

bljine 5...50 μm) koja se rotirajućim nožem reže u vrpce širine 125...250 μm. Tako se, npr., proizvode aluminijska vlakna za tekstilnu primjenu.

Svojstva i primjena. Metalna su vlakna većinom čvrsta, a neka od njih imaju i veliki modul elastičnosti (tabl. 4). Temperature taljenja su im također uglavnom visoke. Međutim, uz mehanička svojstva, glavne značajke koje određuju specifična područja njihove primjene jesu velika električna i termička provodnost.

Najvažnije područje primjene čeličnih vlakana jest ojačavanje automobilskih guma, pogonskog remenja, visokotlačnih cijevi i dr. Vlakna od nehrđajućeg čelika upotrebljavaju se i u tekstilu kao sredstvo za uklanjanje statičkog elektriciteta (npr. u podne prostirače ugrađuju se u tu svrhu u masenom udjelu od 0,5...6%). Aluminijska vrpčasta vlakna uglavnom se primjenjuju u tekstilnoj industriji za postizanje ukrasnih efekata na odjevnim predmetima. Vrlo fina volframna vlakna (promjera 12 μm) služe kao žarne niti u električnim žaruljama te kao primarna vlakna pri proizvodnji bornih vlakana. Od sinteriranih metalnih vlakana proizvode se vrlo učinkoviti filtri za filtriranje tekućina i vrućih plinova. Novija primjena supravodljivih vlakana od krutih slitina (npr. Nb₃Sn) jest u supravodljivim magnetima. Vlakna od berilija svojedobno su zbog vrlo velikog modula elastičnosti bila vrlo zanimljiva za ojačavanje kompozita. Međutim, danas su ih iz tog područja gotovo posve istisnula visokoučinkovita termootporna polikristalasta anorganska vlakna, jer su berilijaska vlakna vrlo otrovna, termički mnogo manje stabilna i vrlo skupa.

U značajnoj se mjeri metalna vlakna prerađuju u tkanine (u novije doba i pletiva) koje se primjenjuju kao filtri i sita te kao ojačavajući elementi u građevnim konstrukcijama, automobilske industriji, strojogradnji i elektroindustriji.

R. Čunko

LIT.: H. F. Mark, N. G. Gaylord, N. M. Bikales (eds.), Encyclopedia of Polymer Science and Technology, Vol. 6. John Wiley, New York–London–Sydney 1967. – R. W. Moncrieff, Man-made fibres. Newnes-Butterworths, London 1975. – R. Bonart, H. Orth, Fasern, Struktur, u djelu: Ullmanns Encyklopädie der technischen Chemie, Band 11. Verlag Chemie, Weinheim 1976. – H. F. Mark, D. F. Othmer, Ch. G. Overberger, G. T. Seaborg (eds.), Kirk-Othmer Encyclopedia of Chemical Technology. John Wiley, New York–Chichester–Brisbane–Toronto 1980. – Z. A. Rogowin, Chemiefaser. Georg Thieme Verlag, Stuttgart–New York 1982. – H. Batzer, Polymere Werkstoffe, Band I, II, III. Georg Thieme Verlag, Stuttgart–New York 1984/85. – M. S. M. Alger, Polymer Science Dictionary. Elsevier, London–New York 1990. – R. Bauer, H. J. Koslowski, Chemiefaser-Lexikon. Deutscher Fachverlag, Frankfurt/M 1993. – S. K. Mukhopadhyay, High-performance Fibres. The Textile Institute, Manchester 1993.

R. Čunko D. Raffaelli I. Šmit

VODA, prirodni spoj vodika i kisika, vodikov oksid s kemijskom formulom H₂O, bezbojna kapljevinna bez boje i mirisa. Glavni je sastojak Zemljine površine jer pokriva gotovo tri njezine četvrtine (v. Hidrologija, TE 6, str. 396). Voda je i važan sastojak atmosfere i ima bitan utjecaj na klimatske prilike (v. Klimatologija, TE 7, str. 140).

Voda ima osnovno značenje za život na Zemlji i bila je bitna za postanak i razvoj organizama. Ona sudjeluje u fotosintezi i sastavni je dio živih organizama, gdje je njezin udio 50...90%. U prirodi je rijetko čista, a otopljeni organski i anorganski spojevi, koje voda prenosi, hranjivi su sastojci u biogeokemijskom krugu tvari u prirodi. U industriji se voda primjenjuje kao sirovina, izmjenjivač topline i prijenosnik tvari. Posebno je važna upotreba vodene pare u industriji i energetici (v. Parni kotao, TE 10, str. 164).

Molekula vode, H₂O, sastoji se od dva vodikova i jednog kisikova atoma. Prirodna je voda smjesa molekula vode koje se međusobno razlikuju po izotopnom sastavu svojih elemenata. Kako su izotopi ¹H i ¹⁶O mnogo obilniji od ostalih stabilnih vodikovih i kisikovih izotopa (²H, ¹⁷O, ¹⁸O), to molekula ¹H₂¹⁶O čini više od 99,98% svih molekula vode. Industrijski se proizvodi i voda obogaćena deuterijem, tzv. teška voda, D₂O.

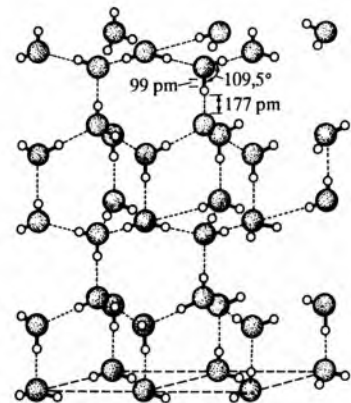
Voda nastaje prilikom izgaranja spojeva koji sadrže vodik, dakle praktički izgaranjem svih organskih tvari, zatim pirolizom hidrata i metaboličnim reakcijama u organizmu, a može nastati i izravnom reakcijom vodika s kisikom:



U molekuli vode vodikovi su atomi vezani na kisikov atom kovalentnom vezom. U kapljevinu je duljina tih veza 96 pm i one zatvaraju valentni kut od 104,5°, dok su u ledu veze dulje (99 pm), a i valentni je kut veći (109,5°) i odgovara tetraedarskom kutu. Raspored je elektrona u molekuli vode asimetričan, što je uzrokom dipolnog karaktera molekule vode i vanjskog električnog polja. Dipolne molekule vode međusobno se privlače vodikovom vezom. U toj je vezi vodikov atom jedne molekule, koji ima parcijalni pozitivni naboj, vezan slabom vezom s kisikovim slobodnim elektronskim parom druge molekule. Zbog dipolnog privlačenja nastaju asocijacije, odnosno polimerizacija vodenih molekula. U tako asociiranoj molekuli djeluju kovalentne veze, a zbog dipolnog privlačenja i vodikove veze. Polimerizirane molekule vode stvaraju tetraedarsku strukturu. Pri zagrijavanju raspada se tetraedarska i polimerna struktura, a povećava se gustoća vode. Polimerizacija se zbiva u temperaturnom rasponu od +4°C...0°C, a raspad kristalne strukture od 0°C...+4°C.

Struktura vode ovisi o agregatnom stanju (para, led, kapljevinna). Vodena para sastoji se od molekula vode koje se u prostoru gibaju praktički slobodno, skoro bez ikakve međusobne ovisnosti. Na temperaturi višoj od 1200°C vodena para disocira na vodikov atom i hidroksidni slobodni radikal. Koncentrirana para veće gustoće (~0,4 g/cm³) zadobiva donekle svojstva karakteristična za kapljevitu vodu, pa može, npr., otopiti mjerljive količine soli.

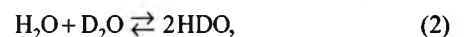
Led se sastoji od molekula vode međusobno povezanih usmjerenim vodikovim vezama. Svaki je kisikov atom povezan preko vodikovih atoma s četiri druga kisikova atoma u tetraedarsku strukturu. Tetraedri su složeni poput saća i stvaraju heksagonske kanale, što daje šupljikavu građu leda (sl. 1). Srednji razmak među molekulama u kristalnoj rešetki leda veći je nego u kapljevitom stanju vode, pa je obujam iste mase leda za 9% veći od obujma kapljevine.



Sl. 1. Struktura leda

I molekule kapljevite vode povezane su vodikovim vezama. Smatra se da i voda u kapljevitem stanju ima pseudokristalnu strukturu, u kojoj se vodikove veze zbog termičkog gibanja molekula naizmjenice prekidaju i ponovno uspostavljaju (v. Kapljevina, TE 6, str. 654). Zbog manjih razmaka među molekulama izraženije su elektrostatičke kohezijske sile i vodikove veze, pa se u kapljevinu stvaraju nakupine većeg broja povezanih molekula.

Teška voda, D₂O ili ²H₂O, voda obogaćena deuterijem (v. Vodik), po svojim je svojstvima vrlo slična običnoj, tzv. lakoj vodi (tabl. 1). Udio teške vode u prirodnoj je vodi ~0,015%, a nešto je veći u nekim slanim vodama i u morskoj vodi na većim dubinama. U smjesi lake i teške vode brza je izotopna izmjena vodika i deuterija:



pa je deuterij u vodi uglavnom u molekulama takva sastava. Prilikom elektrolize vode (v. *Vodik*) u prvom se redu razvija vodik, H_2 , pa se voda obogaćuje deuterijem. Tako se nakon mnogih uzastopnih elektroliza može dobiti teška voda s velikim udjelom molekula D_2O .

