

Kalkogének I.

(23. fejezet)

A kalkogének (= kőzetalkotó) a periódusos rendszer VI. főcsoportját alkotják. Ide tartozik az oxigén, a kén, a szelén, a tellúr és a polónium. Nemfémek közé csak az oxigént és a ként soroljuk, róluk és színes kémiájukról fogunk olvasni ebben a fejezetben.

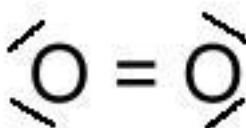
Oxigén és vegyületei

Oxigén jellemzése

Felfedezése

Az oxigén felfedezése Priestley nevéhez fűződik, aki higany-oxid (HgO) hevítésével állította elő. Priestley-vel egyidejűleg Scheele is felfedezte az oxigént, azonban mivel Priestley közleménye az oxigén felfedezéséről előbb jelent meg, ezért a felfedezésért járó dicsőség őt illette meg. Nevét azonban nem az előbb említett úriemberektől kapta, hanem Lavoisier-től. (oxisz = savas; gennao = képzni; „oxigén” = savképző)

Általános tulajdonságai



Az oxigén színtelen, szagtalan, íztelen, a levegőnél nagyobb sűrűségű. Az oxigénatom alapállapotú vegyértékelektron szerkezete: $2s^2 2p^4$, vagyis a vegyértékhéján hat darab elektron

található, melyekből kettő párosítatlan. Az oxigén a két párosítatlan elektronjának köszönhetően paramágneses tulajdonságú, a cseppfolyós oxigén kékszínű folyadék. Ha egy erős mágneset helyezünk a közelébe, kölcsönhatásba lépnek. Az oxigén paramágneses tulajdonságú, ami igen érdekes, ugyanis ennek anyagszerkezeti feltétele, hogy a részecskék párosítatlan elektronnal rendelkezzenek. A fenti szerkezeti képletben azonban csak elektronpárokat látunk. Azonban kvantumkémiai számításokkal is igazolható, hogy az O_2 molekula valóban tartalmaz párosítatlan elektronokat, de a középiskolában alkalmazott és tanított modellek ezt figyelmen kívül hagyják.

Elemi állapotban **kétféle allotróp módosulatban** fordul elő, **kétatomos** (ez alatt értjük klasszikusan az oxigént) és **háromatomos** (ózon, őt külön fogom jellemezni) molekulák formájában. **Három természetes izotópja ismert** (^{16}O , ^{17}O és ^{18}O), melyek közül az ^{16}O van túlnyomó többségben. **Alacsony olvadási és forráspontú**, amely a molekulái között lévő **nagyon gyenge diszperziós kölcsönhatásnak** és nehéz polarizálhatóságának köszönhető. **Vízben kismértékben oldódik**, azonban ez a kismértékű oldódás biztosítja a felszíni vizekben lévő változatos életformák létezését. A kétatomos oxigénmolekulákban az atomok egymással kettős, apoláris kovalens kötést alkotnak. Ez az allotróp módosulat $-220\text{ }^\circ\text{C}$ alatt molekulárcsok kristályokat alkot.

Előállítása

Számos módszer ismert oxigén előállítására laboratóriumban, mint például: HgO, kálium-klorát vagy KMnO_4 hevítése, hidrogén-peroxid katalitikus bontása stb.. A hevítéssel a módszereket általában kisebb mennyiségű oxigént igénylő reakciónál (pl.: kémcsőkísérletekhez) használják:

- **$2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$**
 - a narancssárga színű HgO a keletkező higanytól megfeketedik, valamint kémcsőben elvégezve a kísérletet, annak hideg oldalán higanycseppek megjelenését tapasztalhatjuk
- **$2\text{KMnO}_4 = \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2$**
 - vízben oldhatatlan barnakő (mangán-dioxid, MnO_2) és zöld színű kálium-manganát keletkezik (K_2MnO_4)

Nagyobb mennyiséget igénylő laboratóriumi feladatokhoz általában a következő reakciók valamelyikével, gázfejlesztő készülékben állítják elő az oxigént (például a klórnál tárgyalt csiszolatos gázfejlesztő készülékkel). Az előállítás kémiai lényege: oxidálószer segítségével vegyületeiből kioxidálni, felszabadítani az elemi oxigéngázt.

- **$2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (Ezt kell az írásbelin leírni, ha kérdezik, az oxigén előállítását)**
 - hidrogén-peroxidot barnakőporra (MnO_2) csepegtetve heves oxigénfejlődés tapasztalható, mert a barnakő katalizálja (illetve felgyorsítja) a hidrogén-

peroxid bomlását és így rövid idő alatt nagy mennyiségű oxigén nyerhető.

Oxigénre nézve a folyamat diszproporció.

- $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 6 \text{H}^+ = 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 - *kénsavval előre megsavanyított hidrogén-peroxid oldatot, ha hipermangánra (kálium-permanganát, KMnO_4) csepegtetünk, akkor heves oxigénfejlődés tapasztalható. A fenti egyenlet egy ionegyenlet, mely a reakció lényegét írja le.*
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 8 \text{H}^+ = 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{O}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$
 - *Ez a reakció analóg a hipermangánossal, annyi különbséggel, hogy hipermangán helyett kálium-dikromátot használtunk oxidálószerként.*

Lévén az oxigén csak kismértékben oldódik vízben, **vízár alatt fogjuk fel.**

Az oxigént az iparban a levegő cseppfolyósításával, majd annak frakcionált desztillációjával nyerik. Nagytisztaságú oxigén elektrokémiai úton (elektrolízissel) is előállítható, azonban ez az eljárás nagyon drága.

