



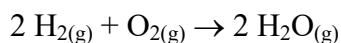
dr Tatjana Đaković-Sekulić

VI NEMETALI

VODONIK

Vodonik (H) je prvi od elemenata u Periodnom sistemu. Atom vodonika sadrži samo jedan elektron u omotaču i njegova elektronska konfiguracija je $H(1s^1)$. U prirodi postoje tri izotopa vodonika: običan vodonik (1_1H) ili protijum, deuterijum (2_1H) i tricijum (3_1H). Iako je vodonik najzastupljeniji element Vasiona, na Zemlji ga ima znatno manje, uglavnom u obliku različitih hemijskih jedinjenja (voda, kiseline, baze i većina organskih jedinjenja). Zbog toga je vodonik biogeni element.

Elementarni vodonik je dvoatomni gas, bez boje, ukusa i mirisa, najlakši od svih gasova. Vodonik je jako redukciono sredstvo. Lako je zapaljiv i gori svetloplavim plamenom uz oslobađanje velike količine toplote:



Vodonik se u prirodi retko nalazi u elementarnom stanju. Najčešće se nalazi u vezanom stanju u obliku jedinjenja. Binarna jedinjenja vodonika nazivaju se hidridi. Elektronegativnost vodonika je 2,1, pa vodonik sa elementima veće elektronegativnosti gradi jedinjenja u kojima ima oksidacioni broj +1, a sa elementima manje elektronegativnosti ima oksidacioni broj -1.

UGLJENIK - 14. (IVA) GRUPA PSE

Elementarni ugljenik se javlja u prirodi u tri alotropske modifikacije, kao dijamant (najtvrdi poznati prirodni mineral visoke tačke topljenja, izolator), grafit (tamno-siva supstanca metalnog sjaja, slojevite strukture, lako se otire, dobar provodnik toplote i elektriciteta) i fullerene (C_{60}).

U jedinjenjima ugljenik može imati oksidacione brojeve između -4 i +4. Karbidi su jedinjenja ugljenika sa elementima koji imaju manju elektronegativnost od njega (metali i metaloidi), u kojima je oksidacioni broj ugljenika negativan.

Ugljenik gradi dva oksida, ugljenik(II)-oksid (CO) i ugljenik(IV)-oksid (CO_2). Osobine oksida ugljenika prikazane su u tabeli VI.1.

Tabela VI.1. Oksidi ugljenika i njihove glavne karakteristike

oksidacioni broj	oksid	osobine	napomena
+2	CO	neutralan	gradi karbonile ($M(CO)_n$)
+4	CO_2	kiseo	$CO_2(g) + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$ soli karbonati i hidrogenkarbonati

Ugljenik(II)-oksid nastaje nepotpunim sagorevanjem ugljenika. To je gas bez boje, nešto lakši od vazduha, veoma je otrovan. Ugljenik(II)-oksid je indiferentan oksid. Potpunim sagorevanjem ugljenika na vazduhu nastaje ugljenik(IV)-oksid. To je bezbojan gas, teži od vazduha. U vodi se dobro rastvara dajući slabu ugljenu kiselinu. Ugljena kiselina je dvobazna i gradi dva tipa soli: hidrogenkarbonate i karbonate. U vodi se hidrogenkarbonati dobro rastvaraju, osim $NaHCO_3$ koji je ograničeno rastvoran. Od karbonata rastvorni su karbonati alkalnih metala i amonijum-karbonat. Komercijalno najvažnije soli ugljene kiseline su natrijum-hidrogenkarbonat ($NaHCO_3$, "soda bikarbona") i natrijum-karbonat (Na_2CO_3 , "soda")

AZOT I FOSFOR – 15. (VA) GRUPA PSE

Azot je gas bez boje, ukusa i mirisa, na običnoj temperaturi je inertan. Nalazi se u vazduhu (78%).

