

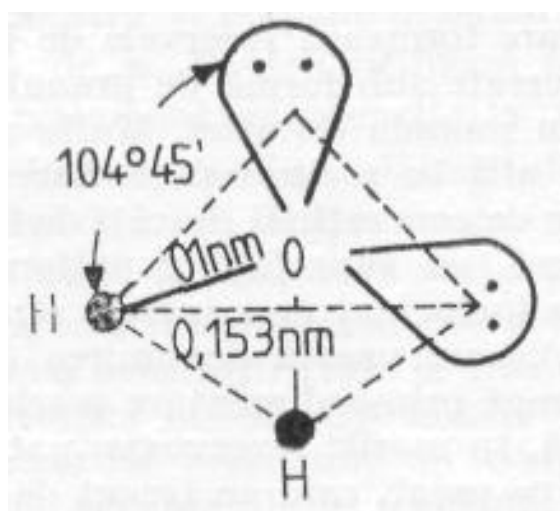
Apa

Sursa vieții

Stare naturală. Apa este una din cele mai răspândite substanțe în natură, găsindu-se în toate cele trei stări de agregare: solidă (gheață, zăpadă, grindină, chiciură), lichidă (apă de ploaie, ape subterane, oceane, mări, fluvii, râuri, lacuri, bălți etc.) și gazoasă (vapori de apă din atmosferă și emanațiile vulcanice).

În natură nu există apă pură. Apele naturale conțin dizolvate cantități variate de diferite substanțe.

APA, H_2O , masa molară 18,02 g/mol, lichid incolor, de culoare albastră-verzuie în straturi groase. Are structură unghiulară ($A = 104,5^\circ$), care în realitate este pseudo-tetraedrică, rezultată prin hibridizare sp^3 , molecula de apă dispunând de doi orbitali hibridi ocupați cu câte o pereche de electroni neparticipanți.



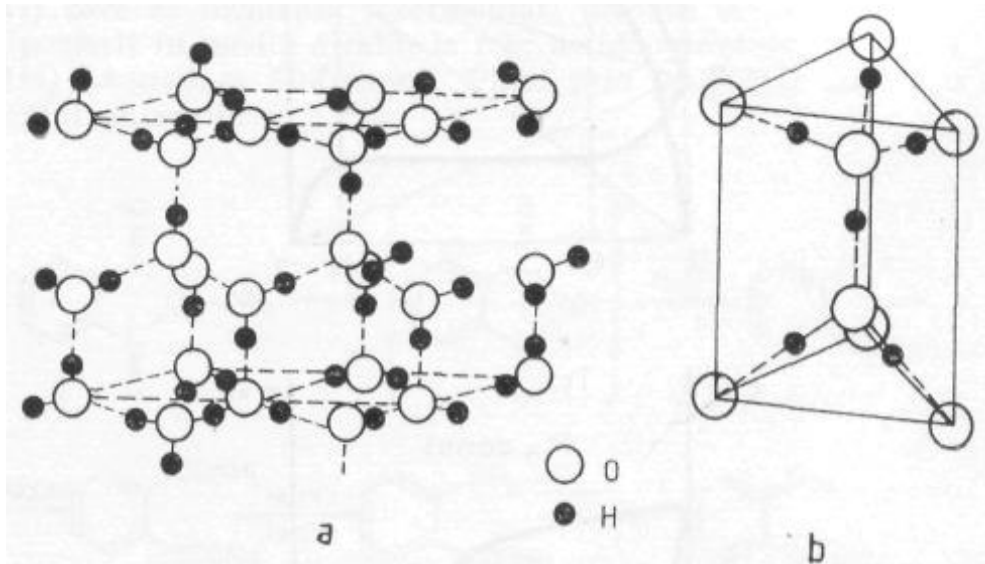
Compoziția a fost stabilită în perioada 1871 – 1905 prin experiențele lui Macquer, Cavendish, Lavoisier, Laplace și alții.

Hidrogenul și oxigenul având mai mulți izotopi, apa obișnuită conține în proporție mică și combinațiile reciproce ale acestora: $H_2^{16}O$; $H_2^{17}O$; $H_2^{18}O$; $HD^{16}O$; $HD^{17}O$; $HD^{18}O$; $D_2^{16}O$; $D_2^{17}O$; $D_2^{18}O$ și T_2O .

Prezintă un pronunțat moment electric de dipol $\mu = 1,84$, fiind un bun solvent, capabil să funcționeze ca donor de electroni.

