

## Az oxigén és szervesetlen vegyületei – középszint

Melyik elemet fedezte fel Müller Ferenc?	A tellúrt.
Ki fedezte fel a tellúrt?	Müller Ferenc
Allotrópia	Az a jelenség, hogy bizonyos elemek különböző kristály- vagy molekulaszervezetű módosulatokat képeznek.
Az oxigén színe: <b>színtelen</b> szaga: <b>szagtalan</b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>gáz</b>	
Az oxigén vízben <b>kis mértékben</b> oldódik, mert <b>molekulái apolárisak</b> .	megjegyzés: a vízi élőlényeknek nélkülözhetetlen a vízben oldott oxigén
Az oxigén alacsony hőmérsékleten <b>kevésbé</b> , magas hőmérsékleten <b>rendkívül</b> reakcióképes.	megjegyzés: az oxigénmolekula stabil, kötési energiája nagy, ezért szükséges a magas hőmérséklet
Az égéshez az éghető anyag és a gyulladási hőmérséklet mellett szükség van <b>oxigénre</b> is.	
Az oxigén reakciója hidrogénnel szikra hatására vagy magas hőmérsékleten (egyenlet)	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Az oxigén reakciója kénrel (egyenlet)	$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
Kén és oxigén reakciójában <b>kén-dioxid-gáz</b> keletkezik.	
Az oxigén és foszfor reakciója (egyenlet)	$4 \text{P} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$
Az oxigén és foszfor reakciójában <b>difoszfor-pentaoxid</b> keletkezik.	
A fémek közül <b>az alkálifémek</b> szobahőmérsékleten is gyorsan oxidálódnak.	
A magnézium és az oxigén reakciója	$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
A magnézium-oxid keletkezését <b>fényjelenség</b> kíséri.	
Az alumínium és oxigén reakciója (egyenlet)	$4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
A vas és oxigén reakciója (egyenlet)	$4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
A vas levegőn történő égése során <b>vas(III)-oxid</b> keletkezik.	megjegyzés: mivel az oxigén rendkívül erős oxidálószer, ezért háromszorosan pozitív ionok képződnek
<b>Korrózió</b> nak a víz és levegő jelenlétében lejátszódó elektrokémiai folyamatot nevezzük.	
Az oxigén és a metán (földgáz fő alkotóeleme) reakciója (egyenlet)	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
<b>Az oxigén</b> a legnagyobb mennyiségben előforduló elem a Földön.	
Az oxigén elemi állapotban a Föld <b>légtörésében</b> található meg.	

Az oxigén a levegő <b>21</b> térfogatszázalékát alkotja.	
Az oxigén leggyakoribb vegyülete a Földön <b>a víz.</b>	
Laboratóriumban az oxigént víz <b>elektrolízisével</b> állítják elő.	
Az ipar az oxigént <b>a levegő cseppfolyósításával</b> és annak <b>frakcionált desztillálásával</b> állítja elő.	
Oxigén a természetben <b>fotoszintézis</b> útján keletkezik.	
Az állatok a légzés során <b>oxigént</b> használnak fel az életben maradáshoz. (biológiai oxidáció)	
Az oxigént az ipar <b>magas hőmérsékletű</b> lángok előállítására használja.	
Az oxigént a gyógyászatban <b>lélegeztetésre</b> használják.	
Az ózon az oxigén <b>allotróp</b> módosulata.	
Az ózon kb. 30 km magasan a légkörben 10-25 km vastagságú <b>ózonréteget</b> alkot.	
Az ózon a felsőbb légrétegekben <b>ultraibolya (UV) sugárzás</b> hatására képződik.	
Az ózonréteg védi a földi életet a nap káros <b>UV-sugaraitól.</b>	
A föld közelében keletkező ózon <b>oxidáló</b> hatása révén <b>káros</b> az élőlényekre.	
A nemfémek elemek molekuláris szerkezetű oxidjaiból vízzel reagálva <b>oxosavak</b> keletkeznek.	
Az oxigén kis elektronegativitású fémekkel (pl. Mg, Ca) <b>ionrácsos</b> oxidokat alkot.	
Az oxigén nagyobb elektronegativitású fémekkel (pl. Al) és közepes elektronegativitású nemfémekkel (pl. Si) <b>atomrácsos</b> oxidokat alkot.	
Az oxigén nagy elektronegativitású nemfémekkel (pl. C, H, N) <b>molekularácsos</b> oxidokat alkot.	
A víz színe: <b>színtelen</b> szaga: <b>szagtalan</b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b> folyadék</b>	
A jég sűrűsége <b>kisebb</b> a víz sűrűségénél.	
A víz sűrűsége <b>+4°C-on</b> a legnagyobb.	
A víz sűrűsége <b>+4°C-tól</b> a hőmérséklet emelkedésével <b>csökken.</b>	

