

ELEMENTI 17.(VIIa) GRUPE PSE– HALOGENI ELEMENTI**OPŠTE KARAKTERISTIKE**

- ✓ Elementi 17. (VIIa) grupe PSE nazivaju se halogenim elementima. Naziv potiče od grčkih reči *halos genesis* – grade soli.
- ✓ U ovu grupu spadaju nemetali: **fluor, hlor, brom, jod** i metaloid **astat**.

fluor	9 F	$1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^5}$
hlor	17 Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2} \underline{3p^5}$
brom	35 Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^5}$
jod	53 I	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \underline{5s^2} 4d^{10} \underline{5p^5}$
astat	85 At	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 \underline{6s^2} 4f^{14} 5d^{10} \underline{6p^5}$

- ✓ Zajednička konfiguracija za elemente ove grupe je **ns² np⁵**.
- ✓ Pošto im do stabilne konfiguracije nedostaje jedan elektron, dolazi do udruživanja svojih nesparenih elektrona u zajednički elektronski par (pomoću nepolarne kovalentne veze) i grade dvo-atomne molekule: **F₂, Cl₂, Br₂ i I₂**.
- ✓ Fluor i hlor su gasovi, brom je tečnost, a jod je čvrstog agregatnog stanja.
- ✓ Između molekula elemenata su slabe privlačne sile i njihova jačina raste u grupi.
- ✓ Tačka ključanja u grupi raste, kao i tačka topljenja, zbog porasta zapremine atoma, a i jačine Vandervalsovih sila.
- ✓ Imaju visok afinitet prema elektronu i energiju jonizacije.
- ✓ Elektronegativnost i energija jonizacije opada u grupi. Najviše je elektronegativan fluor od svih elemenata.
- ✓ Izuzetno su reaktivni i reaktivnost im opada u grupi.
- ✓ Jaka su oksidaciona sredstva. Oksidaciona sposobnost opada u grupi.
- ✓ Stupaju u reakciju sa gotovo svim elementima.
- ✓ U prirodi se javljaju samo u obliku jedinjenja sa minimalnim oksidacionim brojem -1 i maksimalnim +7 (izuzev fluora koji ima samo -1).

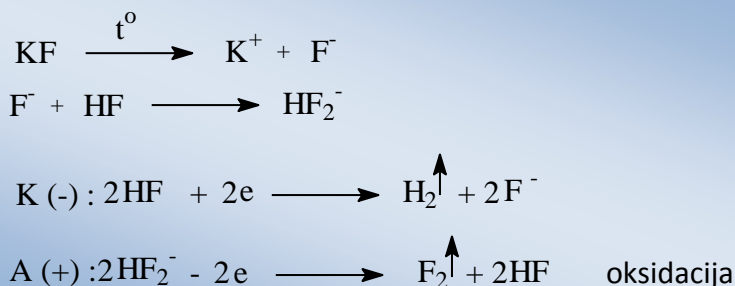
FLUOR I JEDINJENJA FLUORA

✓ **Nalaženje u prirodi:**

- Nema ga u elementarnom stanju jer je veoma reaktivan, već se javlja isključivo u obliku jedinjenja (minerala fluorita CaF_2 i u kriolitu Na_3AlF_6).

✓ **Dobijanje:**

- Fluor je najjače oksidaciono sredstvo. U industriji se dobija anodnom oksidacijom kalijum fluorida u bezvodnom fluorovodoniku.



✓ **Fizičke osobine:**

- Gas žuto-zelene boje, zagušljiv, otrovan, izuzetno je reaktivan, od halogenih elemenata najreaktivniji.

✓ **Hemijske osobine:**

- Reaguje sa vodonikom i vodom:



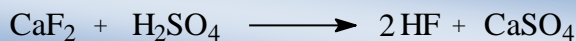
- Reaguje sa metalima gradeći jedinjenja jonskog tipa.