Dacă în stare de vapori apa este formată din molecule neasociate, în stare lichidă și în gheață, ele sunt asociate prin legătura de hidrogen.

Gheața cristalină are o structură afinată, cu simetrie hexagonală, analogă cu a β -tridimitului (foma specifică a SiO_2), în care orice moleculă de apă este coordonată de alte patru molecule de apă, respectiv fiecare atom de oxigen este înconjurat tetraedric de alți patru atomi de oxigen întocmai ca atomii de carbon în diamant.



Structura cristalină cu simetrie hexagonală a gheții (a) și coordonarea tetraedrică a atomilor de oxigen în gheață (b).

Totodată, fiecare atom de oxigen al unei molecule de apă este legat covalent de doi atomi de hidrogen ai moleculei proprii și de alți atomi de hidrogen proveniți din două molecule diferite, prin legături de hidrogen.

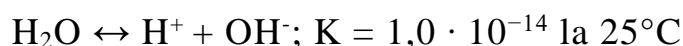
Apa prezintă o serie de **proprietăți anormale** datorită asocierii moleculelor prin legături de hidrogen. Astfel, densitatea apei în loc să scadă continuu cu temperatura, așa cum se întâmplă la celelalte lichide, are valoarea maximă la 4°C și anume egală cu 1 g/mL. La 0°C, apa se solidifică mărindu-și volumul ($d = 0,9168$ g/mL) cu 9 % fiind mai ușoară decât apa lichidă, pe care plutește. Valoarea mică a densității gheții este atribuită structurii afinată a rețelei cristaline. Drept consecință, sub 4°C, apa răcită îngheață, se ridică la suprafață sub forma unui strat protector față de temperatura exterioară, făcând posibilă viața acvatică.

Apa trece în stare de vapori la 100°C mărindu-și volumul de ~1700 ori. Intervalul de temperatură anormal de mare în care apa se află în fază lichidă (0°C – 100°C) este atribuit, de asemenea, asocierii moleculelor de apă, respectiv legăturilor de hidrogen.

Cele două puncte extreme ale apei, de solidificare, respectiv de fierbere la presiune normală, constituie temperaturile 0°C și 100°C în **scara termometrică în grade Celsius**.

Căldura specifică mare a apei (4,18 J/g) are un rol regulator asupra temperaturii apă, deoarece temperatura lacurilor și mărilor se schimbă mai lent decât a solului. Căldura latentă de vaporizare este anormal de mare: 40,7 kJ/mol. Apa se dovedește un lichid puțin compresibil, prezentând un minim la presiuni joase.

În stare pură, ca urmare a unei ionizări proprii extrem de reduse, apa are o conductibilitate electrică mică:



Din această cauză, apa pură este greu de electrolizat în schimb, ea are o constantă dielectrică mare ($\epsilon = 81$), fapt care-i conferă excelente proprietăți ionizante și de dizolvant, fiind unul din cei mai importanți dizolvanți pentru electroliți și chiar pentru combinații nepolare anorganice și organice.

Solubilitatea substanțelor în apa se datorește fie existenței în molecula acestora de grupe OH capabile să formeze legături de hidrogen cu moleculele de apă, fie caracterului polar al unor ioni apti a se înconjura cu molecule de apă prin forțe ion-dipolice. Conductibilitatea termică a apei este mică, de circa 100 ori mai mică decât a argintului, apa fiind totuși un conductor termic mai bun decât multe lichide organice.

Principalele proprietăți fizice ale apei

PROPRIETATE	VALOARE	
	Unități tolerate	Unități S.I.
Densitate, ρ (T= 4°C)	1 g·cm ⁻³	1000 kg·m ⁻³
Temperatură topire, T _t (p=1atm)	0°C	273,15 K
Temperatură fierbere, T _f (p=1atm)	100°C	373,15 K
Căldură de vaporizare, D ^{VH}	583,3 kcal·kg ⁻¹	2442,8 kJ·kg ⁻¹
Punct critic:	Temp. critică, T _c	374,12°C
	Presiune critică, P _c	225,51 at
Punct triplu:	Temperatură, T ₀	0,01°C
	Presiune, P ₀	4,58 mmHg
Căldură specifică, c _p	1 cal·g ⁻¹ grad ⁻¹	4182 J·kg ⁻¹ K ⁻¹
Viscozitate dinamică, h (T=20°C)	1,005 cP	1,005·10 ⁻⁵ kg·m ⁻¹ ·s ⁻¹
Moment de dipol		1,84 D
Constantă dielectrică, e (T=25°C)		78,5
Indice de refracție, n _D ²⁰ (T=20°C)		1,3330
Conductivitate, k (T=25°C)	6·10 ⁻⁸ W ⁻¹ ·cm ⁻¹	6·10 ⁻⁶ W ⁻¹ ·m ⁻¹
Produs ionic, P _w (T=25°C)		10 ⁻¹⁴ mol ² ·L ⁻²
Tensiune superficială, g (T= 25°C)	71,96 erg·cm ⁻² (dyne·cm ⁻¹)	71,96 ·10 ⁻³ N·m ⁻¹

