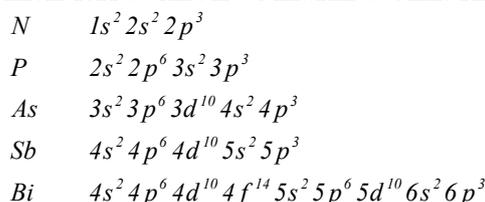


## MÖVZU 10 DÖVRİ SİSTEMİN V QRUPUNUN P-ELEMENTLƏRİ

V qrupun əsas yarımqrupuna - azot N, fosfor P, arsen As, stibium Sb və bismüt Bi elementləri daxildir. Onların atomlarının elektron konfigurasiyası belədir:



As-Sb-Bi sırasında atom və ionun ölçüsü böyüyür, ionlaşma enerjisi azalır. Bu qeyri-metallik xassənin zəifləməsi və metallik xassənin güclənməsinə səbəb olur.

### AZOT

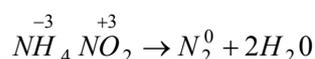
Azot ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ) tipik qeyri-metaldır, elektromənfiyyətinə görə (3,0) oksigen və flüordan sonra durur. Birləşmələrində -3, -1, +1, +3, +5, həmçinin -2, +2 və +4 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

Təbii azotun iki davamlı izotopu -  $^{14}\text{N}$  (99,635%) və  $^{15}\text{N}$  (0,365%) vardır. Yer qabığında azotun miqdarı (0,03 at.%) təşkil edir. Atmosferin əsas hissəsi azotun (həcmjə 78%) payına düşür. Azotun təbiətdə tapılan sənaye əhəmiyyətli mineralları  $\text{NaNO}_3$  - çili şorası,  $\text{KNO}_3$  - hind şorası,  $\text{Ja}(\text{NO}_3)_2$  - Norveç şorasıdır.

Azot bütün bitki və heyvan orqanizmlərinin tərkibində var, qaz tüstülərində və günəş atmosferində, Uran və Neptunium planetlərində müşahidə edilmişdir.

Adi şəraitdə o yalnız litumla qarşılıqlı təsirdə olaraq  $\text{Li}_3\text{N}$  əmələ gətirir.  $\text{N}_2$  molekulları oksidləşdikdə (qızdırıldıqda, elektrik jəryanının və şüalanmanın təsirindən) adətən özünü oksidləşdiriji kimi, yalnız flüor və oksigenlə qarşılıqlı təsirdə isə reduksiyaediji kimi aparır.

Sənayedə azot maye havanın fraksiyalı distilləsindən, laboratoriyada isə  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  birləşməsinin termiki parçalanmasından alınır:



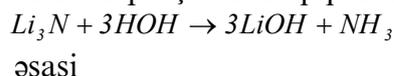
Alınmış azotun əksəriyyət hissəsi ammoniyakın sintezində işlədilir; azot həmçinin kimya və başqa sənayelərdə inert atmosfer yaratmaq üçün istifadə olunur.

Yüksək temperaturda azot bir çox metalları və qeyri metalları oksidləşdirərək, nitridlər əmələ gətirir:

$3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ ;  $2\text{B} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{BN}$ ;  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  Dövrü sistemdə dövrlər və qruplar üzrə nitridlərin xassələri qanunauyğun sürətdə dəyişir. Məsələn, kiçik dövrlərin elementlərinin (nitridlərdə əsaslıq xassə turşuluğa keçir):



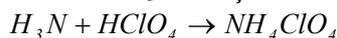
Məsələn, I və II qrupun s-elementlərinin nitridləri  $\text{Li}_3\text{N}$  və  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  kristallik maddələrdir. Onlar suyun təsirindən parçalanaraq qələvi və ammoniyak əmələ gətirirlər, məsələn:



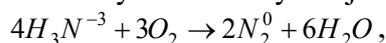
Nitridlərdən böyük praktiki əhəmiyyəti olanı ammoniyakdır –  $\text{NH}_3$ . Adi şəraitdə o rəngsiz və kəskin iyli qazdır.