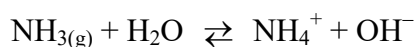
Fosfor se javlja u dve osnovne modifikacije, belo (P₄) i crvenoj (P_n). Beli fosfor je meka čvrsta supstanca slična vosku. U vodi se ne rastvara, ali se zato dobro rastvara u organskim rastvaračima. Pošto je veoma reaktivan, čuva se pod vodom. Beli fosfor je otrovan. Crveni fosfor je stabilnija kristalna modifikacija fosfora. To je tamnocrvena čvrsta supstanca, postojana na vazduhu i nerastvorna u vodi. Hemijski je manje aktivan od belog fosfora. Upotrebljava se u fabrikaciji šibica.

U jedinjenjima i azot i fosfor mogu imati oksidacione brojeve između –3 i +5. Tipični oksidacioni brojevi azota data su u Tabeli VI.2.

Tabela VI.2. Oksidacioni brojevi i odgovarajuća jedinjenja azota

oksidacioni broj	formula	naziv	karakter
–3	NH ₃	amonijak	bazan
+1	N ₂ O	azot(I)-oksid	neutralan
+2	NO	azot(II)-oksid	neutralan
+3	N ₂ O ₃	azot(III)-oksid	kiseo
+4	NO ₂	azot(IV)-oksid	kiseo
+5	N ₂ O ₅	azot(V)-oksid	kiseo

Amonijak (NH₃) je hidrid azota. To je bezbojan gas, karakterističnog oštrog mirisa, otrovan. Vodeni rastvor amonijaka reaguje slabo bazno, što se može prikazati sledećom jednačinom:

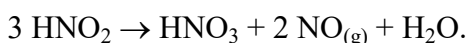


Amonijak se najviše koristi za proizvodnju veštačkih đubriva i azotne kiseline.

Azot(I)-oksid je gas bez boje, slatkastog ukusa, hemijski je inertan. Kada se udiše u malim količinama izaziva veselost (veseli gas).

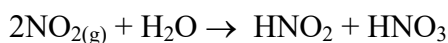
Azot(II)-oksid je bezbojan gas, lako se oksidiše vazdušnim kiseonikom u azot(IV)-oksid.

Azot(III)-oksid je tamno plava tečnost, stabilna samo na temperaturama nižim od -100°C . Anhidrid je azotaste kiseline, HNO_2 . Ova kiselina je nestabilna i lako se razlaže:

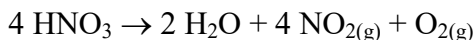


Soli azotaste kiseline, nitriti, su stabilni. Svi nitriti, sem srebro-nitrita, dobro se rastvaraju u vodi. Azotasta kiselina i njene soli su redukciona sredstva.

Azot(IV)-oksid je mrk gas, oštrog zagušljivog mirisa, veoma otrovan. Na temperaturama nižim od 21°C njegovi molekuli pokazuju veliku težnju da grade dimere, N_2O_4 . Dimerni oblik, N_2O_4 , poznat je pod nazivom diazot-tetroksid. Sa vodom azot(IV)-oksid daje dve kiseline, azotnu i azotastu:



Azot(V)-oksid je anhidrid azotne kiseline. Koncentrovana azotna kiselina (68%) je bezbojna tečnost. Nije naročito stabilna jer se stajanjem disproportioniše na NO_2 i O_2 :



Azotna kiselina je jaka kiselina. Soli azotne kiseline, nitrati, rastvorne su u vodi. U koncentrovanom obliku izuzetno je jako oksidaciono sredstvo koje rastvara većinu metala. Smeša 1 dela koncentrovane azotne kiseline i 3 dela koncentrovane hlorovodonične kiseline naziva se **carska voda**. Carska voda rastvara čak i one metale koji se inače ne rastvaraju ni u jednoj drugoj kiselini (zlato i platinu).

Karakteristična jedinjenja fosfora prikazana su u Tabeli VI.3.

Tabela VI.3. Oksidacioni brojevi i karakteristična jedinjenja fosfora.

oksidacioni broj	formula	naziv	formula kiseline	naziv kiseline	naziv soli
-3	PH_3	fosfin	—	—	—
+3	P_4O_6	fosfor(III)-oksid	H_3PO_3	fosforasta	fosfiti
+5	P_4O_{10}	fosfor(V)-oksid	H_3PO_4	fosforna	fosfati

Fosfin, PH_3 , je nestabilan gas, neprijatnog mirisa na trulu ribu. Otrovan je.

