

Dusík a fosfor

Dusík ${}^7\text{N}$ a fosfor ${}^{15}\text{P}$ jsou prvky 15 skupiny periodické soustavy prvků. Jejich atomy mají v základním stavu elektronovou konfiguraci valenční sféry $ns^2 np^3$ ($n = 3$, resp. 3). Oba prvky jsou nekovy. U fosforu však již lze nalézt některé vlastnosti svědčící o tom, že v periodickém systému stojí velmi blízko u rozhraní mezi nekovy a kovy. Chemie dusíku a fosforu jsou si poměrně blízké. Zásadní rozdíl je však v tom, že fosfor může na rozdíl od dusíku zapojit do tvorby vazeb též orbitaly 3d svých atomů. Především z této okolnosti vyplývají rozdíly ve stabilitě některých oxidačních stavů a způsobu vazby u obou prvků

A.)Vazebné možnosti dusíku a fosforu:

Formálními přesuny elektronů lze nalézt a vyjádřit některé možné mezní elektronové konfigurace valenční sféry atomů dusíku a fosforu ve sloučeném stavu. Dosažení maximální záporného oxidačního stavu $-III$ tedy vyžaduje přijetí tří elektronů; dosažení kladných oxidačních stavů III a V je podmíněno odtržením tří, resp. pěti elektronů. Takové počty přesouvaných elektronů jsou příliš velké, aby mohly být při vytváření vazeb atomů dusíku a fosforu s ostatními prvky skutečně realizovány. Elektronegativita dusíku (3,0) a fosforu (2,1) brání spontánnímu přesunu elektronové hustoty z těchto atomů při vytváření vazeb s jinými elektronegativnějšími prvky, ale není dost velká, aby dusík nebo fosfor mohl při vazbě s elektro pozitivními „přetáhnout“ vazebné elektrony do oblasti své valenční sféry. Atomy dusíku a fosforu jsou proto ve většině svých sloučenin zapojeny do systému kovalentních vazeb a jednoatomové ionty prakticky netvoří. Dosti běžně se u dusíku, ale i fosforu vyskytují vazby homonukleární. Pestrost možných vazebných situací u obou prvků je velmi značná. Dusík i fosfor se proto vyskytují prakticky ve všech oxidačních stavech od $-III$ do V . Záporné oxidační stavy se realizují při vazebném partnerství dusíku nebo fosforu s elektro pozitivními prvky. Jen při vazbě dusíku s neelektro pozitivnějšími kovy můžeme předpokládat skutečnou existenci iontů N^{3-} v krystalové mřížce vzniklých sloučenin. I v těchto situacích je však v látkách prokazatelně přítomna zřetelná kovalentní interakce. Ve všech ostatních případech převládá kovalentní charakter vazby nad iontovým. Záporné oxidační stavy přisuzujeme dusíku a fosforu též v jejich sloučeninách s vodíkem (NH_3 , PH_3 , N_2H_4 , P_2H_4) a ve sloučeninách odvozených (amidech, imidech, nitridech, organických aminech atd.). Zejména ve skupině odvozených sloučenin je záporný oxidační stav atomu N nebo P dosti často realizován současnou tvorbou kovalentních a iontových vazeb. Vzniklé ionty jsou samozřejmě víceatomové. Vedle maximálního záporného oxidačního stavu $-III$ se u obou prvků vyskytují též oxidační stavy $-I$ a $-II$. Nalézáme je v takových sloučeninách dusíku a fosforu s elektro pozitivními prvky, v nichž existují též homonukleární vazby N-N nebo P-P , např. v hydrazinu a difosfanu. Dále se s nimi setkáváme ve sloučeninách, u nichž došlo k substituci kovalentně poutané elektro pozitivní skupiny skupinou elektronegativnější (nahrazení atomu H v molekule NH_3 skupinou OH), např. u hydroxylaminu. Koordinace na atomech N a P ve všech uvedených vazebných stavech charakterizovaných záporným oxidačním číslem je – přihlížíme-li k prostorové lokalizaci nevazebných elektronových párů – nejčastěji tetraedrická (hybridizace SP^3 na středovém atomu) nebo je tetraedrické koordinaci blízká, např. v molekule fosfenu PH_3 (hybridizace P^3 na středovém atomu). U dusíku se výjimečně (např. v některých nitridech) vyskytuje koordinace trigonální (hybridizace SP^2 a nevazebný elektronový pár ve zbylém orbitalu p_z na atomu N). U fosforu, také zcela výjimečně, se v jeho záporných oxidačních stavech vyskytuje i koordinace trigonálně dipyramidální a oktaedrická. Jejich existence je důsledkem zapojení prázdných orbitalů 3d atomu fosforu do tvorby vazeb.

Proměnlivé vazebné poměry ve sloučeninách obou prvků s elektronegativnějšími prvky lze charakterizovat těmito pravidly:

- 1.) U dusíku i fosforu jsou realizovatelné všechny kladné oxidační stavy v rozmezí od I do V.
- 2.) Počet sdílených elektronových párů, tedy vaznost atomů N a P, ve sloučeninách s kladným oxidačním stavem nabývá u dusíku hodnot 2 a 3, u fosforu hodnot od 3 do 6.
- 3.) Tvorba lokalizovaných násobných (dvojných a trojných) vazeb je charakteristická zejména pro dusík.

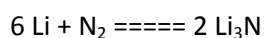
Na tvorbě vazby π se podílejí orbitály p dusíku. U fosforu se vyskytuje tvorba vazby π méně často a obvykle bývá velmi nevýrazná. Účastní se jí orbitály 3d atomu fosforu.

- 4.) Poměrně slabá delokalizovaná interakce π se vyskytuje jak u dusíku, tak i u fosforu. U atomu dusíku je opět podmíněna účastí jeho orbitalu p_z , např. v dusičnanovém iontu. U atomu fosforu je interakce π podmíněna přítomností jeho orbitalů 3d, např. v iontu fosforečnanovém PO_4^{3-}

Souhrně lze říci, že atomy dusíku i fosforu v kladných oxidačních stavech tvoří kovalentní vazby σ překryvem svých orbitalů s a p s AO vazebných partnerů (hybridizace na atomech N a P je SP^2 nebo SP^3) a při tom mají vaznost menší než 4 nebo právě 4 (u fosforu). Mimoto se u fosforu mohou na tvorbě vazeb σ podílet též jeho orbitály 3d a atomy fosforu mohou dosahovat vaznosti 5 a 6 (hybridizace na atomech P je SP^3D nebo SP^3D^2). Je tomu tak např. u molekuly PCl_5 nebo u iontu $[\text{PCl}_6]^-$. Interakce π ve sloučeninách uvedených typů nastávají u dusíku výhradně překryvem jeho orbitalů p, u fosforu výhradně překryvem jeho vakantních orbitalů 3d s orbitály p koordinovaných atomů.