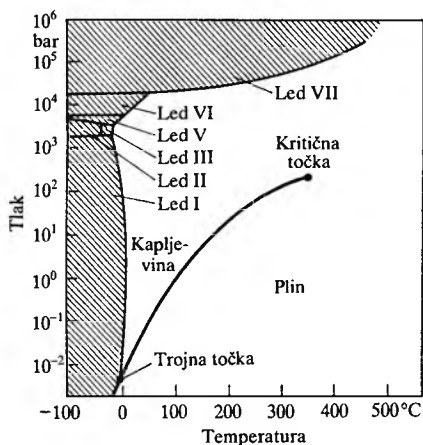
Tablica 1
FIZIKALNA SVOJSTVA VODE

Svojstvo	H_2O	D_2O
Ledište (1,013 bar)	0 °C	3,81 °C
Vrelište (1,013 bar)	100 °C	101,42 °C
Kritična temperatura	374,15 °C	371,5 °C
Kritični tlak	220,5 bar	220,8 bar
Kritična gustoća	0,314 g/cm ³	0,363 g/cm ³
Gustoća (0 °C, kapljevinna)	0,9998 g/cm ³	1,105 g/cm ³
(3,98 °C)	1,0000 g/cm ³	1,1059 g/cm ³
(25 °C)	0,99701 g/cm ³	1,1044 g/cm ³
Viskoznost (20 °C)	1,0026 · 10 ⁻³ Pa s	1,26 · 10 ⁻³ Pa s
Površinska napetost (20 °C)	72,75 · 10 ⁻³ N/m	72,12 · 10 ⁻³ N/m
(100 °C)	52,5 · 10 ⁻³ N/m	
Toplina isparivanja (100 °C, 1,013 bar)	2256,9 J/g	
Toplinski kapacitet (15 °C)	4,1868 J/(g K)	4,236 J/(g K)
Toplinska provodnost (25 °C)	0,6 mW/(m K)	
Električna provodnost (čista voda, 20 °C)	4,2 · 10 ⁻⁶ S/m	
Konstanta dielektričnosti (25 °C)	78,25	78,54
Dipolni moment (20 °C)	6,20 · 10 ⁻³⁰ C m	6,24 · 10 ⁻³⁰ C m
Indeks loma, n_D^{25}	1,3325	1,3280
Brzina zvuka (20 °C)	1482,3 m/s	

Teška se voda upotrebljava kao sredstvo za hlađenje i kao moderator za usporavanje neutrona u reaktorskoj tehnici (v. *Nuklearni reaktori*, TE 9, str. 464) te za pripremu deuteriranih kemijskih spojeva.

SVOJSTVA VODE

Voda je polimorfna tvar, ali je to njezino svojstvo izraženo samo pod vrlo velikim tlakovima (reda veličine 10³ MPa), pa pri običnim uvjetima, u kojima se zbivaju procesi važni za tehničku praksu i životnu svakidašnjicu, nema praktične važnosti. U takvim okolnostima postoji samo jedna čvrsta faza vode, tzv. led I (sl. 2), pa je promatranje fizikalnih svojstava (tabl. 1 i 2) i fazne ravnoteže vode jednostavnije (v. *Fazne ravnoteže*, TE 5, str. 382).



Sl. 2. Fazni dijagram vode

Ledište i vrelište vode pod normalnim tlakom uzeti su kao čvrste točke Celzijeve temperaturne skale (0 °C i 100 °C, odnosno 273,15 K i 373,15 K). Ostale su čvrste točke vode *trojna točka* pri 273,16 K i 0,611 bar te *kritična točka* pri 647,31 K i 220,5 bar.

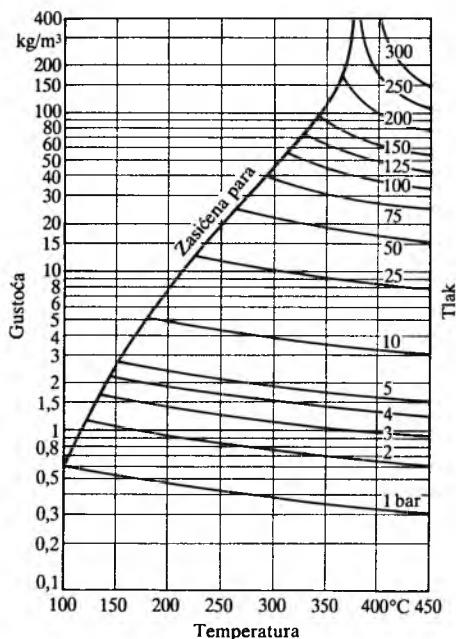
Gustoća vode ovisi o agregatnom stanju te tlaku i temperaturi. U kapljevitom stanju pri tlaku od 1 bar najveća je gustoća vode pri temperaturi od 3,98 °C i iznosi 1,0 g/cm³. Povišenjem tlaka na 10 bar istu će gustoću voda postići pri temperaturi od 3,4 °C. Povišenjem temperature vode smanjuje se njezina gustoća, tj. po-

Tablica 2
FIZIKALNA SVOJSTVA LEDA

Svojstvo	Vrijednost
Talište (1,013 bar)	0 °C
Gustoća (0 °C)	0,917 g/cm ³
Toplina taljenja (0 °C)	333,69 J/g
Toplina sublimacije (0 °C)	2834 J/g
Toplinski kapacitet (0 °C)	2,072 J/(g K)
Električna provodnost (-10 °C)	1,4 · 10 ⁻⁷ S/m
Konstanta dielektričnosti (-0,1 °C)	91,5
Brzina zvuka (-15 °C)	~3280 m/s
Vlačna čvrstoća (-10 °C)	0,83 N/mm ²
Tlačna čvrstoća (-8 °C)	3,3...5,3 N/mm ²
Modul elastičnosti (-10 °C)	9,48 · 10 ⁷ N/mm ²

većava joj se specifični obujam (tabl. 3), pa na vrelištu, odnosno pri temperaturi od 100 °C i tlaku od 1 bar iznosi 0,958 g/cm³. Gustoća vode smanjuje se i hlađenjem. Na ledištu, pri tlaku od 1 bar i temperaturi od 0 °C, gustoća vode kao kapljevine iznosi 0,9998 g/cm³, a prelaskom u čvrstu fazu (led) gustoća naglo pada i iznosi 0,917 g/cm³. Ta se pojava objašnjava promjenom molekule strukture vode prilikom kristalizacije u led.

Obrnuto, pri temperaturi taljenja pravilna se struktura leda kida. Zbog kraćih međuatomnih veza molekule zauzimaju manji prostor, pa se gustoća kapljevine vode povećava. To povećanje postiže svoj maksimum pri 3,98 °C, jer tada, iako se u kapljevinu još nalaze manji, nerazgrađeni ostatci kristalne rešetke leda, gibanje molekula postaje sve izraženije zbog povećane temperature. Takva neobična i nepravilna promjena gustoće vode vrlo je važna, jer omogućuje održavanje života u vodi ispod zaleđene površine. Naime, pri snižavanju temperature zraka površinski se slojevi vode hlade, postaju gušći i spuštaju se prema dnu. To se događa sve do temperature od 3,98 °C, kada je gustoća vode najveća. Pri daljem snižavanju temperature zraka površinski su slojevi vode, iako sve hladniji, manje gustoće, pa ostaju na površini i kristaliziraju u led. Zbog manje gustoće led ostaje na površini i štiti dublje slojeve vode od zaleđivanja. Stoga se voda u rijekama i jezerima nikada ne zaledi do dna, pa se život u njima može održati.



Sl. 3. Ovisnost gustoće vodene pare o temperaturi i tlaku

Prelaskom vode iz kapljevine u parovitu fazu gustoća se smanjuje povišenjem temperature vodene pare pri istom tlaku, a povećava se povišenjem tlaka pri istoj temperaturi (sl. 3). Tlak zasićene vodene pare u ovisnosti o temperaturi pokazuje tablica 3.

Tablica 3
SPECIFIČNI OBUJAM VODE I TLAK ZASIĆENE VODENE PARE

Temperatura °C	Specifični obujam vode cm ³ /g	Tlak zasićene vodene pare bar
0	1,000 21	0,006 108
0,01	1,000 21	0,006 112
10	1,000 4	0,012 271
20	1,001 8	0,023 368
30	1,004 4	0,042 418
40	1,007 9	0,073 750
50	1,012 1	0,123 35
60	1,017 1	0,199 19
70	1,022 8	0,311 61
80	1,029 0	0,473 58
90	1,035 9	0,701 09
100	1,043 5	1,013 25

Viskoznost vode ovisi, kao i u drugim kapljevinama, o temperaturi i tlaku (v. *Kapljevine*, TE 6, str. 658). Za razliku od nepolarnih kapljevine, viskoznost se vode ne povećava ravnomjerno sa smanjenjem temperature, nego se znatno više povećava približavanjem ledištu. To je posljedica stvaranja nakupina većeg broja čvršće povezanih molekula. Utjecaj tlaka na viskoznost također se razlikuje od ponašanja nepolarnih kapljevine, jer se mijenja u ovisnosti o temperaturi vode. Pri nižim se temperaturama (<30 °C) viskoznost vode smanjuje s porastom tlaka, a pri temperaturama višim od 30 °C s porastom tlaka viskoznost se povećava.

Viskoznost vodene pare povećava se s porastom temperature, a, slično mnogim plinovima, gotovo ne ovisi o tlaku.

Površinska napetost vode, u usporedbi s većinom kapljevine, neobično je velika zbog jakih kohezijskih sila među molekulama (v. *Kapljevine*, TE 6, str. 655), a povećava se sa sniženjem temperature, kao i u drugim kapljevinama. Površinska napetost ovisi o svojstvima faza s kojima voda graniči. Tako pri temperaturi od 25 °C površinska napetost vode u dodiru sa zrakom iznosi $71,8 \cdot 10^{-3}$ N/m, sa staklom $95,9 \cdot 10^{-3}$ N/m, a s pijeskom $76,7 \cdot 10^{-3}$ N/m. Na površinsku napetost vode utječu i otopljene tvari. Neke je tvari povećavaju, a neke je, kao što su površinski aktivne tvari, znatno snižuju i u malim koncentracijama.

