

**ELEMENTI 15.(Va) GRUPE PSE****OPŠTE KARAKTERISTIKE**

- ✓ Elementi 15. (Va) grupe PSE su veoma bitni za živi svet.
- ✓ U ovu grupu spadaju nemetali: **azot** i **fosfor**, metaloidi **arsen** i **antimon** i metal **bizmut**.

azot	7	<b>N</b>	$1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^3}$
fosfor	15	<b>P</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2} \underline{3p^3}$
arsen	33	<b>As</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^3}$
antimon	51	<b>Sb</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \underline{5s^2} 4d^{10} \underline{5p^3}$
bizmut	83	<b>Bi</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 \underline{6s^2} 4f^{14} 5d^{10} \underline{6p^3}$

- ✓ Zajednička konfiguracija za elemente ove grupe je **ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup>**, za sve elemente što znači da imaju 3 nesparena elektrona u p-orbitalama koje su normalne jedna na drugu.
- ✓ Od svih elemenata 15. grupe, **azot** je jedini koji se javlja u obliku 2-atomnog molekula u kojem su atomi azota vezani trostrukom nepolarnom kovalentnom vezom. Ostali elementi ove grupe (osim bizmuta) grade četvoroatomne molekule tetraedarske strukture.
- ✓ Ti molekuli su nestabilni, ali su stabilne njihove alotropske modifikacije, koje su lančaste (kod fosfora) i slojevite (kod arsena, antimona i bizmuta) strukture.
- ✓ Za ove elemente je karakteristično, da unutar grupe opada nemetalni karakter, a raste metalni karakter. azot i fosfor su izraziti nemetali, arsen i antimon su metaloidi, a bizmut je metal.
- ✓ Sa povećanjem atomskog broja i atomskog radijusa opada elektronegativnost, energija jonizacije, a povećava se bazni karakter u grupi.
- ✓ U grupi raste temperatura topljenja i ključanja.
- ✓ Zbog svoje elektronske konfiguracije grade jedinjenja sa oksidacionim brojem od -3 do +5.
- ✓ U prirodi, fosfor je rasprostranjeniji od azota, ali se nalazi u vidu jedinjenja, jer je zbog svoje strukture molekula mnogo reaktivniji od azota.
- ✓ Arsen, antimon i bizmut ređe se nalaze u prirodi u elementarnom stanju. Najčešće se javljaju u obliku sulfidnih ruda, iz kojih se dobijaju prženjem, a zatim redukcijom nastalog oksida.
- ✓ Arsen i antimon koriste se za izradu legura sa olovom, zbog poboljšanja tvrdoće.
- ✓ Bizmut je sastojak legura sa niskim temperaturama koje se koriste za izradu električnih osigurača i specijalnih termometara u nuklearnoj tehnici.

## AZOT

✓ **Nalaženje u prirodi:**

- Javlja se u vidu dvoatomnog molekula N<sub>2</sub>.
- Nalazi se u elementarnom stanju u vazduhu (78%) i u obliku jedinjenja NaNO<sub>3</sub> – čilska šalitra i u proteinima.

✓ **Dobijanje:**

- Industrijski se dobija frakcionom destilacijom tečnog vazduha.
- Laboratorijski se dobija zagrevanjem amonijum-hlorida i natrijum-nitrita:



✓ **Fizičke osobine:**

- Azot je gas bez boje , mirisa i ukusa, lakši je od vazduha.
- Ne gori i ne potpomaže gorenje.

✓ **Hemijske osobine:**

- Reaguje sa vodonikom, kiseonikom pa gradi hidride, okside, kiseline i soli.

✓ **Primena:**

- Upotrebljava se kao nejjefitiji inertan gas; za punjenje sijalica i ambalaža prehrambenih proizvoda (čips).
- U tečnom stanju, koristi se za dobijanje niskih temperatura (medicina), za pripremanje sladoleda (prehrambena industrija).
- Koristi se za sintezu amonijaka, spada u biogene elemente.

**JEDINJENJA AZOTA****1. Amonijak NH<sub>3</sub>**

- Dobijanje: Zagrevanjem smeše čvrstog amonijum-hlorida i kalcijum-oksida:



Industrijski se dobija direktnom sintezom iz elemenata:



- Osobine: gas bez boje, karakterističnog oštrog mirisa, izaziva suze. Rastvara se u vodi, a sa kiselinama gradi amonijum-soli:



- Primena: Amonijak se upotrebljava za dobijanje azotne kiseline, nitrata, kao i pri proizvodnji natrijum-karbonata (Solvejev postupak). Tečan amonijak se koristi kao rashladno sredstvo.
- Najznačajnije amonijumove soli, sulfati i nitrati, upotrebljavaju se kao veštačka đubriva.

