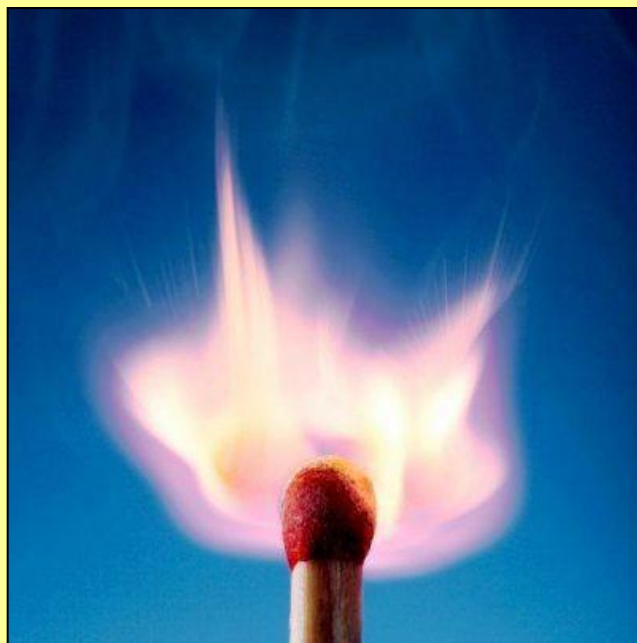


Урок по химии в 10 классе:
«Азот и фосфор –
p-элементы VA-группы»