Maye ammoniyak da su kimi qüvvətli ionlaşdırıjı həlledijidir. Buna görə  $\text{NH}_4^+$  törəmələri maye ammoniyakda ( $\text{OH}_3^+$  törəmələri suda olduğu kimi) özlərini turşu (**ammonoturşusu**) kimi,  $\text{NH}_2$  törəmələri isə ( $\text{OH}^-$  törəmələri suda olduğu kimi) – əsas kimi (**ammonoəsas**) aparırlar.  $\text{NH}_2^-$ -nin törəmələri amid,  $\text{NH}_2^+$  isə imid adlanır.

Ammonyak suda çox yaxşı həll olur (20°C-də bir həjm suda 700 həjmə yaxın H<sub>3</sub>N həll olur). Bunun yaxşı həll olması H<sub>3</sub>N ilə su molekulu arasında hidrogen rabitəsinin əmələ gəlməsi ilə izah olunur. H<sub>3</sub>N turşularla reaksiyaya girdikdə, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ionu alınır, məsələn



Qızdırıldıqda ammonyak reduksiyaediji xassə göstərərək, sərbəst azota qədər oksidləşir



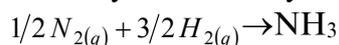
NH<sub>3</sub> qızdırıldıqda reduksiyaediji xassə göstərərək, sərbəst azota kimi oksidləşir.



H<sub>3</sub>N reduksiyaedijilik xassəsinə görə NH<sub>4</sub>JI (naşatır) qaynaq etdikdə metalların səthini oksidlərdən təmizləməkdə tətbiq olunur:



Sənayedə ammonyakbəsit maddələrin sintezindən



Ammonyak həmçinin daş kömürün koklaşdırılması zamanı da ayrılır. Laboratoriyada onu almaq üçün ammonium duzlarına qələvilərlə təsir edirlər. İstehsal olunan ammonyakın əsas hissəsi nitrat turşusu, maye ammonyak və onun sulu məhlulu, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> və s. kimi azotlu gübrələrin istehsalında tətbiq olunur. Ammonyakın sulu məhlulu (ammonyaklı su) müxtəlif reaksiyaların gedişində mühüm reaktivdir.

**Azot (III) birləşmələri.** Azot üçün +3 oksidləşmə dərəcəsi olan birləşmələr flüoridlər - NF<sub>3</sub>, oksidlər - N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>,

Azot (III) oksid – N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (trioksid diazot) yalnız aşağı temperaturda mövcud olan bərk maddədir. O, maye və buxar halında jüzi dissosiasiya dərəcəsinə malikdir:



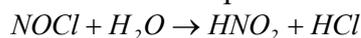
Onu NO<sub>2</sub> və NO qarışığını soyutmaqla alırlar.

Maye N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> tünd-göy rənglidir, soyutduqda (-100°C-də) açıq-göy rəngə kristallara çevrilir.

Azot oksidi (III) turşu anhidrididir, çox asanlıqla qələvi ilə nitritlər əmələ gətirir:



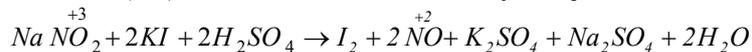
Adi şəraitdə o nisbətən davamsız qaz halında maddədir. NOF-NOJ-NOBr sırasında birləşmələrinin davamlılığı azalır, anjaq NOI almaq mümkün olmamışdır. Kimyəvi təbiətjə flüoridlər, oksohalogenidlər və azot (III) oksid kimi turş birləşmələrdir. Bunu sübut etmək üçün su ilə münasibətlərinə baxaq.



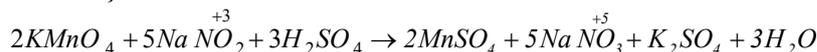
Hidrogen dioksonitrat (III) HNO<sub>2</sub> anjaq məhlulda mövcud zəif turşudur və *nitrit* turşusu adlanır.