✓ **Primena:**

- Koristi se za sintezu uran-heksafluorida, UF_6 , koji se primenjuje pri izradi nuklearnog oružja i za izradu teflonskog posuđa od tetrafluoroetana.

- ✓ U svim jedinjenjima, fluor ima oksidacioni broj -1. Najznačajnije jedinjenje je fluorovodonik, HF. Čuva se u plastičnim bocama jer nagriza staklo.

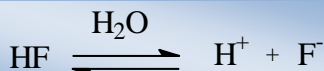
- ✓ U industriji se dobija dejstvom sumporne kiseline na mineral fluorit.



- ✓ Osobine: Bezbojan HF je bezbojna higroskopna tečnost (upija vlagu), dobro se rastvara u vodi i daje fluorovodoničnu kiselinu:



- ✓ HF spada u jednobazne, slabe, nekiseonične kiseline. Soli ove kiseline su **fluoridi**.

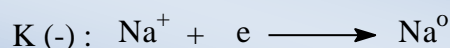


HLOR I JEDINJENJA HLORA✓ **Nalaženje u prirodi:**

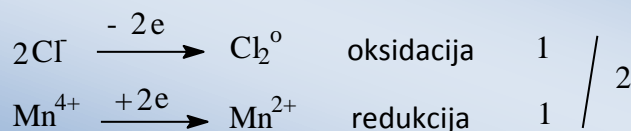
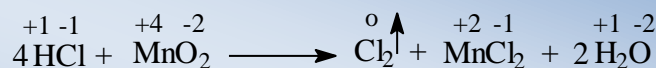
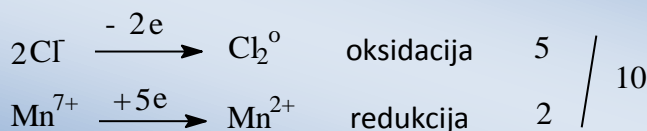
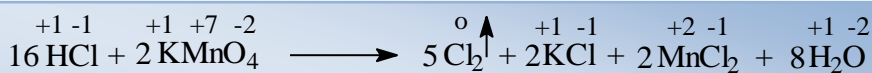
- Nema ga u elementarnom stanju nego u obliku jedinjenja NaCl- natrijum-hlorid (kuhinjska so), KCl-silvin, karnalit $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

✓ **Dobijanje:**

- Industrijsko dobijanje: Dobija se elektrolizom rastopa NaCl:



- Laboratorijsko dobijanje: u laboratoriji se dobija oksidacijom hlorovodonične kiseline pomoću kalijum-permanganata ili mangan-dioksida kao oksidacionog sredstva.

✓ **Fizičke osobine:**

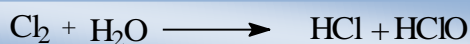
- Gas žuto-zelene boje, zagušljiv, otrovan, manje reaktivan od fluora.

✓ **Hemijske osobine:**

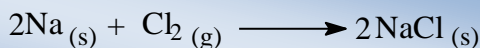
- Reaguje sa vodonikom na sunčevoj svetlosti ili na blago povišenoj temperaturi gradeći hlorovodonik.



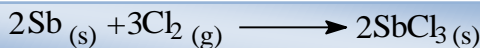
- Rastvara se u vodi gradeći hlornu vodu koja je dezinfekciono sredstvo.



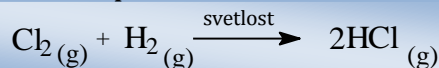
- Hlor reaguje sa alkalnim i zemnoalkalnim metalima gradeći soli hlorida.



- Na isti način reaguju antimon, bakar i kalaj.



- Hlor reaguje sa vodonikom u prisustvu svetlosti.



- Mehanizam ove reakcije je radikalski.



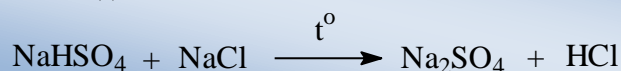
- Pod dejstvom svetlosti molekul hlora se razlaže na dva radikala hlora. Radikal hlora u drugoj fazi reakcije reaguje sa molekulom vodonika gradeći gas hlorovodonik uz oslobađanje radikala hlorovodonika. Reakcija se odvija lančano sve dok ima vodonika i hlora.

