

ELEMENTI V PERIODNEM SISTEMU

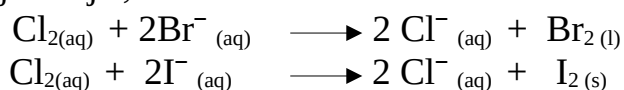
VII. SKUPINA HALOGENI ELEMENTI

F fluor	Reaktivnost	↓ po skupini navzdol	Oksidacijska
Cl klor	elementov		moč elementov
Br brom	se zmanjšuje		se zmanjšuje
I jod			
At astat			

Agregatno stanje se spreminja po skupini navzdol (Van der Waalsove sile). Med molekulami joda so te sile najmočnejše, ker imajo molekule joda največje število elektronov. Zeto ima jod med halogeni najvišje tališče in vrelišče in je pri sobni temperaturi trden. Fluor in klor v plinastem stanju, brom je tekoč, jod in astat pa sta v trdnem agregatnem stanju.

Vrelišče, tališče T_v in T_t narašča od fluora proti jodu.

Vezi So najbolj reaktivne nekovine. V naravi jih ne najdemo v elementarnem stanju, pač pa tvorijo dvoatomarne molekule. Med seboj tvorijo nepolarne enojne kovalentne vezi. S kovinami tvorijo ionske vezi, njihovi ioni se imenujejo **halogenidni ioni** ali halidi. ($X + e^- \rightarrow X^-$; $\Delta H^\circ < 0$). Halogenidni ioni so reducenti (I^- najmočnejši reducent). Halogeni so močni oksidanti. Fluor je najmočnejši in jod najšibkejši, zato lahko s klorovico oksidiramo bromidne in jodidne ione.



Oksidacijska števila halogenov v molekulah so -1, +1, +3, +5, +7, izjemoma +4.

Jakost vezi če primerjamo jakost vezi v molekuli X_2 , je le ta najšibkejša pri F_2 , ker je odboj neveznih elektronskih parov najintenzivnejši.

Termična obstojnost se zmanjšuje z naraščajočo molekulsko maso.

Topnost Molekule halogenov so nepolarne, zato je topnost halogenov večja v nepolarnih topilih. Vodne raztopine klora, joda in broma imenujemo klorovica, jodovica in bromovica.

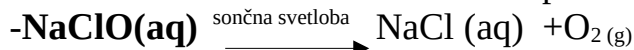
Nekatere pomembnejše reakcije halogenih elementov:

-reakcija klora z vodo ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{HCl}$)

$-\text{Cl}_{2(\text{aq})} + 2\text{NaOH}(\text{aq}) \xrightarrow{20^\circ\text{C}} \text{NaClO}(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ravnotežje v D

$-3\text{Cl}_{2(\text{aq})} + 6\text{NaOH}(\text{aq}) \xrightarrow{T > 75^\circ\text{C}} 5\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{NaClO}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

-Na svetlobi natrijev klorat (I) počasi razpada, pri tem nastajata kisik in klorovodikova kislina. Podobno razpade tudi klorova (I) kislina –HClO.



Raztopino natrijevega klorata (I) v gospodinjstvu poznamo z imenom **varikina**. Uporabljamo ga kot čistilno sredstvo ali kot sredstvo za beljenje perila.

NaClO₃ je oksidant, uporablja se v zažigalnih zmesih. Glavica vžigalice je zmes kalijevega klorata V, žvepla, manganovega dioksida, barve, zdrobljenega stekla in lepila. Hrapava površina za vžigalice pa je zmes rdečega fosforja, zdrobljenega stekla in lepila. Ko potegnemo z vžigalico po hrapavi površini škatlice, se sprosti dovolj toplote, da kalijev klorat (V), vžge rdeči fosfor in žveplo.

Vodikovi halogenidi nastanejo z reakcijami **halogenov z vodikom**. To je eksotermna reakcija. So plinaste spojine. Vodne raztopine vodikovih halogenidov so razen HF **močne kisline**. **Jakost kislin po skupini navzdol narašča**. Njihove soli so dobro topne v vodi. Srebrovi in svinčevi kloridi, bromidi in jodidi so slabo topne soli.

HF(aq)- fluorovodikova kislina (ŠIBKA!)

HCl(aq)- klorovodikova kislina (solna kislina)

HBr(aq)- bromovodikova kislina

HI(aq) –jodovodikova kislina

$\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}$ -eksplozivna zmes } eksotermna reakcija

Najbolj eksotermne reakcije so med halogeni in alkalijskimi in zemljoalkalijskimi kovinami. HF, HCl, HBr in HI so pri sobni T plini.

} močne kisline

Halogeni elementi in njihove spojine

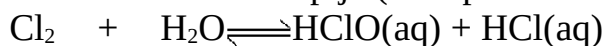
-halogenske žarnice

-izdelava CFC (klorofluoroogljikovodikov) v razpršilih kot potisni plini. CFC uničujejo ozonsko plast.