Qələvi metalların nitratları (III) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-ün qələvidə həll olmasından alınır:

Azot (III) törəmələri həm reduksiyaediji, həm də oksidləşdiriji xassə göstərir:

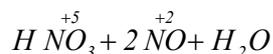


oksidləşdirici



*reduksiyaediji*

Bundan əlavə onlar disproporsionallaşma reaksiyasına daxil olurlar:  $3H \overset{+3}{NO_2} \rightarrow$

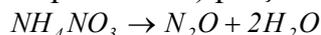


Azot (V) birləşmələri. Azot +5 oksidləşmə dərəcəsinə N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – oksidində göstərir.

Azot oksid (V) - N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> - ağ rəngli kristallik maddədir .

$\text{HNO}_3$  yavaş-yavaş susuzlaşdırılmasından (susuzlaşdırılı olaraq  $\text{P}_2\text{O}_5$  götürülür), yaxud  $\text{NO}_2$  ozonla oksidləşməsindən alınır. Adi şəraitdə  $\text{N}_2\text{O}_5$  tədriji parçalanaraq  $\text{NO}_2$  və  $\text{O}_2$  parçalanır, qızdırdıqda isə partlayış baş verir.

Azotoksonitrid (V) – NON (azot oksid (I)  $\text{N}_2\text{O}$ ) «şənləndirici qaz» ammonium-şorasının ( $250^\circ\text{C}$  tempera-turda) parçalanmasından alınır:



Azot oksid (I) - xoş iyli rəngsiz qazdır. Azja qızdırıldıqda  $\text{N}_2\text{O}$  parçalanaraq oksigen əmələ gətirir. Buna görə də  $\text{N}_2\text{O}$  mühitində karbonlu maddələr yana bilmir, onun  $\text{H}_2$  və  $\text{NH}_3$ -lə qarışığı isə partlayış verir. Azot (V) oksonitridi suda həll olur, lakin davamlı birləşmə əmələ gətirmir.

Adi şəraitdə  $\text{HNO}_3$  rəngsiz mayedir ( $d=1,52 \text{ q/sm}^3$ )  $82,6^\circ\text{C}$ -də qaynayır və  $-41,6^\circ\text{C}$ -də bərkilərək rəngsiz kristallik kütləyə çevrilir.

$\text{HNO}_3$  Su ilə istənilən nisbətdə qarışır. Onun suda məhlulu qüvvətli turşu olub nitrat turşusu adlanır. Laboratoriyada nitrat turşusu natrium-nitratla qatı sulfat turşusunun qarşılıqlı təsirindən alınır. Sənayedə nitrat turşusu aşağıdakı mərhələlərlə alınır: Pt katalizatoru iştirakı ilə hava oksigeninin təsiri ilə  $\text{NH}_3$ -ün  $\text{NO}$  oksidləşməsindən:



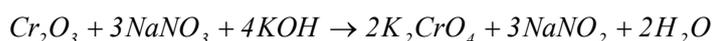
Nitrat turşusu qüvvətli oksidləşdirici xassə göstərir.

O bitki və heyvan toxumalarını parçalayır, demək olar ki, bütün metalları və qeyri-metalları oksidləşdirir. Bəsit maddələrin təbiətindən, temperaturdan və  $\text{HNO}_3$ -ün qatılığından asılı olaraq müxtəlif məhsullar alınır. Duru turşu əsasən  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ -ə qədər reduksiya olunur, qatılıq artdıqca  $\text{NO}$  əmələ gətirmək daha xarakterdir; qatı  $\text{HNO}_3$   $\text{NO}_2$ -yə qədər reduksiya olunur.

