

HEMIJA

ZA

VIŠE RAZREDE SREDNJIH I STRUČNIH ŠKOLA

NAPISALI

Dr. V. NJEGOVAN i Dr. M. KRAJČINOVIĆ
PROFESORI UNIVERZITETA U ZAGREBU

PAUL UAHAB

Na osnovu mišljenja Glavnog prosvetnog saveta S. br. 266 od 3 jula 1936 god. i rešenjem Gosp. Ministra prosvete Snbr. 24807 od 13 jula 1936 god. odobrena je ova knjiga kao udžbenik za više razrede srednjih i učiteljskih škola.

CENA 45 DINARA

ZAGREB, 1936

IZDALI PISCI, ZAGREB, MARULIČEV TRG 20

Sadržaj

	Strana		Strana
Uvod	1	ORGANSKA HEMIJA	141
ANORGANSKA HEMIJA	7	Vezivanje ugljenikovih atoma	141
Kiseonik	7	Aciklična sjedinjenja	143
Vodonik	13	Ugljovodonici	143
Voda	15	Izomerije	146
Atomi i molekuli	20	Nafta	147
Vazduh	33	Halogenski derivati	152
Azot	35	Alkoholi	153
Fluor	42	Etri	156
Hlor	43	Aldehini i ketoni	156
Brom	47	Organske kiseline	158
Jod	47	Optički aktivne materije	163
O hemijskoj terminologiji	49	Estri	164
Disocijacija	50	Saponifikacija	167
Sumpor	54	Amini i aminokiseline	169
Fosfor	61	Cijanska sjedinjenja	171
Arsen	65	Ugljeni hidrati (šećeri, skrob, celuloza)	172
Antimon	67	Alkoholno vrenje. Alkoholna pića	179
Ugljenik	68	Suva destilacija	181
Silicijum	76	Ciklična sjedinjenja	185
Bor	79	Aromatični ugljovodonici	185
Koloidi i kristaloidi	80	Druga aromatična sjedinjenja	189
Opšte o metalima	82	Eksplozivne materije	192
Natrijum	83	Fabrikacija i priprema boja	193
Kalijum	89	Tamin	195
Amonijumne soli	90	Terpeni i kamfori	196
Magnezijum	91	Kaučuk	197
Kalcijum	93	Etarska ulja. Smole	198
Staklo	98	Alkaloidi	200
Aluminijum	100	Belančevine ili prote- ini	202
Keramika	102	Dodatak	205
Cinak	104	Ishrana čoveka i životinja	205
Kalaj ili kositer	104	Neke hrane	206
Olovo	106	Vrenje i truljenje	207
Bakar	107	Konzervovanje namirnica za život	208
Gvožđe ili železo	110	Procesi varenja	209
Hrom	117	Zarazne bolesti	209
Mangan	117	Ishrana biljaka	210
Nikal i kobalt	117	Gnojenje (dubrenje)	210
Živa	118	Bojni otrovi	213
Srebro	119	Tablice za ponavljanje	214
Fotografija	120	Literatura	218
Zlato	121	Indeks	219
Platina	122		
Neki ređi metali	122		
Periodni zakon elemenata	123		
Radioaktivnost	127		
Građa atoma	132		
Tablice za ponavljanje	136		

Uvod

Fizičke i hemijske promene

Sve što zauzima neki prostor i ima određen oblik zove se **telo**. Osim toga imaju tela i druga svojstva koja ne zavise od veličine i oblika.

Ta svojstva mogu da budu **prolazne** prirode, a postoje samo dok traju i spoljašnji uzroci, kao na pr. položaj tela u prostoru, brzina kojom se ono kreće, temperatura, agregatno stanje, osvetljenje, električno stanje i sl. Menjanjem spoljašnjih uzroka menjaju se i svojstva, te takve promene zovemo **fizičke promene**. Primeri su za fizičke promene: padanje kamena, zagrevanje platinske žice, topljenje leda, isparavanje vode, sublimacija sumpora, električno osvetljenje sobe, elektrizovanje staklene šipke itd.

Svojstva mogu da budu i **trajne** prirode, pa kažemo da su ona bitna (specifična ili karakteristična). Ovamo spada specifična težina ili gustina, specifična toplota, specifična provodljivost za toplotu i elektricitet, kristalni sistem, tačka topljenja, tačka ključanja, boja, prozirnost i dr. Uzimamo li u obzir samo ta bitna svojstva, ne osvrćući se na prolazne pojave, pa niti na veličinu ni oblik tela, onda govorimo o **materiji**.

Ako se ta bitna svojstva materije menjaju uočljivo, onda govorimo o **hemijским promenama**. Takve su hemijske promene, na pr., gorenje drveta, rđanje gvožđa, karamelizovanje šećera, rastvaranje gvožđa u sonoj kiselini, potamnjenje fotografske ploče, elektroliza vode itd.

Hemijske promene možemo izazvati privođenjem toplote, svetlosti, elektriciteta a i jednostavnim dodiranjem sa drugim materijama.

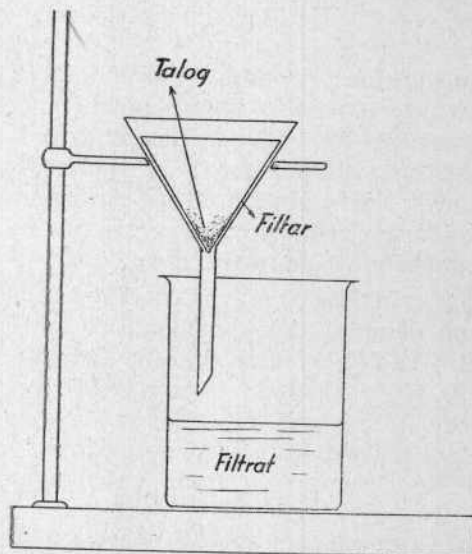
Promene bilo koje vrste, ako nastaju same od sebe (spontano), zovemo **prirodnim pojavama** ili **fenomenima**; takve su, na pr., munja, grmljavina, disanje, gnjiljenje i dr. Izazovemo li promene svojom voljom, sa namerom da ih proučimo, onda govorimo o **ogledu** ili **eksperimentu**. Na pr. destilacija vode, sagorevanje magnezijumne žice.

Fizika je nauka, koja se bavi fizičkim promenama, a **hemija** je nauka, koja se bavi hemijskim promenama. **Hemija** je dakle **nauka o materiji**. Ona proučava uslove i zakone po kojima se vrše bitne promene na materiji.

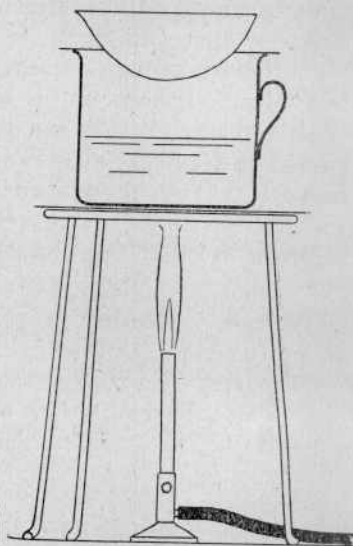
Smese

Sa stanovišta hemičara ceo je spoljašnji svet **smesa** razliĉnih vrsta materije. Granit je smesa triju ĉvrstih materija (kvarc, liskun i feldšpat) od kojih moŹemo svaku da raspoznamo prostim okom. Smesa sumpornog i gvoŹdenog praha sastoji se iz dve razliĉne materije, koje se mogu razabrati pod lupom.

Svaki je sastojak te smese zadrŹao svoja bitna svojstva. Sa magnetom moŹemo iz smese izvući gvoŹde, a sumpor će zaostati. Još ćemo lakše i potpunije rastaviti gvoŹde od sumpora, ako tu smesu polijemo sa sumporougljenikom, u kome će se sumpor rastvoriti, a gvoŹde zaostati. Filtracijom (cedenjem) kroz papir (hartiju) za filtriranje zaostae gvoŹde na filtru, a sumporougljenični će rastvor proći u filtrat (sl. 1.). Stavimo li taj rastvor na vodeno kupatilo (sl. 2) u kome se nalazi vruća voda, ispariće se doskora sumporougljenik koji ključa već kod 46°C , a sumpor će zaostati u obliku sitnih Źutih kristalića.



Sl. 1. **Filtriranje.** Levak se nalazi na stalku za filtriranje, a filtrat prolazi u podmetnutu ĉašu.



Sl. 2. **Vodeno kupatilo.** Za isparavanje sumporougljenika dovoljna je samo dosta topla voda.

Uzmućkamo li nešto gline sa mnogo vode, dobićemo **suspenciju**, koja će se stajanjem pre ili kasnije razbistriti, što zavisi od veličine ĉestica. Uzmućkamo li ulje sa vodom, razbiće se ono u kapljice, pa dobivamo **emulziju**, koja će se pre ili ka-

snije razbistriti, te se voda od ulja može odvojiti u levku za odvajanje (sl. 3.). Slična je emulzija masti u mleku, koja se posle nekog vremena izluči na površinu kao skorup. **Dim**, u širem smislu, smesa je čvrstih čestica u gasovitoj sredini, a **magla**, u širem smislu, smesa je sitnih kapljica u gasovitoj sredini.

Pojedini sastojci u nekoj smesi mogu da budu međusobno pomešani u krupnijim i sitnijim česticama, pa govorimo o **stepenu disperziteta** te smese. Što su manje te pojedine čestice, to je disperzitet veći i obratno.

Ako su pojedine čestice smese tako velike, da ih možemo videti prostim okom ili barem pod običnim mikroskopom u propuštenoj svetlosti, onda govorimo o krupnim ili **fizičkim disperzijama**. To su disperzije do 10^{-4} mm ili 0,1 mikroma (1 mikrom = $1 \mu = 10^{-3}$ mm). Pomenute smese ubrajamo u tu kategoriju.

Čestice dimenzija između 10^{-4} do 10^{-6} mm (0,1 do 0,001 μ) ne vide se više pod mikroskopom, nego tek pod t. zv. ultramikroskopom. U tom se mikroskopu gledaju predmeti u bočnom osvetljenju. Osvetli li se neki predmet sa strane jakom svetlošću, onda se on sam pokazuje kao izvor svetlosti. Zato se, na pr., vidi zrak svetlosti koji dolazi u tamnu sobu kroz usku pukotinu, jer svaka čestica prašine, koja lebdi u vazduhu, fungira kao izvor svetlosti. Ta je pojava poznata pod imenom **Tindlovog** (Tyndall) **fenomena**. Zbog toga fenomena vidimo čestice pod ultramikroskopom kao svetle tačke, ali im oblik ne razlikujemo. Smese tih dimenzija zovemo **koloidnim disperzijama** ili **rastvorima**. Takav je, na pr., rastvor fino raspršenog srebra t. zv. kolargola u vodi. Čestice se kolargola ne vide pod običnim mikroskopom, ali se vide pod ultramikroskopom.

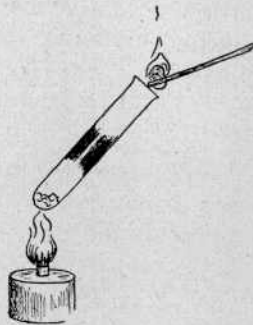
Disperzije se sa dimenzijama ispod 10^{-6} mm (0,001 μ) zovu **molekulske disperzije**. To su **pravi rastvori** u kojima se nikakvim sredstvima ne mogu direktno videti pojedine čestice. Takvi rastvori ne pokazuju više ni Tindlov fenomen; oni su optički prazni.

Analiza i sinteza. Elementi i sjedinjenja

Zagrevamo li crveni živin oksid u epruveti, on će najpre potamneti i pritom će se raspasti u dve nove materije (sl. 4). Jedna se od njih hvata na hladnijim delovima epruvete kao ogledalo — živa, druga se razvija kao bezbojni gas u kome se treska što tinja zapali — kiseonik. Materija se ovde bitno promenila, i mi smo dobili dve nove materije sa posve drugim bitnim svojstvima.



Sl. 3. Levak za odvajanje. Slavina se zatvori u momentu kad je donja tekućina upravo prošla kroz nju.



Sl. 4. Analiza živinog oksida, zagrevanjem u staklenoj epruveti.

Živin smo oksid tu rastavili u njegove sastavne delove (komponente). Takav se postupak zove **kvalitativna analiza**. Njome smo dokazali da se živin oksid sastoji od žive i kiseonika.

Posebnim metodama **kvantitativne analize** mogli bismo odrediti da su u živinom oksidu sjedinjeni živa i kiseonik u razmeru kao 25 : 2.

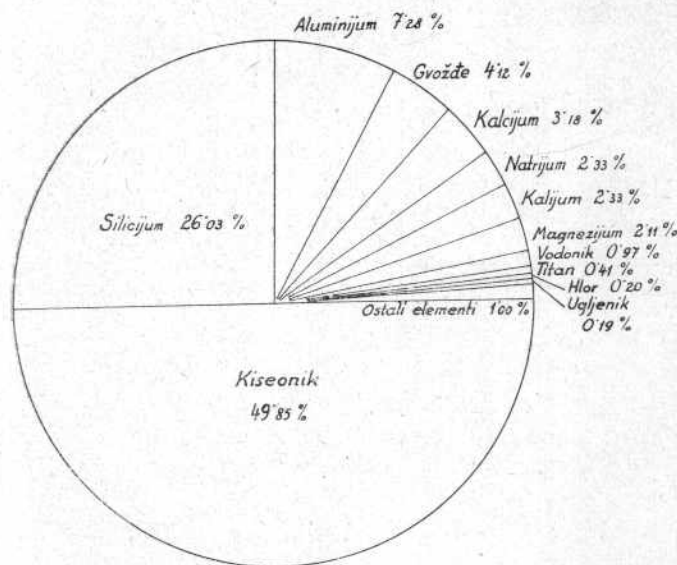
Možemo poći i obratnim putem. Gvožđe i sumpor također su elementi. Mi ih možemo da mešamo u svakom razmeru. Ako je sumpora više, biće smesa žuća; ako je više gvožđa, biće tamnija. Pomešamo li sumpor i gvožđe u razmeru 4 : 7, pa tu smesu na jednom mestu ugrijemo, usijaće se uskoro cela smesa sama od sebe. Kad se ona ohladi, nastaje homogeni produkt, koji ne pokazuje ni bitna svojstva gvožđa ni bitna svojstva sumpora.

Kažemo da su se tu sumpor i gvožđe sjedinili u **hemijsko sjedinjenje** sa sasvim novim bitnim svojstvima. To sjedinjenje nije više magnetično i ne rastvara se u sumporougljeniku, a sa razblaženom sonom kiselinom daje vrlo neugodan miris na pokvarena jaja. Pomenutim ogledom izvršili smo **hemijsku sintezu** sumpora i gvožđa u gvozdenasti sulfid.

Kiseonik, živa, sumpor i gvožđe ne mogu se više nikako rastaviti u jednostavnije materije. Takove materije zovemo **hemijskim elementima**. Živin oksid i gvozdasti sulfid hemijska su sjedinjenja.

Dosada poznajemo devedeset elemenata, a postoje sigurno još dva koja do danas nisu izolovana.

Elementi se nalaze na zemaljskoj površini računajući do oko 15 km dubine, uključivši amo i more i atmosferu, u vrlo nejednakim količinama, kao što se to vidi iz sledećeg diagrama (sl. 5).



Sl. 5. Rasprostranjenje hemijskih elemenata na zemaljskoj površini, grafički prikazano.

Historijat. Najstariji grčki filozofi bavili su se problemom materije. **Tales** je uzimao da je voda osnovni elemenat. **Anaksimandar** je uzimao vazduh, a **Heraklit** je držao da je vatra najtipičniji oblik materije. **Empedoklo** odbacuje ideju o jedinstvenoj pramateriji, te uzimlje da postoje četiri elementa: vatra, voda, vazduh i zemlja. Po **Aristotelu** ti su elementi nosioci osnovnih svojstava materije. Vatra znači: suvo i vruće, voda: mokro i hladno, vazduh: vruće i vlažno, a zemlja: hladno i suvo. On osim toga veruje da postoji i peti elemenat. Taj njegov je kasnije dobio ime »kvinta esencija« — kvintesenca. Taj njegov peti elemenat više je duhovnog karaktera.

To je shvaćanje vredelo sve do konca srednjega veka.

U 4 stoleću posle Hrista pojavila su se u Aleksandriji nastojanja da se nađe kamen mudraca (lapis filosoforum), s pomoću kojega će se moći neplemeniti metali pretvarati u zlato, a taj bi kamen bio ujedno i univerzalni lek svih bolesti. Ta se nauka — alhemija — proširila preko Severne Afrike i Španije u Evropu i vladala je sve do početka novog veka (sl. 6.).

Na prelazu iz srednjeg veka u novi prekida se sa starom praksom alhemista i odbacuje se nauka o pretvaranju metala u zlato. Po **Paracelsusu** treba hemija da ima u prvome redu zadatac da uči praviti lekove protiv razlićnih bolesti. To se doba zove »doba jatrohemijek«.

Nova epoha u istoriji hemije poćinje u 17 stoleću kad se javlja **Robert Bojl** (Boyle). Po njemu hemija nema zadatac ni da pravi zlato,

niti zadaću da pravi samo lekove, već je hemija nauka koja proučava materiju i njene promene. On prvi definiše element u onom smislu kako mi to još i danas činimo.



Sl. 6. Alhemista u svom laboratoriju.

VEZBE

- 1) Nabroj još neke fizičke promene.
- 2) Nabroj još neke hemijske promene.
- 3) Nabroj hemijske elemente koji su ti još poznati.
- 4) Nabroj hemijska spajanja koja su ti poznata.

Anorganska hemija

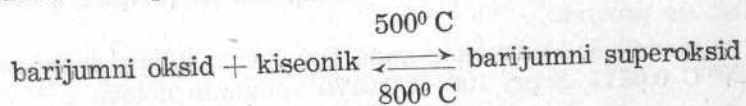
Kiseonik (Oxygenium)

Kiseonik se nalazi u prirodi u slobodnom stanju (u vazduhu) ili u obliku nebrojenih sjedinjenja.

Kiseonik možemo dobivati iz nekih sjedinjenja koja ga sadrže. Čuli smo već da nastaje zagrevanjem živina oksida. U laboratorijama se najzgodnije dobiva kiseonik zagrevanjem kalijumnog hlorata i manganskog superoksida (sl. 30). Ako zagrevamo svaku od tih materija zasebno, onda se one moraju zagrevati do razmerno visoke temperature da počnu ispuštati svoj kiseonik. Pomeša li se jedna i druga materija u razmeru od prilike kao 3 : 1, onda se kiseonik razvija mirno i pravilno već pri 200° C. Pri toj temperaturi manganski superoksid ne ispušta kiseonik, ali sama njegova prisutnost ubrzava raspadanje kalijumnog hlorata. Umesto manganskog superoksida možemo uzeti i bakarni oksid. Materije što unapređuju i ubrzavaju hemijske procese, a da se one same pri tome ne menjaju niti troše, zovu se **katalizatori** a sama pojava zove se **kataliza**.

Danas se kiseonik naveliko dobiva frakcionom destilacijom iz tekućeg vazduha, a gde ima jevtine električne struje, tamo se dobiva i elektrolizom vode. O tim postupcima biće kasnije opširnije govora.

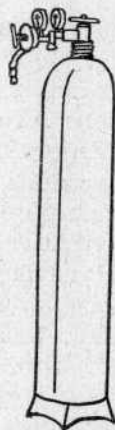
Ranije se je kiseonik dobivao zagrevanjem barijumnog superoksida. Proces teče na sledeći način: ako se zagreva barijumni oksid pri 500° C, prima on u sebe još kiseonika i prelazi u t. zv. barijumni superoksid. Zagrevamo li tako nastali superoksid pri 800° C, onda će on opet ispustiti taj primljeni kiseonik. Ta se dva procesa mogu nebrojeno puta ponavljati, te možemo dobiti kiseonika iz vazduha u neograničenim količinama. Ti se procesi mogu prikazati sledećom shemom:



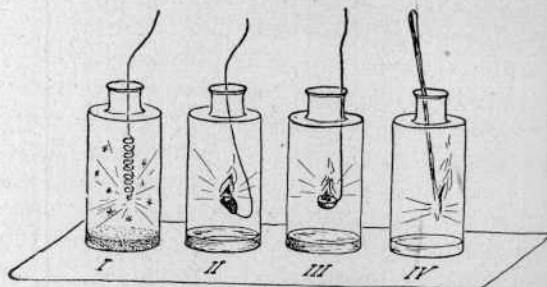
Procesi, koji mogu da teku sad u jednom sad u drugom smislu, već prema spoljašnjim uslovima, zovu se **povratni**.

U trgovinu dolazi kiseonik u gvozdanim bocama pod pritiskom od 120 atmosfera (sl. 7). Iz tih se boca može ispuštati s pomoću t. zv. ventila za redukciju pritiska u potrebnim količinama.

Kiseonik je gas bez boje, ukusa i mirisa. jedna je litra teška pri 0°C i 760 mm živina pritiska 1,42895 g. Gustina kiseonika, s obzirom na vazduh = 1, jeste 1,1053. U tekuće stanje može pretvoriti tek onda, ako se ohladi na $-118,8^{\circ}\text{C}$; u tom je slučaju potreban pritisak od 49,7 atmosfera. Iznad ove temperature ne može se kiseonik nikakvim pritiskom pretvoriti u tekuće stanje.



Sl. 7. Čelična boca za gasove sa ventilom za redukciju



Sl. 8. Sagorevanje u kiseoniku, I gvozdene žice, II uglja, III fosfora ili sumpora, IV drvene treske.

Najviša temperatura, pri kojoj se neki gas može još da pretvori u tekuće stanje, zove se **kritična temperatura**, a pritisak, koji je potreban za to, zove se **kritični pritisak**.

Ako se kiseonik ohladi ispod kritične temperature, potreban je manji pritisak da se on pretvori u tekuće stanje. Kad se ohladi na -183°C , onda će već i pod pritiskom od 1 atmosfere biti u tekućem stanju. Drugim rečima: ta je temperatura tačka ključanja kiseonika. Pri -219°C kiseonik se smrzava. Tekući je kiseonik slabo modrikast. Magnet ga privlači, a elektricitet ne provodi.

Kiseonik se rastvara u vodi. Pri 0°C rastvara se 0,0491, pri 20°C 0,0311, a pri 100°C 0,0170 volumnih delova u 1 vo-

lumnom delu vode. Iz toga se vidi da rastvorljivost kiseonika opada kada temperatura raste.

Ali i između rastvorljivosti i spoljašnjeg pritiska postoji važan odnos. Rastvorljivost je gasova upravno proporcionalna pritisku; tj. ako se pritisak gasa n puta poveća, njegova će se rastvorljivost povećati također n puta. To je t. zv. **Henrijev** (Henry) zakon.

Sjedinjavanje bilo koje materije s kiseonikom zove se **oksidacija**. Kiseonik se jedini direktno sa većinom elemenata. I neki plemeniti metali mogu ga vezati uz određene uslove. Samo s plemenitim gasovima kiseonik se uopšte ne sjedinjuje.

U čistom kiseoniku gori gvožđe, sumpor, fosfor, ugljen, drvo (sl. 8) i drugi različni gorivi materijal mnogo intenzivnije nego na vazduhu gde je kiseonik pomešan s azotom. Drvena treska koja tinja rasplamti se u njemu; to je najjednostavnija **reakcija** na kiseonik.

Gvozdenu spiralu zapalimo tako da na kraju pričvrstimo komad truda (gube), kojega zapalimo na Bunzenovu ili žestinu plamenu, pa ga utaknemo u kiseonik. — Ugljen možemo direktno da pričvrstimo na komad žice. Sumpor ili fosfor nalaze se u maloj gvozdenoj žličici na dugačkom dršku. — U boci gde sagoreva gvozdena žica nalazi se na dnu malo peska, koji će zaštititi staklo od usijanog gvožđa, što pada na dno. U ostalim bocama nalazi se na dnu malo vode obojene modrom lakmusovom tinkturom koja će poerveniti od nastalih produkata sagorevanja.

Magnezijumni prah, pomešan s kalijumnim hloratom gori vrlo naglo s vrlo jakom svetlošću i s mnogo ultravioletnih zrakova. To je najintenzivnija svetlost koju možemo postići hemijskim putem, pa se upotrebljuje za veštačko osvetljenje kod fotografiranja u mraku (>blicliht<).

Sjedinjenja elemenata s kiseonikom zovu se **oksidi**. Kao i kod svih hemijskih procesa, tako i kod sjedinjavanja s kiseonikom — oksidacije — nastaju uz hemijske također i fizičke promene. U najviše se slučajeva ispoljavaju te fizičke promene u tome što se oslobađa toplota. Ako se oksidacija vrši naglo, onda se pri tome oslobađanju toplote podigne temperatura toliko da se pojavi i svetlost. U takvom slučaju govorimo o **gorenju** u užem smislu. Ako je oksidacija vrlo polagana, onda se bez posebnog merenja ne može direktno konstatovati razvijanje toplote; na pr., kod rđanja gvožđa. **Disanje** je također jedna vrsta oksidacije kod koje se razvija telesna toplota.

Hemijski procesi kod kojih se razvija toplota zovu se **eksotermni** za razliku od **endotermnih** kod kojih se toplota veže.

Kod eksotermnih procesa teče proces sam od sebe dalje kada se na jednom mestu izazove. Želimo li izazvati oksidaciju neke izgorive materije, moramo je najpre zapaliti. **Temperatura paljenja**, koja je potrebna, zavisi od prirode i površine materi-

jala, od koncentracije kiseonika, od prisutnosti drugih materija (katalizatora) itd. Uz obične prilike zapaliće se fosfor pri 50°C , sumporouglenik pri 150°C , sumpor pri 350°C , a drvo pri $500-600^{\circ}\text{C}$. U čistom kiseoniku te su temperature za nekih 50° niže. Dok kompaktno gvožđe polagano rđa na vazduhu, to se može vrlo fini gvozdeni prah sam zapaliti na suhu vazduhu. Suhi ugljeni prah pomešan s vazduhom može da eksploduje.

Toplota koja se oslobađa kod sagorevanja karakteristična je za svaki elemenat i za svako sjedinjenje. Tako, na pr., razvija 1 g fosfora 6 velikih kalorija, ugljenika 8, sumpora 2,2, magnezijuma 6, aluminijuma 7, gvožđa 1,8 itd.

Sagorevanjem sumpora, fosfora, ugljenika nastaju oksidi, koji sa vodom daju sumporastu, fosfornu i ugljenu kiselinu. To su **kiseli oksidi** ili **anhidridi kiselina**. Kiseline se poznaju po tome što njihovi rastvori pocrvene modri lakmusov papir ili tinkturu.

Ima i takvih oksida kojih vodeni rastvori pomodre crveni lakmusov papir (tinkturu). To su **bazni oksidi** ili **anhidridi baza**, a njihova se sjedinjenja sa vodom zovu baze.

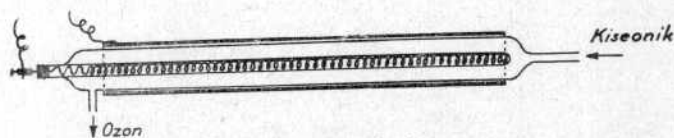
Osim lakmusa ima i raznih drugih »indikatora«. Tako je, na pr., metiloranž u kiselom rastvoru crven, a u baznom žut, fenolftalein je u kiselom bez boje, a u baznom crven. To su neka organska sjedinjenja, koja menjaju svoju boju prema tome da li se nalaze u kiseloj ili baznoj sredini.

Kiseonik se upotrebljuje za postizavanje visokih temperatura. Posebne aparate za disanje sa kiseonikom upotrebljuju avijatičari, ronjoci, vatrogasci (požarnici) i radnici u zagušljivim prostorijama. U takvim se aparatima nalazi kiseonik komprimovan u malim čeličnim bocama. Kiseonik se daje i za olakšanje disanja kod nekih bolesti.

Ozon. Osim kiseonika u običnom smislu reči poznat je još jedan aktivniji njegov oblik koji nazivamo ozon. To je t. zv. **alotropna modifikacija** kiseonika.

Ozon se nalazi u prirodi u vazduhu, i to većinom u gornjim slojevima atmosfere, gde je nastao delovanjem ultravioletnih zrakova sa sunca. Takvi nastali ozon preči ultravioletnim zracima da prodru u dublje slojeve atmosfere gde bi mogli štetno delovati na žive organizme. Strujanjem vazduha za vreme oluje dospeva ozon od zgrade do zgrade po malo i u niže slojeve atmosfere.

Ozon se dobiva tamnim električnim pražnjenjem u t. zv. **ozonizatorima** (sl. 9). Električna struja visokog napona iz induktora prolazi od spoljašnjeg kalajnog obloga kroz izolator staklo i kiseonik sve do metalne spirale koja je spojena sa drugim polom induktora.



Sl. 9. Ozonizator.

U tehničkim ozonizatorima može se dobiti vazduh sa nekih 13% ozona.

Ozon nastaje nadalje pri elektrolizi vode, a nastaje i kod mnogih drugih procesa gde se kiseonik razvija kod temperatura koje nisu previsoke. U velikim količinama razvija se delovanjem ultravioletnih zrakova (u živinim kvarcnim lampama).

Ozon je gas vrlo intenzivnog mirisa. Ključa pri $-112,3^{\circ}\text{C}$, a gustina mu je 1,78 (s obzirom na vazduh = 1). U tekućem stanju intenzivno je modre boje i u tom je stanju eksplozivan.

Ozon je najjače oksidativno sredstvo (oksidans). Oksiduje srebro uz male količine gvođenog oksida (katalizator), iz rastvora kalijumnog jodida izlučuje jod, a gumeno crevo razara vrlo brzo.

Upotrebljava se za sterilizovanje pijaće vode, za čišćenje vazduha, za desinfikovanje bolničkog pribora i za različne oksidacije u hemijskoj industriji.

Ozon se može mirisom dokazati i onda kada se jedan deo nalazi u 10,000.000 delova vazduha.

Historijat, Stal (G. E. Stahl) (1660—1734) prvi je ispravno uočio da su gorenje, rđanje (kalcinacija) metala i disanje analogne pojave. On je tumačio da pri sagorevanju i oksidaciji iz materije izlazi neka vrsta fine materije koju on naziva **flogiston**. Flogistonska se teorija nije održala, ali je ona unapredila hemijsku nauku time što je obuhvatila sve pojave oksidacije koje su na prvi pogled različite.

Polovicom 18 stoleća iznosi veliki ruski naučnik **Mihajlo Vasiljevič Lomonosov** (1711—1765) sasvim jasnu predodžbu o sagorevanju i rđanju metala, kod čega konstatuje povećanje težine na račun vazduha.

Pravo i potpuno tumačenje za pojave gorenja dao je tek **Lavoazje** (A. L. Lavoisier) (1743—1794) (sl. 10). On je godine 1772 konstatovao da sagorevanjem sumpora, fosfora i kalcinacijom (rđanjem) metala nastaju produkti, koji su teži, i da se pri tome istovremeno troši neka određena količina vazduha. On je zagrevao dulje vremena živu u retorti, koja je bila u vezi s vazduhom (sl. 11). Posle dvanaest dana živa se je u retorti pretvorila u crveni prah, a količina se vazduha umanjila za jednu petinu. Iz tih i mnogih drugih opažanja došao je Lavoazje do zaključka da su gorenje i disanje identične pojave, koje se sastoje u tome da se materija sjedinjuje s jednim delom vazduha (1777). Kako su prvi produkti, koje je pri tome opažao, bili kisele prirode, nazvao je on taj sastavni deo vazduha **oksigenijum** — oksijen (od grčkog **oksi** = kiseo, **genao** = stvaram). Samom je procesu dao ime oksidacija, a produktima koji su pri tome nastali, oksidi. Duskora se opazilo da su neki oksidi lužnog ukusa. Ipak je prvobitno ime ostalo.

Svoju teoriju o sagorevanju proširio je on uskoro u zakon o neuništivosti materije, koji postaje osnovnim zakonom **hemije**.

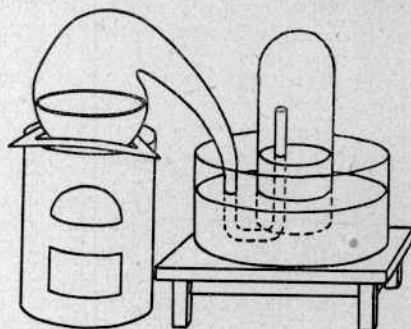


Sl. 10. Antoine Laurent Lavoisier (1743—1794).

Do svih tih zaključaka mogao je Lavoazje doći samo zbog toga, jer je on prvi počeo da prati hemijske procese ne samo kvalitativno već ih je kontrolovao i kvantitativno. On je prvi uveo vagu kao osnovni instrument naučnog ispitivanja u hemiji. Od Bojla do Lavoazjea hemija je bila čisto kvalitativna nauka, a od Lavoazjea dalje postaje ona moderna kvantitativna disciplina.

VEZBE

- 1) Zašto se drvena strugotina lakše zapali nego drvena klada?
- 2) Zašto naglje gori smesa magnezijuma i kalijumnog hlorata, nego magnezijumna žica sama?

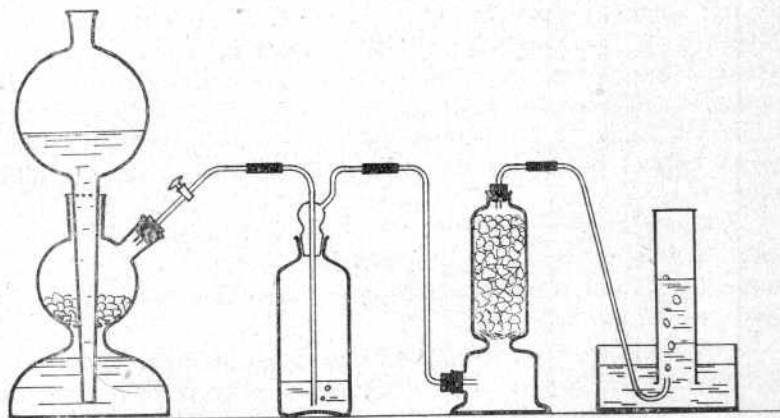


Sl. 11. Lavoazjeov ogled. Zagrevanjem žive u retorti oksidovala se je ona na račun vazduha koji se je nalazio desno pod zvonom zatvoren sa živom (pneumatska kada). Koliko se je vazduha potrošilo za toliko se je živa u zvonu podigla.

Vodonik (Hydrogenium)

Vodonik ne dolazi slobodan u prirodi osim u malenim količinama u vazduhu (1:10000) i u ekshalacijama vulkana. U obliku sjedinjenja dolazi kao voda, u raznim životinjskim i biljnim organima i u produktima organskog porekla (asfalt, nafta, prirodni gas itd. U sunčanoj atmosferi vide se plamenovi vodonika nekoliko stotina hiljada kilometara visoki (protuberance).

Dobiva se iz raznih sjedinjenja koja ga sadrže. Može se dobiti delovanjem nekih razblaženih kiselina (sumporne, sone) na neke metale (aluminijum, cinak, gvožđe). Zato služe različni aparati od kojih je najpoznatiji i najobičniji t. zv. **Kipov** (Kipp) aparat (sl. 12).



Sl. 12. Kipov aparat za razvijanje vodonika. Cinak se nalazi u srednjem delu aparata. Kad otvorimo slavinu spustiće se kiselina u gornjem delu a podići u srednjem i tako doći u kontakt sa cinkom. Kad zatvorimo slavinu razvijaće se vodonik još neko vreme, pa će potiskivati kiselinu u srednjem delu sve dotle dok se sva kiselina potisne u donji deo aparata a odatle u gornji i time je razvijanje vodonika prestalo. — Vodonik najprije prolazi kroz bocu »umivaljku« u kojoj se nalazi rastvor kalijumnog permanganata a zatim kroz »tornjić« sa zrcima od kalcijumnog hlorida ili natronskog kreča. Hvata se nad vodom u »pneumatskoj kadi«. U ovom konkretnom slučaju ne bi ni trebalo vodonik sušiti jer će se u kadi i onako opet ovlažiti.

Može se dobiti također i delovanjem jakih baza na metale (aluminijum, cinak) ili na silicijum.

Kalijum i natrijum razvijaju vodonik iz vode već pri običnoj temperaturi, dok magnezijum to čini tek pri 100°C . Gvožđe razlaže vodu tek na crvenom usijanju i oslobađa vodonik. Na taj se način dobivaju industrijski velike količine vo-

donika. Propustimo li električnu struju kroz vodu u kojoj se nalazi nešto sumporne kiseline ili natrijumnog hidroksida, razvijaće se vodonik na negativnom a kiseonik na pozitivnom polu. Taj se način također i u praksi može upotrebiti za dobivanje i vodonika i kiseonika (vidi sl. 19).

Vodonik, dobiven u Kipovu aparatu, nije čist. Čisti se tako što se provodi kroz alkalni rastvor kalijumnog permanganata, gde će se oksidovati eventualno primešani drugi gasovi, koji potiču od nečistoća u cinku i sumpornoj kiselini, a produkti oksidacije zadržaću se u tom rastvoru. Od primešanih vodenih para (vlage) čisti se vodonik provođenjem kroz sloj kalcijumnog hlorida ili natronskog kreča (smese natrijumnog hidroksida i kalcijumnog oksida). To su materije, koje su vrlo higroskopne i zadržavaju vlagu.

Vodonik je gas bez boje, mirisa i ukusa. 1 litra teška je uz normalne prilike (tj. pri 0°C i 760 mm pritiska) 0,089870 g, pa je to najlakša materija koju poznajemo. Kritična mu je temperatura $-239,9^{\circ}\text{C}$, a kritički pritisak 12,8 atmosfera. Tačka mu je ključanja $-252,8^{\circ}\text{C}$, a tačka topljenja $-257,3^{\circ}\text{C}$. Tekući je vodonik nalik na vodu, ali ako bacimo u njega komad pluta, ono će potonuti. Čvrst je vodonik sličan ledu.

Vodonik se sjedinjuje pri običnoj temperaturi razmerno teško s drugim elementima (hidridi). Vodonik koji se upravo razvija prilikom njegova dobivanja (in statu nascendi) sjedinjuje se mnogo lakše.

Vodonik gori na vazduhu bezbojnim plamenom, sjedinjujući se s kiseonikom u vodu. Pri tome se razvija vrlo mnogo toplote. 1 gram vodonika razvija 28,92 velikih kalorija (Cal). Držimo li nad plamenom vodonika praznu, hladnu i suhu čašu, orosiće se ona od nastale vode. Gorenjem vodonika u struji kiseonika u **Harovom** (Hare) žišku koji je inače poznat pod imenom **Danijelova** (Daniell) žiška, može se dobiti temperatura i do 3100°C (sl. 11).

Pomeša li se vodonik u razmeru 2 : 1 s kiseonikom, to će smesa pri paljenju eksplodovati (praskavi gas). Zato treba s vodonikom vrlo oprezno postupati i ne paliti ga pre nego se u malome ne ispita nije li pomešan s vazduhom.

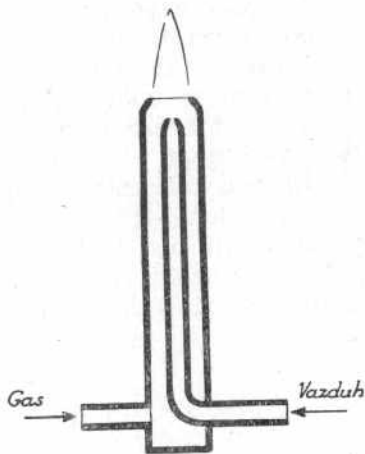
Praskavi se gas zapali pri temperaturi od 700°C ; uz prisutnost katalizatora i pri nižoj temperaturi, eventualno i bez eksplozije.

Uperimo li struju vodonika na crnu praškastu platinu (katalizator), zapaliće se vodonik na vazduhu sam od sebe.

U novije doba upotrebljuje se t. zv. atomni vodonik (**Lengmir** [I. Langmuir], 1926). Dobivamo ga tako da vodonik pro-

puštimo kroz plamen električnog luka pa ga tek onda spalimo uz prisutnost kiseonika u Harovom žišku, pa tako dobivamo plamen od 4000 do 5000^oC. U tome plamenu mogu se topiti različne materije, koje se inače ne mogu rastopiti. Osim toga atomni vodonik ne dopušta pristup kiseoniku, te se tako mogu

topiti metali koji bi se inače kod te visoke temperature na vazduhu oksidovali.



Sl. 13. Harov (Daniyelov) ži-
žak. Shematski

Vodonik se kod više temperature jedini s kiseonikom iz različnih drugih sjedinjenja. Prevodimo li, na pr., vodonik preko ugrijanog bakarnog oksida, sjediniće se vodonik i kiseonik u vodu, a bakar zaostaje slobodan (sl. 14). Tu smo redukovali bakarni oksid vodonikom, dok se je vodonik oksidovao na račun kiseonika iz oksida. Oduzimanje kiseonika oksidima zove se **redukcija**.

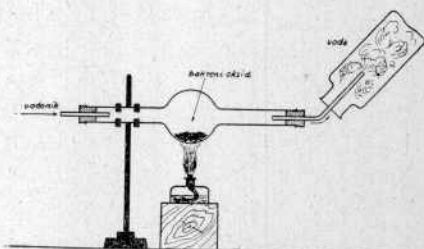
Vodonik se upotrebljava za punjenje balona i dirizabla.

Kako je on opasan zbog svoje upaljivosti, upotrebljuje se danas radije u tu svrhu helijum, koji ne gori. Vodonik se dalje upotrebljava za fabričko dobivanje amonijaka, metanola, a velike se količine upotrebljuju za očvršćivanje ulja, koja onda služe za dobivanje sapuna i masti za hranu.

Voda

Voda je najvažnije sjedinjenje vodonika, jer je ima najviše na zemaljskoj površini, a igra presudnu ulogu u mrtvoj i živoj prirodi.