Fosfor sa kiseonikom gradi dva oksida (P_4O_6 i P_4O_{10}).

Fosfor(III)-oksid, P_4O_6 , je anhidridi fosforaste kiseline (H_3PO_3) koja je dvobazna, pa je njena ispravna molekulska formula H_2PHO_3 .

Fosfor(V)-oksid, P_4O_{10} , je anhidridi fosforne kiseline (H_3PO_4). Fosforna kiselina je trobazna, pa prema tome gradi tri vrste soli, kisele: dihidrogenfosfate, hidrogenfosfate i neutralne soli: fosfate. Kiseli fosfati se u vodi rastvaraju, dok su fosfati uglavnom slabo rastvorni. Izuzetak su fosfati kalijuma, natrijuma i amonijum-fosfat. Najvažnija priemna fosfata je u proizvodnji veštačkih đubriva.

KISEONIK I SUMPOR – 16. (VIA) GRUPA PSE

Kiseonik je je najrasprostranjeniji element na Zemlji. Kiseonik čini 45% Zemljine kore, 20,8% vazdušnog i 86% vodenog omotača Zemlje. U prirodi se elementarni kiseonik najčešće javlja kao dvoatomni gas, O_2 , bez boje, ukusa i mirisa, koji ne gori ali podržava gorenje. U višim slojevima atmosfere nalazi se druga, manje stabilna alotropska modifikacija kiseonika, ozon (O_3).

Sumpor (S_8) je čvrsta kristalna supstanca žute boje. Javlja se u više modifikacija (rombična, monoklinična, plastična, amorfna). Sumpor se ne rastvara u vodi, ali se dobro rastvara u organskim rastvaračima (CS_2).

I kiseonik i sumpor su biogeni elementi neophodni živim bićima.

Kiseonik gradi jedinjenja sa gotovo svim drugim elementima. U jedinjenjima, zbog velike elektronegativnosti, može imati isključivo negativne oksidacione brojeve (-2 u oksidima, -1 u peroksidima). Samo sa fluorom, koji je elektronegativniji, oksidacioni broj kiseonika je pozitivan.

Voda, H_2O , je najznačajnije jedinjenje kiseonika i vodonika. Voda je tečnost bez boje, mirisa i ukusa koja na atmosferskom pritisku ključa na $100^\circ C$, a mrzne na $0^\circ C$. Voda ima najmanju gustinu na $+4^\circ C$ ($\rho = 1 \text{ g/cm}^3$). U čvrstom stanju (led) ima znatno manju gustinu nego u tečnom stanju zbog čega je led lakši i pliva na vodi.

Usled razlike u elektronegativnosti atoma vodonika i kiseonika molekul vode je polaran i lako gradi vodonične veze. Zahvaljujući svojoj polarnosti voda je odličan rastvarač.

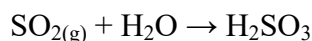
Sumpor u jedinjenjima može imati oksidacione brojeve od -2 do +6, Tabela VI.4.

Vodonik-sulfid, H_2S , je gas bez boje, neprijatnog mirisa (na pokvarena jaja), vrlo je otrovan. Dobro se rastvara u vodi dajući slabu sumporvodoničnu kiselinu. Kiselina i njene soli jaka su redukciona sredstva.

Tabela VI.4. Karakteristična oksidacioni brojevi i jedinjenja sumpora

oksidacioni broj	oksid	kiselina	naziv kiseline	naziv soli
-2	-	H ₂ S	sumporvodonična	sulfidi
+4	SO ₂	H ₂ SO ₃	sumporasta	sulfiti
+6	SO ₃	H ₂ SO ₄	sumporna	sulfati

Sumpor(IV)-oksid, SO₂, je gas bez boje, oštrog i zagušljivog mirisa. Nastaje sagorevanjem sumpora na vazduhu. Velike količine SO₂ nastaju sagorevanjem fosilnih goriva koje se u ispušta u atmosferu i zagađuje životnu sredinu. Pošto se SO₂ dobro rastvara u vodi, uzročnik je kiselih kiša. Naime, sumpor(IV)-oksid sa vodom obrazuje dvobaznu sumporastu kiselinu srednje jačine.