Bir həjm  $\text{HNO}_3$  və üç həjm  $\text{HCl}$  qarışığı çar arağı adlanır. Onun qüvvətli oksidləşdirici xassəsi xlor əmələ gətirməsindədir:



O, platini, qızılı və bir sıra passiv metalları həll edərək, onların xlorid komplekslərini əmələ gətirir:



Hidrogen trioksonitrat (V) qızdırıldıqda və işığın təsirindən asan parçalanır:

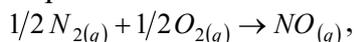


Nitratlar gübrə kimi (xüsusilə kalium və ammonium şoraları) böyük əhəmiyyət kəsb edir. Nitrat turşusu mineral gübrə istehsalında, partlayıcı maddələrin, üzvi boyaların, plastik kütlələrin və bir sıra çoxsaylı törəmələrin istehsalında tətbiq olunur.



**Azot (I), azot (II) və azot (IV) birləşmələri.** Xlor kimi azot üçün tək elektronlu  $\text{NO}$  və  $\text{NO}_2$  tərkibli nisbətən davamlı oksidlər xarakterdir.

Adi şəraitdə azot (II) oksid - rəngsiz qazdır ( $t_{\text{er}}=-163,7^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{qay}}=-151,7^\circ\text{C}$ ). Onu laboratoriyada misə duru nitrat turşusunun təsirindən, sənayedə isə platin katalizatoru iştirakı ilə  $\text{H}_3\text{N}$  oksidləşməsindən alırlar. Bəsit maddələrdən alınmasına görə  $\text{NO}$  bütün oksidlərdən fərqlənir:

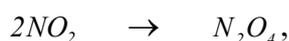


Oksigenlə, halogenlərlə asan oksidləşir:



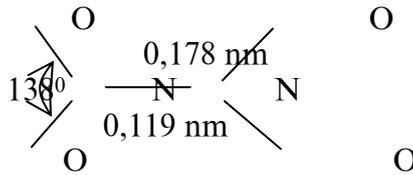
Dioksid azot  $\text{NO}_2$  - qonur rəngli ( $t_{\text{er}}=-11,2^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{qay}}=21^\circ\text{C}$ ) zəhərli qazdır.

$\text{NO}_2$  molekulları buxar halında dimer vəziyyətindədir:

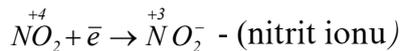
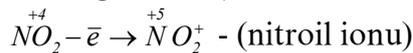


qonur,, rəngsiz,  
paramaqnit diamaqnit

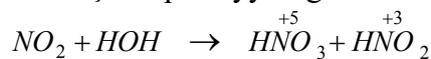
Maye və bərk dioksid azot rəngsizdir, yastı N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (diazot tetraoksid) molekullarından ibarətdir.



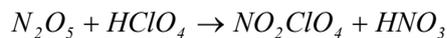
NO<sub>2</sub> molekulu elektronlarını itirə də bilər (ionlaşma enerjisi 9,78 eV) özünə birləşdirə də (elektrona qohumluğu 2,5 eV) bilər.



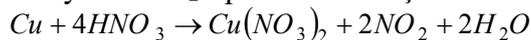
Göstərilən çevrilmələr NO<sub>2</sub> molekulu su və qələvi məhlulları ilə qarşılıqlı təsirdə olduqda disproporsionlaşma qabiliyyəti göstərir:



Nitroil-ionu NO<sub>2</sub><sup>+</sup> maye nitrat turşusunun öz-özünə ionlaşmasından alınır:



Dioksid azot kimyəvi aktivdir, kömür, fosfor, kükürd dioksid azot mühitində yanır. Laboratoriyada NO<sub>2</sub> qatı nitrat turşusunun misə təsirindən alınır:



və nitratların termiki parçalanmasından alınır:



Dioksid azot nitrolaşdırıcı agent kimi susuz nitratların alınmasında, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> raket yanajağında oksidləşdirici kimi istifadə olunur.

