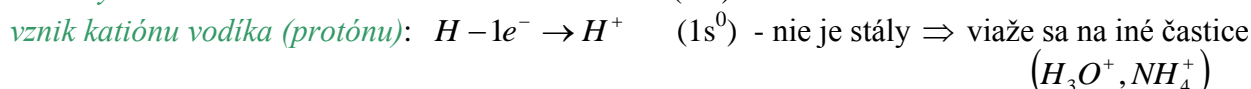


VODÍK – H – HYDROGÉNIUM

Z	Značka prvku	A _r	Teplota		Elektro- negativita	Ox. číslo
			topenia / °C	varu / °C		
1	H	1,0079	- 259,2	252,6	2,2	- I, O, I

VLASTNOSTI

- prvý člen periodickej tabuľky: Z = 1
- má najmenší atómový polomer
- má najjednoduchšiu elektrónovú konfiguráciu : $1s^1$
- poznáme **3 izotopy**:
 - ^1_1H - ľahký vodík (prótium) : $1p^+, 0n^0, 1e^-$
 - ^2_1H - ťažký vodík (deutérium - D) : $1p^+, 1n^0, 1e^-$
 - ^3_1H - super ťažký vodík (trítium – T) : $1p^+, 2n^0, 1e^-$ - je rádioaktívny
- bezfarebný plyn, bez chuti a bez zápachu
- typický **nekov**
- vodíkový atóm má **veľkú ionizačnú energiu** (1 311 kJ/mol) \Rightarrow **podobá viac halogénom ako alkalickým kovom**



- X(H) = 2,2 – tvorí **nepolárne** (H_2) alebo **polárne** (HCl) **kovalentné väzby**
- tvorí **vodíkové mostíky** s N, O, F
- **redukčné činidlo**
- **molekulový vodík** - H_2 - je pomerne stabilný, málo reaktívny (má vysokú hodnotu väzbovej energie)
 \Rightarrow **s väčšinou prvkov reaguje vodík len pri zvýšenej teplote**, príp. v prítomnosti katalyzátorov (Pt, Pd, Ni)
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{vys. teplota}} 2\text{HCl}$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Fe}} 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- **atómový vodík** = **vodík v stave zrodu** – H = vzniká rozštípením väzby molekulovom vodíku je **veľmi reaktívny, silno redukčné vlastnosti, reaguje s množstvom látok už pri nízkych teplotách**

VÝSKYT

- vodík je **najrozšírenejší prvok vo vesmíre a tretí najrozšírenejší prvok na Zemi**
- **voľný** - sopečné plyny, zemný plyn, atmosféry hviezd
- **viazaný** - voda, organické a anorganické látky
- **biogénny prvok** (súčasť vody, bielkovín, nukleových kyselín,)

LABORATÓRNA PRÍPRAVA

- reakciou neušľachtilých kovov s neoxidujúcimi kyselinami, prípadne hydroxidmi
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
- reakciou s^1 a s^2 prvkov s vodou
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
- elektrolýzou vody (obsahujúcej malé množstvo H_2SO_4 alebo NaOH)
- reakciou vodnej pary so železom
 $4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

PRIEMYSELNÁ VÝROBA – napr.:

- termický rozklad metánu
 $\text{CH}_4 \xrightarrow{1200\text{C}} \text{C} + 2\text{H}_2$
- reakcia vodnej pary s rozžeraveným koksom
 $\text{C}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \xrightarrow{1000\text{C}} \text{CO}(g) + \text{H}_2(g)$

POUŽITIE

- uchováva sa v ocelových tlakových fľašiach označených **červeným pruhom**
- **redukčné činidlo**, napr. získavanie ťažko vyredukovateľných kovov
- na **zváranie** a rezanie **kovov**
- **palivo** budúcnosti – „TOKAMAK“
- výroba NH_3 , CH_3OH , dusíkatých hnojív, HNO_3 ,
- odstraňovanie síry z ropy
- **stužovanie tukov** (katalytická hydrogenácia tukov)