Interakcija (medsebojno vplivanje) halogenov z vodo:

Fluor z vodo reagira eksplozivno $2\text{F}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow 4\text{HF}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$

Klor se v vodi raztaplja (raztopino imenujemo klorovica), delno reagira



Brom se v vodi raztaplja (bromovica)

Jod slabo topen v vodi, topnost se poveča če dodamo KI ($\text{I}_2 + \text{KI} \longrightarrow \text{KI}_3$)

FLUOR je rumene (svetlo zelene) barve, je strupen. Imenujemo ga tudi almost colourless gas. Je zelo reaktiven, vendar ne tvori spojin s kisikom. Hranimo ga v jeklenkah iz niklja. Med nekovinami je najbolj reaktiven element. Je eden najmočnejših oksidantov. Edina možnost za njegovo pridobivanje je elektroliza. Pri tem postopku je elektrolit talina HF KF. Na katodi nastaja vodik, na anodi pa fluor. Fluor

z vodo reagira eksplozivno. Vir fluora: iz mineralov (fluorit CaF_2 –islandski dvolomec in apatit $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$).

Uporaba: -za izdelavo teflona (PTFE)

-dodatek zobnim pastam

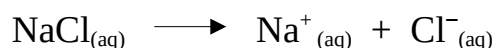
-reagira s steklom (SiO_2)



Zato z vodikovim fluoridom in $\text{HF}_{(\text{aq})}$ ne eksperimentiramo v steklenih posodah.

KLOR rumeno zelene barve, je strupen. Vir klora: kloridi npr. NaCl in MgCl_2 v morju. Industrijsko ga pridobivamo z elektrolizo nasičene raztopine NaCl . Na katodi nastaja vodik, na anodi pa klor.

Pridobivanje klora:



-ANODA (poteka oksidacija- nastaja klor) $\text{Cl}^- \longrightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^-$

-KATODA (poteka redukcija- nastaja vodik) $\text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \longrightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2 + \text{OH}^-$

Uporaba: -bojni strup

-v pesticidih

-belilno sredstvo (tkanin in celuloze) se opušča zaradi nevarnih spojin

-za razkuževanje, kloriranje vode v bazenih (koncentracija klora je 0,3 mg/l)

KLOROVODIKOVA KISLINA HCl

Je med najpomembnejšimi in najpogostejšimi kemikalijami v laboratorijih in različnih vejah industrije. Glede na topnost vodikovega klorida v vodi je lahko klorovodikova kislina največ 37%. Najdemo jo tudi v želodčnem soku: 0,3% klorovodikova kislina. Soli teh kislin so praviloma dobro topne v vodi. Slabo topni so srebrovi in svinčevi halogenidi (razen fluoridov).

Poznamo več **oksokislin klora** in njihovih soli (so oksidanti)

	KISLINA	SOL	oksidacijska moč se
Jakost	HClO	klorova (I) kislina	NaClO natrijev klorat (I)
in	HClO_2	klorova (III) kislina	NaClO_2 natrijev klorat (III)
obsto- jnost	HClO_3	klorova (V) kislina	NaClO_3 ↓ manjša
narašča	HClO_4	klorova (VII) kislina je najmočnejša znana kislina	

Jakost in obstojnost oksokislin narašča z oksidacijskim številom klora.

BROM je rdečerjava tekočina, strupen. Uporablja se v pesticidih. Povzroči opekline na koži. Vir broma: iz morja bromidi (NaBr , MgBr_2).

JOD (sivi kristali) Med molekulami joda so Van der Waalove sile najmočnejše,

ker imajo molekule joda največje št. elektronov. Posledično ima **jod med halogeni najvišje tališče in vrelišče**. Jodovica je oranžno rumene barve. Vir joda: jodidi (v morju iz pepela morskih alg $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$).

Uporaba: - Raztopina joda v alkoholu je blago razkužilno sredstvo
-uravnava delovanje ščitnice

VI. SKUPINA=HALKOGENI

- O** kisik
- S** žveplo
- Se** selen
- Te** telur
- Po** polonij

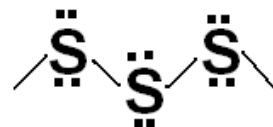
Agregatno stanje: vsi razen kisika so v trdnem agregatnem stanju.

Vezi: lahko tvorijo ionske vezi (med kovinami in nekovinami $\text{X} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{X}^{2-}$ $\Delta H^\circ < 0$), tvorita jih kisik in žveplo, in kovalentne vezi (O_2 , CO_2 , NO_2).

Vrelišče in tališče: narašča od kisika proti telurju (disperzijske sile).

Najpogostejša oksidacijska števila v molekulah: -2, +2, +4, +6.

Razen za kisik je **značilna tvorba verig** (npr. verige žveplovih atomov S_x).



Viri: na zemeljski površini je največ kisika v vodi, saj oceani oblivajo dve tretjini planeta. V naravi najdemo v elementarni obliki samo kisik in žveplo. Kisik je v ozračju v obliki dvoatomarnih molekul v stratosferi pa je v obliki troatomarnih molekul O_3 . V ozračju so tudi kisikove spojine; ogljikov dioksid, žveplov dioksid... V zemeljski skorji je kisika največ v kamninah, v katerih so karbonati, sulfati, silikati in oksidi različnih kovin.