### FOSFOR

Fosfor p (1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>) valent elektronlarının sayına görə azotun analoqudur. Fosfor birləşmələrində -3-dən +5-ə qədər oksidləşmə dərəcələri göstərir. Ona +5 oksidləşmə dərəcəsi daha xarakterdir. Fosforun oksigen və flüorla rabitələri çox davamlıdır.

Onun davamlı oksidləşmə dərəcəli birləşmələrindən fosfatları (V) göstərmək olar. Ən çox yayılan mineralları fosforit Ja<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, hidroksilapatit Ja<sub>5</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>(OH), flüor apatitdir Ja<sub>5</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>F . Fosfor janlı orqanizmlərdə də olur. Hidroksilapatit sümüyün əsas hissəsini təşkil edir, flüorapatit dişlərdə olur, fosforun mürəkkəb üzvi törəmələri beynin tərkibində olur.

Fosforun Yer qabığında ümumi miqdarı 0,05 mol%-dir. Onun yalnız bir təbii izotopu <sup>31</sup>P var. Süni radioaktiv izotopu da alınmışdır.

Fosfor atomları birləşərək ikiatomlu P<sub>2</sub>, dördatomlu P<sub>4</sub> və polimer molekulları da P<sub>2∞</sub> əmələ gətirir. P<sub>2</sub> molekulu (d<sub>pp</sub>=0,19 nm) quruluşuna görə N<sub>2</sub> analoqudur, 1000°C-dən yuxarıda yaşayır.

Maye və həll olmuş halda, yaxud buxar halında 1000°C-dən aşağıda P<sub>4</sub> molekulu davamlıdır, quruluşu tetraedr formasındadır . Buxarlarını

soyutduqda ağ fosfor (sıx. 1,8 q/sm<sup>3</sup>) əmələ gəlir. O, molekulyar kristal qəfəslidir, düyünlərdə P<sub>4</sub> molekulu yerləşir. Ağ fosfor - yumşaq mumabənzər maddədir. O, asan əriyən (t<sub>ər</sub>=44,1°C, t<sub>qay</sub>=275°C), uçuju maddədir, üzvi həlledijilərdə və karbon-sulfiddə JS<sub>2</sub> həll olur. Ağ fosfor həddindən artıq zəhərlidir.

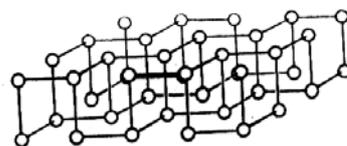
P<sub>4</sub> molekulunda P-P rabitəsi (d<sub>pp</sub>=0,221 nm, E<sub>p-p</sub>= 200 kJ/mol) asanlıqla dağılır. Bu ağ fosforun kimyəvi aktivliyi ilə və nisbətən davamlı polimer modifikasiyaya keçməsi ilə izah olunur (xüsusilə qızdırıldıqda), məsələn: P<sub>(ağ)</sub>ΔP<sub>(qırmızı)</sub>,

Qara fosfor laylı atom quruluşudur (şək.164), fosfor üçün rabitə piramidal vəziyyətdədir.

Xarici görünüşünə görə qara fosfor ( $\rho_{20^\circ\text{C}} = 2,7 \text{ q/sm}^3$ ) qrafitə oxşayır, anjaq yarımkəçiriji xassə göstərir. Onu  $200^\circ\text{C}$   $1,2 \cdot 10^{10} \text{ Pa}$  təzyiqdə ağ fosfordan almaq olar.  $P_{(\text{ağ})} \Delta P_{(\text{qara})}$

Qırmızı fosfor bir neçə maddələrdir, atomları pira-

Qırmızı fosforu maye halda polimer molekullarda polimer modifikasiya malikdir, praktiki olaraq Qırmızı fosfor buxarları  $P_2$  molekuluna keçir, sonra olunur. Onun buxarlarını kondensasiya etdikdə qırmızı yox, ağ fosfor əmələ gəlir.