Prirodna voda nije nikada čista. Ona ima uvek u sebi rastvorene različne materije. Najmanje rastvorenih stranih materija sadržava kišnica i snežnica. To su **mekane** ili **lake** vode. Rečna i izvorska voda sadrži manje ili više mineralnih materija, većinom soli, kalcijuma i magnezijuma. Za takove vode kažemo da su manje ili više **tvrdе** ili **teške**. Prirodna voda sadrži osim toga manje ili više vazduha i ugljene kiseline, što vodi daje svež ukus. Čista destilovana voda je bljutava. Izvorske vode, koje sadržavaju mnogo mineralnih i gasovitih materija, a i one sa temperaturom višom od srednje godišnje temperature mesta gde izvire, zovu se **mineralne vode** (gorke,

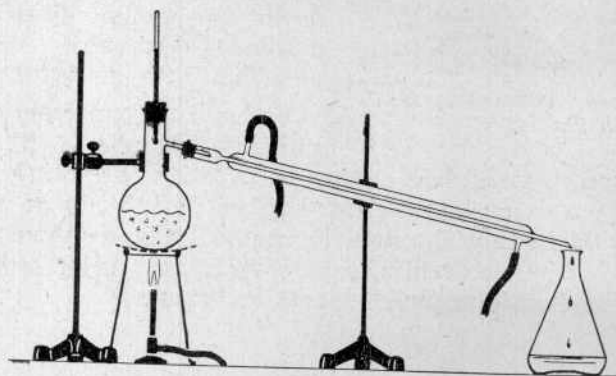


Sl. 14. Redukcijom bakrenog oksida sa vodonikom nastaje voda.

slane, kisele, sumporne, jodne itd. Morska voda zadržava uz kuhinjsku so (oko 3%) još čitav niz različitih drugih soli.

Hemijski čista voda može se dobiti direktnom sintezom iz vodonika i kiseonika, ali se ta metoda ne upotrebljuje u praksi. Prirodna voda čisti se **destilacijom**. U veliko se destiluje iz bakarnih ili gvozdjenih kotlova, sličnih onima

koji se upotrebljuju kod pečenja rakije, ali cevi u hladniku treba da su kalajsane ili posrebrene, jer se bakar pomalo rastvara u vodi. U laboratoriju destilacija se vode i drugih tekućina, vrši u posebnoj staklenoj boci koja je spojena sa **Libigovim** (J. Liebig) hladnjakom (sl. 10).



Sl. 15. Aparat za destilaciju. U grlu »tikvice« utaknut je termometar s pomoću kojega se može kontrolovati temperatura kod koje se vrši destilacija. Tikvica imade po strani jedan nastavak preko kojega se spaja sa »hladnjakom«. Voda prolazi kroz spoljašnju cev hladnjaka u susret »destilatu«, koji se hvata u podmetnutu staklenu »predlošku«.

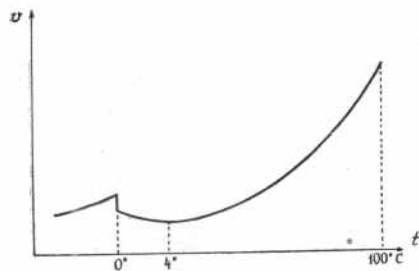
Posve čista voda može se dobiti ponovnom destilacijom iz platinskih sudova. Takva se voda mora uvek čuvati u platinskom sudu, jer se staklo uvek pomalo rastvara u vodi. Najbolji je kriterijum za čistoću vode njezina električna provodljivost, odnosno otpor. Jedan cm^3 ili ml (mililitar) apsolutno čiste vode čini električnoj struji isti otpor kao bakrena žica od 1 cm^2 preseka i 40,000.000 km dužine. To je ona dužina koja bi se mogla 1000 puta omotali oko Zemljinog ekvatora. Najmanji tragovi soli ili dodir s atmosferom povećavaju odmah znatno njezinu električnu provodljivost.

U debelim slojevima voda je modre boje. Kristalizuje se u heksagonskom sistemu (led). Kristali imaju osobito lepe oblike, kada su maleni (sneg, sl. 16). Mnoge fizičke konstante izvedene su tako, što je za osnov uzeta voda. Tako je tačka mržnjenja uzeta kao 0°C , a tačka ključanja pod pritiskom od 760 mm živinog stupca kao 100°C . Gustina pri 4°C jednaka je 1, spec. toplota pri 15°C jednaka je 1.



Sl. 16. Kristali snega znatno uvećani.

Voda menja s temperaturom svoj volumen, a prema tome i spec. težinu, kao što se to vidi iz sledećeg diagrama, (sl. 17). Najmanji volumen a po tome i najveću gustinu (spec. težinu) ima voda kod 4°C .



Sl. 17. Rastezanje vode. Grafički prikaz.

Smrzavanjem pri 0°C povećava se volumen za $\frac{1}{11}$ tj. za 9%. Zato led i pliva na vodi tako da uvek nešto viri izvan vode. Iz toga se razloga voda smrzava samo na površini, pa je zato na taj način moguće da se preko zime sačuva fauna i flora u rekama, jezerima i moru. Zbog toga povećavanja volu-

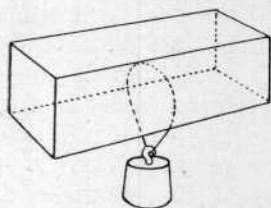
mena prsnuće čvrsto začepljena boca, a i šuplja gvozdena kugla, kada se voda u njoj smrzne. Na toj se pojavi osniva, na pr., i raspadanje stena kad se u njihovim pukotinama smrzne voda.

Ako je spoljašnji pritisak toliko jak, da savlada širenje vode, onda se voda neće moći smrznuti. Čim taj spoljašnji pritisak popusti, smrzava se voda u momentu (regelacija). Na tom se svojstvu vode osniva pojava spuštanja ledenjaka u Alpama i klizanje na ledu.

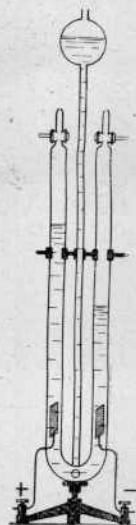
Obesimo li preko velikog komada leda težak teg na tankoj žici, proći će žica kroz led, a on će ipak ostati čitav. (Tindlov eksperimentat, sl. 18).

Kao i svaka materija, tako i čvrsta i tekuća voda ima kod svih temperatura tendenciju da prolazi u gasno stanje. Ta se tendencija zove **napon (tenzija) pare**. Napon pare raste s temperaturom. Ako napon pare dostigne visinu spoljašnjeg pritiska vazduha, onda će se para stvarati ne samo na površini, već i u unutrašnjosti tekućine. Javlja se ključanje. Temperatura, pri kojoj se to zbiva, zove se **tačka ključanja**. Tačka ključanja, koja se označuje kao neka karakteristična konstanta za različite tekućine, odnosi se redovno na pritisak od 760 mm živinog stupca ili, što je isto, na 1 atmosferu.

Propustimo li u t. zv. **Hofmanovu** (Hoffmann) aparatu (sl. 19), kroz vodu, u kojoj ima nešto sumporne kiseline, električnu struju napona 8 do 10 volta, razvijaće se na pozitivnom polu (anodi) kiseonik, a na negativnom polu (katodi) vodonik (**elektroliza vode**). Kiseonik se poznaje po tome što trešćica koja tinja plane, ako je stavimo iznad otvorene slavine, a vodonik će se zapaliti. Volumni je odnos kiseonika i vodonika 1 : 2. Poznavajući gustinu kiseonika i vo-



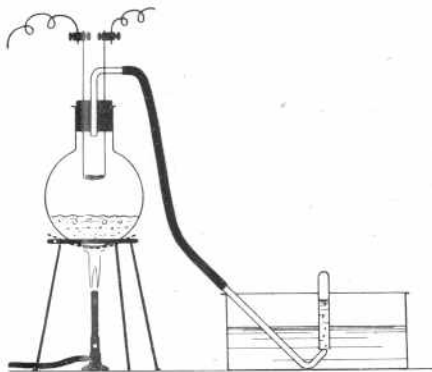
Sl. 18. Tindlov eksperimentat.



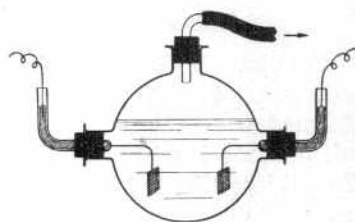
Sl. 19. Elektroliza vode u Hofmanovu aparatu.

donika možemo iz njihovog volumnog razmera da izračunamo i njihov razmer po težini.

Voda se može rastaviti u svoje elemente i s pomoću visoke temperature (iznad 1000°C). To je, t. zv., **termička disocijacija**. Propuštamo li vodene pare da prolaze preko platinske žice, koja je užarena s pomoću električne struje, moći ćemo dokazati da je nastao praskavi gas (sl. 20).

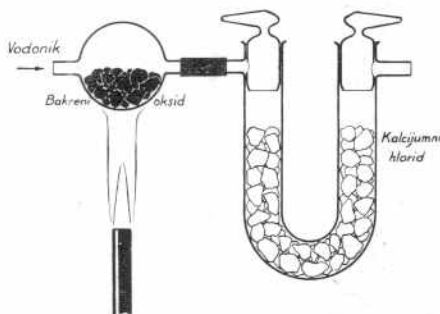


Sl. 20. Termička disocijacija vode.



Sl. 21. Dobivanje praskava gasa elektrolizom.

Izvodimo li elektrolizu tako da se nastali gasovi (kiseonik i vodonik) odmah mešaju, dobivamo također praskavi gas (sl. 21). Uvodimo li praskavi gas u sapunjaču, pojaviće se na njemu mehurići koji upaljeni naglo izgore uz silan prasak.



Sl. 22. Aparat za određivanje težinskog odnosa vodonika i kiseonika u vodi

potrošena kiseonika. Odvagnemo li U-cev pre i posle oglada, moći ćemo odrediti količinu nastale vode. Odatle se izračuna količina potrošenoga vodonika i tako utvrdimo težinski razmer

Provodimo li brižljivo očišćen vodonik kroz užarenu staklenu kuglicu, u kojoj se nalazi bakreni oksid, stvoriće se voda. Nju možemo da hvatamo u cevčici, sličnoj slovu U, u kojoj se nalazi kalcijumni hlorid (sl. 22). Ako smo odvagnuli staklenu kuglicu sa bakarnim oksidom pre i posle oglada (pošto se je ohladila), moći ćemo da odredimo količinu

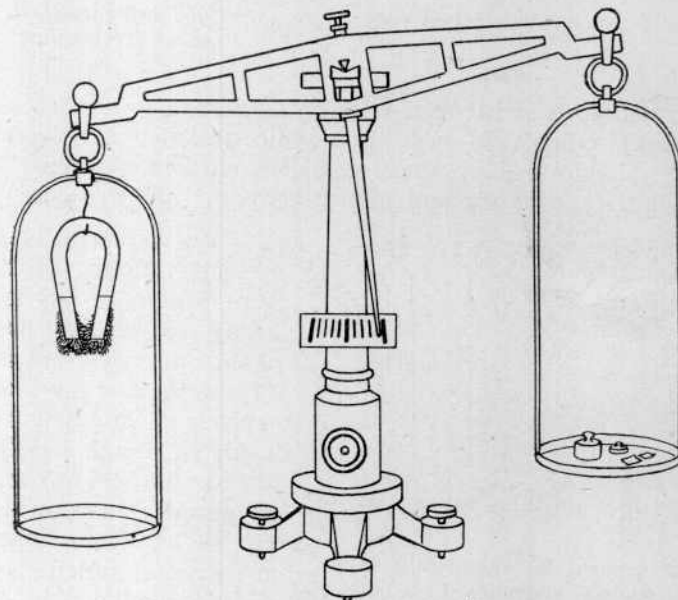
jednog i drugog elementa. Tačnim merenjima utvrđeno je da se vodonik i kiseonik sjedinjuju u razmeru kao 1,0078 : 8.

Vodonični superoksid je drugo sjedinjenje vodonika i kiseonika; u njemu se oni odnose kao $1,0078:2 \times 8$. Nastaje u prirodi kod raznih oksidacija. Uperimo li gasni plamen na komad leda stvoriće se u nastaloj vodi nešto vodoničnog superoksida, koga poznamo po tome, što daje žutu boju sa rastvorom titanskog sulfata. U trgovini dolazi u obliku 30%-nog vodenog rastvora (perhidrol). Lako otpušta kiseonik pa deluje zato jako oksidaciono. Upotrebljuje se za izbelivanje tekstilnog vlakna, krzna i kose, a u medicini se upotrebljuje 0,5%-ni rastvor za grgotanje.

Atomi i molekuli

Zakon o neuništivosti materije (mase)

Stavimo li na jedan krak vage magnet, na kome visi gvozdена pilotina (opiljci), pa vagu dovedemo u ravnotežu, a zatim mahnemo plamenom Bunzenovog ili žestinog žiška po pilotini, postaćе kraj vage s magnetom teži, jer se je gvožđe sjedinilo s kiseonikom iz vazduha (sl. 23).

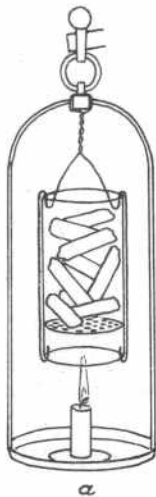


Sl. 28. Oksidacija gvožđa na vazi.

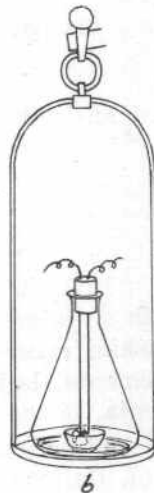
Stavimo li na jedan kraj vage sveću, iznad koje visi šupalj cilindar napunjen s negašenim krečom, te je zapalimo, opazi-

ćemo da je krak vage s cilindrom postao teži, jer su gasoviti produkti sagorevanja, koji su se zadržali u kreću, teži od izgrelog dela sveće (sl. 24).

Stavimo li na jedan kraj vage staklenu bocu, u kojoj se u zdelici nalazi komadić fosfora, ravnoteža se neće poremetiti, ako fosfor zapalimo spolja, s pomoću električne struje, ne otvarajući samu bocu (sl. 25). Kad fosfor izgori, a nastali oksid se rastvori u vodi, koja se nalazi na dnu boce, otvorićemo bocu na kratko vreme i opet je zatvoriti. Boca je postala teža, jer je u nju ušlo toliko vazduha, koliko je kiseonika potrošeno za sagorevanje fosfora.



Sl. 24. Gorenje sveće na vazi.
Gasovite proizvode sagorevanja zadržava negašeni kreč u šupljem cilindru.



Sl. 25. Gorenje fosfora na vazi.
Provođenjem elektriciteta kroz žicu koja je u kontaktu sa fosforom ugrejaće se žica toliko da će se fosfor zapaliti.

Ti nam eksperimenti potvrđuju Lavoazjeovu teoriju sagorevanja i zakon o neuništivosti materije (ili bolje: mase), koji zakon možemo ukratko da definujemo: **Masa je izolovanoga sistema konstantna.**

Stehiometrijski zakoni

Iz dosadanjih smo razlaganja videli na nekoliko primera da se pojedini elementi sjedinjuju u sjedinjenja, u određenim težinskim razmerima. Tako se, na pr., sjedinjuju:

gvožđe i sumpor u razmeru kao 27,92 :16,03 (okruglo 7:4),
 živa i kiseonik „ „ „ 100,3 : 8 („ 25:2),
 vodonik i kiseonik „ „ „ 1,0078: 8 („ 1:8).

Iz tih se primera vidi da se elementi jedine u stalnim težinskim razmerima.

To je zakon stalnih težinskih razmera, koji je postavio Prust (J. Proust) 1808 godine.

Osim toga ima slučajeva gde se sjedinjuju elementi u više različitih sjedinjenja. Tako se, na pr., jedine:

gvožđe i sumpor ne samo u razmeru kao $27,92:1 \times 16,03$,
 već i „ „ „ $27,92:2 \times 16,03$,

vodonik i kiseonik ne samo u razmeru kao $1,0078:1 \times 8$,
 već i „ „ „ $1,0078:2 \times 8$.

Azot i kiseonik se jedine u sledećim razmerima:

$14,008:1 \times 8$
 $14,008:2 \times 8$
 $14,008:3 \times 8$
 $14,008:5 \times 8$
 $14,008:4 \times 8$

Iz tih se primera vidi da se elementi mogu da jedine i u više težinskim razmera, ali uvek tako da se težinske količine jednog elementa, koje se jedine sa određenom količinom drugog elementa, odnose kao celi brojevi.

To je zakon umnoženih težinskih razmera, a postavio ga je Doltn (J. Dalton) 1808 godine.

Oba se ta zakona mogu po Doltnu rastumačiti jedino na taj način da se pretpostavi da se materija sastoji od najmanjih čestica — atoma, koji su kod pojedinih elemenata jednako teški. Sjedinjavanje elemenata u sjedinjenje sastoji se u tome, što se atomi jednog elementa sjedinjuju sa atomima drugog elementa, tako te težinski razmer, koji postoji između pojedinih atoma različitih elemenata, ostaje i u novo nastalom sjedinjenju.

Ako su elementi, koji kod sjedinjavanja stupaju u reakciju, u gasnom stanju, onda se oni ne sjedinjuju samo po određenim težinskim razmerima, već i po stalnim volumnim razmerima.

Tako se, na pr., sjedinjuju:

1 vol. vodonika i 1 vol. hlora u 2 vol. hlorovodonika
 2 vol. vodonika i 1 vol. kiseonika u 2 vol. vodene pare (iznad 100° C)
 3 vol. vodonika i 1 vol. azota u 2 vol. amonijaka

Iz tih se primera vidi da se gasovi jedine također i u stalnim volumnim razmerima, a ako pri tome opet nastaje gas, onda i njegov volumen stoji u stalnom razmeru sa volumenom prvobitnih gasova.

To je zakon o volumnim razmerima gasova, koji su postavili Ge-Lisak (J. L. Gay-Lussac) i Humboldt (A. Humboldt) 1808 godine.

Avogadrova hipoteza

Prvobitna Doltnova atomistička hipoteza može da rastumači samo zakone o stalnim i umnoženim razmerima, ali ona ne može da objasni i zakon o stalnim volumnim razmerima kod gasova. Tu nam sada dolazi u pomoć hipoteza, koju je po-



Sl. 26. Amadeo Avogadro (1776—1856).

stavio Avogadro 1811 godine (sl. 26), a koja kaže da u jednakim volumenima gasova, pri istoj temperaturi, i pod istim pritiskom ima uvek isti broj molekula.

Molekuli su po toj teoriji one najmanje čestice gasa koje još mogu samostalno da postoje. Kod elementarnih gasova sastoje se oni od istovrsnih, a kod sjedinjenja od raznovrsnih atoma.

Avogadrova hipoteza u svojoj prvobitnoj formi ne zna kolik je apsolutan broj molekula u određenom volumenu, a ne vodi računa ni o njihovoj veličini.

Atome označujemo u hemiji sa simbolima, tj. sa početnim slovima njihovih internacionalnih imena; na pr. vodonik

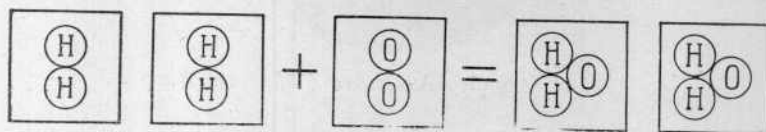
sa H (hydrogenium), kiseonik sa O (oxygenium), azot sa N (nitrogenium), ugljenik sa C (carbonium). U slučaju da ima više elemenata, koji počinju sa istim slovom, stavlja se uz početno slovo još po jedno karakteristično slovo iz imena tog elementa; na pr., kalcijum (calcium) Ca, hlor (chlor) Cl, hrom (chrom) Cr, kadmijum (cadmium) Cd, cerijum (cerium) Ce, kobalt (cobaltum) Co, bakar (cuprum) Cu.

Značaj se Avogadrove hipoteze vidi najbolje iz primera.

Vodonik i kiseonik sjedinjuju se u težinskom razmeru kao 1,0078:8, a u volumnom kao 2:1. Ako se to jedinjenje vrši pri temperaturi iznad 100° C, onda će nastali produkt (voda) biti u obliku gasa koji će zauzeti dva volumena.

Kod sinteze vode sudeluju dva volumena vodonika i jedan volumen kiseonika, pa zato uzimljemo da se molekul vode sastoji od dva atoma vodonika i jednog atoma kiseonika. Stoga izlazi **formula** za vodu: H₂O. Kako je vodonik najlakši gas, uzelo se je isprva da mu je **atomska težina** jednaka točno 1. Kasnije se je našlo da je ona zapravo 1,0078. Iz toga odmah sledi da je atomska težina kiseonika jednaka 16, jer samo tako možemo da udovoljimo razmeru 2×1,0078:16 tj. 1,0078:8. Odatle odmah izlazi da je **molekulska težina** za vodu 18,0156. Molekulsku težinu dobijemo dakle, sabiranjem atomskih težina svih onih elemenata koji se nalaze u molekulu.

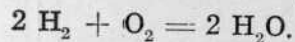
Jednom molekulu vode odgovara po toj hipotezi jedan volumen vodene pare. Mi međutim znamo da kod sinteze vode nastaju dva volumena, a to možemo da rastumačimo samo tako ako uzmemo da se molekuli vodonika i kiseonika sastoje od po dva atoma. To se najbolje vidi iz ove sheme (sl. 27), u kojoj nam jednaki kvadrati pokazuju jednake volumene.



Sl. 27. Shema za sintezu vode.

Kako u jednakim volumenima ima uvek isti broj molekula, to će i broju volumena, koji ulaze u reakciju, odgovarati isti broj molekula.

Hemijska jednačina za sintezu vode glasiće prema tome:

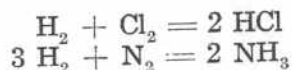


Simboli elemenata ne znače, dakle, samo elemente uopšte, nego upravo atome sa njihovim atomskim težinama, a formule znače molekule elemenata i sjedinjenja sa njihovim molekulskim težinama.

Indeksi u formulama uza simbole desno dole (1 se ne piše) označuju nam zakone o težinskim razmerima, a indeksi ispred formula (i tu se 1 ne piše) označuju kod gasova zakon o volumnim razmerima. Znak jednakosti označuje nam zakon o neuništivosti (konstantnosti) mase.

Ona količina kiseonika (8), koja se jedini sa 1,0078 vodonika, zove se **ekvivalentna težina**. Kod kiseonika je dakle ta težina dva puta manja od njegove atomske težine.

Kao daljnje primere za primenu Avogadrove hipoteze pominjemo jednačine:



iz kojih se vidi u kojim se volumnim razmerima jedine vodonik i hlor, i vodonik i azot, i koliko volumena čine nastali produkti. Iz formula HCl i NH₃ sledi da je ekvivalentna težina hlora jednaka njegovoj atomskoj težini, a da je kod azota tri puta manja.

Avogadrova hipoteza proširuje, dakle, prvobitnu Daltonovu atomsku hipotezu u atomsko-molekulsku teoriju, koja obuhvata čitavo područje hemije.

Treba naglasiti da su atomske, molekulske i ekvivalentne težine **relativni** brojevi, koji pokazuju samo međusobni odnos težina, a ne i njihovu apsolutnu veličinu.

Uzmemo li toliko grama nekog sjedinjenja kolika mu je molekulska težina, onda kažemo da imamo jedan **grammolekul**, ili kraće: jedan **mol**. Analogno se definišu **gramatom** i **gramekvivalent** (val).

Jedan mol bilo kojega gasa imaće pri određenoj temperaturi i pod određenim pritiskom uvek isti volumen. Za »normalne prilike« uzimlju se temperatura od 0°C i pritisak od 760 mm živinog stupca. U normalnim prilikama zauzima jedan mol bilo koga gasa volumen od 22,4 litre.

Određivanje molekulskih težina gasova

Na Avogadrovoj hipotezi osniva se i određivanje molekulskih težina gasovitih materija i onakvih koje se dađu lako pretvoriti u gasovito stanje. Ako u jednakim volumenima različitih gasova ima uvek isti broj molekula, onda se i težine jednakih volumena moraju odnositi kao težine pojedinih molekula, tj. kao molekulske težine. Iz gornjega primera vidimo da se molekuli vodonika i kiseonika sastoje od po dva atoma. Prema tome će molekulska težina vodonika biti 2,0156, a kiseonika 32.

Gas	Težina jednog litra	Izračunata mol. težina	Korigovana mol. težina
vodonik	0,08987	2,012	2,016
kiseonik	1,429	32,00	32,00
azot	1,251	28,00	28,02
hlor	3,220	72,01	70,92
hlorovodonik	1,641	36,69	36,465
ugljeni dioksid	1,977	44,22	44,00
sumporovodonik	1,537	34,43	34,076
amonijak	0,772	17,29	17,032
sumporni dioksid	2,927	65,55	64,06
voda	0,8045	18,016	18,016
živa	8,87	198,4	200,61
vazduh	1,293	28,955	(smesa)

Iz gornje se tablice u drugom stupcu vidi, kako se odnose težine jednog litra razliĉnih gasova pri temperaturi od 0° C i pod pritiskom od 760 mm. To su, t. zv., **gustine gasova.**

Za molekulska težina kiseonika uzimlje se da je taĉno, 32. Prema tome proizlaze iz proporcije vrednosti za molekulske težine ostalih gasova kako su oznaĉene u trećem stupcu.

Te vrednosti nisu još sasvim taĉne, jer se u stvari volumeni razliĉnih gasova ne menjaju svi posve jednako sa promenom temperature i pritiska. Na taj se naĉin dobiva samo, t. zv., »red veliĉine« a taĉne se vrednosti za molekulske težine odreĉuju iz atomskih, zapravo ekvivalentnih težina, koje su odreĉene posebnim hemijskim metodama, kao što smo sliĉno već videli kod kiseonika i vodonika. Te se ispravljene molekulske težine nalaze u poslednjem stupcu.

Atomske težine.

Videli smo da su kod nekih elemenata ekvivalentne težine jednake atomskim kao, n. pr., kod vodonika. Kod nekih je, kao, na. pr., kod kiseonika, atomska težina dva puta veća, a kod nekih moţe da bude i tri i ĉetiri puta veća od ekvivalentne.

Da bi se odreĉila atomska težina nekog elementa, mora se odreĉiti molekulska težina od nekoliko razliĉnih njegovih sjedinjenja. Onda se kao atomska težina uzimlje ona **najmanja** koliĉina u kojoj taj element dolazi u tim svojim razliĉnim sjedinjenjima.

Tako se iz priloţene tablice vidi da ugljenik dolazi u razliĉnim sjedinjenjima s najmanjim udelom 12 ili umnoškom (proizvodom) od 12, pa se 12 uzimlje kao atomska težina. Na taj naĉin dobiveni broj upravo je samo verojatan. On se mora kontrolovati još i na drugi naĉin.

Sjedinjenja ugljenika	Molekulska tež. (zaokruţena)	Otpada na ugljenik
metan	16	12 = 1 × 12
ugljeni oksid	28	12 = 1 × 12
ugljeni dioksid	44	12 = 1 × 12
etilen	28	24 = 2 × 12
etan	30	24 = 2 × 12
propan	44	36 = 3 × 12
butan	58	48 = 4 × 12
pentan	72	60 = 5 × 12
benzol	78	72 = 6 × 12

Atomske težine elemenata

Ag	Srebro	107,880	Mn	Mangan	54,93
Al	Aluminijum	26,97	Mo	Molibden	96,0
A	Argon	39,94	N	Azot	14,008
As	Arsen	74,91	Na	Natrijum	22,997
Au	Zlato	197,2	Nb	Niobijum	92,91
B	Bor	10,82	Nd	Neodim	144,27
Ba	Barijum	137,36	Ne	Neon	20,183
Be	Berilijum	9,02	Ni	Nikal	58,69
Bi	Bizmut	209,00	O	Kiseonik	16,0000
Br	Brom	79,916	Os	Osmijum	191,5
C	Ugljenik	12,000	P	Fosfor	31,02
Ca	Kalcijum	40,08	Pb	Olovo	207,22
Cd	Kadmijum	112,41	Pd	Paladijum	106,7
Ce	Cerijum	140,13	Pr	Praseodim	140,92
Cl	Hlor	35,457	Pt	Platina	195,23
Co	Kobalt	58,94	Ra	Radijum	225,97
Cp	Kasiopejum	175,0	Rb	Rubidijum	85,44
Cr	Hrom	52,01	Rh	Rodijum	102,91
Cs	Cezijum	132,91	Ru	Rutenijum	101,7
Cu	Bakar	63,57	S	Sumpor	32,06
Dy	Disprozijum	162,46	Sb	Antimon (Stibijum)	121,76
Em	Emanacija	222	Sc	Skandijum	45,10
Er	Erbijum	167,64	Se	Selen	78,96
Eu	Europijum	152,0	Si	Silicijum	28,06
F	Fluor	19,00	Sm	Samarijum	150,43
Fe	Gvožđe	55,84	Sn	Kalaj (Kositer)	118,70
Ga	Galijum	69,72	Sr	Stroncijum	87,63
Gd	Gadolinijum	157,3	Ta	Tantal	181,4
Ge	Germanijum	72,60	Tb	Terbijum	159,2
H	Vodonik	1,0078	Te	Telur	127,61
He	Helium	4,002	Th	Torijum	232,12
Hf	Hafnijum	178,6	Ti	Titan	47,90
Hg	Živa	200,61	Tl	Talijum	204,39
Ho	Holmijum	163,5	Tu	Tulijum	169,4
In	Indijum	114,76	U	Uran	238,14
Ir	Iridijum	193,1	V	Vanadijum	50,95
J	Jod	126,92	W	Volfram	184,0
K	Kalijum	39,096	X	Ksenon	131,3
Kr	Kripton	83,7	Y	Itrijum	88,92
La	Lantan	138,92	Yb	Iterbium	173,04
Li	Litijum	6,940	Zn	Cinak	65,38
Mg	Magnezijum	24,32	Zr	Cirkonijum	91,22

Veličina se atomske težine čvrstih elemenata može kontrolovati s pomoću **Dilon-Ptitova** (Dulong-Petit) pravila, po kome je proizvod (umnožak) iz spec. toplote i atomske težine (t. zv. **atomska toplota**) konstantan i jednak okruglo 6,4. To pravilo vredi za većinu elemenata u čvrstom stanju samo približno, a za neke uopšte ne vredi.

Slično se može primeniti i **Nojmanov** (Neumann) zakon prema kome je **molekulska toplota** jednaka sumi atomskih toplota.

Dalje se može upotrebiti **Mičerlihov** (Mitscherlich) zakon koji kaže da hemijski analogna sjedinjenja imaju jednak kristalan oblik, ili drugim rečima: hemijski su analogna sjedinjenja izomorfna. Tako se, na pr., analogna hemijska sjedinjenja $KClO_4$ i KMn_xO_4 kristalizuju rompski. Za prvo je utvrđeno da sadrži u molekulu jedan atom hlora. To znači da će i u drugom morati biti $x = 1$.

U najnovije doba uspelo je ne samo dokazati realnu egzistenciju atoma i molekula, već je uspelo odrediti tačan broj molekula u određenom volumenu.

Izračunato je da u jednom molu, tj. u 22,4 litra bilo kojega gasa ima 6×10^{23} molekula (**Avogadrov broj**). Tim je Avogadrova hipoteza podignuta na stepen dokazanog prirodnog zakona.

Prautova hipoteza. Izotopi.

Već je godine 1815 engleski lekar **Praut** (Prout) (ne zameni sa Prust, [Proust]) izneo hipotezu da bi atomi različitih elemenata mogli biti sastavljeni od atoma vodonika. Kako se je u ono doba uzimala atomska težina vodonika tačno jednaka jedinici, to bi atomske težine ostalih elemenata trebale da budu celi brojevi. Vrlo brižnim ispitivanjem **Bercelijusa** (Berzelius), **Stasa**, **Marinjaka** (Marignac) i drugih u polovici prošloga stoleća, **Ričardsa** (Th. W. Richards) i drugih u novije doba ispostavilo se je da atomske težine mnogih elemenata nikako nisu celi brojevi, na pr. $Cl = 35,46$. Time je i Prautova hipoteza definitivno proglašena pogrešnom.

Ipak je u najnovije doba razvoj nauke doveo do toga da je Prautova hipoteza opet oživela. Tako je nađeno da osim olova s atomskom težinom 207,2 ima u nekim uranskim rudama primešano olova s atomskom težinom 206, a u nekim torijumnim rudama ima olova s atomskom težinom 208. Te su dve vrste olova nastale t. zv. radioaktivnim raspadanjem uranskog, odnosno torijumnog, atoma, o čemu će kasnije biti više govora. Sva ta tri olova međusobno su hemijski posve identična, a razlikuju se samo po nekim fizičkim svojstvima. Danas znamo da je obično olovo, $Pb = 207,2$, smesa koja se sastoji od $Pb = 206$ i $Pb = 208$. Takve se različne vrste jednog te istog elementa, koje se razlikuju u glavnom samo po svojoj atomskoj težini, zovu **izotopi**. Kasnije su nađeni izotopi nesamo kod olova, nego i kod gotovo svih drugih elemenata, tako te danas ima samo malo elemenata kod kojih još nisu nađeni izotopi.

Realne vrednosti za atomske težine nisu drugo nego aritmetičke sredine smese različitih izotopa. Šta više, i obični kiseonik sadržava uz kiseonik sa at. težinom 16, kojega označujemo sa O^{16} , još dva izotopa: O^{17} i O^{18} , ali u tako malim količinama, da njihova prisutnost ne utiče ni u trećoj decimali na ceo broj 16,000.

U najnovije doba uspelo dokazati i izotop vodonika s atomskom težinom 2, t. zv. **deuterijum** H^2 ili **D** (**Jurej** [H. C. Urey] 1932). Sjedinjenje toga izotopa i kiseonika, t. zv. **teška voda** ili **deuterijumni oksid** H^2_2O ili D_2O , ima molekulsku težinu (okruglo) 20, a težinski razmer vodonika i kiseonika je 2:8. To sjedinjenje naliči na običnu vodu, smrzava se pri

3,8° C, a ključa pri 101,42° C. Maksimum gustine ima pri 11,6° C. Seme čuvana u teškoj vodi ne može da klija, a neki niski organizmi ugину. Teška se voda može dobiti ili frakcionom destilacijom ili s pomoću elektrolize, gde se najpre uklanja obična voda, a teška voda zaostaje u ostatku. Iz 20 l obične vode može se dobiti na taj način oko 0,3 cm³ teške vode. Damas je već poznat čitav niz i drugih sjedinjenja koja sadrže u sebi teška vodonika.

U najnovije doba nađen je i treći izotop vodonika sa atomskom težinom 3, tzv. **tricijum**, tako te je običan vodonik upravo smesa od tri izotopa: prociijuma H¹, deuterijuma H² i tricijuma H³.

Dva posve različita elementa mogu da imaju izotope sa istom atomskom težinom. Tako, na pr., argon A = 39,94 ima izotope 39b i 40a, a kalcijum Ca = 40,08 ima izotope 40a i 44b (izotopa označenog s »a« ima više nego onoga označenog s »b«). Uza sve to oni su među sobom hemijski posve različiti, a zovemo ih **izobari**. Iz tih primera vidimo da atomska težina nije bitna karakteristika elemenata, kako se je to nedavno mislilo.

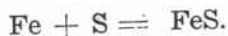
Hemijske jednačine

Na osnovi svega rečenoga u ovom poglavlju možemo sada za ponavljanje da prikažemo s pomoću hemijskih jednačina neke hemijske pojave iz ranijih glava za koje to nismo do sada mogli da učinimo.

Analizu žive pokazaćemo jednačinom:



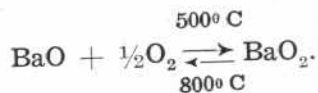
Sinteza gvozenastog sulfida prikazana je jednačinom:



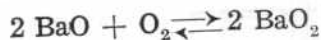
Polijemo li gvozenasti sulfid sonom kiselinom dobivamo: sumporovodonik i gvozenasti hlorid:



Dobivanje kiseonika iz vazduha s pomoću barijumnog oksida označujemo:

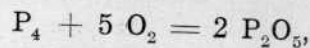


Dve suprotne strelice znače povratan proces. Kiseonik pišemo kao $\frac{1}{2}\text{O}_2$ zbog jednostavnosti, iako znamo da bi morali pisati O_2 , te bi jednačina morala upravo da glasi:

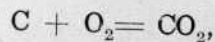


Imamo razloga uzimati da se kiseonik u tim nekim slučajevima u prvi momenat izlučuje u atomskom stanju (status nascendi), te se atomi kasnije sjedinjuju u molekule.

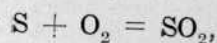
Sagorevanje fosfora u fosfori pentaoksid prikazuje se jednačinom:



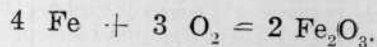
ugljenika u ugljeni dioksid:



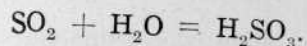
sumpora u sumporni dioksid:



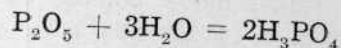
oksidacija gvožđa u gvozdeni oksid:



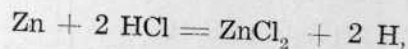
Rastvaranjem SO_2 u vodi dobivamo sumporastu kiselinu:



Rastvaranjem fosfornoga pentoksida nastaje fosforna kiselina:

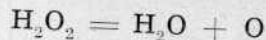


Razvijanje vodonika iz cinka i sone kiseline prikazuje se jednačinom:



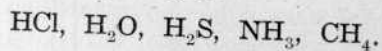
pri čemu se u prvi momenat razvija vodonik u obliku slobodnih atoma (status nascendi). Oni imaju mnogo veću aktivnost, energičnije redukuju, tj. sjedinjuju se lakše s kiseonikom, negoli vodonik, gde su se atomi već dospeli međusobno sjediniti u molekul.

Vodonični superoksid raspada se po jednačini:

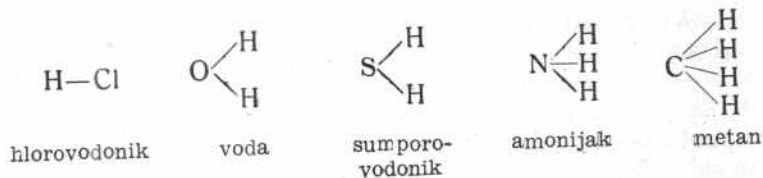


Valencija. Strukturne formule

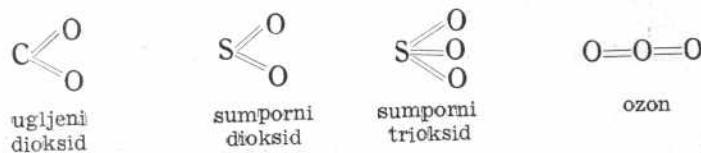
Ispišemo li formule nekih sjedinjenja s vodonikom, videćemo da se atomi različitih elemenata sjedinjuju sa različitim brojem atoma vodonika; na pr.:



Kažemo da je hlor monovalentan, kiseonik i sumpor da su dvovalentni, azot trovalentan, a ugljenik četvorvalentan. Sposobnost atoma pojedinih elemenata da se mogu sjedinjavati sa jednim ili više atoma vodonika zovemo **hemijskom valencijom**. Te valencije prikazujemo u **strukturnim formulama** sa malim crticama:



Broj valencija za neki element nije stalan. Tako, na pr., pišemo:

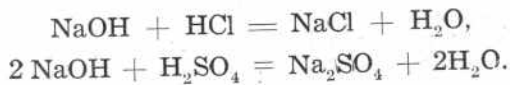


Iz navedenih primera vidimo, da kiseonik može da bude dvovalentan i četvorvalentan, a sumpor dvovalentan, četvorvalentan i šestorvalentan.

Kiseline, baze, soli.

Kiseline su takova sjedinjenja koja sadrže u sebi jedan ili više vodonika koji se daju zameniti ili svi ili svaki za sebe sa metalom. Zato razlikujemo jedno-, dvo-, tro- i višebazne kiseline. Tom se zamenom nastali produkti zovu **soli**. Tako, na pr., postoje sonda kiselina, HCl , sumporna, H_2SO_4 , sumporasta, H_2SO_3 , fosforna, H_3PO_4 . Zamenom vodoničnih atoma u tim kiselinama sa bilo kojim metalom nastaju redom hloridi, sulfati, sulfiti, fosfati; na pr. cinkani hlorid ZnCl_2 , natrijumni sulfat Na_2SO_4 , mononatrijumni sulfat NaHSO_3 , dinatrijumni fosfat Na_2HPO_4 itd.

Baze su takova sjedinjenja što sadrže u sebi grupu OH koja se daje zameniti sa kiselinskim ostatkom ili radikalom (to je kiselina manje vodonik). Prema broju hidroksilnih grupa razlikujemo jedno-, dvo-, i viševalentne baze, na pr., natrijumni hidroksid, NaOH , kalcijumni hidroksid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Zamenom grupe OH sa kiselinskim ostatkom nastaju soli, na pr., dobivanje natrijumnog hlorida i sulfata prikazujemo sledećim jednačinama:



Međusobno reagovanje baza i kiselina zove se **neutralizacija**. Neutralizacijom bilo koje kiseline i baze nastaju soli. Kiseline se i baze neutralizuju potpuno samo onda, ako se na-

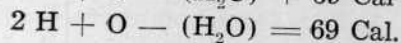
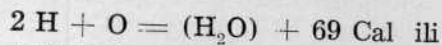
laze u »ekvivalentnim« količinama. Lakmus će nakon dovršene neutralizacije zauzeti ljubičastu boju. Iz prve jednačine vidimo da će se jedan mol natrijumnog hidroksida potpuno neutralizovati sa jednim molom sone kiseline, ali iz druge vidimo da jedan mol sumporne kiseline neutralizuje dva mola natrijumnog hidroksida. Za neutralizaciju jednog mola natrijumnog hidroksida potrebno je, dakle, samo pola mola sumporne kiseline tj. jedan gramekvivalent ili jedan val. Jedan val sumporne kiseline (49 g) neutralizovaće jedan mol (= val) natrijumnog hidroksida (40 g). Kod dvobaznih kiselina jedan val nije, dakle, identičan sa jednim molom.

