

Fosfor $_{15}\text{P}$ (Phosphorus)

Základné charakteristiky:

Fosfor bol objavený v roku 1674 alchymistom H. Brandom, ktorý ho destiloval odparením moču. V roku 1770 J. G. Ghan zistil, že fosfor sa nachádza v kostiach. Za prvok ho vyhlásil A. L. Lavoisier.

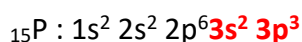
Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Teplota topenia/ $^{\circ}\text{C}$	Hustota/ $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$	Oxidačné číslo
P	Fosfor	15	$[\text{He}]3s^23p^3$	2,2	30,974	44,1 (b) 585–600 (č)	1,828 (b) 2,0–2,4 (č) 2,69 (čie)	od -III po V

b – biely fosfor, č – červený fosfor, čie – čierny fosfor

Umiestnenie v PSP:

nachádza sa v V. A (15.) skupine, na valenčnej sfére má 5 elektrónov; v tretej perióde - valenčnou vrstvou je tretia elektrónová vrstva

Elektrónová konfigurácia:



Do oktetu mu chýbajú tri elektróny, ale prijatie troch elektrónov je energeticky náročné preto vznikajú fosfidové anióny P^{3-} len zriedkavo, častejšie má kladné oxidačné čísla. V zlúčeninách tvorí kovalentné väzby.

Výskyt:

V prírode sa nenachádza v elementárnom stave, ale len v podobe zlúčenín, najčastejšie fosforečnanov (prednostne vo forme vápenatých fosforečnanov)

Najznámejšie minerály:



fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý

Niektoré fosforečné ložiská vznikli v prírode z organických látok, napr. z pancierov rakov, lastúr, kostí a výkalov vtákov, netopierov, tuleňov - ako napr. fosforečno - dusíkaté hnojivo guáno.

Fosfor je **biogénny** prvok.

Fosforečnany sa vyskytujú aj v pôde a sú prijímané rastlinami, rastlinnou stravou ich získavajú živočíchy. Živočíšne telo využíva fosfor na stavbu kostí, zubov, pomáha udržiavať pH krvi. V rastlinách je fosfor viazaný v bielkovinách semien, u živočíchov v mozgu vo forme zlúčeniny

cholín, v krvi, obsahujú ho vlasy a nechty, nachádza sa aj v mlieku a vaječnom žĺtku. Fosfor je súčasťou nukleových kyselín, **ATP**, fosfolipidov a podobne.

Fyzikálne a chemické vlastnosti fosforu

Fosfor sa vyskytuje v troch hlavných alotropických modifikáciách ako biely, červený a čierny. Vzájomne sa líšia svojimi fyzikálnymi a chemickými vlastnosťami.

Alotropické modifikácie fosforu:

Biely fosfor P_4

- je toxický – letálna = smrteľná dávka je 150 mg, je zložený z molekúl P_4 v tvare pravidelného tetraédra (štvorstenu).

Je to biela (až nažltlá) pevná látka, veľmi reaktívna, ktorá sa zlučuje s kyslíkom, aj so vzdušným - fosfor sa na vzduchu zapáli (teplota 40-50 °C), preto sa skladuje vo vode. Dobro sa rozpúšťa v rozpúšťadlách ako CS_2 (sírouhlík) alebo PCl_3 . Vo vode sa nerozpúšťa. Zlučuje sa s halogénmi, sírou aj s kovmi, na vlhkom vzduchu svetielkuje. Pri laboratórnej teplote je mäkký a dá sa krájať nožom.

Červený fosfor P_n

- jeho molekuly majú reťazovú štruktúru, zloženú z molekúl P_n .

Vzniká zahrievaním bieleho fosforu pod inertným plynom. Má komplikovanejšiu štruktúru ako biely fosfor, z čoho vyplývajú odlišné fyzikálne vlastnosti. Je to pevná látka tmavočervenej farby, nesvetielkuje. Nie je rozpustný v CS_2 , nie je jedovatý. Je menej reaktívny ako biely fosfor. Je hygroskopický (pohlcuje vlhkosť).