Kémiai tulajdonságai

Az oxigén **rendkívül reakcióképes elem**, szinte minden más elemmel egyesül. Ez a reakciókészség azonban szobahőmérsékleten kevésbé mutatkozik. Ennek az az oka, hogy az oxigén molekulák nagyon stabilak, jelentős energia befektetés (pl.: hő) kell ahhoz, hogy a stabilis kettős kötésű O_2 molekula gerjesztődjön, így reagáljon. Más szóval, nagyon reakcióképes, csak noszogatni kell. Az elemek többségével exoterm reakcióban egyesül. Készségesen vesz fel két elektront és válik oxidionná, tehát jó oxidálószer. Oxidációs száma tehát szinte mindig -2, kivéve a peroxidokat (-1), szuperoxidokat (-0,5) valamint a difluor-oxidot (+2). Az oxigénnel való egyesülést nevezzük **égésnek**.

- Hidrogénnel (H_2) alkotott elegyét meggyújtva –bizonyos esetekben- robbanás tapasztalható. A hidrogén : oxigén, 2 : 1 térfogatarányú elegyét nevezzük **durránógáznak**. A reakciótermék: víz.
 - $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$
- **Fémek közül egyedül a nemesfémekkel nem egyesül közvetlenül**
 - tiszta oxigénben a vaspár szikrázva ég el
 - $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$

- **az igen kis elektronegativitású fémek peroxidá vagy akár szuperoxiddá egyesülnek tiszta oxigénnel.** (pl.: Na, K, Ag, Ba)
 - $2 \text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (Nátrium-peroxid)
 - $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ (kálium-szuperoxid).
 - $2 \text{Ag} + \text{O}_2 = \text{Ag}_2\text{O}_2$
 - $\text{Ba} + \text{O}_2 = \text{BaO}_2$
- **Vannak olyan fémek is, amelyek a levegő oxigénjével lassan elreagálnak, különösen, ha a levegő nedvességet is tartalmaz (korrózió, rozsdásodás).** Ilyen például a vas. Vannak azonban olyan fémek is, amelyek felületén oxigénnel reagálva egy passzív, védő, oxidréteget alakul ki, ennek köszönhetően az oxigénnel való további reakció megáll, hiszen a védőréteg elzárja az elemi fémet az oxigéntől. Az ilyen fémek ellenállnak a korróciónak.
- **Nemfémekkel is képes közvetlenül egyesülni és nemfém-oxidokat kialakítani.**
 - Hidrogénnel (H_2) alkotott elegyét meggyújtva robbanás tapasztalható. A hidrogén : oxigén, 2 : 1 térfogatarányú elegyét nevezzük **durranógáznak**. A reakciótermék: víz..
 - $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$
 - **Izzó szén szikrázva ég el az oxigénben**
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
 - **Foszfor difoszfor-pentaoxiddá¹ ég el**
 - $4 \text{P} + 5 \text{O}_2 = 2 \text{P}_2\text{O}_5$

Természetesen ezen kívül még nagyon sok reakció van. Fontos tudni, hogy az oxigén nem csak elemekkel, hanem vegyületekkel is képes reagálni, a szerves vegyületek többsége (pl.: szénhidrogének, oxigén tartalmú szerves vegyületek) oxigénnel hevesen reagál, széndioxidá és vízzé égnék el. A fent említett reakciók mindegyike redoxireakcióra volt példa. Későbbiek folyamán még számos oxigénnel való reakcióval fogtok találkozni, azok a reakciók is természetesen ide sorolhatók az oxigén kémiai tulajdonságaihoz.

¹ A vegyület pontos összetételét lásd a foszfornál!

Égés

Az égés oxigénnel való közvetlen egyesülést jelent. Két fajtája van, a lassú- és gyors égés. Az égés tiszta oxigénben mindig hevesebb, mint levegőn, ugyanis a levegőnek csak körülbelül 21 térfogat%-a oxigén. A **gyors égés** erősen exoterm folyamat, hő és általában fényjelenség is kíséri. Három feltétele van, hogy megvalósulhasson:

- **éghető anyag**
- **oxigén**
- **gyulladásági hőmérséklet**

együttes jelenléte szükséges. Ha a három közül az egyik nincs jelen, akkor **a gyors égés nem valósul meg**. Lassú égés természetesen végbe mehet a gyulladási hőmérséklet alatt is vagy a gyors égéshez szükséges oxigénmennyiségnél kisebb oxigéntartamú légtérben is. Ez az oka annak, hogy tilos például benzin kutakon rágyújtani, ugyanis az oxigén a levegő által biztosított, az éghető anyag is (párolgó benzin), a cigaretta égéshőjével azonban egy melegebb nyári napon nagyon nagy eséllyel a gyulladási hőmérséklet is adott lesz, melyek együtt katasztrófához vezetnének.