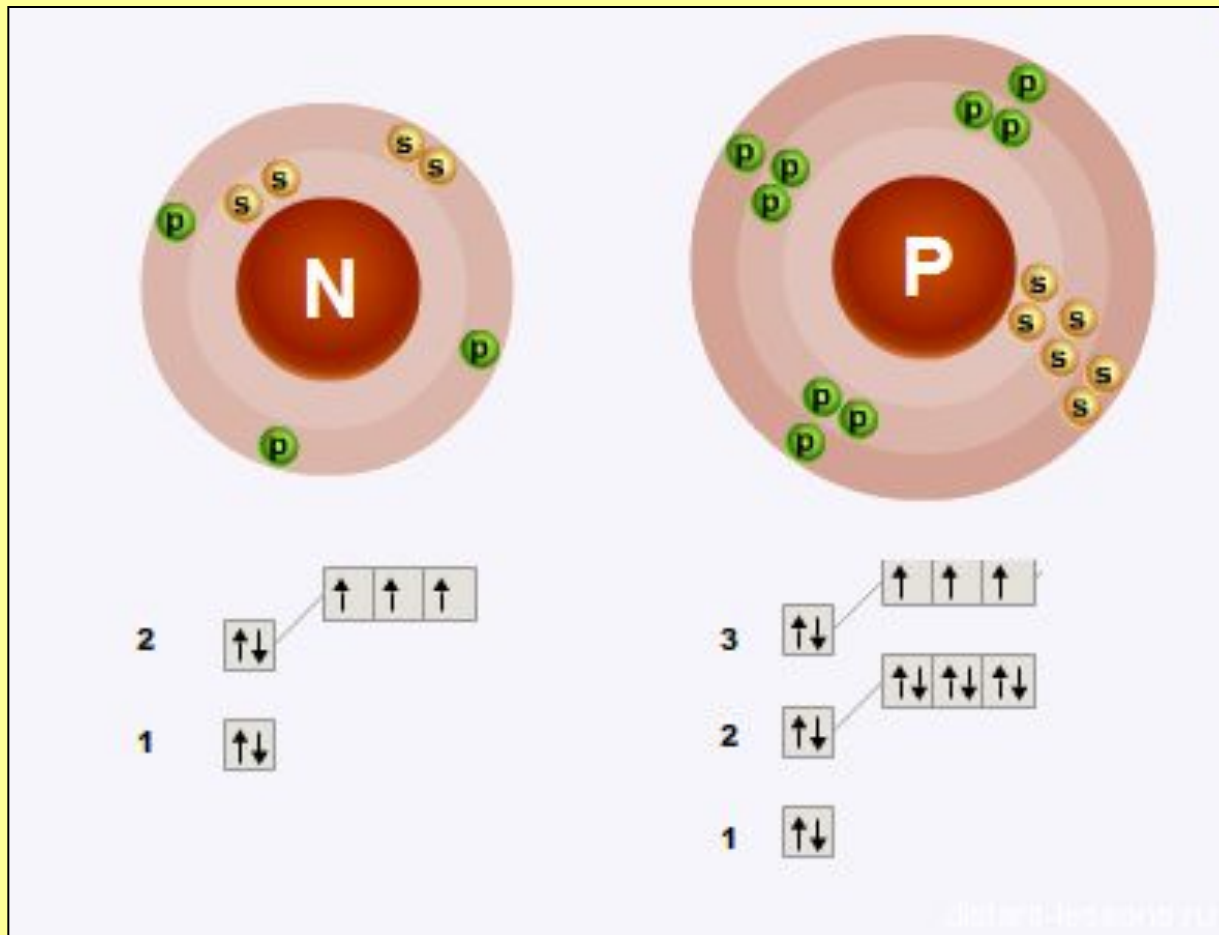


подготовил
учитель химии и биологии
ГУО СШ №163 г.Минска
Костюкевич Юрий Михайлович

В VA-группе периодической системе расположены неметаллы азот N и фосфор P, полуметалл мышьяк As, а также сурьма Sb и висмут Bi, которые относят к неметаллам.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII							
П е р и о д ы	I H 1 1,00794 ВОДОРОД									He 2 4,00260 ГЕЛИЙ					
	II Li 3 6,941 ЛИТИЙ	Be 4 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811 БОР	C 6 12,011 УГЛЕРОД	N 7 14,0067 АЗОТ	O 8 15,9994 КИСЛОРОД	F 9 18,9984 ФТОР			Ne 10 20,179 НЕОН					
	III Na 11 22,9897 НАТРИЙ	Mg 12 24,305 МАГНИЙ	Al 13 26,9815 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855 КРЕМНИЙ	P 15 30,9737 ФОСФОР	S 16 32,066 СЕРА	Cl 17 35,453 ХЛОР			Ar 18 39,948 АРГОН					
	IV K 19 39,0983 КАЛИЙ	Ca 20 40,078 КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44,9559 СКАНДИЙ	Ti 22 47,88 ТИТАН	V 23 50,9415 ВАНАДИЙ	Cr 24 51,9961 ХРОМ	Mn 25 54,9380 МАРГАНЕЦ	Fe 26 55,847 ЖЕЛЕЗО	Co 27 58,9332 КОБАЛЬТ	Ni 28 58,69 НИКЕЛЬ					
	Cu 29 63,546 МЕДЬ	Zn 30 65,39 ЦИНК	Ga 31 69,723 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,69 ГЕРМАНИЙ	As 33 74,9216 МЫШЬЯК	Se 34 78,96 СЕЛЕН	Br 35 79,904 БРОМ			Kr 36 83,80 КРИПТОН					
	V Rb 37 85,4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 39 88,9059 ИТРИЙ	Zr 40 91,224 ЦИРКОНИЙ	Nb 41 92,9064 НИОБИЙ	Mo 42 95,94 МОЛЕБДЕН	Tc 43 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 44 101,07 РУТЕНИЙ	Rh 45 102,905 РОДИЙ	Pd 46 106,42 ПАЛЛАДИЙ					