Molecula de apă, datorită caracterului puternic exoterm, este atât de stabilă, încât abia se disociază 10 % prin ridicarea temperaturii la 2 500°C.

Spre deosebire de **oxigen, azot, iod, seleniu, telur, arsen și stibiu**, care **nu reacționează** cu apa, numeroase elemente nemetalice sau metalice descompun apa la diferite temperaturi. Astfel, **clorul reacționează** la întuneric, **bromul** la lumină, **sulful** la fierbere, fosforul la 250°C, **borul, carbonul și siliciul** la roșu.

Corespunzător cu poziția lor în seria tensiunilor electrochimice, metalele reacționează foarte diferit cu apa asemănător reacției acestora cu acizii minerali. Spre deosebire de **metalele alcaline** care reacționează violent cu apa la rece, cu degajare de hidrogen, **magneziul** reacționează numai la 100°C, iar **fierul** la 800°C.

În contact cu **oxizii unor nemetale** sau cu **oxizi ai unor metale plurivalente** în stări de oxidare superioare, apa formează acizi, iar cu **oxizii metalelor alcaline și alcalino-pământoase**, cu excepția beriliului, baze.

Unele **carburi, siliciuri, azoturi, fosfuri, arseniuri, sulfuri, seleniuri, telururi** reacționează cu apa cu formare de hidroxizi metalici și degajare de compuși hidrogenați corespunzători.

Sărurile provenite dintr-un acid tare cu o bază slabă hidrolizează sub acțiunea apei, cu caracter acid, iar cele ale unui acid slab cu o bază tare, cu caracter bazic.

Apa are proprietatea de a cataliza numeroase reacții, cum sunt cele ale halogenurilor cu oxigenul, a hidrogenului sulfurat cu oxizii de azot, a hidrogenului cu clorul la lumină și altele.

Substanțele capabile să fixeze un număr de molecule de apă și având o compoziție chimică definită se numesc **hidrați**.

Apa ca solvent. Apa este cel mai important dintre toți solvenții utilizați în tehnică sau apărând în natură. Apa dizolvă electroliți (acizi, baze și săruri), formând soluții în care acești compuși sunt ionizați. De asemenea apa dizolvă numeroase substanțe, atât anorganice cât și organice, care conțin atomi capabili de a forma legături de hidrogen cu moleculele H₂O.

Numeroase reacții au loc în soluție apoasă. Printre acestea au o deosebită, însemnătate reacțiile biochimice din organismele vii, care la un loc constituie viața.

Solvatare. Hidratare. Solubilitatea se datorește formării unor legături slabe, între moleculele solutului și ale solventului. Fenomenul se numește **solvatare**, iar când solventul este apă, **hidratare**. Hidratarea se datorește fie formării unor legături de hidrogen, în cazul substanțelor neionizate, fie unor atracții ion-dipol, când solutul este compus din ioni.

În soluțiile compușilor ionici, ionii de semn contrar rămân, într-o mare măsură, despărțiți (nu formează perechi sau asociații de ioni), în primul rând din cauza constantei dielectrice mari a apei. Acesta nu este însă singurul factor care determină solubilitatea mare a electroliților în apă.

Unele lichide a căror constantă, dielectrică este mai mare decât a apei nu sunt solvenți buni pentru electroliți. Solubilitatea în apă a compușilor ionici este determinată de puterea mare a acesteia de a solvata ionii.

Fiecare ion se înconjoară de o atmosferă de molecule de apă. Moleculele apei, datorită momentului lor electric ($\mu = 1,84 \text{ D}$) sunt orientate, în cazul cationilor, cu oxigenul (polul negativ) spre ion, iar în cazul anionilor cu un atom de hidrogen spre ion, în aceste interacțiuni solut-solvent, se degajă **călduri de hidratare** considerabile, de același ordin de mărime cu energiile de rețea.