A víz sűrűsége +4°C-tól a hőmérséklet csökkenésével <b>csökken</b> .	
A víz polaritás szerint <b>erősen poláris</b> .	
A vízmolekulákat összetartó legerősebb másodrendű kölcsönhatás <b>a hidrogénkötés</b> .	
A tengervízben nagyobb a <b>sókoncentráció</b> , mint az édesvízben.	
Az édes oldott <b>sókat és gázokat</b> tartalmaz.	
Az esővíz oldott sókat nem, csak oldott <b>gázokat</b> tartalmazó édesvíz. Kémhatása <b>gyengén savas</b> a benne oldott <b>szén-dioxidnak</b> köszönhetően.	
A savas esők savas kémhatását a környezetszennyező <b>kén-dioxid és nitrogén-oxid</b> -gázok légkörbe kerülése okozza.	megjegyzés: a savas esők kialakulásának okai közé nem vesszük be a szén-dioxidot
Egy anyag saját molekulái között végbemenő protonátadási folyamatot <b>autoprotolízisnek</b> nevezzük.	
A víz autoprotolízisének egyenlete	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
A víz <b>amfoter</b> , mert <b>savként és bázisként is</b> viselkedhet reakciópartnerétől függően.	
Ha a vízben túl nagy a nitrogén és a foszfor koncentrációja az kedvez az algák növekedésének, ezt <b>eutrofizációnak</b> nevezzük.	
Az eutrofizáció (algásodás) következtében nincs elég <b>fény és légzési gáz</b> a vízi növények megfelelő működéséhez. Pusztulásuk <b>szerves anyagokat</b> termel, melyekből felszabaduló gázok további pusztuláshoz vezetnek.	
A vízben oldott szén-dioxid szénsavvá alakul, amely oldja a mészkövet. Ha víz szén-dioxid és ezáltal szénsav tartalma csökken, akkor a mészkő kicsapódik és cseppkő keletkezik. Ezeket a folyamatokat <b>karsztjelenségeknek</b> nevezzük.	
A <b>kemény víz</b> sok <b>kalcium- és magnéziumion</b> ot tartalmaz.	
A <b>lágysz víz</b> kevés <b>kalcium- és magnéziumion</b> ot tartalmaz.	
A víz <b>változó keménységét forralással</b> megszüntethetjük.	
A víz változó keménységéért a vízben oldott <b>kalcium- és magnézium-hidrogén-karbonátok</b> felelősek.	megjegyzés: forraláskor a hidrogén-karbonátok oldathatatlan karbonátokká alakulnak