	Ag 47 107,868 СЕРЕБРО	Cd 48 112,41 КАДМИЙ	In 49 114,82 ИНДИЙ	Sn 50 118,69 ОЛОВО	Sb 51 121,75 СУРЬМА	Te 52 127,6 ТЕЛЛУР	I 53 126,905 ЙОД			Xe 54 131,3 КСЕНОН					
	VI Cs 55 132,905 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,34 БАРИЙ	La 57 138,905 ЛАНТАН	Hf 72 178,49 ГАФИЙ	Ta 73 180,948 ТАНТАЛ	W 74 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re 75 186,207 РЕНИЙ	Os 76 190,2 ОСМИЙ	Ir 77 192,22 ИРИДИЙ	Pt 78 195,09 ПЛАТИНА					
	Au 79 196,967 ЗОЛОТО	Hg 80 200,59 РУТУТЬ	Tl 81 204,37 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,19 СВИНЕЦ	Bi 83 208,98 ВИСМУТ	Po 84 [210] ПОЛОНИЙ	At 85 [210] АСТАТ			Rn 86 [222] РАДОН					
	VII Fr 87 [223] ФРАНЦИЙ	Ra 88 [226] РАДИЙ	Ac 89 227,027 АКТИНИЙ	Rf 104 [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 105 [262] ДУБИНИЙ	Sg 106 [263] СИБОРГИЙ	Bh 107 [262] БОРИЙ	Hs 108 [269] ХАССИЙ	Mt 109 [266] МЕЙТНЕРИЙ	Ds 110 [271] ДАРМШТАДИЙ					
	Rg 111 [280] РЕНТГЕНИЙ	Uub 112 [285] УНУНБИЙ	Uut 113 УНУНТРИЙ	Uuq 114 [289] УНУНКВАДИЙ											
	Лантаноиды	58 Ce 140,12 ЦЕРИЙ	59 Pr 140,908 ПРАЗЕДИЙ	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 158,925 ТЕРБИЙ	66 Dy 162,5 ДИСПРОЗИЙ	67 Ho 164,93 ГОЛЬМИЙ	68 Er 167,26 ЭРБИЙ	69 Tm 168,934 ТУЛИЙ	70 Yb 173,04 ИТТЕРБИЙ	71 Lu 174,97 ЛОТЦИЙ
	Актиноиды	90 Th 232,038 ТОРИЙ	91 Pa [231] ПРОТАКТИНИЙ	92 U 238,029 УРАН	93 Np [237] НЕПУТЧИЙ	94 Pu [244] ПЛУТОНИЙ	95 Am [243] АМЕРИЦИЙ	96 Cm [247] КОРИЙ	97 Bk [247] БЕРКЛИЙ	98 Cf [251] КАЛИФОРНИЙ	99 Es [254] ЭНЦЕФЕРИЙ	100 Fm [257] ФЕРМИЙ	101 Md [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	102 No [259] НОБЕЛИЙ	103 Lr [260] ЛОУРЕНСИЙ