Zbog površinske napetosti kapljevine se u kapilarama podižu. Velika površinska napetost vode omogućuje podizanje vode u tlu i u drugim poroznim materijalima (beton, drvo, cigla). Već prema strukturi tla, odnosno promjeru kapilara, voda se može dizati i zadržavati iznad razine podzemne vode do visine od 1,7...2,5 m, što je posebno važno za život i rast biljaka.

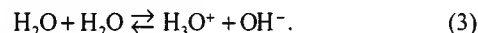
I u ledu postoji površinska napetost, ali je slaba i ne može utjecati na oblik njegove površine.

Toplinska svojstva vode označuju specifični toplinski kapacitet, toplina taljenja leda i toplina isparivanja. Ta se svojstva vode znatno razlikuju od istih svojstava sličnih kemijskih spojeva. Specifični toplinski kapacitet smanjuje se s povišenjem temperature do 35 °C, a zatim se opet jednakomjerno povećava. Visoke topline taljenja i isparivanja čine vodu pogodnom za prijenos i izmjenu topline u industriji, zbog čega je voda i dobar akumulator topline na Zemlji (u morima i oceanima). Visoke vrijednosti tih svojstava posljedica su polarnosti molekula i vodikovih veza, jer je zbog toga potrebno više energije za njihovo kidanje pri promjeni agregatnih stanja.

Električna svojstva vode karakterizira vrlo velika konstanta dielektričnosti, jedna od najvećih među svim kapljevinama. I to je, dakako, posljedica dipolnog karaktera molekule, koji potječe od polarnosti veza i kutne molekularne građe. Električna je provodnost čiste vode malena, ali se povećava kad voda sadrži otopljene soli.

Optička svojstva vode ogledaju se u propuštanju svjetlosti i indeksu loma. Voda dobro propušta ultraljubičasto zračenje i veći dio vidljivog spektra, a apsorbira narančasti i crveni dio vidljivog zračenja, pa je voda u dubljim slojevima plavozelenkaste boje. Zbog apsorpcije infracrvenog zračenja voda akumulira toplinsku Sunčevu energiju, što je bitno za život na Zemlji.

Elektrolitička disocijacija. Voda je vrlo slabo disocirana na hidronijev ion i hidroksilni ion:



Prema zakonu kemijske ravnoteže konstanta ravnoteže te reakcije (konstanta disocijacije) izražava se omjerom koncentracija pojedinih iona:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (4)$$

Kako je disocijacija vode slaba, može se pretpostaviti da je njezina koncentracija stalna pa se dobiva nova konstanta:

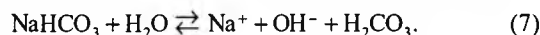
$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (5)$$

Produkt koncentracija na desnoj strani izraza (5) naziva se *ionski produkt vode*. U čistoj su vodi koncentracije hidroksilnih i hidronijevih iona jednake i pri temperaturi od 25 °C iznose 10^{-7} mol/L, pa je ionski produkt vode 10^{-14} mol²/L². Uobičajeno je da se negativnim logaritmom koncentracije vodikovih iona, nazvanim pH, označuje kiselost, odnosno lužnatost vodenih otopina. Voda je zbog jednakih koncentracija svojih iona neutralna (pH = 7), ne reagira ni kiselo ni lužnato. Kisele vodene otopine, tj. one u kojima je koncentracija hidronijevih iona veća od koncentracije hidroksilnih iona, imaju pH manji od 7. U lužnatim je otopinama obrnuto, pa one imaju pH veći od 7 (v. *Kiseline, baze i soli*, TE 7, str. 114).

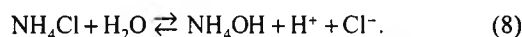
Hidroliza je kemijska reakcija soli s vodom. Hidrolizom soli kojoj i kation i anion reagiraju s molekulama vode otopina ostaje neutralna:



Međutim, vodene otopine soli mogu zbog hidrolize reagirati lužnato ili kiselo, već prema tome sadrži li otopljena sol anion neke slabe kiseline ili kation neke slabe baze. Anion slabe kiseline reagira s molekulom vode, pri čemu nastaje molekula slabe kiseline, a oslobađa se hidroksilni ion, pa otopina soli reagira lužnato:



Obrnuto, kation slabe baze reagira s molekulom vode tako da nastaje molekula slabe baze, a oslobađa se vodikov ion, pa otopina soli reagira kiselo:



Reakcije hidrolize su i izgradnja bjelančevina u aminokiseline, polisaharida u monosaharide ili estera u karboksilnu kiselinu i alkohol. Voda se nalazi u mnogim čvrstim solima kao njihov strukturni dio u kristalnom obliku. Takve soli s jednom ili više molekula vode nazivaju se *hidratima*, npr. $\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

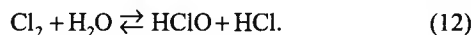
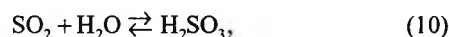
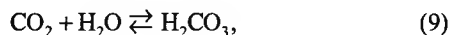
Otapanje u vodi mnogih čvrstih i plinovitih tvari ovisi o njihovoj prirodi i o temperaturi otapanja. Zbog velike entalpije stvaranja voda je termodinamički izrazito postojana. Upravo zbog svoje postojanosti i velikog dipolnog momenta voda je vrlo prikladno otapalo (v. *Otapala*, TE 10, str. 47). Tvari s izraženom adhezijom prema vodi nazivaju se *hidrofilnima*, a one koje vodu odbijaju *hidrofobnima*. Hidrofobne se tvari u vodi ne otapaju, dok topljivost hidrofilnih tvari ovisi o jačini adhezijskih sila.

Ionski spojevi i spojevi s polarnim molekulama dobro se otapaju u vodi zbog privlačenja suprotnih polova molekula. Zbog električnog polja oko iona nekog čvrstog ionskog spoja orijentiraju se dipolne molekule vode tako da se prema pozitivnom ionu postavljaju negativni dio dipola, a prema negativnom ionu pozitivni dio dipola. Tako na površinske ione djeluje slabo električno polje usmjerenih dipola vode i uspostavljaju se ion-dipolne veze. Taj proces vezanja molekula vode uz ione naziva se *hidratacija*. Dipolna molekula djelomice neutralizira električni naboj iona, pa se smanjuje električna privlačna sila među ionima u kristalnoj rešetki. Zbog toga ion slobodnije oscilira oko svog ravnotežnog stanja u rešetki i dolazi pritom u dodir s još više molekula vode.

One ga obavijaju i toliko neutraliziraju njegov naboj da je oscilacija iona dovoljna za svladavanje međuionskih privlačnih sila. Tako ioni s površine krutine prelaze u vodenu otopinu i ionski se spoj otapa. Na tom se djelovanju temelji znanstvena i industrijska upotreba vode kao otapala. Njezina je uloga da bude medij za čišćenje ionskih spojeva i za odvijanje kemijskih reakcija među njima.

Jednakim se mehanizmom otapaju i spojevi s polarnim molekulama, dok vrlo dobroj topljivosti etanola i amonijaka u vodi pridonosi stvaranje vodikovih veza između njihovih molekula i molekula vode.

Otapanje plinova u vodi ovisi o tlaku plina u dodiru s vodom, polarnosti molekula plina i o temperaturi vode. Kada otopljeni plinovi i kemijski reagiraju s vodom, topljivost se znatno povećava, kao npr. pri otapanju ugljičnog dioksida, sumpornog dioksida, amonijaka i klor:



U vodi se slabo otapaju plinovi s nepolarnim molekulama kao što su dušik, vodik, kisik, ugljični monoksid, metan i ozon. Klor kemijski reagira s vodom pa se dobro otapa, iako su mu molekule nepolarne. Povišenjem temperature vode smanjuje se topljivost plinova (tabl. 4), a povećanjem tlaka plinova u dodiru s vodom njihova se topljivost povećava. Za tehnološke se potrebe topljivost plinova obično izražava obujmom plina otopljenog u jedinici obujma vode pri određenoj temperaturi i tlaku, a naziva se koeficijentom apsorpcije plina (v. *Apsorpcija plinova*, TE1, str. 325). Na topljivost plinova u vodi utječe i količina otopljenih soli; plinovi se najbolje otapaju u čistoj vodi.

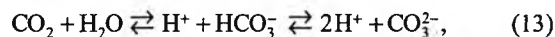
Tablica 4
TOPLJIVOST PLINOVA U VODI

Temperatura °C	Dušik	Ugljični monoksid	Kisik	Dušični monoksid	Klor	Ugljični dioksid	Sumporovodik	Sumporni dioksid	Zrak
	g/100 g vode								cm ³ /100 g vode
0	0,0029	0,0045	0,0069			0,3346	0,7066	22,83	2,918
20	0,0019	0,0029	0,0043	0,0062	0,0073	0,1688	0,3846	11,28	2,284
40	0,0013	0,0021	0,0031	0,0044	0,0047	0,0937	0,2361	5,41	1,868
60	0,0011	0,0015	0,0023	0,0033	0,0033	0,0576	0,1480		1,564
80	0,0007	0,0011	0,0014	0,0023	0,0019		0,0765		

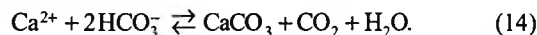
Topljivost kapljevine u vodi ovisi o polarnosti njihovih molekula. Kapljevine koje sadrže molekule s hidroksilnim skupinama (OH), merkpto-skupinama (SH) ili amino-skupinama (NH₂) otapaju se u vodi, a slabo se otapaju ili se praktički uopće ne otapaju kapljevine s nepolarnim molekulama (ugljkovodici, ulja i masti). Neke se kapljevine djelomice miješaju s vodom, ali pri temperaturi višoj ili nižoj od neke granične temperature. Tako je, npr., moguće otapanje fenola u vodi pri temperaturi višoj od 63,5°C, a trimetilamina pri temperaturi nižoj od 18,5°C.