Qara fosfor

formada olur. Onlar polimer mialal rabitəlidir.

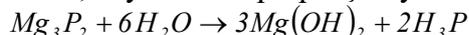
hala çevirdikdə, həllolmuş rabitə dağılır. Buna görə də yüksək ərimə temperaturuna heç bir həlledijidə həll olmur. sublimasiya etdikdə ( $423^\circ\text{C}$ )  $P_4$  molekuluna rekombinasiya

Qırmızı, xususiylə də qara fosfor ağ fosfora nisbətən kimyəvi jəhətdən davamlıdır. Beləki, ağ fosfor  $50^\circ\text{C}$ -də havada öz-özünə alışıb yandığı halda, qırmızı  $250^\circ\text{C}$ -dən yuxarıda, qara isə  $400^\circ\text{C}$ -dən yuxarı temperaturda alışıb yanır. Ağ fosfordan fərqli olaraq o biri modifikasiyalar zəhərli deyil. Ağ fosfor kimyəvi aktiv olduğundan onu mümkün qədər qaranlıqda, su altında saxlayırlar.

Fosfor həm oksidləşdiriji, həm də reduksiyaediji xassə göstərir. O, asanlıqla xlorun, halogenlərin, kükürdün və s. təsirindən asanlıqla oksidləşir. Oksidləşdiriji az olduqda adətən fosfor (III)-ə qədər ( $P_2O_3$ ,  $PHal_3$ ,  $P_2S_3$ ), artıq olduqda isə fosfor (V) birləşmələri ( $P_2O_5$ ,  $PHal_5$ ,  $P_2S_5$ ) əmələ gəlir. Oksidləşdirijilik xassəsi metallarla birləşmələrində özünü göstərir. Suda qızdırıldıqda və xususiylə də qələvi məhlullarında fosfor disproporsionollaşma reaksiyalarına daxil olur.

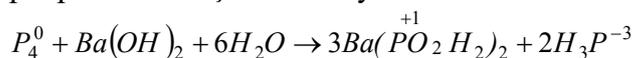
Sənayedə fosfor kalsium fosfatın qum və kömürlə  $1500^\circ\text{C}$ -də elektrik peçlərində közərdilməsindən alınır. Qızdırıldıqda fosfor demək olar ki, bütün melalları oksidləşdirərək

fosfidlər verir., suyu asanlıqla parçalayırlar:



d-elementlərin fosfidləri (adətən  $MP$ ,  $MP_2$ ,  $M_3P$  tipli) boz yaxud qara rənglidirlər, metal parlaqlığına malik və elektriki keçirirlər. Bu tip fosfidlər kimyəvi jəhətdən az aktivdirlər.

Kovalent fosfidlərdən hidrogen-fosfidi  $PH_3$  (fosfin) göstərmək olar. Fosfor hidrogenlə praktiki olaraq qarşılıqlı təsirdə olmur. Fosfin ( $\Delta G_f^0 = +13,4 \text{ kJ/mol}$ ) dolayı yolla alınır. Fosfin bəzi fosfidlərin hidrolizindən, həmçinin fosforu qələvi mühitdə qızdırıldıqda disproporsionollaşma reaksiyası ilə alınır:

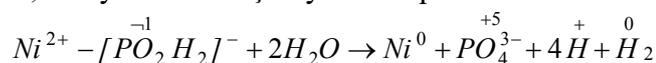


$PH_3$  molekulu da  $NH_3$  kimi triqonal piramida şəklindədir ( $d_{PN} = 0,412 \text{ nm}$ ,  $\angle HPH = 93,5^\circ$ ). Fosfin kəskin iyli həddindən artıq zəhərli qazdır.

$PH_4^+$  törəmələri əmələ gələn fosfonium ionlu davamsız rəngsiz kristallik maddələrdir. Fosfonium duzları su ilə asanlıqla parçalanırlar.