Žveplo najdemo v elementarnem stanju v bližini vulkanov, v obliki molekul S_8 . V zemeljski skorji pa ga najdemo tudi v obliki številnih sulfidnih rud in nekaj v obliki sulfatov.

Alotropne modifikacije Vsi elementi VI. Skupine, razen telurja tvorijo več **alotropnih modifikacij** (elementa se razlikujeta po notranji zgradbi snovi. Razlike v notranji zgradbi istega elementa vplivajo predvsem na fizikalne lastnosti alotropnih modifikacij elementa, npr. ozon ima višjo temperaturo vrelišča in tališča od kisika, je modre barve medtem ko je kisik brezbarven. Ozon se bolje topi v vodi kot kisik, in ozon je močnejši oksidant.

KISIK nastaja pri fotosintezi, ($6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2}$) pri dihanju pa se porablja. Pridobivamo ga z utekočinjanjem zraka in frakcionirano destilacijo le tega. V laboratoriju pridobivajo kisik s segrevanjem različnih soli npr kalijevega klorata (V)- KClO_3 . Kalijev klorat(V) razpade v kalijev klorid in kisik pri temperaturi nad 450°C . ($2\text{KClO}_3(\text{l}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g})$). Kisik reagira skoraj z vsemi elementi in pri tem tvori okside. Reakcije kisika z drugimi elementi so eksotermne. Pri reakcijah nekaterih kovin pa nastanejo peroksidi (peroksidni ion O_2^{2-}). Kisik se nahaja v dveh alotropnih modifikacijah, kot O_2 in O_3 -ozon, je močnejši oksidant kot kisik. Ozon zelo rad razpade na O_2 in O . Ta je zelo reaktiven, zato se je raje vezal z CFC, ki so prišli v zrak in ozon ni več nastajal, nastala je ozonska luknja.

Uporaba kisika: -v železarstvu za oksidacijo ogljika

-avtogeno varjenje

-sintezo vodikovega peroksida

-oksidacijo NH_3 , pri proizvodnji HNO_3 (dušikova (V) kislina)

-oksidacijo SO_2 , pri proizvodnji H_2SO_4 (žveplova (VI) kislina)

VODA je najpomembnejša in najbolj razširjena kisikova spojina. Ima visoko vrelišče in je dober hranilnik toplote, saj se počasi ohlaja. Voda je tudi dobro topilo. V njej se dobro topijo ionske in polarne snovi: soli, kisline, hidroksidi, oksidi in močno polarne organske spojine. Voda je topilo tudi v živih organizmih (krvna plazma). Je zelo obstojna spojina.

ŽVEPLO je krhka rumena trdna snov, ki se ne topi v vodi. Žveplo zavre pri 444°C . Če talino zlijemo v vodo, dobimo gumi podobno plastično žveplo, ki po nekaj tednih ali mesecih počasi preide v α - žveplo. Topi se v nepolarnih topilih, ni strupeno. Je samorodno. Ima več alotropnih modifikacij, ki pa po svojih lastnostih niso tako različne. Pri sobni T je obstojno α - žveplo (ortorombsko žveplo), α - žveplo zelo počasi prehaja v β -žveplo (monoklinsko žveplo) pri 95°C . Osnovni delci obeh alotropnih modifikacij so molekule S_8 . S kovinami tvori sulfide. Na zraku gori z modrim plamenom $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Žvepla se največ porabi za proizvodnjo žveplove (VI) kisline, dodajamo pa ga tudi gumi (vulkanizacija), da postane žilava in čvrsta. Viri žvepla: sulfidne rude, sulfati (VI). Osnovna surovina za pridobivanje žveplove(VI) kisline je v državah, kjer so nahajališča samorodnega žvepla (ZDA in Japonska), kar elementarno žveplo. Drugod je mnogokrat osnovna surovina vodikov sulfid H_2S , ki ga odstranijo iz zemeljskega plina. Z oksidacijo vodikovega sulfida naprej dobijo žveplo.

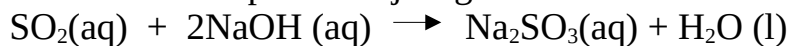


ŽVEPLOVE SPOJINE

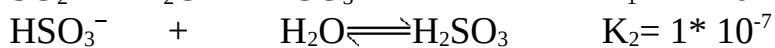
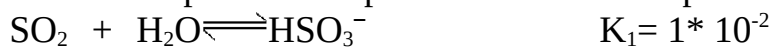
SO₂ žveplov dioksid

Nastaja pri gorenju žvepla. Je brezbarven plin, ostrega in zadušljivega vonja. Večino žveplovega dioksida se predela v žveplovo (VI) kislino. Žveplov dioksid nastane pri praženju sulfidnih rud npr. ZnS. ($2\text{ZnS(s)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{ZnO(s)} + 2\text{SO}_2\text{(g)}$). V naše ozračje pride z izpušnimi plini (avtomobili, tovarne) in povzročča nastanek kislega dežja.