У атомов элементов VA-группы на внешнем электронном слое находится по 5 электронов. Электронная конфигурация их внешнего электронного слоя ns^2np^3 , например:
азота – $2s^2p^3$, фосфора – $3s^23p^3$.



В химических соединениях атомы азота и фосфора могут проявлять степени окисления от -3 до +5.

Азот в природе

Азот обозначается символом N

(лат. Nitrogenium, т.е. «рождающий селитру»).

Простое вещество азот (N_2) — достаточно инертный при нормальных условиях газ без цвета, вкуса и запаха.

Азот, в форме двухатомных молекул N_2 составляет большую часть атмосферы, где его содержание составляет 78,084% по объёму (то есть около $3,87 \cdot 10^{15}$ т).



Азот в космосе

Вне пределов Земли азот обнаружен в газовых туманностях, солнечной атмосфере, на Уране, Нептуне, межзвёздном пространстве и др. Азот — 4й по распространённости элемент Солнечной системы (после водорода, гелия и кислорода).



Фосфор в природе

Фосфор в природе встречается в основном в виде фосфатов.

Так, **фосфат кальция** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ является основным компонентом минерала апатита.

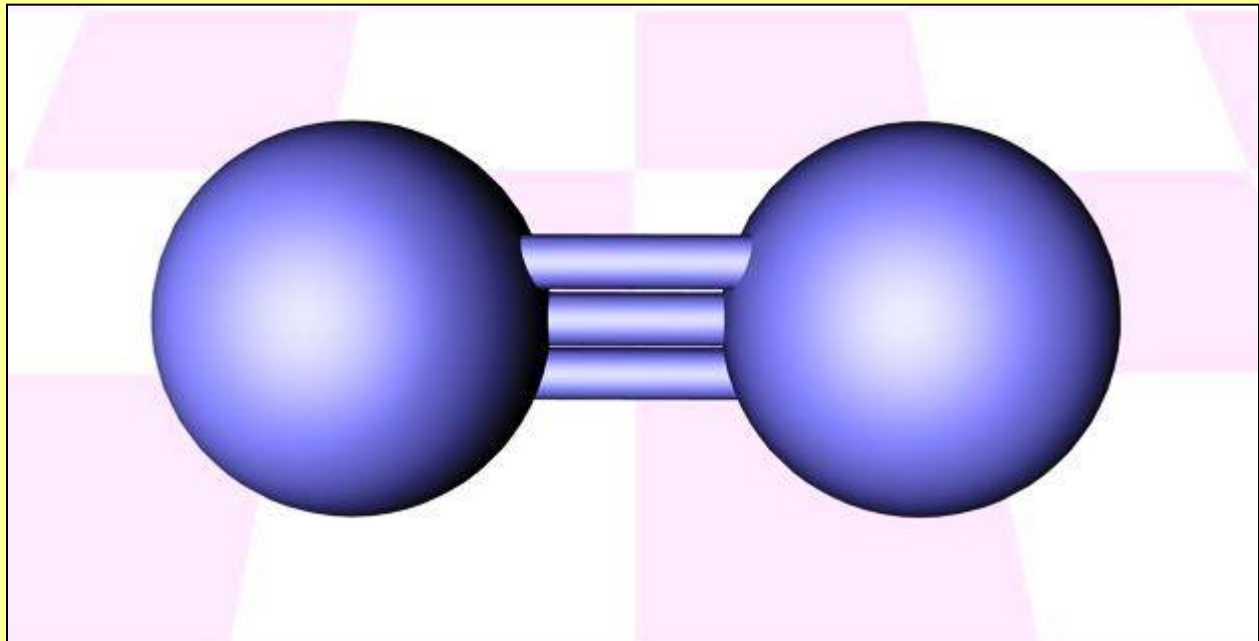
Фосфор содержится во всех частях зелёных растений, ещё больше его в плодах и семенах.

Содержится в животных тканях, входит в состав белков и других важнейших органических соединений (АТФ, ДНК), является элементом жизни.



Апатит

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N_2 . В молекуле N_2 атомы азота связаны между собой тройной ковалентной неполярной связью. Энергия тройной связи велика и составляет 946кДж/моль. Поэтому разрыв связей и образование атомов и молекул азота осуществляется только при температуре выше $3000^{\circ}C$. Высокая прочность связи в молекулах обуславливает химическую инертность азота.



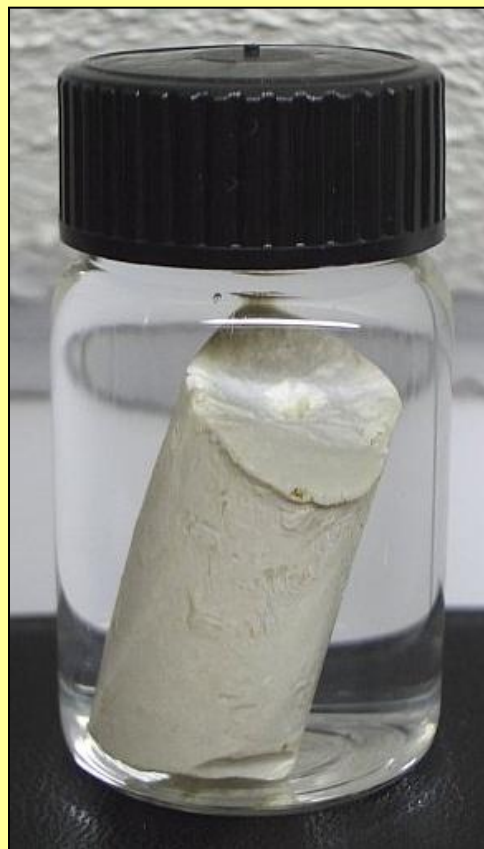
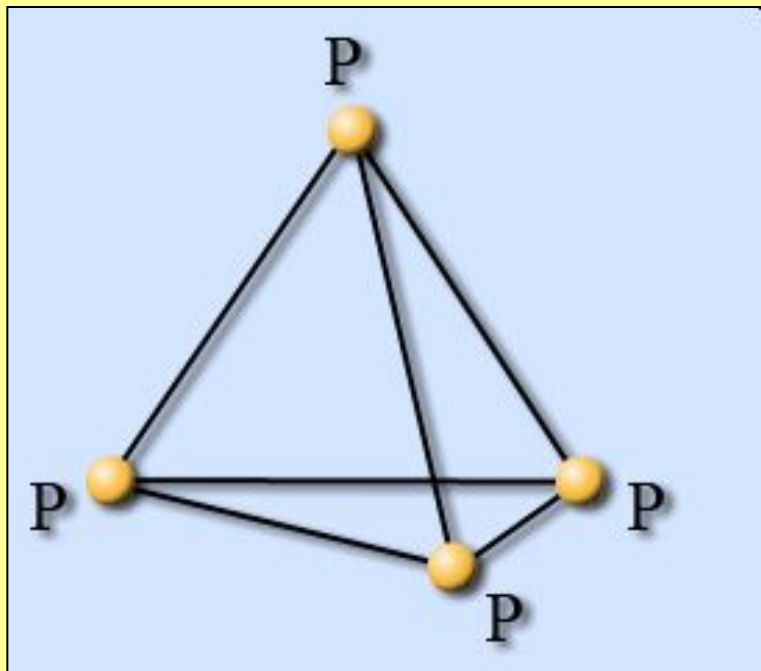
Фосфор

