

Kyslík (O)

Z	8
Elektronegativita	3.44
Skupina	16. (VI.A)- chalkogen
Počet valenčních elektronů	6
Množství na Zemi	49,4 hm. %
Izotopy	^{16}O (99,9 %), ^{17}O , ^{18}O
Konfigurace	$1s^2 2s^2 2p^4$

Výskyt:

- Atmosféra
 - o Dikyslík (O_2)- 21 %
 - o Ozon (O_3)- 25km nad zemí- vzniká účinky UV záření či blesků- ochrana země před UV
- Hydrosféra (voda)
- Litosféra- anorganické sloučeniny (minerály, horniny)
- Biosféra- organické sloučeniny (sacharidy, aminokyseliny)

Vlastnosti a reakce:

- Bezbarvý plyn bez chuti a zápachu
- Těžší než vzduch
- Omezeně rozpustný ve vodě
- Dikyslík- velmi reaktivní (exotermické reakce)
- Atomární kyslík- extrémně reaktivní- vzniká pouze při chemických reakcích
- Ozón- silné oxidační činidlo (rozpadá se na O_2 a O)- jedovatý plyn modré barvy
- Silné oxidační činidlo (např. hoření)
- Atomy kyslíku nestálé → snaha získat stabilní konfiguraci $2s^2 2p^6$:
 - o Přijmutí 2 elektronů (O^{2-})
 - o Vytvoření 2 jednoduchých vazeb (H_2O)
 - o Vytvoření 1 dvojné vazby (CO_2)
- Nejčastěji dvojjazný

Příprava:

- Tepelný rozklad kyslíkatých sloučenin
- Elektrolýza vody
- Reakce burelu s kyselinou sírovou ($2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{O}_2$)

Do vzduchu uvolňován fotosyntetickými zelenými rostlinami

Průmyslová výroba:

- Frakční destilace kapalného vzduchu
- Elektrolýza vody

Použití (tlakové lahve označeny modrým pruhem):

- Výroba železa
- Sváření a řezání kovů
- Chemický průmysl (oxidační procesy)
- Dýchací přístroje (lékařství, potápění)

- Raketové palivo
- Ozon- desinfekce vzduchu a pitné vody

Oxidy

Dvoupvkové sloučeniny s elektropozitivnějšími (méně elektronegativními) prvky

- Oxidační číslo kyslíku -II
- Tvoří s téměř všemi prvky
- Příprava: přímé slučování, reakce prvku s vodní párou

Dle vnitřní struktury:

- Oxidy iontové- s prvky s velmi malou elektronegativitou- alkalické kovy + kovy alkalických zemin, lanthanoidy, aktinoidy- iontová vazba- pevné látky s vysokou teplotou tání (např. CaO)
- Oxidy molekulové- s nekovy¹ s vysokou elektronegativitou- kovalentní vazba- těkavé, plynné nebo kapalné (SO₂)
- Oxidy polymerní- střední elektronegativita (střed PSP)- polárně kovalentní vazba- tvrdé s vysokou teplotou tání (B₂O₃)

Dle reakce s vodou, hydroxidy a kyselinami:

- Oxidy kyselinotvorné- molekulové oxidy a oxidy kovů s oxidačním číslem vyšším než V)- s vodou poskytují kyseliny a s hydroxidy reagují za vzniku solí ($SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$)
- Oxidy zásadotvorné- iontové oxidy a oxidy kovů s oxidačním číslem menším než IV- s vodou poskytují zásady a s kyselinami reagují za vzniku solí ($CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$)
- Oxidy amfoterní- oxidy kovů s nižšími oxidačními čísly a specifickou strukturou- reagují s kyselinami i zásadami (např. Al₂O₃)

Peroxid vodíku (H₂O₂)

Peroxisloučenina= 2 atomy kyslíku (—O—O—) s oxidačními čísly -I

Vlastnosti:

- Bezbarvá olejovitá kapalina
- Bezvodý stav = výbušná
- Silné polární rozpouštědlo
- Účinkem světla a některých látek (krev) se rozkládá na vodu a kyslík
- Většinou oxidační účinky
- Rozpuštěný ve vodě se chová jako slabá kyselina

Využití:

- 3% roztok- bělení + desinfekce
- Výbušniny

Existují rovněž hyperperoxydy (XO₂)- obsahují hyperperoxidový anion O₂⁻ (např. KO₂ hyperperoxid draselný)

¹ Sloučeniny s fluorem=fluoridy (NG F>NG O)

Vytváří 2 řady solí:

- Peroxidy ($X^I_2O_2$)- (např. Na_2O_2 peroxid sodný)
- Hydrogenperoxydy (M^IHO_2)- (např. $NaHO_2$ hydroperoxid sodný)