ZLÚČENINY

ANORGANICKE

- najdôležitejšia zlúčenina - voda

I. **HYDRIDY** = binárne zlúčeniny vodíka (zošít!!!)

- iónové** = vodík + prvky s^1 a s^2 (NaH , CaH_2 , ..)
iónová väzba = vysoké teploty topenia, pevné látky, reagujú s vodou za vzniku hydroxidov a H_2
- kovalentné** = vodík + prvky $p^1 - p^5$ (PH_3 , B_2H_6 , ...)
ich vlastnosti závisia od polarizácie väzieb, prípadne od prítomnosti voľného el. páru na atóme nekovu, napr.: slabo polárna kovalentná väzba = plyny, nereagujú s vodou polárna kovalentná väzba = reagujú s vodou ($\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$)
- kovové** = vodík + d-prvok (prechodný kov, napr.: Ti, Zr, Hf, ...)
majú premenlivé zloženie, kovový vzhľad, sú vodivé príp. polovodivé

II. **HYDROXIDY**

III. **KYSELINY**

ORGANICKE

I. **uhl'ovodíky**

II. **deriváty uhl'ovodíkov**

III. **prírodné látky**

KYSLÍK – O – OXYGÉNIUM

Z	Značka prvku	A_r	Teplota		Elektro-negativita	Ox. číslo
			topenia / °C	varu / °C		
8	O	15,999	- 218	- 183	3,5	- II, -I

Vlastnosti

- pre svoje odlišné vlastnosti oproti chalkogénom sa uvádza samostatne
- **vysoko reaktívny plyn, bez farby, chuti a zápachu**
- **3 izotopy:** ^{16}O - 99,76% v prírode, ^{17}O , ^{18}O
- **el. konfigurácia:** $[\text{He}]2s^2 2p^4$ - nestabilná, snaží sa získať stabilnejšiu el. konfiguráciu (ako Ne) = **chýbajúce dva elektróny môže atóm kyslíka v zlúčeninách získať niekoľkými spôsobmi - vytvorením:**
 - 1) oxidového aniónu: $\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$, napr.: CaO
 - 2) dvoch jednoduchých kovalentných väzieb, napr.: H_2O
jednej dvojitej kovalentnej väzby, napr.: CO_2
 - 3) jednej jednoduchej väzby a prijatím jedného elektrónu – vznik OH^- , napr.: NaOH
- vzhľadom na nestabilnú el. konfiguráciu vytvára **zlúčeniny takmer so všetkými prvkami**
 $2\text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{HgO}$ $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ (korózia)
- **oxidačné činidlo**
- **molekulový kyslík** (O_2) pri vyšších teplotách **oxiduje** priamo väčšinu prvkov, pričom tieto reakcie sú silno **exotermické** = kyslík je reaktívny - ľahko sa spája s inými látkami a v tomto procese sa často uvoľňuje energia (typický príklad = horenie - keď horí drevo, kyslík sa s ním zlučuje a uvoľňuje sa teplo)
 - a) **pomalá** (dýchanie, korózia) prebieha pri nízkych teplotách
 - b) **rýchlejšia** - pri vyšších teplotách (exotermická reakcia)
 - c) **prudká** = **horenie** - sprevádzaná tepelným aj svetelným žiarením

(Bez kyslíka nemôže nič horieť. V mimozemskom priestore niet vzduchu či kyslíka, takže oheň sa tam nedá zapáliť. Raketové motory kozmickej lode potrebujú kyslík na to, aby spaľovaním pohonných hmôt poháňali raketu. Kozmická loď si preto so sebou nesie zásoby čistého kyslíka, ktorý sa v raketovom motore mieša s palivom. Keď niečo horí v čistom kyslíku, vzniká veľmi horúci plameň.