В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропных модификаций, которые называются белым, красным и черным фосфором.



В простейшей молекуле P_4 каждый из четырех атомов фосфора связан ковалентной связью с тремя остальными. Из таких молекул, имеющих форму тетраэдра, состоит **белый фосфор**.

Отливаемый в инертной атмосфере в виде палочек (слитков), он сохраняется в отсутствие воздуха под слоем очищенной воды или в специальных инертных средах.



Химически белый фосфор чрезвычайно активен!

Например, он медленно окисляется кислородом воздуха уже при комнатной температуре и светится (бледно-зелёное свечение).

Явление такого рода свечения вследствие химических реакций окисления называется

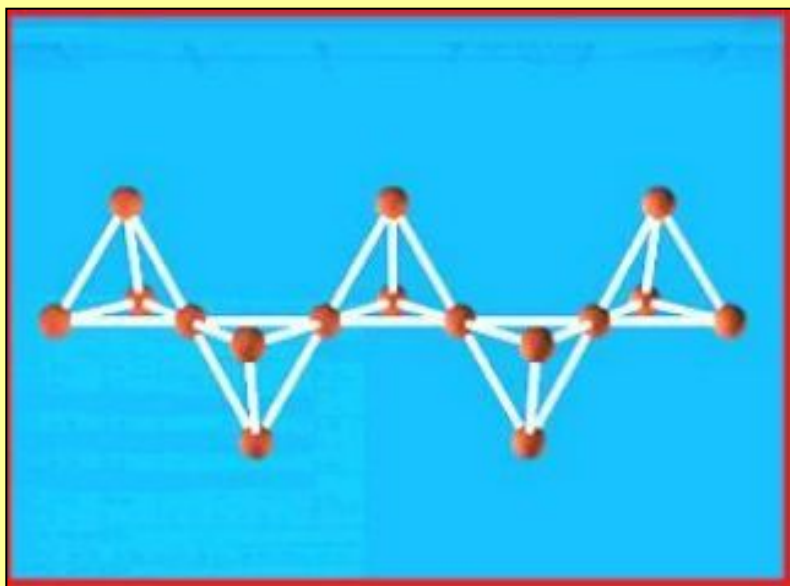
хемилюминесценцией (иногда ошибочно фосфоресценцией).

Белый фосфор весьма ядовит . Летальная доза белого фосфора для взрослого мужчины составляет 0,05—0,1 г.



Красный фосфор имеет атомную полимерную структуру, в которой каждый атом фосфора связан с тремя другими атомами ковалентными связями.

