ПНИКТОГЕНЫ

p-элементы V группы; VA группа; 15 группа

Азот	N	+7))) 2 5
Фосфор	P	+15)))) 2 8 5
Мышьяк	As	+33))))) 2 8 18 5
Сурьма	Sb	+51)))))) 2 8 18 18 5
Висмут	Bi	+83))))))) 2 8 18 32 18 5

Радиус атома

Электроотрицательность

Окислительные свойства

увеличение

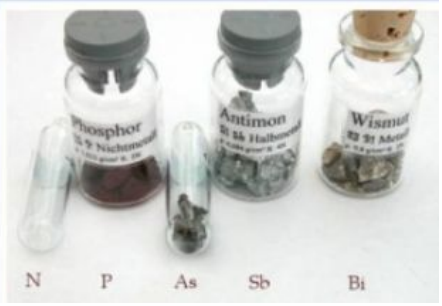
Московий

+115 Mc

- К элементам V группы, главной подгруппы относятся азот *N*, фосфор *P*, мышьяк *As*, сурьма *Sb*, висмут *Bi*

Общее название - пниктогены (греческий корень "пникт" - "удушливый", "плохо пахнущий"), Так охарактеризованы запахи водородных соединений этих элементов

N, P - типичные неметаллы
As, Sb - проявляют неметаллические и металлические свойства
Bi - типичный металл



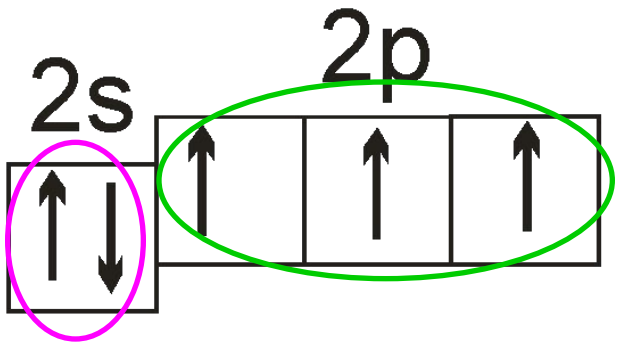
1	2		13	14	**15**	16	17	18
H							(H)	He
Li	Be		B	C	**N**	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	**P**	S	Cl	Ar
K	Ca		Ga	Ge	**As**	Se	Br	Kr
Rb	Sr	*d*-block	In	Sn	**Sb**	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	**Bi**	Po	At	Rn
Fr	Ra							

Простые вещества

Вещество	Агрегатное состояние	Цвет	Свойства	t пл	t кип
N_2	Газ	Бесцветный	Неметалл	-210	-196
P	Твердый	Желтый Красный Чёрный	Неметалл	44,1	280
As	Кристаллы	Серый	Неметаллические и металлические свойства	613	
Sb	Кристаллы	Серый	Неметаллические и металлические свойства	630,7	1750
Bi	Кристаллы	Серый	Металл	271,3	1560

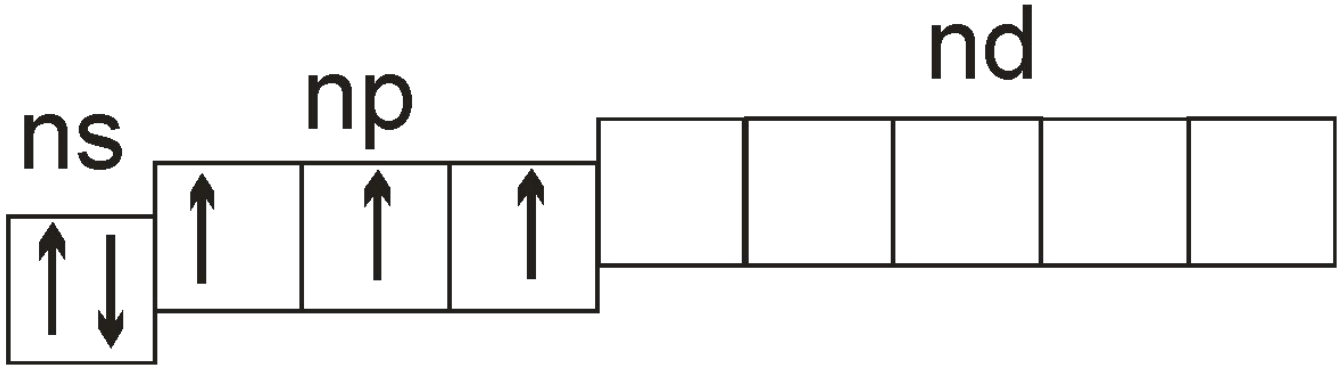
N, P, As, Sb, Bi
электронная конфигурация

$2s^2 2p^3$



N ⇒ II,III,IV;
±3; +4; +5
N* ⇒ ?

$ns^2 np^3$



Э ⇒ III; ±3
Э* ⇒ V; +5

Азот: примеры соединений

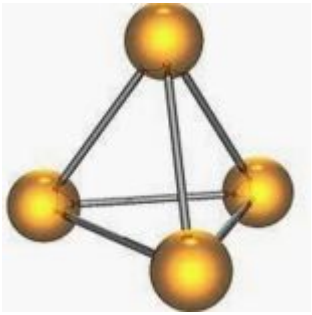
Устойчивые ст. ок.: –3; 0; +5

–3	NH_3, NH_4X, KNH_2, Mg_3N_2
–2	N_2H_4, N_2H_5Cl
–1	NH_2OH, NH_2Cl, (HN_3)
0	N_2, (HN_3)
+1	N_2O, ($H_2N_2O_2$)
+2	NO, ($H_2N_2O_3$)
+3	NOCl, NCl_3; N_2O_3, HNO_2
+4	NO_2, N_2O_4
+5	N_2O_5, HNO_3; $Me(NO_3)_n$, NH_4NO_3

Фосфор: примеры соединений

Устойчивая ст. ок.: +5

–3	PH_3, Mg_3P_2
–2	P_2H_4
0	P, P_4, P_n
+1	H_3PO_2, $NaP(H_2)O_2$,
+3	P_2O_3, H_3PO_3, PCl_3
(+4)	($H_4P_2O_6$)
+5	P_2O_5, PCl_5, H_3PO_4,$H_4P_2O_7$



