТУТЬ	81 Tl 204.37 ТАЛЛИЙ	82 Pb 207.19 СВИНЕЦ	83 Bi 208.98 ВИСМУТ	84 Po [210] ПОЛОНИЙ	85 At [210] АСТАТ									Rn [222] РАДОН	86	
7	10	Fr [223] ФРАНЦИЙ	Ra [226] РАДИЙ	89-103 АКТИНОИДЫ			104 Rf [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	105 Db [262] ДУБНИЙ	106 Sg [263] СИБОРГИЙ	107 Bh [262] БОРИЙ	108 Hn [265] ХАНИЙ	109 Mt [268] МЕЙТНЕРИЙ	110						
ВЫШНИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7					RO_4						
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR											



Д.И. Менделеев
1834-1907



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

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La 138.906 ЛАНТАН	58 Ce 140.12 ЦЕРИЙ	59 Pr 140.908 ПРАЗЕОДИЙ	60 Nd 144.24 НЕОДИМ	61 Pm [145] ПРОМЕТИЙ	62 Sm 150.4 САМАРИЙ	63 Eu 151.96 ЕВРОПИЙ	64 Gd 157.25 ГАДОЛИНИЙ	65 Tb 158.926 ТЕРБИЙ	66 Dy 162.5 ДИСПРОЗИЙ	67 Ho 164.93 ГОЛЬМИЙ	68 Er 167.26 ЭРБИЙ	69 Tm 168.934 ТУЛМИЙ	70 Yb 173.04 ИТТЕРБИЙ	71 Lu 174.97 ЛЮТЕЦИЙ
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac [227] АКТИНИЙ	90 Th 232.038 ТОРИЙ	91 Pa [231] ПРОТАКТИНИЙ	92 U 238.029 УРАН	93 Np [237] НЕПТУНИЙ	94 Pu [244] ПЛУТОНИЙ	95 Am [243] АМЕРЦИЙ	96 Cm [247] КЮРИЙ	97 Bk [247] БЕРКЛИЙ	98 Cf [251] КАЛИФОРНИЙ	99 Es [254] ЭЙЗЕНШТЕЙНИЙ	100 Fm [257] ФЕРМИЙ	101 Md [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	102 No [259] НОБЕЛИЙ	103 Lr [260] ЛОУРЕНСИЙ
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

Свойства химических элементов	Азот	Фосфор
Положение в периодической системе	<p>порядковый №7</p> <p>2 период</p> <p>Главная подгруппа V группы</p>	<p>порядковый №15</p> <p>3 период</p> <p>Главная подгруппа V группы</p>
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 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

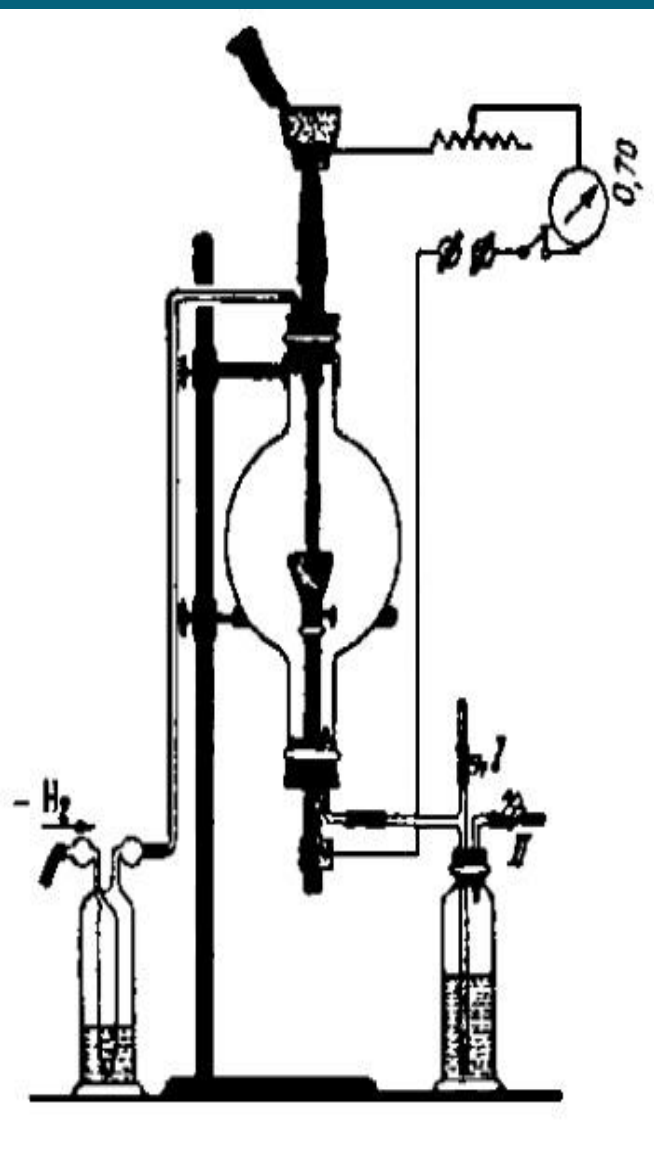
- Зубная эмаль, представляющая собой в соответствии со своими функциями самое твёрдое из веществ, тот же самый апатит.
- В растениях фосфор сосредотачивается главным образом в семенах и плодах, в организме животных, птиц и рыб – в скелете и нервной ткани. В среднем тело человека содержится около 1,5 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 :