Tvrdoća vode pokazatelj je vrste i koncentracije iona zemnoalkalijskih elemenata u prirodnoj vodi, koji u njoj potječu od otopljenih soli različitih minerala. Posebno su važni kalcijevi i magnezijevi kationi, koji s nekim anionima mogu tvoriti u vodi netopljive spojeve. Ukupna se tvrdoća vode sastoji od *karbonatne* ili *prolazne tvrdoće* i *nekarbonatne* ili *stalne tvrdoće*. Prolaznu tvrdoću, koja se tako naziva jer se može ukloniti, čine otopljeni kalcijevi i magnezijevi hidrogenkarbonati, a stalnu tvrdoću kalcijevi i magnezijevi kloridi, sulfati, nitrati, silikati i drugi njihovi spojevi.

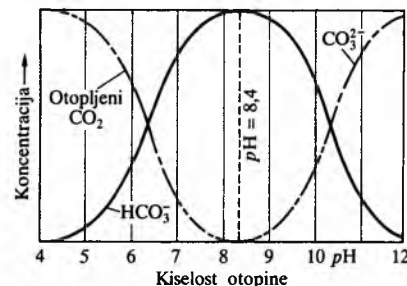
Česti su anioni u vodi hidrogenkarbonatni ion (HCO₃⁻) i karbonatni ion (CO₃²⁻). Oni nastaju u ravnotežnoj reakciji vode s ugljičnim dioksidom:



koji u prirodnu vodu dolazi iz atmosfere otapanjem, biokemijskom razgradnjom organskih tvari i kemijskim reakcijama s mineralima tla. Koncentracije pojedinih iona i ravnotežni položaj ovise o kiselosti otopine (sl. 4) i o temperaturi. Međutim, u prisutnosti kalcijevih i magnezijevih iona uspostavlja se također reakcijska ravnoteža:



Povišenjem temperature smanjuje se topljivost ugljičnog dioksida i njegova koncentracija u vodi, pa se ravnoteža reakcije (14) pomiče udesno i taloži se netopljivi kalcijev karbonat.



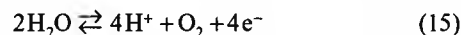
Sl. 4. Ovisnost koncentracije CO₂, HCO₃⁻ i CO₃²⁻ o kiselosti otopine

Tvrdoća vode označuje se u njemačkim, francuskim ili engleskim stupnjevima tvrdoće, te koncentracijom kalcija (Ca), kalcijeva oksida (CaO) ili kalcijeva karbonata (CaCO₃). Odnos je između jedinica sljedeći: 1 njemački stupanj = 1,79 francuskih stupnjeva = 1,25 engleskih stupnjeva = 7,17 mg Ca/L = 10,0 mg CaO/L = 17,86 mg CaCO₃/L. Vrlo meke vode sadrže 0-50 mg CaCO₃/L, a vrlo tvrde vode više od 300 mg CaCO₃/L. Povoljna je tvrdoća vode za piće barem 150 mg CaCO₃/L.

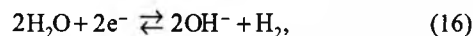
Tvrda voda ne upotrebljava se kao industrijska voda zbog nastajanja kamenca, što se očituje u prvom redu u pripravi vode za

grijanje te pri proizvodnji vodene pare (v. *Parni kotao*, TE10, str. 200). Osim toga, tvrda voda nije prikladna za pranje, jer u njoj sapuni gube svoje djelovanje prelaskom u netopljive kalcijeve i magnezijeve soli masnih kiselina.

Oksido-redukcijsko djelovanje vode. Voda može djelovati kao reducens:



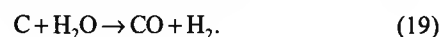
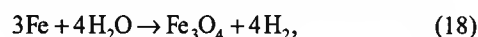
ili kao oksidans:



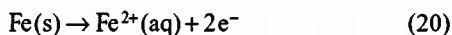
a pritom se razvija kisik, odnosno vodik. Oksidacijska sposobnost vode slabo je izražena, ali voda može i u hladnome oksidirati alkalijeke i zemnoalkalijske metale:



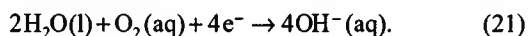
a pri povišenoj temperaturi reagira sa željezom i ugljikom:



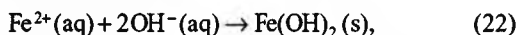
Voda korozivno djeluje na metale, a kinetika procesa ovisi o koncentraciji otopljenog kisika, vrijednosti pH i temperaturi (v. *Korozija metala*, TE 7, str. 279). To je djelovanje uzrokovano radom mikrogalvanskih članaka. Pritom se zbiva anodna oksidacija:



i katodna redukcija, koja se pri $pH \geq 5$ odvija prema sljedećoj reakciji:



Na te se reakcije nastavlja kemijsko taloženje:



a stvoreni je željezni(II) hidroksid nestabilan i odmah se u vodi dalje oksidira otopljenim kisikom:



čime se stvara *hrđa*.

Elektrokemijska svojstva vode temelj su tehničkoj elektrolizi za proizvodnju vodika (v. *Vodik*), klora (v. *Elektroliza alkalijskih klorida*, TE 4, str. 405) i drugih kemijskih proizvoda.

Elektroliza vode, posebno s aspekta proizvodnje vodika, detaljno je opisana u članku *Vodik*.

Analiza vode provodi se radi određivanja njezine kakvoće te vrste i količine otopljenih i suspendiranih tvari organskog i mineralnog porijekla. Onečišćenja koja voda sadrži mogu biti grube disperzije (plivajuće, lebdeće i tonuće), koloidno otopljene tvari (huminske tvari, ulja, masti) i prave otopljene tvari (soli, kiseline, lužine, plinovi). Postupci analize točno su propisani normama, od uzorkovanja do kemijskih, fizikalnih i bioloških pokazatelja kakvoće vode te matematičke obradbe rezultata.

Uzimanje uzorka vode složen je postupak o kojem u mnogome ovisi pouzdanost analize i ocjena kakvoće vode. Neka mjerenja i analize obavljaju se na mjestu uzorkovanja zbog mogućnosti promjene vrijednosti pojedinih pokazatelja. To su mjerenje temperature vode, kiselosti (pH), količine slobodnoga ugljičnog dioksida i otopljenog kisika. Odmah nakon uzorkovanja također se određuju organoleptičke karakteristike vode (miris, okus) na temperaturama 12 °C, 25 °C i 40 °C. Mutnoća se određuje turbidimetrijski ili nefelometrijski, a boja kolorimetrijski.

Kemijske i fizikalnokemijske karakteristike vode određuju se različitim analitičkim metodama i tehnikama (v. *Instrumentalne metode analitičke kemije*, TE 6, str. 494; v. *Kemijska analiza*, TE 7, str. 33; v. *Spektrometrija*, TE 12, str. 150). Izbor pokazatelja koji se ispituju ovisi o podrijetlu vode i o njezinoj uporabi. Gravitometrijskom se metodom određuju suspendirane tvari, ukupni suhi ostatak i žareni ostatak. Alkalitet vode, tvrdoća, kloridi, sulfidi i potrošnja kisika određuju se volumetrijskim metodama. Medutim, u zagađenim se vodama i mnoge druge komponente određuju pojedinim klasičnim tehnikama, već prema koncentraciji zagađivača. Tako se spektrometrija atomne apsorpcije primjenjuje za određivanje teških metala, kalcija, magnezija, kalija i natrija, dok se zemnoalkalijski metali mogu odrediti i titracijom u tvrdim vodama. Elektrokemijskim metodama mogu se odrediti metali u tragovima. Spektrometrijom infracrvenog zračenja određuju se masti, ulja, mineralna ulja i organske hidrofobne tvari. Danas je moguće odrediti halogenirane ugljikovodike, policikličke arome i pesticide plinskom i tekućinskom kromatografijom. Nove kromatografske tehnike precizne su i brze, a u kombinaciji sa spektrometrijom daju podatke o tragovima zagađivala organskog ili anorganskog podrijetla.

Biološka analiza vode temelji se na međusobnom utjecaju životnih zajednica i staništa te promjenama koje nastaju kao posljedica izmijenjenih nebioloških činitelja staništa. Koncentracija otopljenih tvari u prirodnim vodama stalno se mijenja, osobito u tekućicama. Promjena uvjeta staništa djeluje na ekosustav smanjenjem broja vrsta organizama osjetljivih na promjene nebioloških činitelja te povećanjem broja vrsta organizama otpornijih na promjene. Promjene životnih zajednica nastaju zbog povremenih pojava otopljenih i suspendiranih tvari u vodi u većoj koncentraciji, te zbog trajnog dotjecanja vrlo malih količina tvari ili energije. Biološka analiza služi se organizmima kojima je

moguće s dovoljno sigurnosti razmjerno brzo utvrditi promjene u staništu. Primjenom takvog organizma pokazatelja zaključuje se o stanju pojedinih staništa i procjenjuje kakvoća vodnog sustava.

U okviru bioloških analiza određuju se stupanj saprobnosti, stupanj biološke proizvodnje, stupanj otrovnosti, indeks razlike i mikrobiološki pokazatelji.

Stupanj saprobnosti i saprobni indeks određuju kakvoću vodnog sustava (opterećenje vode visokomolekulnim organskim spojevima) prema broju i vrsti organizama koji razgrađuju organske tvari u vodi (saprofagi). **Stupanj biološke proizvodnje** označuje stanje trofičnosti (prehrane) vodnog sustava te mogućnost ekosustava da u fotosintezi veže Sunčevu energiju, a kao pokazatelj primjenjuju se alge, klorofil, ugljik, fosfor, dušik i silicij. **Stupnjem otrovnosti** utvrđuje se štetno i opasno djelovanje tvari otopljenih u vodi na žive organizme. Stupanj otrovnosti ispituje se na određenoj skupini organizama u vodi, a izražava se koncentracijom otpadne tvari u vodi pri kojoj polovica ispitivanih organizama umire, odnosno preživljava u određenom vremenu. **Indeks razlike** matematički je izraz za strukturu životne zajednice, a izražava se omjerom broja organizama pojedinih vrsta i ukupnog broja organizama svih vrsta u ispitivanoj životnoj zajednici. **Mikrobiološki pokazatelji** pokazuju broj pojedinih mikroorganizama ili njihov najvjerojatiji broj u jedinici obujma vode. Najčešće se ispituju bakterije, virusi, alge i praživotinje.