✓ **Primena:**

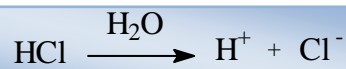
- Koristi se za dezinfekciju vode, za beljenje industrijske celuloze, papira, pamuka i lana, za dobijanje hlornog kreča, broma, joda, insekticida, bojnih otrova (više ne).

- ✓ U svim jedinjenjima, hlor ima oksidacioni broj -1. Najznačajnije jedinjenje je hlorovodonik, HCl.

- ✓ Dobija se delovanjem cc sumporne kiseline na natrijum-hlorid uz zagrevanje.

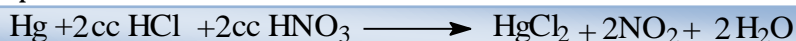


- ✓ Osobine: Rastvaranje hlorovodonika u vodi nastaje hlorovodonična kiselina (sona kiselina). Soli hlorovodonične kiseline nazivaju se **hloridi**.



- ✓ Koristi se u domaćinstvu za čišćenje kamenca, metalnih površina (rđa) i u zanatstvu za odmaščivanje i nagrivanje metalnih površina.

- ✓ Smeša cc HCl i cc HNO₃ u odnosu 3:1 naziva se "carska voda"; rastvara sve metale uključujući i plemenite.

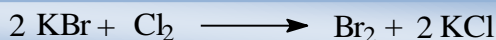


BROM I JEDINJENJA BROMA✓ **Nalaženje u prirodi:**

- Nema ga u elementarnom stanju, javlja se isključivo u obliku jedinjenja brom-karnalit $\text{KBr} \cdot \text{MgBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
- Ima ga u mineralnim vodama kao rastvor.

✓ **Dobijanje:**

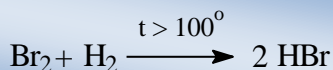
- Brom se jednostavno dobija uvođenjem hlora u rastvor kalijm-bromida:

✓ **Fizičke osobine:**

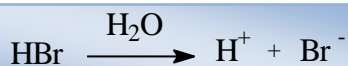
- Mrko-crvena tečnost, lako isparljiva, pare broma su otrovne, slabo se rastvara u vodi, manje je reaktivan od hlora.

✓ **Hemijske osobine:**

- Reaguje sa vodonikom iznad 100°C , gradeći brom-vodonik.



- Gradi jedinjenja oksidacionog broja -1, a maksimalnog +7.
- HBr rastvaranjem u vodi daje bromovodoničnu kiselinu, a soli su **bromidi**.

✓ **Primena:**

- Koristi se u farmaceutskoj i hemijskoj industriji i za izradu fotografske emulzije (AgBr se nanosi na film i fotografski papir).

JOD I JEDINJENJA JODA✓ **Nalaženje u prirodi:**

- Samo u vidu jedinjenja, zato što je jako reaktivan.
- U rastvoru se nalazi u morskoj vodi i mineralnim vodama.

✓ **Dobijanje:**

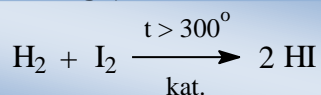
- Jod se dobija iz kalijum jodina uz dodavanje hlora ili broma:

✓ **Fizičke osobine:**

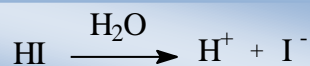
- Čvrsta supstanca tamno sive boje, metalnog sjaja, jako se slabo rastvara u vodi, ali se dobro rastvara u alkoholu.

✓ **Hemijske osobine:**

- Na visokim temperaturama reaguje sa vodonikom:



- HI rastvaranjem u vodi daje jodovodoničnu kiselinu, a soli su **jodidi**.

✓ **Primena:**

- Koristi se u medicini kao antiseptik u vidu jodne tinkture (10 % rastvor joda u etanolu) koji služi za ispiranje rana ili proizvodnju jodoforma koji se koristi u stomatologiji.