Azt a vízkeménységet, amely forralás után is megmarad, <b>állandó keménységnek</b> nevezzük.	
A víz állandó keménységét az oldott <b>kalcium-és magnézium-kloridok,-szulfátok és nitrátok</b> okozzák.	
A víz <b>magnézium-és kalciumion-</b> tartalmának csökkentését <b>vízlágyításnak</b> nevezzük.	
A vízkeménységet csökkentő vegyületek a <b>trisó (nátrium-foszfát) és a szóda (nátrium-karbonát).</b>	
A nátrium-foszfát és a nátrium-karbonát a kemény víz kalcium-és magnéziumionjaival <b>foszfát-és karbonát csapadékot</b> képez, így csökkentve a vízkeménységet.	
A vízben lévő összes keménységet okozó iont <b>ioncserélő</b> eljárással lehet eltávolítani.	
A víz <b>jól</b> old sok vegyületet, leginkább az erős savakból és bázisokból keletkező sókat és más poláris vegyületeket.	
Az emberi szervezetben lejátszódó számos reakció a sejten belül zajlik le, az itt nagy mennyiségben rendelkezésre álló víz jó <b>reakcióközeg.</b>	
A víz nagy mennyiségben áll rendelkezésre a Földön és részt vesz reakciókban, ezért a reakcióközeg szerepe mellett lehet <b>reakciópartner</b> is.	
Mivel a víz hőkapacitása nagy, ezért izzadáskor sok hőt képes elvonni a szervezetből, így fontos szerepe van a <b>hőháztartásban</b> is.	
A kalcium-oxid köznapi neve <b>égetett mész.</b>	
A kalcium-oxid képlete: <b>CaO</b> színe: <b>fehér</b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>	
A kalcium-oxid rács típusa <b>ionrács.</b>	
A kalcium-oxid vízben <b>oldható és reakcióba lép vele.</b>	
A mészoltás egyenlete	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
A mészoltás részecskeátmenet szempontjából <b>sav-bázis reakció.</b>	megjegyzés: a víz ad át protont az oxidionnak
A kalcium-oxidból (égetett mész) a mészoltás során oltott meszet készítenek, amivel <b>építkezéseknél</b> használnak.	
A kalcium-oxid és a sósav reakciója (egyenlet)	$\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$

A kalcium-oxid savakkal való reakciója részecskeátmenet szempontjából <b>sav-bázis reakció.</b>	
A magnézium-oxid képlete: <b>MgO</b> színe: <b>fehér</b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>	
A magnézium-oxid vízben <b>alig</b> oldódik.	
A magnézium-oxid (égetett magnézia) erősen higroszkópos anyag, a gyógyszeripar <b>hashajtóként</b> használja.	
A magnézium-oxidot (égetett magnézia) az építőipar <b>tűzálló téglák</b> készítésére használja.	
A magnézium-oxid és a sósav reakciója	$\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{MgCl}_2$
A magnézium-oxid savakkal való reakciója részecskeátmenet szempontjából <b>sav-bázis reakció.</b>	
A nátrium-hidroxid köznapi nevei <b>lúgkő, marónátron.</b>	
A nátrium-hidroxid képlete: <b>NaOH</b> színe: <b>fehér</b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>	
A nátrium-hidroxid rács típusa <b>ionrács.</b>	
A nátrium-hidroxid <b>fehérjeoldó</b> hatása miatt erős mérég.	
A nátrium-hidroxid <b>erősen higroszkópos (nedvszívó)</b> , ezért szárításra használják.	
A nátrium-hidroxid a levegőn elkarbonátosodik (egyenlet)	$2 \text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
A nátrium-hidroxidot az ipar a <b>kősó (NaCl) vizes oldatának elektrolízisével</b> állítja elő.	
A zsírok nátrium-hidroxiddal való főzése a <b>szappangyártás</b> egy lehetséges módja.	
Nagy mennyiségű nátrium-hidroxidot használnak fel <b>alumíniumgyártás</b> során is, a <b>bauxitból</b> ezzel oldják ki az alumíniumvegyületeket.	
A nátrium-hidroxid és a sósav reakciója (egyenlet)	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
A nátrium-hidroxid vízben való oldása hőszínezet szempontjából <b>exoterm.</b>	
A kalcium-hidroxid köznapi neve <b>oltott mész.</b>	
A kalcium-hidroxid képlete: <b>Ca(OH)<sub>2</sub></b>	

színe: <b>fehér</b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>	
A kalcium-hidroxid rács típusa <b>ionrács</b> .	
A kalcium-hidroxid <b>rosszul</b> oldódik vízben, de telített oldatának kémhatása <b>erősen lúgos</b> .	
A kalcium-hidroxid képződése hőszínezet szempontjából <b>exoterm</b> .	
A kalcium-hidroxidot mésztej készítésére használják, amely megköti a levegőből a szén-dioxidot, ez a folyamat játszódik le a <b>meszelés</b> és a <b>habarcskészítés</b> közben is.	
A habarcs megkötése (egyenlet)	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
A kalcium-hidroxid erősen vízelvonó, másnéven <b>higroszkópos</b> tulajdonságú.	
A kalcium-hidroxid és a sósav reakciója (egyenlet)	$\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