Termohemijske jednačine

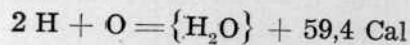
Pomenute jednačine nisu potpune, jer one nam govore samo o hemijskim promenama, a ne uzimaju u obzir i promene energije. Uza sve to one se u tom obliku gotovo redovno i upotrebljuju.

Želimo li u hemijskoj jednačini istaći i promene energije, onda tu energiju obično iskazujemo u kaloričkoj meri u velikim (Cal) ili malim (cal) kalorijama.

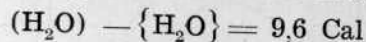
Tako, na pr., da bi se stvorilo toliko grama vode (18 g) kolika joj je molekulska težina (jedan mol), vredi sledeća termohemijska jednačina:



U takvim se jednačinama obično indeksi skraćuju, jer se pretpostavlja da se zna kako bi valjalo stehiometrijski pisati jednačinu strogo po molekulskoj teoriji. Oznaka (H_2O) vredi za vodu u tekućem stanju. Ako se termohemijska jednačina odnosi na vodu u stanju gasa $\{\text{H}_2\text{O}\}$, onda će oslobođena toplota biti manja, jer se jedan deo upotrebio kao latentna toplota isparavanja.



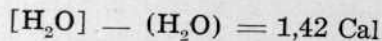
Toplota isparavanja za 1 mol vode iznosi dakle:



za 1 kg je ta vrednost 536 Cal.

Slično je za prelaz leda $[\text{H}_2\text{O}]$ u vodu (H_2O):

Latentna toplota topljenja za jedan mol vode (leda) iznosi:



za 1 kg 79 Cal.

Oksidacija vodonika je, dakle, izrazito **eksoterman** proces. Sjedinjavanje azota i kiseonika je nasuprot **endoterman** proces, jer se tu veže toplota, a prikazujemo ga jednačinom:



Pri toj se oksidaciji nesamo ne oslobađa nimalo toplote (energije), već je treba spolja privesti, ako želimo da se oksidacija izvrši. Nauka, koja se bavi sa promenama energije kod hemijskih procesa, zove se **termohemija**.

Bertlo (M. Berthelot) je držao da je količina toplote, koja se oslobađa kod hemijskih procesa, mera za **hemijski afinitet** (hemijsku srodnost) reagirajućih materija. Danas se zna da taj princip vredi dođuše u mnogo slučajeva manje ili više dosta približno, ali vrlo često potpuno zatajuje, kao što je to slučaj kod endotermnih procesa. Kao mera za afinitet uzimlje se danas ona količina toplote koja se može pretvoriti u mehanički rad, ali pitanje je za sada još slabo proučeno.

Određivanje molekulske težine krioskopijom i ebulioskopijom

Opazeno je da rastvori različnih materija u vodi ili u drugom kojem rastvaraču imaju uvek nižu tačku topljenja i višu tačku ključanja nego rastvarač sam. To sniženje odnosno povišenje zavisi samo od »molekulske koncentracije« dotičnog rastvora, dakle o broju rastvorenih molekula. Rastvorimo li, na pr., jedan mol šećera (342 g) ili jedan mol glicerina (90 g) u jednom litru vode, sniziće se u oba slučaja tačka topljenja za $1,87^{\circ} \text{C}$, a povišiti tačka ključanja za $0,52^{\circ} \text{C}$. To je, t. zv., **Raulov** (Raoult) zakon, pa se na tom principu mogu odrediti molekulske težine i onih materija koje se ne dadu pretvoriti u gasno stanje, a nepromenjene se rastvaraju u vodi ili kojem drugom rastvaraču. Metode, koje tome služe, zovu se **krioskopija** i **ebulioskopija**.

VEZBE

- 1) Kolike su molekulske težine Cl_2 , N_2 , HCl , H_2O_2 , NH_3 , CH_4 ?
- 2) Koliko % vodonika ima u HCl , H_2O , H_2O_2 , H_2S , NH_3 , CH_4 ?
- 3) Koji su gasovi lakši, a koji teži od vazduha? Koliko puta su lakši odnosno teži? (v. str. 26).
- 4) Koliko grama kiseonika daje jedan mol živina oksida?
- 5) Koliko je to litara?
- 6) Kolike su približne atomske težine za Na, Al, Ca, Cu, ako su im specifične toplote 0,290, 0,214, 0,149, 0,095? Usporedi iz sa pravima.
- 7) Koliko grama vode nastaje sagorevanjem 11,2 litara vodonika?
- 8) Koliko litara kiseonika a koliko vodonika dobivamo elektrolizom od 9 g vode?

Vazduh

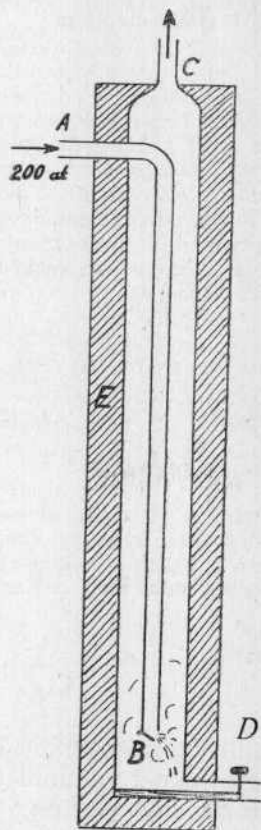
Vazduh sadržava okruglo 21 volumnih % kiseonika, 78 volumnih % azota, 0,03 % ugljenog dioksida i oko 1 volumni % t. zv. plemenitih gasova. Ovi brojevi vrede za suvi vazduh.

Visina vazdušnog sloja oko Zemlje nije tačno poznata, ali svakako iznosi nekoliko stotina kilometara. Pritisak vazduha

na zemaljskoj površini iznosi okruglo 1 kg/cm^2 . Iz toga se ceni da je ukupna težina vazdušnog mora nekih $5,3 \times 10^{18}$ kilograma.

Vazduh se može dobiti u tekućem stanju, ako se ohladi ispod kritične temperature njegovih sastavnih delova (za kiseonik je krit. temp. $-118,8^\circ \text{C}$, a za azot $-147,1^\circ \text{C}$). Ohladimo li vazduh na temperaturu ispod tačke ključanja kiseonika ($-183,0^\circ \text{C}$) odnosno azota ($-195,8^\circ \text{C}$), onda će on moći i pod običnim pritiskom da postoji u tekućem stanju. Hlađenje se vazduha sastoji u tome što se komprimovani vazduh pusti da se širi u prostoru s malim pritiskom. Tim se širenjem troši toplota, te se temperatura vazduha zbog toga snizuje. Taj se proces ponavlja, dok se vazduh toliko ohladi da pređe u tekuće stanje.

Princip se aparata za likvefakciju vazduha vidi iz priložene slike (sl. 28). Kroz užu cev prolazi kod A vazduh s pritiskom od 200 atmosfera. Ventil kod B upravo popušta pod tim pritiskom. Kad vazduh dođe u širu cev pod pritisak od jedne



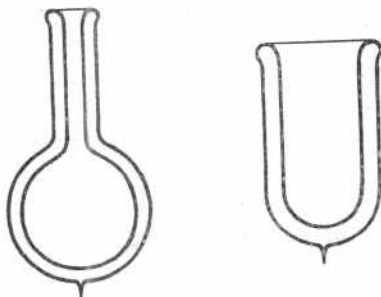
Sl. 28. Shema aparata za likvefakciju vazduha.

atmosfere, ohladi se i izlazi kod C, hlađeci usput onaj vazduh u užoj cevi, koji dolazi u suprotnom smeru. Hladni vazduh, koji kod C izlazi, ponovno se komprimuje i pušta se ponovo kroz A u aparat. Češćim ponavljanjem toga procesa, ova se hlađenja međusobno upotpunjuju, dok se vazduh toliko ne ohladi, da će se delomice početi pretvarati u tekuće stanje. Tekući se vazduh može od vremena do vremena kod D ispustiti. Sav je aparat u prvom redu dobro izolovan od učinka spoljašnje toplote (E). U praksi aparat nije tako jednostavan. Cev je mnogo duža, savinuta je u spirali, itd. Za fabrikaciju tekućeg vazduha naveliko upotrebljavaju se i aparati po **Lindeu**, **Hempsonu** (Hampson) i **Klodu** (Claude).

Tekući vazduh, stojeći kod 1 atmosfere, ispušta najpre azot, koji ima nižu tačku ključanja, a zaostaje kiseonik, pa se tako mogu ova ta elementa »frakcionom destilacijom« rastaviti i svaki za sebe posebno upotrebljavati. To je najočitiji dokaz da je vazduh doista smesa a ne sjedinjenje azota i kiseonika.

Tekući se vazduh može neko vreme sačuvati u t. zv. **Djuarovim** (De-

war) bocama, koje se sastoje od dvostrukih zidova s evakuovanim međuprostorom, koji dobro izoluje unutrašnjost boce od spoljašnje toplote (sl. 29).



Sl. 29. Djuarovi sudovi.

U tekućem vazduhu smr- zava se cveće, voće, meso i gu- ma u čvrste i krte mase, aceti- len se javlja u obliku snega, sumpor je sasvim beo, a na koži se javljaju opekotine koje brzo prolaze. Kada se drvce, koje ti- nja, ili upaljena cigareta umo- če u tekući vazduh, onda ži- vahno planu, jer se iz tekućeg vazduha brzo ispari azot, pa ostaje sam tekući kiseonik. Ka- da se tekući kiseonik pomeša s ugljenim prahom i upali, on iz- gori vrlo brzo, žestoko eksplozivno. Stoga se ta smesa upo- trebljava kao jak eksploziv (oksilikvit).

Kod svojih istraživanja opazili su god. 1894 engleski naučnici **Rele** (Rayleigh) i **Remze** (Ramsay) da je azot izolovan iz vazduha uvek nešto teži od onoga čistog azota, koji se dobije hemijskim putem. To im je dalo povoda da pobliže istraže tu činjenicu. Oni su najpre pro- vodili vazduh preko užarenog magnezijuma. Kiseonik se je vezao sa magnezijumom u obliku magnezijumnog oksida MgO , a azot u obliku magnezijumnog nitrida Mg_3N_2 . Kod toga je još uvek zaostalo oko 1% nevezanog gasa. U tom zaostatku našli su više raznih elemenata i to u glavnom **argona** i vrlo neznatne količine **ksenona**, **kriptona**, **neona** i **helijuma**. Svi ti gasovi ne sjedinjuju se s drugim elementima, zbog čega su nazvani **plemeniti gasovi**.

Od plemenitih gasova upotrebljuje se helijum za punjenje vaz- dušnih lađa (cepelina, dirižabla); argonom se pune električne sijalice; a neonom se pune staklene cevi, koje svetle kad se kroz njih pusti elek- trična struja, pa se upotrebljuju za svetleće reklame (neonsko svetlo).

Azot (Nitrogenium), $N = 14,008$

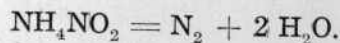
Azot, N , dolazi u prirodi najviše slobodan kao sastavni deo vazduha, jer sva njegova sjedinjenja raspadanjem prelaze u molekulski azot (N_2). U većim koncentracijama nalazi se ve- zan u obliku čilske salitre. Azot se nalazi vezan u sjedinjenjima koja čine glavni sastavni deo svih živih organizama.

Azot je gas bez boje, ukusa i mirisa. Slabo se rastvara u vodi. Ključa pri $-195,8^{\circ}C$, kritična mu je temperatura $-147,1^{\circ}C$, a krit. pritisak 33,5 atmosfere.

Kod obične temperature ima vrlo slab afinitet prema drugim elementima, samo kod viših temperatura može da čini t. zv. nitrjde. S kiseonikom se sjedinjuje tek kod vrlo visokih temperatura električnog svetlog luka. S vodonikom se sjedinjuje uz određene uslove pritiska i temperature, a sjedinjuje se i s karbidima kod viših temperatura.

Atomi su u molekulu azota N_2 , vrlo čvrsto međusobno vezani, pa se zato azot teško sjedinjuje sa drugim elementima. Uza svu tu njegovu »tromost« neki mikroorganizmi mogu lako iz elementarnog azota iz vazduha da stvaraju komplikovana organska azotna sjedinjenja.

Azot se može dobiti na vrlo različite načine. U laboratoriju se dobiva zagrevanjem amonijumnog nitrita u vodenom rastvoru:

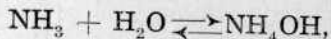


Mesto amonijumnog nitrita može se uzeti smesa amonijumnog hlorida i natrijumnog nitrita. Naveliko se dobiva iz vazduha, najčešće frakcionom destilacijom tekućeg vazduha, ali se može kiseonik oduzeti i s pomoću užarenog ugljenika ili gvožđa. Azot se tehnički upotrebljuje za dobivanje amonijaka, azotne kiseline i kalcijumnog cijanamida (»krečni azot«). Takav se postupak zove vezanje ili fiksacija atmosferskog azota. Godine 1930 iznosila je svetska produkcija »vezanog« azota 2,180.000 tona.

Amonijak, NH_3 , nastaje u prirodi gnjiljenjem organskih materija koje sadržavaju u sebi azota.

Amonijak je gas žestoka i karakteristična mirisa, koji tera suze na oči. Vrlo se lako rastvara u vodi, alkoholu i etru. Ključa pri $-33,41^\circ C$. Lako se daje pretvoriti u tekućinu, jer mu je kritična temperatura visoka ($+132,4^\circ C$), a pri tome 1 kg oslobađa 327 Cal koje se opet vežu kod isparavanja. Kod toga se amonijak jako ohladi, što se iskorišćuje u aparatima za fabricaciju veštačkoga leda.

U vodi se rastvara u mnogo većim količinama nego što to odgovara Henrijevu zakonu (str. 9). Pri $0^\circ C$ apsorbuje 1 litar vode 1176 litara gasovitog amonijaka. To se tumači time što se uz čisto fizičko rastvaranje vode javljaju i hemijske promene; amonijak se, naime, velikim delom jedini s vodom u amonijumni hidroksid:

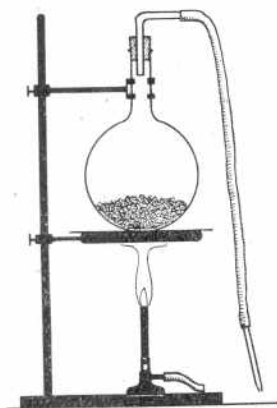


a Henrijev zakon vredi samo za nepromenjeni NH_3 .

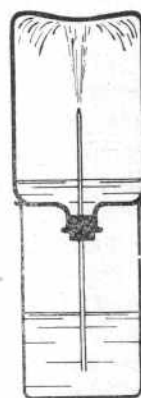
S kiselinama daje amonijak soli; na pr. amonijumni hlorid:



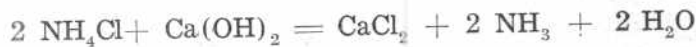
Soli amonijuma reaguju s jakim bazama na taj način što se oslobađa amonijak. Tako se u laboratoriju dobiva amonijak, kada se amonijumni hlorid zagreva s gašenim krečom (sl. 30).



Sl. 30. Aparat za dobivanje gasova zagrevanjem.



Sl. 31. Apsorpcija NH_3 i HCl u vodi.



U suhom se stanju dobiva amonijak ako ga prevodimo preko negašenog kreča (CaO) ili natronskog kreča ($\text{NaOH} + \text{CaO}$). (Vidi »tornjić za sušenje«, sl. 12).

Napunimo li bocu suhim gasovitim amonijakom i začepimo je čepom, kroz koji prolazi cev, pa cev utaknemo u cilindar s vodom, apsorbovaće voda tako žestoko amonijak, da se javlja vodoskok. Voda koja je prethodno bila obojena lakmusom crveno, pomodreće jer nastali NH_4OH reaguje bazno (sl. 31).

Znatne se količine amonijaka dobivaju još i danas iz amonijačnih voda, koje nastaju pri, t. zv., suhoj destilaciji kamenog uglja u fabrikama gasa za osvetljenje i u kokerijama. Amonijak se velikim delom istera kuhanjem, a ostatak dodavanjem kreča.

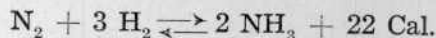
Amonijak se dalje dobiva iz kalcijumnog cijanamida tako da se na njega deluje s pregrejanom vodenom parom po jednačini:



Ista se reakcija zbiva, i ako polaganije, kod obične temperature u zemlji, pa se zato cijanamid upotrebljuje kao veštački gnoj.

Danas je najvažniji način dobivanja amonijaka sintezom iz vodonika i azota po principu **F. Habera**, koju je proveo u praksu **Boš** (C. Bosch).

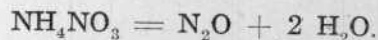
Ta se sinteza osniva na reakciji, koja je povratna:



Za praktično izvođenje ovog procesa vodi se smesa od 1 volumena azota i 3 volumena vodonika pod pritiskom od 200 atmosfera preko katalizatora pri temperaturi 500° do 600° C. Da se izvede takva reakcija naveliko, trebalo je rešiti mnogo tehničkih problema, koji su onda omogućili racionalnu fabriku amonijaka tim postupkom. U prvom je redu trebalo rešiti problem materijala koji će biti otporan prema visokom pritisku i prema visokoj temperaturi. Tu je tehnika bila prvi puta stavljena pred zadatak da reši probleme tehničke primene visokih pritisaka.

Amonijak se upotrebljuje kao sirovina za fabriku azotne kiseline, za dobivanje veštačkog leda, u hemijskoj industriji i u hemijskim laboratorijima uopšte.

Azotni suboksid, N_2O , dobiva se zagrevanjem amonijumnog nitrata.



To je bezbojan gas, slaba, ugodna mirisa i slatkastog ukusa. U malim količinama udisan prouzrokuje opojno stanje i grčevit nagon na smeh. U većim količinama deluje kao narkotikum. Lako se može pretvoriti u tekućinu (krit. temp. 36,5° C), pa dolazi u tekućem stanju u gvozdanim bocama i u trgovinu, jer se upotrebljava za narkozu.

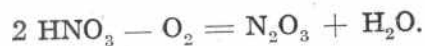
Neke materije koje imaju velik afinitet prema kiseoniku, kao drvo (treska), ugljen, sumpor i neki metali, sagorevaju u njemu slično kao i u kiseoniku, iako se teže zapale, jer je potrebna viša temperatura da se molekul azotnog suboksida najpre raspone.

Azotni monoksid, NO , bezbojan je gas, koji se slabo rastvara u vodi. Nastaje redukcijom azotne kiseline sa bakrom u prostoru bez pristupa vazduha.

Neko se vreme proizvodio naveliko direktnom sintezom iz vazduha kod visokih temperatura (str. 33), a služio je kao međuprodukt kod fabriku azotne kiseline.

Azotni monoksid željno se sjedinjuje već kod obične temperature s kiseonikom u smeđi azotni dioksid. Upaljena sveća u njemu gori, a isto tako i fosfor i ugljenik.

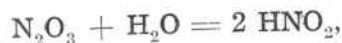
Azotni trioksid, N_2O_3 , dobiva se redukcijom vrlo koncentrovane azotne kiseline sa kojim reduktivnim sredstvom (na pr. skrobom):



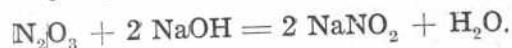
U obliku gasa nije poznat, jer se odmah raspada u NO i NO_2 . Strukturna bi mu formula bila:



S vodom daje azotastu kiselinu:



a s bazama daje njene soli — **nitrite**:



Azotni dioksid, NO_2 i **azotni tetraoksid**, N_2O_4 , nastaju lako iz NO sjedinjavanjem s kiseonikom iz vazduha:



U malim količinama dobije se najlakše zagrevanjem suhog olovnog nitrata:

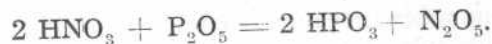


Azotni dioksid smeđe je crven, vrlo otrovan gas, karakteristična mirisa. Dade se lako pretvoriti u crveno smeđu tekućinu, koja ključa pri $22,4^{\circ}C$, a daljim hlađenjem gubi boju pa pri $-10,2^{\circ}C$ prelazi u bezbojne kristale. Zagrevanjem mu se vraća tamnosmeđa boja. Kod viših temperatura prevladavaju molekule formule NO_2 a kod nižih N_2O_4 . Ovde postoji slučaj povratnog procesa, koji se sastoji u asocijaciji, odnosno disocijaciji molekula:



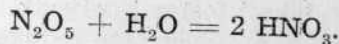
U azotnom dioksidu gori kalijum, fosfor, ugalj i sumpor.

Azotni pentaoksid, N_2O_5 , nastaje delovanjem fosfornog pentaoksida na azotnu kiselinu:

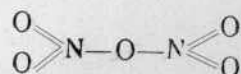


To su bezbojni, tvrdi, nepostojani kristali, koji mogu sami

od sebe da eksploduju. S vodom se žestoko sjedinjuju u azotnu kiselinu:

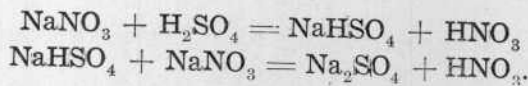


Strukturna mu je formula:



Azotna kiselina, HNO_3 . Soli azotne kiseline — **nitriti**, nastaju u prirodi iz organskih azotnih sjedinjenja životnom funkcijom nekih mikroorganizama u zemlji koji razlažu ta sjedinjenja najpre do amonijaka (gnjiljenje), pa ga zatim oksiduju u nitrate (nitrifikacija). Nitriti se po pravilu ne mogu gomilati u većim količinama u zemlji, jer se svi lako rastvaraju u vodi. Salitra (sal petrae) može da se gomila samo u krajevima i mestima gde nema kiše. Najvažnija se takva nalazišta prostiru u severnim provincijama države Čile, gde dolazi natrijumni nitrat poznat pod imenom čilska salitra.

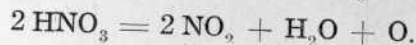
Azotna kiselina dobivala se je do nedavna isključivo iz kalijumnog nitrata (kalijumne salitre), a u novije se doba proizvodi iz jeftinije natrijumne salitre delovanjem sumporne kiseline (sl. 32):



Kako je za drugi stadij ovoga procesa potrebna povišena temperatura, kod koje se azotna kiselina već počinje raspadati, to se obično sumporna kiselina samo napola iskorišćuje, a zaostali se natrijumni hidrosulfat upotrebljuje za dobivanje sone kiseline.

Velike količine azotne kiseline dobivaju se danas katalitičkom oksidacijom amonijaka. Smesa amonijaka i vazduha provodi se preko ugrijanog katalizatora (platina ili gvozdeni oksid) a nastala se azotna kiselina uvodi u vodu.

Azotna kiselina bezbojna je tekućina, spec. tež. 1,52, ključa pri 86°C , kod toga se već pomalo raspada i izlučuje NO_2 :



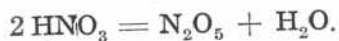
NO_2 ostaje u njoj rastvoren i daje joj žutu ili u većim količinama i crvenu boju, a delom se puši iz kiseline kao crvenomedi dim (pušeca azotna kiselina).

S vodom se meša u svakom razmeru.

Tačke su ključanja vodenih rastvora azotne kiseline zavise od specifične težine. Maksimalna je tačka ključanja (123°

C) kod specifične težine 1,42, odnosno kod 69,8% HNO_3 . To je, t. zv., »koncentrovana azotna kiselina«.

Azotna kiselina vrlo je energičan oksidans. Njezino oksidaciono delovanje možemo da prikazemo ovako: Najpre se raspada u anhidrid i vodu:



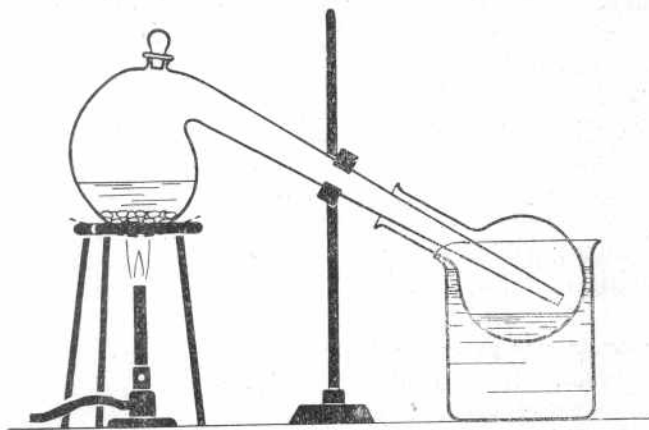
Anhidrid se dalje raspada prema jednačini:



Azotna kiselina naročito energički deluje na metale kod čega se razvija NO , a u nekim slučajevima i NH_3 koji sa HNO_3 daje NH_4NO_3 .

Neki metali, koji se lako rastvaraju u razblaženoj azotnoj kiselini, postojani su ako dođu u kontakt s jako koncentrovanim kiselinom. Takvi su, na pr., gvožđe, hrom, aluminijum, kalcijum. To je slučaj »pasiviranja« metala, koji do danas nije još potpuno rastumačen.

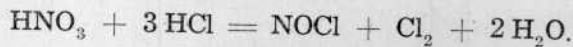
Osim svog oksidacionog delovanja ima azotna kiselina svojstvo, da može »nitrovati« neka organska (ugljenična) jedinjenja, tj., da u njih ulazi ostatak azotne kiseline $-\text{NO}_2$, t. zv. nitro-grupa.



Sl. 32. Dobivanje azotne kiseline u laboratoriju, destilacijom smese natrijumnog nitrata i koncentrovane sumporne kiseline, iz staklene »retorte«. Predložka se nalazi u vodi da se destilat hladi.

Upravo zbog njene sposobnosti nitrovanja i oksidovanja upotrebljava se azotna kiselina naveliko. Ona se upotrebljuje i kao sredstvo za odvajanje zlata od srebra, jer se srebro rastvara u njoj, a zlato ne.

Želimo li i zlato i platinu dobiti u rastvor, moramo uzeti smesu azotne i sone kiseline u odnosu 1 : 3. To je, t. zv., carska voda (aqua regia), jer rastvara »cara« sviju metala — zlato. Ona reaguje po jednačini:



Hlor, koji se pri tom razvija, sjedinjuje se sa zlatom ili platinom, dajući hloride, koji se rastvaraju u vodi. Smeđ gas, NOCl, koji se tu razvija, zove se **nitrozilni hlorid**.

VEŽBE

- 1) U kojem se volumnom razmeru jedine azot i vodonik, i koliko volumena daju amonijaka?
- 2) Kako ćemo puniti bocu sa suhim amonijakom (v. str. 37) sa grijkom gore ili sa grijkom dole?
- 3) Napiši jednačinu za oksidaciju amonijaka u azotnu kiselinu. Sta još nastaje kod te oksidacije?
- 4) Koliko % kiseonika ima u azotnom suboksidu, monoksidu, dioksidu, trioksidu, tetraoksidu i pentaoksidu?
- 5) Pokušaj napisati strukturnu formulu azotne kiseline u kojoj je azot petovalentan.

Fluor (Fluorum), F = 19,00

Fluor, F, dolazi u prirodi uvek u obliku sjedinjenja. Najvažnije su rude u kojima dolazi: fluorit, CaF_2 , i kriolit, Na_3AlF_6 . Sjedinjenja fluora dolaze u biljnom pepelu, u kostima i zubima kičmenjaka.

Fluor je dobio (1886) **Moasan** (H. Moissan) elektrolizom potpuno suhe fluorovodonične kiseline, H_2F_2 , u kojoj je bilo kalijumnog bifluorida, KHF_2 . Elektrolizu je vršio u platinskom sudu pri temperaturi od -23°C . Danas se dobiva elektrolizom potpuno suhog rastopljenog kalijumnog bifluorida u sudovima od magnezijumnog oksida i elektrodama od grafita pri 240 do 250°C .

Fluor je gas prodirna i vrlo žestoka mirisa, a u debelom sloju je slabo zelenkastožute boje. On je hemijski najaktivniji elemenat, te se žestoko sjedinjuje gotovo sa svim elementima. U najnovije doba nađena su i sjedinjenja fluora sa kiseonikom. S vodonikom se sjedinjuje i u mraku, a na svetlosti uz žestoku eksploziju. Neke metale, kao na pr. bakar, najeda samo na površini, jer se stvara bakarni fluorid, koji štiti bakar od daljeg učinka. Deluje i na različna sjedinjenja tako, na pr., vodi žestoko oduzima vodonik, pri čemu zaostaje kiseonik uz mnogo ozona.

Elementarni fluor nema praktične upotrebe.

Fluorovodonik, H_2F_2 , dobiva se delovanjem sumporne kiseline na fluorit u olovnim ili platinskim sudovima:



To je tekućina, koja ključa već pri $19,6^\circ\text{C}$. Rastvara se u vodi i daje fluorovodoničnu kiselinu, koja se čuva u bocama od gutaperke ili cerezina. Soli fluorovodonične kiseline zovu se **fluoridi**.

Fluorovodonik reaguje sa silicijumnim dioksidom i njegovim sjedinjenjima prema formuli:



Zato se upotrebljuje za raščinjanje silikata u analitičkoj hemiji i za najedanje stakla. Staklo se prevuče parafinom u koji se urežu potrebni crteži. Izlože li se ti crteži delovanju gasovitog fluorovodonika, ostaju izjedena mesta mutna. Polijemo li ih fluorovodoničnom kiselinom, ta mesta postanu prozirna.

Fluorovodonik i njegove soli (fluoridi) upotrebljuju se kao desinfekciona sredstva. Tako se, na pr., drvo impregnuje fluoridima, da ga ne najede kućna gljivica, a $0,02\text{ g H}_2\text{F}_2$ na 1 litru čini da pivarski kvasac daje čisto vrenje, bez neželjenih sporednih pojava.

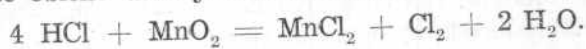
Hlor (Chlorum), Cl = 35,457

Hlor, Cl, se ne nalazi slobodan u prirodi, već redovno u sjedinjenjima od kojih su najvažniji: natrijumni hlorid — kuhinjska so. Osim toga ima i drugih minerala, koji sadrže hlora. Hlor je otkrio šele (Scheele) 1774 god.

Dobiva se oksidacijom sone kiseline sa zgodnim oksidansima. Na mesto sone kiseline može se uzeti sumporna kiselina i natrijumni hlorid iz kojih se najpre razvija sona kiselina:



Sona kiselina onda dalje reaguje s manganskim dioksidom, koji se obično uzimlje kao oksidans.



Namesto manganskog dioksida mogu se uzeti i druga oksidaciona sredstva, kao na pr., KMnO_4 i $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Hlor se danas naveliko dobiva elektrolizom natrijumnog hlorida, zajedno s natrijumnim hidroksidom.

Hlor je zelenkastožut gas, 2,49 puta teži od vazduha, vrlo karakteristična mirisa. Vode 100 volumena rastvara 226 volu-

mena hlora. Pri tome se on ne upravlja po Henrijevu zakonu, jer se djelomice sjedinjuje s vodom. Pri 18° C može se pretvoriti u tekuće stanje već pod pritiskom od 6,5 atmosfera.

Hlor je iza fluora jedan od najaktivnijih elemenata. Jedini se sa gotovo svim drugim elementima, i to često vrlo žestoko, a reaguje i sa mnogim sjedinjenjima.

S metalima čini hloride, koji nose karakter soli, pa se zato hlor i njegovi srodnici (brom, jod i fluor) zovu **halogenski elementi** (od grčkog hals = so, genao = stvaram).

Hlor se direktno sjedinjuje i sa plemenitim metalima, kao što su zlato i platina. Tanki list bakra, ako je ugrejan na plamenu i unesen u hlor, gori, stvarajući bakreni hlorid.

Sipamo li fino smrvljeni prah antimona u hlor, sjediniće se on s hlorom uz pojavu svetlosti i belog dima, koji sastoji od antimonskog trihlorida.

Sumpor gori u hloru, stvarajući sumporni hlorid: SCl_2 . Sa fosforom stvara tekući fosforni trihlorid, PCl_3 , a ako je hlora u suvišku, onda nastaje čvrsti fosforni pentahlorid, PCl_5 .

Vodonik gori u atmosferi hlora, i obratno. hlor može da gori u atmosferi vodonika. Ovo je primer da može biti gorenja i bez kiseonika. Budući da pri tome gore gasovi, javlja se plamen, jer samo gasovi gore plamenom.

Za eksperimentovanje se može hlor najlakše dobiti tako što se u bocu sa širokim grlom (»boca za kompot«) stavi na dno malo kalijumnog permanganata pa se polije koncentrovanom sonom kiselinom. Uskoro će se boca napuniti hlorom. Količina hemikalija mora biti tolika da se boca upravo napuni do vrha. U istoj boci se izvode i ogledi.

Vodonik i hlor, pomešani u jednakim volumenima, ne sjedinjuju se u mraku i u difuznoj svetlosti. Na sunčanoj svetlosti i na svetlosti upaljenoga magnezijuma, sjedinjuju se uz eksploziju.

Komad papira za filtriranje, zamočen u sveže destilovan terpentin planuće u hloru, a pri tom će se razvijati gust siv dim:



Nastali se dim sastoji od crnih čestica ugljenika i belih kapljica vodenog rastvora HCl koji se pri tome stvara.

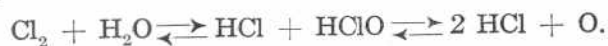
Hlor izlučuje halogenske elemente brom i jod iz njihovih sjedinjenja prema jednačinama:



Hlor se sjedinjuje s drugim elementima samo u prisutnosti makar i malih količina vlage. Mnoge se sinteze hlora

s različnim elementima ne mogu da izvode, ako je hlor suh. I mnoge se druge reakcije ne mogu da vrše bez prisutnosti vode. Voda je jedan od najčešćih i najvažnijih katalizatora uopšte.

Hlor se rastvara u vodi, ali pri tome nastaju i hemijske promene, jer nastaje hlorovodonik i pothlorasta kiselina, koja lako otpušta kiseonik:



Upravo zbog te svoje sposobnosti oksidovanja upotrebljuje se hlor za beljenje papira i nekih tkanina. Oksidacionim delovanjem on razara njihove obojene sastojke. Hlor se mora upotrebljavati s nekim oprezom, jer prevelike koncentracije aktivnog hlora mogu nepovoljno delovati na čvrstoću tkanine. Za beljenje svile, perja i sličnog materijala animalnog porekla ne može se hlor uopšte upotrebljavati.

Hlor se upotrebljuje takođe za desinfekciju, specijalno pijaće vode. Hlora se dodaje vodi upravo toliko da se oksiduju sve organske materije, a zajedno s njima i sve patogene bakterije. Na taj se način, na pr., stalno desinfekuje voda beogradskog vodovoda u Makišu.

Sve se upotrebe hlora osnivaju na tom što hlor s vodom razvija nascentni kiseonik, koji deluje oksidaciono, te time razara boje, mirise, mikroorganizme i slično. Kako kod tog procesa hlor prelazi u hlorovodonik, gubi se i njegov miris. Male količine hlorovodonika koje nastaju kod toga ne smetaju dalje.

Danas se hlor mnogo upotrebljuje u čistom tekućem stanju, a takav se transportuje u čeličnim bocama. To je, moće, zbog toga što se suhi hlor ne sjedinjuje s gvoždem.

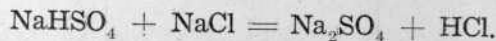
Hlor je bio prvi gas, koji se je upotrebio za vreme rata kao bojni otrov. Već se 0,0001% hlora u vazduhu oseća mirisom, 0,001% prouzrokuje teške ozlede pluća, 0,01% već je životu opasno, a 0,06% prouzrokuje naglu smrt. Kao protivotrov dobro je udisati pare alkohola ili amonijaka. Upotreba čistog hlora kao bojnog otrova već je međutim za vreme svetuskog rata napuštena, jer su ubrzo fabrikovane maske koje sigurno štite od njegovog otrovnog delovanja. Namesto njega upotrebljuju se mnogi drugi otrovi, od kojih većina sadržava u sebi vezanog hlora.

Hlorovodonik, HCl, dolazi slobodan u ekshalacijama vulkana. U želučanom soku kod čoveka ima ga do 0,3%. Pas ima još više kiseline, te može zbog toga i kosti da vari. Prema tome je hlorovodonik za život čoveka, a i mnogih drugih životinja, neophodno potreban.

Hlorovodonik se dobiva delovanjem koncentrovane sumporne kiseline na natrijumni hlorid (kuhinjsku sô, sl. 30):



U praksi se namesto sumporne kiseline uzima natrijumni hidrosulfat, koji zaostaje pri fabricaciji azotne kiseline (v. str. 40):



Hlorovodonik je gas bez boje, oštrog kiselog mirisa. Puši se na vazduhu, jer vrlo željno upija vlagu i čini sitne kapljice svog vodenog rastvora (maglu). Jedan volumen vode rastvara pri 0° C 503 volumena gasa.

Napunimo li praznu bocu suhim gasom HCl i začepimo li je čepom, kroz koji prolazi staklena cev, pa bocu u obrnutom položaju stavimo nad vodu, tako da je cev ušla u vodu, nastaće uskoro vodoskok, zbog željnog upijanja vode (sl.31). Pri tome će voda, obojena lakmusovim rastvorom modro, po crveneti kad dođe u gornju bocu. I u ovom slučaju, kao i kod amonijaka, ne vredi Henrijev zakon, jer i pri tom nastaje hemijska promena rastvaranjem HCl u vodi. Takav se vodeni rastvor zove *sona* ili **hlorovodonična kiselina**, a njene soli zovu se **hloridi**.

Sona kiselina može sadržavati kod 15° C maksimalno 42,9% HCl, kada ima spec. težinu 1,212. Obična sona kiselina sadržava 37,2% HCl, a ima spec. težinu 1,19.

Suh hlorovodonik nije jako hemijski aktivan, ali je to aktivniji njegov vodeni rastvor — sona kiselina — koja spada među najjače kiseline. Mnogi metali reaguju sa sonom kiselinom, tako da iz nje izlučuju vodonik, a oni dolaze na njegovo mesto, pa tako nastaju njene soli — hloridi, na pr.:



Sa metalnim hidroksidima (bazama) reaguje tako da stvara hloride:



Vodeni rastvor hlorovodonika (sone kiseline) ili hlorida daje sa rastvorom srebrnog nitrata belo talog od srebrnog hlorida (AgCl) koji se lako rastvara u amonijaku. To je karakteristična reakcija za hloride.

Osim hlorovodonika poznat je još niz kiselina hlora kao **hipohlorasta**, HClO, **hlorasta**, HClO₂, **hlorna**, HClO₃ i **perhlorna**, HClO₄. Njihove soli zovu se **hipohloriti**, **hloriti**, **hlorati** i **perhlorati**.

Brom (Bromum), Br = 79,916

Brom, Br, se nalazi u prirodi u obliku sjedinjenja. Najvažnija su nalazišta broma, iz kojih se dobiva brom, u Štásfurtu u Nemačkoj, gde dolazi kao t. zv. bromkarnalit: $KBr \cdot MgBr_2 \cdot 6H_2O$. U Americi postoji nastojanje da se brom dobiva iz morske vode u fabrikama koje su smeštene na ladama (»plivajuće hemijske fabrike«).

Brom je otkrio **Balar** (Balard) 1826 god. Iz štásfurtskih soli dobiva se uvođenjem hlora u njihov vodeni rastvor:



Brom je tamno smeđa, teška tekućina, koja razvija tamno smeđe pare vrlo neugodna mirisa. Specifična mu je težina 3,187 pri $0^{\circ}C$. Uz živu je brom jedini elemenat koji pri običnoj temperaturi dolazi u tekućem stanju. Bromne pare jako nadražuju sluzokožu i deluju otrovno, a sama tekućina, brom, čini na koži teške rane. U vodi se rastvara samo delomice.

Po svojim svojstvima brom je sličan hloru. Ne jedini se na svetlosti s vodonikom kao hlor. S belim se fosforom sjedinjuje burno, a sa crvenim vrlo mirno. S arsenom i antimonom sjedinjuje se uz pojavu svetlosti. Sjedinjuje se i s kalijumom, ali ne s natrijumom.

Bromovodonik, HBr, dobivamo iz elemenata, ako smesu gasova zagrevamo do $250^{\circ}C$. Na svetlu se vrši sinteza već kod obične temperature (fotokataliza).

Bromovodonik se može dobiti i delovanjem sumporovodonika na brom:



Naliči na hlorovodonik. Soli bromovodonične kiseline zovu se **bromidi**. Vodeni rastvor bromovodonika (bromovodonična kiselina) ili bromida daje sa srebrnim nitratom žućkast talog srebrnog bromida ($AgBr$) koji se teže rastvara u amonijaku nego $AgCl$. (Reakcija na bromide.)

Jod (Jodum), J = 126,92

Jod, J, se u prirodi nalazi uvek u obliku sjedinjenja i to redovno uz sjedinjenja broma i hlora, ali samo u malim količinama. Prema najnovijim istraživanjima znamo danas da joda ima svuda u stenama, zemlji, vazduhu, biljkama i životinjama, iako u vanredno malim količinama. Glavni je izvor joda za žive

organizme morskā voda (10 do 20 mg u 1 m³) iz koje ga vetar raznosi po kopnu, pa tako dolazi u žive organizme, koji dobivaju jod takoder i iz rastrošenih stena. Jod se iz morske vode gomila u nekim morskim algama (kelp i varek) a iz njihova se pepela i dobiva. Ima ga primešana i u čilskoj salitri u obliku natrijumnog jodata (NaJO₃).

Najvažniji je izvor svetske produkcije joda upravo Čile, gde se proizvodi oko 1000 tona godišnje. U najnovije vreme nađeno je mnogo joda i u Rusiji.