Lassú égés esetén nem tapasztalunk fényjelenséget, de a legtöbb esetben hőjelenséget sem. Ettől függetlenül a lassú égés is exoterm, csak jóval szelídebb. Lassú égés például a korrózió. Ha vizsgán felteszik a nagy kérdést, hogy 1-1 mól azonos minőségű anyagot teszünk ki égésnek, de az egyik esetben gyors, a másik esetben pedig lassú égésnek; és megkérdezik, hogy **melyik esetben szabadult fel több energia**. Ne hagyjuk magunkat becsapni! **A lassú- és gyors égés esetében ugyanolyan minőségű és mennyiségű anyagok esetén, ugyanakkora hő szabadul fel**. Még, ha meglepőnek tűnik is ez, akkor is igaz. **A gyors égés során adott hőmennyiség nagyon rövid idő alatt, míg lassú égés esetén adott hőmennyiség hosszabb idő alatt szabadul fel**. Ha Hess-tételére gondolunk, akkor rájövünk, helyet álló a fenti állítás, ugyanis a reakcióhő nem függ mástól, csak a kiindulási- és végállapottól.

Előfordulása

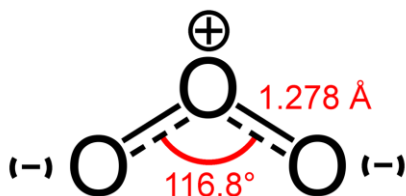
Az oxigén minden elem közül a leggyakoribb a Földön. Elemi állapotban a levegőben fordul elő. A levegőnek körülbelül 21 térfogatszázalékát oxigén teszi ki. Hatalmas mennyiségben

fordul elő vegyületeiben is. Leggyakoribb vegyületei a víz és a különböző oxidok, kőzetalkotó karbonátok.

Felhasználása

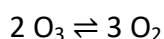
Az oxigént széleskörűen használják. Nagyobb mennyiségben az iparban oxidálószerként (pl.: salétromsav gyártásánál), a kohászatban (acélgyártás, fém megmunkálás) és gyógyászatban is jelentős mértékben használatos.

Az oxigén allotróp módosulata, az ózon



Az ózon az oxigén allotróp módosulata. **Szúrós szagú, halványkék színű, levegőnél nagyobb sűrűség, mérgező gáz.** Az ózonmolekula, szerkezetének köszönhetően **nem stabil, tehát igen reaktív.** Molekuláiban az oxigénatomok között egy-egy σ -

kötés és az egész molekulára kiterjedő delokalizált kötés található. Könnyen bomlik:



Erélyes oxidálószer, a szerves vegyületeket nagy részét oxidálja, valamint a mikroorganizmusokat elpusztítja. Ennek a tulajdonságának köszönhető, hogy **ivóvizek fertőtlenítésénél szokás használni** (sajnos a klór alapú módszer mai napig sokkal elterjedtebb, az ózonos technológia ugyanis elég költséges).

Az ózon keletkezhet oxigénből elektromos kisülések hatására. Olyan kis szobákban, ahol sok, működő fénymásoló, lézernyomtatók vannak, érezni lehet egy enyhén kellemetlen, jellegzetes szagot, ami nem más, mint az ózon. Ugyanis fénymásolás során is -kismennyiség- keletkezik belőle.

Az ózon fő szerepe a földi élet védelme, az ózonpajzs biztosítása, ami a világűrből a Földre érkező káros UV (ultraibolya) sugárzás egy részét elnyeli. *Az ózon, sugárzás elnyelésének a maximuma az úgynevezett Hartley sávban van 254 nm körül.* Az ózon a levegőben fotokémiai reakciók során keletkezik. A naptól érkező, elnyelt UV sugárzás mellett sajnos más anyagok is bontják, vagy katalizálják a bomlását, mely anyagok elsődleges forrása antropogén eredetű

(polihalogénezett szénhidrogének, sprayk hajtógázai). Ennek köszönhetően –korábban- az ózonréteg egyre vékonyodott, aminek a hatását már globális szinten is lehetett érezni. Mára azonban a Föld legtöbb országában felfüggesztették az ózonrétegre káros hajtógázok alkalmazását. Fontos megjegyezni, hogy szó szerint vett „ózonlyuk” nem létezik, olyan nincs, hogy lyukas az ózon réteg. Ózonlyuk alatt a tudomány azt érti, hogy az ózonréteg vékonyodva az adott terület felett.

A sztratoszférában lévő ózon nélkül az élet tehát elképzelhetetlen volna. Azonban lévén ez a vegyület rendkívül mérgező, a troposzférában megjelenve súlyos egészségügyi károsodásokat okozhat. A belvárosi szmog kritikus összetevője. A földközeli ózon kialakulását a kipufogó gázokban lévő nitrogén-oxidok katalizálják.

Oxigén vegyületei

Oxidok

Az oxigénnel alkotott nemfémes és fémes vegyületek az oxidok. Két fő csoportba oszthatóak:

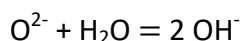
- egyszerű oxidok
- összetett oxidok

Az összetett oxidok részletes tárgyalásával jelen jegyzetben nem foglalkozunk. Annyit érdemes megjegyezni, hogy az összetett oxidokban kettő vagy több kation található, melyek lehetnek azonosak vagy különbözőek. Jó példa a magnetit Fe_3O_4 és a titánvas $FeTiO_3$.