(ešte silnejšie oxidačné činidlo je ozón)

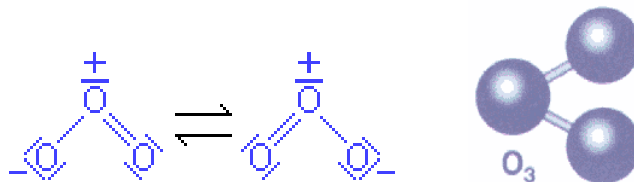
- **atómový kyslík = kyslík v stave zrodu**
- v malom množstve sa rozpúšťa vo vode, s rastúcou teplotou rozpustnosť vo vode klesá (taktiež rozpustnosť v slanej vode je nižšia)
- kondenzuje na modrastú kvapalinu

Výskyt

- najrozšírejší prvok na Zemi (v atmosfére **21 %** - cca 1/5 vzduchu, ktorý dýchame, hydrosfére, v zemskej kôre - vo forme minerálov, príp. hornín)
- **voľný** - O_2 a O_3 v atmosfére
- **viazaný** - *anorganické zlúčeniny* – H_2O , oxidy, soli oxokyselín (uhličitan, sírany, živce) ...
- *organické zlúčeniny* – sacharidy, lipidy, proteíny, ...
- **biogénny prvok** – súčasť živých organizmov (H_2O , bielkoviny, nukleové kyseliny, ...), potrebný na dýchanie

O_3 - ozón

- alotropická modifikácia kyslíka
- je **veľmi reaktívny** - $O_3 \rightarrow O_2 + O$
(rozkladá sa na molekulový a atómový kyslík)
- ozón vzniká všade tam, kde sa vytvára atómový kyslík (napr. tichý elektrický výboj, UV žiarenie)
 $O + O_2 \rightarrow O_3$



- má dezinfekčné (baktericídne) vlastnosti → používa sa na dezinfekciu pitnej vody (ozonizácia pitnej vody)
- vo vyšších koncentráciách je zdraviu škodlivý
- pohlcuje UV žiarenie (ozónová vrstva)

Vytvára súvislú vrstvu v atmosfére, ktorú nazývame ozónosféra. Vrstva ozónu nad atmosférou chráni všetky živé organizmy, pretože pôsobí ako filter proti nebezpečnému ultrafialovému slnečnému žiareniu. Ultrafialové slnečné žiarenie pri nadmernom pôsobení poškodzuje kožné bunky, čo môže mať za následok ak vznik kožnej rakoviny. Pôsobením ľudí sa vrstva ozónu znižuje, na niektorých miestach je dokonca porušená – vznik ozónovej diery (nad Antarktídou). Ozón v značnej miere poškodzuje freóny – hnacie plyny.



- vo vode sa rozpúšťa, má prenikavý zápach a je jedovatý
- má silné oxidačné účinky: $PbS + 2O_3 \rightarrow PbSO_4 + O_2$ (pretože ľahko uvoľňuje atóm O, ktorý je veľmi reaktívny)
- používa sa na bielenie textilných tkanív, ozonizáciu vody, čistenie vzduchu
- **ozonidy** - $(O_3)^{-1}$, napr.: KO_3 – ozonid draselný

Príprava kyslíka

- tepelný rozklad niektorých kyslíkatých zlúčenín, napr.: $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

Výroba kyslíka

- frakčná destilácia skvapalneného kvapalného vzduchu
- elektrolýza vody

Použitie kyslíka

- hutníctvo = oxidačné činidlo
- **zváranie a rezanie kovov** (Vo zväracích prístrojoch sa spaľuje zmes určitého plynu (acetylén, vodík) a čistého kyslíka, pričom vzniká taký horúci plameň, že dokáže roztaviť kov.)

- lekárstvo - **dýchacie prístroje**
- kvapalný kyslík - **raketové palivo**
- dýchacie prístroje – potápači,
- v priemysle sa používa na výrobu chemikálií - napr. formaldehydu, acetaldehydu, kys. dusičnej

Dodáva sa v ocelových fľašiach označených **modrým pruhom**.