Jod je otkrio **Kurtoa** (Courtois) 1811 god.

Neki koral i spužve (sunderi) ga sadrže u većoj meri. Kod kičmenjaka dolazi u štitnoj žlezdi (tiroideji).

Jod čini crno sive kristale, koji se već pri običnoj temperaturi isparuju, te imaju jak karakterističan miris na koru zelenih oraha. Topi se pri 113,5^o C, a ključa pri 184,35^o C. Pare su mu ljubičaste boje. U vodi se teško rastvara (1:5500), a lako u rastvoru kalijumnog jodida, jer se s njime sjedinjuje u t. zv. kalijumni trijodid, KJ₃. Takoder se rastvara i u mnogim organskim rastvaračima. S rastvorom skroba daje intenzivno modru boju, koja zagrevanjem nestaje, ali se hlađenjem opet vraća.

Za više životinje jod je neophodno potreban element. Žlezda štitnjača sadrži oko 10 mg joda. Čini se da je nedostatak joda uzrok pojavi guše, koja se javlja endemički u nekim krajevima (kod nas u Dravskoj i Vardarskoj banovini). Zato dodaju za te krajeve kuhinjskoj soli na 1 g NaCl 5 mg KJ (jodirana so).

Jod se upotrebljuje u raznim oblicima kao lek protiv luesa i skleroze, angine i dr. Alkholnim rastvorom joda (jodnom tinkturom) desinfikujemo male rane i ogrebotine na telu.

Jodovodonik, HJ, može da nastane iz elemenata samo pri višim temperaturama i uz prisutnost platine kao katalizatora. Jod sa H₂S prelazi u jodovodonik.

Jodovodonik je gas oštrog mirisa, koji se mnogo rastvara u vodi. Vodeni se rastvor puši na vazduhu i uskoro pocrni od izlučenog joda, jer je jodovodonik na vazduhu nepostojan:



Vodeni rastvor (jodovodonična kiselina) reaguje kiselo, a soli se zovu **jodidi**. Rastvor jodovodonika ili jodida daje sa srebrnim nitratom žuti srebrni jodid (AgJ), koji se ne rastvara u amonijaku (razlika od HCl i HBr).

VEZBE

- 1) Kako ćemo puniti bocu sa gasovitim HCl (str. 46) sa grljkom prema gore ili sa grljkom prema dole?
- 2) Usporedi reakcije hlorida, bromida i jodida sa srebrnim nitratom.
- 3) U kojem se volumnom razmeru sjedinjuju hlor i vodonik i koliko volumena daju gasovitog hlorovodonika?
- 4) Rastumači pobliže zašto za vodeni rastvor hlora ne vredi Henrijev zakon?
- 5) Iz čega nastaje hlorovodonik u želučanom soku?

O hemijskoj terminologiji

Hemija nastoji da za svaki elemenat i za svako sjedinjenje ustanovi ne samo hemijsku formulu već i određeni hemijski termin iz kojega će se moći razabrati karakteristična svojstva te materije.

Kod elemenata, poznatih iz običnog života, zadržana su kod nas narodna imena, kao, na pr., zlato, srebro, bakar, gvožđe (železo), sumpor itd. Kod većine elemenata zadržana su internacionalna imena koja su i kod svih drugih naroda manje više usvojena; na pr. hlor, brom, jod, fluor, fosfor, kalcijum, stroncijum, barijum itd. Za neka imena postoji razmimoilaženje kod raznih naroda. Tako, na pr., Nemci kažu natrijum, kalijum, što su prihvatili i svi Sloveni (osim Čeha koji ih zovu sodjik i drasljik), a Romani i Anglosasi imaju oblike sodijom i potasijom. Romani i Sloveni (osim Čeha, a delomice i kod nas) kažu azot, Anglosasi najtrođen (nitrogen), a Nemci štikštof (Stickstoff). Reč dušik, koja se kod nas delomice upotrebljuje, preuzeta je od Čeha, koji su tu reč skovali prema nemačkom uzoru.

Na mesto oksigenijum, hidrogenijum i karbonijum, Nemci su skovali reči sauerštof (Sauerstoff), vaserštof (Wasserstoff) i kolenštof (Kohlenstoff). Sloveni su također ta imena nacionalizovali. Kod nas postoje izrazi kisik-kiseonik, vodik-vodonik, ugljik-ugljenik. Ti izrazi nisu svi sretno skovani prema duhu našeg jezika. Naši jezični stručnjaci kažu da je ispravno samo ugljenik, a da bi trebalo kazati vodenik i kiselik. Da se ne uvode novi termini, zadržani su u ovoj knjizi izrazi kiseonik i vodonik.

Za oznaku kiselina i soli upotrebljujemo adjektive sa različnim nastavcima po kojima se mogu razlikovati različna sjedinjenja istovrsnih elemenata.

Za običnija sjedinjenja upotrebljujemo po mogućnosti nastavke -ni, a samo kod onih elemenata, koji svršuju sa n, pravimo adjektive sa -ski; na pr. sumporna kiselina, fosforna kiselina, azotna kiselina, zlatni hlorid, srebrni nitrat, kalijumni hlorid, gvozdeni sulfat, kalajni hlorid, ali: antimonski hlorid i arsenaska kiselina.

Kod sjedinjenja, kod kojih osnovni elemenat dolazi i sa jednim nižim stepenom valentnosti, upotrebljuje se nastavak -ast; na pr. sumporasta kiselina, arsenasta kiselina, gvozdenasti sulfat, kalajasti hlorid, antimonasti hlorid.

Kod terminologije soli još je i danas kod nas uobičajena t. zv. nominalna terminologija; na pr. kalijum-sulfat, srebro-nitrat, fero-hlorid i feri-hlorid. Niži se stepen označuje sa nastavkom -o, a viši sa nastavkom -i. Ta je terminologija učinjena prema nemačkom uzoru koji dopušta stvaranje novih reči slaganjem različnih imenica jednu uz drugu, što se protivi duhu našeg jezika.

Imena soli takovih kiselina koje ne sadržavaju kiseonika (na pr. HCl, HBr, H₂S), prave se sa nastavkom -id, na pr. hlorid, bromid, sulfid. Inače se prave sa nastavcima -at, za viši stepen, a sa -it za niži stepen oksidacije, na pr., sulfiti-sulfati, nitriti-nitrati. Ako treba da se čine i daljnja razlikovanja, dodaju se i pred imena kiselina i pred imena soli pretstavci per- ili hipo- (v. str. 46).

Kod nekih oksida, sulfida, halogenida i sl. uobičajena je malo drugačija terminologija. Tako se, na pr., za P₂O₃ i P₂O₅ ne kaže fosforasti oksid i fosforni oksid, već fosforni trioksid i fosforni pentaoksid, ili, na pr., arsenski trihlorid, AsCl₃, i arsenski pentahlorid, AsCl₅.

Uz hemija kaže se kod nas često i kemija, što je također ispravno. Kako međutim svi Sloveni izgovaraju hemija (himija), a i kod nas taj izgovor prevladava, upotrebljuje se on i ovde.

Namesto sjedinjenje govori se kod nas redovno jedinjenje, što gramatički nije ispravno, jer jedinjenje znači radnju koja traje, dok je sjedinjenje gotovo čin. Reč spoj koja se kod nas također upotrebljuje ne odgovara tačnom smislu (Belić).

Namesto gas čuje se kod nas često termin plin, koji je preuzet iz češkoga. To je loša kovanica, jer plinuti znači kod nas razliti se, poplaviti (kaže se za vodu) (Broz-Iveković). Termin gas stvorio je u 17 stol. van Helmont od grčke reči haos, a upotrebljuju ga svi kulturni narodi.

Namesto materija čuje se kod nas često izraz tvar, koja je sasvim kriva, jer ona znači u našem jeziku stvorenje (lat. creatura, nem. Geschöpf) (Broz-Iveković).

Namesto talas, ostrvo, sunder, uzeti su ispravniji izrazi val, otok, spužva, već i zbog toga što samo te reči upotrebljuju i naši Primorci.

Gnoj je ispravnije nego đubre (turski), a tekućina je pravilnije nego tečnost (Maretić).

Uz vazduh je isto dobro kazati i uzduh i zrak (Maretić). Kako zrak trebamo za drugi pojam u fizici, a vazduh je mnogo rašireniji u našem narodu od uzduha, uzimlje se ta reč i ovde.

Disocijacija

Termička disocijacija

Čuli smo već da se voda pri visokoj temperaturi disociira u svoje komponente kiseonik i vodonik (v. str. 19).

Slično se disociira i jodovodonik. Zagrevamo li taj bezbojni gas u zatvorenoj staklenoj cevi, to će se pri temperaturi iznad 100° C početi javljati ljubičasta boja joda, koja će sa povišavanjem temperature bivati sve intenzivnija. To je očit dokaz da se jodovodonik tu disociira u svoje elemente, što bi mogli prikazati jednačinom:



Kod takve se disocijacije troši toplota; ona je, dakle, endoterma, a zovemo je **termičkom disocijacijom**.

Rastaviti se mogu termički nesamo molekuli sjedinjenja, nego i molekuli elemenata. Propustimo li vodonik kroz električni luk svetlosti, raspašće se njegovi molekuli u samostalne atome (atomski vodonik), pri čemu se veže toplota. Pri sagorevanju takvog atomskog vodonika u kiseoniku javlja se nesamo toplota sagorevanja već se oslobada i ona toplota koja je bila utrošena za disocijaciju vodonikova molekula, pa će

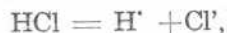
dobivena temperatura biti znatno viša negoli kod sagorevanja običnog molekulskog vodonika (v. str. 15).

Slično se može dobiti i t. zv. »aktivni« azot, koji je u atomskom stanju mnogo aktivniji negoli molekulski azot, koji je karakterizovan upravo svojom naročitom »tremosti« (v. str. 36).

Elektrolitička disocijacija

Čuli smo da čista voda ne provodi električnu struju. Isto je tako ne provodi ni sasvim suv hlorovodonik. Rastvorimo li gasoviti hlorovodonik u vodi, dobivamo tekućinu koja dobro provodi struju. Između vode i hlorovodonika dogodio se je očito neki međusobni učinak, na koji smo upozorili već ranije, kad smo pokazali da se rastvaranje hlorovodonika ne upravlja po Henrijevu zakonu.

Tu je pojavu rastumačio godine 1887 **Arenius** (S. Arrhenius) svojom elektrolitičkom teorijom disocijacije. Molekuli HCl u vodenom rastvoru raspadaju se po toj teoriji u t. zv. **ione**: H' i Cl', koji se razlikuju od atoma H i Cl po tome, što nose sa sobom pozitivan ili negativan električni naboj. Pusti li se kroz takav rastvor električna struja, to će pozitivni ioni (**kationi**) putovati prema negativnoj katodi, a negativni ioni (**anioni**) prema pozitivnoj anodi. Proces elektrolitičke disocijacije možemo prikazati sledećom jednačinom:

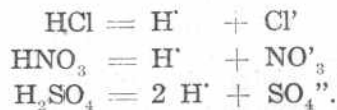


u kojoj nam H' (ili H⁺) znači kation vodonika, a Cl' (ili Cl⁻) anion hlora.

Teorija elektrolitičke disocijacije tumači nam, dakle, pojavu **elektrolize**. Ioni se upravo po svom električnom stanju bitno razlikuju od elementarnih atoma.

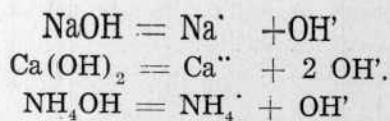
S pomoću elektrolitičke disocijacije možemo lako da rastumačimo različite hemijske reakcije **elektrolita** (tj. onih sjedinjenja, koja se u rastvoru raspadaju na ione).

Znamo da se **kiseline** disociiraju uvek tako da daju jedan ili više vodoničnih iona; na pr.:



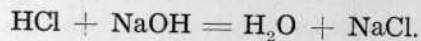
Iz toga sledi očito da se kiseli ukus, prelaženje lakmusove modre boje u crvenu i uopće kiseli karakter ima pripisati vodoničnom ionu, koji je zajednički kod svih kiselina.

Baze se disociiraju uvek tako da daju jednu ili više hidroksilnih grupa OH'. Na pr.:

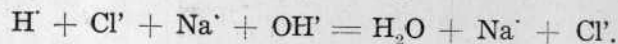


Hidroksilna grupa je, dakle, uzrok baznog ukusa i ona izaziva prelaz crvene boje lakmusa u modru. Iz poslednje jednačine se vidi zašto rastvor amonijaka reaguje bazno (v. str. 37).

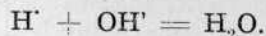
Neutralizacija kiseline i baze prikazuje se molekulskom jednačinom:



Stvarno se proces zbiva prema jednačini:

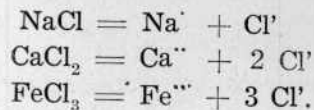


Iz posljednje jednačine vidimo da se pri neutralizaciji sjedinjuju $\text{H}' + \text{OH}'$ u neutralnu H_2O , dok Na' i Cl' ostaju nepromenjeni. Stoga možemo da pišemo neutralizaciju ukratko:

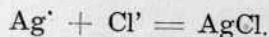


Produkti, koji nastaju neutralizacijom baza i kiselina, zovu se **sol**i. U slučaju neutralizacije sone kiseline sa natrijumnim hidroksidom nastaje natrijumni hlorid ili kuhinjska so.

Reakcija iona. Nesamo sone kiselina, nego i sve njene soli (hloridi), koliko se u vodi rastvaraju, daju hlorni ion, na pr.:



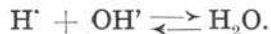
Odatle odmah sledi zašto vodeni rastvori svih hlorida pokazuju jednake reakcije s vodenim rastvorom srebrnih soli, tj. daju beo sirast talog od AgCl :



Iz te jednačine vidimo da srebrni kation daje s hlornim anionom beo talog srebrnog hlorida.

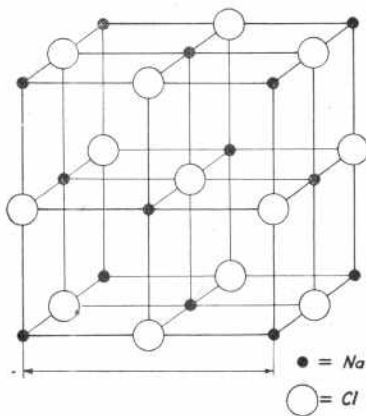
Čuli smo da vodeni rastvor hlorovodonika sadržava slobodne ione H' i Cl' . Propustimo li kroz takav rastvor električnu struju, putovaće kationi vodonika prema katodi, tamo će predati svj pozitivni elektricitet i izlučiće se u elementarnom stanju. Analogno će se dogoditi i s anionima hlora.

Znamo da sama voda ne provodi, ili bolje rečeno vrlo slabo provodi struju. To slabo provođenje struje tumači se time, što je voda vrlo slabo disociirana, ili drugim rečima, što gornju jednačinu za neutralizaciju baze i kiseline treba dopuniti time da je i to povratan proces:



Tako napisana jednačina kaže da se neutralizacijom oba iona ne sjedinjuju potpuno, ili drugim rečima: da je i čista voda vrlo neznatno disociirana. Voda je dakle sama također slab elektrolit.

Teorija elektrolitičke disocijacije tumači nam i to, zašto je toplota neutralizacije za ekvivalentne količine različitih kiselina i baza uvek ista. To je zato, jer se svaka neutralizacija svodi na reakciju:



Sl. 33. Kristalni elemenat natrijumnog hlorida, povećan 60 miliona puta. Radi jasnoće povećani su ioni natrijuma i hlorida samo 12 miliona puta.

I ostali su elektroliti manje ili više disociirani. Stepenn disocijacije zavisi od prirode elektrolita, od razblaženja i od temperature.

Pojava elektrolitičke disocijacije tumači se na sledeći način. S pomoću **Rentgenovih** (W. Röntgen) zrakova konstatovano je da se čvrste materije (kristali) sastoje od iona, koji su poredani po određenim zakonima u t. zv. **kristalne rešetke**. Najmanji mogući kristal unutar ovakove rešetke zove se »kristalni elemenat« (sl. 33).

Rastvorimo li kristal u vodi, raspašće se ta rešetka, a ioni ostaju slobodni. Ako anioni i kationi nose protivne elektricitete, ne mogu se međusobno sjediniti, jer je voda jako veliki izolator, koji sprečava međusobno delovanje električnih naboja.

VEŽBA

- 1) Koja je razlika između elementarnog vodonika, hlorida i natrijuma prema njihovim ionima?

Sumpor (Sulphur), S = 32,06

Sumpor, S, dolazi u prirodi često slobodan u znatnim količinama. Glavna su nalazišta Sicilija u Europi, Luisiana i Teksas u Americi, Hondo i Kiučiu u Japanu. Osim toga ima ga i na mnogim drugim mestima, ali u manjim količinama. Za sicilijanski i japanski sumpor drži se da su vulkanskog porekla.

U vulkanskim gasovima dolaze sjedinjenja sumpora u obliku H_2S i SO_2 . Mnogo su rašireni sulfidi raznih metala, kao pirit (FeS_2), halkopirit ($CuFeS_2$), galenit (PbS), sfalerit (ZnS). Još češće dolazi u obliku sulfata kao gips (sadra) ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) i anhidrit ($CaSO_4$), barit ($BaSO_4$), celestin ($SrSO_4$) i Glauberova so (Na_2SO_4). U morskoj vodi ima oko 0,09% sumpora u obliku sulfata.

Sumpor je neophodno potreban živim organizmima. Neka životinjska tkiva mogu sadržavati 0,8 do 4% sumpora u obliku različitih komplikovanih sjedinjenja. U kamenom ugljenu ima ga 1 do 3%.

Do god. 1914 bila je Sicilija glavni svetski producent sumpora (oko 500.000 tona godišnje). Sirovi materijal, koji sadržava 20 do 22% sumpora skupi se u velike hrpe (kalkaroni), koje se pokriju ilovačom, a iznutra se ostave uski kanali, pa se odozgo zapali. Jedan deo sumpora sagori, pri čemu se stvara toliko toplote, da se ostali deo rastopi i teče u podmetnute forme gde se ščvrzne. Taj posao traje 1 do 3 meseca, a kako se tim čitava atmosfera unaokolo zagadi sumpornim dioksidom, obavlja se on u roku od avgusta do decembra. Tako dobiveni sumpor čisti se ponovnim topljenjem ili sublimacijom. Pri laganom ohlađivanju dobiva se rastopljeni sumpor, koji se izleva u cilindrične forme, a pri naglom se ohlađivanju dobiva sitan prah (sumporni cvet).

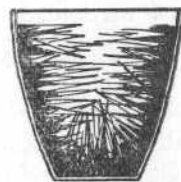
Drugi postupci dobivanja sumpora primenjuju se u državama Sev. Amerike (Teksas i Luisiana). Po metodi Freša (Frash) topljenje se vrši s pomoću pregrijane vodene pare ($180^{\circ}C$), koja se cevima vodi duboko u zemlju do naslaga sumpora. Istopljeni se sumpor diže cevima iz dubina na površinu s pomoću komprimovanoga vazduha. Na taj način produkuje se danas u Americi godišnje oko 1,5 miliona tona, dok je ukupna svetska produkcija oko 2 mil. tona, od čega otpada na Siciliju samo nekih 14%.

Sumpor je poznat u više modifikacija. Pri običnoj je temperaturi stabilna rompska modifikacija ili α -sumpor. Žute je boje, spec. tež. 2,06, tvrdine 2,5. Slabo provodi toplotu i elektricitet. Trenjem postaje jako negativno električan. U vodi se ne rastvara, ali se rastvara u sumporougljeniku iz kojega

se opet kristalizuje u rompskoj modifikaciji. U toj modifikaciji dolazi i u prirodi (sl. 34). Pri temperaturi iznad 110°C topi se u žutu gibljivu tekućinu.



Sl. 34. Prirodni rompski sumpor.



Sl. 35. Veštački monoklin-
ski sumpor, dobiven topljenjem i naknadnim hlađenjem.

Ako se rastopljeni sumpor polagano pusti ohlađivati iskristalizovaće u sjaajnim iglicama monoklinskog sistema (sl. 35). Monoklinska modifikacija sumpora ili β -sumpor topi se pri 119°C i ima spec. težinu 1,96. Te su iglice monoklinskog sumpora pri običnoj temperaturi nepostojane, pa uskoro postanu mutne, jer prelaze natrag u male rompske kristale (pseudomorfoza). Tačka preobražavanja između obe te modifikacije je $95,6^{\circ}\text{C}$. Za monoklinsku formu, ukoliko neko vreme i postoji ispod pomenute tačke, kažemo da se nalazi u »metastabilnom« stanju.

Zagreva li se sumpor dalje iznad svoje tačke topljenja, to će on pri 160°C početi da tamni i zgušćavaće se sve više. Pri 200°C postane tamno smeđ i žilav kao smola. Iznad 250°C prelazi opet u žitko stanje, te je pri 400°C sasvim židak. Pri $444,5^{\circ}\text{C}$ ključa kao crno smeđa tekućina, a pare su mu žute. Naglim hlađenjem sumpor prelazi odmah u čvrsto stanje u obliku sitnog praha (sublimacija).

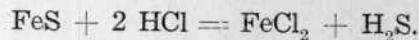
Izlejemo li sumpor, koji je zagrejan do blizu tačke ključanja, u vodu, dobićemo smeđežutu žilavu masu (plastičan sumpor). Takav se sumpor rastvara u sumporougljeniku samo delomice.

Iz vodenih se rastvora nekih sumpornih sjedinjenja dodavanjem kiselina izlučuje sumpor u koloidnoj disperziji (sumporno mleko).

Sumpor je kod viših temperatura vrlo aktivan, te se sjedinjuje s mnogim drugim elementima, a osobito lako s metalima.

Elementaran se sumpor upotrebljuje za fabrikaciju crnog baruta i u pirotehnici. Sumpornim cvetom posiplju zelene delove vinove loze, da je odbrane od plesni oidiuma (sumporenje vinograda). Velike se količine sumpora upotrebljuju za vulkanizovanje kaučuka i gutaperhe. On se upotrebljuje i u medicini i za fabrikaciju razliĉnih hemikalija.

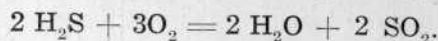
Sumporovodonik, H_2S , nastaje u prirodi ili raspadanjem metalnih sulfida, ili gnjiljenjem organskih materija, koja sadrŹavaju u sebi sumpora. Sumporovodonik se dobiva delovanjem kiseline na sulfide, na pr.:



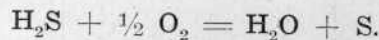
U praksi se to obavlja ili u Kipovu aparatu ili u veĉim aparatima, koji se osnivaju u glavnom na istom principu.

Sumporovodonik je gas bez boje. Miriše na pokvarena jaja, ili bolje reĉeno neprijatan miris pokvarenih jaja dolazi od sumporovodonika koji je nastao u njima.

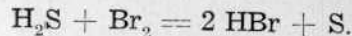
Miris se oseĉa i u razreĉenju od 1 : 100.000. Vrlo je otrovan. Izaziva tegobu, glavobolju i vrtoglavicu. U veĉim koliĉinama deluje smrtno. Zapaljen gori prema jednaĉini:



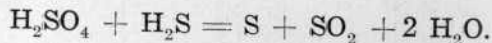
Uperimo li plamen na hladnu staklenu ploĉu, plamen se hladi, gorenje nije više potpuno, a sumpor se izluĉuje na staklu prema jednaĉini:



Sumporovodonik reaguje s halogenima (redukuje ih) stvarajuĉi odgovarajuĉa sjedinjenja s vodonikom i izluĉujuĉi sumpor (v. str. 47 i 48):



Sumporovodonik redukuje koncentrovanu sumpornu kiselinu prema jednaĉini:



Zato se ne moŹe sušiti sa sumpornom kiselinom. On se ne moŹe sušiti ni sa negašenim kreĉom, jer je to bazni oksid, a sumporovodonik je kiselina.

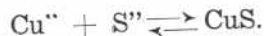
U vodi se rastvara 320 volumena u 100 volumena pri 15° C, a rastvor reaguje slabo kiselo. Sumporovodonik je, dakle, **slaba kiselina**. Vodeni se rastvor zove **sumporovodoniĉna voda**.

Sumporovodonik je vrlo vaŹan reagens u analitiĉkoj hemiji, jer taloŹi razliĉne metale u obliku sulfida, na pr., bakarni

sulfid CuS je crn, antimonski sulfid Sb_2S_3 je narančast itd. Ta-
loženje bakarnog sulfida iz rastvora modre galice prikazuje
nam sledeća jednačina:



ili ionski:

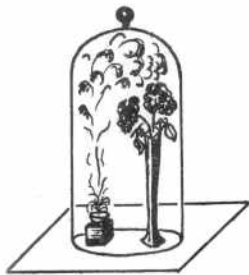


Iz formule H_2S vidi se da je tu sumpor dvovalentan.

Sumporni dioksid, SO_2 , nalazi se u prirodi u vulkanskim
gasovima, a nastaje sagorevanjem sumpora i sumpornih sje-
dinjenja na vazduhu. On je gas bez boje, neugodna mirisa. Pri
 20°C se rastvara 40 volumnih delova sumpornog dioksida u
1 delu vode. Rastvara se također u alkoholu. S vodom čini
sumporastu kiselinu, H_2SO_3 ; on je, dakle, **anhidrid sumporaste**
kiseline. Soli sumporaste kiseline zovu se **sulfiti**. Kad je suv,
sjedanjuje se sa slobodnim kiseonikom u sumporni trioksid, ako
ga u smesi s vazduhom prevodimo preko katalizatora. U pri-
sutnosti vode (ona deluje također kao katalizator), u vodenom
rastvoru, oksiduje se sumporni dioksid s vremenom u sumporni
trioksid, koji s vodom daje sumpornu kiselinu. Njegova upo-
treba za beljenje osniva se na njegovu svojstvu što može da
redukuje organske boje. Naročito svila i vuna koje se ne mogu
beliti s hlorom, bele se sa sumpornim dioksidom. I prirodno
cveće gubi boju delovanjem sumpornog dioksida (sl. 36).

On sprečava truljenje. Stoga se upotrebljuje za desinfek-
ciju (kađenje) vinskih buradi.

Toplota isparavanja tekućeg sumpornog dioksida jako je
velika, 96 cal za 1 g. Zato se upotrebljuje za fabrikaciju leda
i veštačko hlađenje (v. str. 36).



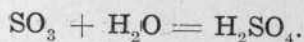
Sl. 36. Beljenje prirodnoga cveća
pod staklenim zvonom sa sumpor-
nim dioksidom dobivenim sagore-
vanjem sumpora.



Sl. 37. Dobivanje sumpornog tri-
oksida »kontaktnim« načinom s
pomoću crnog platinskog praška
koji se nalazi na asbestu.
Laboratorijski ogled.

Najveći se deo sumpornog dioksida troši za fabričaku sumporne kiseline, pri fabričaku t. zv. sulfitne celuloze a i za neke druge fabričke hemijske procese.

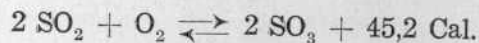
Sumporni trioksid, SO_3 , bezbojna je prozračna kristalna masa, slična ledu, vrlo isparljiva, koja se na vazduhu puši jer privlači vlagu i prelazi u sumpornu kiselinu:



Sumporni trioksid je, dakle, **anhidrid sumporne kiseline**.

O valenciji sumpora i o strukturnim formulama kod sumpornog dioksida i trioksida bilo je govora ranije (v. str. 3).

Danas se sumporni trioksid dobiva naveliko oksidacijom sumpornog dioksida s kiseonikom uz prisutnost katalizatora prema jednačini:



Kao katalizator se obično upotrebljuje platina, a u novije vreme vanadijum. Katalizator nalazi se fino razdeljen po azbestu, da bude površina što veća (sl. 37). Smesa se gasova mora pre dodira s katalizatorom pomno očistiti (od arsenskog trioksida), jer inače katalizator gubi svoju snagu (otruje se). Da se zbog toplote reakcije smesa gasova ne zagreje previše, hladi se sa smesom gasova koji još nisu reagovali.

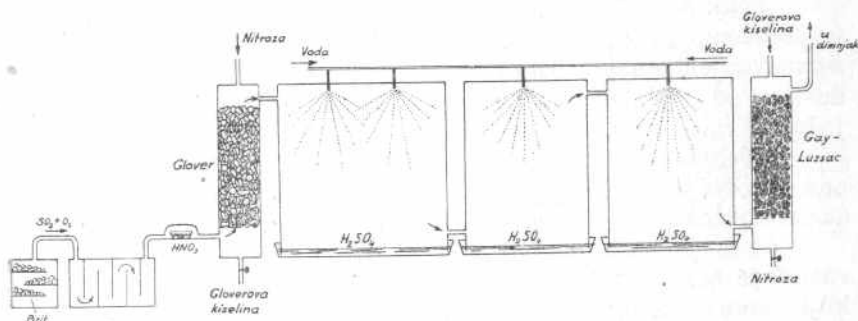
Sumporni trioksid, koji se dobiva po gore opisanom »kontaktnom« naćinu, upotrebljuje se za pravljenje sumporne kiseline. Kada je u kompaktnom stanju, onda se vrlo žestoko sjedinjuje s vodom; kad je u obliku dima, kako nastaje nakon sinteze, prolazi kroz vodu, a da se ne apsorbuje potpuno. Zato ga uvode u koncentrovanu sumpornu kiselinu, koja ga može apsorbovati u znatnim kolićinama. Dodavanjem vode sjedinjuje se naknadno s vodom. U praksi se to provodi tako što se SO_3 uvodi u 98% kiselinu i istodobno odmah dodaje voda, tako da koncentracija ostaje nepromenjena.

Sumporna kiselina, H_2SO_4 , dobiva se naveliko s pomoću olovnih komora (sl. 38).

Kod toga se procesa oksiduje sumporni dioksid u prisutnosti azotnih oksida sa kiseonikom iz vazduha, a nastali sumporni trioksid stvara s vodom sumpornu kiselinu.

U posebnim pećima prži se pirit (FeS_2), koji daje SO_2 , a zaoštuje Fe_2O_3 . Taj je crvene boje u različnim nijansama, te se i upotrebljuje kao boja (caput mortuum). Pirit treba samo na početku zagrevati, a posle on gori sam uz dovoljan pristup vazduha.

Prženjem pirit nastaje smesa gasova, koji se sastoje u glavnom od sumpornog dioksida i vazduha, pomešanih sa ćvrstim ćesticama



Sl. 38. Fabrikacija sumporne kiseline. Shematski prikaz.

(Fe_2O_3 i As_2O_3), koje nosi struja sa sobom. Te se čvrste čestice (prašina) uklanjaju tako što se gasovi vode kroz posebne komore gde se umanjuje njihova brzina, tako da čestice dospeju da se slegnu na dno tih komora.

Gasovi se zatim vode preko jednog suda, u kome se nalazi koncentrovana azotna kiselina. Ona se delovanjem tih vrućih gasova raspada u gasovite okside azota, i sva ta smesa gasova ulazi u donji deo, t. zv. Gloverova (Glover) tornja. Taj je toranj napunjen materijalom koji je resistentan prema kiselinama, a preko kojega kapa t. zv. nitroza. To je koncentrovana sumporna kiselina koja sadržava u sebi apsorbiranih azotnih oksida, a poteče iz Ge-Lisakova (Gay-Lussac) tornja. Vrući gasovi, prolazeći kroz Gloverov toranj u smislu protivnom kojim prolazi nitroza, isteraće te okside, te će svi zajedno preći u olovne komore. Prolazeći kroz Gloverov toranj ohladiće se gasovi od 300°C na nekih 60 do 80°C , a nitroza će ih nesamo osloboditi azotnih oksida, nego će se osloboditi delomice i vode. Veliki deo sumpornog dioksida se već tu oksiduje u SO_3 i sjedinjuje se s prisutnom vodom u H_2SO_4 .

Iz Gloverova tornja izlazi t. zv. Gloverova kiselina sa nekih 75 do 82% H_2SO_4 . Olovne komore ima tri ili pet sa ukupnom zapreminom od kojih 3000 do 5000 a i više m^3 . Ta je velika zapremina potrebna zato da se uspori cirkulacija gasova i da se pruži vremena sumpornom dioksidu da u prisutnosti tih azotnih oksida pređe u sumporni trioksid. Istodobno se u olovne komore pušta vodena para ili se štrca voda koja će sa sumpornim trioksidom dati sumpornu kiselinu. Ova pada onda na dno komora poput kiše. Na dnu se tih komora stvara t. zv. komorna kiselina od 62 do 66% H_2SO_4 . Komore su obložene olovnim pločama sa oko 5 mm debljine, jer olovo odoleva kiselini te koncentracije. Na površini se stvara sloj olovnog sulfata, PbSO_4 , koji štiti olovo od daljeg najedanja.

Poslednja komora ima samo tu zadaću da se preostali gasovi potpuno ohlade. Ti se gasovi sastoje od suvišnog vazduha, odnosno preostalog azota i azotnih oksida. Oni se, ovako hladni, provode kroz Ge-Lisakov toranj (obično su dva), koji je također ispunjen materijalom resistentnim prema kiselinama (koks), preko kojeg kaplje čista koncentrovana kiselina. U toj će se kiselini zadržati (apsorbirati) azotni oksidi, a preostali će kiseonik i azot izaći napolje. Tako nastali produkt — nitroza — vodi se u Gloverov toranj. Kako se tom prilikom izgubi nešto i azotnih oksida, moraju se oni nadoknađivati onom azotnom kiselinom, postavljenom ispred Gloverova tornja.

Velik se deo sumporne kiseline troši u onom stanju kako je dobivena u olovnim komorama. Ona se može koncentrovati isparavanjem na povišenoj temperaturi do 80% H_2SO_4 , u sudovima od olova ili gvožđa. Dalja se koncentracija vrši danas jednostavnim dodavanjem sumpornog trioksida.

»Tehnička« sumporna kiselina nije hemijski čista, ali ona zadovoljava za mnoge tehničke svrhe. Čista se dobiva s pomoću kontaktnog procesa polazeći od sumpora.

Čista je bezbojna, uljevita tekućina. Pri običnoj temperaturi je bez mirisa, ali se već pri 40°C oseća miris od SO_3 , koji nastaje raspadanjem kiseline. Ključa pri 338°C uz pojačano ispuštanje magle od SO_3 , a pri 450°C potpuno se raspada u SO_3 i H_2O . Smesa od H_2SO_4 i SO_3 dolazi u trgovinu pod imenom »pušće« sumporne kiseline ili oleuma. Dodavanjem odgovarajuće količine vode prelazi u običnu kiselinu.

Mešanjem sumporne kiseline s vodom razvija se mnogo toplote (19 Cal za jedan mol H_2SO_4). Zato se mora vrlo oprezno mešati s vodom, tako da se uleva kiselina u vodu, a **nikad voda u kiselinu**. Sumporna kiselina upija vlagu iz vazduha, pa se zato upotrebljuje za sušenje. Još žešće oduzima vodu oleum.

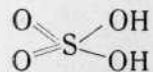
Sumporna kiselina je dvobazna kiselina, pa čini dva niza soli, i to kisele (hidrosulfate) i neutralne (normalne) sulfate. Natrijumni hidrosulfat ili mononatrijumni sulfat, NaHSO_4 je kiseo, a natrijumni sulfat, Na_2SO_4 , je neutralan.

Pustimo li kroz razblažen rastvor sumporne kiseline električnu struju, to će se na katodi izlučiti vodonik, a na anodi će SO_4 izgubiti svoja dva negativna naboja, te će preostali »radikal« SO_4 reagovati s vodom pa će se izlučivati kiseonik (sekundarna reakcija na anodi):



Tako se tumači elektroliza vode o kojoj smo ranije govorili (str. 18).

Strukturna je formula sumporne kiseline po teoriji valencije:



U razblaženoj sumpornoj kiselini rastvaraju se neki metali davajući odgovarajuće sulfate i razvijajući vodonik na pr.:



ili općenito ionski:



Ako je kiselina koncentrovana razvijaće se sumporni dioksid jer će nascentni vodonik redukovati sumpornu kiselinu.

Sumporna kiselina nesumnjivo je najvažniji hemijski produkt. Ona je za hemijsku industriju ono što je gvožđe za mehaničku. Svetska godišnja produkcija sumporne kiseline iznosi oko 15 miliona tona. Godišnja svetska produkcija sumporne kiseline ispunila bi okruglo jezero sa opsegom od 10 km duboko 1 metar. Upotreba je njena vrlo raznolična. Najviše se troši za dobivanje superfosfata, sone i azotne kiseline, za punjenje akumulatora, kod rafinacije mineralnih ulja i dr.

Koncentracija sumporne kiseline meri se areometrom (areos = redak). U praksi se pri tome još i danas upotrebljuju **Bomeovi** (Baumé) gradi, koji su dobiveni na taj način što areometar u čistoj vodi pokazuje 0° Bé, a u 10% rastvoru kuhinjske soli pokazuje 10° Bé. Ti su gradi produženi onda dalje. To je dakle sasvim empirijska skala bez ikakve naučne osnove, ali valja s njome računati, jer se u praksi još uvek upotrebljuje. Obična koncentrovana sumporna kiselina ima sp. tež. 1,84 ili 66° Bé, a sadrži 96% H_2SO_4 .

VEŽBE

- 1) Koliko % sumpora sadrži sumporni dioksid a kolike sumporni trioksid?
- 2) Zašto se rastvaranje sumpornog dioksida u vodi ne upravlja po Henrijevu zakonu?
- 3) Pokušaj napisati jednačinu za redukovanje koncentrovane sumporne kiseline sa elementarnim bakrom, kod čega nastaje $CuSO_4$ i SO_2 .
- 4) Zašto je $NaHSO_4$ kiseo, a Na_2SO_4 neutralan?

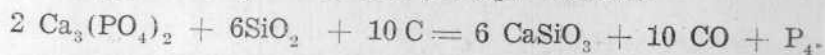
Fosfor (Phosphorus), P = 31,02

Fosfor, P, dolazi na zemaljskoj površini u relativno znatnim količinama; računa se da ga ima oko 0,1% ali se nalazi samo u sjedinjenjima i to najvećim delom u obliku kalcijumnog fosfata. Od njegovih minerala najvažniji je apatit, $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2(CaCl_2)$, koji dolazi kao sastavni deo starijih stena. Po svom postanku mlađi je fosforit $Ca_3(PO_4)_2$, koji je nastao trošenjem apatita, ali i mineralizacijom životinjskih leševa i ptićjih izmetina (guano), te čini ogromne naslage. Raspadanjem fosfornih ruda dolazi on u zemlju oranicu. U živim se organizmima nalazi redovno.

Velike količine fosfata daje industrija gvožđa kao uzgredni produkt u obliku t. zv. **Tomesove** (Thomas) troske, (drozge, zgure, šlake, žindre).

Tehnički se dobiva fosfor iz trikalcijumnog fosfata ili iz

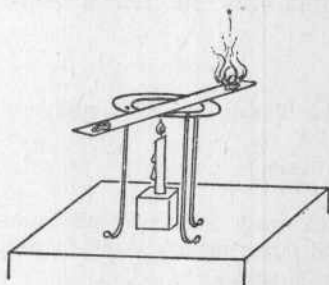
koštanog pepela. Smesa fosfata, silicijumnog dioksida (kvarca) i ugljenika zagreva se bez pristupa vazduha:



Predestilovani fosfor hvata se pod vodom. On je još crn od ugljena, pa se čisti ponovnom destilacijom. Topi se pod vodom u šipke i čuva se pod vodom.

Fosfor se javlja u dve izrazito različite alotropske modifikacije.

Beli fosfor kristalasta je masa, koja je već pri 15^o mekana kao vosak, a topi se pri 44^o C u tekućinu koja jako lomi svetlost. Fosfor ključa pri 280,5^o C, spec. težina mu je 1,83. Ne rastvara se u vodi, teško se rastvara u alkoholu i etru, a lako u CS₂, odakle se kristalizuje u pravilnim kristalima. Predestilovan fosfor potpuno je bezbojan, ali se s vremenom menja, te najpre pomutni, a posle požuti. Vrlo je reaktivan, a zapali se već pri 60^o C i sagoreva sa jakom svetlošću u P₂O₅ (sl. 39), te



Sl. 39. Upaljivost fosfora. Tanka metalna pločica nosi na jednom kraju komadić belog, a na drugom crvenog fosfora, a zagreva se sa plamenom u sredini. Beli fosfor se uskoro upali a crveni će se upaliti tek, kad ga zagrevamo direktno sa plamenom.

je time u oštroj opreci s vrlo tromim azetom. Stajanjem na vazduhu razvija se ozon, koji se poznaje po karakterističnom mirisu. Na vazduhu u mraku svetluca, jer se oksiduje i ispod temperature zapaljenja stvarajući forsforastu kiselinu (H₃PO₃). To se svetlućanje zove **hemiluminescencija**. U prisutnosti nekih materija to svetlućanje slabi ili posve nestaje. Vrlo je otrovan, te 0,1 g belog fosfora deluje smrtno (t. zv. letalna doza). Kao protuotrov daje se razblažen vodeni rastvor modre galice (CuSO₄), koja se sjedinjuje s fosforom i ujedno deluje kao sredstvo za bljuvanje. Slučajevi trovanja belim fosforom danas su vrlo retki, jer se danas više ne upotrebljuje za fabrikaciju žigica kao nekada. Beli je fosfor stabilan samo pri višoj temperaturi, te se pri običnoj temperaturi prelazi polako u crvenu modifikaciju ako je izvrnut delovanju sunčane svetlosti.

Crveni fosfor dobiva se zagrevanjem belog fosfora, bez pristupa vazduha, pri temperaturi od 250—300 C. Crveni fosfor je marje aktivan nego beli. Topi se pri nekih 250^o C, a zapali se pri 300—400^o C, što zavisi od njegove čistoće (sl. 39). Crven fosfor nije otrovan.