Chemické vlastnosti dusíku a fosforu

Elementární dusík, tvořený molekulami N_2 , má značně velkou hodnotu energie vazby. Molekuly dusíku proto jeví minimální tendenci k štěpení a plyný dusík je pozoruhodně chemicky inertní. Neslučuje se za běžných podmínek ani s velmi reaktivními prvky. Výjimkou jsou reakce dusíku s lithiem, hořčíkem a vápníkem, které probíhají při laboratorní nebo jen málo zvýšené teplotě:

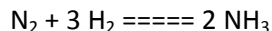


Za extrémního zvýšení tlaku a zejména teploty anebo při spoluúčasti katalyzátoru může dusík reagovat s takovými prvky, jako je vodík, kyslík apod. Zejména reakce dusíku a vodíku, vedoucí ke vzniku amoniaku, je v průmyslové praxi podstatou technologie velmi náročné jak z technického, tak i z bezpečnostního hlediska. V této souvislosti je zajímavé, že některé mikroorganismy, např. bakterie rodu *Azotobacter* žijící na kořenech motýlokvětých rostlin, jsou schopné zachycovat elementární dusík ze vzduchu a převádět jej na amoniak, resp. na sloučeniny od amoniaku odvozené, a to při normální teplotě i tlaku. Podstata a mechanismus této biologické fixace dusíku se velmi intenzivně zkoumají. Jiné chemické vlastnosti získá plyný dusík, jestliže se elektrickým výbojem atomizuje (nebo převede-li se jeho molekula do excitovaného stavu). Atomární dusík spontánně reaguje s mnohými prvky a sloučeninami. Chemické chování elementárního fosforu je protikladem inertnosti molekulárního dusíku. Fosfor je – zejména ve své nejreaktivnější bílé modifikaci vystavěné z tetraedrických molekul P_4 – neobyčejně reaktivní. Reaguje s kyslíkem (na vzduchu je samozápalný),

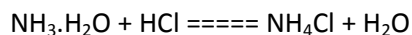
s halogeny, se sírou, s kovy a s mnohými sloučeninami, jak bude uvedeno dále. Inaktivní je fosfor k vodíku, vodě a čteným organickým rozpouštědlům. Příčinou velké reaktivity bílého fosforu je poměrně značné pnutí vazeb v molekule P_4 a z toho plynoucí ochota bílého fosforu k reorganizaci vazeb a k vytvoření stálejšího vazebného uspořádání. Ostatní modifikace fosforu jsou méně reaktivní, neboť mají polymerní charakter a hodnota jejich vazebné energie je poněkud větší. Dusík i fosfor vytvářejí rozsáhlý soubor sloučenin. Přitom chemie obou prvků je velmi rozmanitá a variabilita vlastností a struktur jejich sloučenin je značná. Nepřehlídíme-li ke stabilitě elementárního dusíku, způsobené především velkou hodnotou aktivační energie potřebné k štěpení jeho molekul, můžeme oba prvky označit za reaktivní nekovy. Mají velký technický význam a jsou biogenními prvky, jejichž funkce v živých organismech je nezastupitelná.

Binární sloučeniny dusíku

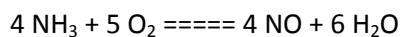
Mezi nejvýznamnější binární sloučeniny dusíku patří amoniak, hydrazin a azoimid, tedy sloučeniny dusíku s vodíkem, jejich soli, tj. nitridy, amidy, imidy a azidy, jejich halogenderiváty (halogenidy dusíku), dále oxidy dusíku a sloučeniny dusíku s chalkogeny. Amidy a imidy jsou, přesně vzato, ternární sloučeniny. Z klasifikačních důvodů je však řadíme sem. Nejběžnější sloučeninou dusíku s vodíkem je amoniak (azan). Jeho molekuly mají tvar trigonální pyramidy. Vazbu si lze zjednodušeně objasnit představou hybridizace SP^3 na středovém atomu (jeden ze čtyř vzniklých HAO je obsazen nevazebným elektronovým párem). Amoniak je plynná nízkomolekulární látka. V kapalném amoniaku existují vazby vodíkovým můstkem. Vyrábí se katalyzovanou syntézou z prvků:



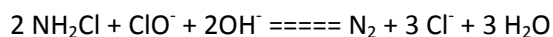
V přírodě vzniká při rozkladu dusíkatých organických látek. Stejného původu je i amoniak, který se uvolňuje při suché destilaci uhlí (výroba svítiplynu a koksů). Amoniak je výrazně bazický. Volný elektronový pár je schopen zachytit proton (vzniká amonný ion), popř. jinou elektrofilní částici. Amoniak se rozpouští velmi dobře ve vodě. Jeho molekuly poskytují s vodou monohydrát $NH_3 \cdot H_2O$ s vodíkovou vazbou mezi dusíkem a kyslíkem. Vodný roztok amoniaku, nazývaný roztok „hydroxidu amonného“, nabývá vlivem rostoucí koncentrace iontů OH^- bazické reakce. Je třeba zdůraznit, že ve vodném roztoku nejsou přítomny žádné skutečné molekuly „hydroxidu amonného“ NH_4OH . Látka s takovýmto funkčním vzorcem neexistuje. Jedinými reálnými neutrálními částicemi obsaženými ve vodném roztoku NH_3 jsou vedle samostatných molekul NH_3 a H_2O pouze jejich dukty, tj. hydráty amoniaku. Průběh ionizačních dějů v roztoku amoniaku může být podpořen přidávkem kyseliny do roztoku. Dochází k neutralizační reakci a v roztoku se tvoří amonná sůl:



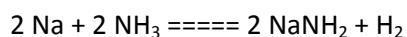
Amonné (azaniové) soli jsou vesměs iontové sloučeniny, obsahující tetraedrický amoniový (azaniový) kation. Některé z nich jsou technicky velmi významné. Tendence k oxidačně-redukční změně je u amoniaku i u jeho protonizované formy, tj. amonného iontu, velmi malá. Katalyzované spalování kyslíkem ze vzduchu vede ke vzniku oxidů dusíku, např.