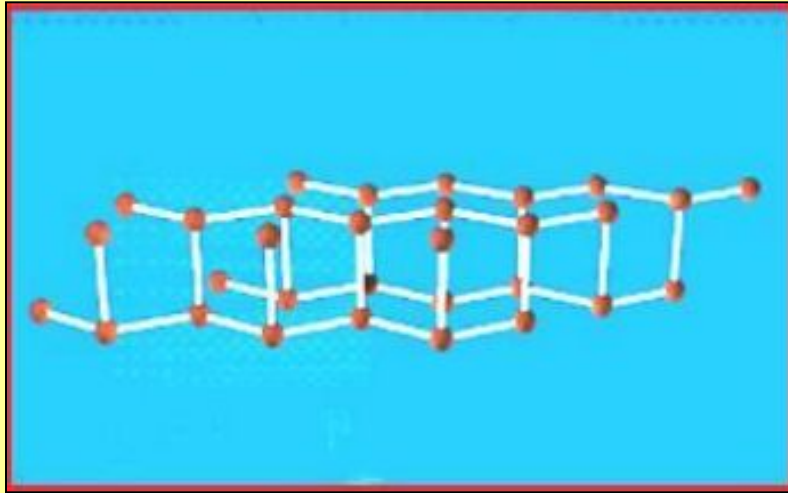
Красный фосфор не летуч, не растворим в воде, не ядовит. Он используется в производстве спичек.



На свету и при нагревании до 300°C без доступа воздуха белый фосфор превращается в красный фосфор.

При нагревании под давлением примерно в 1200 раз большим, чем атмосферное давление, белый фосфор переходит в **черный фосфор**, который имеет атомную слоистую кристаллическую решетку. Черный фосфор по своим физическим свойствам похож на металл: он проводит электрический ток и блестит. Внешне весьма похож на графит.

Чёрный фосфор — это химически наименее активная форма фосфора.



В 1830 году французский химик Шарль Сория изобрёл фосфорные спички, состоявшие из смеси бертолетовой соли, белого фосфора и клея. Эти спички были весьма огнеопасны, поскольку загорались даже от взаимного трения в коробке и при трении о любую твёрдую поверхность, например, подошву сапога. Из-за белого фосфора они были ядовиты.

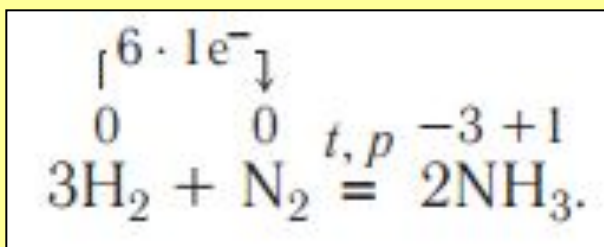
В 1855 году шведский химик Йохан Лундстрем нанёс красный фосфор на поверхность наждачной бумаги и заменил им же белый фосфор в составе головки спички. Такие спички уже не приносили вреда здоровью, легко зажигались о заранее подготовленную поверхность и практически не самовоспламенялись. Йохан Лундстрем патентует первую «шведскую спичку», дошедшую практически до наших дней. В 1855 году спички Лундстрема были удостоены медали на Всемирной выставке в Париже. Позднее фосфор был полностью выведен из состава головок спичек и оставался только в составе намазки (тёрки).

С развитием производства «шведских» спичек, производство спичек с использованием белого фосфора было запрещено почти во всех странах.

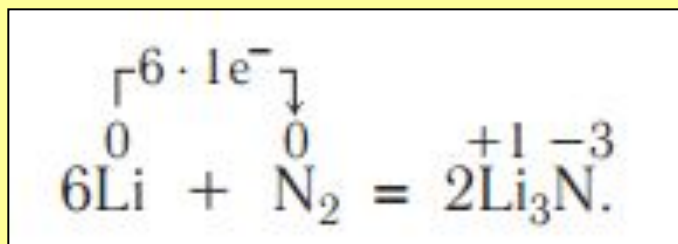
Состав головки спички			Состав «тёрки»		
бертолетова соль	$KClO_3$	46,5 %	антимонит	Sb_2S_3	41,8 %
стекло молотое	SiO_2	17,2 %	фосфор (красный)	P	30,8 %
свинцовый сурик	Pb_3O_4	15,3 %	железный сурик	Fe_2O_3	12,8 %
костный клей	—	11,5 %	костный клей	—	6,7 %
сера	S	4,2 %	стекло молотое	SiO_2	3,8 %
белила цинковые	ZnO	3,8 %	мел	$CaCO_3$	2,6 %
дихромат калия	$K_2Cr_2O_7$	1,5 %	белила цинковые	ZnO	1,5 %

Простейшее вещество азот N_2 химически малоактивно и, как правило, вступает в химические реакции только при высоких температурах.