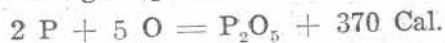
Jednu je vrst **crnog metalnog fosfora** dobio **Bridžmen** (Bridgman) zagrevajući beli fosfor pri 200°C uz pritisak od 12.000 atmosfera. Ta modifikacija jako naliči na metalne modifikacije arsena i antimona.

Beli se je fosfor do nedavna upotrebljavao za fabrikaciju žigica. Danas su takve žigice zabranjene, pa se fabrikuju t. zv. švedske žigice. Drvca se prave od mekana drveta (topola, vrba), koja se često natope i parafinom. U glavicama se nalazi smesa kalijumnog hlorata i antimonskog sulfida, često sa nešto mni-juma, a sve je to povezano s kakvim organskim lepkom. Površina na kutiji, o koju se žigice taru, sadržava crvena fosfora. U novije se doba prave žigice, koje se sastoje od neotrovne smese svetlocrvena fosfora, kalijumna hlorata i kalcijumna plumbata.

Beli se fosfor upotrebljuje za punjenje t. zv. požarnih bombi, koje se za vreme rata bacaju iz aviona na neprijateljske položaje. U ratu se također upotrebljuje za zamagljivanje jer daje sagorevanjem gust beo dim, kojim se sakrivaju strateški važni objekti (dimna zavesa).

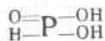
Fosforni trioksid, P_2O_3 , nastaje oksidacijom fosfora uz nedovoljan pristup vazduha.

Fosforni pentaoksid, P_2O_5 , nastaje direktnim sagorevanjem fosfora uz dovoljan pristup vazduha, pri čemu se oslobađa razmerno mnogo toplote:



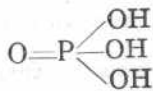
To je beo prah koji sublimuje pri 360°C . Vrlo žestoko privlači na sebe vodu prelazeći u metafosfornu kiselinu. Fosforni pentaoksid je uopšte najjače sredstvo za oduzimanje vode i sušenje gasova (u 4000 l vazduha ostavlja samo 1 mg vode).

Fosforasta kiselina, H_3PO_3 , nastaje stajanjem fosfora na vlažnom vazduhu. Nije trobazna kako bi se moglo očekivati, već samo dvobazna, pa joj pripisuju formulu:

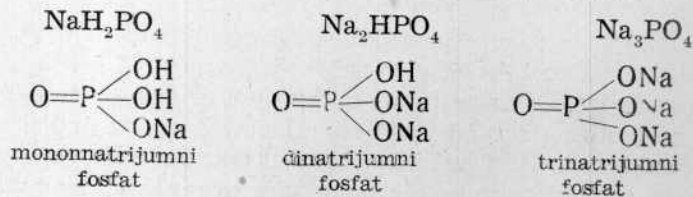


tj. samo dva vodonika koji su vezani u hidroksilnoj grupi, mogu se zameniti metalom. Njen je anhidrid fosforni trioksid.

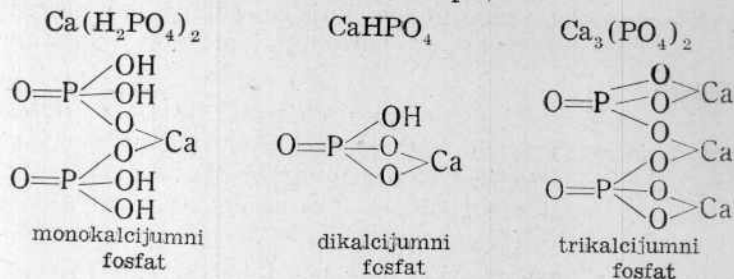
Fosforna kiselina, H_3PO_4 , najvažnija je kiselina fosfora. Strukturna joj je formula:



U fosfornoj se kiselini sva tri vodonika (u hidroksilnim grupama) mogu zameniti s metalima. Prema tome fosforna kiselina može da čini tri niza soli — **fosfata**; na pr.:



ili ako je metal dvovalentan, kao, na pr., Ca:



Čista se fosforna kiselina može dobiti sagorevanjem fosfora nakon čega se fosforni pentaoksid rastvori u vodi. Obično se provede direktno oksidacija fosfora u vodi s pomoću azotne kiseline.

Tehnička fosforna kiselina dobiva se iz kalcijumnog fosfata s pomoću sumporne kiseline:



Fosforna kiselina dolazi u trgovinu kao sirupast koncentrovan voden rastvor sa 83 do 98% H_3PO_4 .

Upotrebljuje se u farmaciji, dodaje se u malim količinama rastvoru vodoničnog superoksida da taj rastvor bude postojaniji. Tehnička fosforna kiselina upotrebljuje se za fabricaciju veštačkog gnoja, za porculanski kit i za zubne plombe.

Čvrsti anorganski deo kostiju sastoji se u glavnom od kalcijumnog fosfata. I u drugim organima životinja (mozgu) i biljaka (semenkama žitarica) nalaze se sjedinjenja fosfora te igraju vrlo važnu ulogu. Oni čine sastavni deo kazeina u mleku i lecitina u jajetu.

VEŽBE

- 1) Napiši jednačinu za oksidaciju belog fosfora sa azotnom kiselinom u fosfornu kiselinu.
- 2) Koliko molova kiseonika treba da izgori 62 g fosfora u fosforni pentaoksid? Koliko je to litara?

Arsen (Arsenicum), As = 74,96

Arsen, As, je u prirodi jako raširen, ali nikada u velikim količinama. Najviše se nalazi sjedinjen sa metalima, često u izomorfnoj smesi s odgovarajućim sulfidima. Mnogo dolazi u obliku realgara As_2S_2 i auripigmenta As_2S_3 .

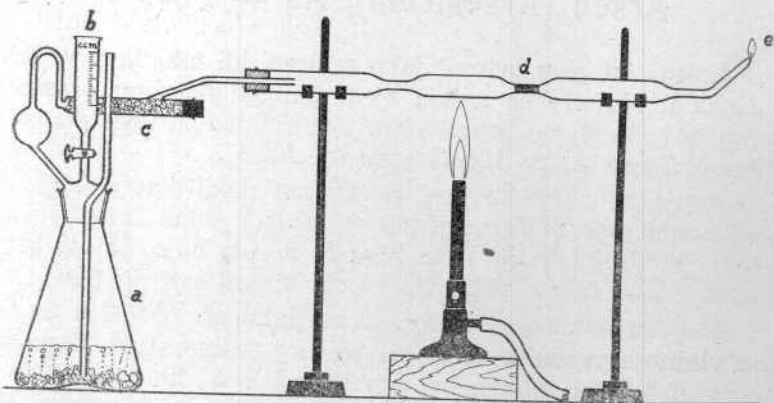
Arsen se nalazi u dve alotropske modifikacije koje su donekle analogne fosforu: jedna metalna i jedna žuta. Obična metalna modifikacija je crne, sive ili smeđe boje. On je krt i daje se lako mrviti. Sublimuje uz obični pritisak pri $620^{\circ}C$.

Metalni se arsen oksiduje na vazduhu pri $200^{\circ}C$ u As_2O_3 , a na vlažnom vazduhu već i pri običnoj temperaturi. Zapaljen gori modrikastim plamenom stvarajući beo dim od As_2O_3 i razvijajući miris na češnjak (beli luk) (reakcija na arsen). Pri višim temperaturama sjedinjuje se sa mnogim metalima dajući arsenide.

Arsen se dobiva redukcijom arsenskog trioksida s ugljem. Jedina je znatnija upotreba elementarnog arsena da se dodaje olovu za sačmu (1%). Razna se sjedinjenja arsena upotrebljuju u medicini i u hemijskoj industriji, onda kao sredstvo za uništavanje biljnih štetočinja.

Arsenovodoniak, AsH_3 , arsin, nastaje delovanjem nascentnog vodonika na arsenski trioksid. Arsin je bezbojan gas koji neugodno miriše na češnjak. Neobično je otrovan, zapaljen izgori sinjomodrom bojom u arsenski trioksid i vodu. Ohladimo li plamen tako da u njega stavimo porculanski crep, to će sagorevanje biti nepotpuno, a na porculanu će se izlučiti smeđa do crna mrlja elementarnog arsena. Arsin se raspada pri višoj temperaturi (300°) u svoje elemente. Na tom se svojstvu osniva t. zv. **Maršova** (Marsh) proba za dokazivanje arsena (sl. 40), naročito u sudskim (forenzičkim) slučajevima. Sadržaj želuca i creva osobe za koju se hoće ustanoviti da li je otrovana arsenom, oksiduje se smesom HCl i $KClO_3$ da se ukloni sva organska materija. Tako pripremljeni preparat uleje se u bocu za razvijanje nascentnog vodonika. Smesa gasova H_2 i AsH_3 suši se najpre u cevi, gde se nalazi $CaCl_2$, a zatim se provodi kroz cev od teško topljiva stakla. Ako se cev zagreje Bunzenovim plamenom ispred suženog mesta, to će se na suženom mestu izlučiti arsen u obliku crne sjajne mrlje (arsensko ogledalo). Zapalimo li smesu gasova na kraju cevi, pojaviće se (kod većih količina) beo dim, a na porculanskom crepu crna mrlja.

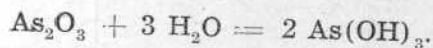
Arsenski trioksid, As_2O_3 , mišomor, sičan ili arsenik, nastaje prženjem arsena i arsenskih ruda, pa se zato i dobiva kao



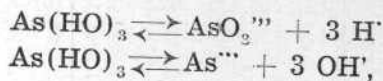
Sl. 40. Maršov aparat za dokazivanje malih količina arsena. Ispitivana tekućina naleva se kroz levak (b) u bočicu (a) gde se razvija vodonik. Smesa gasova suši se u cevčici (c) sa kalcijumnim hloridom. Arseno-ogledalo izlučuje se na suženom mestu (d) a vodonik gori na izlazu kod (e).

sporedni produkt u mnogim topionicama, koje se bave obrađivanjem arsenikih ruda. Lako se redukuje ugljem, pa daje crn sublimat elementarnog arsena. Razmerno se teško rastvara u vodi. Vrlo je otrovan; 0,1 g može da deluje smrtno, ako se ne ukloni na vreme iz želuca. Kao protivotrov upotrebljuje se magnezijumni oksid ili sveže pripremljeni gvozdeni hidroksid, koji vežu arsenik i čine ga tako neotrovnim. Uza svu otrovnost on deluje u malim količinama i lekovito, jer deluje, čini se, u neku ruku kao katalizator koji potiče neke oslabljene životne funkcije. Zato se daje u obliku različitih manje ili više komplikovanih organskih sjedinjenja kao lek protiv krvnih, živčanih i opštih konstitucionih bolesti. U nekim krajevima (Štajerskoj) ljudi redovno uzimaju arsenik i mogu navikom da podnesu količine koje inače znatno nadmašuju letalne doze. Osim u medicini upotrebljuje se i u fabrikaciji stakla, za konzerviranje drva i krzna, za trovanje miševa (mišomor) i za fabrikaciju bojnih otrova (arsini) i otrova protiv biljnih štetočinja.

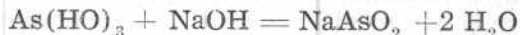
Arsenasta kiselina, H_3AsO_3 , nastaje iz arsenskog trioksida sa vodom po jednačini:



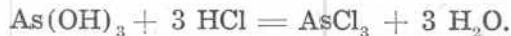
Ova nije u slobodnom stanju poznata, a u vodenom rastvoru se nalazi samo u obliku produkata disocijacije, i to kao kiselina ili kao baza:



Sa jakim bazama reaguje kao kiselina pa daje arsenite, na pr. natrijumni metaarsenit:



a sa jakim kiselinama daje odgovarajuće arsenske soli, na pr., arsenski trihlorid:



Za takove hidrokside, koji reaguju kao baze sa jakim kiselinama, ili kao kiseline sa jakim bazama, kažemo da su amfoterna karaktera.

Arsenski pentaoksid, As_2O_5 , nastaje oksidacijom arsenskog trioksida sa koncentrovanom azotnom kiselinom. Njemu odgovara **arsenska kiselina**, H_3AsO_4 , čije se soli zovu **arsenati** (analogija sa fosforom). Arsen je ovde petorovalentan.

VEŽBE

- 1) Napiši jednačinu za raspadanje arsenovodonika u elementarni arsen (ogledalo) i u vodonik.
- 2) Napiši jednačinu za sagorevanje arsenovodonika u arsenski trioksid i vodu.
- 3) Koliko ćemo dobiti arsena redukcijom od 99 g arsenskog trioksida?

Antimon (Stibium), Sb = 121,76

Antimon, Sb, se nalazi u prirodi i u elementarnom stanju ali najčešće kao antimonit, Sb_2S_3 , a i u nekim drugim rudama. Glavni je producent Kina, koja produkuje 80 do 90% od sveukupne svetske produkcije.

Dobiva se topljenjem elementarnog gvožđa sa antimonskim sulfidom:



ili prženjem sulfida i redukovanjem nastalog oksida s ugljem.

Antimon je vrlo krto i može se smrviti u prah. Kristalizuje se heksagonski. Topi se pri $630,9^\circ \text{C}$.

Po hemijskom karakteru nalichi na arsen, čini trovalentna i petorovalentna sjedinjenja. Oksidi mu se rastvaraju u kiselinama i bazama. Antimon je dakle amfoteran kao i arsen.

Antimon se u glavnom upotrebljuje za dobivanje tvrda olova, koje služi za levanje slova (najbolja takva legura sadrži 80% Pb, 10% Sb i 10% Sn) ili za dobivanje bele metalne kom-

pozicije, koja se sastoji od Sn, Cu, Sb i Pb u različnim odnosima, a služi za ležišta osovina kod lokomotiva.

Antimonski trihlorid, SbCl_3 , žuta je masa, mekana poput masla (Butyrium antimonii). Dobiva se rastvaranjem antimonita ili elementarnog antimona u sonoj kiselini. U vodi se ne rastvara jer s njom reaguje po jednačini:



kod čega nastaje »bazna« so, zvana **antimonilni hlorid**. Dodavanjem koncentrovane sone kiseline, talog će se rastvoriti. Ovo je opet jedan slučaj povratne reakcije.

Ovakove reakcije vode (iona vode) sa solima zovu se **hidroliza**.

Upotrebljuje se, među ostalim, i za zaštitu gvozdениh predmeta od rđe, jer se gvožđe prevlači slojem Sb (briniranje).

VEZBE

- 1) Napiši strukturne formule za antimonski trioksid i pentaoksid.
- 2) Napiši strukturnu formulu za antimonilni hlorid.

Ugljenik (Carbonium), C = 12,000

Ugljenik, C, se nalazi u mineralnom carstvu u prirodi pretežno u obliku karbonata, od kojih su najvažniji: kalcit, CaCO_3 , dolomit, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, magnezit, MgCO_3 i siderit FeCO_3 . Velike količine ugljenika dolaze u prirodi u obliku treseta, kamenog ugljena, nafte, ozokerita i asfalta. Svi su ti produkti nastali vrlo verovatno, raspadanjem uginulih organizama u ranijim geološkim periodama. Ugljenik je sastavni deo svih materija što izgrađuju životinjska i biljna tela.

U vazduhu ima prosečno 0,03 volumna % ugljenog dioksida, CO_2 , te je to i glavni izvor ugljenika za sve žive organizme na zemlji. Iako se na prvi pogled čini da je to mala količina, ipak se računa da atmosfera sadržava oko 800 milijardi tona ugljenog dioksida.

Ugljenik dolazi i u elementarnom stanju u dve kristalne alotropske modifikacije: kao dijamant i kao grafit.

Dijamant (grč. adamas = nerazoriv), alem-kamen, dobivao se je u Indiji već u pradavnim vremenima, i to je bilo jedino nalazište sve do početka 18 stoleća, kad su otkrivena nalazišta u Braziliji, a u 19 stoleću u Južnoj Africi, zatim na Borneu, Kaliforniji, Mehiku i Australiji. God. 1927 proizvedeno je dijamanta u iznosu od nekih 80.000.000 dolara; od toga najviše u Južnoj Africi (Kimberle). Najljepši su dijamanti brazilski. Mutni se i neprozirni dijamanti ne mogu bru-

siti. Ima ih, u Braziliji, i sasvim crnih, t. zv. karbonados. Najveći je dosada nađeni dijamant Kolinen (Cullinan), koji je bio težak 3024 karata; kasnije su ga razrezali u nekoliko manjih i brusili. Jedan karat bila je isprva težina semena od rogača, nešto preko 0,2 g. Danas se uzimlje metarski karat, koji je tačno 0,2 g. U bogatim nalazištima u Južnoj Africi ima na dve tone zemlje do 1 g dijamantata, ali se eksploatacija isplati i kod dvadeset puta manjih količina.

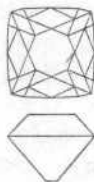
G. 1893 uspeo je Moasan (H. Moissan) da dobije veštačke dijamante na taj način što je ugljenik rastvorio u rastopljenu gvožđu i onda ga naglo ohladio. Dobio je sasvim neznatne kristale. U novije se vreme mnogo nastoji da se veštački dobiju veći dijamanti, ali sve bez uspeha.

Čisti se dijamanti sastoje od bezbojnih prozirnih kristala, koji vrlo lako lome svetlost. Spec. tež. je 3,51. Loš je provodnik toplote i elektriciteta. Kristalizuje se u teseralnom sistemu, a površine kristala često su mu zaobljene, tako da kristali imaju više kuglast oblik. Iako se kristalizuje teseralno, ipak lomi svetlost u dvoje što se pripisuje unutaršnjim napetostima. U čistom se kiseoniku zapali pri 800 do 850° C i izgara u CO₂.

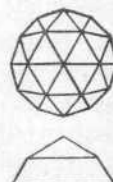
Svojom tvrdoćom daleko nadmašuje svaki drugi mineral. On je najviši član u Mosovoj (Mohs) skali tvrdoće. Ta je skala međutim, sasvim empirijska i bez egzaktne baze. Egzaktnijim metodama našao se je sledeći odnos tvrdoća. Ako se za korund uzme 1000, dijamant bi imao tvrdoću 140.000, kvarc 175, a vapnenac 3,6. Iz tih se brojeva vidi kako dijamant znatno otskače svojom tvrdoćom od svih drugih minerala.

Za ukras se upotrebljuju samo najčistiji dijamanti. Oni su bistri i prozirni i jako lome svetlost.

Dijamant u jakoj meri pokazuje jak sjaj i živahnu igru duginih boja («vatra dijamanta»). Da se ta svojstva što više istaknu, bruse dijamante u specijalne forme, u t. zv. briljante ili rozete (sl. 41 a i b).



Sl. 41 a. **Briljant.**



Sl. 41 b. **Rozeta.**

Mutni, neprozirni i crni dijamanti upotrebljuju se za pravljenje svrdala za bušenje kamenja (u koje se rupe onda stavlja eksploziv), za rezanje stakla, kao ležišta za osovine pre-

ciznih aparata, a prah se njihov uzima za brušenje drugih dijamanta.

Grafit dolazi u prirodi na mnogo mesta, a kadikada u velikim količinama. Najvažnija su mu nalazišta na otoku Silonu (Ceylon), na Madagaskaru, u Češko-moravskom gorju, u Severnoj Americi (Kalifornija), u Novom Zilendu, Sibiriji, Koreji, kod Pasaua u Austriji itd.

Grafit se kristalizuje u heksagonskom sistemu u finim ljuskama (tvrdoće 1 po Mosu), koje su tako mekane pa prilegnu uza svaki materijal, te se zbog toga grafit upotrebljava kao materijal za mazanje. Vrlo dobro provodi toplotu i elektricitet. Po svojim se svojstvima, dakle, bitno razlikuje od dijamanta.

Grafit se veštački dobiva naveliko tako, da se koks ili antracit zagrevaju u električnim pećima uz visoku temperaturu uz prisutnost kvarca i gvozdеног oksida. Velike se fabrike grafita po metodi **Ečezna** (E. G. Acheson) nalaze na Niagarskim slapovima u Severnoj Americi. Taj se veštački grafit zove ukratko »dag«, (skraćeno od engleskog deflocculated Acheson graphit). Ako je pomešan s vodom zove se »aquadag«, ako je pomešan s uljem, zove se »oldag«. Oba se ta preparata upotrebljuju za mazanje mašina, ako se ne može upotrebiti čisto ulje.

Grafit se upotrebljuje i za zaštitu gvozdenih predmeta od rđe. Zbog toga što grafit dobro provodi struju, upotrebljuje se mnogo u elektrotehnici. Poznata je upotreba grafita u fabricaciji olovaka. Dodavanjem razliĉnih koliĉina gline može se olovci dati željena tvrdoća. Osim toga prave se od grafita, pomešanog sa manje ili više gline, lonci za topljenje metala pri visokim temperaturama.

Amorfni ugalj zajedniĉko je ime za razne vrste ugljenika koje nastaju iz raznolikog materijala kod povišene temperature. Za neke vrste je dokazano da su ipak kristalizovane i da su identične sa grafitom.

Mnogi ovako veštaĉki dobiveni ugalj ima u sebi primese koje mogu biti samo mehaniĉke, a neke su i hemijski vezane (vodonik i kiseonik). Ove često znatno utiĉu na svojstva uglja.

Jedna od ovakovih vrsta uglja je **koks**, koji nastaje zagrevanjem prirodnog kamenog ugljena bez pristupa vazduha kod suve destilacije.

Zagrevanjem drveta bez pristupa vazduha dobiva se **drveni ugalj** (**ćumur**). To se pougljivanje obavlja često direktno u šumama u žežnicama ili ugljenarnicama (kope ili kopišće). Drvo se složi u hrpe pokrije ilovaĉom i zapali odzgo a sa strana se ostave rupe kroz koje tek u malim koliĉinama može da dolazi vazduh. Danas se to radi i fabriĉki na veliko, kojom se prilikom sakupljaju i dragoceni produkti suve

destilacije, o čemu će biti kasnije govora. Drveni ugalj ima vrlo malo pepela (oko 1—3%), a za razliku od koksa ne sadržava sumpora pa se upotrebljuje za specijalne metalurške svrhe. Drveni ugalj upotrebljuje se i inače kao gorivo. Vrlo rado oduzima mirise i boje pa se upotrebljuje za oduzimanje neugodnog mirisa u vinu i za oduzimanje boje u raznim sokovima. U medicini se uzimlje kao lek kod raznih probavnih bolesti. Jablanov i johin ugalj upotrebljuje se za fabrikaciju t. zv. »crnog baruta«.

Oduzme li se kostima mast ekstrakcijom pa se one podvrgnu suvoj destilaciji dobiva se kao destilat amonijak i Dipe-lovo ulje. Zaostali **koštani ugalj** ili **spodijum** (lat. carbo animalis) sadrži u sebi sav kalcijumni fosfat iz kostiju pa pokazuje oko 90% pepela. Ima osobito svojstvo za oduzimanje boja upotrebljuje se specijalno za čišćenje šećernog soka. Inače se upotrebljuje i kao crna boja za pastu za cipele, za kožu, za konjska kopita itd. Pougljeni otpaci slonove kosti cene se kao osobito fina crna boja.

Pougljenjivanjem krvi i ostalih životinjskih ostataka dobiva se t. zv. **krvni ugalj**.

Sva gore spomenuta svojstva raznih vrsta uglja, da primaju na sebe razne supstance (boje i mirise) osnivaju se na njihovoj osobito jakoj sposobnosti **adsorpcije**. Posebnim prepariranjem dobiva se **aktivan ugalj** kod kojega je ta sposobnost adsorpcije osobito jaka. Aktivni ugalj se obično pravi iz drveta, iz ljusaka kokosovog oraha ili iz šljivinih koštica, tako da se materijal najpre impregnuje sa cinkanim hloridom, a onda se kod 700° pougljeni.

Kod termičkog raspadanja raznih ugljenikovih sjedinjenja nastaje **čada**, koja se tehnički dobiva tako da se katran, katransko ulje, naftalin, parafinska ulje ili sl., puste izgarati uz nedovoljan pristup vazduha a plamen se osim toga još hladi na metalnim pločama koje se hlade tekućom vodom. Upotrebljuje se kao štamparsko crnilo, za fabrikaciju tuša i kao crna boja uopšte.

Kod prolaza produkata suve destilacije kamenog ugljena uz vruće stene gvozdениh retorata raspadaju se oni, a nastali ugalj izlučuje se na stenama retorata kao **retortni grafit**, koji dobro vodi elektricitet pa se upotrebljuje za fabrikaciju ugljenih štapića za električno lučno svetlo i za fabrikaciju elektroda.

Prirodni ugljen nastao je iz biljnih preostataka (drveta) polaganom razgradnjom (pougljenjivanjem) bez dovoljnog pristupa vazduha u unutrašnjosti Zemlje. Biljni materijal pod zemljom menjao se i raspadao u geološkim periodama gubeći sve više vodonik i kiseonik tako da se u zaostatku koncentro-

vao sve više ugljenik. Taj proces prirodnog pougljenjivanja traje neprekidno, pa još i danas. On nije prestao ni kod najstarijih vrsta prirodnog ugljena — antracita, koji još uvek sadržava do 3% vodonika i kiseonika. Prirodni ugljen nije dakle čist ugljenik već je on vrlo komplikovana sastava, pa sadržava uz ugljenik (u najvećoj meri), raznih drugih elemenata (vodonika, kiseonika, sumpora, azota, mineralnih materija, koje kod sagorevanja ostaju kao pepeo).

Hemijski sastav različitih vrsta prirodnog ugljena upoređen s drvetom, vidi se iz tabele, u kojoj su uneseni brojevi preračunani na gorivo bez vode i bez pepela:

Vrsta	Geol. period	%C	%H	%O	%N	Cal po 1 kg
Drvo	—	50	6	44	0,1—0,5	4000
Treset	recentni	55—65	5,5—7	30—40	1—2	3—3500
Mrki ugljen	tercijar	65—75	5—6	20—30	1—2	6—7000
Crni (kameni) ugljen	kređa do karbona	75—90	4—6	5—18	0,5—1,5	7—8000
Antracit	silur, devon, karbon	90	2—3	2—3	0,1—0,5	8—9000

U prirodi se ugljen nalazi manje više vlažan ili mokar. Tako na pr., mrki ugljen, koji je samo na vazduhu sušen, sadržava još oko 25% vode, a još više sadržava treset. Dobar ugljen sadržava osim toga do 7% pepela.

Neke vrste prirodnog ugljena pokazuju strukturu biljnoga materijala od kojeg su nastale. Ta se je struktura gotovo sasvim izgubila kod antracita, ali je kod mrkoga ugljena, specijalno kod t. zv. lignita, još jako dobro sačuvana.

Kvalitet kamenog ugljena prosuđuje se po njegovoj **kaloričnoj vrednosti**, tj. po broju velikih kalorija koje razvija kod sagorevanja 1 kg ugljena, kako se to vidi iz gornje tabele.

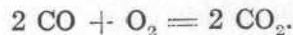
Kalorička vrednost ugljena i ostalih goriva određuje se sagorevanjem u komprimovanom kiseoniku u t. zv. **kalorimetarskoj bombi po Berthelou** (Berthelot). Odmerena količina ugljena zapali se spoja s pomoću električne struje, tako da se oslobođena toplota upotrebi za zagrevanje određene količine vode koja se nalazi u kalorimetru. Budući da znamo toplotni kapacitet vode, a i čitavog aparata, lako ćemo iz porasta temperature u aparatu moći izračunati količinu razvijene toplote.

Prirodni ugljen ne upotrebljuje se samo direktno kao gorivo već se on i na različiti način hemijski prerađuje. Najstariji ovakav postupak je »suva destilacija« pomoću koje se ugljen raspada u niz raznovrsnih gasovitih, tekućih i čvrstih produkata, koji nalaze raznoliku upotrebu. Prirodni ugljen obrađuje se hemijski još i na neke druge načine. O svim tim postupcima biće govora u organskoj hemiji.

Produkcija ugljena u Jugoslaviji iznosila je 1930 godine 4,197.000 tona mrkoga ugljena i 1,095.000 tona lignita.

Ugljeni monoksid, CO, nastaje pri sagorevanju ugljenika uz nedovoljan pristup vazduha. On je gas bez boje, ukusa i mirisa. Vrlo je otrovan.

Na vazduhu se zapali pri 300° C i sagoreva plavim plamenom u CO₂:



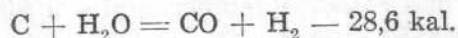
On može da uzimlje kiseonik nesamo iz vazduha, već i od metalnih oksida, pa se upotrebljuje kao vrlo dobro reduktivno sredstvo u topioničarstvu za dobivanje metala iz njihovih oksida.

Ugljeni monoksid dobiva se tehnički u velikim količinama pomešan s drugim gorivim gasovima, pa se upotrebljuje kao gasovito gorivo.

Ako se preko užarenog ugljena ili koksa prevodi kiseonik u količini koja nije dovoljna za potpuno sagorevanje, nastaje ugljeni monoksid:



Kako se u praksi ne uzimlje u tu svrhu čisti kiseonik, već vazduh, to nastali produkt nije čist ugljeni monoksid, nego smesa gasova koja uz nekih 25% CO sadržava oko 70% N₂, 4% CO₂ i nešto H₂, CH₄ i O₂. Takva smesa gasova zove se **generatorski gas**, a peći gde se taj gas produkuje, zovu se **generatori**. Kalorička je vrednost generatorskog gasa 800—1100 Cal za kubni metar. Primešane velike količine azota tu su balast koji kod sagorevanja odnosi mnogo toplote, ali se tome ne da izbeći. Drugi se način dobivanja ugljenog monoksida sastoji u tome što se preko užarenog ugljena prevodi vodena para, pri čemu nastaje t. zv. **vodeni gas** ili **gazožen**. Proces teče po ovoj jednačini:



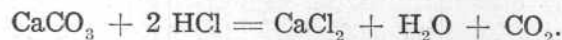
Kako je stvaranje vodenog gasa endoterman proces, to treba ugljen privođenjem vazduha najpre ražariti. Kad je ugljen dobro ražaren, provodi se preko njega vodena para, pa se tako stvara vodeni gas sve dotle dok se ugljen ne ohladi ispod određene temperature. Tada treba ponovno puštati vazduh da se ugljen opet ražari. Tako se oba procesa periodički ponavljaju, a svaki traje po nekoliko minuta. Vodeni se gas sastoji od nekih 40 volumnih % CO, 50% H₂, 5% CO₂, 4—5%.

N_2 i nešto CH_4 . Kalorička mu je vrednost nekih 2800 Cal. za kubni metar.

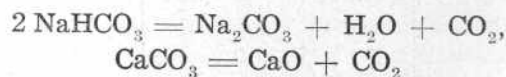
Oba ova procesa: »vruće duvanje« (generatorski gas) i »hladno duvanje« (vodeni gas) mogu se ujediniti, tako da se istodobno preko užarenog ugljena vodi i vazduh i vodena para, pa se dobiva »mešani ili **Dosnov** (Dowson) gas«, koji se upotrebljuje za pogon motora.

Osim kao gorivi materijal mogu se te gasne smese upotrebljavati i za neke hemijske sinteze. One mogu da budu polazni materijal i za dobivanje smese vodonika i azota, koja je potrebna za produkciju amonijaka po Haber-Bošu.

Ugljeni dioksid, CO_2 se često neispravno zove ugljenom kiselinom. Čuli smo da ga ima u vazduhu. Struji iz zemlje na više mjesta, a kadikada u ogromnim količinama. Tako na jednom mestu u Koloradu u Sev. Americi postoji izvor gde izlazi godišnje oko 60.000 tona ugljenog dioksida. Poznata je t. zv. pasja spilja (pećina) kod Napulja. Ima ga i u vulkanskim gasovima, a mnoge mineralne vode sadržavaju manje ili više ugljenog dioksida (kisele vode, kiselice ili kiseljaci). Pomenuli smo da dolazi u ogromnim količinama vezan u obliku karbonata (krečnjaka, dolomita i dr.). Nastaje pri raznim životnim procesima; na pr. kod disanja životinja i biljaka (disimilacija), kod alkoholnog vrenja i sl. U laboratoriju se dobiva iz kalcijumnog karbonata (mramora) sa sonom kiselinom u Kipovu aparatu (v. sl. 12):



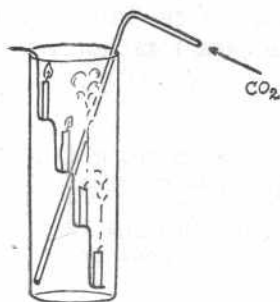
Ugljeni dioksid nastaje jednostavnim zagrevanjem bikarbonata ili karbonata:



Naveliko se dobiva pečenjem karbonata, ili se iskorišćuju i njegova prirodna vrela. U nekim fabrikama alkohola sakuplja se i čisti CO_2 , koji nastaje vrenjem. Takav ugljeni dioksid fabrikuje kod nas Teslićeva fabrika spirita u Sisku.

Ugljeni dioksid bezbojan je gas, slaba kiselkasta mirisa i ukusa. Teži je od vazduha. Nije otrovan, ali ne podržava disanja ni gorenja (sl. 42), pa u većim količinama guši zbog nedostatka kiseonika. Uz 24% CO_2 može naglo da nastupi smrt. Razmerno se lagano daje pretvoriti u tekuće stanje. Kritična temperatura mu je $31,3^{\circ}C$, a kritičan pritisak $72,9$ atmosfera.

U trgovinu dolazi u čeličnim bocama (sl. 7) u kojima se nalazi u tekućem stanju, ako je temperatura ispod $31,3^{\circ}C$.

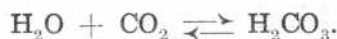


Sl. 42. Ogljed sa ugljenom kiselinom. Kroz cevčicu koja seže do dna cilindra uvodi se ugljeni dioksid, koji gasi upaljene svećice redom odozdo.

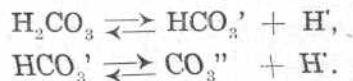
Pri višoj temepraturi je u gasovitom stanju. Okrene li se gvozdena boca bez ventila za redukciju s otvorom prema dole, a na otvor se priveže suknena kesica pa se CO_2 naglo izpušta iz boce može se u kesicu hvatati čvrsta ugljena kiselina koja izgleda kao sneg. Naime kad tekuća ugljena kiselina dođe od pritiska od nekih 70 atmosfera (koji vlada u boci) na obični pritisak, onda će ona nastojati da se što pre pretvori u stanje gasa. Toplotu, koja je za ovo isparavanje potrebna, uzimlje ona delomice samoj sebi, tako da se jedan deo ugljenog dioksida ispari, a jedan se deo zbog toga gubitka toplote opet toliko ohladi, da se pretvori u čvrsto stanje. Tako dobiveni sneg ugljene kiseline ima temperaturu — $78,5^\circ \text{C}$ i pretvara se pri običnom pritisku pomalo direktno u gasno stanje — sublimuje.

Sneg ugljene kiseline danas se presuje u hidrauličkim presama i dolazi u trgovinu u kompaktnim komadima kao suvi led. On ima pred običnim ledom prednost, što je suv, te je čist kod upotrebe, a kako ima mnogo nižu temperaturu nego obični led, to je i efekat hlađenja mnogo jači, a sam suvi led traje mnogo dulje od običnog. Danas se već i kod nas, produkuje a razasilje se poštom u posebnim kutijama od kartona. Osim za hlađenje upotrebljuje se i za lečenje nekih kožnih bolesti.

Ugljeni dioksid dosta se dobro rastvara u vodi. Pri 20°C uz 1 at. rastvaraju se 88 vol. delova u 100 delova vode. Pod pritiskom rastvara se još i više (soda-voda). Rastvor reaguje slabo kiselo, jer ugljeni dioksid reaguje s vodom dajući ugljenu kiselinu:



Reakcija je povratna, pa uz ugljenu kiselinu ima u vodi fizički rastvorenog ugljenog dioksida. Iz vodenog rastvora ne može se izlučiti u slobodnom stanju H_2CO_3 , jer se kivanjem vode ili mržnjenjem raspada i izlučuje CO_2 . Za gornju formulu govore formule njezinih soli (**karbonata**). Ona je dvobazna, i u vodenom se rastvoru disociira vrlo slabo prema jednačinama:



Gasoviti ugljeni dioksid upotrebljuje se za fabrikaciju soda-vode, za osveživanje raznih drugih pića i za konzervovanje piva.

VEZBE

- 1) Koliko grama i koliko litara CO_2 dobije se iz 100 g CaCO_3 ?
- 2) Koliko će litara CO_2 nastati sagorevanjem 12 g ugljenika?
- 3) Koliko % kiseonika ima u CO a koliko u CO_2 ?
- 4) Koliko će litara CO_2 nastati sagorevanjem jedne litre CO?
- 5) Koji sastavni delovi generatorskog i vodenoga gasa, gore?

Silicijum (Silicium), Si = 28,06

Silicijum, Si, je iza kiseonika najrasprostranjeniji elemenat u kori Zemljinoj. Ima ga oko 25%. U prirodi ne dolazi nikada elementaran, već uvek u obliku mnogobrojnih sjedinjenja, koja se redovno odvođe samo od silicijumnog dioksida, SiO_2 . Silicijumni dioksid dolazi vrlo često i sam kao kvare (kremen) ili kao sastavni deo drugih stena, na pr. granita. Sjedinjenja, koja se odvođe od silicijumnog dioksida, zovu se silikati, koji su vrlo mnogobrojni i različiti. Kao što je ugljenik elemenat, koji karakterizuje organske materije, tako silicijum karakterizuje anorganski svet. U živim organizmima silicijum igra sporednu ulogu. Neke ga trave sadržavaju u većim količinama, gde služi kao potporni materijal; a ima ga i u životinjskim organizmima.

Elementarni silicijum dobiva se redukcijom dioksida ili halogenida s magnezijumom, aluminijumom ili ugljenikom. Alkalni metali danas se više ne upotrebljuju, iako je prvi put silicijum dobiven tim putem. Prema uslovima dobivanja dobićemo silicijum u različnim oblicima i s različnim svojstvima pa se je ranije govorilo o raznim modifikacijama silicijuma. Danas se zna da su oni u stvari identični, a razlikuju se samo po stepenu disperziteta, primesama SiO_2 i sl. Dovoljno čist silicijum dobiva se redukcijom SiO_2 sa magnezijumom:



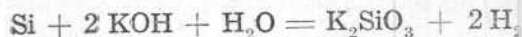
Tehnički silicijum dobiva se redukcijom kvarca s ugljenikom u električnim pećima uz prisutnost gvožđa. Na taj se način dobiva legura gvožđa i silicijuma, t. zv. **ferosilicijum**. Ona sadržava oko 70% silicijuma, a upotrebljava se kod dobivanja gvožđa. Kod nas fabrikuju ferosilicijum elektrohemijske fabrike u Jajcu u Vrbaskoj banovini (sl. 43) i u Rušama u Dravskoj banovini. Tehnički čisti silicijum sadržava 2—5% gvožđa, a upotrebljuje se kod dobivanja bakra. Kako silicijum s natri-



Sl. 43. Elektrohemijska fabrika u Jajcu.
(Bosansko d. d. za elektrinu.)

junim hidroksidom razvija vodonik, upotrebljuje se u vojsci za razvijanje vodonika kojim se pune baloni.

Ako je razvit u lepim kristalima, daje silicijum sjajne pločaste oblike teseralnog sistema. Krt je i daje se lako mrviti u prah. Topi se nešto iznad 1400° C. Ako je razvit u velikim kristalima, onda je hemijski slabo aktivan, ne rastvara se u kiselinama pa ni u fluorovodoničnoj. Pri visokoj temperaturi sjeđinjuje se s kiseonikom, azotom i vodonikom. S mnogim se metalima legira. Reaguje vrlo lako i s razređenim bazama te razvija pri tome vodonik:



Silicijumni dioksid, SiO_2 , nalazi se u prirodi kao kvarc (kremen). Ako sadržava manje ili više vode, dolazi kao opal, a u zemljastom obliku poznat je kao kremena zemlja.

Kvarc se nalazi u prirodi i u vrlo lepo razvitim i velikim kristalima trigonalnog sistema, i to u dve forme: Jedna okreće ravninu polarizovane svetlosti na levo a druga na desno. Na tim različnim formama mogu se naći ravnine koje stoje jedna prema drugoj kao predmet i slika u zrcalu; to su t. zv. simetrične kristalne forme. Od kvarca su poznate mnoge odlike o kojima se opširnije govori u mineralogiji. Međutim najčešće dolazi kvarc u obliku kvarcnog peska ili peščara. Pri 1600° C omekša, a topi se pri nekih $1700-1800^{\circ}$ C.

Silicijumni dioksid hemijski je vrlo resistentan. Od kiselina ga najeda jedino fluorovodonična kiselina stvarajući SiF_4 (str. 43). U vodi se praktički ne rastvara. Sa bazama i alkalnim karbonatima topljen daje alkalne silikate:



Kao kvarcni pesak dodaje se kreću i cementu. Po mogućnosti čisti kvarcni pesak upotrebljuje se za fabrikaciju stakla i porculana. Od njega se pravi i t. zv. kvarcno staklo. Ono ima vrlo mali koeficijent istezanja ($5,4 \times 10^{-7}$), te je stoga slabo osetljivo prema naglim i velikim promenama temperature. Osim toga ono podnosi i visoke temperature, a da se ne topi. Inače se razbije kao i svako drugo staklo, a i baze ga najedaju još više negoli obično staklo. Fabrikacija kvarcnog stakla dosta je teška, jer se ono mora obrađivati pri razmerno visokoj temperaturi. Prisutnost neznatnih količina alkalija učiniće da se takvo staklo kristalizuje i postane neupotrebljivo. To će se zbiti i onda, ako kvarcno staklo dulje vremena stoji pri visokoj temperaturi. Od kvarcnog stakla prave niti (vlakna) od nekoliko mikrona promera, koje se upotrebljavaju pri fabrikaciji nekih preciznih fizičkih aparata. Kvarcno staklo propušta ultravioletnu svetlost, pa se upotrebljuje za fabrikaciju t. zv. kvarcnih lampa (»veštačko visinsko sunce«, koje se upotrebljuje za lečenje tuberkuloze). U novije doba uspelo je u Americi proizvoditi velike blokove kvarcnoga stakla, koji su posve prozirni, te se mogu upotrebljavati za konstrukciju velikih teleskopa.