Další sloučeninou dusíku s vodíkem je hydrazin N_2H_4 (diazan). Uspořádání jeho molekuly může být vyjádřeno elektronovým strukturálním vzorcem a vzorcem geometrickým s charakteristickou jednoduchou kovalentní vazbou N-N. Hydrazin je nízkomolekulární bezbarvá kapalina. Připravuje se reakcí chlornanu alkalického kovu s amoniakem ve vodném roztoku. Předpokládá se, že meziproduktem reakce je chloramin NH_2Cl . Reakce se uskutečňuje za přítomnosti želatiny nebo klišu, jež vážou přítomné stopy těžkých kovů. Jinak by reakce pod katalytickým vlivem těchto iontů směřovala k tvorbě elementárního dusíku:

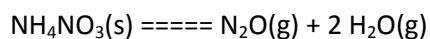


Obdobně lze hydrazin připravit reakcí chloraminu s močovinou nebo reakcí chloru s amoniakem za přítomnosti ketonů. Z acidobazického hlediska je hydrazin zásadou, je poněkud méně bazický než amoniak. S vodou vytváří stejně jako amoniak hydráty, z nichž nejstálější je monohydrát $N_2H_4 \cdot H_2O$. Molekuly hydrazinu jsou schopné až dvojnásobné kotonizace. Tvoří se tak postupně ionty hydrazinia(1+) a hydrazinia(2+). Existují (zcela analogicky jako amonné soli) i soli hydrazinia (diazania), např. N_2H_5Cl , a jsou poměrně stálé. Hydrazin je výrazně silnějším redukčním prostředkem než amoniak (zejména v zásaditém prostředí). Při svém redukčním působení – kterého se v technické praxi často využívá (pokovovací lázně, organická syntéza) – se hydrazin oxiduje na elementární dusík. Třetí sloučeninou dusíku a vodíku je azoimid (trinitrid vodíku). Je to opět nízkomolekulární kapalná látka. Azoimid je nestálý, při styku s horkými předměty snadno exploduje, má jak oxidační, tak i redukční účinky a je velmi slabou kyselinou. Hydroxylamin je derivátem amoniaku. Odvozujeme jej prostou náhradou atomu H v molekule NH_3 skupinou OH. Připraví se katodickou redukcí kyseliny dusičné nebo dusitanů, popř. jejich redukcí účinkem hydrogensířičitanu nebo dalších redukovadel. Je to velmi nestálá, snadno tající bílá krystalická látka. Má výrazné redukční, ale i mírné oxidační účinky. Je slabě zásaditý, a proto tvoří s kyselinami hydroxylamonné soli, např. chlorid hydroxylamonný. Nachází uplatnění v organické syntéze, důležité jsou některé jeho organické deriváty. Formální náhradou jednoho atomu vodíku v molekule NH_3 elektro pozitivním (obvykle alkalickým) kovem dospíváme ke vzorci $M^I NH_2$. Látky tohoto typu se nazývají amidy (azanidy). Amidy alkalických kovů lze připravit reakcí plynného NH_3 s roztaveným alkalickým kovem nebo rozpouštěním alkalického kovu za laboratorní teploty v kapalném amoniaku:

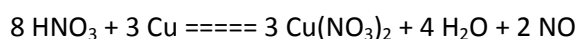


Amidy alkalických kovů mají iontový charakter vazby. Amidy ostatních kovů se připravují konverzí amidů alkalických kovů se solemi kovů v kapalném amoniaku. Amidy elektro pozitivních kovů jsou silně bazické látky. Působí silně redukčně. Používají se v organické syntéze a při přípravě azidů. Zahříváním amidů se dosti často tvoří imidy. Jsou většinou zbarveny žlutě. Mají iontovou mřížku s charakteristickým aniontem NH_2^- . Binární sloučeniny kovů s dusíkem v oxidačním stavu -III se nazývají nitridy. Formálně je můžeme považovat za soli vzniklé úplnou náhradou všech atomů vodíku v molekule NH_3 příslušným kovem. Pouze nitridy neelektro pozitivnějších kovů mají výraznější iontový charakter, ostatní nitridy je třeba považovat za kovalentní sloučeniny s polymerní strukturou (např. nitrid boritý BN). Některé nitridy mají intersticiální charakter, to znamená, že kationty kovů jsou uspořádány do původní kovové mřížky a atomy N^{III} jsou vmezeřeny v tzv. intersticiálních polohách. Tyto posledně uvedené nitridy mají často nestechiometrické složení. Mnohé z nitridů (zejména ty, které se vyznačují tvrdostí, elektrickou vodivostí, popř. chemickou inertností) mají významné použití v laboratorní i průmyslové chemické a technické praxi. Nitridy iontovějšího

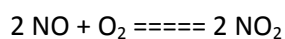
charakteru se vodou hydrolyzují. Intersticiální nitridy a polymerní kovalentní nitridy hydrolyze ani při zvýšené teplotě nepodléhají. Nitridy lze připravit reakcí dusíku s kovy při běžných teplotách nebo při teplotě výrazněji zvýšené. Vznikají též rozkladem amidů nebo imidů, popř. zahříváním kovů, jejich oxidů nebo halogenidů v proudu amoniaku. Vedle amidů, imidů a nitridů elektropozitivních prvků existují i další kovalentní sloučeniny, v nichž plní úlohu elektropozitivní části molekuly celá skupina atomů. Jsou známy např. amidy, imidy a nitridy některých anorganických kyselin. Jejich vzorce odvodíme nahrazením skupiny OH skupinou NH₂, dvou skupin OH nebo jednoho koncového atomu O skupinou NH, popř. tří skupin OH či jedné skupiny OH a jednoho atomu O atomem N. Substitucí atomů vodíku v molekule hydrazinu alkalickým kovem dospíváme ke vzorci hydrazidů (diazanidů). Důležitější a běžnější než hydrazidy jsou v chemické praxi soli azoimidu, tzv. azidy (trinitridy), formálně nebo skutečně obsahující ion N₃⁻. Azidy alkalických kovů lze připravit zaváděním N₂O do roztaveného amidu. Ostatní kovalentní azidy se připravují konverzí azidu sodného se solí kovu ve vodném roztoku. Jak jsme již uvedli, iontové azidy jsou poměrně stálé, kdežto kovalentní azidy těžkých kovů a amonia jsou explozivní. Azid olovnatý Pb(N₃)₂ se používá jako třaskavina k náplni rozbušek. Azidy kovů se rozpustností ve vodě i krystalickou strukturou podobají i obdobným chloridům. Soubor těchto sloučenin je dosti pestrý. Lze je (alespoň formálně) považovat za deriváty sloučenin dusíku s vodíkem. Dusík vytváří s kyslíkem pět poměrně stálých oxidů. Nabývá v nich kladných oxidačních stavů I až V. Oxid dusný N₂O je plynná látka. Jeho molekuly mají lineární tvar. Lze je připravit zahříváním krystalického NH₄NO₃:



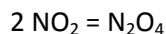
Není jedovatý, ale vdechován způsobuje zpočátku euforii a ve větší dávce působí jako narkotikum. Pro tyto vlastnosti se používá v lékařství. Acidobazicky je značně indiferentní, rozpouští se ve vodě, ale nepodléhá přitom žádné chemické reakci ani ionizaci. Látky s výraznou afinitou ke kyslíku jsou schopné oxidu dusnému kyslík odebrat a spalovat se v něm. Oxid dusnatý NO je bezbarvý plyn. Spinová interakce nepárových elektronů na jednotlivých molekulách NO způsobuje, že molekuly při nižších teplotách (po zkapalnění) částečně dimerují. Oxid dusnatý lze připravit redukcí středně koncentrované (asi 20%ní) kyseliny dusičné ušlechtilými kovy, např. mědí nebo rtuť:



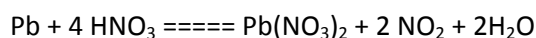
Průmyslově se NO (potřebný pro výrobu HNO₃) připravuje spalováním NH₃ za katalytického působení platiny nebo její slitiny s rhodiem. Acidobazické chování oxidu dusnatého k protickým rozpouštědlům je velmi nevýrazné (malá rozpustnost ve vodě, bez chemické reakce). Molekula NO poměrně snadno ztrácí nepárový elektron a mění se tak na nitrosylový kation NO⁺. Ten je izoelektronový s částicemi CO a CN⁻ a stejně jako ony může vystupovat v úloze ligandu. Vznikající vazba mezi středovým atomem a skupinou NO jako ligandem má charakter σ i π a bývá výsledkem současné donace a akceptace elektronového oblaku. Podle Lewisovy teorie kyselin a zásad je tedy částice NO současně kyselinou i zásadou. Samotný nitrosylový kation existuje i v některých svých solích, jež tvoří s anionty silných kyselin, např. NOHSO₄, NOClO₄, NO[BF₄]. Tyto soli se však snadno rozkládají vodou. Oxid dusnatý je schopen oxidace i redukce. Samovolně a spontánně podléhá oxidaci vzdušným kyslíkem na oxid dusičitý:



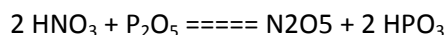
Redukcí silnými redukčními činidly jej lze převést na N_2O (působením SO_2), na hydroxylamin NH_2OH (působením solí chromnatých v kyselém prostředí) nebo na amoniak (chromnaté soli v neutrálním roztoku). Oxid dusičitý NO_2 má lomenou molekulu s jedním nepárovým elektronem. Vazebné poměry lze popsat hybridizací sp^2 na tomu N a zapojením orbitalu p_z atomu N do tvorby vazby π delokalizované po celé molekule. Nepárový elektron je umístěn na nevazebném orbitalu sp^2 dusíku. Za běžných podmínek je však NO_2 do jisté míry dimerován:



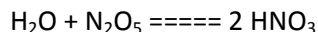
– C) je dimerace úplná. Monomer je zbarven hnědočerveně a je paramagnetický, dimer je bezbarvý a diamagnetický. Dimerace nastává spřažením nepárových elektronů v hybridním orbitalu sp^2 a vytvořením vazby N-N. Oxid dusičitý se tvoří z oxidu dusnatého účinkem vzdušného kyslíku. Vzniká též redukcí koncentrované kyseliny dusičné podle rovnice:



Oxid dusičitý je silně toxický, již velmi malé koncentrace ve vzduchu jsou nebezpečné. Oxid dusičný N_2O_5 patří mezi stálé oxidy dusíku. Za laboratorní teploty je to bezbarvá tuhá látka, teplem se rozkládá (i explozivně). Vazebná situace uvnitř plynných molekul N_2O_5 nebyla dosud průkazně objasněna. N_2O_5 lze připravit reakcí koncentrované HNO_3 se silnými dehydratačními činidly, jmenovitě oxidem fosforečným:

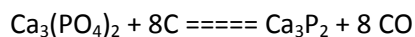


N_2O_5 je silně kyselý, s vodou poskytuje kyselinu dusičnou:



Binární sloučeniny fosforu

Do skupiny binárních sloučenin fosforu řadíme především fosfen PH_3 a difosfan P_2H_4 , tedy jeho dvě sloučeniny s vodíkem, fosfidy elektropozitivních prvků a dále oxidy fosforu a jeho halogenidy, např. chalkogenidy. Nejjednodušší sloučeninou fosforu s vodíkem je fosfen. Je to nízkomolekulární plynná látka tvořená molekulami PH_3 . Vazba v molekule i struktura molekuly jsou obdobné amoniaku, ale orbital s atomu P má na vazbě menší podíl a vazba P-H je méně pevná než vazba N-H; PH_3 je proto labilnější sloučenina. Fosfan je typický svými výraznými redukčními účinky. Ve vodném roztoku solí těžkých kovů sráží málo rozpustné fosfidy, ale současně dochází i k vyredukování elementárních kovů. Slabá bazicita fosfanu se projevuje tvorbou fosforových solí (analogie solí amonných). Fosfan je látka velmi reaktivní. Je toxický. Při vzniku fosfenu (zejména hydrolyzou fosfidů) se v malém množství tvoří i další sloučenina fosforu s vodíkem – difosfan P_2H_4 . Je to opět nízkomolekulární kapalná a samozápalná látka stejné struktury, jakou má hydrazin. Velmi věrohodně byla prokázána i existence dalších sloučenin fosforu s vodíkem, P_2H_2 , P_3H_5 , P_2H a snad i PH. Fosfidy se mohou připravovat reakcí kovů s elementárním fosforem za sníženého tlaku nebo v inertní atmosféře, redukcí fosforečnanů např. uhlíkem:

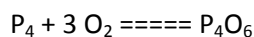


Podle vlastností je lze rozdělit na fosfidy, které se:

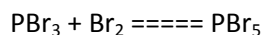
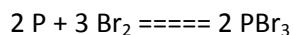
a.) vodou hydrolyzují za uvolnění fosfenu (fosfidy alkalických kovů, kovů alkalických zemin, Zn_3P_2 a AIP)

b.) vodou nehydrolyzují (fosfidy valné části přechodných kovů)