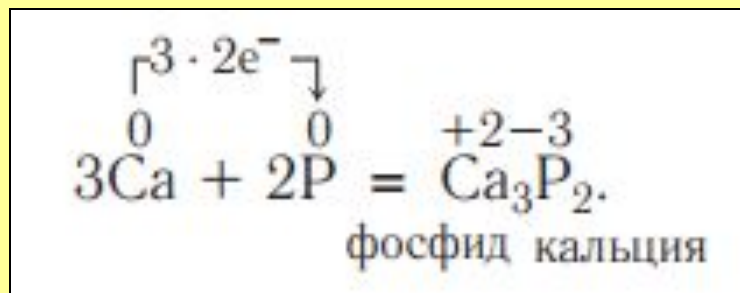
Окислительные свойства азота проявляются в реакции с водородом и активными металлами. Так, водород с азотом соединяется в присутствии катализатора при высокой температуре и большом давлении, образуя аммиак:



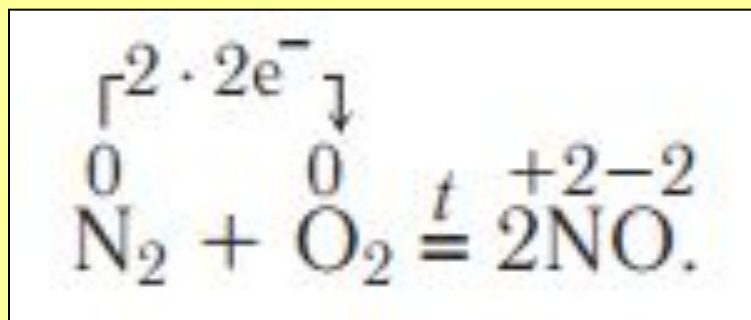
Из металлов при обычных условиях азот реагирует только с литием, образуя нитрид лития:



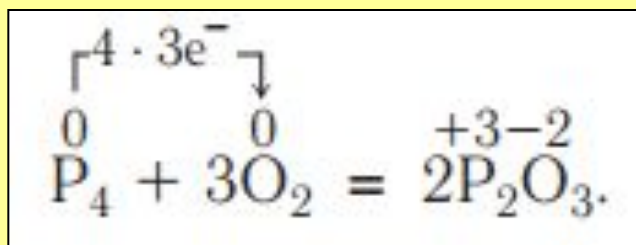
Окислительные свойства фосфора проявляются при его взаимодействии с наиболее активными металлами:



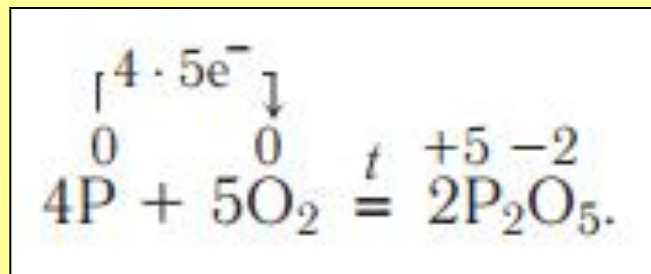
Восстановительные свойства азота и фосфора проявляются при их взаимодействии с кислородом. Так, азот реагирует с кислородом при температуре около 3000°C , образуя оксид азота (II):



Фосфор также окисляется кислородом, проявляя при этом восстановительные свойства. Но у разных модификаций фосфора химическая активность различна. Например, белый фосфор легко окисляется на воздухе при комнатной температуре с образованием оксида фосфора(III):



Окисление белого фосфора сопровождается свечением. Белый и красный фосфор загораются при поджигании и горят ослепительно ярким пламенем с образованием белого дыма оксида фосфора(IV):



Горение белого фосфора



Наиболее активен химически, токсичен и горюч белый фосфор.