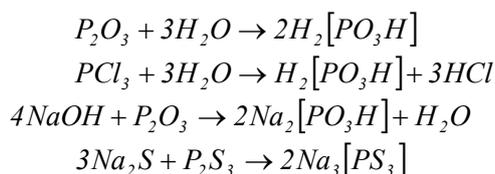
Fosfin və onun fosfonium törəmələri qüvvətli reduksiyaedijidir;

Hiprofosfit turşusu adı şəraitdə rəngsiz kristallik maddədir ( $t_{\text{er}} = 26,5^\circ\text{C}$ ), suda yaxşı həll olur.  $H[PO_2H]_2$  suda məhlulu fosfit turşusudur, qüvvətli birəşəli turşudur. Onun fosfinat duzları suda yaxşı həll olurlar. Turşu kimi, duzları da qüvvətli reduksiyaedijidir, onlar oksofosfatlara (V) qədər oksidləşirlər. Fosfonatlar reduksiyaediji kimi tətbiq olunurlar, məsələn, kimyəvi nikelləşməyə baxaq:



$P_2O_3$ -ün başqa modifikasiyası polimer birləşmədir.

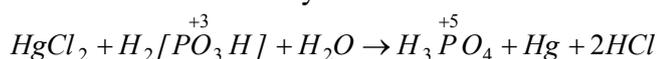
Fosfor (III) binar birləşmələri kimyəvi təbiətinə görə turşu xassəlidir, bu onların hidrolizi və əsasi birləşmələrlə qarşılıqlı təsirdə olması ilə sübut olunur.



Hidroliz nəticəsində fosfit turşusu əmələ gəlir  $H_2[PO_3H_2]$ , birləşmələrlə qarşılıqlı təsirdə olduqda müvafiq fosfatlar (III) alınır.  $[PO_3H]^{2-}$  ionunun törəmələri fosfitlər adlanır. I qrupun s-elementlərindən başqa fosfitlərin əksəriyyət duzları suda pis həll olur.

Adi şəraitdə  $H_2[PO_3H]$  - rəngsiz, hiqroskopik, suda asan həll olan bərk maddədir ( $t_{er}=74^{\circ}C$ ). İkiəsaslı orta qüvvətli turşudur. Onu adətən  $PJl_3$  hidrolizindən alırlar.

Fosfor (+III) birləşmələri – qüvvətli reduksiyaedijilərdir. Məsələn, onlar passiv metalları onların duzlarından reduksiya edirlər:

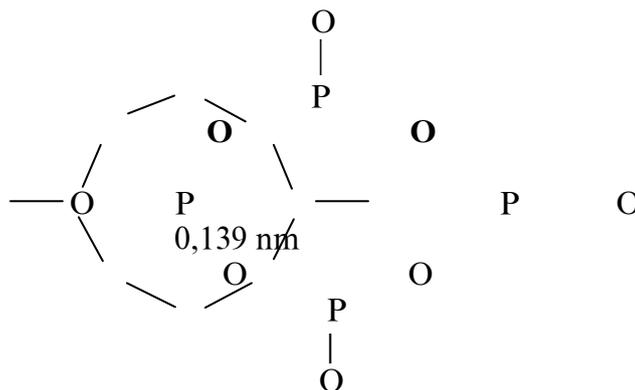


Fosfit turşusu halogenlərin azot IV-oksidi və başqa oksidləşdirijilərin təsiri ilə fosfat turşusuna qədər oksidləşir. Fosfor üç halogenidlər halogenlərin təsiri ilə Phals, oksigenin təsiri ilə  $POHa_3$  və s. qədər oksidləşir.

Fosfor +5 oksidləşmə dərəcəsini halogen, oksigen, kükürd və azotla birləşmələrində, eyni zamanda qarışıq birləşmələrdə göstərir.

Fosfor (V) oksid  $P_2O_5$  buxarabənzər vəziyyətdə  $P_4O_{10}$  tərkibliydir.