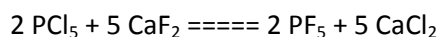
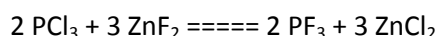
Do první skupiny se řadí fosfidy, jejichž struktura má polymerní kovalentní charakter s dosti výrazným podílem iontovosti ve vazbách. Do druhé skupiny patří fosfidy s převážně kovovým charakterem vazeb. Vesměs jsou fosfidy velmi málo těkavé, které dokonce i velmi málo chemicky reaktivní. Formálně jsou fosfidy solemi fosfenu; až na výjimky (např. NaH_2P) neexistují ve formě hydrogensolí. V důsledku malého rozdílu hodnot elektronegativity fosforu a kyslíku se všechny oxidy fosforu vyskytují ve formě převážně kovalentních molekul. Oxid fosforitý P_4O_6 je tvořen dimerními molekulami tetraedrického tvaru (atomy fosforu leží ve vrcholcích tetraedru). Je to bílá, snadno tající tuhá látka podobná vosku. Připraví se nejlépe tak, že se spaluje fosfor za regulovaného přísunu kyslíku (při jeho nadbytku by vznikl oxid fosforečný):



P_4O_6 je kyselý, s vodou poskytuje roztok kyseliny fosforité, popř. ve vodě za horka disproportionuje na fosfen a kyselinu fosforečnou. Velmi snadno se oxiduje na sloučeniny P^V . Oxid fosforečný P_4O_{10} je rovněž dimerní a je tvořen tetraedrickými molekulami se stejnou strukturou, jakou má P_4O_6 (v každé molekule jsou ovšem navíc přítomny 4 atomy kyslíku poutané na atomy fosforu). Interakce π mezi atomy P a koncovými atomy O je značná, lze hovořit o vzniku dvojně vazby $P=O$. Oxid fosforečný je bílá tuhá látka méně těkavá než P_4O_6 . Krystaluje v několika modifikacích. Připraví se spalováním fosforu v nadbytku kyslíku. P_4O_{10} je velmi kyselý, s vodou poskytuje kyselinu fosforečnou H_3PO_4 . Jeho afinita k vodě je mimořádně velká, proto se využívá jako velmi účinné sušící a dehydratační činidlo. Oxidačně-redukční vlastnosti má nevýrazné, může být redukován jen silnými redukčními činidly. Existuje i méně významný oxid fosforičitý P_2O_4 . Vzniká termickým rozkladem oxidu fosforitého. Má oligomerní charakter, v jeho struktuře jsou obsaženy strukturní motivy oxidu fosforitého a oxidu fosforečného. Běžné typy halogenidů fosforu jsou PY_3 a PY_5 . Mají kovalentní strukturu s hybridizací sp^3 (typ PY_3) a sp^3d (typ PY_5) na středovém atomu fosforu. U prvního typu mají molekuly pyramidální tvar (včetně nevazebného elektronového páru tetraedrický) a u druhého tvaru trigonálně dipyramidální. S výjimkou fluoridů lze halogenidy fosforu připravovat přímou syntézou z prvků:



Fluoridy se nejčastěji připravují výměnou halogenů:

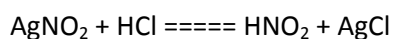


Halogenidy fosforité poskytují s vodou kyselinu fosforitou a halogenovodík. Halogenidy fosforečné hydrolyzují obdobně na kyselinu fosforečnou a halogenovodík. Mezistupni při hydrolyze halogenidů fosforitých i fosforečných jsou halogenid-oxidy typu POY (např. $POCl$) a POY_3 (např. $POCl_3$). Technický význam halogenidů fosforu obojího typu je značný. V organické syntéze se uplatňují jako halogenační

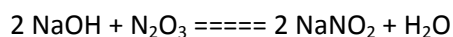
činnidla a významné jsou i některé jejich organické deriváty. Halogenidy typu P_2Y_4 mají strukturu odpovídající struktuře disfosfanu (jsou jeho halogenderiváty). Technický význam nemají.

Ternární kyslíkaté sloučeniny dusíku

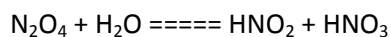
Z této skupiny sloučenin jsou nejvýznamnějšími látkami kyselina dusitá, kyselina dusičná, jejich soli a smíšené halogen-oxidy dusíku. Reakcí kyseliny dusité HNO_2 s hydroxylaminem NH_2OH lze připravit kyselinu didusnou $H_2N_2O_2$. Existuje v tuhém stavu (je však výbušná). Neutralizací kyseliny didusné nebo redukcí vodných roztoků dusitanů sodíkovým amalgámem lze připravit alkalické soli kyseliny didusné – didusnany. Daleko významnější kyslíkatou kyselinou dusíku je kyselina dusitá HNO_2 . Je to látka velmi nestálá, nelze ji připravit jako chemické individuum, rozkládá se i ve svém vodném roztoku. Její soli jsou však mnohem stálější. Zředěné roztoky HNO_2 lze připravit rozpouštěním N_2O_3 (resp. směsi NO a NO_2) ve vodě, popř. též vytěsněním kyseliny dusité z jejích solí silnější kyselinou:



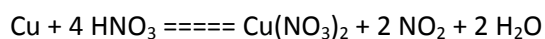
Kyselina dusitá je slabou kyselou. Poměrně snadno podléhá oxidaci i redukcí. Obdobné vlastnosti mají i její soli – dusitany. Dusitanový anion má lomenou strukturu, je izoelektronový s molekulou ozonu. Dusitany alkalických kovů lze připravit buď rozpouštěním N_2O_3 (resp. směsi NO a NO_2) ve vodném roztoku hydroxidů alkalických kovů:



Dusitany jsou látky technicky velmi významné. Nejběžnější kyslíkatou kyselinou dusíku je kyselina dusičná HNO_3 . Vzniká rozpouštěním oxidu dusičitého ve vodě:



Současně vznikající HNO_2 lze z roztoku odstraňovat zahříváním, popř. lze absorpci N_2O_4 ve vodě uskutečnit v podmínkách, kdy přímo dochází k reakci. Kyselinu dusičnou lze též získat vytěsněním z jejích solí – dusičnanů. Kyselina dusičná je silná kyselina. Koncentrovaná HNO_3 má výrazné oxidační účinky. V koncentrované kyselině dusičné se rozpouští většina kovů (nerozpouští se pouze Au , Pt , Rh , Ir , Nb , Ta ; některé další kovy – Al , Fe , Cr – se pasivují). Ve zředěných roztocích kyseliny při redukcí neušlechtilým kovem se dusík v molekule HNO_3 (v oxidačním stavu V) může redukovat až na dusík v záporném oxidačním stavu. Soli kyseliny dusičné – dusičnany – lze získat reakcí kyseliny s kovy, oxidy kovů a uhličitany či hydroxidy kovů, např.:

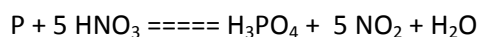


Dusičnanový anion má planárně trigonální strukturu (hybridizace SP^2 na atomu N) s delokalizovanou vazbou π , na níž se podílejí orbitály p_z atomu N a všech tří atomů O . Kyselina dusičná i dusičnany patří mezi technicky nejdůležitější anorganické sloučeniny. Zvláštní význam má kyselina dusičná i v organických technologiích. Zejména se využívá její směs s H_2SO_4 jako tzv. „nitrační směs“. Od obou kyslíkatých kyselin dusíku se odvozují též peroxokyseliny – kyselina peroxodusitá ($HNOO_2$) a kyselina peroxodusičná HNO_4 . Existují též amidy kyselin dusíku, např. amid kyseliny dusičné (nitramid) NH_2NO_2 . Všechny tyto látky jsou však málo stálé a nemají větší technický význam. Halogenid-oxidy dusíku lze považovat za halogenidy kyslíkatých kyselin dusíku. V jejich nomenklatuře se k této

skutečnosti obvykle nepřihlíží a označují se jako halogenidy nitrosylu (NOY) a halogenidy nitrylu (NO₂Y). Chlorid nitrosylu se tvoří ve směsi koncentrovaných kyselin HCl a HNO₃ (objemový poměr 3 : 1 – lučavka královská) a spolu se vznikajícím chlorem je příčinou extrémních oxidačních vlastností této směsi.

Ternární kyslíkaté sloučeniny fosforu

Do této skupiny se řadí především všechny všechny kyslíkaté kyseliny fosforu, jejich soli a dusíkaté deriváty i halogenderiváty všech těchto sloučenin. Z elektronových strukturních vzorců kyselin je zřejmé, že σ -vaznost atomů fosforu ve všech těchto sloučeninách je rovna čtyřem. Koordinace atomů fosforu je proto vždy tetraedrická (tetraedr je vlivem neekvivalentnosti koordinujících atomů obvykle deformován). Vazby P-H nebo vazby fosforu s nekoncevým atomem kyslíku jsou v podstatě jednoduché (bez interakce π), vazby fosforu s koncevým atomem kyslíku mají zřetelnou interakci π . Kyselina fosforová je jednosytnou kyselinou, a tvoří proto jednu řadu solí. Patří mezi středně silné kyseliny. Její sodná sůl – fosforan sodný – vzniká disproportionací bílého fosforu v roztoku NaOH. Volnou kyselinu fosforovou lze z fosforanů získat vytěsněním kyselinou sírovou a připravit ji i v krystalické formě. Kyselina i její soli jsou mimořádně účinná redukovačla. Snadno redukují ve vodných roztocích soli některých kovů na elementární kov. Kyselina fosforitá je dvojsytná kyselina. Tvoří dvě řady solí a patří mezi středně silné kyseliny. Kyselina fosforitá se připraví reakcí oxidu fosforitého s vodou, popř. hydrolýzou halogenidů fosforitých, např. chloridu fosforitého. Lze ji též připravit vytěsněním z jejích solí – fosforitanů. Je stálá i ve formě chemického individua jako bílá hygroskopická látka. Kyselina i její soli mají silné redukční účinky. Fosforitany mnohých přechodných kovů jsou ve vodě nerozpustné. Reakcí kyseliny fosforité s halogenidy fosforitými lze připravit kyselinu difosforitou. K tvorbě solí kyseliny difosforité vede dehydratace NaH₂PO₃. Reakcí P₄O₁₀ se stechiometrickým množstvím vody (ale též dehydratací kyseliny trihydrogenfosforečné) vzniká oligomerní hydrogenfosforečná (HPO₃)_n. Tato látka je pravděpodobně z převážné části tvořena dimerními a tetramerními molekulami (HPO₃)₃ a (HPO₃)₄ s cyklickou strukturou nebo strukturou lineární. Technicky významné jsou sodné soli této kyseliny. Běžně existují v ještě vyšším polymeračním stupni (n = 20 až 500). Tyto látky mají charakter skel, jsou však rozpustné ve vodě a vysokomolekulární polymerní anionty jsou schopné poutat chelátovou vazbou kationty některých kovů. Vznikající sloučeniny mají koloidní povahu. Proto se polymerní fosforečnany (tzv. metafosforečnany) používají při úpravě vody (k jejímu změkčování), k rozpouštění kotelního kamene, korozních úsad apod. Hydratace oligomerní kyseliny hydrogenfosforečné vede k tvorbě monomerní kyseliny trihydrogenfosforečné. Tuto kyselinu lze též připravit oxidací červeného fosforu kyselinou dusičnou:



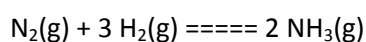
H₃PO₄ je středně silná kyselina, velice stálá. Snadno tvoří soli a estery, ale jinak je nereaktivní a nemá oxidační účinky. Koordinace atomů P čtyřmi atomy O je přibližně tetraedrická. Je to trojsytná kyselina, vytvářející tři řady solí. Soli vzniklé úplnou neutralizací kyseliny – fosforečnany jsou většinou málo rozpustné. Hydrogenfosforečnany a dihydrogenfosforečnany jsou naopak rozpustnější. Fosforečnany jsou velmi důležitá průmyslová hnojiva, zejména rozpustné fosforečnany. Příprava některých fosforečných hnojiv spočívá v převedení nerozpustných fosforečnanů (jaké se těží z přírodních zdrojů) na fosforečnany rozpustnější. Volná kyselina trihydrogenfosforečná se uplatňuje

těž v některých anorganických technologiích, je součástí odrezovacích směsí, leptadel apod. Stejně, jako je tomu u kyselin síry, dusíku a některých dalších prvků, existují i u kyselin fosforu – především u kyseliny trihydrogenfosforečné – deriváty, které formálně vznikají tak, že její skupiny OH^- nebo O^{2-} se nahrazují skupinami NH_2^- , NH^{2-} , N^{3-} , S^{2-} , O_2^{2-} a Y ($\text{Y} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$), popř. i některými dalšími. Vznikají tak amidy, imidy či nitridy fosforečných kyselin, jejich thioderiváty, peroxokyseliny nebo halogenokyseliny. Některé z těchto látek našly významné použití v chemické praxi. K nejdůležitějším patří:

- a.) estery kyselin fluorofosforečných, jež jsou látkami biologicky velmi aktivními
- b.) fluorofosforečnany některých kovů, jež jsou ve velmi čisté formě po aktivaci stopami některých kovů významnými luminiscenčními materiály, vznikají např. reakcí chloridu fosforečného s fluoridy kovů.
- c.) halogenid-oxidy fosforečné POY_3 ($\text{Y} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$), uplatňující se v organické syntéze jako halogenační nebo kondenzační činidlo
- d.) heteropolyfosforečné kyseliny a jejich soli, jež mají uplatnění především v analytické chemii.