VODA U INDUSTRIJI

Voda služi za vodoopskrbu stanovnika, industriju, poljoprivredu, komunalne potrebe, rekreaciju, dobivanje energije, promet i druge namjene. Količina i kakvoća vode za pojedine namjene bitno se razlikuju. Od 1900. do 1975. godine potrošnja vode u svijetu porasla je oko pet puta. Procjenjuje se da će do 2000. godine potrošnja vode biti dva puta veća od količine potrošene u 1975. godini (tabl. 5). Potrošnja vode u Republici Hrvatskoj manja je nego u razvijenim zemljama zbog razmjerno malog udjela stanovništva obuhvaćenog vodoopskrbnim sustavima (do 1990. godine ~63%) te malog iskorištavanja vode za navodnjavanje poljoprivrednog zemljišta (do 1990. ~0,8% poljoprivrednog zemljišta).

Tablica 5
POTROŠNJA VODE U SVIJETU I PROCJENA DO KRAJA
STOLJEĆA ($10^9 m^3$)

Namjena	Godina			
	1900.	1940.	1975.	2000.
Kućanstva	20	40	147	440
Industrija	30	120	633	1900
Poljoprivreda	350	660	2074	3400
Hydroenergija	0	2	112	240

U ovom se poglavlju opisuje voda koja se upotrebljava u industrijske svrhe, dok se prikupljanje vode na izvoru, pročišćavanje, prijenos, raspodjela i potrošnja vode za stambena naselja putem vodoopskrbnog sustava detaljno opisuju na drugom mjestu (v. *Vodoopskrba*). Posebno su opisane otpadne vode, njihov utjecaj na okoliš, odvođenje, pročišćavanje i ispuštanje (v. *Otpadne vode*, TE 10, str. 64).

U industriji se voda troši za dobivanje energije pomoću pare, prijenos topline, prijenos sirovina ili otpada, obavljanje mehaničkog rada, proizvodnju (kao sirovina), prijenos iona, pranje proizvoda, gašenje užarenih proizvoda, ispiranje plinova, pripremu kupki, poboljšanje zraka i održavanje tlaka.

Za primjenu u pojedinim tehnološkim procesima i u energetskim pogonima, voda treba imati strogo određeni sastav. Industrijske vode trebaju biti bistre i bezbojne, bez željeza i mangana. Nepoželjna je velika tvrdoća te velika koncentracija slobodnih soli i slobodne agresivne ugljične kiseline. Tekstilna industrija zahtijeva vrlo mekanu vodu bez mangana, željeza i klora, industrija papira i celuloze vodu bez magnezijeva klorida, hidrogenkarbonata, željeza i mangana, a industrija piva vodu bez amonijaka, željeza i mangana.

Veliki industrijski potrošači kao što su tvornice papira, predaivači kemijskih proizvoda, željezare, čeličane i rafinerije nafte

troše dnevno 1000·20000 m³ vode, i to većinom vodu iz vlastitih vodoopskrbnih sustava. Srednji potrošači, npr. prehrambena industrija, punionice pića, kemijska industrija, dnevno upotrebljavaju 100·500 m³ vode, pa su najčešće priključeni na javne vodoopskrbne sustave. Mali industrijski potrošači troše dnevno manje od 50 m³ vode. U Hrvatskoj je potrošnja vode prema namjeni prikazana u tablici 6, a opskrba vodom industrije i rudarstva prema izvorištima u tablici 7.

Tablica 6
POTROŠNJA VODE U HRVATSKOJ (10⁶ m³)

Namjena	Godina*					
	1985.	1986.	1987.	1988.	1989.	1990.
Kućanstva	162	172	172	190	195	200
Industrija	98	106	147	143	135	134
Energetika i rudarstvo	30093	31435	29499	29238	26220	33097

*samo do 1990. godine, jer su podatci za razdoblje Domovinskog rata nepotpuni i nerealni zbog tadašnje privremene okupacije dijela teritorija

Tablica 7

OPSKRBA VODOM INDUSTRIJE I RUDARSTVA REPUBLIKE HRVATSKE
PREMA IZVORIŠTU (10⁶ m³)

Izvorište	Godina*					
	1985.	1986.	1987.	1988.	1989.	1990.
Iz vlastitog vodozahvata	29918	31241	29332	28925	26339	34837
iz podzemnih voda	87	83	83	83	70	74
iz izvorskih voda	87	102	113	70	1354	1020
iz površinskih voda	29744	31056	29136	28772	24915	33743
Iz javnog vodovoda	145	110	109	122	141	210
Iz ostalih sustava	13	6	14	5	9	5

*vidi primjedbu u tablici 6

Voda upotrijebljena u industriji većinom sadrži raspršene i otopljene tvari, a i temperatura vode koja je služila za hlađenje ili za pojedine tehnološke procese bitno je povećana. Industrijske otpadne vode znatno utječu na stanje okoliša, pogoršavajući kakvoću prirodnih vodnih sustava.

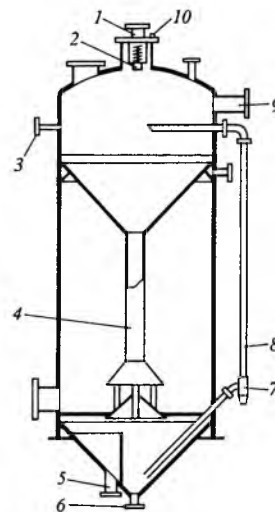
Već prema namjeni vode u industriji, potrebno je vodu prije upotrebe poboljšati. Površinske vode mogu sadržavati veće količine soli, organskih onečišćivača i raspršenih čestica, a temperatura im se mijenja prema godišnjem dobu. Podzemne vode imaju ustaljenu temperaturu. Katkad sadrže željezo, kalcij i magnezij u većoj koncentraciji, a mogu imati i otopljenog kisika. Kako bi se smanjila potrošnja prirodnih voda i općenito razborito iskorištavalo vodno bogatstvo, u industriji se primjenjuje ponovna upotreba vode i kruženje vode. Ponovna upotreba vode jest uzastopno iskorištavanje vode za dvije ili više različitih namjena, dok je kruženje vode njezino ponovno iskorištavanje za istu namjenu. Pri ponovnoj upotrebi vode, a posebno pri kruženju, povećavaju se koncentracije organskih i anorganskih soli.

Voda za industrijsku namjenu najčešće se poboljšava uklanjanjem željeza i mangana, djelomičnim ili potpunim omekšavanjem, demineralizacijom i deionizacijom. Odsoljavanje bočate i morske vode obuhvaća više postupaka za iskorištavanje dodatnih količina vode.

Uklanjanje željeza i mangana. Ioni željeza i mangana uklanjaju se iz vode prevođenjem u netopljive spojeve. Topljivost željeza(II) i mangana(II) u prirodnoj vodi ovisi o vrijednosti pH te o koncentraciji hidrogenkarbonata i kisika. Podzemne vode s razmjerno malo željeza dovoljno je aerirati. Time se iz vode uklanja ugljični dioksid, povećava se vrijednost pH, a zbog povećanja koncentracije kisika željezo se oksidira iz dvovalentnog u trovalentno i taloži se kao netopljivi željezni hidroksid, Fe(OH)₃. Vrlo male količine željeza u vodi (u koncentraciji < 1 mg/L) moguće je tako ukloniti brzim cjediljkama pod tlakom. Kao ispunja upotrebljava se sloj pijeska i sloj željezne rude koji djeluje kao katalizator. Oksidacija i uklanjanje malih količina mangana provodi se jednakim postupkom. Međutim, za oksidaciju mangana prisutnog u većoj koncentraciji potrebno je da vrijednost pH bude veća

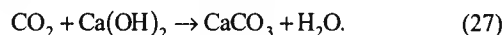
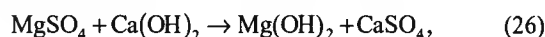
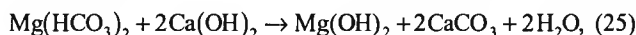
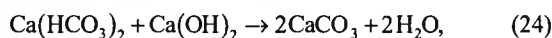
od 9,5. U površinskim vodama željezo i mangan mogu biti u organometalnim kompleksnim spojevima. Za njihovu se oksidaciju upotrebljava permanganat, ozon i klor. Jedan je od načina uklanjanja takvih spojeva i kemijska precipitacija s vapnom ili natrijevim hidroksidom. Organski spojevi željeza i mangana mogu se ukloniti i aluminijevim sulfatom, taloženjem i cijedenjem.

Omekšavanje vode, djelomično ili potpuno, postiže se taloženjem ili ionskom izmjenom.