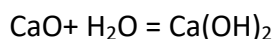
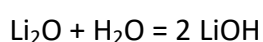
Az egyszerű oxidokat kötéstípusuk alapján három csoportba oszthatjuk:

- **ionos kötésű oxidok**
- **kovalensbe hajló ionos kötésű oxidok (átmeneti kötésű)**
- **kovalens kötésű oxidok**

Az ionos kötésű oxidok a kis elektronegativitású fémek oxidjai, **a fém-oxidok**. Ők **ionrácsban kristályosodnak**. Az ionrács rácspontjaiban oxidionok (O^{2-}) és a megfelelő kation (fémion) található. Vízen oldhatóak, vízben való oldásukkor kémiai reakció is történik. Az oxidion vízzel szemben rendkívül erős bázis, fém-oxidok vízzel való reakciója során a megfelelő bázist kapjuk, vagyis ún. **bázisanhidridek**.



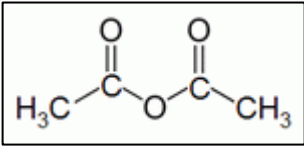
bázis neve	anhidridjének neve és képlete	anhidrid rácstípusa	anhidrid oldhatósága vízben
magnézium-hidroxid	magnézium-oxid (MgO)	ionrács	nem oldódik
lítium-hidroxid	lítium-oxid (Li ₂ O)	ionrács	oldódik
kalcium-hidroxid	kalcium-oxid (CaO)	ionrács	oldódik

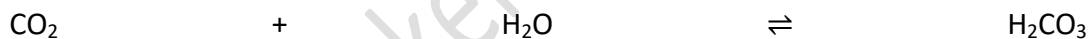


Az **átmeneti kötésű oxidok** a nagyobb elektronegativitású, relatív kis ionsugárral rendelkező fémekkel alkotott oxidok. **Az ilyen fémionok erős polarizációs hatást fejtenek ki az oxigénatomra és ezáltal az ionos kötés kovalensbe hajlik át.** A fématom és az oxigénatom között az elektronegativitás különbség általában a kovalens és ionos kötés határán van. Ilyen például, az alumínium-oxid (Al₂O₃). Formálisan belőlük is a megfelelő fém-hidroxidot kapnánk vízzel való reakciójuk során, azonban a kovalens jellegű kötésrendszer miatt nem oldódnak vízben, így reakcióba sem lépnek vele. Rácsszerkezet: gyakorlatilag az ion- illetve atomrács közötti átmenet, amely a vízben való oldhatatlanságot is alátámasztja.

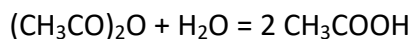
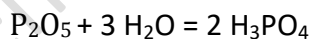
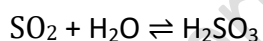
A **kovalens kötésű oxidok**, a nagy elektronegativitású nemfémekkel alkotott oxidok. Ők vízben való oldáskor savat, oxosavakat eredményeznek, tehát **savanhidridek**. Ezeknek kétféle rácstípusa lehet: **atomrácsos vagy molekularácsos**. Az atomrácsos nemfém-oxidok kemények, fizikai oldószerük gyakorlatilag nincs. Ezek csak formálisan savanhidridek, mivel a valóságban nem oldódnak vízben. Ilyen például a szilícium-dioxid (SiO₂).

A molekularácsos nemfém-oxidok többsége jól oldódik vízben és valós savanhidridek (tehát vízzel képesek a megfelelő savat létrehozni). Az alábbi táblázatban a legfontosabb savanhidridek láthatóak, a **valós** anhidrid azt jelenti, hogy az adott oxid vízben való oldáskor ténylegesen megkapjuk az adott savat, míg a **formális**nál nem.

sav neve	anhidridjének neve és képlete	anhidrid rácstípusa	anhidrid oldhatósága vízben
szénsav	szén-dioxid (CO ₂)	molekularács	oldódik/ valós
kénsav	kén-trioxid (SO ₃)	molekularács	oldódik/ valós
kénessav	kén-dioxid (SO ₂)	molekularács	oldódik/ valós
salétromsav	dinitrogén-pentaoxid (N ₂ O ₅)	molekularács	oldódik/ valós
foszforsav	difoszfor-pentaoxid (P ₂ O ₅)	molekularács	oldódik/ valós
kovasav	szilícium-dioxid (SiO ₂)	atomrács	nem oldódik/ formális
hangyasav	szén-monoxid (CO)	molekularács	nem oldódik/ formális
ecetsav	ecetsav-anhidrid [(CH ₃ CO) ₂ O] 	molekularács	oldódik/ valós



A szénsav bomlékony vegyület. A CO₂ vízzel való reakciója tehát megfordítható, egyensúlyra vezető folyamat.



Tipp: viszonylag egyszerűen meg lehet különböztetni a tanult oxidok rácsszerkezetét. Ha a tanult oxid **gáz vagy folyékony halmazállapotú** standard körülmények között (25°C és légköri nyomás), akkor biztos, hogy **molekularácsos**. Más nem is lehet, mert az **atomrácsos vegyületek** rettentően kemények és ahhoz, hogy valami kemény lehessen, **szilárdnak** is kell

lennie. Ha egy **szilárd halmazállapotú nemfém-oxidnak** szeretnénk eldönteni a rácsszerkezetét, akkor azt kell megnézni, hogy a moláris tömegéhez képest kiugróan magas-e az olvadáspontja. Például a P_2O_5 olvadáspontja jóval alacsonyabb a szilícium-dioxidénál, azonban moláris tömege jóval nagyobb, tehát ebből arra következtethetünk, hogy az SiO_2 atomrácsos, míg a P_2O_5 molekularácsos.