Kolobeh kyslíka

Pri dýchaní živočíchov alebo horením sa z atmosféry odberá kyslík a uvoľňuje sa oxid uhličitý. Zelené rastliny to robia presne naopak - cez deň si v procese fotosyntézy vyrábajú energiu, potrebnú na rast - prijímajú slnečnú energiu, vodu s rozpustenými anorganickými látkami a oxid uhličitý a premieňajú ich na energiu nutnú na vytváranie nových buniek, pričom uvoľňujú kyslík. Takže kyslík sa do vzduchu dodáva a zároveň sa z neho odoberá = tento cyklus sa nazýva kolobeh kyslíka.

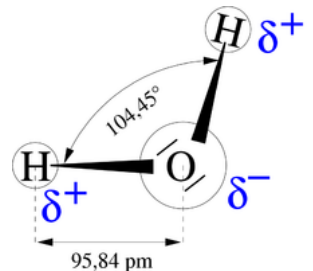
Kyslík vo vode

Voda obsahuje kyslík, ktorý ryby dýchajú zvláštnym dýchacím ústrojom- žiabrami. Žraloky na rozdiel od iných rýb môžu dýchať len vtedy, keď sa hýbu. Aby sa neudusili musia neustále plávať, dokonca aj v spánku.

Zlúčeniny

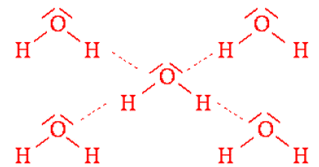
H₂O - **voda** (www.infovek.sk, <http://www.fpv.umb.sk/>)

- najbežnejšia a najrozšírenejšia chemická zlúčenina na Zemi
- pokrýva skoro $\frac{3}{4}$ zemského povrchu obsah vody v tele človeka - asi 65%
- vodstvo tvorí zemskú **hydrosféru** (oceány, jazerá, rieky, ľadovce, podpovrchová voda)
- podľa pôvodu: podpovrchová, povrchová, zrážková (atmosferická)



VLASTNOSTI VODY

- o bezfarebná kvapalina, bez zápachu, v hrubých vrstvách blankytne modrá, $t_f=0^\circ\text{C}$, $t_v=100^\circ\text{C}$
- o 3 skupenstvá: plynné = vodná para, kvapalné = dážď, rosa, hmla, pevné = sneh, ľadovec
- o väzba $\text{O} \leftarrow \text{H}$ je v molekule vody veľmi polárna a molekula je **lomená** (väzbový uhol = $104^\circ45'$, má trojuholníkový tvar), voda je silne **polárna látka** (H a O sú viazané jednoduchou polárnou kovalentnou väzbou)
- o tvorba **vodíkových mostíkov** (zhlukovanie molekúl vody) → vyššia teplota varu ako by sa očakávalo (100°C)
- o patrí medzi **najstálejšie zlúčeniny**, rozkladá sa až pri vysokých teplotách
- o reaguje s: reaktívnymi s^1 a s^2 prvkami, napr.: s Na, Ca oxidmi, napr.: s SO_2 , CaO, ZnO pri vysokých teplotách (t.j. ako vodná para) so železom – aj korózia
- o **hydrolyza** – rozklad chem. látok pomocou vody, napr.: solí – NaHCO_3
- o **autoprotolyza vody** – voda má vlastnosti kyseliny i zásady → **amfotérna látka**
- o veľké povrchové napätie - je príčinou kapilárnych javov, ako je vztlakovosť vody v kapilárach pôdy a hornín, zmáčacia schopnosť, tvorba peny, atď.
- o **anomália vody** = hustota vody sa zväčšuje od 0°C po teplotu 4°C ($3,98^\circ\text{C}$), potom sa pri vyššej teplote plynulo znižuje, t.j. voda má najvyššiu hustotu pri 4°C (voda nezamrzá až ku dnu → je v nej možný život aj v zime, lebo *voda chladnejšia ako 4°C je ľahšia ako voda s teplotou 4°C a preto zostáva na povrchu, kde sa ďalším znižovaním teploty mení na ľad, ktorý je ľahší a preto pláva na povrchu a chráni vodu pred ďalším premrzaním*)
voda je medzi kvapalinami výnimkou z hľadiska závislosti svojho objemu na teplote = ak zahrievame vodu z 0°C na 4°C , znižuje sa jej objem a jej hustota rastie = pri 4°C voda dosahuje max hustoty ($1\text{g}/\text{cm}^3$), až od teploty 4°C sa objem vody zväčšuje a hustota sa znižuje (má význam pre život vodných ekosystémov počas zimy = väčšina ekosystému sa nachádza u dna, pri teplote 4°C ↔ a keďže ľad má menšiu hustotu = pláva na vode a pod ním existuje život)
príčina anomálie – vodíkové mostíky (väzby medzi molekulami vody = elektrostatické sily medzi dipólmi sú pri 4°C najpevnejšie)