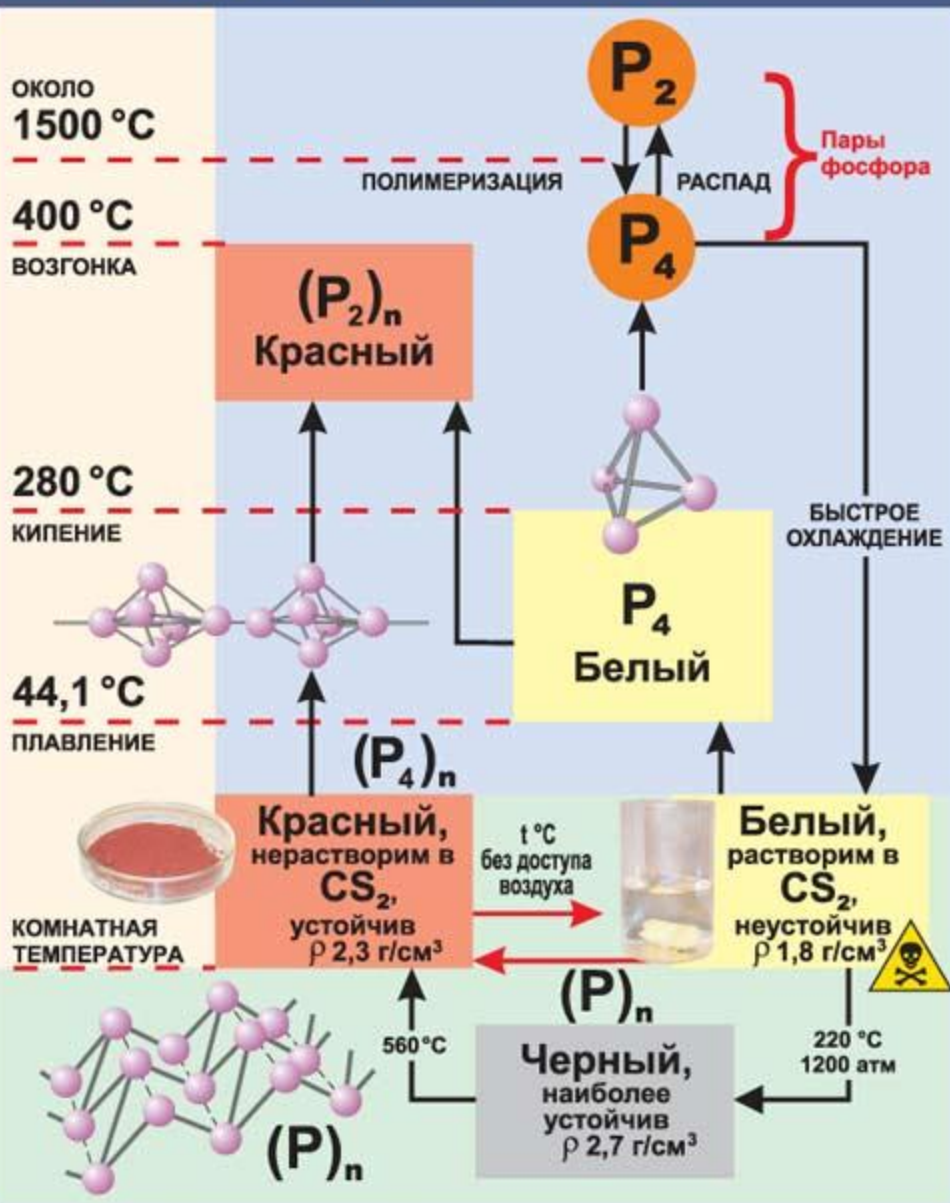
Предварительно измельченная и обогащенная фосфорсодержащая руда смешивается в заданных соотношениях с кремнеземом и коксом и загружается в электропечь. Кремнезем необходим для снижения температуры реакции, а также увеличения ее скорости за счет связывания выделяющейся в процессе восстановления окиси 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** -
- $PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$.
- $PH_3 + HI = PH_4I$
- .