Je močan reducent, v vodi pa kislina. Uporablja se za beljenje svile, volne in papirja, preprečuje rast bakterij, zato ga uporabljajo v živilski industriji, saj preprečuje porjavitev sušenega sadja. Kot sredstvo za konzerviranje sadja se uporablja tudi natrijev sulfat(VI), ki ga dovimo z uvajanjem žveplovega dioksida v raztopino natrijevega hidroksida.



Dobro se topi v vodi in pri tem z vodo delno protolitsko reagira.



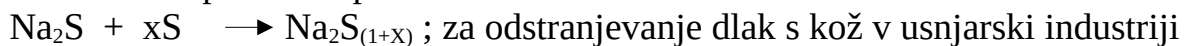
↓

Dve vrsti soli: hidrogensulfati (IV) in sulfati (IV)

H₂S divodikov sulfid

Pri sobni T je brezbarven, strupen plin (krvni strup), z značilnim vonjem po gnilih jajcih. ($\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \quad \Delta H^\circ_t = -20,6\text{kJ}$). V vodi se topi. Njegove vodne raztopine so kisle, ker z vodo delno protolitsko reagira. Dobimo ga z reakcijo kovinskih sulfidov (npr. ZnS) z močnimi kisljinami (npr. HCl). ($2\text{ZnS(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{S(g)}$). Večina kovinskih sulfidov je slabo topnih v vodi (CuS, SnS, MnS, FeS). Izjeme so sulfidi alkalijskih (npr. Na₂S) in zemljoalkalijskih kovin, ter amonijev sulfid (NH₄)₂S. H₂S(aq) -žveplovodikova kislina (šibka) soli: sulfidi, hidrogensulfidi.

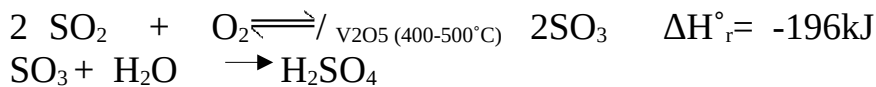
Sulfidi + žveplo → polisulfidi



H₂SO₄ žveplova (VI) kislina

Proizvedemo jo več kot katerekoli druge kemikalije. Je osnovna kemikalija kemijske industrije. Razvitost neke države ocenjujejo glede na letno porabo žveplove(VI) kisline. Največ se je porabi za proizvodnjo umetnih gnojil (70%), nato polnjenje avtomobilskih akumulatorjev, proizvodnjo barve, mil in detergentov in za sintezo aluminijevega sulfata(VI) Al₂(SO₄)₃. Čista 100% žveplova(VI) kislina lahko raztopi do 60% žveplovega trioksida. Raztopino žveplovega trioksida v žveplovi(VI) kislini imenujemo oleum. Ta kislina je močna, razžira in odvzema vodo, je higroskopna tekočina. Če sladkorju dodamo koncentrirano žveplovo(VI) kislino ta poogleni. Proizvaja se po tako imenovanem kontaktnem postopku.

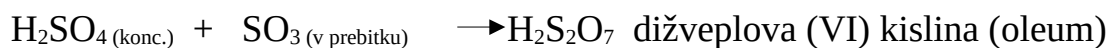
Oksidacija žveplovega dioksida SO₂, v žveplov trioksid SO₃, s katalizatorjem V₂O₅ (vanadijev pentaoksid).



Vanadijev pentaoksid V_2O_5 dobro deluje (poveča hitrost reakcije) v T območju od 400 do 500 °C. pri temperaturah po 400°C ne deluje, pri T nad 600 pa začne razpadati. Proizvodnja žveplove(VI) kisline poteka v reaktorju, ki ga imenujemo konverter.

Velik problem predstavlja odstranjevanje SO_2 iz dimnih plinov. Eden od postopkov: $\text{SO}_2 + \text{MgO} \xrightarrow{-150^\circ\text{C}} \text{MgSO}_3$

SO_3 – žveplov trioksid je vmesni produkt pri pridobivanju žveplove(VI) kisline ($\text{SO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \quad \Delta H_r^\circ < 0$). Pri sobni T je trdna, bela snov, ki je zelo higroskopska. Je močen oksidant. Tori več polimorfnih modifikacij. Je termično neobstoje.



Natrijev tiosulfat $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

- reagira s halogeni $2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ natrijev tetratioat
 - reakcijo uporabljamo v analizi kemiji za kvantitativno določanje joda oz. oksidatov, ki lahko oksidirajo jodide do joda.

V. SKUPINA

N	dušik	} nekovini	- plin
P	fosfor		
As	arzen	} polkovini	} trdne snovi
Sb	antimon		
Bi	bizmut - kovina		

Viri: v naravi najdemo v elementarni obliki samo dušik. Viri dušika je zrak in v zemeljski skorji nitrati (NaNO_3 -čilski soliter in KNO_3 -norveški soliter). Fosfor najdemo v zemeljski skorji v apatitih ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$; $\text{X}=\text{F}, \text{Cl}, \text{OH}$ ali $\frac{1}{2} \text{CO}_3$). Drugi elementi so najpogosteje v obliki sulfidov, največkrat v manjših količinah primešani drugim sulfidnim rudam.