$$M(P_2O_5) = 284 \text{ g/mol vs. } M(SiO_2) = 60 \text{ g/mol.}$$

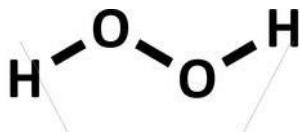
$$Op.(P_2O_5): 340^\circ\text{C vs. } Op.(SiO_2): 1600^\circ\text{C.}$$

Az egyszerű oxidokat nem csak kötéstípus szerint lehet csoportosítani, hanem az oxigén oxidációs száma alapján is:

- **normál oxidok:** a fent tárgyalt esetek mind erre példák, az ilyen oxidokban az oxigén oxidációs szám: **-2**
- **peroxidok:** a peroxidok olyan vegyületek, amelyekben az oxigén oxidációs száma **-1**, a peroxidion egy összetett ion, összegképlete: O_2^{2-} . Vagyis, ha például egy egyszeresen pozitív kationnal alkot vegyületet, akkor az elektroneutralitás eleve² miatt a kationból kettő, ha kétszeresen pozitívval, akkor már csak egy kell ahhoz, hogy a töltések rendben legyenek: Na_2O_2 (nátrium-peroxid), CaO_2 (kalcium-peroxid)
- **szuperoxidok:** olyan oxidok, melyekben az oxigén oxidációs száma **-0,5**. A szuperoxidion összegképlete: O_2^- , példa: KO_2 (kálium-szuperoxid)

² A makroszkopikus anyagokban az anionok és kationok aránya mindig olyan, hogy töltésük épp zérust adjon.

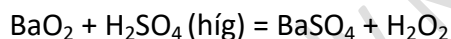
Hidrogén-peroxid (H_2O_2)



A hidrogén-peroxidban **peroxo-kötés** található, mely során két oxigén atom egyszeres kovalens kötéssel kapcsolódik egymáshoz. A két hidrogén 1-1 oxigénhez kapcsolódik. (A H-O-O kötésszög: 97°). A peroxo-kötés sok más anyagokban is megtalálható. Az ilyenkötés tartalmazó anyagok általában igen reaktívak, némelyikük robbanékony is. Ez a peroxo-kötés bomlékonyságának, **instabilitásának** köszönhető.

A hidrogén-peroxid színtelen, szagtalan, a víznél kb. másfélszer sűrűbb, viszkózus (sűrűn folyó) folyadék. Molekulái között **hidrogén-kötések** alakulnak ki, akár csak a víz esetében. Emiatt **moláris tömegéhez magas a forráspontja** (egyértelműen meghatározni nem lehet, mert a forráspontjához közel bomlani kezd, a de vízénél biztosan magasabb). Vízzel minden arányban elegyedik és a vízmolekulákkal is hidrogén-kötést alakít ki. 0°C körül elkezd megfagyni, **molekularácsban** kristályosodik, melynek a rácsösszetartó ereje a hidrogén-kötés.

Laboratóriumban előállítható bárium-peroxid (BaO_2) és híg kénsav reakciójával:



Az iparban peroxo-dikénsav ($H_2S_2O_8$) vizes oldatának hővel való bontásával állítják elő.

Mivel a peroxo-kötés kötési energiája kicsi, ezért a hidrogén-peroxid eléggé **bomlékony**. Bomlása állás közben, magától is végbe megy, de bizonyos anyagok, mint például a barnakőpor (mangán-dioxid, MnO_2), katalizálják azt, heves gázfejlődést előidézve ezzel ($2 H_2O_2 = 2 H_2O + O_2$). Bomlása során keletkező nascens (születés pillanatában keletkező, még atomos állapotú) oxigén miatt nagyon **erélyes oxidálószer** ($H_2O_2 = H_2O + „O”$):

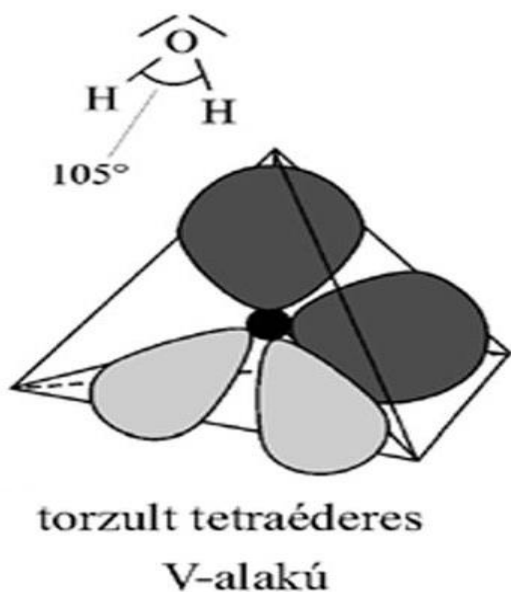
- **jodidot jóddá képes oxidálni savas közegben**
 - $2 KI + H_2O_2 + H_2SO_4 = I_2 + K_2SO_4 + 2 H_2O$
- **kénessavat kénsavvá oxidálja**
 - $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$

A hidrogén-peroxidot erős oxidáló tulajdonsága miatt fertőtlenítőszerként, hajszőkítő szerként használják a legsűrűbben, azonban laboratóriumban is gyakran alkalmazzák oxidálószerként. A tömény hidrogén-peroxid oldattal vigyázni kell, bőrre kerülve égési sebet okoz. Laboratóriumi célja ~30%-os vizes oldatként hozzák forgalomba (a bomlást lassító adalék, amit hozzáadnak leggyakrabban karbamid vagy foszforsav).