Sumporasta kiselina je slaba kiselina, postojana samo u vodenom rastvoru. Gradi dve vrste soli: sulfite i hidrogensulfite.

I sulfitna kiselina i njene soli, kao i sumpor(IV)-oksid, imaju redukciona svojstva jer lako prelaze u viši oksidacioni broj. Na ovoj osobini zasniva se njihova primena kao izbeljivača i konzervansa.

Sumpor(VI)-oksid, SO₃, je na sobnoj temperaturi tečnost koja se jako puši na vlažnom vazduhu. Vrlo je higroskopan, energično reaguje sa vodom uz oslobađanje velike količine toplote gradeći sumpornu kiselinu.

Sumporna kiselina, H₂SO₄, je bezbojna uljasta tečnost, jedna od najjačih neorganskih kiselina. Koncentrovana sumporna kiselina (96-98%) na koži stvara opekotine i zato se sa njom mora pažljivo rukovati. Jako je dehidrataciono sredstvo. Razblaživanje koncentrovane sumporne kiseline je jako egzoterman proces praćen oslobađanjem velike količine toplote. Zbog toga se sumporna

kiselina UVEK U TANKOM MLAZU SIPA U VODU, UZ MEŠANJE!
Koncentrovana sumporna kiselina je jako oksidaciono sredstvo.

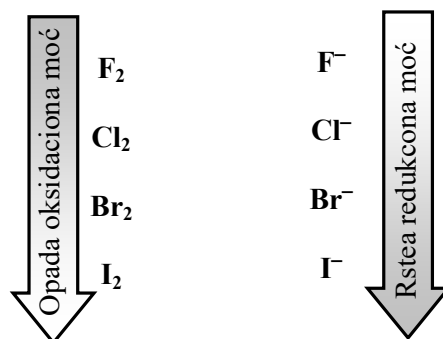
Većina soli sumporne kiseline (sulfata) su u vodi rastvorna. Nerastvorni su:
 CaSO_4 , Sr SO_4 , Ba SO_4 , PbSO_4 , Ag_2SO_4 i Hg_2SO_4 .

Sumporna kiselina je najvažniji proizvod hemijske industrije. Primjenjuje se u proizvodnji veštačkih đubriva, boja, deterdženata, u tekstilnoj industriji (za dobijanje sintetskih vlakana), lekova, eksploziva, u metalurgiji, za izradu akumulatora, itd.

HALOGENI ELEMENTI – 17. (VIIA) GRUPA PSE

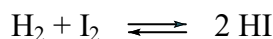
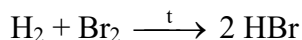
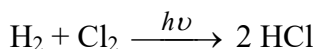
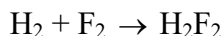
Halogeni elementi su fluor (F), hlor (Cl), brom (Br) i jod (I). Fluor i hlor su gasovi, brom je tečnost, a jod čvrsta supstanca. U elementarnom stanju se javljaju u obliku dvoatomnih molekula (X_2) koji se dobro rastvaraju u organskim rastvaračima, a slabo u vodi. Vodeni rastvori halogenih elemenata nazivaju se hlorna, bromna i jodna voda.

Halogeni elementi su veoma reaktivni i dobra su oksidaciona sredstva. Oksidaciona moć halogena (X_2) opada sa porastom atomskog broja, dok sa porastom atomskog broja redukciona moć njihovih anojona (X^-) raste.



S obzirom da su veoma reaktivni, halogeni elementi reaguju direktno sa većinom hemijskih elemenata. Fluor je najreaktivniji, ne samo od svih halogena nego i od svih ostalih elemenata. Fluor se sa vodonikom jedini čak i u mraku na

vrlo niskim temperaturama. Hlor reaguje sa vodonikom u prisustvu svetlosti, a brom i jod tek na povišenoj temperaturi. Reakcija sa jodom je povratna.



Svi halogenovodonici, HX, su gasovi bez boje, oštrog mirisa. Zbog prisustva vodonične veze između molekula HF (čak i u gasovitom stanju) fluorovodonik je na temperaturama ispod 20° tečnost.