Hustota kvapalnej vody sa od 0°C zväčšuje a pri $3,98^\circ\text{C}$ má maximálnu hustotu ($\rho=1000\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$), potom plynulo klesá až po teplotu varu ($\rho=958,4\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$). Táto anomália vody má ďalekosiahle následky pre život vo vode aj pre jej praktické použitie. Pri chladnutí do 4°C voda klesá ku dnu, ale voda chladnejšia ako 4°C , pretože je ľahšia, zostáva na povrchu, kde sa ďalším znižovaním teploty mení na ľad. Ľad ako ľahší pláva na vode a chráni ju pred ďalším premrzaním. Nebyť tejto anomálie, zamrzli by vody až ku dnu a zničil by sa v nich všetok život.

Napríklad mnohé kvapaliny sa pri prechode do tuhého skupenstva stávajú ťažšie a hustejšie, no pri vode je to práve naopak. Voda síce pri ochladzovaní hustne, ale len do teploty cca 4°C (voda má pri tejto teplote najväčšiu hustotu), potom sa hustota znižuje a vytvorený ľad má nižšiu hmotnosť. Dokonca i obrovské ľadovcové balvany sa dokážu udržať na hladine čoho dôkazom je gigantický parník Titanic, ktorý sa stal obeťou tejto anomálie.

- má vysokú mernú tepelnú kapacitu = **dobrý vodič tepla**
- schopnosť akumulovať veľké množstvo tepla – veľké vodné plochy – jazerá, more, oceány – sa podieľajú na regulácii teploty na našej zemi
- chemické vlastnosti prírodnej vody sú podmienené obsahom rozpustených látok vo vode:
 - anorganické súčasti prírodných vôd - vápnik, horčík a sodík, ktoré sú prítomné prevažne ako kationy
 - anióny- hydrogénuhličitan, sírany a chloridy
 - v malých koncentráciách sú v prírodných vodách zastúpené ešte draslík, železo a mangán
 - v stopových koncentráciách mnoho ďalších kovov, ktorými sa voda obohacuje pri styku s pôdou rôznymi minerálmi a horninami
- voda **je produkt horenia** – za výfukmi áut sa v chladných dňoch tvoria biele obláčiky hmly, ak v uzavretom priestore horí veľa plynových kahanov – zarosia sa okná, t.j. vzniká tam vodná para)

význam vody pre život

základná podmienka života, pitná voda, rozpúšťadlo, prostredie na priebeh biochemických reakcií, látka, ktorá sa zúčastňuje na lákovej výmene, ľudské telo = 70% vody, rastliny = až 90% vody, ... dôležitá priemyselná surovina (na chladenie, ohrev, výroba elektrickej energie, potravinárstvo = výroba nápojov ...), doprava – vodné toky, moria, rekreácia a šport, minerálna voda = liečivé účinky

voda ako rozpúšťadlo:

- rozpúšťadlo iónových zlúčenín** - napr. NaCl - dochádza k elektrolytickej disociácii, roztok je elektrolyt
- rozpúšťanie nepolárnych zlúčenín** – napr. glukóza -jednotlivé molekuly sú obklopené veľkým počtom molekúl vody; neštiepa sa na ióny - roztok nie je elektrolyt

voda ako prostredie:

- transport živín a odpadových látok
- reakcie prebiehajú v roztokoch
- regulujú - udržiava organizme osmotický tlak, pH