Потому он очень часто применяется в зажигательных бомбах.
К сожалению, фосфорные боеприпасы применяются и в XXI веке!



- во время осады Сараево фосфорные снаряды применялись артиллерией боснийских сербов. В 1992 году такими снарядами было сожжено здание Института востоковедения, в результате чего погибло множество исторических документов.

- в 2003-2004 годах применялись британскими спецслужбами в окрестностях Басры в Ираке.

- в 2004 году применялись США против партизанского подполья в Ираке в сражении за Фаллуджу.

-летом 2006 года, в ходе Второй Ливанской войны артиллерийские снаряды с белым фосфором применяла израильская армия.

- в 2009 году в ходе операции «Литой свинец» в секторе Газа израильская армия применяла боеприпасы, содержащие белый фосфор, допускаемые международным законодательством.

- с 2009 палестинские террористы заряжали свои ракеты белым фосфором.



Появление блуждающих огней на старых кладбищах и болотах вызвано воспламенением на воздухе **фосфина PH_3** и других соединений, содержащих фосфор. На воздухе продукты соединения фосфора с водородом самовоспламеняются с образованием светящегося пламени и капелек фосфорной кислоты – продукта взаимодействия оксида фосфора (V) с водой. Эти капельки создают размытый контур «привидения».



Применение простых веществ

Основная область применения азота – производство аммиака. Азот применяют также для создания инертной среды при сушке взрывчатых веществ, при хранении ценных произведений живописи и рукописей. Кроме того, азотом наполняют электрические лампы накаливания.



Производство
аммиака



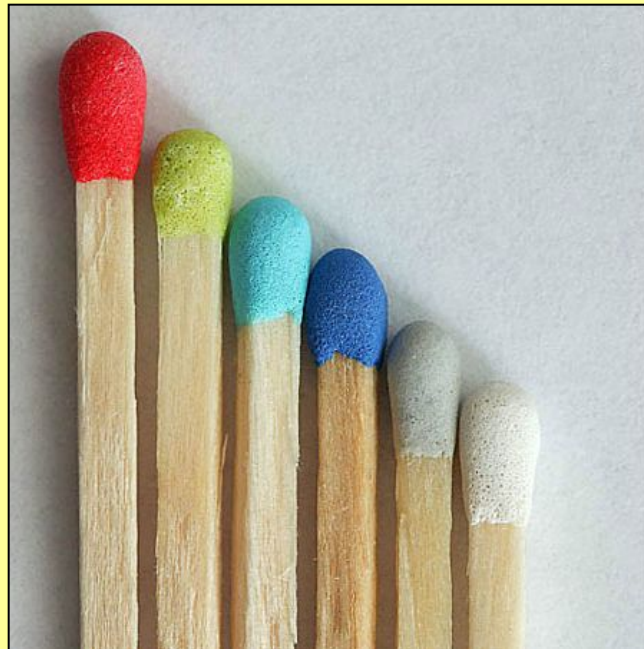
Большинство современных ламп наполняются химически инертными газами. Смеси азота N_2 с аргоном Ar являются наиболее распространёнными в силу малой себестоимости.

Красный фосфор используют для производства спичек, фосфорной кислоты, которая, в свою очередь, идет на производство фосфорных удобрений и кормовых добавок для животноводства. Кроме того, фосфор применяют для производства ядохимикатов.



Домашнее задание:

Параграф §49.



Список используемых источников

- <http://ru.wikipedia.org/wiki/Азот>
- <http://ru.wikipedia.org/wiki/Фосфор>
- <http://distant-lessons.ru/ximiya/podgruppa-azota>
- <http://www.vredno.com.ua/2011/10/05/>
- <http://21region.org/sections/book/41869-istoriya-spichek.html>
- http://x-ufo.ru/2008/08/19/fotografii_pjejjnobektov_s_kladbishha.html
- http://www.varson.ru/images/Himia_jpeg_big/7-04.jpg
- <http://lols.ru/2010/11/09/>