Halogenovodonici se dobro rastvaraju u vodi dajući halogenovodonične kiseline. Halogenovodonične kiseline su monobazne i jake, jedino je fluorovodonična kiselina dvobazna i slaba (H₂F₂). Soli halogenovodoničnih kiselina su halogenidi. Većina halogenida se dobro rastvara u vodi, osim halogenida srebra(I), olova(II) i žive(I).

Pozitivne oksidacione brojeve mogu imati svi halogeni osim fluora. Pregled mogućih oksidacionih brojeva, oksida i kiseoničnih kiselina halogena dat je u Tabeli VI.5.

Jedinjenja halogenih elemenata sa pozitivnim oksidacionim brojevima su izrazita oksidaciona sredstva. Oksidacione osobine najviše su izražene kod HClO i HClO₂. Sa porastom oksidacionog broja opada i oksidaciona sposobnost, tako da HClO₄ praktično ne ispljava oksidacione osobine na sobnoj temperaturi.

Najznačajnije su kiseonične kiseline hlora

Hipohlorasta kiselina, HClO, nastaje uvođenjem hlora u vodu. Pri tom nastaje i HCl:

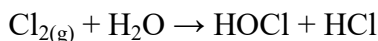
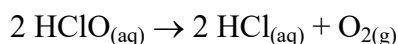


Tabela VI.5. Oksidi i kiseonične kiseline halogenih elemenata

element	oksidac. broj	oksid	kiselina	naziv anjona
Cl	+1	Cl ₂ O	HClO	hipohlorit
	+3	Cl ₂ O ₃	HClO ₂	hlorit
	+5	-	HClO ₃	hlorat
	+7	Cl ₂ O ₇	HClO ₄	perhlorat
Br	+1	Br ₂ O	HBrO	hipobromit
	+3	-	-	-
	+5	Br ₂ O ₅	HBrO ₃	bromat
	+7	-	-	-
I	+1	-	HIO	hipojodit
	+3	-	-	-
	+5	I ₂ O ₅	HIO ₃	jodat
	+7	-	HIO ₄	perjodat

HClO je vrlo slaba kiselina. Nepostojana je i lako se razgrađuje:



Soli hipohloraste kiseline se koriste kao sredstva za dezinfekciju i beljenje.

Hlorasta kiselina, HClO₂, je takođe slabo postojana. Njene soli, hloriti, su postojanije od same kiseline. I kiselina i soli su oksidaciona sredstva.

Hlorna kiselina, HClO₃, je jaka kiselina. Zagrevanjem soli hlorne kiseline, hlorata, posebno hlorata alkalnih metala, dolazi do njihovog razlaganja.

Perhlorna kiselina, HClO₄ je jedna od najjačih kiseline. Soli ove kiseline (perhlorati) se dobro rastvaraju u vodi (osim KClO₄).

PLEMENITI GASOVI - 18. (VIII) GRUPA PSE

Plemeniti gasovi su helijum (He), neon (Ne), argon (Ar), kripton (Kr), ksenon (Xe) i radon (Rn). Radon je prirodan radioaktivan elemenat. U spoljašnjem energetskom nivou plemeniti gasovi imaju osam elektrona (ns^2np^6), izuzev helijuma koji ima samo dva elektrona ($1s^2$). Njihove elektronske konfiguracije su stabilne, zbog čega plemeniti gasovi retko stupaju u hemijske reakcije sa drugim elementima. Zbog slabe reaktivnosti glavna primena plemenitih gasova je za dobijanje inertne atmosfere (u smeši sa azotom za punjenje sijalica, fluorescentnih cevi i dr.).

Do danas je sintetisan veći broj jedinjenja plemenitih gasova, uglavnom ksenona: XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , XeO_3 , XeO_4 , i dr. Za sada ni jedno jedinjenje helijuma, neona i argona nije dobijeno. Za razliku od samih plemenitih gasova, koji se primenjuju, njihova jedinjenja nemaju praktičnu primenu i značajna su samo sa teorijskog aspekta.