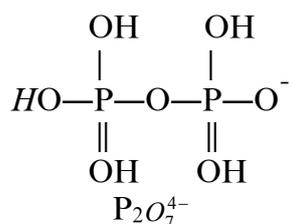
$P_4O_{10}$  molekulu dörd  $PO_4$  tetraedrinə ibarətdir, bunlardan hər biri üç qonşu oksigen atomu ilə birləşir.



Fosfor(V) oksid fosforun yanmasından alınır. Texniki  $P_2O_5$  ağ qaraoxşar kütlədir, adətən qaldıqda qarışıqda  $P_2O_5$  müxtəlif formaları olur, kimyəvi jəhətdən az aktivdir.

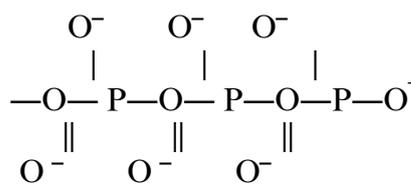
Fosfor (V) oksid su ilə çox enerjili birləşir. Ondən qazların və mayələrin qurudulmasında istifadə olunur. O, müxtəlif maddələrdən suyu çıxarır, məsələn,  $HNO_3$  - ü  $N_2O_5$ -ə,  $H_2SO_4$ -ü  $SO_3$ -ə çevirir. Fosfor (V) oksid kimyəvi sintezlərdə dehidratlaşdırıcı maddə kimi istifadə olunur.

Polifosfat duzlarının anionlarının ümumi formulu  $[P_nO_{3n+1}]^{(n+2)-}$ . Məsələn, disulfat  $M_4^{+1}P_2O_7$  (pirofosfat) və fosfat  $M_5^{+1}P_3O_{10}$  ionu kimidir.

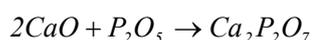


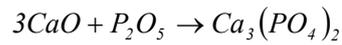
$P_3O_{10}^{5-}$

difosfat ionu

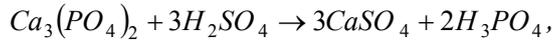


trifosfat ionu





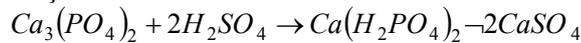
Ortofosfat turşusu adətən fosfatların qatı sulfat turşusu ilə qarşılıqlı təsirindən 85%-li şirəyəbənzər məhlul şəklində alınır:



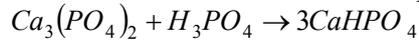
$P_2O_5$  ortofosfat turşusu ilə qarşılıqlı təsirindən polifosfat turşusu alınır.  $P_2O_5$ - $H_2O$  sistemində  $P_2O_5$  miqdarı artdıqca  $H_3PO_4$  miqdarı azalır, polifosfat turşusunun miqdarı isə çoxalır.

Oksofosfatlardan (V) nisbətən praktiki əhəmiyyəti olanları  $PO_4^{3-}$  (fosfatlar),  $HPO_4^{2-}$  (hidrofosfat) və  $H_2PO_4^{-1}$  (dihidrofosfat) anion törəmələridir. Fosfatlardan həllolanları yalnız,  $K^+$ ,  $NH_4^+$  törəmələridir. Adətən fosfatlar rəngsizdir.

Fosfatların əsas hissəsi gübrə istehsalında tətbiq olunur. Beləki, superfosfatın əsas tərkib hissəsi  $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$ , presipitatunki, isə  $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ . Onları fosforitlərə  $H_2SO_4$  və  $H_3PO_4$  turşuları ilə təsir etməklə alırlar:



superfosfat



presipitat

Fosforun azotla qarışıq gübrələri diammosfos- $(NH_4)_2HPO_4$  ammofos  $NH_4HPO_4$  və amofosun  $KNO_3$  -lə qarışığı, azofosk qarışığıdır.

Nitratlardan fərqli olaraq fosfatlar oksidləşdiriji xassə göstərmirlər.