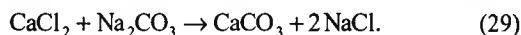


Sl. 5. Uređaj za uklanjanje karbonata. 1 ulaz sirove vode, 2 raspršivač, 3 dovod reagensa, 4 provodna cijev, 5 odvod mulja, 6 ispušt, 7 pami ektor, 8 kruženje mulja, 9 dovod pare za zagrijavanje, 10 odvod plinova

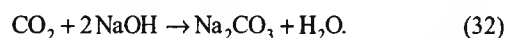
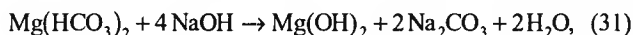
Taložni postupci danas se sve manje primjenjuju, ali su u energetskim pogonima još uvijek važni, a temelje se na pretvaranju topljivih soli u netopljive oblike. Nastali se talozi odjeljuju filtracijom. Učinak omekšavanja ovisi o ravnotežnim uvjetima sudjelujućih tvari, radnom tlaku i temperaturi. Omekšavanje je vrlo djelotvorno pri višoj temperaturi (najmanje 85 °C), taložno se sredstvo dodaje u suvišku, trajanje kontakta reaktanata treba biti što dulje, dok se talozi trebaju ukloniti što prije (sl. 5). Najčešće se kao taložno sredstvo uzima vapno (kalcijev hidroksid, Ca(OH)₂), koje karbonatnu tvrdoću, magnezijevu tvrdoću i slobodnu ugljičnu kiselinu uklanja uglavnom provođenjem u netopljivi kalcijev karbonat:



Soli koje stvaraju nekarbonatnu tvrdoću uklanjaju se sodom (natrijev karbonat, Na₂CO₃):



Ako sirova voda ima jednaki udio karbonatne i nekarbonatne tvrdoće, može se kao taložno sredstvo uzeti i natrijeva lužina:

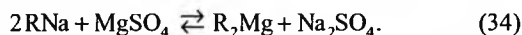


U praksi se primjenjuju kombinirane metode omekšavanja vode, i to vapnom i lužinom, sodom i lužinom te sodom i vapnom, a mogu se upotrijebiti i soli fosforne kiseline. Omekšavanje fosfatima danas je sve češće jer se karbonatna i nekarbonatna tvrdoća smanjuju stvaranjem teško topljivih kalcijevih i magnezijevih fosfata. Reakcija je kratkotrajna, a odvija se pri 80 °C. Stvoreni su talozi pahuljasti, povlače sa sobom hidrokside i nečistoće i tako olakšavaju filtraciju. Povoljnim alkalitetom pasiviraju željezo i

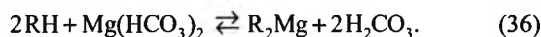
poboljšavaju ljuštenje kamenca nastalog na stijenkama kotlovskih cijevi. Taložnim procesima omekšavanja vode uz najpovoljnije uvjete rada može se kao optimalna postići tvrdoća od 0,3 njemačka stupnja tvrdoće.

Omekšavanje vode ionskim izmjenjivačima jednostavnije je s obzirom na opremu i na kemijske reakcije izmjene iona između izmjenjivača i soli iz vode. *Prirodni ionski izmjenjivači* kao zeoliti, bentoniti i gline zamjenjuju se sintetskim zbog većeg kapaciteta i bolje selektivnosti. Umjetni su ionski izmjenjivači porozniji te aktivni u cjelini, dok su prirodni samo površinski aktivni.

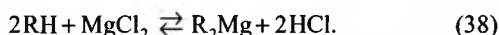
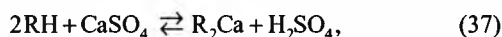
Umjetni ionski izmjenjivači (v. *Izmjena iona*, TE 6, str. 577) mnogo se primjenjuju u pripravi vode za industrijsku namjenu. Voda se izravno može omekšavati u Na⁺-obliku, tako da voda nakon omekšavanja kationskim izmjenjivačem ostaje neutralna (pH=7), a umjesto kalcijevih i magnezijevih iona sadrži natrijeve ione:



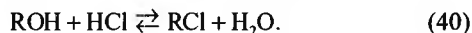
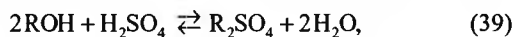
U praksi se najčešće radi tako da se voda prvo omekšava taloženjem vapnom, a zatim ionskom izmjenom. Za djelomično omekšavanje (dekarbonizaciju) uzima se slabi kationski izmjenjivač u H⁺-obliku, čime se uklanjaju samo oni kalcijevi i magnezijevi ioni koji su vezani na hidrogenkarbonat, a dobiva se voda male kiselosti (pH=5...6):



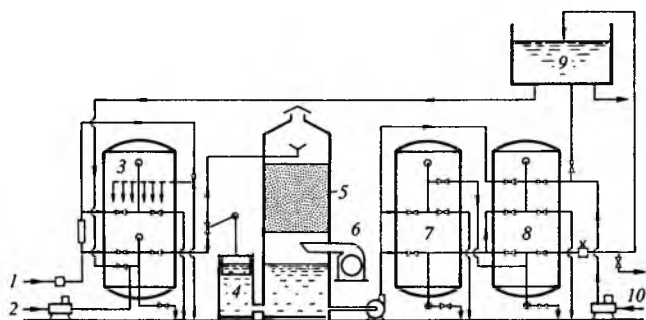
S jakim kationskim izmjenjivačem u H⁺-obliku mogu se ukloniti i ostali kalcijevi i magnezijevi ioni, a dobiva se voda veće kiselosti (pH ~3):



Demineralizacija i deionizacija. Primjenom anionskih izmjenjivača u kombinaciji s kationskim može se dobiti potpuno demineralizirana voda (sl. 6). Nakon prolaska kroz kationski izmjenjivač u H⁺-obliku voda je potpuno mekana, ali kisela (pH ~4). Mineralna kiselina veže se na slabi anionski izmjenjivač:



Tek upotrebom jakog anionskog izmjenjivača vežu se i anioni slabih kiselina:



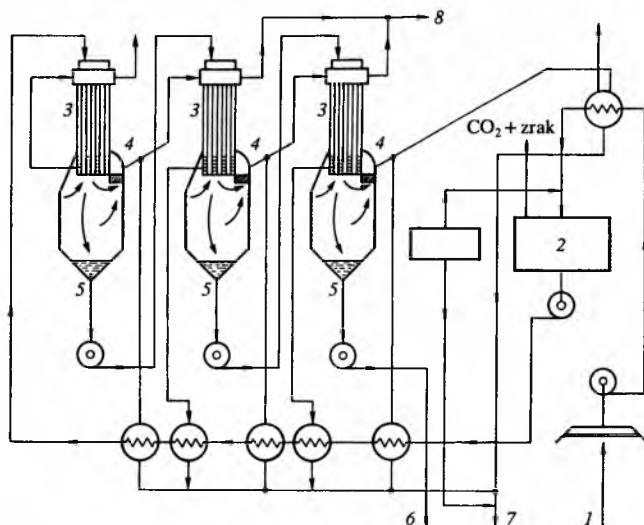
Sl. 6. Uređaj za demineralizaciju vode. 1 ulaz sirove vode, 2 ulaz kiseline za regeneraciju, 3 kationski izmjenjivač, 4 kontrola razine, 5 toranj za uklanjanje ugljičnog dioksida, 6 ventilator, 7 i 8 anionski izmjenjivači, 9 spremnik demineralizirane vode, 10 ulaz lužine za regeneraciju



pa se tako dobije *deionizirana voda* kojoj električna provodnost iznosi samo 0,08 μS/cm. Visokotlačni kondenzacijski pogoni upotrebljavaju vodu koja se nakon ionoizmjenjivačke deionizacije još destilira. Nov je način demineralizacije vode kombinirana primjena ionskih izmjenjivača i membrana (v. *Membrane*, TE 8, str. 381).

Odsoljavanje bočate i morske vode (odslanjavanje, desalinacija) odvajanje je otopljenih soli od vode, a primjenjuje se za proizvodnju vode visoke kakvoće. U tu su svrhu prikladne destilacija, reverzna osmoza, elektrodijaliza i zaleđivanje.

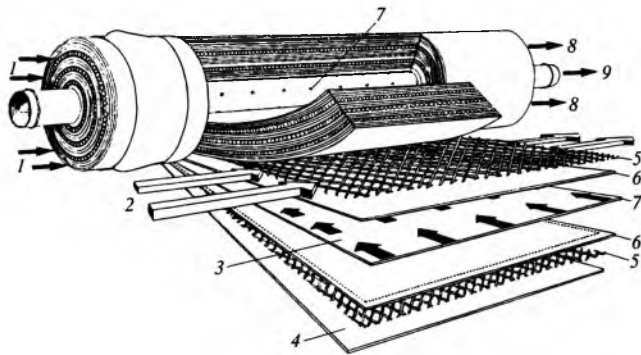
Destilacija. Prije destilacije voda se obično omekša kako bi se na ogrjevnim površinama spriječio taloženje kamenca. Za industrijsko odsoljavanje destilacijom (v. *Destilacija*, TE 3, str. 232) primjenjuju se destilatori u kojima se uređaj za isparavanje ne razlikuje od običnih isparivača (v. *Isparivanje*, TE 6, str. 540). Tako se upotrebljavaju višestupanjski isparivač s uspravnim cijevima (sl. 7), jednostupanjski višestruki trenutni isparivač i višestupanjski višestruki trenutni isparivač. Prednosti su isparivača s uspravnim cijevima mala potrošnja energije, velik radni učinak (omjer količine odsoljene vode i utrošene topline) i velika koncentracija slane ugušćene vode.



Sl. 7. Višestupanjski isparivač s uspravnim cijevima. 1 ulaz slane vode, 2 odzračivač i dekarbonator, 3 isparivačke cijevi, 4 para, 5 slana otopina, 6 izlaz slane otopine, 7 izlaz odsoljene vode, 8 ispušni nekondeziranih plinova

Reverzna osmoza membranski je postupak odvajanja otapala od otopine, a difuzija otapala kroz membranu postiže se tlačnim gradijentom (v. *Membrane*, TE 8, str. 381). Membrana propušta vodu, a soli uglavnom ostaju u otopini povećavajući njezinu koncentraciju. Membrana zadržava ~90...99% anorganskih tvari, 95...99% organskih tvari te 100% koloidnih čestica, uključivo viruse i bakterije, a s vodom prolazi kroz membranu ~1...10% soli. Membrane se u uređajima postavljaju u spiralnim namotcima, tzv. modulima (sl. 8), koji se povezuju s visokotlačnim crpkama. Tlak je crpki 25...80 bar.