Výroba a použití technicky významných sloučenin dusíku

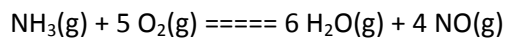
Elementární dusík se uplatňuje jako ochranný plyn při některých výroбах. Zkapalněný slouží též k chlazení na velmi nízké teploty. Elementární dusík je surovinovou základnou pro výrobu většiny jeho sloučenin. Další přírodní zdroj používaný k přípravě rozličných sloučenin dusíku, chilský ledek NaNO_3 , je dnes již málo významný. Podružným zdrojem amoniaku jsou čpavkové vody získávané při suché destilaci uhlí v koksárnách a plynárnách. K technicky významným sloučeninám dusíku patří kyselina dusičná, amoniak, dusičnany, dusitany, některé oxidy dusíku a mnoho dalších látek. Významné jsou též NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ a NaNO_3 jako složky průmyslově vyráběných hnojiv. Převážná část amoniaku se vyrábí katalyzovanou tlakovou syntézou z prvků:



Reakce je exotermická a probíhá s objemovou kontrakcí. Její rovnováha se výrazně posouvá doprava zvýšením tlaku a snížením teploty. Při výrobě se proto pracuje v podstatě za těchto podmínek,

C. Katalyzátorem je

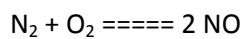
elementární železo (modifikace γ) aktivované přítomností Fe_3O_4 , Al_2O_3 , K_2O a CaO . Dusík pro syntézu se získává frakční destilací zkapalněného vzduchu, vodík nejčastěji z vodního plynu. Méně významným způsobem výroby amoniaku je jeho uvolňování z čpavkových vod (koksárenských a plynárenských) účinkem $\text{Ca}(\text{OH})_2$ nebo jiné silné zásady. Amoniak se buď zkapalňuje a přechovává se v ocelových tlakových nádobách, nebo se rozpouští ve vodě za vzniku roztoku „hydroxidu amonného“. Z amoniaku se vyrábí HNO_3 . Další použití má při výrobě amonných solí (hnojiva) a je též výchozí látkou pro výrobu různých jiných sloučenin dusíku. Mimoto slouží jako chladicí kapalina. Velké množství amoniaku spotřebuje organická syntéza (neutralizace, výroba močoviny, aminoplastů aj.) i metalurgie (nitridace kovů). Kapalný amoniak se užívá i jako hnojivo. Dnes je již prakticky jediným zdrojem kyseliny dusičné výrobní proces, při němž se plynný amoniak katalyticky spaluje ve směsi se vzduchem na oxid dusnatý:



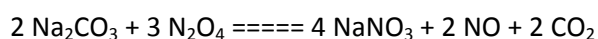
C a vzniklá plynná reakční směs se musí rychle chladit, aby nedocházelo k rozpadu NO na dusík a kyslík. Vzniklý NO se pak samovolně oxiduje dalším vzduchem na N_2O_4 , který reaguje s vodou. Vzniklá nežádoucí kyselina dusitá se za podmínek výroby rozkládá:



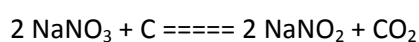
Uvolňující se NO je recyklován a znovu oxidován na N_2O_4 . Jednotlivé způsoby výroby HNO_3 se liší v konkrétním postupu použitém při absorpci oxidů dusíku ve vodě. Uvedeným způsobem se produkuje roztok HNO_3 o koncentraci 50 až 60 %. Ten může být dále zahuštěn destilací na 68,4%ní azeotropickou směs. Dýmavá kyselina dusičná (asi 98%ní) se obvykle připravuje tak, že se kapalný N_2O_4 za přítomnosti O_2 a pod tlakem rozpouští v horké zředěné kyselině dusičné. Výroba HNO_3 jejím uvolněním z chilského ledku ztratila již původní význam a téměř se neužívá. Právě tak se upustilo od pokusů o zavedení výroby HNO_3 založené na přípravě oxidů dusíku ze vzduchu přímou reakcí:



Reakci lze v omezené míře uskutečnit tím, že se vzduch vede elektrickým obloukem a reakční směs se extrémně rychle ochlazuje. Proces je mimořádně náročný na spotřebu elektrické energie, a v důsledku toho neekonomický. Kyselina dusičná je jednou ze základních chemikálií v chemickém průmyslu. Uplatňuje se v řadě velkokapacitních technologií anorganických (výroba hnojiv, kyseliny sírové, kyseliny fosforečné aj.) i organických (výbušniny, plasty, léčiva, barviva, laky atd.). Využívá se především její schopnosti tvořit soli, oxidovat a nitrovat. Ve velkém se vyrábí NH_4NO_3 , NaNO_3 a $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Dusičnan amonný NH_4NO_3 se vyrábí prostou neutralizací kyseliny dusičné amoniakem. Je významným průmyslovým hnojivem. Používá se též jako bezpečnostní trhavina. Uplatnění má i v anorganické technologii (výroba N_2O aj.). Dusičnan sodný NaNO_3 se vyrábí neutralizací zbytkových nerosných plynů při výrobě HNO_3 nebo směsi oxidů dusíku uvolňované při oxidačním a nitračním působení HNO_3 . K neutralizaci se používá roztok uhličitanu sodného:



Dusičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ vzniká při výrobě HNO_3 absorpcí nerosných plynů v suspenzi $\text{Ca}(\text{OH})_2$, popř. se vyrábí rozpouštěním oxidu vápenatého v kyselině dusičné. NaNO_3 i $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ jsou významná dusíkatá hnojiva. Významné oxidy dusíku jsou NO, N_2O_4 a N_2O . Prvé dva se získávají katalytickým spalováním amoniaku při výrobě HNO_3 . Jejich směsi vznikají při oxidačním a nitračním působení HNO_3 na některé látky. Jsou významným meziproduktem při výrobě HNO_3 a slouží i jako katalyzátory ve výrobě H_2SO_4 nitrosním způsobem, N_2O_4 se používá jako oxidující komponenta raketových paliv. Oxid dusný je vyráběn tepelným rozkladem NH_4NO_3 . Užívá se zejména jako anestetikum (rajský plyn), dále v anorganické syntéze (výroba NaN_3) a v potravinářství. Dusitany získáváme převážně redukcí tavenin dusičnanů uhlíkem nebo olovem:

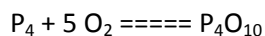


V roztoku lze dusičnany redukovat sodíkovým nebo zinkovým amalgámem. Dusitany mají velký význam v organické syntéze (výroba azobarviv, léčiv aj.), v textilním průmyslu a při některých anorganických syntézách. Hydrazin N_2H_4 se vyrábí oxidací amoniaku chlornanem sodným. Dnes se

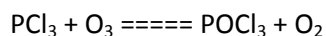
hydrazin získává převážně reakcí chloru a amoniaku v prostředí kapalných ketonů. Vzniklý substituovaný diazolidin se hydrolýzou převádí na výchozí keton a hydrazin. Hydrazin má technické použití jako výrazné redukční činidlo, uplatňuje se ve farmaceutickém a barvářském průmyslu a při výrobě plastů a výbušnin. Význam má i jako raketové palivo. Hydroxylamin NH_2OH se běžně připravuje katodickou redukcí roztoku HNO_3 ve zředěné kyselině sírové. Největší množství NH_2OH se spotřebovává při výrobě polyamidů; mimoto se hydroxylamin užívá též jako redukční činidlo, dále při vybarvování tkanin apod. Amid sodný NaNH_2 se vyrábí reakcí plynného amoniaku s roztaveným sodíkem. Obdobně se připravují amidy dalších alkalických kovů. Uplatnění našel především v organické syntéze a při výrobě kyanidu sodného.

Výroba a použití technicky významných sloučenin fosforu

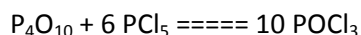
Přírodním zdrojem fosforu a jeho sloučenin jsou téměř výhradně apatity. Zpracovávají se na elementární fosfor redukcí uhlíkem v elektrické peci. Mimoto lze přímo rozkládat přírodní fosforečnany účinkem H_2SO_4 za vzniku technické kyseliny fosforečné nebo fosforečných hnojiv. Elementární fosfor má přímé použití především v hutním průmyslu, při výrobě zápalek a též v organické syntéze. Je mezi produktem při přípravě P_4O_{10} , při výrobě čisté H_3PO_4 a některých dalších sloučenin. P_4O_{10} vzniká a vyrábí se spalováním bílého fosforu v nadbytku vzduchu:



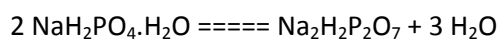
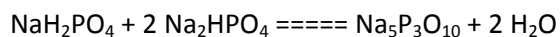
Je meziproduktem při výrobě H_3PO_4 , fosforečnanů a POCl_3 . Pro svou extrémně velkou afinitu k vodě se používá k sušení plynů nebo tuhých látek. Uplatňuje se též při výrobě organických derivátů kyseliny fosforečné a v dalších organických technologiích. PCl_3 , PCl_5 , POCl_3 a P_4S_{10} se vyrábějí přímou syntézou z prvků, nejčastěji za použití červeného fosforu. Pouze POCl_3 vzniká buď reakcí PCl_3 s ozonem:



nebo též reakcí:



PCl_3 , PCl_5 a POCl_3 jsou významná chlorační činidla, uplatňují se v organické syntéze a v průmyslu barviv. P_4S_{10} je využíván jako výchozí látka při syntéze řady insekticidů, fungicidů a speciálních maziv. Výroba fosforanů je založena na disproportionaci bílého fosforu v roztocích hydroxidů alkalických kovů. Redukčních vlastností fosforanů využívá anorganická i organická syntéza. Fosforany jsou též součástí elektrolytických lázní, sloužících k bezproudovému pokovování součástek a výrobků (elektrotechnický průmysl, výroba bižuterie). Fosforečnany se nejčastěji vyrábějí neutralizací kyseliny fosforečné H_3PO_4 oxidy, hydroxidy nebo uhličitany kovů. Vzniklé fosforečnany obsahují monomerní anionty. Termické zpracování např. hydrogenfosforečnanů vede ke vzniku kondenzovaných fosforečnanů s polyjadernými anionty:



Fosforečná hnojiva se vyrábějí působením kyseliny sírové na apatit. Chemickou podstatou děje ke převedení nerozpustného fosforečnanu na hydrogenfosforečnan, dihydrogenfosforečnan nebo volnou kyselinu fosforečnou. Tyto více či méně rozpustné látky jsou již asimilovatelné rostlinami. Stejného efektu lze dosáhnout, působí-li se na apatit technickou kyselinou fosforečnou, kyselinou dusičnou, kyselinou chlorovodíkovou nebo i vodným roztokem oxidu siřičitého. Mimoto lze apatit (zejména fluoroapatit) zpracovávat účinkem vodní páry za vysokých teplot, popř. působením par P_4O_{10} na tzv. termické fosforečnany a kondenzované fosforečnany, jež sice nejsou rozpustné, ale přesto je rostliny dovedou asimilovat při zvolna probíhající hydrolýze v půdách vhodného složení. Též řada průmyslových odpadních látek s obsahem fosforu má uplatnění jako fosforečná hnojiva. Kyselina fosforečná se v zásadě vyrábí dvojitým způsobem. Takzvaná „termická“ kyselina fosforečná se získává tak, že se bílý fosfor spaluje v grafitové komoře a vzniklý oxid fosforečný se hydratuje vodou. Tato kyselina se vyznačuje poměrně velkou čistotou. Naproti tomu tzv. „extrakční“ kyselina fosforečná je získávána přímo z přírodních fosforečnanů jejich rozkladem kyselinami (nejčastěji kyselinou sírovou, ale i kyselinou chlorovodíkovou nebo kyselinou dusičnou). Podle volby technologie vzniká buď bezvodý síran vápenatý, nebo hemihydrát či dihydrát síranu vápenatého. Extrakční kyselina fosforečná obsahuje značné množství nečistot a pro náročnější použití se musí čistit. Kyselina fosforečná má rozsáhlé upotřebení při povrchové úpravě kovů, jako složka odrezovacích lázní, v potravinářském průmyslu a v zemědělství, jako složka krmných směsí a zejména pak při výrobě fosforečných a vícesložkových tuhých i kapalných hnojiv. Dále se používá při výrobě technicky významných fosforečnanů, v organické syntéze (nejčastěji po převedení na oligomerní kyseliny fosforečné), v textilním, farmaceutickém a sklářském průmyslu a v keramice.