Un ion se solvatează cu atât mai puternic (numărul de molecule legate și căldura degajată sunt cu atât mai mari) cu cât **volumul ionului este mai mic și sarcina electrică mai mare**.

Numărul de molecule de apă, legate de fiecare ion dizolvat, poate fi evaluat cu oarecare aproximație din experiențele de transport al ionilor în electroliză și variază între 4 pentru Li^+ și Fe^{2+} și 6 pentru elementele din perioadele 3 și 4 din tabelul periodic. Lantanidele și actinidele au un număr de solvabilitate de 8 sau 9.

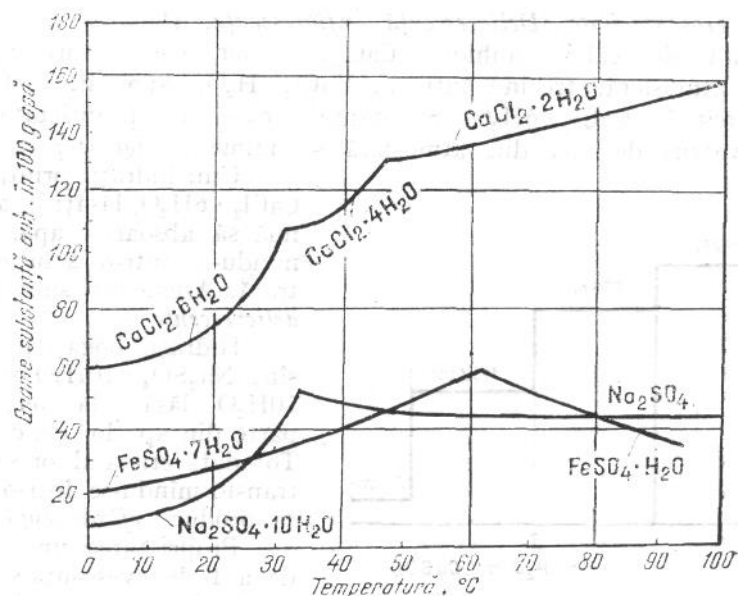
Hidrații. Apă de cristalizare. Metoda curentă pentru purificarea substanțelor solide constă în cristalizarea dintr-un solvent. Din apă substanțele se depun fie anhidre, fie sub formă de cristale conținând **apă de cristalizare**. Asemenea substanțe se numesc **hidrați**. Din apă cristalizează anhidre relativ puține substanțe (de ex. unele halogenuri, ca NaCl , NaBr , KI , CsI , substanțe organice ca zaharoza etc.). Majoritatea electroliților și chiar multe substanțe neionice, anorganice și organice, formează hidrați.

Se disting trei mari categorii de hidrați:

1. **hidrații electroliților** (acizi, baze, săruri);
2. **hidrații gazelor** (stabili de obicei numai sub presiune) și
3. **hidrații compușilor formați din ioni de dimensiuni foarte mari** (anioni sau amfioni macromoleculari).

Hidrații din primele două clase (singurii de care ne ocupăm aici) au compoziție stoechiometrică definită și constantă. Acești hidrați sunt compuși chimici stabili numai în stare solidă. Prin îndepărtarea apei, rețeaua cristalină se modifică; se formează substanțe anhidre a căror rețea nu are nici o legătură cu rețeaua cristalină a hidratului.

Moleculele de apă de cristalizare fac parte integrantă din rețelele cristaline ale hidraților. Hidrații compușilor macromoleculari (cum sunt unii silicați și proteinele) includ apă în interstițiile rețelei lor, care în unele cazuri se dilată, fără a se modifica esențial.



Hidrații ca substanțe definite. Sulfatul de sodiu cristalizează din soluții saturate, la temperaturi mai joase decât **32,383°C**, cu 10 molecule de apă de cristalizare: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Deasupra acestei temperaturi cristalizează Na_2SO_4 anhidru. La temperatura indicată mai sus decahidratul, sulfatul anhidru, soluția saturată și vaporii de apă sunt în echilibru. Solubilitatea sulfatului de sodiu crește cu temperatura, fiind maximă, anume 33,2 % (≈ 50 g substanță anhidră în 100 g H_2O) la 32,383°C și scade apoi încet cu temperatura. Punctul de solubilitate maximă, într-o diagramă solubilitate-temperatură, reprezintă o discontinuitate ce delimitează domeniul de stabilitate al decahidratului și cel al sulfatului anhidru.