KOLOBEH VODY – nepretržitá cirkulácia vody

Vodné zásoby Zeme sú v ustavičnom kolobehu, ktorého hlavnými stanicami sú moria a oceány, povrchové sladké vody, podpovrchové vody, rastlinstvo, atmosféra a napokon aj polárne prikrývky. Celkový objem vodných zásob na Zemi sa odhaduje na 140 miliónov kubických kilometrov.

voda sa vyparuje zo zemského povrchu, z povrchu rastlín, živočíchov, ľudí a z vodných plôch → ako vodná para prechádza do vzduchu, kde vo veľkej výške kondenzuje (zmení sa na kvapalinu) a vznikajú oblaky → voda sa vráti na zemský povrch vo forme zrážok - najväčšia časť zrážok sa takmer ihneď odparí

Pomocou vyššej teploty sa voda začína odparovať a vzniká para, ktorá sa dostáva do vyššej nadmorskej výšky. Tam sa vzduch ochladzuje a para tuhne do podoby vody, prípadne ľadu alebo snehu. Vytvárajú sa oblaky a voda padá na zemský povrch v podobe dažďa alebo snehu. Napadaná voda alebo sneh sa dostanú do potoka, rieky prípadne do mora, odkiaľ sa vyparuje do vyššej nadmorskej výšky a tento kolobeh sa stále opakuje.

Časť vody sa dostáva do podzemia, kde sa potom zhromažďuje ako podzemná nádrž. Neskôr z tejto nádrže vytryskne prameň, ktorý môže obsahovať minerálne látky.

Získanie pitnej vody z morskej

Najjednoduchším odsolovacím zariadením je destilačný prístroj, v ktorom sa vodné pary morskej vody odvedú z varnej nádoby a skondenzujú v zbernej nádobe.

TVRDÁ VODA – obsahuje väčšie množstvo rozpustených solí vápnika a horčíka **prechodná**

- spôsobená hydrogénuhličitanmi Ca a Mg - $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$
- odstráni sa varením - vznik tzv. vodného kameňa v nádobách, vykurovacom potrubí, na ohrievacích špirálach dá sa odstrániť varom : $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ C} CaCO_3 + CO_2 + H_2O$



spôsobuje vodný kameň

trvalá tvrdosť

- spôsobená síranmi Ca a Mg - $CaSO_4$, $MgSO_4$
- varom sa nemení
- dá sa odstrániť pomocou sódy (Na_2CO_3), Calgonu, iónomeničov

MINERÁLNE VODY

Slovensko je bohaté na výskyt prírodných minerálnych vôd, je registrovaných okolo 1200 minerálnych prameňov

liečivé – v Piešťanoch, Smrdákoch, Trenčianskych Tepliciach, Nimnici, Lúčkach, Korytnici, brusne, Bardejove, Sliachi, Turčianskych Tepliciach, Dudinciach

stolové – Slatina, Maštingská (Poltár), Baldovská (Baldovce), Salvátor (Lipovec), Santovka, Budišská

čistota vody:

voda pitná úžitková voda odpadová voda

úprava vody v čističkách

mechanických postupov – zachytávajú sa nežiaduce tuhé látky a plyny (lapače tukov a olejov, usadzovanie, filtrácia)

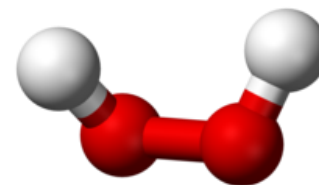
fyzikálnochemických postupov – koagulácia, extrakcia, destilácia, zrážanie , napr. pomocou ozónu alebo chlóru

biologických postupov – využitím mikroorganizmov, ktoré rozkladajú nežiaduce látky