Atomi elementov V. skupine imajo po pet valenčnih elektronov. Samo dušik in fosfor tvorita anione N^{3-} (nitridi) in P^{3-} (fosfidni). Ionski nitridi in fosfidi nastanejo pri reakciji alkalijskih, zemljoalkalijskih in še nekaterih kovin z dušikom in fosforjem. Ione X^{3+} tvorita antimon in bizmut ($\text{Sb}^{3+}, \text{Bi}^{3+}$).

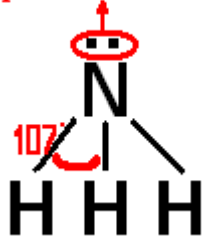
Oksidacijska števila: -3, +3, +5

Zaradi **treh samskih elektronov**, se lahko atomi V skupine povezujejo v plasti

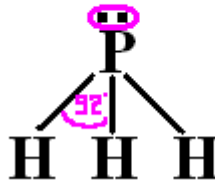
Vezi: v večini elementov V. skupine so atomi povezani s kovalentnimi vezmi.

- spojine v katerih atomi tvorijo 3 kovalentne vezi npr. NH_3 , PH_3 -fosfin

v sp^3 hibridni orbitali



v 3s orbitali- težje uporabi za vezavo protona, je manj bazičen od NH_3



- spojine, v katerih elementi tvorijo tudi 4, 5, ali 6 kovalentnih vezi (vezi so lahko tudi dvojne, v molekuli N_2 , pa je celo trojna vez).

Alotropne modifikacije: tvori elementni fosfor, arzen in antimon.

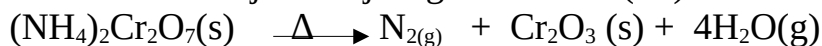
DUŠIK je brezbarven plin, brez vonja in okusa. V ozračju je v obliki dvoatomarnih molekul N_2 . Atoma sta v molekuli povezana z močno trojno vezjo, zato je dušik nereaktiven plin. Kljub temu dušik reagira pri sobni T z litijem. V zraku je 78% dušika. Industrijsko ga pridobivajo z destilacijo utekočinjenega zraka (ostanke kisika odstranimo tako, da vodimo dušik preko segretega bakra). 30% tako pridobljenega dušika porabijo za črpanje nafte. Nekaj dušika pridobljenega iz ozračja uporabijo za proizvodnjo amoniaka.

Tekoči dušik uporabljajo v živilski industriji za hitro zmrzovanje, npr. mesa, saj je vrelišče tekočega dušika pri -196°C . Utekočinjeni dušik se uporablja tudi za zmrzovanje organov in mikroorganizmov.

Laboratorijsko pridobivanje dušika:



-termični razkroj amonijevega dikromata(VI)



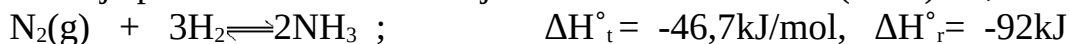
AMONIAK NH_3 je druga najpomembnejša osnovna surovina kmetijske industrije. Je brezbarven, strupen plin. Amoniak iz vodnih raztopin hlapi in povzroča soljenje. Zaradi vodikovih vezi ima amoniak v primerjavi s hidridi drugih elementov visoko vrelišče ($-33,4^\circ\text{C}$) in tališče (-78°C). amoniak se zelo dobro topi v vodi. Pri 20°C in pri tlaku 101,3kPa se raztopi 700l amoniaka v litru vode. Molekula amoniaka je dober ligand, tvori številne koordinacijske spojine.

Uporaba: - 85% ga porabijo za proizvodnjo umetnih gnojil
 - za proizvodnjo umetnih mas
 - zaščitna sredstva za poljedelstvo
 - razstrelivo
 - za sintezo HNO_3 in različnih polimernih snovi

Mnogi nitridi reagirajo z vodo, pri tem nastane tudi amoniak:



Amoniak sintetizirajo iz elementov (Haber-Boschov postopek). Reakcija poteka pri tlaku od 200 do 300 bar (1bar=100kPa) in temperaturi 450°C. Hitrost reakcije povečamo s katalizatorjem železom. $K(25^\circ\text{C}) = 6,2 \cdot 10^5$



Ravnotežje te reakcije pomaknemo v desno s povišanjem tlaka, ker je množina reaktantov (4mol), večja od množine produkta (2mol).

Reakcija je eksotermna in ravnotežje lahko pomaknemo v desno z znižanjem T.

- Vodne raztopine amoniaka so bazične ($\text{pH} > 7$, $K_b = 1,7 \cdot 10^{-5}$), ker amoniak z vodo protolitsko reagira. $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

- Amoniak tvori s kislinami soli $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

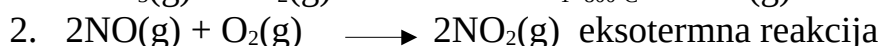
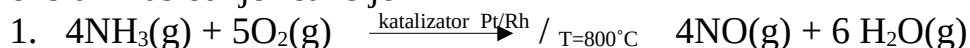
- Amonijeve soli so v vodi dobro topne, nastanejo pri reakciji amoniaka s kislinami. $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$ (NH_4Cl tudi sublimira)

-Vodne raztopine amonijevih soli z močnimi kislinami so kisle, ker amonijevi ioni protolitsko reagirajo z vodo $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