As, Sb, Bi: примеры соединений

Устойчивые ст. ок.: +3 As, Bi; +5 Sb

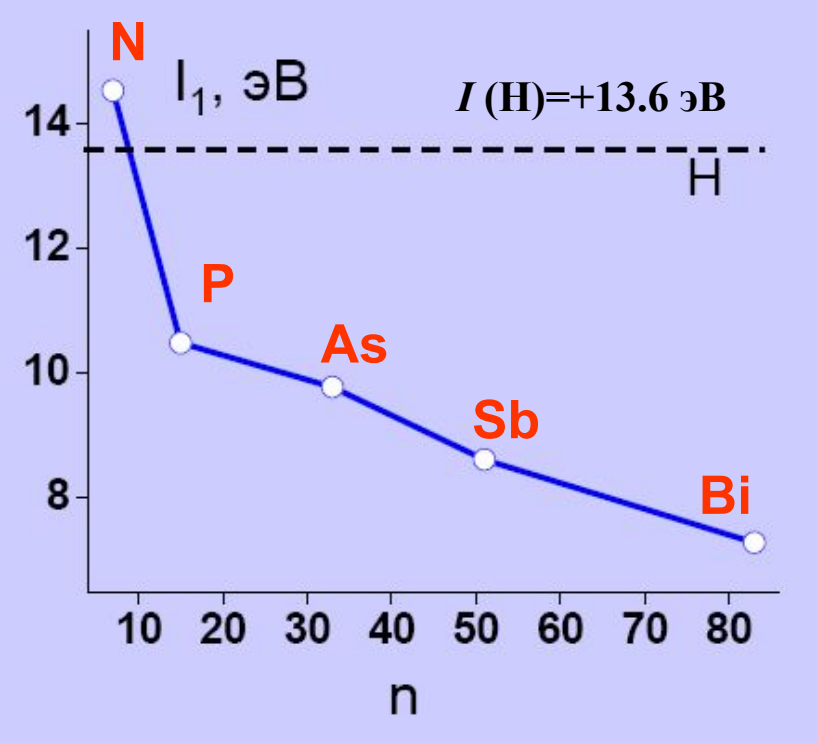
–3	$ЭH_3$
0	Э
+3	$Э_2O_3$, $H_3ЭO_3$, $ЭCl_3$
+5	$Э_2O_5$, $HЭO_3$, $H_3ЭO_4$

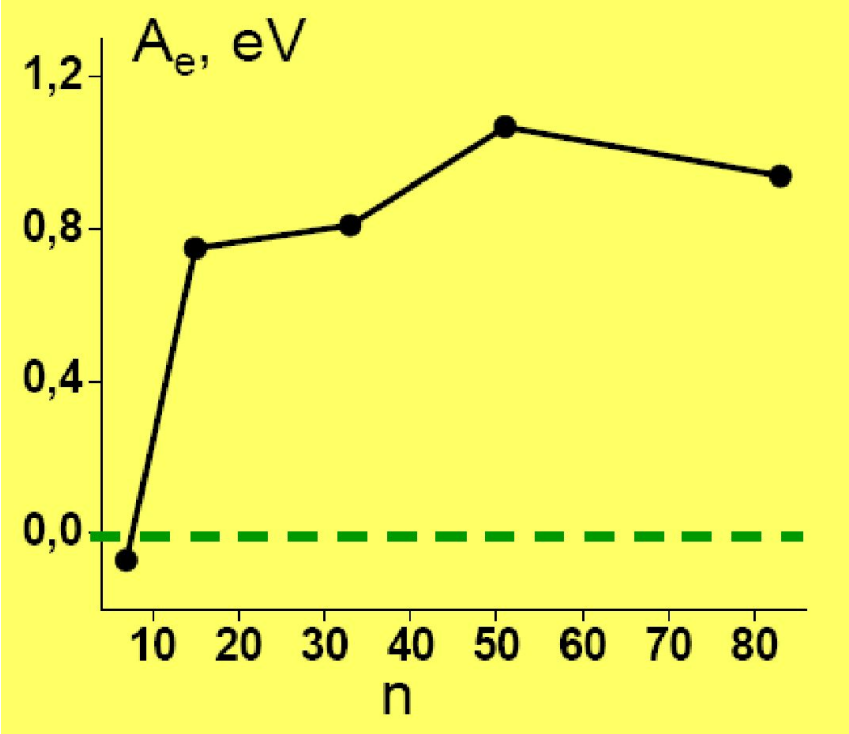
Э≠Bi !!!

Изменение физических характеристик атомов

	N	P	As	Sb	Bi
Радиус (пм)	75	110	122	143	152
I_1 (эВ)	14.53	10.49	9.78	8.62	7.29
I_2 (эВ)	29.60	19.72	18.63	16.54	16.69
I_5 (эВ)	97.89	65.02	62.63	56.00	56.00
A_e (эВ)	-0.07	0.75	0.81	1.07	0.94
χ^P	3.04	2.06	2.18	2.05	2.02
χ^{AR}	3.07	2.06	2.20	1.82	1.67

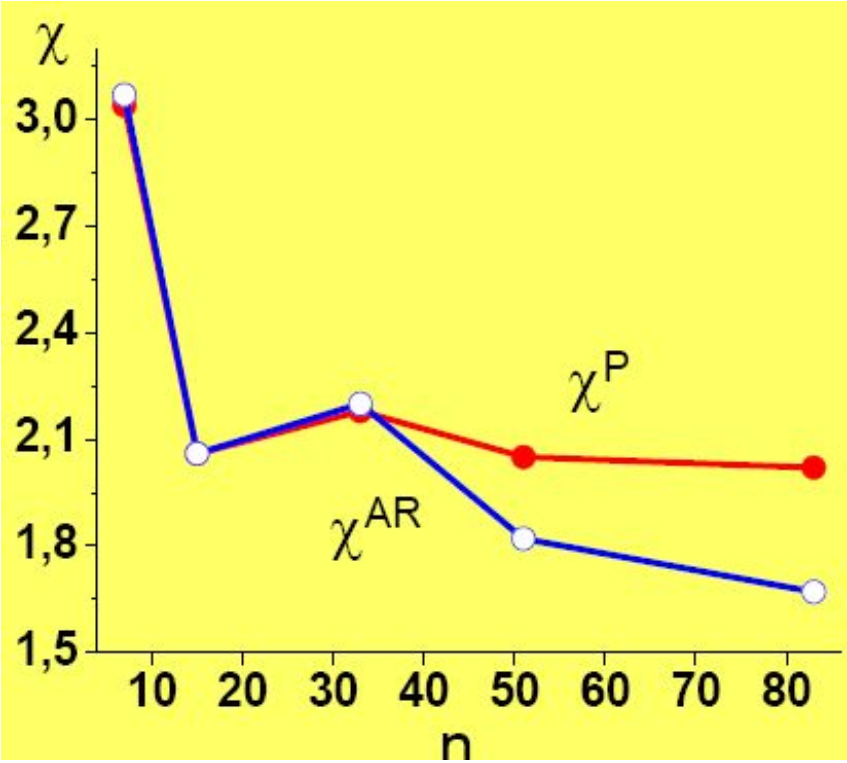
Изменение физических характеристик атомов