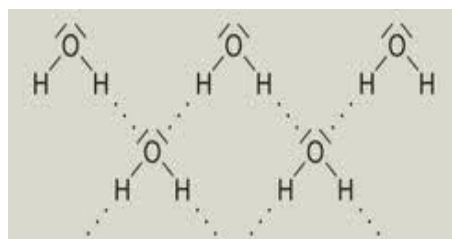
Ha kálium-permanganát-oldat megy a kezünkre, az kellemetlen, mert bőrünk tartósan megbarnul, nem lehet lemosni, meg kell várni, amíg lekopik. Vagy híg (1-2 %-os) H_2O_2 oldatot egy kis ecetsavval elegyítünk, és a kapott eleggyel pillanatok alatt, fájdalommentesen el lehet tüntetni a hipermangán okozta elszíneződést. Ezek után természetesen ne feledkezzünk meg alaposan kezéd mosni!

VÍZ (H_2O)

A víz a Földi élet létezésének szempontjából nagyon fontos, nélküle az élet elképzelhetetlen lenne. Minden élőlénynek szüksége van rá a biológiai funkciói működése végett. A víz emellett kitűnő hűtő-, fűtőközeg és oldószer. Az egyetlen anyag, amely a természetben mind a három halmazállapotban megtalálható.



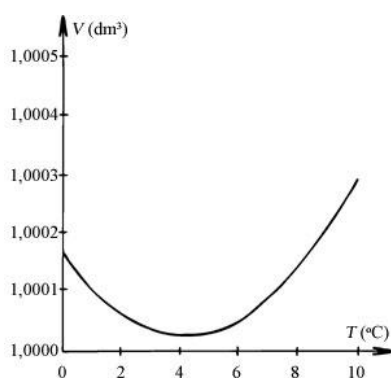
igyekeznek egymástól minél távolabb kerülni. Ez csak úgy érhető el, ha a 4 elektronpár egy tetraéder 4 sarkán helyezkedik el, aminek következtében maga a molekulát alkotó atomok V alakban fognak elhelyezkedni egymáshoz képest.



A víz színtelen, szagtalan, átlátszó folyadék. Molekulaszerkezete: egy oxigénatomhoz két hidrogénatom kapcsolódik egyes kovalens kötéssel (a víz a hidrogén oxidja; tudományos neve: dihidrogén-monoxid). Molekulája V alakú, amelynek oka a központi oxigénatomon lévő nemkötő elektronpárok molekulaszerkezetet torzító hatásában rejlik. Az oxigén atomon 4 elektronpár található, két nemkötő és két kötő. Ezek az elektronpárok taszítják egymást, vagyis

A H-O kötések a nagy elektronegativitás különbség miatt erősen polárisak. A molekula tehát térszerkezetének

köszönhetően dipólus. **Forráspontja a moláris tömegéhez képest magas: 100 °C** ($p = 1 \text{ atm}$), ami annak köszönhető, hogy molekulái között hidrogén-kötés tud kialakulni. A gáz halmazállapotú vizet vízgőznek nevezzük, ahol a vízmolekulák között a **hidrogén-kötés** már nem érvényesül (legalábbis az egész fázisra kiterjedően nem). A tiszta víz 0 °C-on elkezdi megfagyni, és jég lesz belőle. A jégkristályban egy kiválasztott vízmolekula legfeljebb négy másik vízmolekulával képes hidrogén-kötést kialakítani. A szomszédos vízmolekulákat hidrogénkötések kapcsolnak össze. A jég térfogata nagyobb, mint a cseppfolyós víznek, ezért zárt edényben való vízűtésnél vigyázni kell, hogy a keletkező jég térfogattágulásának legyen elég hely, ellenkező esetben az edény elreped vagy eltörik (üveges és dobozos sört nem célszerű fagyásig hűteni, mert a kupak nagy eséllyel elválnak az üvegtől, vagy a doboz kilyukad).



A víz sűrűsége +4°C-on a legnagyobb, adott tömegű víz térfogata tehát ekkor a legkisebb. +4°C-on szinte pontosan 1000 kg/m^3 . A többi anyaghoz képest különleges a víz, ugyanis az anyagok térfogata a hőmérséklet csökkentésével általában csökken, a víz esetében 4 °C-ig hűtve szintén csökken a térfogat, de utána tágulásnak indul. Következésképpen a 0°C-os, vagy ez alatti hőmérsékletű **jég sűrűsége kisebb, mint a cseppfolyós halmazállapotú víz sűrűsége** (azonos nyomás mellett). Ez a tulajdonsága a vízi élet fennmaradása szempontjából elengedhetetlen, ugyanis emiatt nem fagynak be teljesen a természetes vizek. *A vizek felszíne kezd el először befagyni. A jég mivel kevésbé sűrű a víznél, úszik a víz felszínén. A jég alatt lévő vízréteg tovább hűl, aminek köszönhetően a sűrűsége megnő és lemerül, ezzel a felszínre nyomva az alatta lévő melegebb vízrétegeket. Ez a folyamat sokszor lejátszódik (függőleges keveredés), miközben még tartós, kemény hideg időben is csak viszonylag lassan vastagszik a jégréteg. A jég amúgy kitűnő hőszigetelő, minél vastagabb tehát a jégréteg az adott víz felszínén, az annál jobban növeli a fagyás időtartamát. Mindezeknek köszönhetően a hidroszféra élővilága át tud telelni.*

A víz rossz elektromos és hővezető, fajlagos hőkapacitása nagy. Az elektromos vezetőképessége azért rossz, mert csekély számú ion található benne (az indoklást lásd a víz autoprotolízisének). Nagy fajlagos hőkapacitása (tradicionalis nevén: fajhője) következtében nagymennyiségű hőt tud elnyelni és tárolni. E tulajdonságával a hatalmas víztömegek

(tengerek és óceánok) befolyásolják a Földön az éghajlati övezetek kialakulását és az időjárást.