### Az oxigén és szervesetlen vegyületei – emelt szint

A higany-oxid termikus bontása (egyenlet)	$2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
Az oxigén előállítható <b>hidrogén-peroxidból</b> katalizátor (pl. mangán-dioxid) segítségével.	
Oxigén előállítása hidrogén-peroxidból (egyenlet)	$2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ( $\text{MnO}_2$ katalizátor)
Oxigén hidrogén-peroxid-oldatból történő előállítását <b>barnakő (<math>\text{MnO}_2</math>)</b> katalizátorral gyorsíthatjuk.	
Az oxigén kálium-permanganát hevítésével való előállításának egyenlete	$2 \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
Azokat a vegyületeket, amelyekben az oxigén -1-es oxidációs számmal szerepel <b>peroxidoknak</b> nevezzük.	
A dihidrogén-peroxid köznapi neve <b>hidrogén-peroxid</b> .	
A hidrogén-peroxid molekulában az oxigénatomok között <b>szigma/egyszeres</b> kötés alakul.	megjegyzés: az oxigén-oxigén kötést peroxokötésnek hívják
A hidrogén-peroxid molekula polaritás szempontjából <b>erősen poláris</b> .	
A hidrogén-peroxid halmazát összetartó kötőerő <b>a hidrogénkötés</b> .	
A hidrogén-peroxid színe: <b>színtelen</b> szaga: <b>szagtalan</b>	

halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b> folyadék</b>	
A hidrogén-peroxid vízzel <b>korlátlanul</b> elegyedik, mert <b>molekulái erősen polárisak és hidrogénkötések kialakítására képesek.</b>	
A hidrogén-peroxid bomlásakor naszcensz (atomos) oxigén szabadul fel, ezért igen erős <b>oxidálószer.</b>	
A hidrogén-peroxid bomlása (egyenlet)	$2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
A hidrogén-peroxid oxidálja a jodidionokat (ionegyenlet)	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{OH}^-$
A hidrogén-peroxid erős oxidáló hatása miatt a színes anyagokat elszínteleníti, ezért <b>hajszőkítéshez</b> is használják.	
A hidrogén-peroxid erős oxidáló hatása miatt a vírusokat, baktériumokat roncsolja, ezért <b>fertőtlenítőszerként</b> is használják.	
A hidrogén-peroxid erős oxidáló hatása miatt a laborban <b>oxidálószerként</b> használják.	
A víz változó keménységének megszüntetése forralással (egyenletek)	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \underline{\text{MgCO}_3} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \underline{\text{CaCO}_3} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Szódával történő vízlágyítás (ionegyenletek)	$\text{Ca}^{2+} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \underline{\text{CaCO}_3} + 2 \text{Na}^+$ $\text{Mg}^{2+} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \underline{\text{MgCO}_3} + 2 \text{Na}^+$
Trisóval történő vízlágyítás (ionegyenletek)	$3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \underline{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} + 6 \text{Na}^+$ $3 \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \underline{\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2} + 6 \text{Na}^+$
Az alumínium-oxid képlete: <b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b> vízoldékonyság: <b>vízben oldhatatlan</b>	
Az alumínium-oxid rácstípusa <b>atomrács</b> , ezért vízben <b>oldhatatlan</b> .	
Az alumínium-oxid (timföld) az <b>alumíniumgyártás</b> alapanyaga, bauxitból nyerik ki.	
Az alumínium-oxid színezett fajtái drágakövek: a <b>rubin</b> és a <b>zafir</b> .	
Az alumínium-oxid és a sósav reakciója (egyenlet)	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
A fém-oxidok savakban feloldódnak, melynek során a <b>megfelelő fémsó és víz</b> keletkezik.	
A p-és d-mező fémeknek hidroxidjai és oxidjai vízben <b>rosszul vagy egyáltalán nem</b> oldódnak.	
A réz(I)-oxid	