O comportare similară cu a sulfatului de sodiu prezintă sulfatul feros $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ cu deosebirea că faza stabilă peste punctul de transformare nu este sulfatul anhidru, ci monohidratul, $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Clorura de calciu, CaCl_2 , formează hidrați cu 6, 4, 2 și 1 moleculă H_2O , fiecare din ei fiind stabil într-un anumit domeniu de temperatură.

În natură, *atmosfera* conține vapori de apă în concentrații ce variază cu temperatura și presiunea. Aceștia provin în majoritate din evaporarea mărilor și oceanelor și în mică parte, din evaporarea ghețarilor. Vaporii de apă din atmosferă se condensează sub formă de nori, ceață, ploaie, grindină sau zăpadă, *când este atinsă presiunea de saturație la temperatura respectivă* și sub formă de rouă, brumă sau chiciură, când condensarea apei are loc heterogen, pe suprafețe reci (*apă meteorică*).

Hidrosfera. Din suprafața totală de $5,1 \cdot 10^8 \text{ km}^2$ a globului pământesc 71 %, sau $3,62 \cdot 10^8 \text{ km}^2$, este ocupată de mări și oceane. Din suprafața uscatului de $1,48 \cdot 10^8 \text{ km}^2$, puțin mai mult de 10 %, $1,58 \cdot 10^7 \text{ km}^2$, este acoperită cu ghețari.

Volumul mărilor și oceanelor este evaluat la $1,37 \cdot 10^9 \text{ km}^3$ ($\approx 1/800$ din volumul planetei).

Volumul ghețarilor din regiunea arctică și antarctică este apreciat la $2,9 \cdot 10^7 \text{ km}^3$. La polul sud grosimea gheții este de 2 700 m, iar în punctul cel mai adânc al continentului antarctic atinge 4 200 m. S-a săpat acolo, într-un loc, cu o sondă până la roca de bază la 2 187 m, găsindu-se la fund apă lichidă. Dacă toți ghețarii s-ar topi, nivelul oceanelor s-ar ridica cu $\approx 80 \text{ m}$.

Prin cantitatea mare de apă din straturile sale exterioare pământul se deosebește fundamental de celelalte planete, care sunt sărace în apă sau lipsite de apă.

Apa oceanelor conține în medie 35 g săruri la litru (din care 27 g sunt reprezentate de NaCl). Mările interioare au concentrații în săruri fie mai mari (Marea Mediterană) fie mai mici (Marea Neagră, cu $\approx 17,7 \text{ g}$ săruri la litru, din care 14 g NaCl) decât apa oceanelor, în tabelul este redată lista celor 20 elemente mai abundente din apa de ocean. Afară de acestea au mai fost identificate în apa de mare cca. 50 elemente, în concentrații mici sau foarte mici. Cu alte cuvinte toate elementele conținute în scoarța pământului apar și în apa de mare.

Tabel *Elemente în apa de ocean (în mg/L)*

Clor	19 000	Bor	4,8
Sodiu	10 600	Siliciu	3,0
Magneziu	1 300	Fluor	1,3
Sulf	900	Azot	0,8
Calciu	400	Argon	0,6
Potasiu	380	Litiu	0,2
Brom	65	Rubidiu	0,12
Carbon.	28	Fosfor	0,07
Oxigen	8	Iod	0,05
Stronțiu	8	Bariu	0,03

În afară de cele enumerate mai sus, oceanul conține și aproape toate celelalte elemente chimice, dar în cantități și mai mici. De exemplu, într-o tonă de apă de mare, sunt conținute 0,000004 g de aur.

După cum se vede din tabel, în apa oceanului sunt puține săruri de potasiu în comparație cu cele de sodiu. Acest lucru este determinat de faptul că primele sunt mult mai puternic reținute de sol. Această din urmă circumstanță este de o mare importanță pentru viața plantelor de pe suprafața solului, deoarece sărurile de potasiu le sunt mult mai necesare decât cele de sodiu.

Substanțele cele mai greu solubile ale apei de mare sedimentează permanent pe fundul oceanului. S-a calculat că în fiecare an sedimentează, în acest fel, aproape 2 300 milioane tone de săruri, din care partea principală revine carbonatului de calciu. De aceea se formează zăcăminte masive de calcar și cretă, care reprezintă o aglomerație de rămășițe microscopice,

cochiliile infuzorilor de mare, care și-au clădit locuința din carbonatul de calciu dizolvat în apă (figura alăturată).