A víz kitűnő poláris oldószer. A legtöbb ionkristálytól kezdve a poláris molekulák többségéig, igen sok anyagot képes oldani. Az ionkristályok oldódásánál a vízmolekulák külön-külön körbeveszik a kristályt alkotó ionokat (hidrátburok), annak megfelelően, hogy milyen az adott ion töltése. **A vízmolekulák dipólusok, az oxigén felőli oldalon parciálisan (részlegesen) negatív sarok található, mert a kötésben lévő elektronok az oxigén körül -** nagyobb elektronvonzó képességének köszönhetően- nagyobb valószínűséggel tartózkodnak. A hidrogének felőli oldal a pozitív, elektronhiányos oldala a molekulának. Ennek következtében az anionokat a hidrogén felőli oldalával, a kationokat pedig az oxigén felőli oldalával veszik körül. A hidratáció energia felszabadulással jár (lásd. még az Oldatok c. fejeztben is).

Sav-bázis szempontból amfoter anyagnak minősül, azaz savként és bázisként is tud viselkedni, ennek részleteit már korábban a sav-bázis reakciók c. fejezetben tárgyaltuk. A vízzel való reakciót **hidrolízisnek nevezzük.** A sók hidrolízisét korábban már bőven tárgyaltuk, azonban szerves kémiában találkozunk még olyan reakciókkal, melyekben a víz mint reakciópartner vesz részt (pl. észterek hidrolízise).

Nagyon alacsony standard-elektrodpotenciálú fémekkel reakcióba lép, hidrogéngáz fejlődés és fém-hidroxid keletkezése közben. Tipikus példák erre az s-mező fémei.

A vízmolekulák viszonylag kisméretűek és erősen polárisak, valamint az oxigénatomon két nemkötő elektronpár is található. Mindezen tulajdonságok lévén a vízmolekulák kiválóan alkalmasak arra, hogy komplex-vegyületekben (más néven: koordinációs-vegyületek) ligandumként kapcsolódjanak egy megfelelő központi részecskéhez.

A komplex-vegyületekben mindig van egy központi atom vagy ion, amihez datív-kötéssel kapcsolódhatnak a ligandumok (ezek szintén lehetnek molekulák, egyszerű- vagy akár összetett ionok is). Következésképpen központi atom/ion szerepét csak olyan részecske töltheti be, mely tartalmaz üres atompályákat és atom-illetve ionsugara kellően kicsi. Ennek megfelelően az átmeneti fémek és ionjaiknak koordinatív-vegyületei igen változatosak.

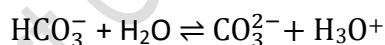
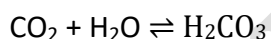
Például a réz(II)-ionok is előszeretettel képeznek különböző ligandumokkal, így vízzel is komplexet. **Az olyan komplex-vegyületeket, melyekben a vízmolekulák a ligandumok, akva-komplexeknek** nevezzük. A Cu^{2+} -ionok hat darab vízmolekulával alkotnak akva-komplexet: $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (hexaakva-réz(II)-ion). Ez az ion kék színű. A réz(II)-ionokat tartalmazó oldatok kék színe, tehát ennek a komplexnek a jelenlétével magyarázható. Azonban –mint a koordinációs-vegyületeknél általában- a réz(II)-ion körüli ligandumokat is, ha lecseréljük, más-más színű termékhez jutunk. (pl.:réz(II)-ion tetrakloro komplexe) zöldessárga színű.

A sók többsége vizes oldatukból történő kikristályosítása során vízmolekulákat is magukkal visznek a kristályrácsba, amely meghatározott mól arányban **beépül a kristályszerkezetbe**. Ezt hívjuk **kristályvíznek**. Számtalan példa ismert:

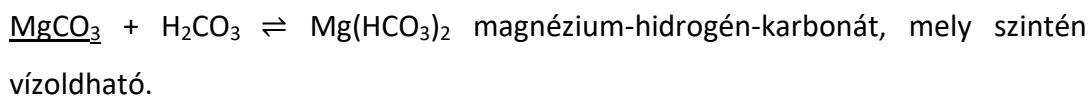
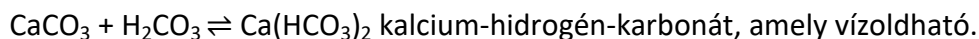
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$...

Természetes vizek keménysége és vízlágyítási módszerek

A természetes vizek mindig tartalmaznak kisebb-nagyobb mennyiségben oldott ásványi anyagokat. A levegőben lévő szén-dioxid képes beoldódni a vízbe, enyhén savas kémhatású oldatot hozva létre.