<p>képlete: <b>Cu<sub>2</sub>O</b>  színe: <b>vörös</b>  halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>  vízoldékonyság: <b>vízben oldhatatlan</b></p>	
<p>A réz(I)-oxidból a festékipar <b>hajófenék</b> festéket gyárt, mert lerakódásgátló hatása van.</p>	
<p>A réz(II)-oxid  képlete: <b>CuO</b>  színe: <b>fekete</b>  halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>  vízoldékonyság: <b>vízben oldhatatlan</b></p>	
<p>A réz(II)-oxid és a sósav reakciója (egyenlet)</p>	$\text{CuO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
<p>A réz(II)-oxidot a kerámiaipar <b>színes bevonatok</b> készítésére használja.</p>	
<p>A vas(III)-oxid  képlete: <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>  színe: <b>vörösbarna</b>  halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>  vízoldékonyság: <b>vízben oldhatatlan</b></p>	
<p>A vas(III)-oxid az egyik legfontosabb bányászott vasérc, <b>vasat</b> állítanak elő belőle.</p>	
<p>A vas(III)-oxidot a vegyipar is használja reakciók aktiválási energiájának csökkentésére, vagyis <b>katalizátorként</b>.</p>	
<p>Az alumínium-hidroxid  képlete: <b>Al(OH)<sub>3</sub></b>  színe: <b>fehér</b>  halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b>  vízoldékonyság: <b>rosszul oldódik</b></p>	
<p>Az alumínium-hidroxid és sósav reakciója (egyenlet)</p>	$\text{Al(OH)}_3 + 3 \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
<p>Az alumínium-hidroxid és nátrium-hidroxid (lúg) reakciója (egyenlet)</p>	$\underline{\text{Al(OH)}_3} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na[Al(OH)}_4]$
<p>Az alumínium-hidroxid <b>amfoter</b>, tehát <b>savakkal és lúgokkal egyaránt reagál</b>.</p>	
<p>Az alumínium-hidroxid a legelterjedtebb szervesetlen <b>égésgátló adalék</b>, ezért felhasználják például műanyagok éghetőségének csökkentésére is.</p>	
<p>A kálium-hidroxid  képlete: <b>KOH</b>  színe: <b>fehér</b>  halmazállapota (25 °C-on, standard nyomáson): <b>szilárd</b></p>	



vízdíszoldhatósága: <b>jól oldódik</b>	
A réz(II)-hidroxid képlete: <b>Cu(OH)<sub>2</sub></b> színe: <b>világoskék</b> halmazállapota: <b>szilárd</b> vízdíszoldhatósága: <b>oldhatatlan</b>	
A réz(II)-hidroxid és sósav reakciója (egyenlet)	$\text{Cu(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
A réz(II)-hidroxid és ammónia reakciója (ionegyenlet)	$\text{Cu(OH)}_2 + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{OH}^-$
A vas(II)-hidroxid képlete: <b>Fe(OH)<sub>2</sub></b> színe: <b>piszkoszöld</b> halmazállapota: <b>szilárd</b> vízdíszoldhatósága: <b>oldhatatlan</b>	
A vas(II)-hidroxid és sósav reakciója (egyenlet)	$\text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
A vas(III)-hidroxid képlete: <b>Fe(OH)<sub>3</sub></b> színe: <b>vörösbarna</b> halmazállapota: <b>szilárd</b> vízdíszoldhatósága: <b>oldhatatlan</b>	
A vas(III)-hidroxid és sósav reakciója (egyenlet)	$\text{Fe(OH)}_3 + 3 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$