**2. Oksidi azota****a) Azot (I) oksid, N<sub>2</sub>O**

- Dobijanje: Zagrevanjem amonijum-nitrata.
- Osobine: gas bez boje i mirisa, slatkog ukusa, slabo rastvoran u vodi, manje otrovan od ostalih oksida; neutralan oksid; pri višim temperaturama deluje kao oksidaciono sredstvo, pri čemu se redukuje do elementarnog azota:



- Primena: Koristi se kao lokalni anestetik, dok se u velikoj koncentraciji koristi za opštu anesteziju. Zove se i gas smejavac, jer izaziva veselo raspoloženje.

**b) Azot (II) oksid, NO**

- Dobijanje: industrijski se dobija katalitičkom oksidacijom amonijaka:



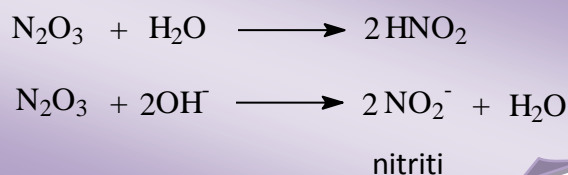
- Osobine: bezbojan, veoma otrovan, u vodi rastvoran gas, neutralan gas, reaguje sa kiseonikom i ugljenikom:



- Primena: Koristi se za dobijanje ostalih oksida azota; za dobijanje azotne kiseline.

c) **Azot (III) oksid, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

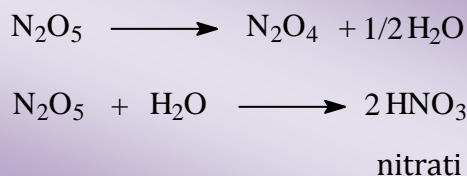
- **Osobine:** čvrsta supstanca tamno plave boje. Spada u kisele okside jer rastvaranjem u vodi nastaje azotasta kiselina, a rastvaranjem u bazama odgovarajući nitriti:

d) **Azot (IV) oksid, NO<sub>2</sub>**

- **Dobijanje:** industrijski se dobija oksidacijom azot(II)-oksida sa kiseonikom iz vazduha.
- **Osobine:** gas crveno-smeđe boje, karakterističnog mirisa, otrovnog dejstva, kiseo oksid, dobro rastvoran u vodi i gradi smešu azotaste i azotne kiseline (primena).

e) **Azot (V) oksid, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

- **Dobijanje:** nastaje dehidratacijom azotne (nitratne) kiseline.
- **Osobine:** bezbojna čvrsta supstanca koja otpušta kiseonik i razlaže na azot-tetroksid, spada u kisele okside jer sa vodom reaguje dajući azotnu nitratnu kiselinu:

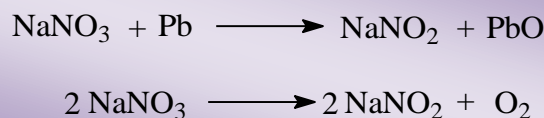
3. **Kiseline azota**a) **Azotasta (nitritna) kiselina, HNO<sub>2</sub>**

- **Dobijanje:** nastaje rastvaranjem azot (III)-oksida u vodi:



- **Osobine:** slaba kiselina, postoji samo u vodenim rastvorima; nepostojana je, može poslužiti i kao oksidaciono i redukciono sredstvo.

Soli azotaste kiseline, **nitriti**, mogu se dobiti iz nitrata redukcijom ili zagrevanjem nitrata iznad temperature topljenja.



Svi nitriti (osim AgNO<sub>2</sub>) su rastvorni u vodi. Vodeni rastvori nitrita su takođe nestabilni, deluju bazno:



**b) Azotna (nitratna) kiselina, HNO<sub>3</sub>**

- Dobijanje: zagrevanjem natrijum-nitrata sa koncentrovanom sumpornom kiselinom izdvajaju se pare azotne kiseline.
- Osobine: bezbojna tečnost oštrog mirisa. Razlaže se na O<sub>2</sub> i NO<sub>2</sub>:



- Azotna kiselina masenog udela 100% može se dobiti, ali nije stabilna. Ovu kiselinom nazivamo pušljivom azotnom kiselinom. Ova kiselina je jaka, rastvara skoro sve metale, pa čak i bakar (koji ima pozitivniji redoks-potencijal od vodonika):