Aceste zăcămintे se pot forma însă numai în părțile puțin adânci ale oceanului, deoarece la adâncimi mari, ca urmare a creșterii conținutului de gaz carbonic dizolvat, CaCO_3 precipitat se dizolvă din nou. În locuri adânci, fundul oceanului este acoperit cu o specie de argilă roșie, care s-a format probabil din cenușa erupțiilor vulcanice, cât și a prafului cosmic care cade pe pământ din spațiul interstelar. În urma cutremurelor și altor cataclisme geologice, mările și-au schimbat de multe ori configurația în decursul istoriei pământului.

Metalele sunt conținute în apa de mare sub formă de cationi (Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} etc.), halogenii sub formă de anioni (Cl^- , Br^- etc.), sulful ca ioni de sulfat (SO_4^{2-}), iar carbonul sub formă de CO_2 și de ioni de carbonat acid (HCO_3^-).

Apa izvoarelor și a mărilor. Apa meteorică, o dată ajunsă pe pământ, poate străbate prin straturi permeabile (humus, nisip) până ajunge la o pătură impermeabilă (argilă), deasupra căreia formează o pânză de apă subterană (**apă freatică**). Apa subterană reapare, la suprafață, în izvoare, sau este extrasă, prin fântâni, puțuri sau sonde.

Compoziția chimică a acestei ape variază cu natura rocilor cu care a fost în contact. Cel mai scăzut conținut în, substanțe minerale dizolvate îl are apa izvoarelor de munte (≈ 50 mg materii solide la Litru) și aceea provenită din topirea ghețarilor. Apele freatice au de obicei un conținut mai mare în substanțe minerale (normal ≈ 2 g/L), iar în apele râurilor se mai găsesc și substanțe minerale suspendate și materii organice.

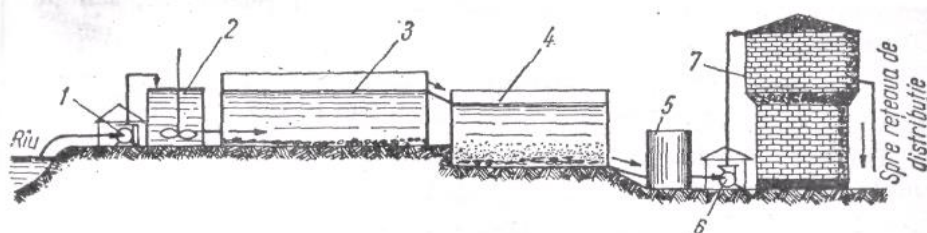
Apa izvoarelor și a râurilor conține, dizolvate, gazele din aer: oxigen, azot și bioxid de carbon; cationi: calciu, magneziu și sodiu și anioni de bicarbonat, sulfat și clorură. O apă cu un conținut mare de bicarbonat de calciu, o **apă dură**, nu face spumă cu săpunul și depune carbonat de calciu la fierbere

(formarea de cruste în cazanele de aburi). O apă subterană bogată în bicarbonat de calciu degajă, când iese la aer, CO_2 și depune carbonat de calciu (formarea stalactitelor, datorită echilibrului dintre carbonat și bicarbonat de calciu).

Apa râurilor este din ce în ce mai mult poluată, cu deșeuri industriale. Acestea au o influență nocivă asupra animalelor și plantelor acvatice. Purificarea apelor reziduale industriale este una din problemele importante ale vremurilor noastre.

Apa bună de băut (apa potabilă) trebuie să îndeplinească următoarele condiții: să fie limpede, incoloră, fără miros; să fie bine aerată; să aibă o temperatură de $7 - 15^\circ\text{C}$; să conțină dizolvate mici cantități de săruri, mai ales clorură de sodiu și bicarbonat de sodiu; să nu conțină bacterii patogene.

Centrele populate folosesc ca apă de spălat și băut apa din râuri, purificată în instalații speciale.



Schema instalațiilor de purificarea apei de râu.

Apa de râu este adusă cu pompa 1 în vasul cu agitator 2, în care se introduc cantități mici de sulfat de aluminiu, care reacționează cu apa, când un precipitat voluminos de hidroxid de aluminiu 3. De aici, apa este filtrată prin filtrul 4, constituit din straturi de pietriș. Hidroxidul de aluminiu antrenează suspensiile ce se găsesc în apă și le depune în bazinul de sedimentare și nisip, și apoi trece în vasul de clorurare 5, pentru distrugerea bacteriilor patogene. Cu ajutorul pompei 6, apa este acumulată în castelul de apă 7.