Изменение физических характеристик атомов

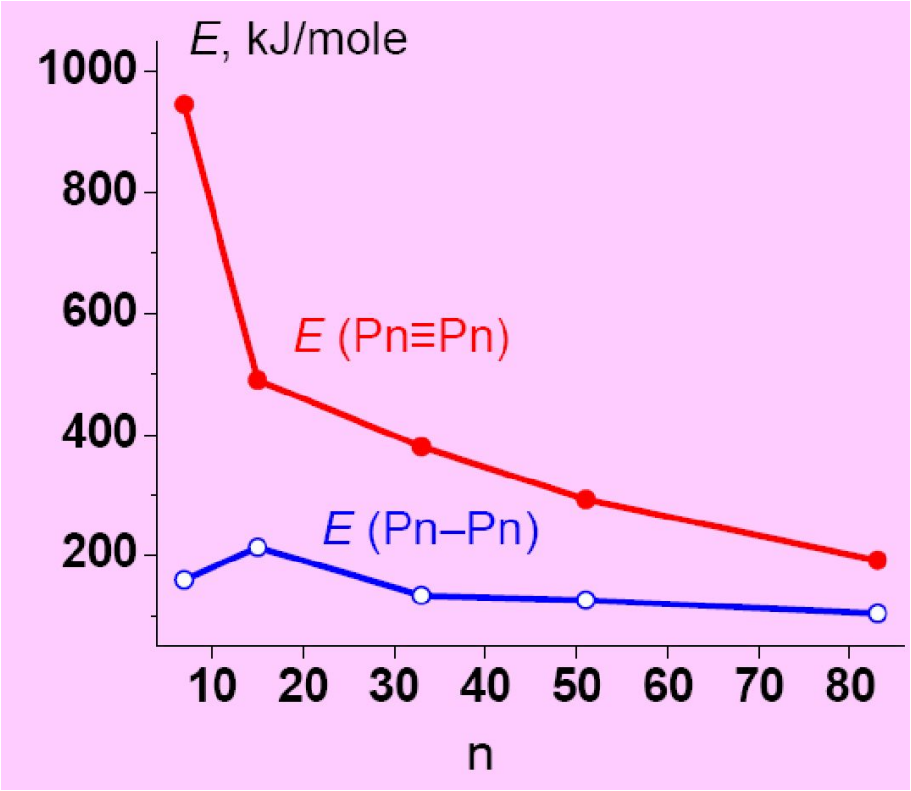
Электроотрицательность



1) Характерна катенация: P, As,Sb;

2) Устойчивые кратные связи: N_2.

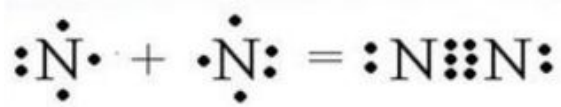
Энергия одинарной и тройной связи



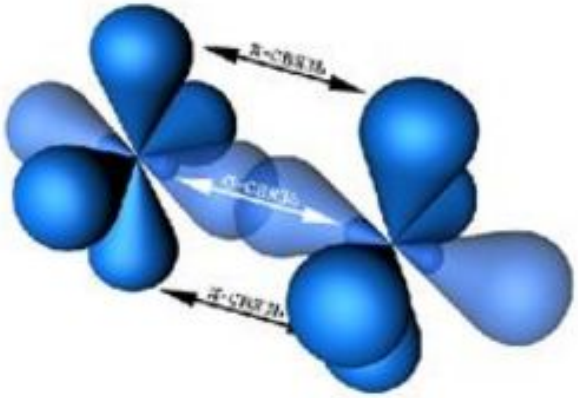
Простые вещества пниктогенов

	N	P	As	Sb	Bi
Т.пл. (°C)	-210	44	615(субл)	630	272
Т.кип. (°C)	-195.8	257	—	1634	1564
Аллотропия	только N_2	P_4 белый P_n красный P_∞ черный Гитторфа	As_n серый (крист) As_4 желтый (аморф)	Sb_n серая (крист) Sb_4 желтая (аморф)	серебристо-белый металл Bi
$\Delta G_{св}$ кДж/моль	N–N 160	P–P 214	As–As 134	Sb–Sb 126	Bi–Bi 104
	N=N 432				
	N≡N 946	P≡P 490	As≡As 380	Sb≡Sb 293	Bi≡Bi 192

Азот, N_2

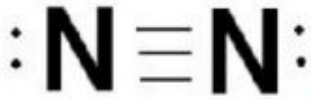


1. Молекулярное строение в паре, жидкости и твердой фазе

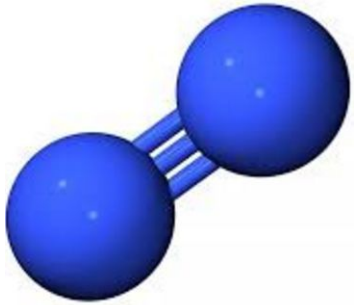


2. Симметричное распределение электронной плотности

3. $E_{дисс}$ = 946 кДж/моль



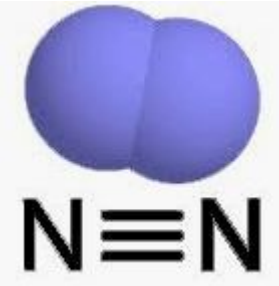
4. $\mu = 0$



5. Низкая реакционная способность

6. При н.у. реагирует только с Li:

$$6Li + N_2 = 2Li_3N$$



1. С металлами при нагревании

$3Mg + N_2 = Mg_3N_2$ 450°C

$2Ti + N_2 = TiN$ 800°C

$2Al + N_2 = AlN$ 900°C

2. С H_2 на катализаторе

$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ (процесс Боша-Габера)

3. С O_2 в электрическом разряде

$N_2 + O_2 = 2NO$

4. С комплексами переходных металлов ***Дополнительно:*** **фиксация N_2**

$[Ru(NH_3)_5]Cl_3 + N_2 + Zn/Hg = [Ru(NH_3)_5(N_2)]Cl_2 + ZnCl_2 + Hg + H_2O$

1. Азот составляет 78% воздуха (по объему) или 76% (по массе)

2. Промышленное получение азота:

фракционирование воздуха

или

разделение воздуха на мембранах

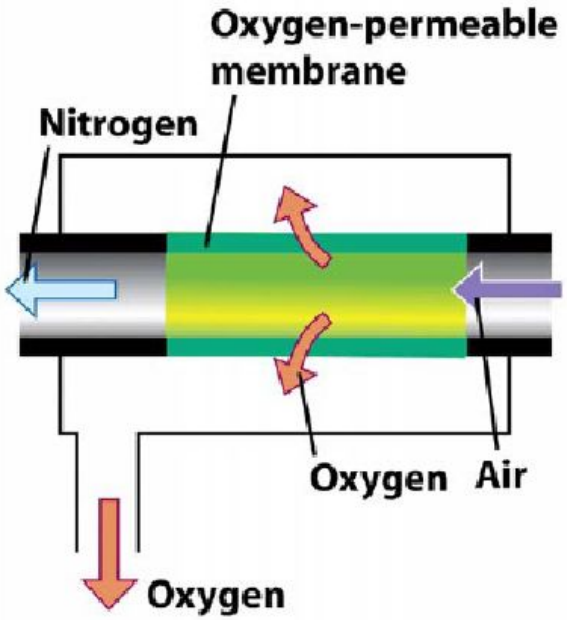


Figure 14-3
Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition
© 2006 by D.F. Shriver, P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller, and F.A. Armstrong

3. Получение азота в лаборатории:

!!!

$2NaN_3 = 2Na + 3N_2$ (t°)

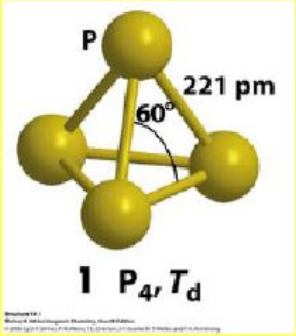
$NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$ (t°)

4. Основное применение:

- создание инертной атмосферы
- синтез аммиака
- охлаждение

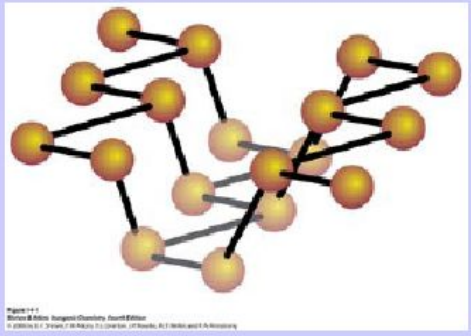
Фосфор: P_4, P_n, P_∞

Белый фосфор



d(P-P) =
219-223 пм

Черный фосфор



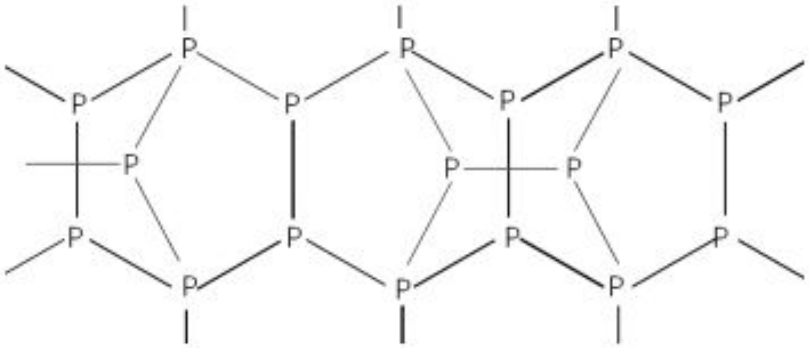
Фосфор Гитторфа
(фиолетовый)
Сложная слоистая структура:
P_7 и P_8, «сшитые» в слои

Красный фосфор
неупорядоченный вариант
фосфора Гитторфа

Фосфор
высокого давления
(кубический)

Фосфор: P_4, P_n, P_∞

Белый (**1**), красный (**2**) и черный (**3**) фосфор и их кристаллические структуры.



P_4	P_n	P_∞
Белый фосфор	Красный фосфор	Черный фосфор
Белое воскообразное вещество	красное вещество	черные кристаллы полупроводник
d=1.83 г/см^3 очень мягкий	d≈2.3 г/см^3	d=2.69 г/см^3 твердый, хрупкий
Летуч, люминофор, самовозгорается при 25°C	не летуч, само-возгорается при 260°C	не летуч, не горит
Растворим в CS_2, PCl_3, C_6H_6, ТГФ, SO_2	растворим в Hg	растворитель неизвестен
Реагирует с OH^-, легко окисляется	окисляется сильными окислителями	окисляется сильными окислителями
Очень токсичен	мало токсичен	нетоксичен
Существует в виде P_4	возгоняется с образованием P	стабилен термодинамически

Хим. свойства фосфора

1. P_4 – термодинамически стандартное состояние по определению

$$P_{черный} \xleftarrow[кДж/моль]{-39.3} 1/4P_4 \xrightarrow[кДж/моль]{-17.6} P_{красный}$$

2. Белый фосфор очень реакционноспособен

$P_4 + 5O_2 = 2P_2O_5$ самовозгорание

$P_4 + 3NaOH + 3H_2O = PH_3 + 3NaH_2PO_2$

$P_4 + 20HNO_3$ (конц) $= 4H_3PO_4 + 20NO_2 + 4H_2O$

$4P_4 + 2Na = Na_2P_{16}$ в растворе ДМФ

3. Красный фосфор окисляется в разных условиях

$2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$ $(+PCl_3)$

$2P + 5CuSO_4 + 8H_2O = Cu + 2H_3PO_4 + 5H_2SO_4$

$6P + 5KClO_3 = 3P_2O_5 + 5KCl$ механоактивация

$\mathbf{P + O_2 \rightarrow P_2O_5 + P_2O_3}$ (изб. / недост. O_2)

Основные минералы фосфора:

$Ca_3(PO_4)_2$ фосфорит, $Ca_5(PO_4)_3(OH,F)$ апатит

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C = 6CaSiO_3 + 10CO + P_4$$

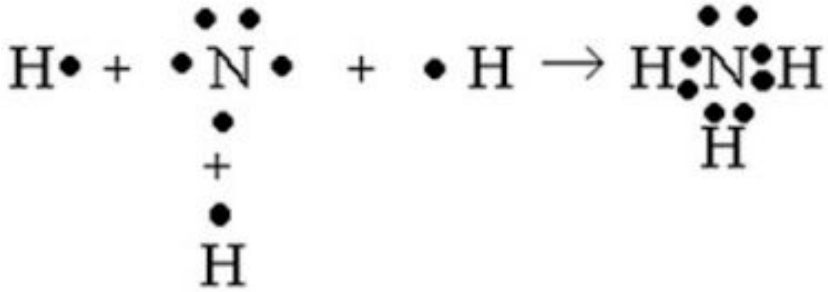
<u>Важнейшие статьи применения</u>:

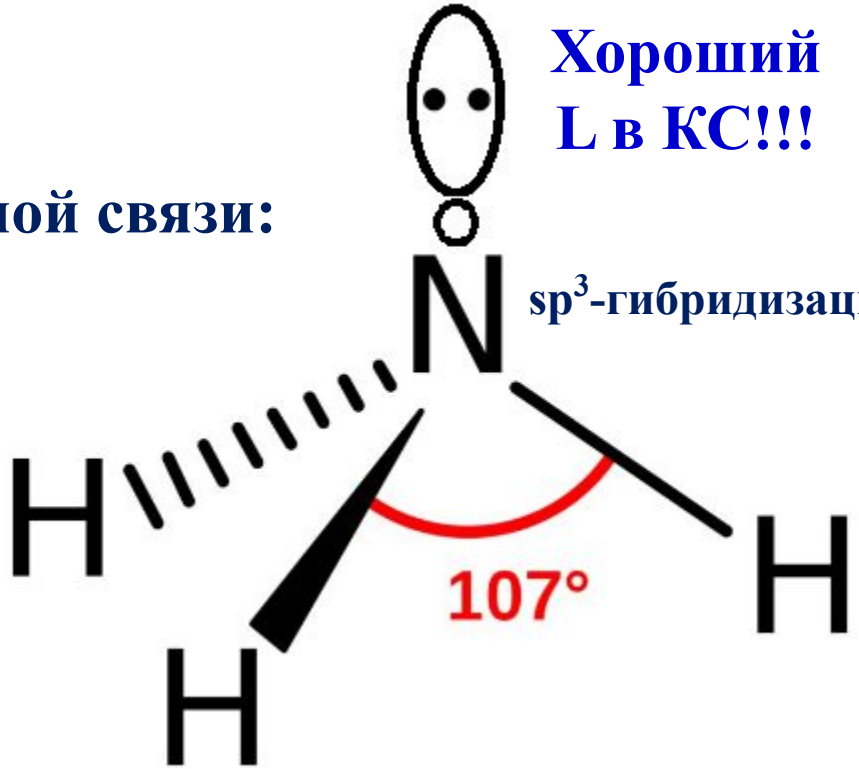
- фосфорные удобрения
- пищевая промышленность
- химический синтез (H_3PO_4, P_2O_5, PCl_3)

АММИАК $ЭН_3$

Хороший L в КС!!!