- Amoniak je reducent. S kisikom iz zraka ob prisotnosti plamena gori in se oksidira v elementarni dušik $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

DUŠIKOVA (V) KISLINA

PROIZVODNJA: s katalitsko oksidacijo amoniaka. Najprej pridobivajo dušikov oksid z naslednjo reakcijo



3. zmes dušikovega dioksida uvajamo v vodo, pri tem nastane 50 do 60% raztopina dušikove(V) kisline

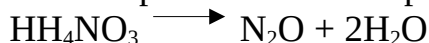


Čista 100% dušikova(V) kislina je brezbarvna tekočina, ki na svetlobi delno razpade, tako da se obarva rjavordeče, zato jo hranimo v temnih steklenicah. Pri 140°C razpade ($4\text{HNO}_3 \longrightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$). V laboratoriju uporabljamo koncentrirano 68% ali razredčeno 12% vodno raztopino. Koncentrirana dušikova(V) kislina je močen oksidant, je strupena, neprijetnega vonja, raztaplja baker, srebro in živo srebro.

Uporaba: dušikova umetna gnojila, razstreliva in zdravila.

DUŠIKOV OKSID NO je brezbarven, strupen plin, ki takoj reagira s kisikom iz zraka. Lahko je oksidant ali reducent, v vodi ni topen.

DIDUŠIKOV OKSID (N₂O) –smejalni plin je brezbarven, strupen plin. Nastane pri termičnem razpadu amonijevega nitrata (V).



Pri segrevanju razpade na dušik in kisik. Nastali kisik oksidira kovine in nekovine. Tleča trska v N₂O ne ugasne. Pomešanega s kisikom uporabljajo kot anestetik.

DUŠIKOV DIOKSID (NO₂) je strupen rjavo rdeče obarvan plin. Je oksidant.

Reagira z vodo. $2\text{N}^{+4}\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HN}^{+5}\text{O}_3 + \text{HN}^{+3}\text{O}_2$

-NO₂ + raztopina hidroksidov nastane zmes nitratov(III) in nitratov(V).

DUŠIKOVA (III) KISLINA HNO₂ je šibka kislina, obstojna v razredčenih vodnih raztopinah. Soli: nitrati(III)- ionske spojine.

DIDUŠIKOV TRIOKSID N₂O₃ nastane iz ohlajene zmesi NO in NO₂ pri -10°C (pri tej T je N₂O₃ tekoč). $\text{NO} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_3$

-pri reakciji z vodo nastane HNO₂

-pri reakciji s hidroksidi (aq) pa raztopine nitratov(III)

FOSFOR

Ima več alotropnih modifikacij: beli, rdeči, vijolični in črni fosfor.

Pridobivanje: $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 + 10\text{C} \xrightarrow{2000^\circ\text{C}} \text{P}_4 + 6\text{CaSiO}_3 + 10\text{CO}$

Pri gorenju fosforja na zraku najprej nastane fosforjev(III) oksid P₄O₆, če pa je zrak v prebitku pa nastane fosforjev (V) oksid P₄O₁₀.

$\text{P}_4(\text{s}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$

Pri počasi oksidaciji P₄O₆ \longrightarrow P₄O₁₀ se sprošča svetloba. Fosfor se v temi svetlika- fosforescenca.

P₄O₆ je reducent, strupen, P₄O₁₀ ni strupen, je trdna bela snov in se uporablja kot sušilno sredstvo, saj je zelo higroskopen. Z vodo reagira pri tem nastane fosforjeva(V) kislina (P₄O₁₀(s) + 6H₂O(l) \longrightarrow 4H₃PO₄(aq)). Oba sumblimirata.

BELI FOSFOR je najreaktivnejši, vžge se pri 50 °C, lahko pa že pri sobni T, če je fino dispergiran. Hranimo ga v vodi. V vodi se ne topi. Je strupen. Osnovni delci belega fosforja so molekule P₄. Atomi fosforja so v molekuli razporejeni v ogliščih tetraedra.

RDEČI FOSFOR je amorfna modifikacija, zato njegove strukture ne poznamo. Je manj reaktiven kot beli fosfor, ni strupen. Vžge se pri 400°C.

VIJOLIČNI FOSFOR tvori polimerne molekule-verige. Nastane pri segrevanju belega v zaprti posodi.

ČRNI FOSFOR tvori polimerne molekule-valovite plasti. Je polprevodnik, prevaja električni tok. Je najobstojnejši. Nastane iz belega fosforja pod velikim tlakom.

FOSFIN PH₃ (4P + 3KOH + 3H₂O \longrightarrow PH₃ + 3KH₂PO₂)

DIFOSFIN P₂H₄ (6P + 4KOH + 4H₂O \longrightarrow P₂H₄ + 4KH₂PO₂)

FOSFORJEVA(V) KISLINA H₃PO₄ čista 100% fosforjeva(V) kislina je brezbarvna kristalinična snov (trdna), s tališčem pri 42°C. Je obstojna snov,

pridobivajo jo iz apatitov. Bolj koncentrirano pa pridobivajo z oksidacijo belega fosforja in z raztapljanjem fosforjevega(V) oksida v vodi. Običajno je v prodaji 80-90% raztopina fosforjeve(V) kisline. Fosforjeva(V) kislina je srednje močna kislina in ni oksidant. Protolitsko reagira z vodo v treh stopnjah.