KISEONIČNE KISELINE HALOGENIH ELEMENATA

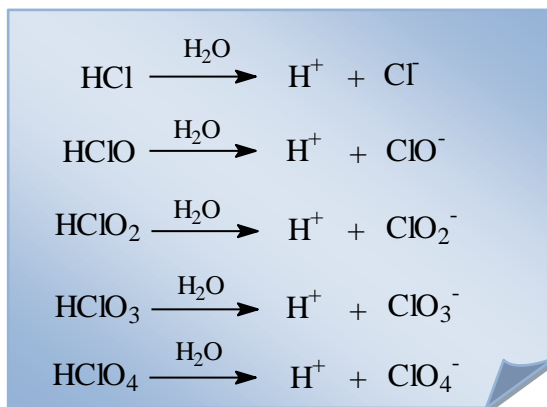
- ✓ Svi halogeni elementi (osim fluora) grade jedinjenja sa pozitivnim oksidacionim brojevima.
- ✓ Stabilna su jedinjenja sa neparnim oksidacionim brojevima +1,+3, +5 i +7.

FORMULA	NAZIV	SOLI	ANHIDRID
HClO	Hipohlorasta	Hipohloriti ClO ⁻	Cl ₂ O Hlor(I)-oksid
HClO ₂	Hlorasta	Hloriti ClO ₂ ⁻	Cl ₂ O ₃ Hlor(III)-oksid
HClO ₃	Hlorna	Hlorati ClO ₃ ⁻	Cl ₂ O ₅ Hlor(V)-oksid
HClO ₄	Perhlorna	Perhlorati ClO ₄ ⁻	Cl ₂ O ₇ Hlor(VII)-oksid

FORMULA	NAZIV	SOLI
HBrO	Hipobromasta	Hipobromiti BrO ⁻
HBrO ₃	Bromna	Bromati BrO ₃ ⁻
HBrO ₄	Perbromna	Perbromati BrO ₄ ⁻

FORMULA	NAZIV	SOLI
HIO	Hipojodasta	Hipojoditi IO ⁻
HIO ₃	Jodna	Jodati IO ₃ ⁻
HIO ₄	Perjodna	Perjodati IO ₄ ⁻

- ✓ Sve su jednobazne i daju samo jednu vrstu soli.



- ✓ Reaktivnost ovih kiselina raste od hlora prema jodu.
- ✓ Jačina ovih kiselina raste od hipohloraste do perhlorne.

ELEMENTI 17. GRUPE PSE – pitanja i zadaci

1. Halogeni elementi- opšte karakteristike.
2. Fluor- mesto u PSE.
3. Fluor- nalaženje u prirodi.
4. Fluor- dobijanje.
5. Fluor- fizičke osobine.
6. Fluor- hemijske osobine.
7. Fluor- primena.
8. Jedinjenja fluora.
9. Hlor- mesto u PSE.
10. Hlor- nalaženje u prirodi.
11. Hlor- dobijanje.
12. Hlor- fizičke osobine.
13. Hlor- hemijske osobine.
14. Hlor- primena.
15. Jedinjenja hlora.
16. Brom- mesto u PSE.
17. Brom- nalaženje u prirodi.
18. Brom- dobijanje.
19. Brom- fizičke osobine.
20. Brom- hemijske osobine.
21. Brom- primena.
22. Jedinjenja broma.
23. Jod- mesto u PSE.
24. Jod- nalaženje u prirodi.
25. Jod- dobijanje.
26. Jod- fizičke osobine.
27. Jod- hemijske osobine.
28. Jod- primena.
29. Jedinjenja joda.
30. Kiseonične kiseline- nazivi, oksidi, soli, osobine, oksidacioni brojevi.

REFERATI ZA OBLAST HALOGENI ELEMENTI

1. Oksidaciono dejstvo hlora i njegova primena u životu.
2. Jod i njegova primena u medicini.