Čierny fosfor P_n

- má polymérnu štruktúrou, zloženú z molekúl P_n .

Pripravuje sa z bieleho fosforu pri vysokej teplote a tlaku. Pri tomto procese vzniká čierna lesklá kryštalická látka kovového vzhľadu, ktorá dobre vedie elektrický prúd a má dobrú tepelnú vodivosť. Je najstabilnejší a najmenej reaktívny.

Výroba fosforu:

- redukciou fosforečnanov fosforitu, apatitu koksom (uhlíkom).

Použitie fosforu:

Fosfor sa používa na výrobu kyseliny fosforečnej, fosfátov atď. Je súčasťou zliatin.

Červený fosfor sa používa na výrobu zápalek a pyrotechnických výrobkov, v zmesi so skleneným prachom a oxidom manganičitým alebo oxidom železitým sa nanáša na škrátka – plochu zápalkovej škatuľky, kde sa škrtá zápalka.

Biely fosfor sa používa na ničenie hlodavcov a je súčasťou zápalných bômb.

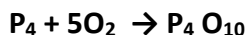
Vďaka schopnosti samovznietenia sa biely fosfor využíva ako iniciátor v bojovej látke Napalm (želatinizovaný benzín).

Významné zlúčeniny fosforu:

Oxid fosforečný P_2O_5 - biela látka, svojím vzhľadom podobná snehu. Je veľmi hygroskopická, má silné dehydratačné vlastnosti, preto slúži ako vysušovadlo.

Po osvetlení zelenkasto svetielkuje. Je východiskovou látkou výroby ďalších zlúčenín fosforu.

Vyrába sa spaľovaním fosforu v nadbytku suchého vzduchu:



Tvorí **dimérne** molekuly P_4O_{10} . S vodou reaguje za vzniku kyseliny trihydrogénfosforečnej:



Kyselina trihydrogénfosforečná H_3PO_4 a jej soli

Je to trojsýtna, stredne silná kyselina, nie je jedovatá a zúčastňuje sa na stavbe kostí. Vytvára kryštály, vo vode sa veľmi dobre rozpúšťa. Používa sa vo farmaceutickom, potravinárskom priemysle - pri výrobe nealkoholických nápojov (označenie E338, napríklad Coca-Cola), pri výrobe priemyselných hnojív, liečiv, pracích prostriedkov.

Väčšina kovov sa v nej nerozpúšťa, na ich povrchu sa tvorí ochranná vrstvička nerozpustných fosforečnanov, čo sa využíva na antikoróziu povrchovú úpravu kovov, tzv. fosfátovanie.

S kovmi vytvára tri druhy solí:

Dihydrogénfosforečnany $M^x(H_2PO_4)_x$

Hydrogénfosforečnany $M^{x_2}(HPO_4)_x$

Fosforečnany $M^{x_3}(PO_4)_x$

Dihydrogénfosforečnany sú vo vode rozpustné, hydrogénfosforečnany a fosforečnany sú vo vode rozpustné len ako soli alkalických kovov.

Význam a využitie fosforečnanov:

životne dôležité pre všetky organizmy, napr. kosti a zuby – obsahujú veľa fosforečnanu vápenatého; vyrábajú sa z nich bioaktívne materiály – vhodné na implantáty; používajú sa *ako zmäkčovadlo vody* - pridávajú sa do mnohých pracích práškov, ale pre životné prostredie sú záťažou, pretože zapríčiňujú napr. prudký rast rastlín, vo vode najmä rias a narúšajú tak biologickú rovnováhu; využívajú sa ako pesticídy a dôležité fosforečné minerálne hnojivá (superfosfát = zmes dihydrogénfosforečnanu vápenatého a dihydrátu síranu vápenatého).

ďalšie informácie o fosfore nájdete:

<https://eluc.kr-olomoucky.cz/verejne/lekce/2336>