Apele minerale sunt ape naturale subterane, mai rar superficiale, termale sau atermale, cu un conținut variabil de săruri, de gaze sau de substanțe minerale ori radioactive, caracterizate prin proprietăți terapeutice.

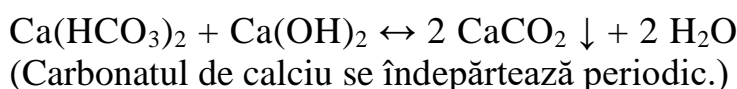
După natura substanțelor conținute, apele minerale pot fi: carbonice, sărate, amare, feruginoase, sulfuroase, iodurate etc.

Apele industriale sunt apele destinate diferitelor exploatare industriale: pentru alimentarea cazanelor de abur, ca mediu hidraulic, ca materie primă în diverse procese de fabricație.

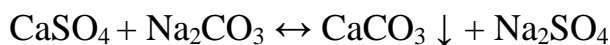
Condițiile ce se cer apei industriale depind de specificul procesului tehnologic în care este folosită. Apele folosite la alimentarea cazanelor de abur nu trebuie să conțină substanțe care să **corodeze** părțile metalice și nici să **depună** săruri ce ar împiedica transmiterea căldurii și deci ar mări consumul de combustibil necesar vaporizării apei și ar putea da naștere la fisuri sau chiar explozii ale cazanului. De aceea se iau măsuri ca înainte de intrarea apei în cazan să se înlăture din ea substanțele dăunătoare, operație numită dedurizare.

Duritatea și purificarea apelor. Totalitatea sărurilor de calciu și magneziu, exprimată în grade de duritate, ce se găsesc dizolvate în apă constituie duritatea apei. Se deosebesc: *duritatea temporară* și *duritatea permanentă*. Duritatea temporară se datorește bicarbonaților de calciu și magneziu $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, iar duritatea permanentă, clorurilor și sulfatilor de calciu și magneziu. Suma durităților temporară și permanentă formează *duritatea totală*.

Duritatea temporară se îndepărtează prin fierberea apei, când bicarbonații se descompun și depun carbonații respectivi, sau prin tratare cu apă de var:



Duritatea permanentă se îndepărtează prin tratare cu sodă calcinată (carbonat de sodiu).



Procedeul este ieftin, se pretează la epurarea apelor foarte dure și operația durează puțin. Prezintă dezavantajul că dedurizarea nu este completă și că excesul de carbonat se poate depune sub formă de crustă.

În ultimul timp, pentru dedurizarea apelor industriale se întrebuițează rășini sintetice schimbătoare de ioni.

Ape minerale. Multe izvoare au prilejul să dizolve din straturile scoarței pământului cu care vin în contact, substanțe solide sau gazoase, în cantități anormal de mari, sau substanțe neobișnuite. Se disting următoarele categorii de ape minerale: *izvoare acide simple*, cu un conținut mare de CO_2 și puține substanțe minerale; *izvoare carbonice*, cu CO_2 și bicarbonat de sodiu, calciu și magneziu; *izvoare alcaline*, conținând mult bicarbonat și puțin CO_2 ; *izvoare sărate*, cu un conținut de peste 33 g/L săruri (15 g/L NaCl); *izvoare amare*, conținând sulfati de sodiu și magneziu; *izvoare sulfuroase*, conținând sulfuri alcaline și H_2S liber; *izvoare iodurate*, conținând ioni I^- și *izvoare arsenicale*, conținând, trioxid de arsen sau arseniți.

Apa pură se obține din apă obișnuită, prin distilare, eventual repetată, în condiții în care să nu poată dizolva gaze din aer sau substanțe solide din recipientele în care este conservată (de exemplu alcalii din sticla obișnuită).

Apa curată nu conduce aproape deloc curentul electric. Ea se caracterizează prin căldura ei specifică, care este mai mare decât la toate substanțele lichide și solide adică pentru încălzirea apei trebuie cheltuită mai multă căldură decât pentru încălzirea cu un același număr de grade, a unei cantități egale de lichid sau solid oarecare.

Dimpotrivă, la răcirea cu câteva grade, ea dă mai multă căldură decât o cantitate egală dintr-o substanță solidă sau lichidă oarecare.