Схема образования ковал. полярной связи:

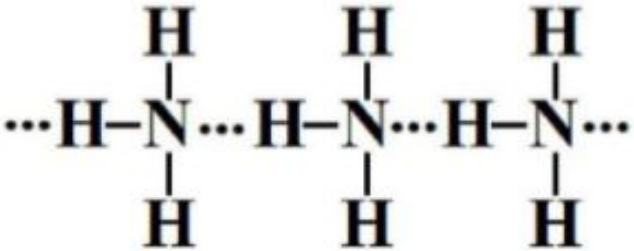




sp^3-гибридизация

Водородная связь

- Возникает в молекулах или между молекулами, в состав которых входит ***атом водорода*** и наиболее ***электроотрицательный атом*** (F, O, N).
- ***Пример:*** NH_3, H_2O, HF



ММВ: схема образования Н-связи

Соединения Э с водородом

NH_3 – аммиак

N_2H_4 – гидразин

N_3H (HN_3) – азидоводород; $\overset{+1}{H}–\overset{-1}{N}\leftarrow:\overset{0}{N}\equiv\overset{0}{\mathbf{N}}:$

NH_2OH – гидроксиламин

PH_3 – фосфин

AsH_3 – арсин

SbH_3 – стибин

Восстановительная способность $ЭН_3$:

$$NH_3 << PH_3 < AsH_3 < SbH_3$$

Получение гидридов:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3\uparrow$$

$$Mg_3P_2 + HCl \rightarrow MgCl_2 + PH_3\uparrow$$

$$[As] + Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + AsH_3\uparrow$$

(As_2O_3, $AsCl_3$, Na_3AsO_3,…) ***Реакция Марша***

Оксиды азота

+1 N_2O

+2 NO

+3 N_2O_3

+4 NO_2 (N_2O_4)

+5 N_2O_5

Получение оксидов азота

$NH_4NO_3 \rightarrow H_2O + N_2O\uparrow$

$\boxed{N_2 + O_2 \rightarrow NO}$ **t=2000°C или эл. разряд**

$Cu + HNO_3(разб.) \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO\uparrow$

$(NO + NO_2)\uparrow$

$NO + NO_2 \rightarrow N_2O_3$

$\cdot NO + \cdot O_2\cdot \rightarrow \cdot NO_2$ **t=25°C, т.е. ст.у.!!!**

$\bullet NO_2 \rightarrow N_2O_4$ димеризация из-за несп. e^-

$Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$

$HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow HPO_3 + N_2O_5$

Гидроксиды азота ⇒ кислоты

$H_2N_2O_2$ – азотноватистая

$H_2N_2O_3$ – азотноватая

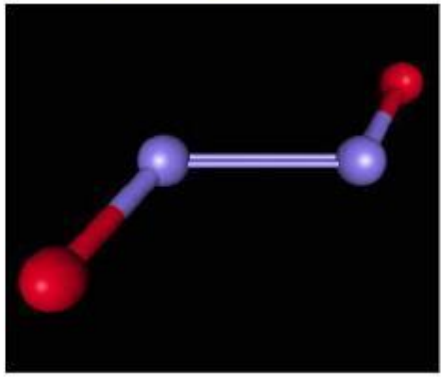
HNO_2 – азотистая ⇒ **нитриты**

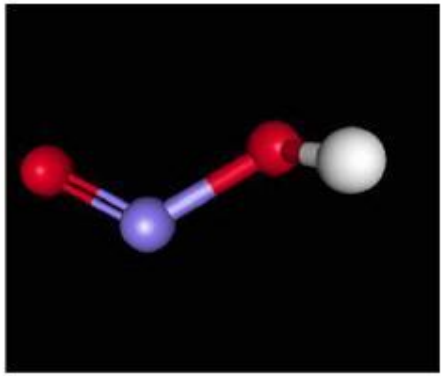
HNO_3 – азотная ⇒ **нитраты**

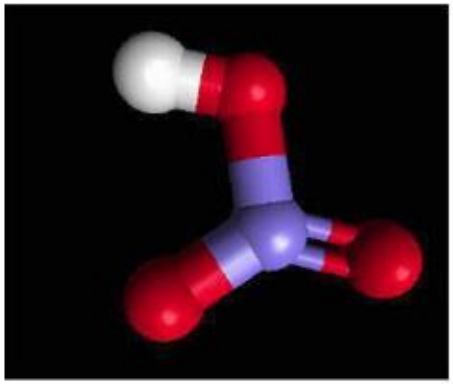
HNO_4 – пероксоазотная
($HOONO_2$) тв. соли не известны

Кислородные кислоты азота

$H_2N_2O_2$	HNO_2	HNO_3
азотноватистая	азотистая	азотная
N^{+1}	N^{+3}	N^{+5}
Бесцветное твердое вещество	существует только в растворе	бесцветная жидкость
$pKa_1 = 8.1$ $pKa_2 = 11$	$pK_a = 3.37$	$pK_a = -1.64$







Увеличение силы кислот

Особые св-ва азотной кислоты

1) **Автопротолиз** в б/в состоянии (т.е. самоионизация):

$HNO_3 + 2\ HNO_3 \rightarrow NO_2^+ + 2\ NO_3^- + H_3O^+$

2) **Нитрующая смесь** – ***смесь конц. к-т***:

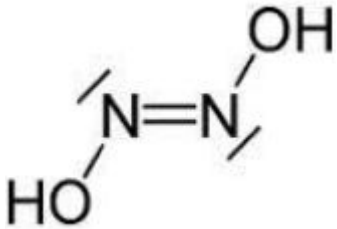
$H_2SO_4 + HNO_3 \rightarrow HSO_4^- + \mathbf{NO_2^+} + H_2O$

$\mathbf{NO_2^+}$ – катион **нитроила**, N(+5); окислитель и нитрующий агент

Кислородные кислоты азота

1. Свойства $H_2N_2O_2$

$H_2N_2O_2 = H_2O + N_2O$ неустойчива



2. Получение HNO_2

$Ba(NO_2)_2 + H_2SO_4 = 2HNO_2 + BaSO_4\downarrow$

$N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$

$3HNO_2 = 2NO + HNO_3 + H_2O$ медленно

3. Red/ox свойства HNO_2

$HNO_2 + Br_2 + H_2O = 2HBr + HNO_3$

$E^0(NO_2^-/N_2O) = +0.15$ В $E^0(HNO_2/N_2O) = +1.30$ В

$HNO_2 + FeCl_2 + HCl = FeCl_3 + NO + H_2O$

$2HNO_2 + 2SnCl_2 + 8HCl = 3H_2O + 2H_2SnCl_6 + N_2O$

$NaNO_2 + 3Zn + 5NaOH + 5H_2O = 3Na_2[Zn(OH)_4] + NH_3$

Азотная кислота

1. Безводная HNO_3 медленно разлагается при н.у.

$$4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

Образует азеотроп (68%) с водой (т.кип.=120.8°С) устойчивый при н.у.

2. HNO_3 реагирует почти со всеми металлами

(кроме Au, Ta, Hf, Re, Pt, Os, Ir, Rh, Ru)

$$8Fe + 30HNO_3\ (р) = 8Fe(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$$

$$Sn + 4HNO_3\ (к) = SnO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

3. Безводная HNO_3 реагирует с неметаллами

(S, Se, Te, I, …)

$$6S + 6HNO_3\ (б/в) = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

4. Концентрированная HNO_3 пассивирует некоторые металлы

(Al, Cr, Fe, …)

Азотная кислота

5. Получение HNO_3

$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ p, t°, кат.

$2NO + O_2 = 2NO_2$ $(2NO_2 \Leftrightarrow N_2O_4)$

$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$

$2HNO_2 = NO + NO_2 + H_2O$

$3NO_2 + H_2O = 2HNO_3 + NO$

6. Нитраты

растворимы в воде, разлагаются при нагревании

$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$ t°

$2Cd(NO_3)_2 = 2CdO + 2NO_2 + O_2$

$2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2$

окислители в кислой среде и в расплаве

MnO_2 (тв) + 2KOH (ж) + KNO_3 (ж) = $K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$

Реакции HNO_3 с простыми веществами

$$HNO_3 + P, C, S, As, B, I_2, Se \rightarrow H_mЭO_n + \ldots$$

$$HNO_3 + Me \rightarrow Me^{+n}(NO_3)_n + X + H_2O$$

Конц./разб.