Modularni uređaji za reverznu osmozu omogućuju odsoljavanje malih količina vode za potrebe pojedinih tvornica ili velikih količina koje dnevno iznose i 38 000...46 000 m³. U manjim i jednostavnijim uređajima moduli su s crpkom povezani paralelno, tako da je svaki modul pod jednakim tlakom, dok se u proizvodnji vode visoke kakvoće moduli spajaju serijski. Prednost je reverzne osmoze jednostavan rad uređaja. Potrošnja električne energije za odsoljavanje morske vode iznosi 8 kWh/m³. Ponovnim iskorištavanjem energije u ispusnoj vodi primjenom odgovarajućih turbina moguće je smanjiti potrošnju energije na 5 kWh/m³. S obzirom na potrošnju energije, radni je učinak uređaja s reverznom osmozom nekoliko puta veći od učinka uređaja za destilaciju slane vode.

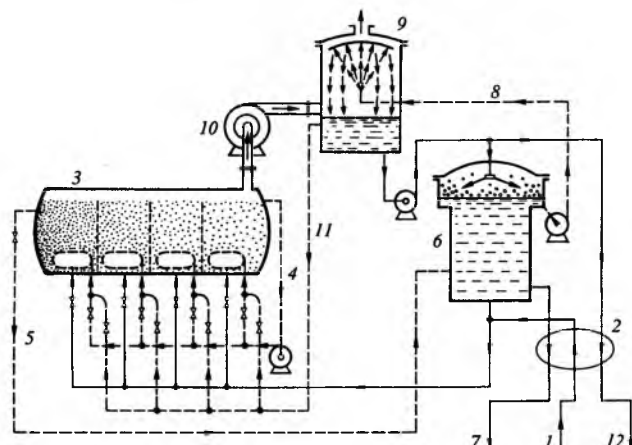


Sl. 8. Smotani modul za reverznu osmozu. 1 ulaz sirove vode, 2 smjer tečenja sirove vode, 3 smjer tečenja odsoljene vode, 4 zaštitni omotač, 5 odjeljivači, 6 membrane, 7 skupljači odsoljene vode, 8 ispust slanog koncentrata, 9 ispust odsoljene vode

Elektrodijaliza je membranski postupak odvajanja iona iz otopine pod utjecajem električnog potencijala (v. *Elektrodijaliza*, TE4, str. 337, 341). Izmjenično postavljenim polupropusnim membranama, od kojih jedne propuštaju katione a zadržavaju anione, dok druge propuštaju anione a zadržavaju katione, moguće je iz otopine elektrolita ukloniti sve ione.

Zaleđivanje vode. Hlađenjem slane vodene otopine zaleđuje se voda i nastaju kristali čistog leda. Sakupljanjem leda, odvajanjem od preostale otopine i otapanjem dobije se odsoljena voda. Prijenos topline obavlja se izravnim dodiranjem dviju kapljevina različitih temperatura, pa je stoga koeficijent prijenosa topline velik. Toplina oslobođena pri kristalizaciji može se poslije upotrijebiti za otapanje leda, za što su potrebni višestupanjski uređaji da bi se što bolje iskoristila toplina pri promjenama faza.

Kao sredstva za prijenos topline pri zaleđivanju slane vode služe kapljeviti ugljikovodici, posebno normalni butan. On je slabo topljiv u slanoj vodi, a njegovo vrelište pri atmosferskom tlaku ($-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$) približno je jednako ledištu morske vode. Pare butana sakupljaju se uz sniženi tlak iznad posude u kojoj su izmiješani butan i slana voda, a isparivanjem butana otopina se hladi i voda zaleđuje (sl. 9). U posudi za zaleđivanje kristali leda stvaraju sa slanom vodom gustu smjesu. Ona se odvodi u posudu za odvajanje leda, a led se dalje čistom vodom pere od adsorbirane slane vode.



Sl. 9. Uređaj za odsoljavanje vode zaleđivanjem. 1 ulaz slane otopine, 2 izmjenjivač topline, 3 ćelije za zaleđivanje, 4 povrat butana, 5 kaša otopine i leda, 6 dekantator, 7 ispust slane otopine, 8 kaša leda i odsoljene vode, 9 kondenzator, 10 kompresor isparenog butana, 11 ukapljeni butan, 12 ispust odsoljene vode

Zaleđivanje kao postupak odsoljavanja vode ima određenih prednosti pred destilacijom. Toplina taljenja leda sedam je puta manja od topline isparivanja, radi se pri temperaturi koja je bliža temperaturi okoliša, pa je manja i korozija metalnih i betonskih konstrukcija, stvara se manje kamenca, pa su manji i troškovi održavanja. Međutim, troškovi energije za zaleđivanje veći su od troškova za zagrijavanje vode.

S. Tedeschi

GOSPODARENJE VODAMA U HRVATSKOJ

Gospodarenje vodama obuhvaća niz postupaka i radnji kojima se upravlja vodnim bogatstvom i iskorištava voda za određene namjene uz očuvanje prirodne biološke ravnoteže. U gospodarenju vodama primjenjuju se rezultati znanstvenih istraživanja i stručnih iskustava iz mnogih područja, osobito prava, ekonomije, prirodoslovja, tehnike, sociologije i zdravstva. Gospodarenje vodama neodvojivi je dio cjelokupnog življenja i svih čovjekovih djelatnosti.

U Hrvatskoj postoji stoljetna tradicija u obrani od poplava te u iskorištavanju voda za vodoopskrbu, hidroenergiju (vodenice) i plovne putove. Prvi propis o vodama donesen je 1891. kao Zakon o vodnom pravu, iako su već prije u drugim zakonima (Opći građanski zakonik, 1853) postojale odredbe o gospodarenju vodama.

Danas se gospodarenje vodama u Republici Hrvatskoj temelji na Zakonu o vodama, a glavni su mu zadatci zaštita od štetnog djelovanja voda, zaštita voda od zagađivanja, osiguranje vodnih zaliha i razvoj vodoprivrede. U nastavku članka daju se podatci samo do 1990. godine, jer su podatci za razdoblje Domovinskog rata nepotpuni i nerealni zbog tadašnje privremene okupacije dijela teritorija.

Zaštita od štetnog djelovanja voda skup je djelatnosti kojima se sprečavaju i smanjuju štete od poplava u dolinama velikih rijeka i bujičnih vodotoka te od erozije zemljišta i visoke razine podzemnih voda. Mjere za zaštitu od nepovoljnog utjecaja voda obuhvaćaju sustave za praćenje stanja voda i prijenos podataka i odluka, te tehničke zahvate kao što su nasipi, retencije, akumulacije, rasteretne površine, teretni kanali, preljevi i ustave. U zaštiti od erozije osobito se primjenjuju biološko-retencijski radovi i terasiranje zemljišta (v. *Regulacija vodotoka*, TE11, str. 519).

Izvedba nasipa za velike vode najstariji je oblik zaštite od voda, ali i najmanje racionalan. U Hrvatskoj su nasipi za obranu od poplava izgrađeni na većem dijelu vodotokova (tabl. 8). Nisu svi jednake sigurnosti, neke je potrebno rekonstruirati, neke nanovo izgraditi. Problem obrane od poplava potrebno je rješavati cjelokupnim uređenjem slijeva, optimalnom kombinacijom svih aktivnih i pasivnih mjera zaštite.

Tablica 8

STUPANJ IZGRAĐENOSTI VODOPRIVREDNIH OBJEKATA U HRVATSKOJ 1990. GODINE S OBLIROM NA POTREBE*

Vrsta objekata	Stupanj izgrađenosti %
Regulirane rijeke i glavni vodotoci: potpuno regulirane dionice	31,0
dijelom regulirane dionice	36,7
Nasipi za obranu od poplava	62,5
Oteretni kanali s nasipima	42,3
Obodni kanali s nasipima	38,6
Akumulacije s branama i pratećim objektima	30,8
Retencije s branama, nasipima i pratećim objektima	30,8
Objekti zaštite od bujica i erozija	21,3
Sustavi površinske odvodnje: potpuno sagrađeni	33,5
dijelom sagrađeni	29,0
Potpuno sagrađeni sustavi podzemne odvodnje	19,6
Ostali objekti za zaštitu od štetnog djelovanja poplavnih voda	48,0
Vodotoci za plovidbu	16,0
Objekti za odvodnju otpadnih voda naselja i industrije	31,0
Uređaji za pročišćavanje otpadnih voda naselja i industrije	26,0

*vidi primjedbu u tablici 6

Regulacijski radovi na rijekama ovise o potrebama i mogućnosti zadržavanja vodenog vala. Uz veću izgrađenost slijeva, kad je teško provediva kontrola protoka, odnosno tzv. izravnjanje voda smanjeno, potreba je za regulacijskim radovima veća. U Hrvatskoj je potreba za regulacijskim radovima izrazita na Savi radi plovidbe i zaštite naselja. Na Dravi i Muri, u očekivanju ostvarenja višenamjenskih rješenja, održava se nuždan opseg regulacije.

Odvodnja suvišnih voda važna je zbog načina upotrebe zemljišta. Na području Hrvatske potrebno je izgraditi, dograditi i održavati već postojeće objekte za odvodnju zemljišta na površini od 1789 070 ha (v. *Melioracija*, TE 8, str. 360). Podzemna odvodnja ostvarena je na 161 540 ha, što je 19,6% od potrebnih 822 350 ha cijevnih drenaža (tabl. 8).

Zaštita voda od zagađivanja obuhvaća niz mjera i postupaka kojima se prirodno vodno bogatstvo štiti od daljeg zagađivanja te poboljšava sadašnje nepovoljno stanje voda. Temeljni su ciljevi zaštite voda osiguranje zdrave pitke vode za opskrbu stanovnika i industrije koja treba čistu vodu, za proizvodnju hrane i za biološku raznolikost vodnih ekosustava. Mjere za sprječavanje i ograničenje unošenja opasnih i štetnih tvari u vode jesu primjena sustava za motrenje izvora zagađenja i kakvoće voda, primjena (nadzor) pravnih propisa, te primjena uređaja za sakupljanje, čišćenje i ispuštanje otpadnih voda (v. *Otpadne vode*, TE10, str. 64) i čvrstog otpada.