Čisti i prozirni prirodni kvarc služi u optici i kao ukrasni kamen. I različne se druge obojene odlike kvarca upotrebljuju ili kao ukrasno kamenje ili kao materijal za umetničke zanatske svrhe.

Silicijumni dioksid kiselina je karakterna, te se od njega odvođi **silicijumna kiselina**, od koje su poznate dve dobro definovane forme: H_2SiO_3 i $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$. To je beo lagan prah a vrlo je slaba kiselina, koja se vrlo slabo elektrolitički disociira. Njene se soli zovu **silikati**. U vodi su rastvorljivi samo alkalni silikati poznati pod imenom vodeno staklo. Dodamo li rastvoru vodenog stakla sone kiseline, izlučiće se silicijumna kiselina u obliku želatinozne mase (gel). Osim gornjih formula moguće su i različne druge, kod kojih SiO_2 i H_2O mogu da budu u različnim odnosima.

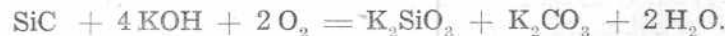
Silicijumna kiselina čini vrlo raznolike silikate, jer oni mogu uz različne količine SiO_2 da sadržavaju različne količine baznih oksida, tako da je mogućnost kombinacija vrlo velika.

Gel silicijumne kiseline (silikagel) prima u sebe još vode, a absorbuje i mirise i boje, te se upotrebljuje u medicini i tehnicima za sušenje i desodorizovanje namesto ugljena.

Karborundum, SiC, silicijumni karbid, dobiva se zagrevanjem kvarenog peska s koksom pri 2000° C u električnoj peći:



Fabrikuje se u glavnom po metodi Ečezna u fabrici na Niagarskim slapovima u Sev. Americi. U čistom stanju to su bezbojni kristali, koji su po tvrđini skoro jednaki dijamantu. Hemijski je vrlo resistentan. Ni pri visokoj temperaturi ne deluju na njega ni kiseonik ni sumpor, a hlor ga tek malo na površini nagriza. Ni najjače kiseline, pa ni fluorovodonična ne deluju na njega. Jedino ga najedaju hidroksidi alkalnih metala, ako se s njima topi uz prisutnost vazduha.



Pri temperaturama iznad 2000° C raspada se: silicijum se ispari, a ugljenik se pretvara u grafit.

Tehnički je karborundum tamno obojen od primesa, a zbog svoje vrlo velike tvrdoće upotrebljuje se za brušenje pila i glačanje predmeta od čelika i levanog gvožđa.

Bor (Borum), B = 10,82

Bor, B, se nalazi najčešće u obliku slobodne borne kiseline pod imenom sasolin, ili u obliku soli, kao na pr. boraks. Glavna su mu nalazišta u Italiji i Maloj Aziji, Tibetu i Peru.

U elementarnom stanju se može dobiti redukcijom trioksida, B₂O₃ sa elementarnim magnezijumom u obliku smeđeg praška. Iz rastopljeneog aluminijuma kristalizuje se u kristalima koji su gotovo tako tvrdi kao dijamant.

Najvažnije mu je sjedinjenje **borna kiselina**, H₃BO₃. Ona dolazi u sjajnim listićima, koji se slabo rastvaraju u vodi, a vodeni joj rastvor reaguje slabo kiselo. Jakim žarenjem prelazi u **borni trioksid**, B₂O₃. Soli su borati, odnosno poliborati, kao n. pr. **natrijumni tetraborat**, Na₂B₄O₇ ili boraks, **natrijumni metaborat**, NaBO₂.

Borna kiselina služi u medicini kao blagi antiseptikum. Boraks se naročito upotrebljuje kod fabrikacije specijalnih vrsta stakla (jensko staklo).

Oksidacijom borata sa vodoničnim peroksidom dobivaju se **perborati**, na pr., NaBO₃. Natrijumni perborat dodaje se sapunskim praškovima (radion, persil). Kod pranja raspada se perborat uz oslobađanje jednog atoma kiseonika, koji razara nečistoće i time ubrzava izbeljivanje.

Preljemo li borate koncentrovanom sumpornom kiselinom i dodamo koncentrovanog alkohola, nastaje estar borne kiseline koji zapaljen sagoreva zelenim plamenom. To je najkarakterističnija reakcija na borate.

Koloidi i kristaloidi

Već smo u uvodu čuli da stepen disperziteta u nekoj smesi može da se menja postepeno. Smesu, kod koje su čestice velike između 0,1 do 0,001 μ , zovemo **koloidnom** smesom. To ime dao je 1861 god. **Greem** (Th. Graham), a dolazi od grčke reči kola, što znači klija, kelje ili tutkalo.

Rastvor kuhinjske soli u vodi je čisto molekulski. Materije, koje daju molekulske rastvore s česticama, manjim od 0,001 μ zovemo **kristaloidima**.

Jedan od najvažnijih razloga, zašto su izabrane gornje granice za koloidno stanje, leži u tome, što se čestice, manje od 0,1 μ ne mogu više da vide pod običnim mikroskopom, a čestice ispod 0,001 μ ne vide se više ni pod ultramikroskopom.

U ultramikroskopu predmeti su osvetljeni sa strane, pa će svaka čestica pokazivati Tindlov efekat, tj. prikazaće se kao samostalan izvor svetlosti. Prirodno je da i taj efekat ima svoje granice, te on kod čestica ispod 0,001 μ već posve iščezava. Ultramikroskop je, dakle, 100 puta osetljiviji od običnog mikroskopa.

Danas znamo da su koloidne čestice još uvek agregati od stotina i tisuća molekula. U koloidnim se rastvorima čestice nalaze u stalnom kretanju (**Braunovo** [Brown] kretanje). To je kretanje to jače, što su čestice manje.

Koloidni rastvori prolaze kroz obični papir za filtriranje, (sa porama od 1 do 3 μ), ali ne prolaze kroz neke membrane. Obični papir za filtriranje zadržava, dakle, samo krupne disperzije, a propušta koloidne i molekulske rastvore. Ima, međutim, i takvih membrana, koje propuštaju samo molekulske rastvore, ali ne propuštaju koloide. Na tom se principu osniva t. zv. **dializa**. U tu se svrhu upotrebljuju neke prirodne i veštačke membrane. Prirodne su membrane mokraćni mehur i crevo, a veštački su pergamentni papir, celofan i sl. S pomoću dialize možemo, dakle, da rastavljamo koloide od kristaloida. Takvo rastavljanje možemo postići i t. zv. **ultrafiltracijom**, kod koje se upotrebljuju specijalni filtri koji zadržavaju samo koloide. Ultrafiltracija se provodi s pomoću pritiska.

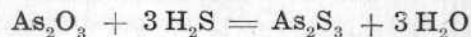
Metode za dobivanje koloidnih rastvora mogu biti ili čisto fizičke ili hemijske. Do koloidnih dimenzija možemo dospeti ili sitnjenjem krupnih sistema ili kondenzacijom molekularnih sistema.

Sitnjenje može biti čisto mehaničko s pomoću t. zv. koloidnih mlinova, koji mogu da smrve materijal približno do koloidnih dimenzija. Neke se materije u vodi rastvaraju u koloidne rastvore, kao, na pr., klija, želatina i agar. Propustimo li između krajeva dveju zlatnih žica, koje se nalaze pod vodom, struju od 110 volta i 10 ampera, nastaće pod vodom električni luk, kod čega će se od zlata otkidati čestice koloidnih

dimenzija koje daju crveno obojeni koloidni rastvor zlata. Iako je kompaktno zlato žute boje, njegov je koloidni rastvor crven.

Kondenzacijom možemo da dobijemo koloide na različne načine iz odgovarajućih molekularnih rastvora. Iz rastvora zlatnog hlorida možemo dobiti redukcijom s taninom ili kalajastim hloridom, koloidne rastvore zlata u modroj, crvenoj ili purpurnoj boji, što zavisi od veličine čestica. Provedemo li tu redukciju uz prisutnost želatine, možemo dobiti koncentrovaniji i postojaniji rastvor. Za želatinu kažemo da ima pri tome ulogu »zaštitnog koloida«.

Uvodimo li sumporovodonik u rastvor arsenskog trioksida, nastaje arsenski trisulfid



koji se rastvara u vodi kao žuti koloidni rastvor. Dodamo li tome rastvoru sone kiseline, izlučiće se arsenski trisulfid u obliku žutih pahuljica. Ova se pojava zove **koagulacija**. Mi kažemo da je **sol** arsenskog trisulfida prešao u **gel**. Ovakova se koagulacija može izazvati i zagrevanjem. Belance od jajeta rastvara se u vodi koloidno. Zagrejemo li ovakav rastvor, koagulovaće se (zgrušati) belance u belu mekanu masu, koju poznamo kod kuvanih (obarenih) jaja. Belance jajeta može se koagulovati i dodavanjem kiseline. Silicijumna kiselina može uz određene uslove također da čini sol, koji kuvanjem ili dodavanjem kiseline prelazi u gel (silikagel).

Ohladimo li vruć 1%-ni rastvor sapuna ili 1%-ni rastvor želatine, to će se oni stinuti (želatinovati) u kompaktnu prozračnu masu, koju zovemo galertom (pihtijom). Galerte su porozan materijal u kojega se porama nalaze znatne količine vode. Različni životinjski i biljni organi, mišići i razna druga tkiva, neke su vrste galerta. Sve te galerte ubrajamo također u koloide.

Neki koloidi menjaju s vremenom sasvim spontano svoja svojstva. Tako se, na pr., i hleb s vremenom menja (stari).

Mnogi koloidi imaju sposobnost da na svojoj površini kondenzuju (vežu adsorpcijom) gasove, mirise i boje. Spomenuli smo adsorptivna svojstva silicijumne kiseline (silikagel). Adsorptivna svojstva zavise u prvom redu od površine koloida. Ona su to veća, što je disperzija veća. Neobični porast površine povećanjem disperzije vidi se iz ovog primera: Razdelimo li kocku od dužine stranice 1 cm, koja ima površinu 6 cm², u kockice s dužinom stranice 0,000001 cm = 1 m μ (milimikron), dobićemo 10²¹ kocaka s ukupnom površinom od 6 ara. To veliko povećavanje površine razdeljivanjem tumači nam zašto je pojava adsorpcije razvita upravo kod koloida.

VEZBE.

- 1) Izrazi granice koloidnog stanja u cm, mm, i m μ .
- 2) Nabroj neke slučajeve Timdlova fenomena, koji su poznati iz običnog života.
- 3) Navedi neke koloidne i prave rastvore.

Opšte o metalima

Proučeni elementi: kiseonik, hlor, sumpor, fosfor, ugljenik, silicijum itd. čine grupu elemenata, koje zovemo **metaloidi**. Od nemanje su važnosti i **metali**.

Metali su po svojim svojstvima među sobom mnogo srodniji nego metaloidi. Da se to uoči, treba samo isporediti svojstva vodonika i ugljenika, hlora i sumpora, broma i fosfora.

Metali su neprozirni osim tankih listića zlata, srebra i još nekih drugih metala koji propuštaju nešto svetlosti. Svi su metali, osim žive, pri običnoj temperaturi čvrsti. Glatka površina metala pokazuje osobitu sjajnost, a boja im je bela ili siva, osim kod zlata ili bakra. Svi metali provode dobro toplotu i elektricitet, a najbolji su provodnici srebro i bakar. Različni metali imaju vrlo karakteristične spektralne linije. Kovanjem i valjanjem mnogi se metali tanje i izvlače, nakon čega zadrže trajno zadobiveni oblik. Metali se razlikuju među sobom po tvrđini. Neki su kao, na pr., natrijum i kalijum, mekani kao vosak, a olovo i kalaj dadu se rezati nožem, dok su ostali metali manje više tvrdi. Usijani komadi mnogih metala mogu da se sliju (zavare) kovanjem u jedan komad.

Čvrstina metala određena je brojem kilograma, koje on može da nosi u obliku žice sa prerezom od 1 mm². Gvožđe se može opteretiti po svakom mm² sa 40—100 kg, bakar sa 40, a olovo samo sa 2 kg.

Metale delimo po specifičnoj težini na lake i teške. Metali su laki, ako im je spec. težina ispod 5. Ovamo spadaju: Na, K, Ca, Mg i Al. Prva dva zovu se skupnim imenom također i alkalni metali. Teški su metali sa spec. težinom iznad 5. Najvažniji su teški metali: Zn, Fe, Sn, Pb, Cu, Hg, Au i Pt.

Oksidi metala obično su baznog karaktera, po čemu se izrazito razlikuju od oksida metaloida, koji s vodom daju kiseline. Prelaz između metala i metaloida čine amfoterni elementi, kao što su arsen i antimon (v. str. 67) a donekle kalaj, olovo i dr.

Svi metali nisu jednako otporni na vazduhu. Neki metali, kao na pr. natrijum, gvožđe, bakar i drugi, gube s vremenom svoju sjajnost i boju (rđaju ili korodiraju) na vazduhu pri običnoj, a još brže pri povišenoj temperaturi. To su **prosti metali**. Srebro, zlato i platina ne menjaju svoje boje ni sjajnosti (ne rđaju) na vazduhu, pa ih zovemo **dragi** ili **plemeniti metali**. Živa stoji na prelazu od prostih prema dragim metalima.

Plemeniti metali, uopšte odlikuju se vrlo slabim afinitetom prema drugim elementima, te se zato u prirodi i nalaze samo u elementarnom stanju. Te metale dobiva-

mo jednostavnim ručnim odabiranjem ili mehaničkim ispiranjem od peska i drugih mineralnih nečistoća. I neki prosti metali dolaze u prirodi također u elementarnom stanju, ali za dobivanje naveliko od važnosti su za sve samo njihova sjedinjenja. Teški se metali nalaze u prirodi sjedinjeni u velikim količinama, osobito sa kiseonikom i sumporom, te se ponajviše dobivaju iz tih sjedinjenja. Minerale, iz kojih dobivamo teške metale, zovemo uopšte **rudama**, a o postupku dobivanja metala naveliko uči nas posebna nauka **metalurgija**.

Iz oksidnih se ruda dobivaju metali redukcijom, a pri tome se sa metalom sjedinjeni kiseonik oduzima obično užarenim ugljenikom za što se obično upotrebljuje ugalj ili koks. U nekim slučajevima redukcija se oksida provodi uporedo i sa ugljenim monoksidom.

Kod metala, koji se pri visokoj temperaturi ne isparavaju (gvožđe), redukcija se s koksom vrši u otvorenim **visokim pećima**, dok se kod isparljivih metala (cinka) redukcija obavlja u zatvorenim **retortama** ili **muflama**. Metalnim oksidima, koji se teško redukuju, oduzimamo kiseonik s pomoću aluminijuma. Pri tome se postizava vrlo visoka temperatura, te se na taj način mogu dobivati iz oksida samo teško topljivi metali.

Ako se dobivaju metali iz sulfidnih ruda, treba rude prženjem na vazduhu najpre prevesti u okside, na pr.:



Ti se onda redukcijom prevode u metale na isti način kao što je pomenuto za oksidne rude. Iz sulfidnih ruda nekih skupocenijih metala odstranjuje se sumpor topljenjem sa gvožđem, jer ono može na sebe da primi sumpor:



Osobito čisti metali dobivaju se **elektrolizom** rastopljenih ruda. Laki metali, kao na pr. Na, K, Mg i Ca, dobivaju se također elektrolizom njihovih rastopljenih hlorida.

Istopljeni metali imaju svojstvo da se manje ili više rastvaraju jedan u drugom. Dobivenu manje više jednoličnu (homogenu) masu od više metala zovemo **legura**.

Natrijum (Natrium), Na = 22,997

Natrijum, Na, je razmerno jako raširen na zemaljskoj površini (2,3%). Važan je sastavni deo stena, a njihovim raspadanjem dolazi u ogromnim količinama u more i to najviše kao natrijumni hlorid (NaCl), a znatno manje u obliku natri-

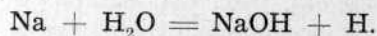
jumnog bromida i jodida (NaBr i NaJ). U nekim se jezerima nalazi u obliku karbonata (Na_2CO_3), u Čile se nalazi kao nitrat (NaNO_3), salitra. Na nekim je mestima u prirodi vezan u obliku sulfata i silikata. Neka njegova sjedinjenja (NaCl) imaju važnu ulogu u živim organizmima.

Elementarni natrijum u čistom stanju dobio je prvi **Devi** (H. Dawy) (sl. 44) godine 1808 i to elektrolizom rastopljenog



Sl. 44. Sir Humphry Davy (1778—1829).

natrijumnog hidroksida. Devi je na isti način prvi izlučio također i niz drugih elemenata (kalijum, magnezijum, kalcijum, stroncijum, barijum). To je metal beo poput srebra, te se daje rezati nožem. Topi se pri 97°C . Na prerezu je sjajan, ali se na vlažnom vazduhu brzo prevuče mutnim slojem hidroksida, pa se zato mora da čuva pod petroleumom. Spec. tež. mu je 0,97. Na vodi pliva, te je razlaže energično:



Stavi li se na vodu komad filterpapira, a na njega komadić natrijuma, zapali se on na filterpapiru jer natrijum ne može da se po vodi kreće, pa se sva toplota reakcije koncentruje na jednome mestu. Na suhu vazduhu sagoreva u Na_2O_2 . Rastvara se u živi i daje natrijumni amalgam. Oboji plamen žuto, što je najkarakterističnija i najosetljivija reakcija za natrijum i njegova sjedinjenja, pa se tako može dokazati pri-

sutnost od $3 \cdot 10^{-15}$ grama natrijuma. U spektru pokazuje vrlo karakterističnu žutu liniju (Spektralna analiza).

Natrijumni hidroksid, NaOH, kaustična kamena soda, bela je neprozirna kristalna masa, koja se lako rastvara u vodi uz jako oslobađanje toplote. Iz vodenog se rastvora kristalizuje sa 1 do 7 molekula vode. S kiselinama se vrlo žestoko sjeđinjuje uz vrlo jako razvijanje toplote. Na vazduhu upija i veže CO_2 i prelazi u karbonat. Rastvara se dobro i u alkoholu. Jako najeda kožu i izaziva rane. Sasvim čist dobiva se iz elementarnog natrijuma i vode. Inače se dobiva »kaustifikovanjem« sode s gašenim vapnom prema jednačini:



Nastali kalcijumni karbonat pada na dno, a natrijumni hidroksid ostaje u rastvoru iz kojega se dobiva isparavanjem. Tako dobiveni natrijumni hidroksid manje je više nečist i sadržava različne primese i vode. Čisti se tako što se ponovno rastvara u alkoholu, filtruje, alkohol ispari, zaostatak se rastopi pri povišenoj temperaturi i izlije u šipke (Natrium causticum in bacillis) ili u zrnca. U novije se doba dobiva elektrolizom natrijumnog hlorida kao produkt sekundarnog procesa na katodi. Kation Na^+ putuje prema katodi gde gubi pozitivni elektricitet i reaguje s vodom stvarajući hidroksid i vodonik. Na anodu putuje anion Cl^- i gubi svoj negativni elektricitet te se izlučuje u elementarnom stanju. Tako ga kod nas pravi Elektrohemijska fabrika u Jajcu.

Natrijumni hidroksid ima veliko tehničko značenje, jer se upotrebljuje u mnogim granama hemijske industrije (dobivanje sapuna, celuloze, veštačke svile, pranje tekstilija itd.). Upotrebljava se i u analitičkoj hemiji. Pred kalijumnim hidroksidom ima tu prednost što je mnogo jevtiniji.

Natrijumni hlorid, NaCl, kuhinjska so, morska ili kamena so, nalazi se u morskoj vodi i u različnim slanim jezerima (na pr. Mrtvo More), na različnim mestima zemaljske površine. Tu se je izlučio u obliku kamene soli (Vjelička i Bohnia u Poljskoj, Slanik u Rumunjskoj) pomešan često sa zemljastim primesama (Salckamergut u Austriji, Berhtesgaden u Nemačkoj, Tuzla kod nas) ili sa solima kalijuma, magnezijuma, kalcijuma (Štasfurt u Nemačkoj i Alzas u Francuskoj). Katkad dolazi razmerno vrlo čista kuhinjska so u kristalima, kockama, koje su katkada obojene modrom bojom. Zagrevani na vatri pucketaju, jer sadržavaju vode, koja se zagrevanjem širi. Spec. težina 2,16. Topi se pri 801°C . Pri 0°C rastvara se 35 delova u 100 delova vode, a pri 100°C 39 delova u 100 delova vode.

Rastvorljivost kuhinjske soli u vodi je dakle gotovo nezavisna od temperature.

Nečišćena kamena so kako se dobiva u rudnicima može se upotrebiti odmah za tehničke svrhe ili za stoku. Za ljudsku hranu mora se kristalizacijom čistiti. So se rastvara u vodi, rastvor se odluči od nerastvorljivih primesa i ispari se pri povišenoj temperaturi ukuhavanjem (varena so). Na taj se način dobiva kod nas so u Kreki i Simin-hanu kod Tuzle.

Iz mora dobiva se so ili prirodnim isparavanjem na t. zv. sonim gumnima (kod nas u Pagu [sl. 45], Stonu i Ulcinju)



Sl. 45. Sona gumna na otoku Pagu.

ili se morska voda smrzava, a u zaostatku zaostaje koncentrovani rastvor soli iz kojeg se dobiva daljim ukuvavanjem (Arhangelsk u Rusiji). Sva otvorena mora sadržavaju gotovo iste količine raznih sastojina. U Jadranskom Moru ima 2,9% NaCl, 0,5% $MgCl_2$, 0,13% $CaSO_4$, i oko 0,2% ostalih sastojaka. Dalmatinska so (sa Paga) sadrži 96,4% NaCl, 1,5% $MgCl_2$, 0,8% $MgSO_4$, 0,8% $CaSO_4$ i 0,1% u vodi nerastvorljivih materija. Paška so je zelenkasta od primešanih alaga, dok je stonska crvenkasta od primešane gline. So se počinje izlučivati na sonim gumnima kristalizacijom kad rastvor postigne 25,6° Bé. Čim zaostali matični lug pokaže 30° Bé, treba prestati sa kristalizacijom, jer bi se počeo izlučivati $MgCl_2$, koji soli daje grk ukus. Kuhinjska so sadržava ipak manje više $MgCl_2$ u sebi, pa je zbog toga vlažna i skuplja se u grude.

Godišnja potrošnja kuhinjske soli u Jugoslaviji iznosi oko 140.000 tona od toga naše solane produkuju oko 120.000 a ostatak se uvozi.

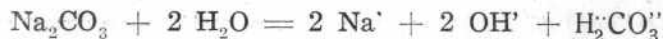
Kuhinjska so se upotrebljuje za začin ali i za fabrikaciju drugih hemijskih produkata (sode, natrijumnog sulfata).

Natrijumni nitrat, NaNO_3 , nalazi se u prirodi u ogromnim količinama u Južnoj Americi na pacifičkoj obali u Čile i Peru. Nova velika nalazišta pronađena su u najnovije doba u Jugozapadnoj Africi i u Centralnoj Australiji, ali se još ne iskorišćuju. U Južnoj Americi nalazi se kao ruda »kaliće«, koja je smesa od raznih soli (34,2% NaNO_3 , 32,0% NaCl , 8,4% Na_2SO_4 , 6,3% CaSO_4 , 2% MgSO_4 , 0,12% KClO_4 , NaClO_4 te nešto NaJO_3) uz nešto gline i peska. Postanak čilske salitre nije još konačno razjašnjen. Drži se da je nastala delovanjem nitrifikacionih bakterija na organsku materiju, koja u sebi redovno sadrži azota, ili iz stena delovanjem HNO_3 , koja je opet nastala direktnom sintezom iz vazduha električnim putem. Čilska salitra vrlo je higroskopna, te je zato uvek vlažna. Rastvorljivost u vodi sa temperaturom naglo raste. Upotrebljuje se u glavnom kao vešaćki gnoj i za dobivanje azotne kiseline. Čilska salitra zauzima u Južnoj Americi površinu od nekih 200.000 km^2 od kojih je proučeno samo nekih 6000 km^2 . Do rata je čilska salitra imala svetski monopol, te je godine 1917 produkovano 450.000 tona »čistog azota«, u obliku čilske salitre. Velik deo salitrenih plantaža bio je do nedavna u rukama nekih naših dalmatinskih iseljenika. Danas je produkcija manja, jer joj konkuriraju veštački azotni produkti.

Natrijumni karbonat, Na_2CO_3 , soda, nalazi se u prirodi na obalama različitih jezera, kao, na pr., Owens Lek u Kaliforniji, jezero Magadi u Britskoj istočnoj Africi, u Venezueli (zvana urao), a naročito u Egiptu, gde je već davno poznata pod imenom trona.

Soda se kristalizuje sa 10 molekula kristalne vode u velikim monoklinskim kristalima. Topi se pri $32,5^\circ\text{C}$ u svojoj kristalnoj vodi, a iznad 100°C gubi svu vodu, te se topi pri 853°C .

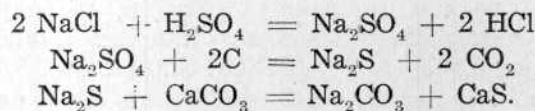
Na lakmus reaguje bazno, jer sa elementima vode daje jako disociirani natrijumni hidroksid i slabo disociiranu ugljenu kiselinu (hidroliza):



Ugljena kiselina nalazi se u rastvoru u pretežnoj količini nedisociirana što označujemo sa formulom $\text{H}_2\text{CO}_3''$ dok je NaOH potpuno disociiran, što uzrokuje baznu reakciju.

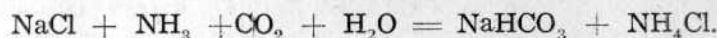
U 18 stoleću je napretkom industrije sapuna i stakla

počeo da se opaža nedostatak sode i potaše (K_2CO_3), te je Francuska akademija raspisala nagradu od 12.000 livra za veštačko dobivanje sode. Zadatak je rešio godine 1791 **Leblan** (Leblanc). Leblanov postupak sastoji se u tome što se zagrevanjem natrijumnog hlorida i sumporne kiseline najpre dobije natrijumni sulfat, koji se sa ugljenom redukuje u natrijumni sulfid, koji opet zagrevan s kalcijumnim karbonatom daje sodu i kalcijumni sulfid. Taj se proces daje prikazati ovim jednačinama:

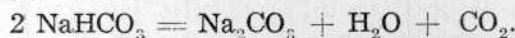


Iz ohlađene rastopljene mase ispere se soda s vodom i čisti se kristalizacijom.

Dobivanje t. zv. amonijačne sode uveo je u industriju godine 1861 **Solvej** (E. Solvay). Razvojem industrije gasa za osvetljenje i koks amonijak je toliko pojeftinio da se je mogao dobavljati u dovoljnim količinama. Postupak se sastoji u tome što se u zasićeni vodeni rastvor uvodi pri 30°C (uz hlađenje) amonijak do zasićenja, a onda se uvodi ugljena kiselina pod pritiskom. Reakcija teče po jednačini:



Nastali natrijumni hidrokarbonat rastvara se teže od amonijumnog hlorida i odeli se filtracijom, a zagrevanjem se dobiva od njega »kalcinována« soda:



Kod nas postoji tvornica sode po Solveju u Lukaveu kod Tuzle. Soda se naveliko upotrebljuje za fabrikaciju stakla i sapuna.

Natrijumni bikarbonat, NaHCO_3 , soda bikarbona, nastaje kao međuprodukt pri fabrikaciji sode po Solveju, a može se dobiti uvođenjem CO_2 u NaOH . Bljutavog je ukusa, a upotrebljuje se u medicini za neutralizovanje suviše kiseline u želucu, a pomešana s vinskoum kiselinom upotrebljuje se za pravljenje veštačkih penušavih pića i mesto kvasca u pekarstvu. I on reaguje alkalno zbog hidrolize.

VEZBE

- 1) Kolika je procentna koncentracija zasićenog vodenog rastvora kuhinjske soli pri 0°C i pri 100°C ?
- 2) Koliko procenata natrijuma i hlorida ima u natrijumnom hloridu?
- 3) Koliko se dobiva kilograma NaOH iz 100 kg Na_2CO_3 ?
- 4) Koliko procenata vode ima u kristalnoj sodi?
- 6) Napiši jednačinu za hidrolizu natrijumnog bikarbonata.

Kalijum (Kalium), K = 39,096

Kalijum, K, dolazi u obliku različnih silikata u kamenju i stenama. Trošenjem i vetrenjem dolaze kalijumna sjedinjenja u vodu. Dok natrijum u obliku hlorida dospe sve do mora, to se kalijumne soli vežu uz humus i dolaze u biljke u kojima se gomilaju u velikim količinama. To i jest razlog što kalijumnih soli ima razmerno malo u moru, a mnogo u pepelu biljaka.

Velike se naslage kalijumnih soli nalaze u Srednjoj Nemačkoj (Štassfurt) i u Alsasu u Francuskoj. U novije doba nađena su veća nalazišta kalijumnih soli i u Španiji, Rusiji, Peru i Tunisu. Te su soli nastale isparavanjem velikih količina morske vode u zatvorenim morima. Najpre su se izlučile najteže rastvorljive soli (gips, kuhinjska so), a kad se je voda isparila, izlučile su se i kalijumne soli koje su lako rastvorljive. Posle su kiše te soli saprale na druga i dublja mesta, gdje su bile sakrivene od daljega delovanja atmosferilija. Najvažnije su od tih soli: silvin, KCl, karnalit $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$, kainit, $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, polihalit, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ i mnoge druge.

Sve do polovice 19 stoleća nije bilo prave upotrebe za kalijumne soli. Uskoro se je počeo upotrebljavati silvin za dobivanje kalijumnog nitrata iz čilske salitre. Prava upotreba počinje tek 1861, kad je **Frank** upozorio na značenje nauke **Libiga** (J. Liebig) o veštačkom gnojenju i specijalno o značenju kalijuma za poljoprivredu. Tako su jednim mahom do tada bezvredne kalijumne soli (nem. »Abraumsalze«) postale jedan od velikih izvora narodnog blagostanja u Nemačkoj. Kalijumne soli omogućile su uz ostala veštačka gnojiva da se u Nemačkoj podigne intenzivna poljoprivreda i na razmerno lošoj peskovitoj zemlji (šećerna repa, krompir, žito i sl.). Kako su se te soli nalazile samo u Nemačkoj, to su ih ostale zemlje morale odatle uvoziti. Nalazišta u Alsasu pripala su posle rata Francuskoj.

Kalijum se dobiva elektrolizom rastopljenog kalijumnog hidroksida, ali se ne upotrebljuje tehnički, jer je preskup i odviše energično deluje. Po spoljašnjem izgledu mnogo naliči na natrijum, samo što mnogo energičnije razlaže vodu, tako da se pri tome vodonik upali i gori ljubičastim plamenom. Zbog njegova velikog afiniteta prema kiseoniku čuvamo ga pod petroleumom. Spec. težina mu je 0,86.

Kalijumni nitrat, KNO_3 , kalijumna salitra, cvate u suvim krajevima iz zemlje, gde nastaje nitrifikacijom organskih otpadaka i ekskremenata. Odatle dolazi i ime sal petrae (fran.

salpêtre). Tako se nalazi u Egiptu, Indiji i Tibetu. Kako je upotreba baruta sve više rasla nisu dostajala prirodna nalazišta salitre, te su je fabrikovali u salitrenim plantažama (salpêtrières). Krečnjak i pepeo polevali su se urinom i gnojnicom, pri čemu se je organski azot oksidovao u azotnu kiselinu i činio $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, iz kojeg je izmenom s K_2CO_3 iz pepela, nastajala kalijumna salitra, koja se je vodom izvlačila i kristalizacijom čistila. Danas se dobiva »konverzijom« čilske salitre sa kalijumnim hloridom u vrućem rastvoru, prema jednačini:



Vruć se rastvor najpre odlije od izlučenog nerastvorenog natrijumnog hlorida, a onda se hlađenjem rastvora pusti da kistalizuje salitra.

Crni barut sastoji se od smese 75% KNO_3 , 15% uglja i 10% sumpora. Za fabrikaciju baruta ne može se upotrebiti čilska salitra, jer je ona higroskopna. Ugalj se pravi od jablanova ili vrbova drveta ili od slame. Sumpor mora biti mrvljen, a ne sumporni cvet. Smesa se ovlaži i formira u veća ili manja zrnca, prema različnim potrebama. Sagorevanje baruta odgvara približno jednačini:



Kod toga nastaje također nešto K_2SO_4 i K_2CO_3 .

1 kg baruta razvija oko 300 litara gasova (CO_2 i N_2 uz normalne prilike. No volumen je zapravo nekih 10 puta veći, jer pri eksploziji baruta naraste temperatura na 2000°C .

Salitra se upotrebljuje i za konzervovanje mesa.

Kalijumni karbonat, K_2CO_3 , potaša, poznat je iz prastarih vremena, a dobiva se još i danas iz pepela lisnatog drveća i iz vode kojom je prana ovčja vuna. Danas se većinom dobiva iz silvina ili karnalita po Leblanu.

Iz rastvora se dobije potaša kao beo kristalan prah. Topi se pri 900°C , a vrlo se lako rastvara u vodi. Rastvor reaguje alkalno zbog hidrolize. Upotrebljuje se za fabrikaciju mekanih (mazivih) sapuna i za neke vrste stakla.

VEZBE

- 1) Koliko se dobiva konvertovane salitre iz jedne tone čilske salitre i koliko treba za to kuhinjske soli?
- 2) Od čega se sastoji dim crnog baruta?

Amonijumne soli

Amonijumni hidroksid, NH_4OH , nastaje sjedinjenjem amonijaka sa vodom, kod čega se on odmah u vodi disociira na kation NH_4^+ i anion OH^- prema:



Ta je baza u mnogome slična vodenom rastvoru KOH, te s kiselinama daje soli koje su također u mnogome slične kalijumnim solima. Sam radikal NH_4 ne može inače sam za sebe da postoji. Isto tako ne može ni amonijumni hidroksid NH_4OH da postoji samostalno, jer se raspada na NH_3 i H_2O prema gornjoj povratnoj jednačini.

Amonijumni hlorid, NH_4Cl , salmijak, nišador, poznat je od davnine. Nalazi se uz neke vulkane, a ime salmijak dolazi od sal ammoniacum prema Amonovoj oazi, gdje se je dobivao suvom destilacijom kamiline (devine) balege. Danas se dobiva iz amonijačnih voda koje nastaju pri destilaciji kamenog uglja. Lako se rastvara u vodi i jaka je ukusa. Otrovan je kao i sve amonijumne soli. Izazivlje jako znojenje. Zagrevanjem se termički disociira (raspada) u NH_3 i HCl , a pri ohlađivanju te se komponente opet vežu natrag u NH_4Cl . Zbog slobodnog HCl , koji se stvara zagrevanjem salmijaka, upotrebljuje se on pri lemljenju, jer se prevlaka oksida pretvori u isparljive hloride, koji se izgube, a površina ostane sjajna i glatka. Velike se količine upotrebljuju za fabrikaciju **Leklanševih** (Leclanché) galvanskih suvih ćelija i baterija.

Amonijumni sulfat, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, dobiva se neutralizacijom amonijačne vode sumpornom kiselinom. Upotrebljuje se kao veštački gnoj.

VEŽBE

- 1) Kako disociiraju amonijumni hlorid i amonijumni sulfat u vodi?
- 2) Kako će se termički disociirati amonijumni sulfat pri višoj temperaturi?

Magnezijum (Magnesium), $\text{Mg} = 24,32$

Magnezijum, Mg , se nalazi u velikim količinama na zemaljskoj površini (2,1%) kao magnezit, MgCO_3 , a još češće kao dolomit, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Ima ga i u morskoj vodi u obliku soli. Od magnezijumnih silikata treba spomenuti olivin, $(\text{MgFe})_2\text{SiO}_4$, talk $\text{Mg}_3\text{H}_2(\text{SiO}_3)_4$, serpentin $\text{Mg}_3(\text{OH})_4\text{Si}_2\text{O}_5$, morsku penu $\text{Mg}_2\text{Si}_3\text{O}_8 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Azbest je također uglavnom magnezijumni silikat. Magnezijum se nalazi u živoj prirodi najviše u hlorofilu.

Magnezijum ima vrlo veliki afinitet prema kiseoniku, pa se ne može dobiti običnom redukcijom sa ugljem, nego elektrolizom rastopljenog magnezijumnog hlorida (karnalita) uz dodatak fluorita CaF_2 , koji snizuje tačku topljenja. Magnezijum je metal beo poput srebra, koji se na vlažnom vazduhu brzo

prevuče slojem oksida, a zapaljen izgori u MgO. Sagorevanjem se oslobađa velika količina toplote: $\text{Mg} + \text{O} = \text{MgO} + 144 \text{ cal}$, te se postizava vrlo visoka temperatura. U hladnoj vodi se ne menja, ali se lako rastvara u kiselinama. Spec. težina mu je 1,74.

Dolazi u trgovinu kao žica i prah. Smesa magnezijuma i kalijumnog hlorata upotrebljuje se za veštačko osvetljenje u fotografiji (v. str. 9). U različnim legurama s aluminijumom daje vrlo lak i otporan materijal koji se upotrebljuje za izgradnju pojedinih delova automobila i aviona.

Magnezijumni oksid, MgO, magnezija usta, nastaje sagorevanjem magnezijuma na vazduhu, a tehnički se dobiva žarenjem magnezita, MgCO_3 , te se upotrebljuje kao sredstvo za izolaciju toplote. U vodi se vrlo slabo rastvara i posle duljeg vremena prelazi u **magnezijumni hidroksid**, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Magnezijumni hlorid, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, vrlo je higroskopan. Zagrevanjem ne ispušta samo kristalnu vodu, već se i raspada, ispuštajući sonu kiselinu:



I to je jedan slučaj hidrolize.

Koncentrovani rastvor magnezijumnog hlorida sa magnezijumnim oksidom daje plastičnu masu, t. zv. magnezijumni cement ili **Sorelov cement**, koji se sastoji od $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ i od baznog hlorida, Cl-Mg-O-Mg-Cl. Pomeša li se takva smesa s drvenom pilovinom ili sa samljevenim plutom, dobiva se t. zv. »ksilolit« (drveni kamen) od kojega se prave podovi.

Magnezijumni sulfat, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, gorka so, nalazi se u prirodi uz kalijumne soli kao kizerit sa jednim molekulom vode, a ima ga i u nekim mineralnim vodama (Karlove Vari).

Magnezijumni karbonat, MgCO_3 , dolazi u prirodi kao magnezit ili pomešan s kalcitom kao dolomit. Žarenjem gubi CO_2 pa prelazi najpre u bazni karbonat, a onda u oksid. Dodamo li rastvoru magnezijumne soli alkalnoga karbonata, taloži se beo fini prah od baznog karbonata približnog sastava $3 \text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, koji dolazi u trgovinu pod imenom »magnezija alba«, a upotrebljuje se kao bela boja, za zubni prašak i za čišćenje uopšte.

Magnezijumni silikati nalaze se u prirodi u obliku pomenutih različitih minerala.

VEZBE.

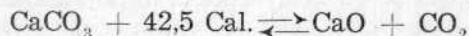
- 1) Napiši jednačinu za nastajanje magnezijumnog oksida žarenjem magnezita.
- 2) Zašto iz rastvora magnezijumnog hlorida vodena para isteruje sonu kiselinu?

Kalcijum (Calcium), Ca = 40,08

Kalcijum, Ca, je vrlo raširen u prirodi (3.18%), i to najviše u obliku krečnjaka, vapnenca ili kalcita, CaCO_3 , koji je nastao taloženjem mnogobrojnih vodenih životinja, koje sadržavaju krečnjaka u svom organizmu (školjke, puževi, amoniti). U velikim vremenskim razmacima (eonima) nagomilalo se je krečnog materijala u ogromnim naslagama, koje su se pomicanjem zemaljske kore savijale, deformirale, lomile, te su tako nastale čitave vapnenačke gore, (na pr. Alpe i naš Krš ili Karst). Na taj su materijal i dalje delovale atmosferlije (voda i ugljena kiselina), zbog čega su vapnena brda uvek tako izlomljena, izgledana i šiljasta. Iz vrućih vrela taloži se kalcijumni karbonat kao aragonit. Ako je krečnjak dospao uz visoki pritisak na visoku temperaturu, pretvorio se je u mramor (mermer) (na pr. Karara u Italiji, a kod nas Hvar i Venčac). Gips (sadra), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ i anhidrit, CaSO_4 , također su česti minerali. Osim toga dolazi kalcijum u raznim silikatima.

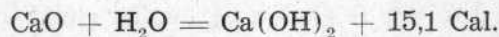
Elementaran kalcijum se dobiva elektrolizom smese kalcijumnog fluorida i hlorida uz temperaturu od 600°C . Dobije se srebrenastobeo, čvrst i žilav metal, koji sam nema prave upotrebe. Dodaje se nekim legurama. Sp. težina mu je 1,55.

Kalcijumni oksid, CaO, paljeni, pečeni ili živi kreč ili vapno, dobiva se tehnički na veliko paljenjem krečnjaka u posebnim pećima krečanama ili vapnenicama. U te se peći baca smesa krečnjaka i koksa, a reakcija teče po jednačini:



U fabrikama šećera i sode, gde je potreban, hvata se i ugljeni dioksid, a inače se slobodno ispušta. Pečenje se vrši između 775 i 830°C , a za 100 kg pečenog kreča potrebno je 18 kg ugljena i 7000 Cal.