A keletkező gyengén savas oldat képes olyan anyagokat is oldani, amelyek tiszta vízben oldhatatlanok, például a kalcium-karbonát (CaCO_3) vagy a magnézium-karbonát (MgCO_3).



Ezek a folyamatok is hozzájárulnak ahhoz, hogy a kalcium- és magnéziumionok meghatározó koncentrációban vannak jelen a természetes vizekben. Nem véletlenül tárgyaltuk a fenti

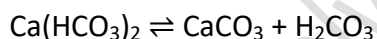
folyamatokat, ugyanis a **vizek keménysége a vízben oldott kalcium- és magnézium sók koncentrációjától** (kloridok, hidrogén-karbonátok, nitrátok stb.) függ. Ha sok ilyen só található az adott vízben, akkor **kemény vízről** beszélünk. Tehát kemény víz az, aminek viszonylag nagy az oldott kalcium-és magnéziumion tartalma.

1. kategória:	0–7 nk ⁰	nagyon lágy víz
2. kategória:	7–14 nk ⁰	lágy víz
3. kategória:	14–21 nk ⁰	közép-kemény víz
4. kategória:	21 nk ⁰ felett	kemény víz

A vizek keménységének a megállapítására a **német keménységi fokot** (nk⁰) használják. 1 nk⁰ a minősítése

annak a víznek, melynek 10 mg kalcium-oxiddal (CaO) egyenértékű kalcium- és magnézium só tartalma van.

A forralással megszüntethető keménységet változó keménységnek nevezzük. A változó vízkeménységet a vízben oldott kalcium-és magnézium-hidrogén-karbonátok okozzák. Fentebb látható, hogy ezek keletkezése egyensúlyra vezető folyamat, valamint ismert, hogy a szénsav igen bomlékony vegyület, hő hatására is bomlik. Tehát melegítés, forralás hatására az egyensúly a visszaalakulás, vagyis a vízben oldhatatlan CaCO₃ és MgCO₃ keletkezésének irányába tolódik el, karbonát, csapadék képződik, mely könnyen leszűrhető.



A forralással meg nem szüntethető vízkeménységet állandó keménységnek nevezzük. Ilyenek például a klorid, nitrát, szulfát sók.

Vízlágyítás: vizek keménységének a csökkentése érdekében számos módszer ismert. Minden olyan folyamatot, melyben a vizek keménységét csökkentjük vízlágyításnak nevezzük.

- **forralás:** forralással csak a változó keménység szüntethető meg. A forralás során képződött csapadékot eltávolítják.
- **desztillálás:** nagyon energiaigényes, tehát drága folyamat, de hatásos. Alkalmazása inkább laboratóriumi célokra korlátozódik, a költségek és a kivitelezés nehézségei miatt.

- **vegyszeres kezelés:** olyan anyagokat juttatnak a lágyítandó vízbe, mely a benne oldott magnézium- és/vagy kalciumionokkal csapadékot képez. A keletkező csapadék szűréssel könnyedén eltávolítható. Ilyen vegyszer például a trisó (nátrium-foszfát, Na_3PO_4) vagy a szóda (nátrium-karbonát, Na_2CO_3).
 - $2 \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{Ca}^{2+} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{Na}^+$
 - $2 \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3 \text{Mg}^{2+} = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{Na}^+$
 - $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3 + 2 \text{Na}^+$
 - $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Mg}^{2+} = \text{MgCO}_3 + 2 \text{Na}^+$.
- **ioncsere:** egy modern, nagyhatékonyságú vízlágyítási módszer. Az ioncsere lényege az, hogy a vizek keménységét okozó Ca^{2+} és Mg^{2+} ionokat lecserélik más ionokra (például nátriumionokra, vagy hidrogénionokra). A folyamatot úgy kivitelezik, hogy a lágyítandó vizet átvezetik egy speciális, ún. **ioncserélő oszlopon**. Az ioncserélő oszlop lelke egy gyanta, melyen olyan szerves vegyületeket tartalmaz, melyekre szívesen kötődnek a kalcium-és magnéziumionok és helyükre a gyantáról szívesen mennek az oldatba a vízkeménységet nem okozó ionok. A vizet tehát a gyantás oszlopon átfolyatjuk, miközben szinte az összes magnézium- és kalciumion lecserélődik más kationokra. A folyamat végén **az oszlop regenerálható**, vagyis visszaalakítható ioncserére képes állapotra. Léteznek olyan oszlopok is, melyekkel a vízben lévő anionok is lecserélhetőek.

Fém-hidroxidok

A fém-hidroxidok olyan vegyületek, melyekben egy fémionhoz egy OH^- ion kapcsolódik ionos kötéssel. Ezek vízoldhatóságuk szerint csoportosíthatóak. Vannak olyanok, melyek **kitűnően oldódnak vízben**. Ilyenek például a nátrium-hidroxid (NaOH), kálium-hidroxid (KOH), bárium-hidroxid ($\text{Ba}(\text{OH})_2$). A másik csoportjuk **kismértékben vagy egyáltalán nem oldódik vízben**. Ilyenek általában a kisméretű fémionnal képzett hidroxidok. Ezek kötése ionosból kovalensbe hajló jelleget mutat. Jó példa a vas(III)-hidroxid ($\text{Fe}(\text{OH})_3$). Részletesebb egy-két fém-hidroxiddal a fémeknél lesz alkalmunk megismerkedni.