Rolul apei în natură. În faza inițială a pământului, când temperatura de la suprafața sa atingea câteva mii de grade, a început să se formeze apa din hidrogen și oxigen. Istoria ulterioară a întregii scoarțe solide pământeste, este în modul cel mai strâns legată de apă. Minereurile care apăreau într-o masă lichidă și topită, includeau parțial apa în compoziția lor chimică și întărindu-se sub o presiune mare, rețineau vaporii de apă (pe lângă alte gaze), sub formă de soluție. Dacă încălzim, de exemplu, o bucată de **granit** la peste 1000°C, ea degajă gaze, al căror volum depășește cu mult volumul ei propriu, iar cea mai mare parte a volumului gazos degajat aparține vaporilor de apă.

La o răcire ulterioară a scoarței pământeste, apa care a rămas nelegată a trecut în stare lichidă, și a acoperit aproape 3/4 din întreaga suprafață a pământului (510 milioane km²). Mările calde care s-au format atunci au servit drept mediu pentru nașterea vieții; tocmai în aceste mări au apărut, **după toate probabilitățile**, în decursul lungilor epoci geologice și s-au dezvoltat primele celule ale materiei vii.

Pe urmă, viața a trecut parțial pe uscat, totuși apa a rămas substanța de bază necesară întreținerii ei.

Cantitatea totală de apă pe pământ este evaluată la $2 \cdot 10^{18}$ tone. Aproape 3/5 din această cantitate este concentrată în mări și oceane. Din cele 2/5 rămase, o parte, relativ mică, revine apelor și ghețurilor de pe uscat, cât și vaporilor de apă din aer, iar o parte mai mare intră în compoziția substanțelor solide ale scoarței pământeste.

Din apele dulci ale suprafeței pământului, partea principală (circa 23 milioane km³) revine maselor de gheață ale continentelor, în primul rând a Antarcticii și Groenlandei.

Râurile și apele solului formează împreună numai $\approx 250\,000$ km³.

Cam aceeași parte revine lacurilor. Atmosfera conține aproape 13 000 km³ de apă sub formă de vapori. Dacă s-ar însuma toate apele dulci ale pământului, atunci s-ar obține aproximativ 24 milioane km³, adică o cantitate care echivalează numai 2 % din masa apelor oceanelor.

În decursul perioadelor geologice cunoscute, cantitatea de apă liberă a rămas aproximativ aceeași. Cu toate că actualmente au loc procese la care ea intră în combinații stabile, totuși există și procese inverse, care echilibrează această pierdere.

În straturile adânci ale scoarței pământeste, în urma reacțiilor chimice care au loc la temperaturi și presiuni mari, se formează așa numitele ape „juvenile”, care ies apoi la suprafață sub formă de izvoare calde și reci. Și unele și altele se pot forma de asemenea pe socoteala apelor subterane obișnuite și conțin deseori săruri și gaze dizolvate. Atunci ele sunt numite izvoare minerale și sunt folosite în parte pentru scopuri medicinale și industriale.

Căldura specifică mare a apei (care întrece aproximativ de 3 300 de ori căldura specifică a unui volum egal de aer), determină influența climaterică a oceanelor.

Puternicii curenți calzi și reci determină climatul părților de uscat pe lângă care trec. De exemplu, clima Europei este strâns legată de curentul oceanic cald Golfstrom, care începe lângă Ecuator, trece pe lângă malurile Floridei (America de Nord), apoi pe lângă Anglia și Norvegia și se pierde în Marea Polară de Nord. Sfârșitul lui cuprinde peninsula sovietică Kola. Grație acestuia, Murmansk este un port ce nu îngheață, în timp ce, de exemplu portul Leningradului, care este situat mult mai la Sud, iarna îngheață. Blândețea climatului Europei occidentale este determinată mai ales de influența Golfstromului, care în tot timpul anului poartă pe lângă malurile ei, mase mari de ape încălzite, care îndulcesc variațiile bruște de temperatură. În opoziție cu climatul „umed”, climatul „continental” al țărilor îndepărtate de ocean se caracterizează prin schimbări bruște de temperatură, în diferite anotimpuri. În urma aceleiași cauze – a mari călduri specifice a apei – diferența de temperatură între zi și noapte este foarte bruscă pentru țările cu climă continentală și devine aproape imperceptibilă pe insulele oceanului.

Dizolvând gazele din atmosferă și ducându-le prin curenți la distanțe mari, oceanul odată cu vânturile are rolul de regulator al compoziției atmosferei. În această direcție, rolul lui este deosebit de important, în ce privește gazul carbonic.