Čisti kalcijumni oksid dobiva se iz mramora, te je onda bele boje i amorfan. Tehnički je nečist, kad sadržava sjedinjenja magnezijuma, aluminijuma i gvožđa, pa je žućkast ili siv. Sa vodom reaguje po jednačini:



Taj postupak zove se gašenje kreča (vapna) pri čemu se znatno povisuje temperatura.

Kalcijumni hidroksid, Ca(OH)_2 , gašeni kreč (vapno), daje belu masu koja pri 450°C gubi opet svu svoju vodu. U 100 cm^3 zasićene »krečne vode« ima pri 55°C 0,132 CaO, a kod 100°C 0,06 g CaO. Taj rastvor reaguje jako bazno a sa CO_2 se muti, jer se taloži CaCO_3 , pa se zato upotrebljuje kao reagens

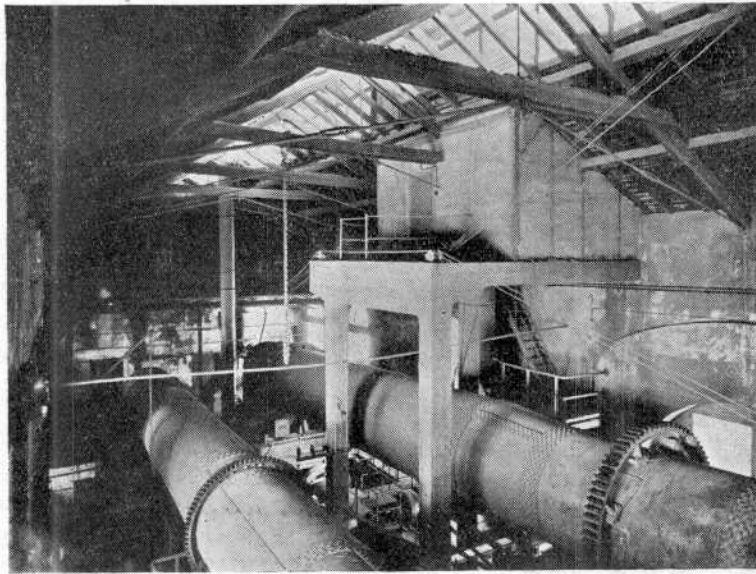
na ugljeni dioksid. U vodi uzmućeni kalcijumni hidroksid daje mutnu tekućinu koja se dosta dobro i dugo drži kao koloidna suspenzija (krečno mleko). Kod gašenja kreča dodaje se toliko vode, dok ne nastane gusta kaša. Ako je kreč čist, nastaje bela masa, te se zove mastan kreč. Ako ima stranih pri-mesa, onda se pod prstima ne oseća mastan, pa se zove mršavi kreč.

Malter (žbuka, mort) upotrebljuje se od pradavnih vre-mena u građevinarstvu. Pravi se tako da se gašeni kreč u mokrom stanju meša sa peskom. Gašeni kreč mora neko vreme stajati, da sav oksid pređe u hidroksid, jer bi se inače naknadnim primanjem vode, malter raspadao. Otvrđivanje maltera vrši se primanjem ugljenog dioksida iz vazduha, pri čemu se kalcijumni hidroksid pretvara u tvrdi kalcijumni karbonat:



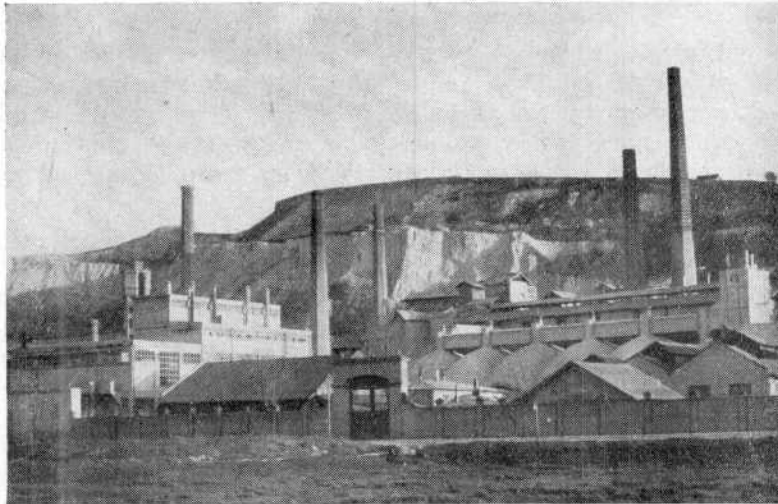
Kalcijumni karbonat čvrsto povezuje međusobno zrnca peska. Pesak ima zadaću da čini malter poroznim, kako bi mogao u njega prodrati ugljeni dioksid iz vazduha. Tim delovanjem ugljenog dioksida oslobađa se voda, pa su zato nove gradnje ispočetka vlažne. Proces otvrđavanja i sušenja se može ubrzati što se u posebnim gvozdanim kotaricama pali koks, koji ne samo da zagrevanjem tera vodu, već i razvija ugljeni dioksid koji se veže sa malterom. Kod starih zidova je često malter tvrdi od samog kamena; on naime delomice reaguje sa peskom, pa se pretvori u kalcijumni silikat.

Cementi mogu biti različenog porekla i različenog hemijskog sastava, a imaju svojstvo da otvrdnu s vodom ne samo na vazduhu već i pod vodom. Već su stari Rimljani znali da samljeveni vulkanski pepeo otvrdne s vodom (pucolan). Ti prirodni cementi po svom su sastavu različitog kvaliteta i često zaostaju za veštačkim cementom. Veštački cement, t. zv. **portland-cement** (**Džonson** [Johnson], 1848) proizvodi se u novije doba (od 1900) u velikim količinama. Smesa krečnjaka i aluminijumnog silikata (gline), koja dolazi često u prirodi u povoljnom odnosu (lapor ili tupina), priprema se i veštački, te se prži pri 1370 do 1430° C u ogromnim cilindričnim pecima koje se polagano rotiraju u horizontalno malo nagnutom položaju (sl. 46). Pri tome izlazi voda i ugljena kiselina, a materijal se delomice na površini rastopi (sintruje) i skupi u komade tvrde poput kamena (klinker), koji se fino samelju i obično mešaju sa 2 do 3% gipsa. Tako dobiveni cement pomešan s vodom stvrdne se već za nekoliko sati u masu tvrdnu poput kamena. Hemizam ovoga otvrdnuća danas je još slabo poznat. Kvalitet cementa može se direktno odrediti ispitivanjem meha-



Sl. 46. Tvornica cementa u Trbovlju. Rotacione peći.

ničkih svojstava na otpornost prema pritisku i kidanju. Cement se redovno meša sa šljunkom da mu bude otpornost veća, da bude izdašniji i da se smanji stezanje. Tako se dobiva **beton**. Kod nas postoje fabrike cementa u Splitu, Zagrebu (Podsused), Trbovlju (sl. 46), Beočinu (sl. 47), Ralji i drugde.



Sl. 47. Tvornica cementa u Belišću. Straga se vidi brdo od kojega se otkapa lapor.

Hlorni kreč (lat. *calcaria chlorata*) se pravi tako što se hlor uvodi u gašeni kreč:



To je zapravo na pola kalcijumni hlorid a na pola hipohlorit. Hlorni kreč izlučuje se kiselinama (sonom, ugljenom) elementarni hlor, koji onda reaguje oksidaciono (v. str. 45) pa se zato opskrbljuje za belenje i desinfekciju.

Kalcijumni hipohlorit, Ca(OCl)_2 , kaporit, ima još više aktivnog hlora nego klorni kreč, pa se danas mnogo upotrebljuje.

Kalcijumni sulfat, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, gips ili sadra, dolazi u prirodi u monoklinskim kristalima, a poznate su odlike marijino staklo i alabaster. Zagrevanjem do 130°C gubi delomice kristalnu vodu pa prelazi u hemihidrat $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, pečeni gips; daljnjim zagrevanjem gubi i tu vodu, pa nastaje anhidrit CaSO_4 , koji se nalazi i u prirodi. Pečeni gips prima u sebe vodu pri čemu se zagreje pa prelazi natrag u gips sa dve molekule vode, povećavajući kod toga svoj volumen. Na tome svojstvu osniva se njegova upotreba za gipsane odleve, stukaturu, gipsane povoje u medicini i sl. Ako je gips bio zagrevan preko 200°C , gubi svu vodu i ne može više da otvrdne primanjem vode (mrtvi gips). Zagrevanjem do 900°C raspada se po jedinačini:



Ako je to zagrevanje trajalo kratko vreme, nastaje smesa koja se sastoji od kalcijumnog oksida i kalcijumnog sulfata koji opet željno prima vodu. To je t. zv. estrih, koji se upotrebljuje za pravljenje podova i plafona. Gips, pomešan sa magnezijumnim oksidom, upotrebljuje se mesto krede za pisanje na školskoj tabli.

Kalcijumni fosfati nalaze se u prirodi kao fosforit, trikalcijumni fosfat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (Florida i Alžir), ili kao apatit, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2 \cdot (\text{CaCl}_2)$. Glavni je mineralni sastavni deo kosti trikalcijumni fosfat. Guano je nastao od ptičjih izmetina, a sastoji se u glavnom od trikalcijumnog fosfata. Trikalcijumni fosfat ne rastvara se u vodi. Nepotpunim zasićenjem vapnenog mleka sa fosfornom kiselinom nastaje **dikalcijumni** (sekundarni) **fosfat**, CaHPO_4 , koji se ne rastvara u vodi. **Monokalcijumni** (primarni) **fosfat** $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ rastvara se u vodi, a nastaje delovanjem sumporne kiseline na trikalcijumni fosfat.



Tako nastala smesa zove se »superfosfat«, a upotrebljuje se kao veštački gnoj.

Pri dobivanju gvožđa dobiva se t. zv. Tomesova troska, koja se u glavnom sastoji od kalcijumnog pirofosfata $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Fino samljevena pristupačna je biljkama, jer se rastvara u slabim kiselinama, pa se i ona upotrebljuje kao veštački gnoj.

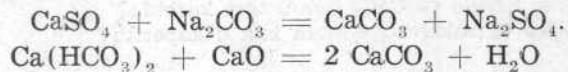
U Jugoslaviji postoje tri fabrike superfosfata: Hrastnik, Koprivnica i Subotica.

Kalcijumni karbonat, CaCO_3 i **kalcijumni hidrokarbonat**, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ nalaze se vrlo često u prirodi. Karbonat se nahodi kao heksagonski krečnjak, vapnenac ili kalcit, ili kao rompski aragonit. Kristali sasvim čistog krečnjaka pokazuju dvogubo prelamanje svetlosti, pa su poznati pod imenom islandskog kalcita i upotrebljuju se za pravljenje optičkih sprava. Krečnjak pokazuje često svoje organske poreklo time što se u njemu nalaze ostaci ljušturica morskih životinja od kojih je nastao (ljušturasti krečnjak). Ako su ti ostaci vrlo sitni, onda se to zove kreda. Mramor (mermer) je mogao nastati iz krečnjaka pri visokoj temperaturi i visokom pritisku, uz koje je uslove mogao da se rastopi i da se kristalizuje. Kalcijumni karbonat vrlo se slabo rastvara u vodi (1:100.000), dok se hidrokarbonat vrlo lako rastvara (1:77). Zato se krečnjak lako rastvara u vodi u kojoj ima ugljene kiseline (jer se stvara hidrokarbonat). Kuvanjem vodenog rastvora hidrokarbonata ispušta on ugljenu kiselinu i vodu. Reakcija je dakle povratna.



To je i razlog što se kuvanjem »tvrde« vode izlučuje »kamen« u parnim kotlovima koji čvrsto prijanja uz stene kotla pa time vrlo štetno deluje. Tvrda voda nije zgodna ni za pranje sa sapunom (to su natrijumne soli masnih kiselina), jer se stvaraju u vodi nerastvorljive kalcijumne soli masnih kiselina, pa se jedan deo sapuna na taj način istaloži i izgubi.

Tvrda voda može da »omekša« dodavanjem kreča i sode, koji deluju po sledećim jednačinama:

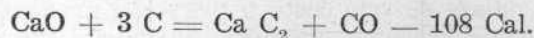


Talog CaCO_3 , se ukloni, a rastvoreni Na_2SO_4 ne smeta, jer se izlučuje na dnu kotla kao mulj, koji se lako može ukloniti.

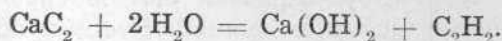
Osim toga načina upotrebljuje se i noviji način sa »permutitom«. To je prirodni ili veštački natrijumno-aluminijumni silikat — zeolit — $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{H}_4(\text{SiO}_4)_3$, koji iz tvrde vode veže

kalcijumni ion, a otpušta natrijum. Takav permutitni filter može se regenerirati, ako se ispere sa rastvorom kuhinjske soli ili sode, pa će natrijum ponovno istisnuti kalcijum, tj. kalcijumni permutit preći će natrag u natrijumni. Izvorske vode su obično jako tvrde, kišnice i rečne vode su mekane. Tvrda voda ima ugodniji ukus nego mekana, koja je bljutava.

Kalcijumni karbid, CaC_2 , nastaje topljenjem smese pečnog kreča i ugljena u električnim pećima (elektrotermijski proces):



Proces je vrlo endoterman. — Čist karbid čini lepe sjajne kristale, a tehnički je onečišćen pa čini sivu amorfnu masu. Sa vodom reaguje dajući gašeni kreč i acetilen po jednačini:



Tehnički karbid sadrži uvek nešto kalcijumnog fosfida Ca_3P_2 , pa razvija uz acetilen također i fosfin (PH_3) od čega poteče onaj neugodan miris.

Kod nas produkuju kalcijumni karbid elektrohemijske fabrike u Jajcu i u Rušama.

Kalcijumni cijanamid, CaCN_2 , krečni azot dobiva se tako da se preko zagrejanog i fino samljevenog kalcijumnog karbida prevodi azot. Materijal treba samo na početku zagrejati jer je reakcija egzotermna, pa posle teče sama od sebe. Da bi reakcija brže tekla dodaje se nešto kalcijumnog hlorda CaCl_2 . Reakcija teče po jednačini:



Cijanamid se upotrebljuje kao veštački gnoj i za dobivanje amonijaka (v. str. 37). Fabrike se također u Rušama (sl. 48).

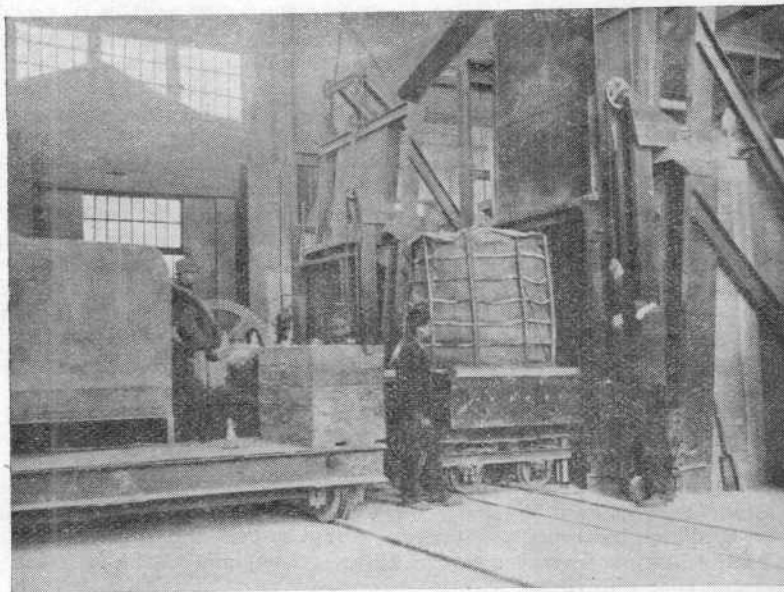
VEZBE

- 1) Koliko % gubi mramor paljenjem?
- 2) Iz 1 kg kupovnog (nečistog) kalcijumnog karbida dobiva se 280 l acetilena. Koliko % CaC_2 ima u tom karbidu?
- 3) Koliko % »aktivnog« hlora ima u kaporitu?

Staklo

Staklo je bilo poznato već u prehistorijsko vreme. Staklo je smesa silicijumnog dioksida, kalcijumnog i nekih drugih silikata, a sadržava često i neke druge primese.

Obično, natrijumno ili mekano staklo dobiva se topljenjem smese peska (SiO_2), krečnjaka (CaCO_3) i sode (Na_2CO_3) u posebnim pećima. Hemijski sastav mu je otprilike $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$; razmerno se lako topi.



Sl. 48. Tvornica za dušik d. d. Ruše. Kalcijumni cijanamid se dobiva tako, da se fino samljeveni kalcijumni karbid koji se nalazi u papirnatim vrećama, uvozi u gvozdanim kotaricama u kanalne peći, u koje se uvodi čisti azot, dobiven frakcionom destilacijom tekućeg vazduha.

pa se upotrebljuje za prozore, ogledala, boce, čaše i sl. Ako je nečisto, jer je pomešano sa gvoždem, onda je zelene boje, koja potiče od gvozdennastog silikata. Boce se prave tako što se dugačka gvozdена cev («staklarska hula») zamoči u rastoplјenu staklenu masu pa se izduva u odgovarajućem modelu. Kako je takav posao naporan i spor, to se danas prave boce mehanički u t. zv. **Onovoj** (Owen) peći koja je vrlo komplikovane konstrukcije, a može da zameni pedeset ljudi i da na sat fabrikuje do 10.000 boca. Staklene ploče za ogledala prave se tako što se izduvaju kao velike boce cilindričnog oblika, koje se onda uzduž razrežu i razvaljaju. Ogledala se mogu također i direktno levati u ploče i izravnati sa vrućim valjcima. Danas se već mogu od stakla levati i čitave kade za kupanje. U automobilskoj industriji upotrebljuje se staklo koje se u slučaju nezgode neće razleteti u mnogo komadića, koji bi mogli ozlediti vozače. Takvo se staklo sastoji od dve staklene ploče između kojih se nalazi sloj celuloida, a sve je to dobro komprimovano u kompaktnu celinu. Slično su konstruovana stakla na gasnim maskama. Za prozore na bankama upotrebljuje se takvo nerazorivo staklo koje se sastoji od pet staklenih ploča, povezanih celuloidom; takvo staklo ne može da probije ni tane iz mitraljeza iz daljine od 15 metara.

Tvrdo ili kalijumno staklo sadržava kalijum namesto natrijuma, a za dobivanje se upotrebljuje potaša namesto sode. Ono se teže topi i resistantnije je protiv nagle promene temperature, pa se upotrebljuje u hemijskim laboratorijama. Ovamo spada t. zv. češko i tirinško staklo.

Olovno staklo ima otprilike sastav $K_2O, PbO, 6SiO_2$. Ono jako prelama svetlost pa se upotrebljuje kao ukrasno — kristalno staklo.

Jensko staklo ima otprilike sastav $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{B}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Ono je vrlo resistantno prema naglim promenama temperature a i prema kiselinama i bazama. Da bude još resistantnije, CaO se zamenjuje sa BaO i ZnO.

Pajreks (pyrex) je staklo američkoga porekla a ima da zameni jensko staklo; sadrži 80% SiO_2 i 12% B_2O_3 .

Kraun i flint se upotrebljuju za konstrukcije ahromatičkih optičkih leća (sočiva). Kraun je magnezijumni ili barijumni borofosfat i ne sadrži silicijumne kiseline. Flint je olovni aluminijumni borosilikat.

Obojena stakla dobivaju svoju boju od različnih primesa. Gvozdeni oksidi daju zelenu do tamno smeđu, hromni oksid daje zelenu boju, a bakrenasti oksid obojadiše neka stakla modro. Bakreni oksid oboji crveno, kobalt modro (smalta), srebro smeđežuto, zlato crveno itd. Mlečno se staklo dobiva dodatkom SnO_2 ili CaF_2 .

Staklo je izrazito »izotropan« materijal, tj. u svim smerovima je istih svojstava.

Stroncijum (Strontium), Sr = 87,63

Stroncijum, Sr, je razmerno redak elemenat. Najvažnije su mu rude stroncijanit SrCO_3 u Vestfalenu i celestin SrSO_4 , u Klitnu u Engleskoj.

Sjedinjenja stroncijuma leže po svojim svojstvima između kalcijuma i barijuma; oboje plamen crveno, pa se **stroncijumni nitrat**, $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ upotrebljuje u pirotehnici.

Barijum (Barium), Ba = 137,36

Barijum, Ba, je u prirodi dosta raširen, ali se nalazi u relativno malim količinama. Najvažnija mu je ruda barit BaSO_4 , osim toga se nalazi i kao viterit BaCO_3 . Kod nas ga ima u Južnoj Srbiji u velikim količinama. Soli su mu otrovne. **Barijumni nitrat**, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, i **barijumni hlorat** $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ upotrebljuju se u pirotehnici za dobivanje zelene svetlosti. **Barijumni sulfat**, BaSO_4 , koji se nalazi u prirodi, najvažnija je sirovina za dobivanje barijumnih soli. Upotrebljuje se (čist i bez primešanih rastvorljivih barijumnih soli) za punjenje želuca kod rentgenoskopije, dalje pri priređivanju nekih boja.

Aluminijum (Aluminium) Al = 26,97

Aluminijum Al, sačinjava 7,28% od svih elemenata na zemlji. Najčešće dolazi uza silicijum u najrazličnijim rudama i stenama, kao, n. pr., ortoklas, liskun (tinjac); kaolin je produkt raspadanja ortoklasa. Korund je kristalizovani aluminijumni trioksid.

Tehnički je važna ruda kriolit, Na_3AlF_6 . Boksit je uglavnom aluminijumni oksid sa manje ili više vode i drugih primesa (gvozdeni oksid, silicijumna kiselina). Naša je zemlja naročito bogata boksitom, a osobito ga ima u Primorskoj banovini, pa se mnogo izvozi. Boksiti su danas glavni materijal iz kojeg se dobiva aluminijum. Od njega se pravi i jedna vrsta cementa.

U elementarnom stanju u obliku praha izlučio ga je najpre Veler (Wöhler) 1828. Tek je 1845 izlučen u kompaktnom stanju kao svetao beo metal (»srebro iz gline«). Današnja svetska produkcija iznosi godišnje preko $\frac{1}{4}$ mil. tona. Kako potrošnja raznih metala naglo raste, nije isključeno da će se njihova nalazjenja u dogledno vreme iscrpiti; aluminijumnih ruda ima nasuprot na zemlji u neiscrpnim količinama. Čini se, dakle, da će aluminijum postati glavni metal koji će u tehničkoj upotrebi zameniti ostale metale. Kod nas se upravo osniva fabrika aluminijuma.

Tehnički se dobiva tako što se iz boksita najpre izluči čisti **aluminijumni oksid**, Al_2O_3 , koji se rastopi u kriolitu pri nekih 900° i podvrgne delovanju jake električne struje, pri čemu se na katodi izlučuje elementarni aluminijum.

Aluminijum je sjajan metal poput srebra, a čvrst je kao bakar. Električnu struju provodi četiri puta bolje nego gvožđe, a samo za polovinu manje nego bakar. Spec. težina mu je 2,70.

Dade se razvući u vrlo tanke žice i listiće koji se upotrebljuju za prividno »posrebrivanje«.

Čisti vazduh i voda ne najedaju ga, jer mu se površina brzo prevuče slojem oksida, koji ga štiti od daljeg najedanja. Rastvori soli, slabih kiselina (octene, limunske) najedaju ipak aluminijum što treba u kućanstvu pri upotrebi aluminijumnog posuđa uzeti u obzir.

Elementarni aluminijum gori, oslobodajući znatne količine toplote:



Pomešan sa gvozdenim oksidom (termit) zapaljen gori i na račun kiseonika iz gvozdenog oksida i redukuje ga do elementarnog gvožđa, koje se izlučuje u usijanom rastopljenom stanju. To se iskorišćuje u tehnici za zavarivanje raznih gvozdenih delova (aluminotermija).

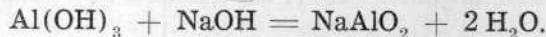
Aluminijum se u tehnici danas upotrebljuje svuda gde god može da zameni gvožđe, bakar i druge elemente. Naročito je važna njegova upotreba u automobilistici i avijaciji gde se traži što lakši materijal. Da mu se poveća čvrstoća i usavrše ostala svojstva, uvode se u praksu različne legure koje uz aluminijum sadržavaju u manjim količinama i drugih metala, kao n. pr. magnalijum, koji sadržava različne količine magnezijuma i duralminijum (4% Cu, 0,3% Mn, 0,5% Mg) i aluminijumna bronza koja sastoji od Al i Cu u raznim rezmerima.

Aluminijumni hidroksid $\text{Al}(\text{OH})_3$ čini želatinoznu masu, a rastvara se u kiselinama, davajući odgovarajuće soli. Nje-

govim rastvaranjem u sonoj kiselini nastaje **aluminijumni hlorid**, AlCl_3 :



Aluminijumni hidroksid se rastvara i u alkalnim hidroksidima i daje aluminatate koji se rastvaraju u vodi, kao na pr. **natrijumni aluminat** NaAlO_2 :



Aluminijumni hidroksid vlada se, dakle, amfoterno, kako smo to već videli i kod arsena i antimona.

Aluminijumni hlorid reaguje u vodenom rastvoru kiselo zbog hidrolize, kod koje nastaje slabo disociirani aluminijumni hidroksid i vrlo disociirana sona kiselina.

Aluminijumni sulfat, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, se upotrebljava u fabricaciji hartije, kod bojenja tekstilija i za štavljenje kože belim štavom. Vrlo je također važna »dvoguba so« **kalijumno-aluminijumni sulfat** $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ stipsa ili alaun, koja se upotrebljuje već od pradavnih vremena kao »močilo« kod bojenja tekstilija. Tih stipsa poznat je čitav niz gde Al može da bude zamenjen sa Fe i drugim trovalentnim elementima, a K može da bude zamenjen sa jednovalentnim Na, NH_4 itd.

VEŽBE

- 1) Napiši strukturnu formulu natrijumnog aluminata.
- 2) Napiši jednačinu za hidrolizu aluminijumnog hlorida.

Keramika.

Čvrsti minerali, kamenje i stene troše se u prirodi pod uticajem vode i vazduha. Osobito je važno trošenje onog kamenja i onih minerala koji se sastoje od silikata kalcijuma i aluminijuma, i to poimence granita i sifenita kao stena i ortoklasa kao minerala.

Ti se silikati raspadaju na silikat aluminijuma i na kalijumne silikate ili karbonate koji se u vodi rastvaraju. Aluminijumni silikat daje s vodom čistu glinu ili kaolin.

Kaolin je zemljasta sastava i bele boje. S vodom se lako mesi i daje plastično blato. Pri visokoj temperaturi otpušta hemijski vezanu vodu i zbog toga gubi prvobitna svojstva.

U prirodi, se međutim, nalaze uz ortoklas, koji trošenjem prelazi u kaolin, i drugi minerali. Oni se također troše, i proizvodi njihova trošenja mešaju se s kaolinom, pa tako nastaju žuto, zelenkasto i crvenkasto obojene nečiste vrste gline. Glina, koja ima gvozdених sјedinjenja, naziva se ilovača, a primi li mnogo vapnenih primesa, nastaje lapor (tupina). Orača zemlja sadržava je uvek manje ili više.

Glina pohlepno upija i pridržava vodu i u vodi rastvorene alkalne soli i neke gasove (amonijak), i tako pribavlja ukorenjenom bilju vlagu i hranu. Glina omogućuje na taj način rastenje bilja, te je od velike važnosti za poljoprivredu.

Velika je važnost gline za proizvodnju lončarskog zemljanog posuda i u industriji glinene robe. Ta se upotreba gline osniva na tome, što se glini u plastičnom stanju mogu dati različni oblici, a ovi se sušenjem i pečenjem mogu ustaliti i otvrdnuti. U tu svrhu sirova se glina najpre mrviti i čisti od primešana peska ili komadića kamenja. Za gdekoju robu se mora glina samleti u sitan prah i prosijati ili muljati sa vodom. Od očišćene i tako priređene gline pravi se glineno testo koje se ostavlja neko vreme u vlažnim prostorijama da »dozri«. Iz njega se onda izrađuju različni sudovi i drugi predmeti. Formiranje predmeta obavlja se ručno s pomoću lončarskog kola ili kotura ili punjenjem drvenih i gipsanih kalupa. Izrađeni se predmeti lagano osuše i zatim peku.

Sirovo osušena i pečena glinena roba i posude šupljikavo je (porozno) i propušta pomalo vodu i druge tekućine. Pri prvom pečenju temperatura nije tako visoka da bi se glina rastopila i da bi se njezine čestice usko priljubile i sjedinile. Stoga se ti predmeti prevlače glazurom (caklinom) koja ispuni šupljinice.

Za pečenje glinene robe upotrebljavaju se peći različenog oblika. Najbolje su tako zvane kružne peći sa neprekidnim poslovanjem.

Lončarska roba se izrađuje od žute ili sive gline. Za najprostiju robu uzima se i obična ilovača. Izrađeno posude suši se na vazduhu i peče na slabo crvenom usijanju. Nakon toga predmeti se mažu razmulljanom smesom gline i olovne gleđe, ili se zamaču u njih. Ponovnim pečenjem stvori se na predmetima caklina od silikata olova i aluminijuma.

Cigle (opeke) i crepovi. Za cigle i crepove upotrebljava se plastična ilovača u kojoj ima nešto peska. Očišćena ilovača, navlažena potrebnom količinom vode, dobro se izmeša da se dobije gusto testo. Cigle i crepovi izrađuju se rukom s pomoću drvenih kalupa ili posebnim mašinama. Sirova se roba suši na vazduhu i peče se u posebnim kružnim pećima pri temperaturi od 700—1000° C. U svakoj ilovači ima gvozdenih sjedinjenja koja kod pečenja prelaze delomično u gvozdeni oksid (Fe_2O_3). Od njega gotovi crepovi zadobiju crvenkasto žutu boju poput rđe.

Terakota se pravi od čistije gline, a ima svojstvo da podnosi vrlo visoku temperaturu. Od nje se izrađuju vaze, različite figure i ornamenti.

Fajansa je slična porculanu, samo je mekša, a pravi se od finije gline kojoj se dodaje nešto krečnjaka i kvarca. Za njezinu se caklinu upotrebljava u vodi razmulljena smesa gline, kvarca, potaše, sode i minijuma. Od fajanse se pravi stono posude, umivaonici i pehari.

Prosta fajansa ili majolika priređuje se od obojene gline, a ima neprozirnu i belu glazuru (caklinu). Od nje se prave pločice za oblaganje zidova i peći, a izrađuju se i vaze i lonci za cveće.

Porculanska roba. Porculan je najfinija glinena roba. Za izradu te robe upotrebljava se čisti kaolin u smesi sa kvarcnim peskom i ortoklasom u određenom razmeru. Osušeni i prvi put pečeni predmeti (pri 900° C) zamaču se u kašu od ortoklasa, kaolina i krečnjaka, pa se peku po drugi put pri 1400—1600° C, pri drugom pečenju stope se ortoklas i dodane primese, te ispune unutrašnje pore i prekriju površinu predmeta svojom glatkom belom prevlakom.

Porculanski se predmeti mogu bojadisati, ako se smesi glazure dodaje takvih metalnih oksida koji daju željenu boju (kobaltni oksid modro, zlato crveno, gvožđe smeđe itd.).

Cinak (Zincum), Zn = 65,38

Cinak, Zn, se nalazi u prirodi najčešće u obliku sulfida (sfalerit) i karbonata (smitsonit). Poznat je bio već u antičko doba, ali ne u elementarnom stanju, već samo kao oksid ili legovan sa bakrom (mesing).

Dobiva se prženjem sulfida u cinkani oksid koji se redukuje u zatvorenim muflama sa ugljenom. Kod nas postoji fabrika cinka u Celju, a cinkani su rudnici u Trepči.

Cinak je modrikasto-beo metal, koji se na prerezu jako sjaji. Spec. tež. 7,1. Na običnoj je temperaturi krt, a pri 100° C je duktilan i daje se valjati i kovati. Na vazduhu se brzo prevuče sa slojem oksida koji ga štiti od daljeg najedanja atmosferlija (vlage, kiseonika, ugljene kiseline). Lako se rastvara u kiselinama i bazama (amfoteran je). Upotrebljuje se ili kao cinkani lim ili se gvozdeni lim umače u rastopljeni cinak, pa se dobiva t. zv. »pocinkovano gvožđe«.

Mnogo se cinka upotrebljuje u obliku legura sa bakrom (mesing ili žuta međ, tombak) ili sa drugim metalima.

Cinkani oksid, ZnO, je beo prah koji u vrućem požuti, a kad se ohladi, opet pobeli. Upotrebljuje se u tehnici kao bela boja, a u medicini kao blagi antiseptikum (desinfekciono sredstvo).

Cinkani sulfat, ZnSO₄ · 7 H₂O, bela galica upotrebljuje se u medicini također kao antiseptikum (očni katar).

Kalaj ili kositer (Stannum), Sn = 118,0

Kalaj, Sn, kositer, dolazi u prirodi u glavnom kao mineral kasiterit, SnO₂. Glavna su mu nalazišta Kornvol u Engleskoj, Sundajski otoci (Banka, Biliku), Malaka, Peru, Bolivija i Australija.

Kasiterit se najpre mehanički očisti od primesa, onda ga prže da mu uklone arsen i sumpor, koji izlaze kao oksidi, a zatim ga redukuju kamenim ugljenom ili antracitom. Tako dobiveni sitovi kalaj ponovo se rastopi i izlije na kosu površinu, pri čemu gvožđe zacstaje, a kalaj oteče. Zatim se rastopljeni kalaj meša sa svežim, vlažnim drvetom. Zbog vrućine razvijaju se iz drveta gasovi koji uzburkaju kalaj, tako da se on meša sa kiseonikom iz vazduha i u njemu se oksiduju metalne primese koje sa nešto oksidovana kalaja plivaju na površini, pa se lako mogu ukloniti.

Kalaj je beo poput srebra, sjajan, mekan metal koji je vrlo duktilan, pa se daje razvaljati u tanke listiće, staniol

(stannum foliatum). Spec. tež. mu je 7,28, tačka topljenja 232° C. Kad se kalajni štapići savijaju uz uho, čuje se karakteristično škripanje. Tako zvani **sivi kalaj** ima spec. tež. 5,75, a stabilan je ispod 18° C. Ta se modifikacija javlja katkad u muzejima (gde se obično ne loži). Na predmetima se javljaju na pojedinim mestima sive praškaste kvržice, koje se s vremenom šire dalje, a ako nešto od ovog sivog kalaja dođe na beli kalaj pri temperaturi ispod 18° C, onda će se i na tom mestu izazvati takova ista pojava. To deluje kao neka infekcija (kalajna kuga ili muzejska bolest). Prema vazduhu i vlazi kalaj je vrlo resistantan.

Kod kalaja je poznato naročito mnogo izotopa. Ima ih sa at. težinama 112, 114, 115, 116, 117, 118, 119, 120, 121, 122, 124.

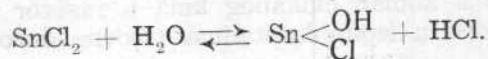
Pre pronalaska porculana kalaj se je mnogo upotrebljavao za pravljenje stonog i kuhinjskog suda. Danas se velikim delom upotrebljuje za fabrikaciju belog lima. Gvozdeni lim ili predmeti od gvozdene lima najpre se isperu sa sumpornom kiselinom (razblaženom), pa se onda umaču u rastopljeni kalaj.

Kalaj se upotrebljuje za pravljenje legura od kojih smo već spomenuli belu kompoziciju. Legura se za mekano lemljenje sastoji od 40—70% Sn i 30—60% Pb. Britanija-metal sastoji od kalaja sa nešto antimona i bakra a upotrebljuje se za pravljenje stolnog pribora.

Bronze su legure bakra, kalaja, u različnim odnosima. Bronza za topove sastoji se od 90% Cu i 10% Sn, a za zvona ima 20—25% Cu. Fosforna i silicijumna bronza sadržavaju elementarnog fosfora i silicijuma. Staniol se upotrebljuje za umotavanje životnih namirnica, ali se danas mnogo zamenjuje sa folijem od aluminijuma.

Kalaj može da bude dvo- i četvorovalentan, pa čini dva niza sjedinjenja, kalajna (stani-) i kalajasta (stano-) sjedinjenja.

Kalajasti hlorid, SnCl_2 , kalajni dihlorid, stano-hlorid, nastaje zagrevanjem oksida u struji hlorovodonika kao bela masa. Tehnički se dobiva rastvaranjem kalaja u sonoj kiselini. Razređenjem se hidrolizuje



Delovanjem sone kiseline nastali se talog »baznoga« kalajastog hlorida opet rastvori.

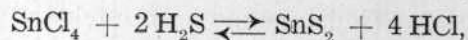
Upotrebljuje se kao reagens i pri bojenju tekstilija.

Kalajni (tetra)hlorid, SnCl_4 , stani-hlorid dobiva se danas tehnički delovanjem hlora na otpatke belog lima. To je tekućina bez boje koja se puši na vazduhu, a poznata je bila

već u 17 stoleću (Spiritus fumans Libavii). Upotrebljuje se pri bojenju tekstilija.

Kalajni (di)oksid, SnO_2 , stani-oksid, trimorfan je, jer dolazi u prirodi kristalizovan u tri kristalna sistema (tetragonski, rompski i heksagonski). Upotrebljuje se za pravljenje emajla, glazura i za poliranje.

Kalajni (di)sulfid, SnS_2 , stani-sulfid, nastaje uvodjenjem sumporovodonika u rastvor soli četvorovalentnog kalaja



ili direktnim zagrevanjem staniola ili legure kalaja i žive (kalajnog amalgama) sa sumporom i amonijumnim hloridom. U tom posljednjem slučaju nastaju listići zlatne boje (aurum mosaicum = jevrejsko ili musivno zlato).

Olovo (Plumbum), Pb = 207,22

Olovo, Pb, je jedan od najstarijih poznatih metala. Poznawali su ga i stari Egipćani.

Najvažnije je olovna ruda galenit, PbS , koja se nalazi u većim količinama na više mesta u Španiji, a velika su joj nalazišta u Sev. Americi i Mehiku. Kod nas se nalazi na više mesta u znatnim količinama u Dravskoj (Mežica) i Vardarskoj banovini (Trepča). Često ima primešanog srebra.

Olovo se dobiva iz galenita, tako što se prženjem ukloni sumpor u obliku SO_2 , a zaostali se oksid redukuje sa koksom:



Olovo je metal modrikasto bele (sinje) boje, koji se sjaji na prerezu, ali na vazduhu brzo potamni. Olovo je mnogo mekše od kalaja, može se rezati nožem i grepsti noktom. Dade se valjati u tanke listove, a žica mu je vrlo slaba, te se kida. Spec. tež. mu je 11,34, tačka topljenja 327°C . Kod olova su najpre nađeni izotopi od kojih su danas poznati sa at. težinama 206, 207, 208. Leguje se s mnogim metalima. U azotnoj se kiselini rastvara lako.

Obesimo li komad cinkanog lima u rastvor olovne soli, izlučuje se olovo u lepim kristalima (olovno drvo, arbor Saturni).

Olovne su soli jako otrovne. I tragovi olova, ako se uzimlju trajno, mogu dovesti do smrti, jer se olovo gomila u organizmu. Olovo se zbog toga ne sme upotrebljavati u stonom i kuhinjskom priboru. Za vodovodne se cevi može upotrebljavati, jer se one doskora iznutra oblože slojem vapnenih soli koje ne dopuštaju kontakt između olova i vode.

Olovo se upotrebljuje za vodovodne i kanalne cevi, oblaganje električnih kabela, za olovne komore u fabrikaciji sumporne kiseline, za različno posuđe u hemijskoj industriji i za akumulatore. U olovo za sačmu stavlja se malo (0,3%) arsena da se lakše topi i lakše formuje u kuglice. Štamparska se legura sastoji od 70—90% olova, antimona i nešto kalaja (t. zv. tvrdo olovo). Za lemljenje se upotrebljuje legura olova i kalaja u različnim odnosima. Za lemljenje sudova koji služe za spremanje hrane (konzerve) ne sme se uzimati legura sa više od 10% olova. Olovne kompozicije za ležišta osovina (kod vagona) sadrže 60—80% olova, a ostalo je antimon i kalaj u jednakim odnosima.

Oksidacijom rastopljena olova, na taj način što se preko njega duva vazduh, nastaje gleđa ili **olovni oksid**, PbO , kao žuti prah, koji je poznat i pod imenom masikot. On ima raznoliku tehničku upotrebu.

Oksidacijom dvovalentnih olovnih soli sa hlorom, bromom, ili elektrolitički na anodi, nastaje **olovni dioksid**, PbO_2 . To je smeđ prah koji se ne rastvara u vodi, ali se rastvara u kiselinama. Zagrevanjem otpušta lako jedan kiseonik; isto tako otpušta kiseonik, ako ga zagrevamo sa sumpornom kiselinom, dok sa sonom kiselinom daje hlor.

Minijum, Pb_3O_4 , nastaje zagrevanjem olovnog oksida na vazduhu pri $500^{\circ}C$ kao crveni prašak. Pomešan sa lanenim uljem upotrebljuje se u velikim količinama za ličenje gvozdenih predmeta, a time se čuvaju od rđe.

Olovni karbonat, $PbCO_3$, nalazi se u prirodi kao ceruzit, a veštački se dobiva uvođenjem CO_2 u vodeni rastvor olovnog acetata. Vrlo se teško rastvara u vodi. Bazni olovni karbonat $Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$ poznat je pod imenom olovnog belila, koje se odavna upotrebljuje u slikarstvu.

Olovno belilo daje gust amorfan beo prah koji vrlo dobro »pokriva«, ali ima nedostatak da s vremenom potamni, jer se uticajem H_2S , kojega imade uvek u zatvorenim prostorijama gde ljudi žive, stvara crni PbS . Dodaju mu do 20% $BaSO_4$, što ne škodi njegovoj jačini za pokrivanje, a lakše se premazuje.