S hidroksemi lahko tvori 3 vrste soli: -dihidrogenfosfat(V)
-hidrogenfosfat(V)
-fosfat(V)

Dodatek fosforjeve(V) kisline in fosfatov(V) poveča obstojnost živil. Fosfati vežejo vodo in tako živila ostanejo sveža dlje časa. Uravnavajo tudi kislost živil. Polifosfate uporabljamo za mehčanje vode, fosfate(V) pa za umetna gnojila.

FOSFORJEVA(III) KISILNA H_3PO_3 je med najmočnejšimi anorganskimi reducenti daje naslednje soli: -dihidrogenfosfat(III)
-hidrogenfosfat(III)

FOSFORJEVA(I) KISLINA H_3PO_2

UMETNA GNOJILA za rodovitnost zemlja potrebuje spojine treh elementov:
-dušik (dušikova gnojila so ali amonijeve soli ali pa nitrati(V))
-kalij (KNO_3 , K_2SO_4 , KCl)
-fosfor (»superfosfat«- zmes kalcijevega dihidrogenfosfata(V) in kalcijevega sulfata(VI)).

IV. SKUPINA

C- ogljik	- nekovina	} trdno agregatno stanje
Si- silicij	} polkovini	
Ge- germanij		
Sn- kositer		
Pb- sivec	} kovini	

Viri: v naravi najdemo v elementarnem stanju samo ogljik, v dveh alotropnih modifikacijah: grafit in diamant.

Glavni viri ogljika so fosilna goriva: premog, nafta, zemeljski plin, ogljikov dioksid v ozračju in raztopljen v oceanih, ter v zemeljski skorji karbonatne kamnine: kalcit $CaCO_3$ in dolomit $CaMg(CO_3)_2$. Ogljika je v zemeljski skorji in atmosferi le 0,8%. Mednje uvrščamo tudi germanij, kositer in sivec.

Silicij je drugi najbolj razširjeni element v zemeljski skorji. V naravi ga najdemo v obliki silikatov, alumosilikatov (gline, kamnine) in silicijevega dioksida (kremen).

Tališče, vrelišče ima najvišje ogljik.

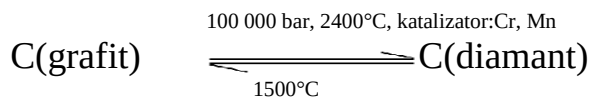
Vezi: -Ogljik, silicij in germanij tvorijo kovalentne spojine, s 4 kovalentnimi vezmi CCl_4 , SiH_4 ... Obstoynost teh spojin se manjša po skupini navzdol. Obstoynnejše so spojine, ki imajo oksidacijsko število +4, razen pri svincu. Ogljikovodiki $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ so pri sobni T na zraku obstoynne spojine, silani $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ pa se vžgejo. Še manj pa so obstoynne germanijeve spojine z vodikom. -Za kositer in svinec pa so značilne spojine z ionskim značajem. Sn^{2+} , Sn^{4+} , Pb^{2+} , Pb^{4+} .

UGLJIK

Tvori ogromno število spojin, zaradi:

- velike vezne energije C-C vezi (248,6kJ/mol)
- velika vezna energija C-O, C-H ki je še nekoliko višja
- vez C-H je skoraj nepolarna- ne reagira protolitsko

Pri ogljiku so znane številne alotropne modifikacije. V naravi najdemo dve: grafit in diamant. Grafit lahko pretvorimo v diamant in obratno.



KRISTALINIČNE OBLIKE:

DIAMANT je najtrša naravna snov. Karat= 200 mg diamanta. Industrijsko pridobljeni diamanti so v primerjavi z naravnimi zelo majhni in neprimerni za nakit. Uporabljamo pa jih za konice vrtalnih strojev, rezila ali brusilne površine strojev. Z diamantnim prahom brusijo tudi naravne diamante za nakit. Pretvorba diamantov v grafit bi bila nesmiselna.



GRAFIT prevaja električni tok, ima mazavne lastnosti zaradi plastovite strukture. Uporablja se za mine svinčnikov, za elektrode pri elektrolizi, za grafitne palice v jedrskih reaktorjih, za reakcijske posode v kemijski industriji .. Mine za svinčnike izdelujejo iz grafitnega prahu in gline, to zmes žgejo pri 1200°C , nato jih potopijo v vroč vosek. Od količine gline je odvisno kako trd bo svinčnik. Če primešajo 25% gline bo svinčnik mehak, če pa 75% pa trd.

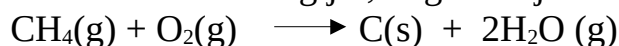
FULEREN je superprevoden ogljik- brez izgub. Je v obliki nogometne žoge (Busky- ball), C_{60} , zapomni si obliko nano cevčice.