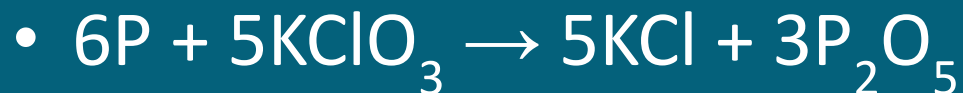
- С неметаллами — восстановитель:



- Сильные окислители превращают фосфор в фосфорную кислоту:

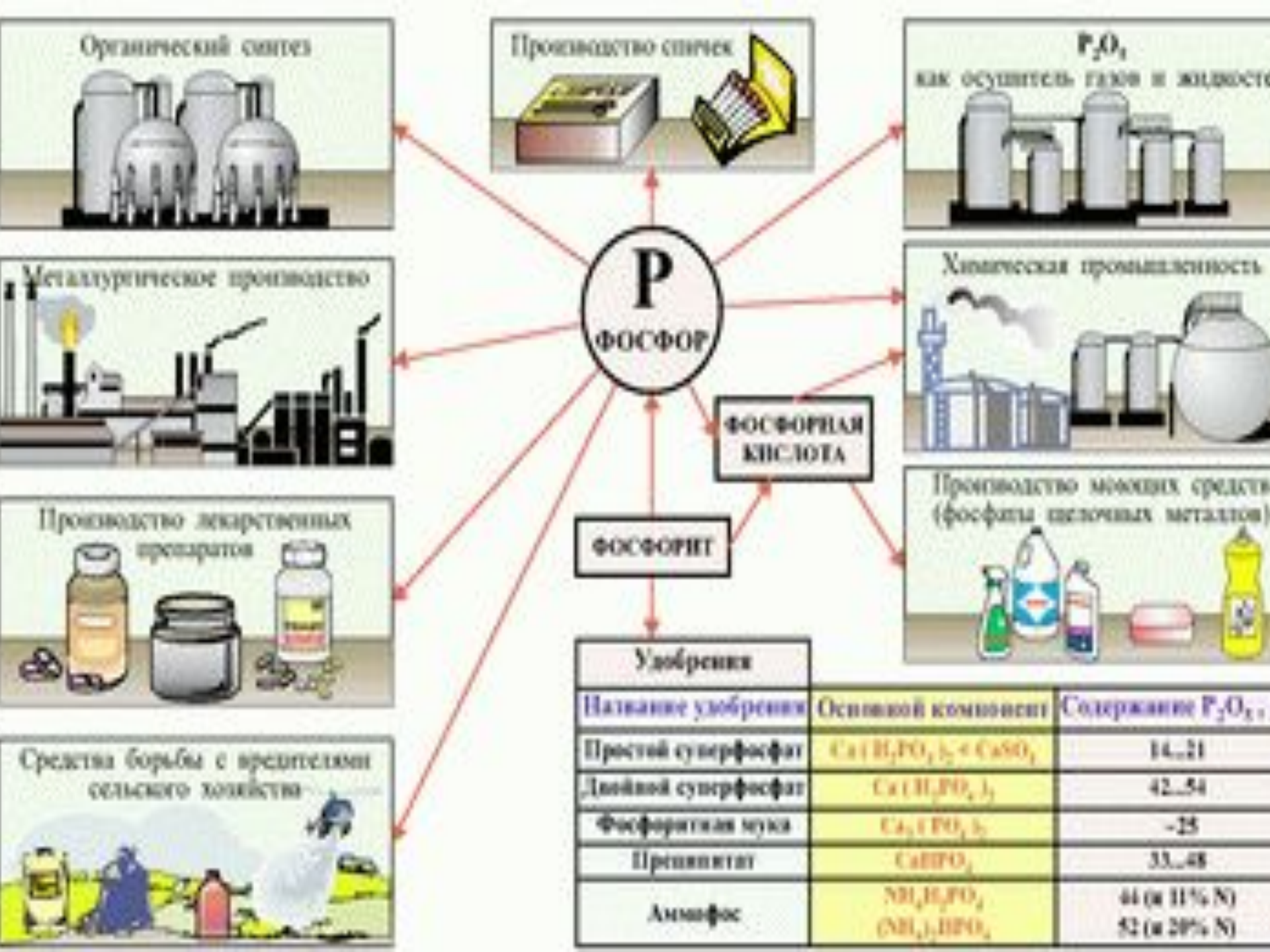


- Реакция окисления также происходит при поджигании спичек, в качестве окислителя выступает бертолетова соль:



- 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.