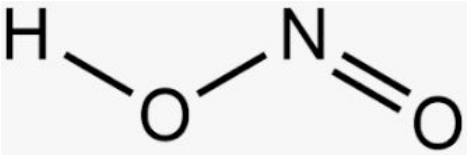
$$X = \underline{\overset{-3}{N}H_4^{\overset{0}{+}}}, N_2, N_2\overset{+1}{O}, \underline{\overset{+2}{N}O}, N_2\overset{+3}{O}_3, \underline{\overset{+4}{N}O_2}$$

Продукт восст-я X зависит от: 1) конц. к-ты; 2) активности Me.

Общая установка: чем <u>меньше конц-я</u> HNO_3 и <u>больше активность</u> металла (меньше *E*°), тем глубже восстанавливаются атомы N(+5).

Получение кислот азота (лаб.)

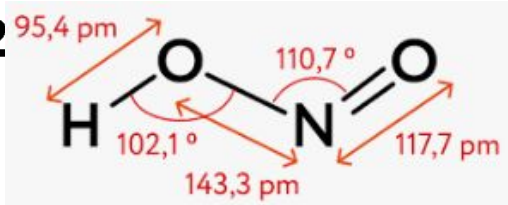
Ст.ок. +3;
Вал. III



$N_2O_3 + H_2O \rightarrow \mathbf{HNO_2}$

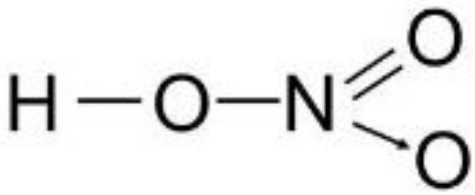
$Ba(NO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + \mathbf{HNO_2}$

$NO_2 + H_2O$ (холод) $\rightarrow \mathbf{HNO_2} + HNO_3$



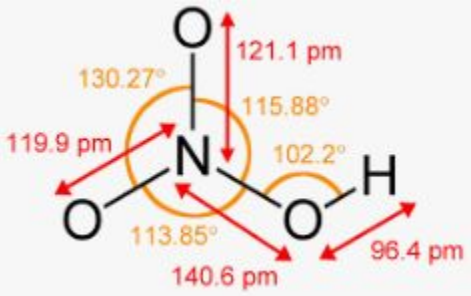
$N_2O_5 + H_2O \rightarrow \mathbf{HNO_3}$

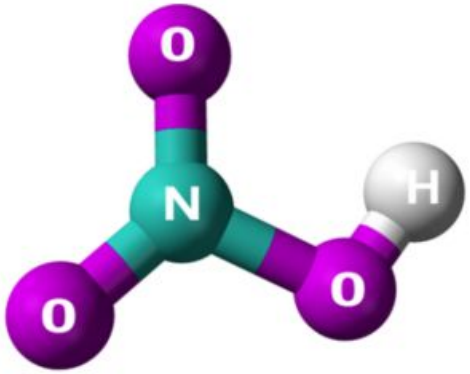
$NaNO_3$(тв) $+ H_2SO_4$(конц) $\rightarrow NaHSO_4 + \mathbf{HNO_3}\uparrow$

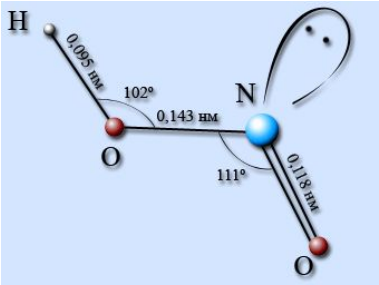


степень окисления азота +5

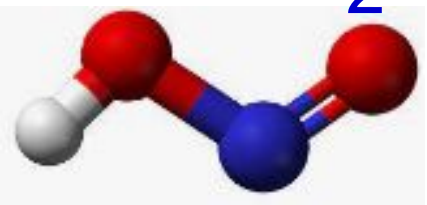
валентность азота IV







HNO_2

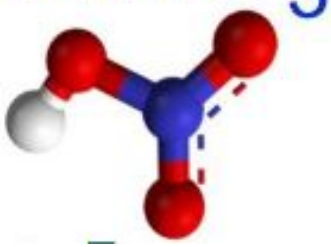


$$HNO_2 \rightarrow NO\uparrow + NO_2\uparrow + H_2O$$

$$HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO\uparrow + H_2O$$

$$HNO_3 \rightarrow NO_2\uparrow + O_2\uparrow + H_2O$$

HNO_3



Получение азотной кислоты в пром-ти

$N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$

$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

$NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$

$NO + O_2 \rightarrow NO_2$

$NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$

Оксиды фосфора

$P + O_2 \rightarrow P_xO_y$ (изб./недост. O_2)

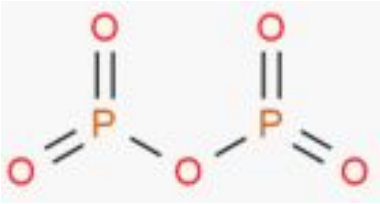
P_4O_6

P_4O_7

P_4O_8

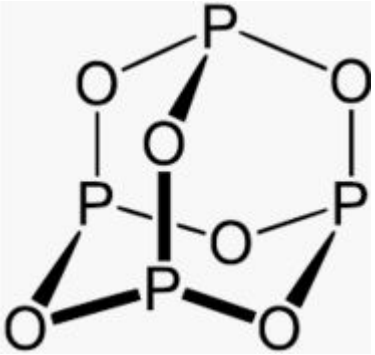
P_4O_9

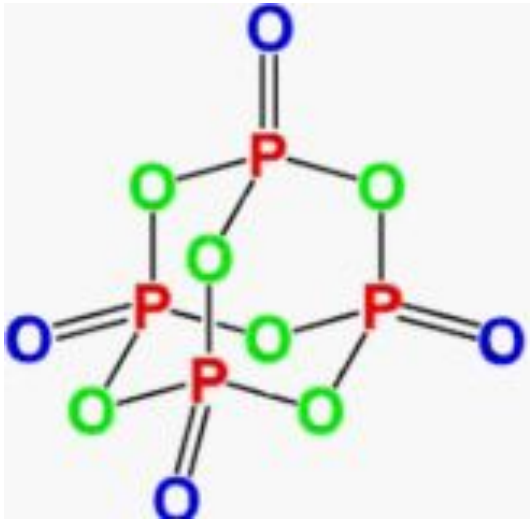
P_4O_{10}

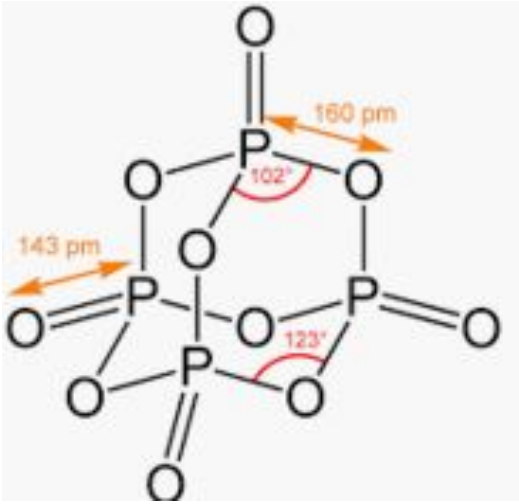


Бред!!!