NEKRISTALINIČNE (AMORFNE) OBLIKE GRAFITA:

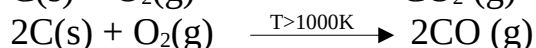
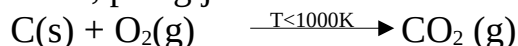
AKTIVNO OGLJE je uprašeno lesno oglje. S segrevanjem lesa pri visokih T brez zraka dobimo lesno oglje, ki je porozno in ima zelo veliko površino. Aktivno oglje uporabljajo za odstranjevanje primesi. Tako prečistijo (rafinirajo) sladkor. Na aktivno oglje se vežejo primesi, ki sladkor obarvajo rjavo. Je sestavina filtrov v plinskih maskah, uporablja se tudi za čiščenje voda.

KOKS je oglje, pridobljeno s segrevanjem premoga brez zraka, podobno kot aktivno oglje. Uporabljajo ga kot reducent v metalurgiji za redukcijo kovinskih oksidov do kovin.

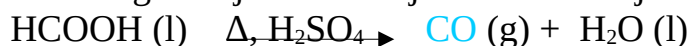
SAJE (ČRNI OGLJIK) uporabljajo za polnilo avtomobilskih gum in tiskarske barve. Je amorfni ogljik, ki ga dobijo z nepopolnim gorenjem metana.



Pri gorenju ogljika v omejeni količini zraka nastane ogljikov oksid, v prebitku zraka, pa ogljikov dioksid.



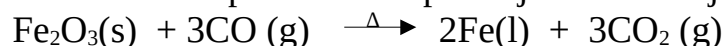
OGLJIKOV OKSID CO dobimo pri nepopolnem gorenju kateregakoli fosilnega goriva ali ogljika. Nastaja tudi pri gorenju pri zelo visokih T v termoelektrarnah, v bencinskih motorjih in metalurških procesih. Dobimo ga tudi s segrevanjem metanojske ali etandiojske kisline.



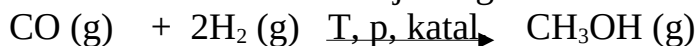
Je plin brez barve, vonja in okusa in zelo strupen, ker ga človek ne zazna. V vodi je nevtralen oksid. Ogljikov oksid se veže namesto kisika na železo v hemoglobinu in vez je približno 300× močnejša kot s kisikom. Ogljikov oksid je reducent.

- V zraku z modrim plamenom zgori v ogljikov dioksid. ($2\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2$)

- V metalurških procesih se uporablja za redukcijo kovinskih oksidov do kovin.



- V navzočnosti katalizatorja reagira z vodikom



OGLJIKOV DIOKSID CO₂ nastaja pri:

- gorenju fosilnih goriv z dovolj kisika $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

- termičnem razpadu karbonatov $\text{CaCO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

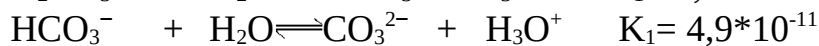
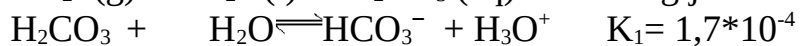
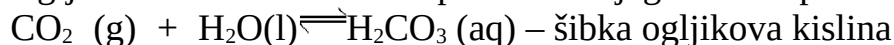
- z raztapljanjem karbonatov v raztopinah kislin



Pri -78°C zmrzne v belo trdno snov; sublimira (zato ga uporabljajo kot suhi led, npr. za shranjevanje sladoleda), tekoči CO₂ nastane le pri tlaku najmanj 5,1atm.

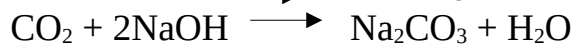
Je pomemben plin za življenje- fotosinteza. ($6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{svetloba}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$)

Ogljikov dioksid se dobro topi v vodi. Njegove raztopine so kisle.



Ker se volumen med reakcijo zmanjšuje s povečanjem tlaka dobimo v ravnotežju več produktov.

Če ogljikov dioksid uvajamo v raztopine hidroksidov lahko pripravimo dve vrsti soli: hidrogenkarbonate in karbonate. Karbonati nastanejo tudi z oksidi + CO₂.



-hidrogenkarbonati HCO₃⁻ so dobro topni v vodi, razen natrijevega hidrogenkarbonata NaHCO₃(pecilni prašek).

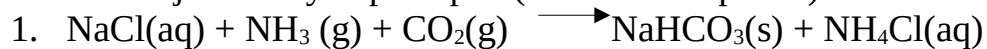


-od karbonatov so dobro topni le alkalijski karbonati in amonijev karbonat. Raztopine karbonatov so bazične.

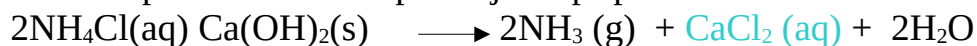
Karbonati in hidrogenkarbonati reagirajo s kislinami, ki so močnejše od ogljikove kisline. $\text{BaCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Na₂CO₃- natrijev karbonat- soda uporablja se za proizvodnjo stekla

Pridobivanje: Solvayev postopek (zelo malo odpadka)



Stranski produkt NH₄Cl uporabijo za pripravo amoniaka



Edini odpadni produkt