Kyslé dažde

Vznik kyslých dažďov zapríčiňujú predovšetkým elektrárne spaľujúce uhlie a ropu, potom metalurgické závody, ale aj automobily. Oxidy síry a dusíka, ktoré vypúšťajú tieto zdroje, sa zlučujú so vzdušnou vlhkosťou, v dôsledku čoho vzniká kyselina sírová a dusičná. Kyslé dažde sa objavujú vo veľkých vzdialenostiach od zdrojov exhalátov. Kyslé dažde majú negatívny vplyv na flóru a faunu. Kyslé zrážky môžu v určitých podmienkach extrahovať z pôdy hliník a iné kovy, a tak potom voda okrem kyseliny obsahuje aj rôzne toxické kovy – napr. olovo, ortuť. Takáto voda má ešte zhubnejšie účinky. Najhoršia situácia je na jar. Nečistoty – kovy, kyseliny – sa celú zimu zhromažďujú vo vrstvách snehu. Keď sa oteplí, začínajú sa topiť vrchné najviac znečistené vrstvy snehu, takže do jazier a riek steká prakticky kyselina vo veľkej miere obohatená kovmi. V takýchto podmienkach postupne vymiera fytoplanktón, čím sa svetlo dostáva hlbšie do vody.

H_2O_2 -peroxid vodíka



- **peroxozlúčeniny** – $(O_2)^{-II}$,peroxoväzba
- bezfarebná olejovitá kvapalina, má silné oxidačné účinky
- **pri normálnej teplote sa veľmi pomaly rozkladá:** $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
pôsobením niektorých látok (napr.: KI, burel - MnO_2) sa rozkladá explozívne, naopak močovina, rozklad spomaľuje
- má **oxidačné aj redukčné účinky** *oxidačné:* $PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O$ (vznik O^{II})
 redukčné: $Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + H_2O + O_2$ (vznik O_2)
- príprava: $BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow H_2O_2 + BaSO_4$
- **použitie:**
 - bieliaci prostriedok (odfarbovanie vlasov, tkanín)
 - dezinfekčný prostriedok (3% roztok sa používa v lekárstve)
mierne poškodzuje tkanivo otvorených rán , ale je účinný pri rýchlom zastavení kapilárneho krvácania (pomalé krvácanie z malých ciev pri odreninách)
 - v ponorkách je časťou pohonného média torpéd
 - okysličovadlo – raketové palivo

OXIDY

- dvojprvkové zlúčeniny kyslíka, v ktorých je kyslík v ox. č.-II - O^{-II}
- !!! OF_2 - $O^{II} F_2^{-I}$ *difluorid kyslíka*
- delenie:

A) podľa charakteru väzieb:

iónové – oxidy s^1 a s^2 prvkov – *iónová väzba*, neprchavé, vysoké t.t, rozpustné vo vode

kovalentné (molekulové) - *kovalentná väzba*, skladajú sa z molekúl, príp. majú polymérnu štruktúru, napr.:

CO_2 , P_4O_{10} , prchavé, plynné alebo kvapalné

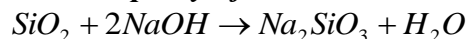
s atómovou štruktúrou – napr.: SiO_2 , Al_2O_3 , málo prchavé, výnimočná tvrdosť

B) podľa chem. reakcií s vodou, kyselinami, hydroxidmi:

kyselinotvorné - napr.: molekulové oxidy a oxidy kovov s ox. číslom vyšším ako V – napr.: Mn_2O_7

- a) *s vodou sa zlučujú na kyslíkaté kyseliny* $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

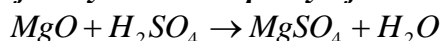
- b) *vo vode nerozpustné oxidy reagujú so zásadami a poskytujú soli*



zásadotvorné - iónové oxidy a oxidy kovov s ox. číslom menším ako IV.

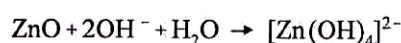
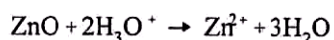
- a) *s vodou sa zlučujú na hydroxid* $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

- b) *vo vode nerozpustné oxidy reagujú s kyselinami a poskytujú soli*



amfotérne - oxidy kovov s atómovou štruktúrou, s nižšími ox. číslami

- *reagujú s kyselinami aj hydroxidmi*



inertné - napr.: CO , N_2O

- *nereagujú s vodou ani s kyselinami a zásadami*