- Primena: spada u najvažnije industrijske kiseline. Koristi se za dobijanje veštačkih đubriva, ali i za dobijanje eksploziva (nitroglicerina, TNT).
- Soli nitratne kiseline nazivaju se **nitрати**. Rastvorljivi su u vodi, ali ih ima malo u prirodi. Izuzetak je čilska šalitra, NaNO<sub>3</sub>, a koristi se kao veštačko đubrivo. Na povišenoj temperaturi otpuštaju kiseonik:



## FOSFOR

✓ **Nalaženje u prirodi:**

- Nalazi se samo u obliku jedinjenja fosforit  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , u proteinima i drugim jedinjenjima i u vidu jedinjenja  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (60% kostiju).

✓ **Dobijanje:**

- Dobija se iz fosforita redukcijom sa ugljenikom, uz prisustvo silicijum (IV)-oksida:



✓ **Fizičke osobine:**

- Javlja se u vidu dve alotropske modifikacije: beli i crveni fosfor.
- Beli fosfor se čuva pod vodom, rastvara se u  $\text{CS}_2$ , u tami svetluca, veoma je otrovan, u dodiru sa kožom stvara bolne rane.
- Crveni fosfor nastaje zagrevanjem belog fosfora preko  $260^\circ\text{C}$  bez prisustva vazduha. To je tamno-ljubičasti prah, manje reaktivan od belog fosfora, nerastvoran, nije otrovan, ne svetluca.

✓ **Hemijske osobine:**

- Reaguje sa vodonikom, kiseonikom pa gradi hidride, okside, kiseline i soli.

✓ **Primena:**

- Upotrebljava se u obliku jedinjenja u industriji veštačkih đubriva.
- Crveni fosfor se koristi za izradu šibica i u vojnoj industriji za proizvodnju sredstava za zadimljavanje.

**JEDINJENJA FOSFORA****1. Oksidi fosfora****a) Fosfor (III) oksid, P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>**

- Dobijanje: dobija se pri gorenju fosfora:



- Osobine: bela kristalna supstanca, topi se na 23,8°C, vrlo je otrovna. Sa vodom sporo reaguje i gradi fosforastu kiselinu:

**b) Fosfor (V) oksid, P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>**

- Dobijanje: dobija se pri gorenju fosfora uz dovoljne količine vazduha – kiseonika:



- Osobine: beo prah, sličan snegu, apsorbuje vodu, sa vodom gradi fosfornu kiselinu:



- Sa manjim količinama vode daje metafosfatnu (HPO<sub>3</sub>) ili difosfatnu (H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) kiselinu:

**2. Kiseline azota****a) Fosforasta (fosfitna) kiselina, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>**

- Osobine: bezbojna kristalna supstanca, dobro rastvorljiva u vodi. Pri zagrevanju se razlaže na fosfin i fosfornu kiselinu:



- Gradi dve vrste soli: hidrogenfosfite i fosfite.

**b) Fosfora (fosfatna) kiselina, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>**

- Osobine: kristalna supstanca koja lako apsorbuje vlagu iz vazduha i prelazi u gustu sirupastu tečnost. Upotrebljava se u farmaciji, zubarstvu-za zubne plombe, za proizvodnju veštačkih đubriva.
- Fosfora kiselina gradi tri vrste soli: dihidrogenfosfati (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>), hidrogenfosfate (HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) i fosfate (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>). Ove soli deluju redom, slabo kiselo, slabo bazno i bazno.

**ELEMENTI 15. GRUPE PSE – pitanja i zadaci**

1. Elementi 15. grupe PSE- opšte karakteristike.
2. Azot- mesto u PSE.
3. Azot - nalaženje u prirodi.
4. Azot - dobijanje.
5. Azot - fizičke osobine.
6. Azot - hemijske osobine.
7. Azot - primena.
8. Jedinjenja azota (amonijak, oksidi azota, kiseline azota).
9. Fosfor- mesto u PSE.
10. Fosfor- nalaženje u prirodi.
11. Fosfor- dobijanje.
12. Fosfor- fizičke osobine.
13. Fosfor- hemijske osobine.
14. Fosfor- primena.
15. Jedinjenja fosfora (oksid fosfora, kiseline fosfora).

**REFERATI ZA OBLAST ELEMENTI 15. GRUPE PSE**

1. Veštačka đubriva.
2. Kisele kiše.