Zaštita voda u Hrvatskoj ima dugu tradiciju u zakonskim osnovama. Međutim, izgradnja sustava za prikupljanje, a osobito za čišćenje otpadnih voda, ne odgovara stvarnim zahtjevima (tabl. 8), jer se pročišćava nešto manje od 20% ukupnih otpadnih voda. Procijenjene količine otpadnih voda u 1990. iznosile su 860 milijuna kubičnih metara vode različitog stupnja onečišćenja. Od toga je bilo 540 milijuna kubičnih metara vode iz kućanstava, a 320 milijuna iz industrije. Stanje kakvoće vode u Hrvatskoj i dalje nije zadovoljavajuće, iako je pogoršanje zaustavljeno.

Osiguranje vodnih zaliha za opskrbu stanovnika i industrije, proizvodnju hrane, energetiku i plovidbu zahtijeva primjenu svih propisa o gospodarenju vodama. Zbog ograničenih zaliha vodnog bogatstva i različitih interesa taj je dio vodoprivrede najsloženiji u ukupnom gospodarenju vodama.

Za vodoopskrbu stanovnika i industrije grade se vodoopskrbni sustavi (v. *Vodoopskrba*). U Republici Hrvatskoj 63% stanovnika opskrbljuje se iz javnih vodoopskrbnih sustava, a preostalih 37% stanovnika iz individualnih vodoopskrbnih objekata vodom koja većim dijelom ne zadovoljava norme za pitku vodu. Opskrbljenost je nejednolična. Tako je, npr., opskrbljenost Istre, Hrvatskog primorja i Gorskog kotara 75%, Dalmacije i otoka 73% (Lastovo 100%), a slijeva Save samo 51% te slijeva Drave, Dunava i Mure 53%. Za potrebe različitih industrijskih djelatnosti ukupna je količina utrošene vode 1990. iznosila 281 463 000 m³, a bila je različite kakvoće s obzirom na podrijetlo i potrebe odgovarajućih tehnoloških procesa.

Voda za proizvodnju hrane troši se u ribnjacima, stočarstvu i ratarstvu (v. *Melioracija*, TE 8, str. 375). Ribnjaci imaju dugu tradiciju, ali je razvoj iskorištavanja vode za proizvodnju ribe veoma ekstenzivan. Na ukupno tridesetak ribnjaka u području Save, Drave i Dunava, ukupne površine 13 110 ha, troši se 400 milijuna kubičnih metara vode godišnje.

U Hrvatskoj se navodnjuje 6 000 ha obradivog zemljišta. Organizirani sustavi za navodnjavanje nalaze se na Neretvi, Imotskom polju, Dalmatinskom rastoku, kraj Zadra i Vukovara. U upotrebi su gotovo svi poznati tehnički sustavi za navodnjavanje. Hidromelioracijski objekti sagrađeni su za navodnjavanje 5 420 ha, a ukupne su povoljne prirodne mogućnosti na 680 000 ha. Prosječna je norma navodnjavanja 1 600...4 200 m³/ha, a ukupna je godišnja potreba 15 718 000 m³ vrsne vode za površine koje se sada navodnjuje.

U proizvodnji energije voda služi kao vodna snaga u hidroelektranama (v. *Hidroelektrana*, TE 6, str. 370) te kao tehnološka i rashladna voda u termoelektranama (v. *Parni kotao*, TE10, str. 164) i nuklearnim elektranama (v. *Nuklearni reaktori*, TE9, str. 464). Do kraja 1990. u Hrvatskoj je izgrađeno 17 hidroelektrana snage 2 032 MW i prosječne godišnje proizvodnje 6 600 GWh. Hidroenergetski potencijal naših rijeka iznosi 20 000 GWh, a tehnički je iskoristivo 12 600 GWh godišnje, te je, prema tome, iskorišteno samo 55% potencijala. Vjerojatno će se u budućnosti podatak o tehničkoj iskoristivosti, zahvaljujući tehnološkom razvoju i novom vrednovanju čiste, obnovljive hidroenergije, povećavati. Do sada su objekti izgrađeni za iskorištavanje vodne snage bili uglavnom jednonamjenski. Objekti u pripremi obično se projektiraju kao višenamjenski, jer je, osim proizvodnje električne energije, predviđena i obrana od poplava, vodoopskrba stanovnika i industrije te upotreba u poljoprivredi.

Unutrašnja plovidba obavlja se na obalnom moru i na nekim rijekama dunavskog slijeva (v. *Plovnice putovi*, TE10, str. 427). Pomorski promet u Hrvatskoj, s obzirom na geoprometni položaj, bitna je gospodarska grana. Na jadranskoj je obali izgrađeno 350 većih i manjih luka. Poseban su oblik luka marine namijenjene turizmu. Riječni je promet u Hrvatskoj nedovoljno razvijen. Promet se odvija Savom, Kupom, Dravom i Dunavom. Sava je plovna do Rugvice, ali se zasad prometuje do ušća Kupe na duljini od 583 km. Plovnice put na Dravi u duljini od 198 km različite je klase. Na Dunavu je plovidba moguća cijelom duljinom na području Hrvatske, a na Kupi od Siska do Karlovca (137 km). Moguća je i plovidba na Neretvi do Metkovića.

M. Picer

LIT.: W. H. Gehm, J. I. Bregman (Eds.), *Water Resources and Pollution Control*. Van Nostrand, New York 1976. – F. N. Kemmer, J. Mc Callion (Eds.), *The NALCO Water Handbook*. Mc Graw-Hill, New York 1979. – *Water Treatment Handbook*. Degremont, Rueil-Malmaison 1979. – N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the Elements*. VCH Verlagsgesellschaft, Weinheim 1988. – *Vode Hrvatske*. Ministarstvo vodoprivrede Republike Hrvatske i J.V.P. Hrvatska vodoprivreda, Zagreb 1991.

M. Picer S. Tedeschi

VODIK (Hidrogenium, H), kemijski element s atomnim brojem 1 i relativnom atomnom masom 1,0079. Prvi je u nizu elemenata periodnog sustava. Vodikov je atom najjednostavnije građe među atomima svih poznatih elemenata jer sadrži samo jedan proton i jedan elektron te u klasifikaciji elemenata zauzima poseban položaj. Vodik je najrasprostranjeniji element u svemiru, gdje nuklearnim reakcijama fuzije, koje se zbivaju u zvijezdama, od vodika nastaju helij i energija (v. *Kemijski elementi*, TE 7, str. 50). U svemirskom su prostoru osim elementarnog vodika otkriveni i neki jednostavni spojevi koji sadrže vodik. Na Zemlji se vodik pojavljuje u cijelom nizu spojeva: u prvom redu vezan s kisikom u vodi, u mnogim anorganskim spojevima te vezan s ugljikom u mnoštvu organskih spojeva.

Otkriće vodika pripisuje se H. Cavendishu (1766) iako su već prije njega Paracelsus u XVI. i R. Boyle u XVII. stoljeću utvrdili da djelovanjem kiseline na željezo nastaje zapaljiv »zrak«. Cavendish je 1781. kvantitativno dokazao da eksplozivnom reakcijom vodika i kisika nastaje voda. Ime hidrogen (od grčkog *hidros* voda i *genao* stvoriti) dao je vodik A. L. Lavoisier 1783. godine, koji ga je pripremio reakcijom vodene pare i užarenog željeza. W. Nicholson i A. Carlisle 1800. rastavljaju vodu elektrolizom na vodik i kisik, a dobivene plinove eksplozivom ponovno spajaju u vodu. Deset je godina poslije H. Davy ustanovio da je vodik, a ne kisik, kako se dotada smatralo, bitan element u kiselinama. Polagana je difuzija vodika kroz paladij i željezo, ugrijanih do crvena žara, otkrivena 1863. a tri godine poslije ustanovljena je i njegova dobra topljivost u paladiju. Nazočnost vodika u Suncu otkrivena je spektroskopski 1878. godine, a nedugo zatim, 1885. J. J. Balmer ustanovio je empirijsku zakonitost u redosljedni apsorpcijskih linija vodika koje se javljaju u vidljivom području Sunčeva spektra. Tumačenje linijskog spektra užarenog vodika zauzima važno mjesto u razvoju kvantne teorije (Bohrov model vodika atoma, 1912). Vodik je prvi put ukapljen 1895. godine. Postojanje ortovodika i para-vodika otkriveno je 1924. a razlike u njihovim svojstvima objasnio je 1927. godine W. Heisenberg primjenom kvantnomehaničke teorije. Vodikovi izotopi deuterij, ²H (D), i tritij, ³H (T), otkriveni su 1932. odnosno 1934. godine. Deuterij je otkriven spektroskopski u uzorku vodika preostalog nakon isparivanja velike količine ukapljenog vodika, dok je tritij dobiven bombardiranjem deuterija brzim deuterionima (E. Rutherford, 1934.). Radioaktivnost tritija dokazana je 1939. godine. Zbog vrlo malena udjela tritij je u atmosferi otkriven tek 1950. godine.

Otkrićem katalitičke sinteze amonijaka od molekularnog vodika i dušika 1909. godine (F. Haber i C. Bosch) započinjte industrijska proizvodnja golemih količina vodika koje se danas, osim za amonijak, troše i u sintezama drugih spojeva, za hidrogenaciju organskih spojeva i proizvoda, kao redukcijsko sredstvo, gorivo, energent za pogon raketa itd.

Brojevni je udio vodikovih atoma u svemiru 88,6%, a najveći se njegov dio nalazi u zvijezdama. Zvijezde nastaju gravitacijskom kontrakcijom oblaka vodika i helija uz veliki porast temperature. Kada temperatura zvijezde dosegne 10⁷ K, započinje niz najjednostavnijih nuklearnih reakcija (v. *Nuklearno zračenje*, TE9, str. 535), od kojih su najvažnije