???





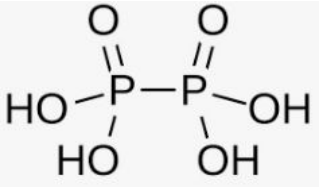


Гидроксиды фосфора ⇒ кислоты

H_3PO_2 – фосфорноватистая (гипофосфиты)

H_3PO_3 – фосфористая (фосфиты)

[$H_4P_2O_6$ –фосфорноватая (гипофосфаты)]

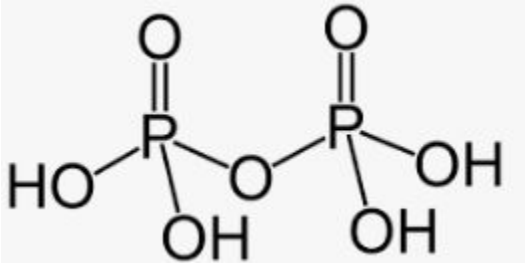


HPO_3 – метафосфорная (метафосфаты)

H_3PO_4 – ортофосфорная (ортофосфаты)

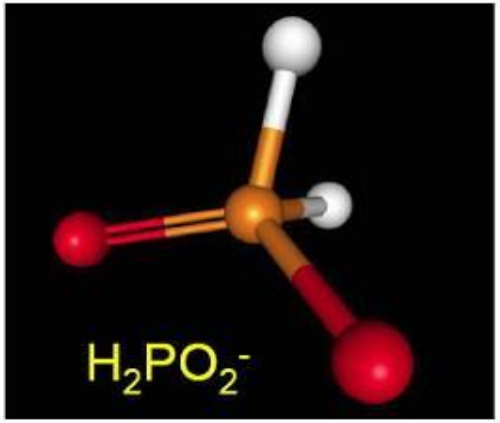
$H_4P_2O_7$ – дифосфорная (дифосфаты)

$xP_2O_5 \cdot yH_2O$ – полифосфорная (полифосфаты)

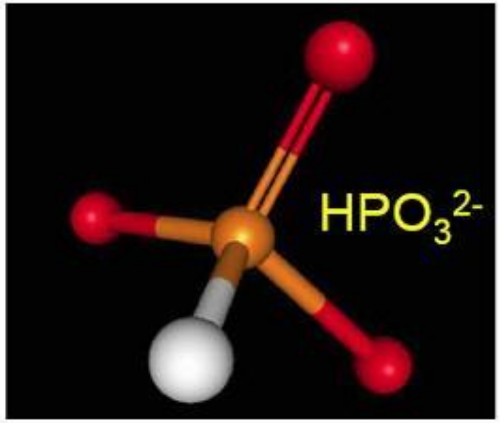


Кислородные кислоты фосфора

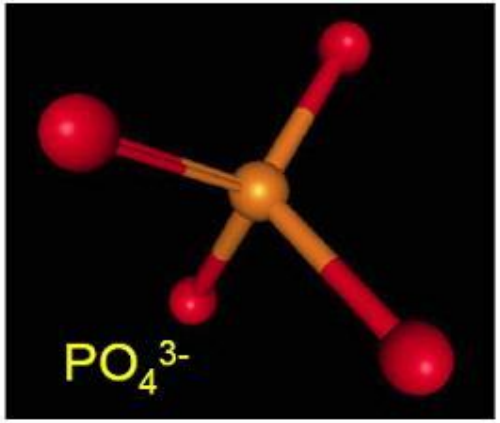
H_3PO_2



H_3PO_3



H_3PO_4



Увеличение числа связей P-H

Уменьшение числа групп OH

Увеличение силы кислот

pKa = 1.24	pKa_1 = 2.00 pKa_2 = 6.59	pKa_1 = 2.21 pKa_2 = 7.21 pKa_3 = 12.67

Кислородные кислоты фосфора

1. Фосфорноватистая кислота H_3PO_2

$Ba(H_2PO_2)_2 + H_2SO_4 = 2H_3PO_2 + BaSO_4\downarrow$ получение

$2H_3PO_2 = H_3PO_4 + PH_3$ (t^o) диспропорционирование

Сильный восстановитель

$H_3PO_2 + 4FeCl_3 + H_2O = H_3PO_4 + 4FeCl_2 + 4HCl$

$NaH_2PO_2 + 4AgNO_3 + H_2O = H_3PO_4 + 4Ag + NaNO_3 + 3HNO_3$

2. Фосфористая кислота H_3PO_3

$P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$

$4H_3PO_3 = 3H_3PO_4 + PH_3$ (t^o) диспропорционирование

Восстановитель

$Na_2HPO_3 + 2AgNO_3 + H_2O = H_3PO_4 + 2Ag + 2NaNO_3$ (t^o)

3. Фосфорноватая кислота $H_4P_2O_6$

$4NaOCl + 2P + 2NaOH = Na_2H_2P_2O_6\downarrow + 4NaCl$

<u>все</u> соли плохо растворимы !

$H_4P_2O_6 + H_2O = H_3PO_4 + H_3PO_3$ 25^oC

Кислородные кислоты фосфора

4. Фосфорная кислота H_3PO_4

не окислитель, не разлагается

$E^0(H_3PO_4/H_3PO_3) = -0.29$ В

$H_2PO_4^-$ все соли растворимы

HPO_4^{2-}, PO_4^{3-} } растворимы только соли ЩМ, кроме Li

$Na_3PO_4 + 3AgNO_3 = 3NaNO_3 + Ag_3PO_4\downarrow$ ПР = 10^{-20}

$Ag_3PO_4 + 3HNO_3 = H_3PO_4 + 3AgNO_3$

$12(NH_4)_6Mo_7O_{24} + 51HNO_3 + 7H_3PO_4 = 7(NH_4)_3[PMo_{12}O_{40}]\cdot 3H_2O + 51NH_4NO_3 + 15H_2O$

5. Пирофосфорая и метафосфорная кислоты $H_4P_2O_7$, HPO_3

$$2H_3PO_4 \xrightarrow[-H_2O]{250^oC} H_4P_2O_7 \xrightarrow[-H_2O]{400^oC} 2HPO_3$$

$Na_2P_2O_7 + 4AgNO_3 = Ag_4P_2O_7\downarrow + 4NaNO_3$

Оксиды P, As, Sb, Bi

P_2O_3	As_2O_3	Sb_2O_3	Bi_2O_3
т.пл. 24°C	т.субл. 205°C	т.пл. 656°C	т.пл. 820°C
т.кип. 155°C			
бесцветный	бесцветный	бесцветный	желтый
кислотный	амфотерный	амфотерный	основный

P_2O_5	As_2O_5	Sb_2O_5	Bi_2O_5
т.субл. 360°C	т.разл. 250°C	т.разл. 920°C	т.разл. ~100°C
бесцветный	бесцветный	бесцветный	коричневый
кислотный	кислотный	кислотный	кислотный

<u>Также известны</u>:

P_4O_7 $(3P_2O_3 \cdot P_2O_5)$

P_4O_8 $(P_2O_3 \cdot P_2O_5)$ Sb_2O_4 $(Sb_2O_3 \cdot Sb_2O_5)$

P_4O_9 $(P_2O_3 \cdot 3P_2O_5)$

Оксиды As, Sb, Bi

1. Все оксиды As,Sb, Bi имеют <u>полимерное</u> строение
2. Все оксиды, кроме As_2O_5, плохо растворимы в воде

$$As_2O_5 + 3H_2O = 2H_3AsO_4$$

3. Все оксиды, кроме Bi_2O_3, растворимы в щелочах

$$As_2O_3 + 6KOH = 2K_3AsO_3 + 3H_2O$$

4. Все оксиды, кроме As_2O_5, растворимы в кислотах

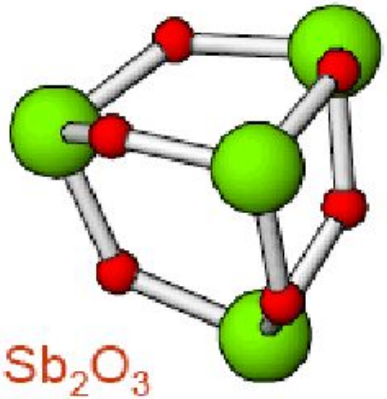
$$Sb_2O_3 + 3H_2SO_4 = Sb_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

$$Sb_2O_5 + 12HCl = 2H[SbCl_6] + 5H_2O$$

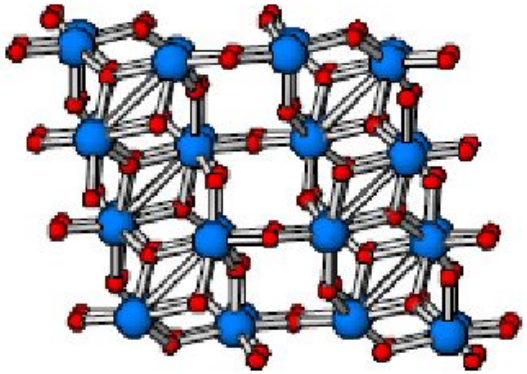
5. As_2O_5, Sb_2O_5, Bi_2O_5 – сильные окислители

$$Bi_2O_5 >> Sb_2O_5 = As_2O_5 \ (>> P_2O_5)$$

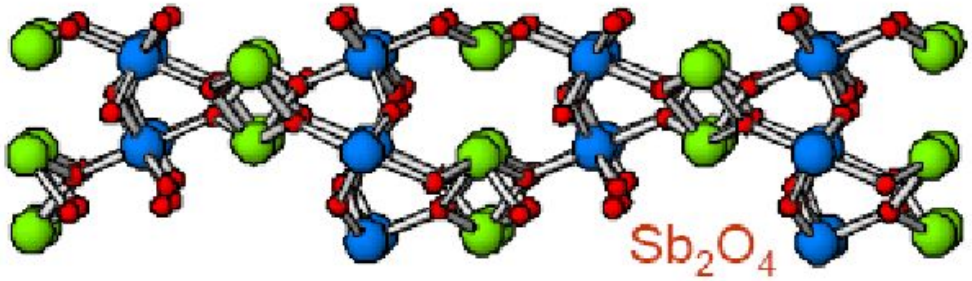
$$Sb_2O_5\ (тв) + 10HCl\ (к) = 2SbCl_3 + 2Cl_2 + 5H_2O$$



Sb_2O_3



Sb_2O_5



Sb_2O_4

Кислоты/гидроксиды As, Sb, Bi

H_3AsO_3 мышьяковистая кислота $pKa_1 = 9.2$	$Sb(OH)_3$ гидроксид сурьмы (III)	$Bi(OH)_3$ гидроксид висмута (III)
H_3AsO_4 мышьяковая кислота $pKa_1 = 2.25$ $pKa_2 = 6.77$ $pKa_3 = 11.60$	H_3SbO_4 сурьмяная кислота $pKa_1 = 4.39$	—

1. H_3AsO_4 – кислота, $Bi(OH)_3$ – основание, остальные амфотерны

Кислоты/гидроксиды As, Sb, Bi

2. H_3AsO_4, H_3SbO_4 – окислители средней силы, их соли не окислители

$E^0(H_3AsO_4/H_3AsO_3) = +0.56$ В

$E^0(H_3SbO_4/SbO^+) = +0.58$ В

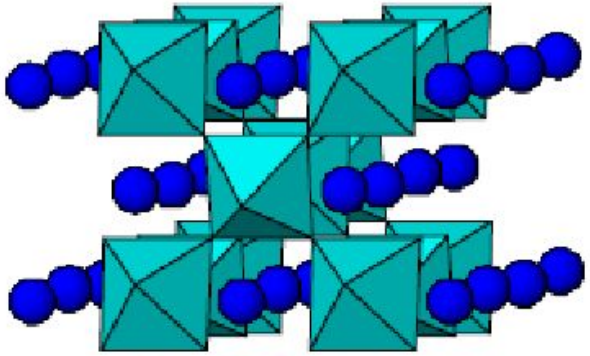
3. Только H_3AsO_4 можно получить из ангидрида

$As_2O_5 + 3H_2O = 2H_3AsO_4$

$2SbCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O = 2Sb(OH)_3 + 6NaCl + 3CO_2$

4. Для Sb и Bi типичны смешанно-валентные оксиды и их производные

Sb_2O_4 $BaBiO_3 \equiv Ba_2Bi^{3+}Bi^{5+}O_6$



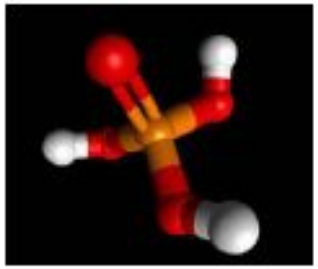
$BaBiO_3$

5. Полимеризация H_3AsO_4

$$H_3AsO_4 \xrightarrow{t^o} H_5As_3O_{10} \xrightarrow{t^o} HAsO_3$$

Сравнение кислородных кислот

Сравнение в группе:



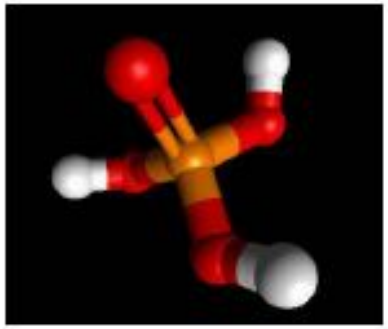
H_3PO_4 H_3AsO_4 H_3SbO_4

Уменьшение силы кислот

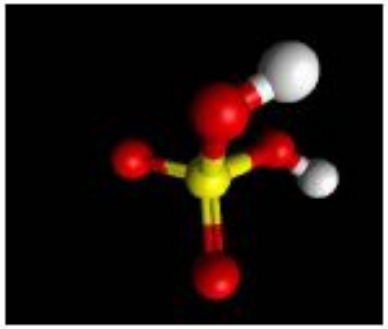
Усиление окислительной способности

Сравнение в периоде:

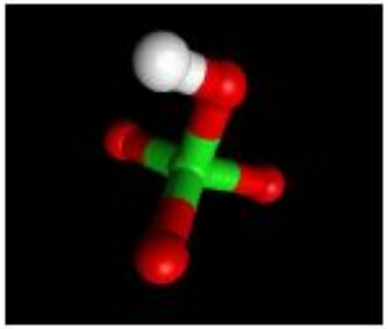
H_3PO_4



H_2SO_4



$HClO_4$



Увеличение силы кислот

Усиление окислительной способности