

## VI. skupina periodnega sistema

O, S, Se, Te, Po

$ns^2 np^4$

Kisik je najbolj razširjen element v zemeljski skorji.  
Tvorijo spojine s skoraj z vsemi elementi.

veplo industrijsko pomembno predvsem zaradi  
 $H_2SO_4$ ; nacionalno porabo še vedno pogosto jemljejo  
kot indeks uspešnosti države

↓  
3 vloge:  
kislina, oksidant, dehidracijsko sredstvo

Se in Te sta redka elementa

Električna prevodnost Se se spreminja, če nanj sije sonce,  
zato ga uporabljajo za fotoelektrične celice (kamere) in v  
fotokopirnih strojih (elektronski privlak ogljika v prahu na selen).

## Oksidacijska stanja

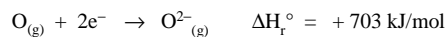
Kisik ima za fluorom največjo elektronegativnost: -3.4, zato je  
oksidacijsko število kisika v spojinah vedno negativno, razen v spojinah s  
fluorom.

Kisik skoraj vedno  $2-$ , razen

peroksidni ion,  $O_2^{2-}$ , kjer je  $-1$   
in superoksidni ion,  $O_2^-$ , kjer je  $-1/2$

Oksidacijska števila vepla od  $-2$  do  $+6$

Nastanek  $O^{2-}$  je endotermen proces:



Mrežna entalpija mnogih kovinskih oksidov je močno  
negativna, zato uravnovešči ta proces → predvsem ionski  
oksidi  
( $Na_2O$ ,  $MgO$ ,  $Al_2O_3$ )

## Periodicnost

↓ kovinski značaj raste po skupini

O, S, Se nekovine, Te na prehodu

Zakaj take razlike med kisikom in drugimi elementi v skupini:

1. majhna velikost O atoma omogoča nastanek dvojnih vezi (predvsem z C in N), pri tem sodelujejo p orbitale O
2. nima d - orbital, oz. so previsoko po energiji (3d)
3. velika elektronegativnost

## Kisik

Nastopa kot O<sub>2</sub> in O<sub>3</sub>

O<sub>2</sub>, kondenzira pri – 183°C, paramagneten

Str. po Lewisu:  $\begin{array}{c} \cdot\cdot & \cdot\cdot \\ \text{O} & : & \text{O} \\ \cdot\cdot & \cdot\cdot \end{array}$  / ni dobro, ker so vsi e<sup>-</sup> v parih

šele MO teorija poka e, da sta 2 e<sup>-</sup> samska

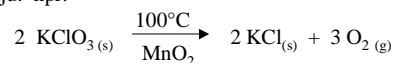
## Kisik je mocan oksidant

gorenje  
dihanje

zelo pomembna industrijska kemikalija  
v jeklarski industriji  
za očiščevanje onesnženih rek  
za zdravljenje bolnikov z dihalnimi težavami  
oksidant v raketah (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>)

Dobimo ga pri frakcionirani destilaciji zraka, nato ga polnijo v jeklenke.

V laboratoriju: npr.



## Ozon

(grško: vonjati)

Svetlomodri plin rezkega vonja, pri – 112°C kondenzira v tekočino kot crnilo modre barve.

V zgornjih plasteh atmosfere nastaja pri razelektritvah in je zaščita pred UV sevanjem sonca.

Termično nestabilen, mocan oksidant.

Uporaba: namesto klora v nekaterih čistilnih napravah voda.

veplo

vec alotropskih modifikacij (tvori verige in obroci)

sobna T rombsko ali  $\alpha$  - veplo  
↓  
S<sub>8</sub> obroci

96°C monoklinsko veplo ( $\beta$  - veplo); S<sub>8</sub> obroci

120°C talina, rumenorjava tekocina, S<sub>8</sub> obroci

↓ še višja S<sub>8</sub> obroci se cepijo, tekocina postane bolj  
↓ temp. viskozna, nastanejo prepletene verige,  
dolge do 1/4 mio atomov S

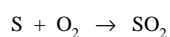
pri višjih T se viskoznost zmanjša - verige do 1000 atomov S

~ 400°C

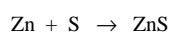
ce to viskozno tekocino hitro ohladimo, dobimo plastieno veplo

445°C vrelišce vepla

veplo je reaktivno:

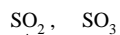


s kovinami (manj elektroneg. od vepla) tvori sulfide:



- velike kolicine vepla uporabijo za pridobivanje H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- vulkanizacija gume - S tvori mostovne vezi med molekulami gume

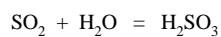
Oksidi in oksokislina



↓

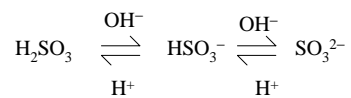
gorenje vepla na zraku ali v kisiku  
fosilna goriva vsebujejo veplo ⇒ kisel de

brezbarven, dušljiv, strupen plin



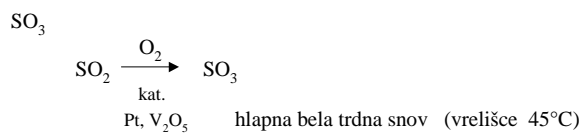
oksidacijsko število +4 ⇒ oksidant in reducent

v vodni raztopini v ravnotežju



tirosulfatni ion  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  (en kisikov atom, vezan na veplo, zamenjan z veplovim atomom)

v fotografiji se uporablja kot fiksir



$\text{H}_2\text{SO}_4$



1. stopnja disociacije je praktično popolna  $\Rightarrow$  mocna kislina

$$\text{pK}_{a2} = 1.92$$

cista  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je brezbarvna viskozna tekočina, vre pri 338°C

kislina, oksidant, dehidratijsko sredstvo

uporaba: za pripravo drugih kemikalij  
barve  
detergenti  
vlakna  
umetna gnojila

## Spojine z vodikom

### Voda

delno ionizira:  $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Ena izmed najbolj vsestranskih kemikalij:  
kot Brönstedova kislina ali baza, kot Lewisova baza,  
oksidant ali reducent

---

### $\text{H}_2\text{O}_2$

Industrijsko ga pridobivajo s katalitično oksidacijo vodika  
v lab.:  $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{razt}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{BaSO}_4$

bledo modra tekocina, podobnih lastnosti kot voda  
zmrzne pri  $-0.4^\circ\text{C}$ , vre pri  $+150^\circ\text{C}$

oksidacijske lastnosti izkoriščamo za:  
beljenje las  
blago sredstvo za dezinfekcijo  
v industriji za beljenje tekstila

---

### $\text{H}_2\text{S}$

$\text{FeS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Fe}^{2+}$

strupen plin z vonjem po gnilih jajcih

## Industrijska kemija

Nahajališča: kisik

$\text{O}_2$  v zraku  
 $\text{O}_3$  v ozonski plasti  
 $\text{O}^{2-}$  vezan v mineralih, v oceanih

veplo (16. element po razširjenosti)  
elementarno, predvsem v ZDA in Mehiki ter  
na Siciliji

sulfidi  $\text{ZnS}$  cinkova svetlica  
 $\text{HgS}$  cinobarit

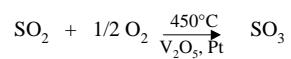
sulfati  $\text{CaSO}_4$  anhidrit

---

Fraschev postopek za pridobivanje vepła

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - kontaktni postopek

sulfidni minerali  $\xrightarrow[\text{pra enje}]{} \text{SO}_2$



SO<sub>3</sub> raztopijo v 98% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> in dobijo oleum  $\Rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

z razredcenjem dobijo H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