Bakar (Cuprum), $Cu = 63,57$

Bakar, Cu , je poznat od pradavnih vremena. Najstariji predmeti od čistog bakra nađeni su u Prednjoj Aziji i u Egiptu, a stari su najmanje 5000 godina. U Grčkoj je bio poznat već 1500 pr. Isusa, a dobivao se je sa otoka Cipra. Odatle mu počeo ime (cuprum).

Bakar se nalazi u prirodi u elementarnom stanju ili u obliku raznih sjedinjenja. U prirodi dolazi kuprit Cu_2O , kovelin CuS , halkopirit CuFeS_2 , halkosin Cu_2S , malahit i lazurit koji su po svom sastavu bazni karbonati. Glavna su nalazišta bakarnih ruda u Sev. i Južnoj Americi. U Evropi su mu važna nalazišta Rio Tinto u Španiji i Bor u Jugoslaviji. Svetska godišnja produkcija iznosi oko 2 miliona tona. U pogledu produkcije bakarne rude stoji danas Bor u Evropi na prvom mestu.

Borska ruda sadržava prosečno 43% SiO_2 , 4,5% Al_2O_3 , 22% Fe, 25% S, 0,25% CaO i 2—8% Cu.

Smesa, koja se sastoji od 10% koksa, 65,5% bakrene rude, 23% krečnjaka i 11,5% troske, prži se u posebnim pećima koje zovu »voter-džeket« (prema engleskom Water Jacket). Kod toga sagoreva oko 80% od sumpora, a gvožđe i aluminijum vežu se uz SiO_2 i čine trosku koja pliva na rastopljenoj smesi, koja sadržava 28% Cu, 27% S i 43% Fe t. zv. bakreni kamen. Rastopljena se troska odlije od bakrenog kamena, koji se ponevno prži u pećima zvanim »konverteri« uz dodatak kvarca. Tada će zaostali sumpor potpuno sagoreti, a gvožđe će sa kvarcom učiniti trosku, koja pliva na rastopljenom sirovom bakru. Taj se bakar leva u prizmatičke komade, po 75 kg teške »lingote« a zove se crni bakar ili »blister«.

Iz crnog se bakra dobiva čisti bakar elektrolitičnim rafinovanjem tako da se lingoti stave u razblaženi rastvor sumporne kiseline kao anode, a kao katode dolaze tanke ploče rafinovanog bakra. Elektroliza se vodi tako da se bakar izlučuje na katodama, a primese se sležu na dno u obliku mulja, u kome ima znatnih količina zlata i srebra koje se odatle vade. Borski crni bakar sadržava u jednoj toni oko 100 g zlata i oko 300 g srebra. Elektrolitična rafinerija bakra uvedena je u Boru tek u najnovije vreme (1936).

Bakar je crvene boje, spec. tež. 8,9, tačka topljenja 1083°C . Dade se razvući u tanke listiće i fine niti. Iza srebra najbolje provodi elektricitet. Duljim stajanjem na vazduhu prevlači se lepom zelenom prevlakom baznog karbonata (patina), koja štiti bakar od daljeg delovanja atmosferična. Rastvara se u koncentrovanoj sumpornoj kiselini uz razvijanje SO_2 , a u konc. azotnoj uz razvijanje NO.

Bakrene soli deluju na niže organizme i u najmanjim količinama otrovno. Male količine ne škode čoveku, i ako ih uzimlje trajno. Veće količine najedaju organe za varenje, ali su trovanja s bakrenim sjedinjenjima ipak retka, jer ih čovek mora da povрати pre nego mu načine znatniju štetu u organizmu.

Najveći se deo bakra upotrebljuje u elektrotehnici, zatim za konstrukciju raznih mašinskih delova i sl.

Bakar se isto tako mnogo upotrebljuje u obliku raznih legura, jer se one lako levati u kalupe za razliku od elementarnog bakra. Čisti rastopljeni bakar ispušta kod očvršćivanja apsorbovane gasove, čime mu se deformuje površina, zato se čisti bakar može izrađivati samo kovanjem, izvlačenjem, valjanjem i sl.

Najvažnije legure bakra razne su vrsti **bronze** i **mesinga**. Bronze su legure, sa kalajem u različnim odnosima, a sadržavaju često i drugih primesa, već prema svrsi kojoj bronza služi. Tako razlikujemo bronzu za zvona, za topove, za umetnine, za novac itd. Aluminijumna bronza sastoji se od bakra i aluminijuma, silicijumna sadržava silicijum itd. Mesing i tombak smo već pominjali kao legure koje sadržavaju cinka. Novo srebro sadržava uz bakar i cink, još i nikla.

Bakrenasti oksid, Cu_2O , kupro-oksidi se nalazi u prirodi kao bakrena ruda kuprit, a otpada kod kovanja bakra. **Bakreni oksid**, CuO , kupri-oksidi crne je boje. Nastaje zagrevanjem elementarnog bakra na vazduhu.

Bakreni sulfat, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, modra galica, čini lepe modre trikline kristale, koji se lako rastvaraju u vodi. Zagrevanjem modrih kristala gubi modra galica malo po malo svoju »kristalnu vodu«, pa prelazi u beo prah CuSO_4 bez vode. I duljim stajanjem na vazduhu pri običnoj temperaturi gubi delomice vodu. Neutralni bakreni karbonat nije poznat, ali su poznati, t. zv., **bazni karbonati**, kao, n. pr., oni koji dolaze u prirodi. Tako pripisujemo prirodnom lazuritu formulu $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2 \cdot (\text{OH})_2$, a malahitu Cu_2CO_3 .

Smesa bakrenog metaarsenita i bakrenog acetata, $3\text{Cu}(\text{AsO}_3)_3 \cdot \text{Cu}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$, poznata je pod imenom švajnfurtskog zelenila. Upotrebljuje se za uništavanje kućne gamadi, jer je otrovna, sadržavajući arsena. Zbog svoje intenzivno zelene boje neće se tako lako zameniti sa brašnom, šećerom i sl., kao što je slučaj kod običnog arsenika (As_2O_3).

Galvanoplastika je postupak priređivanja kopija od nekih predmeta galvanskim putem. U tu svrhu napravi se najpre otisak (matrica) u gipsu, vosku ili gutaperki (na pr. otisak novca). Na površini takovog otiska koji sam ne vodi struju, napravi se i natara grafita da ga se učini sprovodljivim za galvansku struju. Ako se sada takav otisak obesi kao katoda u rastvor bakrenog sulfata, a kao anoda se uzme čist bakar to će se provođenjem galvanske struje odgovarajućeg napona istaložiti na površini katode tanak sloj bakra. Na istaloženom bakru razabiru se jasno sve pojedinosti otiska (matrice) i prikazuju kopiju dotičnog predmeta.

Često je potrebno površinu nekog predmeta koji je načinjen od prostijeg metala prevući prevlakom od plemenitijeg metala. To se izvodi najlakše i najsavršenije s pomoću galvanske struje. Postupak galvanskog pozlaćivanja, posrebrivanja, poniklovanja i sl. zove se **galvanostegija**. U sudu u kojem se vrši elektroliza rastvori se so onoga metala kojim želimo

prevući neki predmet. Na negativnu elektrodu (katodu) obesi se sam predmet, a kao pozitivna elektroda (anoda) služi komad zlata, srebra, nikla, hroma ili kadmijuma, već prema tomu da li ^{mi} hoćemo predmet pozlatiti, posrebriti, poniklovati, pohromovati ili pokadmijumovati. Delovanjem struje rastavlja se dotična so tako da se zlato, srebro, nikal, hrom ili kadmijum izlučuju na katodi dakle baš na predmetu koji je tamo obešen.

Gvožđe ili železo (Ferrum), Fe = 55,84

Gvožđe, Fe, železo, su ljudi poznavali i upotrebljavali već od najstarijih vremena. I ako je bronza bila poznata pre gvožđa, ipak se je na nekim mestima upotrebljavalo gvožđe istodobno sa bronzom. U Indiji i Egiptu bilo je gvožđe poznato već 2500 godina pre Hrista.

Dok je god. 1800 svetska produkcija gvožđa iznosila oko 800.000 tona, to je g. 1850 bila jaka već 4,75 mil. tona, a god. 1926 78,7 mil. Iz tih se brojeva vidi koliki značaj ima gvožđe u životu modernog čoveka.

Gvožđa ima 4,12% u zemaljskoj kori. Najveći je deo gvožđa u malim količinama razdeljen u obliku različitih sjedinjenja u kamenju i stenama, a tek ga se jedan deo nalazi u većim količinama, nagomilan u obliku različitih gvozdenih ruda, od kojih su najvažnije: magnetit, Fe_3O_4 , hematit, Fe_2O_3 , limonit, $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$, siderit $FeCO_3$ i pirit FeS_2 . Kao elementarno dolazi vrlo retko, i to kao telurno u sitnim zrcima u nekim stenama i kao meteorno koje je došlo iz svemira, često pomešano sa niklom. Kod nas se vadi gvozdena ruda u Ljubiji, Varešu, Topuskom i Rujevačkom Bešlincu.

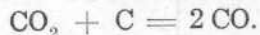
Hemiski čisto elementarno gvožđe mekan je i žilav kompaktn metal srebrnastobeke boje, koji se daje rastezati u tanke žice, i ostaje na suvom vazduhu sjajno dugo vremena, a da ne rđa. Spec. tež. mu je 7,8.

U praksi se gvožđe nikada ne upotrebljuje sasvim čisto, nego uvek samo legovano sa drugim elementima, kao što su ugljenik, mangan, silicijum, nikal, hrom, volfram, vanadijum itd.

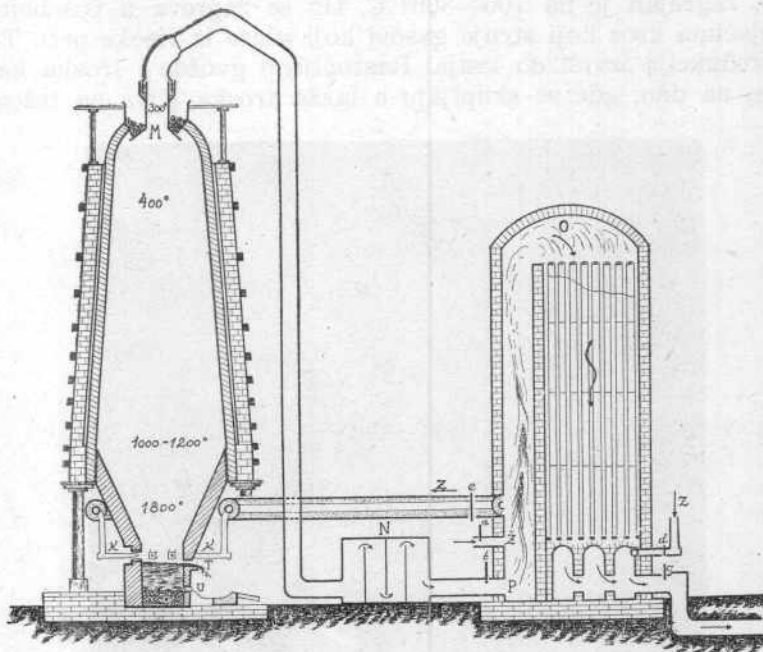
U glavnom razlikujemo dve vrste tehničkog gvožđa: **sirovo gvožđe** sa više od 1,7% (2,5 — 5%) ugljenika i **kovno gvožđe** sa manje od 1,7%.

Sirovo gvožđe dobiva se u t. zv. »visokim pećima« (sl. 49) iz oksidnih ruda. Ako se polazi od piritu, mora se on pre toga pržiti pri čemu se nastali SO_2 upotrebljuje za fabrikaciju sumporne kiseline. Peći su visoke 20 do 30 metara i na najvišem mestu široke oko 3 metra. U peć se kroz »grotlo« baca naizmenice sloj koksa ili drvenog uglja, »zasipa«, i sloj koji se sastoji od smese rude sa »dodacima«. Ti se dodaci sastoje većinom od krečnjaka da se omogući stvaranje »troske«. Kroz

otvore u najnižem delu peći (»bunar«) duva se vrući vazduh (»vetar«) koji podržava sagorevanje koksa. U najgornjem delu peći, gde vlada temperatura od kojih 400° C, materijal se najpre suši. Spuštajući se dolazi on u zone sa višom temperaturom gde će gvozdeni oksid doći u dodir sa ugljenim monoksidom koji struji odozdo. Jakim dovođenjem »vetra« sagoreo je koks u najužem delu peći u ugljeni dioksid, pa se je prolazeći kroz usijane partije redukovao u ugljeni monoksid:



Tako nastali monoksid deluje prema jednačini:



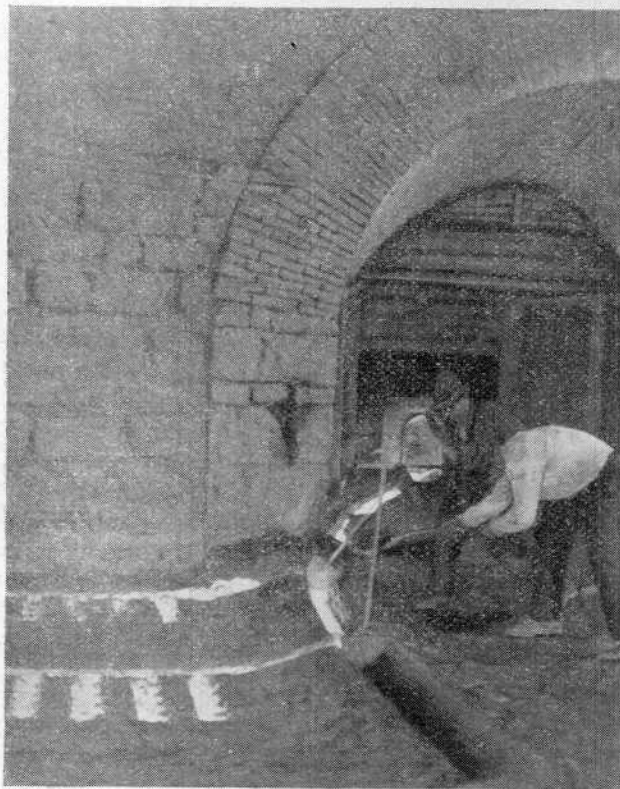
Sl. 49. Nacrt visoke peći za dobivanje sirovoga gvožđa. Na grotlu visoke peći (M) nalazi se preokrenuti levak, koji zatvara grotlo. Kad se levak malo spusti, nastaje oko njega prstenast otvor, kroz koji će se sručiti materijal u peć, posle čega se levak opet podigne i grotlo zatvori. Na dnu peći nalazi se otvor (T) za ispuštanje rastopljene troske i otvor (U) za gvožđe. Vrući grotleni gasovi izlaze iz peći kod M i prolaze kroz komore (N), gde im se usporuje brzina, pa se tako primešana prašina sleže na dno komore. Posle toga dolaze gasovi kod (P) u grejače po **Kauperu** (Cowper), obično četiri, u koje se u isto vreme kod (Z) pušta vazduh. Gasovi ovde gore i prolaze kod (O) oko samotnih cevi, zagreju ih i odlaze ispod zemlje u dimnjak. Kod (Z) se duva vazduh koji prolazi kroz te zagrejane cevi, pa kod (e) izlazi iz »kaupera« i ulazi kod (K) u visoku peć.

Nastali CO_2 redukuje se sa C natrag u CO, pa može opet da oduzime kiseonika daljim količinama gvoždenog oksida.

Tim promenama čitav se materijal pomalo sleže na niže, a ujedno i rasteže, jer se temperatura povisuje. Kad je materijal stigao u najširi deo peći, onda se on toliko zagreje (1000 do 1200° C) da i sam ugljenik počne direktno da redukuje zaostale okside:

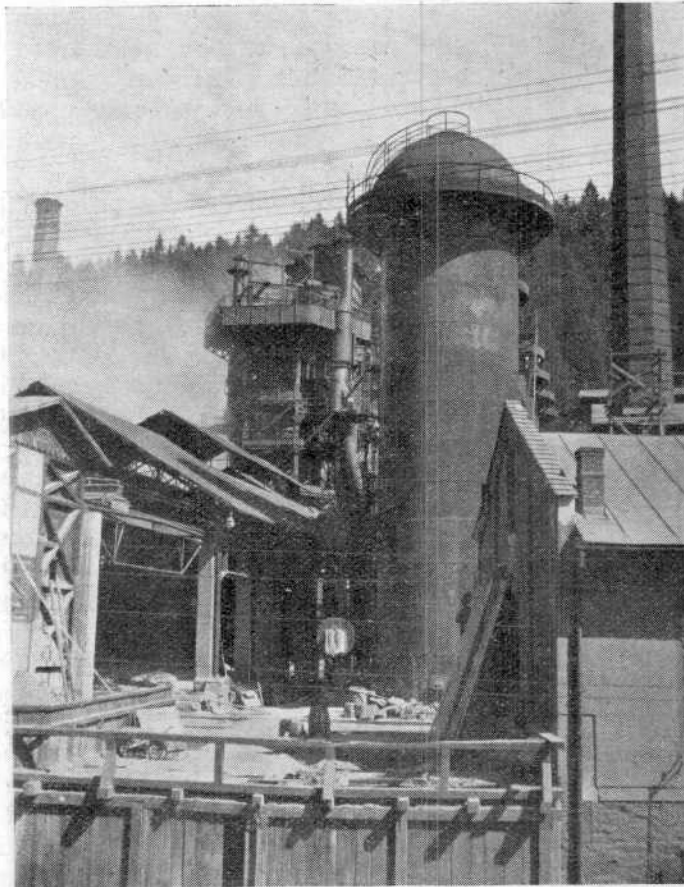


Tu se već počinje gvožđe i topiti. Time se opet smanjuje volumen, a zato se i peć suzuje u t. zv. »levak«, koji onda prelazi u najdonji deo peći »bunar«. »Vetar«, koji se tu duva u peć, zagrejan je na 700—800° C. On se zagreva u posebnim grejačima kroz koji struje gasovi koji izlaze iz visoke peći. Tu se redukcija izvrši do kraja. Rastopljeno gvožđe i troska kapaju na dno, gde se skupljaju a lakša troska pliva na težem



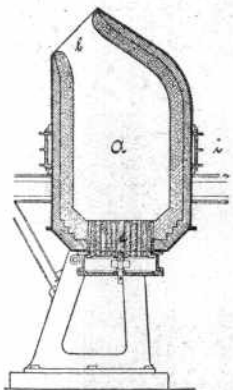
Sl. 50. Topionica gvožđa u Vranovini kod Topuskog. Ovo je peć stare konstrukcije (iz g. 1858) sa vrlo debelim stenama za izolaciju toplote.

gvožđu. Troska i gvožđe otpuštaju se s vremena na vreme. Istopljeno gvožđe izliva se u posebne gvozdene prizmatičke forme »kokiie« koje su iznutra prevučene slojem grafita ili direktno u forme. Troska se upotrebljuje za pravljenje cementa, cigala, betona ili za taracanje cesta. Kod nas postoje topionice sirova gvožđa u Vranovini kod Topuskog (sl. 50), u Varešu (sl. 51) i Bešlincu kod Bosanskog Novoga. Ako sirovo gvožđe sadržava ugljenik u obliku grafita, na prelomu je sivo, mekano i topi se pri 1200°C , a upotrebljuje se za levanje razliĉnih predmeta. Zove se **sivo sirovo gvožđe**. Ako sadrži ugljenik, sjedinjen sa gvožđem u obliku karbida, na prelomu je svetlo, tvrdo, topi se pri 1100°C , a upotrebljuje se za dobivanje kovnog gvožđa. Ono se zove **belo sirovo gvožđe**.



Sl. 51. Visoka peć u Varešu. Spreda se vidi jedan kauper.

Kovno gvožđe dobiva se iz sirovog gvožđa na različne načine. Po jednom od ovih procesa uvodi se u istopljeno sirovo gvožđe vazduh koji sagori višak ugljenika i ostale primese. Za to se upotrebljuje t. zv. **Besemerov** (Bessemer) konverter ili »kruška« (sl. 52). Konverter (kruška) se najpre zaokrene oko horizontalne osi za 90° na desno, i napuni s rastopljenim gvoždem, upravo do otvorâ na dnu konvertera. Sad se pusti odozdo kroz otvore struja vazduha, koji je zagrejan do blizu tačke topljenja gvožđa, a zatim se kruška polagano uspravi. Vazduh kroz te donje otvore duva silnom snagom kroz rastopljen materijal i oksiduje sve primese koje se nalaze u gvožđu rastvorene. Ugljenik sagoreva u CO, mangan u Mn_3O_4 , fosfor u P_2O_5 , a silicijum u SiO_2 . Kad izgori mangan, što se pozna po njegovom smeđem plamenu, proces je završen. Sad treba krušku opet iskrenuti na desno, preko 90° , toliko da se izleje sve gvožđe u podmetnute kokile. Čitav proces traje oko 15 minuta.



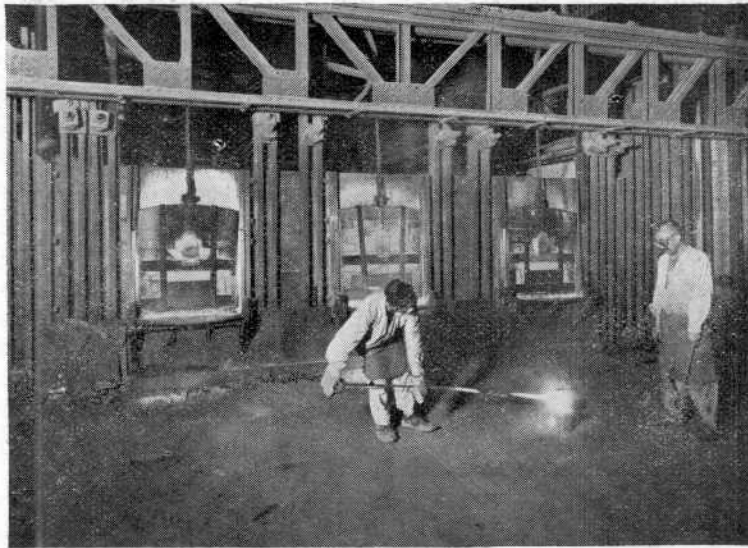
Sl. 52. Besemerova »kruška« u prerezu.

Materijal, kojim su konverteri iznutra obloženi, mora biti otporan prema visokoj temperaturi, a sastoji se iz »baznog« materijala kao što je magnezit ili dolomit (Tomes [Thomas] 1878), na koji se vežu nastali SiO_2 i P_2O_5 , pa kao silikati i fosfati plivaju na površini u obliku troske. Tako dobivena »Tomesova troska« melje se i upotrebljuje kao veštački gnoj (v. str. 97).

Kovno gvožđe može se dobiti iz sirovog i na otvorenom ognjištu u posebnim plamenim pećima po **Simens-Martenu**, (Siemens-Martin), gde se sirovo gvožđe zagreva generatorskim gasom do 1500° C dotle dok ne izgori toliko ugljenika koliko je tu potrebno. Istodobno sagorevaju ostale primese koje se sakupljaju na površini u obliku troske. Siemens-Martenove peći služe danas za proizvodnju gvožđa boljeg kvaliteta i finijih vrsta čelika, što se može postići dodavanjem kovnog gvožđa u rastopljeno sirovo gvožđe. Takve peći postoje kod nas u Zenici (sl. 53 i 54) i Jesenicama.

U najnovije se doba upotrebljuju i električne peći za preradu sirovog gvožđa u kovno.

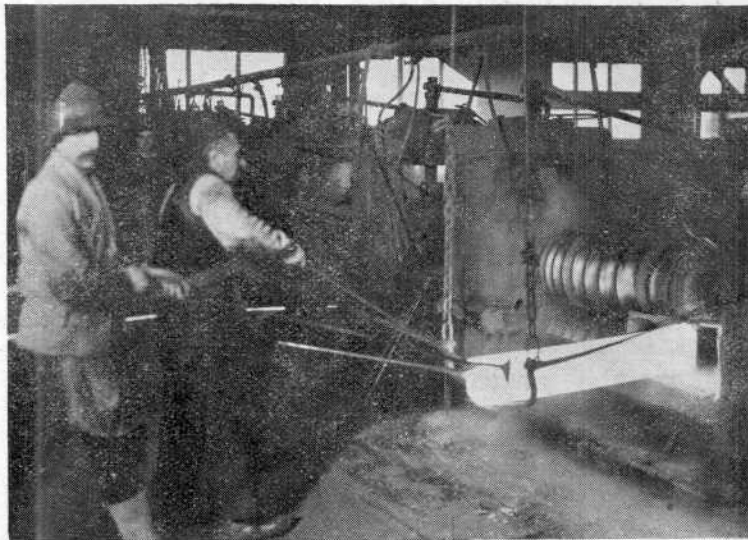
Tako dobiveno gvožđe može se direktno levati u forme (na pr. osovine za lokomotive i sl.), što se ređe čini. Obično se leva u kokile pa se pre daljeg obrađivanja ponovo zagreva. (»napušta«) toliko da bude mekano i onda se kuje ili »valja«.



Sl. 53. Industrija gvožđa u Zenici. Oduzimanje uzorka za ispitivanje, iz Martenove peći.

između posebno formiranih valjaka (u šipke, traverse, šine, ploče, lim itd.) (sl. 54).

Želimo li iz ovakovog gvožđa dobiti **čelik** (nado ili ocal), moramo ga zagrejati i naglo ohladiti umakanjem u ulje ili vo-



Sl. 54. Industrija gvožđa u Zenici. Pogled u valjaonicu.

du («kaliti»). Te promene temperature mogu prema potrebi da variraju, pa dobivamo čelik razne tvrdoće i razne žilavosti.

Specijalne vrste čelika sadržavaju u primesi Ni, Mn, Cr, V, W. Proizvode se na taj način što se u grafitne lonce stavi oko 40 kg čelika i tome se pridodaju potrebne količine pomenutih metala. Napunjeni grafitni lonci dolaze u plamene peći u kojima se čelik sa pridodatim plemenitijim metalima što jednoličnije stopi. Od toga se čelika prave finija oruđa, cevi za puške i posuđe koje je otporno prema rđanju.

Prevuku li se predmeti iz levanog gvožđa sa slojem gvozdеног oksida i ponovno zagrevaju do crvene žare to će se kiseonik iz gvozdеног oksida sjediniti sa ugljenikom sa površine gvožđa te će preći na površini u kovno gvožđe («temprovanje gvožđa»). Obratno, ako kovano gvožđe prevučemo s ugljenim prahom, to će ono u vrućini na površini primiti u sebe ugljenika i preći u čelik («cementacija»).

Gvožđe je u sjedinjenjima dvovalentno (gvozdеног ili fero-sjedinjenja) ili trovalentno (gvozdена ili feri-sjedinjenja).

Gvozdени oksid, Fe_2O_3 , feri-oksid, dolazi u prirodi kao ruda hematit. Zaostaje kod prženja pirita kod fabrikacije sumporne kiseline (kaput mortuum). Upotrebljava se kao crvena boja.

Gvozdеног-gvozdени oksid, Fe_3O_4 , fero-feri-oksid, nalazi se u prirodi kao magnetit. Komadići su izgorelog usijanog gvožđa, koji otpadaju kada se gvožđe kuje, Fe_3O_4 .

Gvozdени hidroksid, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, feri-hidroksid, postaje ako se rastvoru koje feri soli doda baza (na pr. NaOH). Talog je smeđe boje i rastvara se u kiselinama.

Gvozdени hlorid, FeCl_3 , feri-hlorid, nastaje žarenjem gvozdеног oksida u struji hlora ili također rastvaranjem u sonoj kiselini. Upotrebljava se u lekarstvu za zaustavljanje krvi.

Gvozdеног sulfat, $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$, fero-sulfat, dobiva se rastvaranjem gvožđa u sumpornoj kiselini. Kristalizuje se u zelenim kristalima monoklinskog sistema sa 7 molekula kristalne vode. Gvozdеног sulfat prodaje se u trgovini pod imenom **zelena galica**. Stajanjem na suhu vazduhu gubi ta galica kristalnu vodu, osobito na površini, i raspada se u beli prah.

Ako rastvoru zelene galice dodamo tanina u vodenom rastvoru nastaje s vremenom uz prisustvo kiseonika iz vazduha crna tekućina (mastilo ili tinta). Zelena galica upotrebljava se za priređivanje mastila i kao moćilo u bojarstvu. Kao desinfekciono sredstvo deluje povoljno, osim toga otklanja i neugodne mirise materijama koje trunu. Ona može, naime, da veže NH_3 i H_2S što kod truljenja nastaju.

Hrom (Chromum), Cr = 52,01

Hrom, Cr, dolazi u prirodi najčešće u obliku hromita, $\text{Cr}_2[\text{FeO}_4]$. Hromit dolazi kod nas na više mesta a naša država je jedna od najbogatijih hromom. Hrom se upotrebljuje za fabrikaciju hromnog čelika, a taj se čelik odlikuje osobitom čvrstinom i žilavošću. Sam hrom je tvrd metal, beo poput srebra i postojan na vlazi i vazduhu. Spec. tež. mu je 7,2. Danas se mnogo upotrebljuje za hromovanje različnih predmeta, galvanostogijom. Od sjedinjenja hroma treba pomenuti tamnozeleni **hromni oksid**, Cr_2O_3 i **hromni sulfat**, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ koji se javlja u različnim vrstama sa kristalnom vodom ili bez nje; te se vrste i odlikuju različnim bojama (narančasta, ljubičasta, zelena). **Kalijumno-hromni sulfat**, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ ili hromna stipsa čini tamnoljubičaste oktaedre, izomorfan je sa običnom aluminijumnom stipsom, a upotrebljuje se za štavljenje koža.

Hromni trioksid, CrO_3 , čini tamnocrvene prizme koje se rastvaraju u vodi dajući narančast rastvor **bihromne kiseline**, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, koja nije poznata u slobodnom stanju. Soli se njene zovu bihromati, kao, n. pr. **kalijumni bihromat**, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, koji čini žute kristale. Hromna kiselina nije poznata ni sama ni u vodenom rastvoru.

Iz tih se nekoliko primera vidi kako hrom u različnim solima pokazuje vrlo raznolike boje, od čega mu i poteče ime, hrom (= grč. boja). Hromne soli se zbog toga mnogo upotrebljuje za fabrikaciju različnih mineralnih boja.

Mangan (Manganum), Mn = 54,93

Mangan, Mn, dolazi u prirodi najčešće kao ruda piroluzit, manganški dioksid, MnO_2 . U elementarnom stanju može se dobiti aluminotermijski redukcijom s elementarnim aluminijumom. Spec. tež. mu je 7,3.

Kalijumni manganat, K_2MnO_4 , čini tamno zelene kristale, a vodeni rastvor mu je postojan samo uz alkalnu reakciju. Čim se ovakav rastvor zakiseli, on pocrveni, jer prelazi u **kalijumni permanganat** KMnO_4 (kameleon), koji čini tamne kristale. Rastvor kalijumnog permanganata intenzivno je ljubičaste crvene boje, lako otpušta kiseonik pa se upotrebljuje za desinfekciju, jer nascentni kiseonik razara patogene mikroorganizme.

Nikal i kobalt (Niccolum, Cobaltum), Ni = 58,69, Co = 58,94

Nikal, Ni, se nalazi u prirodi najčešće sjedinjen sa arsenom, a pomešan sa nekim drugim rudama. Dobivanje nikla iz njegovih ruda dosta je komplikovan posao.

Nikal je metal lepog metalnog sjaja poput srebra, a inače je u mnogom nalik na gvožđe, šta više i magnetičan je. Spec. tež. mu je 8,8. Mnogo se upotrebljuje za galvansko poniklavanje različnih predmeta, analogno kao i hrom. Najveći se deo nikla upotrebljuje za fabrikaciju plemenitih vrsta čelika. Tako, na pr., čelik, koji sadržava 36% nikla (nivar), ne rasteže se zagrevanjem pa se upotrebljuje za fabrikaciju nekih finih instrumenata.

Niklova su sjedinjenja manje važna.

Kobalt je u mnogom sličan niklu, ali nema osobite praktične upotrebe.

VEZBE

- 1) Zašto troska pliva na površini rastopljenog metala?
- 2) Napiši jednačinu za prženje galenita na vazduhu do PbO.
- 3) Napiši jednačinu za rastvaranje olova u azotnoj kiselini uz razvijanje NO.
- 4) Napiši jednačinu za razvijanje hlora kod rastvaranja olovnog dioksida u sonoj kiselini.
- 5) Napiši jednačine za rastvaranje bakra u sumpornoj kiselini kod čega se razvija SO₂ i u azotnoj kiselini gdje se razvija NO.
- 6) Napiši jednačinu za rastvaranje gvožđa u razblaženoj sumpornoj kiselini.
- 7) Poredaj sve do sada spomenute glavnije metale po njihovim specifičnim težinama. Koji su laki a koji su teški metali?

Živa (Hydrargyrum), Hg = 200,61

Živa, Hg, i njena sjedinjenja bila su poznata već u najstarija vremena. Poznata je i pod imenom hidrargirum (gr. hidor = voda i argirum = srebro) ili merkurius (jer je bila posvećena bogu Merкуру).

Najvažnija joj je ruda cinober ili cinabarit, HgS, a najvažnija su joj nalazišta u Evropi Idrija u slovenskom dijelu Italije i Almaden u Španiji. Ima je mnogo i u Sev. Americi. Dobiva se prženjem cinobera, pri čemu sumpor izgori u SO₂, a živa se predestiluje.

Živa je jedini metal koji je kod obične temperature u tekućem stanju, a brom i živa su jedini elementi u tekućem stanju kod obične temperature. Živa se ne oksiduje na vazduhu, već tek duljim stajanjem kod temperature blizu tačke ključanja (oko 300° C). Zato već imamo donekle pravo da je ubrajamo među plemenite metale. Smrzava se pri — 38, 89 C. Spec. tež. joj je 13,5. Živine pare sastoje od jednog atoma kako se to vidi iz tabele na str 26.

Upotrebljuje se za punjenje termometara, barometara i u elektrotehnici. Legure žive sa drugim metalima zovu se **amalgami**. Amalgami bakra, kadmijuma i cinka upotrebljuju se za plombiranje zubi.

Živa je jedan od najjačih mineralnih otrova, pa su njene pare vrlo otrovne. S druge strane živa je vrlo važan lek za neke bolesti, ako se uzima uz određene uslove.

Živa može da bude u svojim sjedinjenjima jedno- i dvovalentna, pa čini dva niza soli: živaste (mekuro-) i živine (merkuri-).

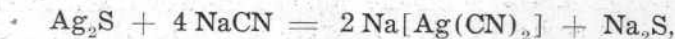
Živin oksid, HgO, merkuri-oksidi, crven je prašak koji nastaje direktnom oksidacijom žive; jačim zagrevanjem se raspada u svoje elemente; postoji i jedna žuta modifikacija. **Živasti**

korovrenij *ag. srebro*

hlorid, Hg_2Cl_2 , merkuro-hlorid, kalomel, beo je prašak koji se ne rastvara u vodi, a upotrebljuje se u medicini. **Živin hlorid**, HgCl_2 , merkuri-hlorid, sublimat, čini bele kristale koji se rastvaraju u vodi. To sjedinjenje je jedno od najvažnijih antiseptičkih sredstava, ali i vrlo žestok otrov. U rastvoru 1 : 1000 sa nešto kuhinjske soli upotrebljuje se kao antiseptičko sredstvo, a 0,4 g već je »letalna doza« od koje čovek umire. Kao protivotrov treba piti mnogo mleka. **Živin sulfid**, HgS , merkuri-sulfid, dolazi u prirodi u crvenoj boji kao cinober, a u laboratoriju se može načiniti i jedna crna modifikacija.

Srebro (Argentum), Ag = 107,880

Srebro, Ag, se nalazi u prirodi u elementarnom stanju, ali najčešće kao sulfid, Ag_2S , pomešan sa galenitom. Najvažnija nalazišta srebra su u Sev. Americi u Mehiku, Kanadi i Južnoj Africi. Srebro se rastavlja od olova na taj način, što se Ag_2S ekstrahuje sa vodenim rastvorom natrijumnog cijanida po jednačini:



pri čemu srebro čini »kompleksni« natrijumno-srebrni cijanid. Iz dobivenog rastvora vadi se srebro redukcijom sa cinkom ili elektrolizom. Jugoslovenska proizvodnja srebra iznosila je 1934 god. oko 130000 kg.

Srebro je plemenit metal, sjajne bele boje, mekano, a daje se rastezati u vrlo tanke listiće (2) i vrlo fine žice. Nije tako žilavo kao bakar. Spec. tež. mu je 10,5, a tačka topljenja $960,5^{\circ}\text{C}$. Pri topljenju prima, kao i bakar, u sebe gasove, koje otpušta pri hlađenju, pa se zbog toga ne može levati u kalupe. Da se tome doskoči, dodaje mu se nešto bakra, te je time i tvrđe, a boja mu se ne menja. Srebrni se predmeti cene prema sadržaju čistoga srebra. Tako, na pr. srebro »finoće« 800 sadržava 80 % srebra i 20 % bakra. Srebro se ne oksiduje na vazduhu, ali se duljim vremenom prevuče tankim tamnim slojem sulfida. Predmeti od »staroga srebra« upravo se cene zbog te prevlake; ona se, međutim, može vrlo lako i veštački načiniti sa rastvorom natrijumnog sulfida.

Razni se metalni predmeti mogu posrebriti tako što se prevuku slojem srebrnog amalgama, a živa se ukloni zagrevanjem, ili se srebro može izlučiti i elektrolitički iz rastvora kompleksnog kalijumno-srebrnog cijanida $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

Zrcala se danas prave tako što se na staklu izluči srebro redukcijom amonijačnog rastvora srebrnog nitrata sa ka-

kovim reduktivnim sredstvom (formalin, glukoza). Izlučeno se srebro premaže sa spoljne strane uljanom bojom da se zaštiti od oštećenja. Uz određene uslove može se redukcijom dobiti srebro u vrlo finoj disperziji u koloidnom stanju. Takav je rastvor srebra intenzivno smeđe obojen. Dodavanjem kiseline »koaguluje« se koloidno srebro u krupnije pahuljice koje se talože na dno. Da se spreči ta mogućnost koagulacije, dodaje se takvom koloidnom rastvoru srebra nešto gumiarabike ili belančevine (»zaštitni koloid«), te se dobiva, t. zv., kolargol ili protargol (v. str. 81) koji se upotrebljuje u medicini. Upotreba srebra za ukras i kovanje novca, je poznata.

Srebro se rastvara u razblaženoj azotnoj kiselini uz razvijanje NO davajući **srebrni nitrat**, AgNO_3 , lapis infernalis. Čini kristale koji se lako rastvaraju u vodi. Iz vodenog se rastvora stajanjem (osobito na svetlosti) izlučuje srebro u obliku crnog praha. Isto se tako izlučuje srebro dodiranjem sa organskim materijama. Zato koža po crni pri dodiru s »lapisom«.

Srebrni hlorid, AgCl , nastaje taloženjem hloridnog iona sa srebrnim ionom (v. str. 52). U čistoj vodi se ne rastvara, a na svetlosti se oboji najpre jasno modroljubičastom bojom, koja kasnije prelazi u tamnu nijansu. Delovanjem svetlosti raspada se u srebro i hlor, a zaostalo se srebro izlučuje u koloidnom stanju, od čega i potiče boja. Takav tamno obojeni hlorid zovemo **fotohlorid**.

Srebrni bromid, AgBr , je još više osetljiv na svetlo nego hlorid. Sa želatinom pomešan upotrebljuje se za pripravljanje fotografskih ploča.

Fotografija

Svojstvo srebrnog hlorida i bromida da se uticajem svetlosti delomično razlažu iskorišćuje se u fotografiji za fabrikaciju raznih vrsta fotografskih ploča i papira za kopiranje. Kod osvetljenja se u srebrnom bromidu izlučuju u malim količinama ultramikroskopske čestice elementarnog srebra. Broj tih čestica ovisan je od jakosti i trajanja osvetljenja.

Ceo postupak kod fotografiranja delimo na sledeći niz radnja:

1) **Ekspozicija** (snimanje). U fotografskom aparatu (kamera obiskura) nalazi se s jedne strane objektiv (optičko sočivo), a na drugoj je strani mutna staklena ploča. Razmak između objektiv i te ploče može se po volji menjati da slika predmeta bude što oštija. Kad je slika predmeta na mutnoj ploči oštra, ploča se izvuče, a mesto nje se stavi fotografska ploča (u kaseti). Zatim se poklopac kasete izvuče, a zatvarač na objektivu se otvori da svetlost padne na osetljivu ploču. Ovo delovanje svetlosti traje od 1/100 sekunde do nekoliko minuta, prema jačini svetlosti i osetljivosti ploče. Uticajem svetlosti nastaje na ploči delomično razlaganje srebrnog bromida. Ploča se posle toga razvija.

2) **Razvijanje i fiksiranje negativ**a. Svrha je razvijanja da se dovrši razlaganje, koje je svetlost na ploči započela. Ploča se metne u ras-

tvor razvijaača i na njoj se za kratko vreme ukažu tamna mesta od izlučenog srebra tamo gde je svetlost delovala. Kao razvijaači služe neka organska sjedinjenja (hidrohinon, pirogalol, rodinal, itd.) koji dovrše redukciju onde gde je ona već uticajem svetlosti započela, t. j., svako zrnice srebrnog bromida u kome se već nalazi izlučenog srebra redukuje se do elementarnog srebra. Na nepromenjeni AgBr ne deluju razvijaači. Zatim se ploča fiksira tj. s ploče se uklanja sav AgBr koji je ostao nepromenjen zbog toga što svetlost nije do njega doprla.

To se postigne ispiranjem ploče u rastvoru natrijumnog tiosulfata, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, u kome se AgBr rastvara prelazeći u kompleksni $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. Nakon fiksiranja na ploči se vide tamna mesta koja su na predmetu bila bela ili jače osvetljena. Tamna su mesta predmeta na ploči bela. To je **negativ** i on se sada može izneti na svetlost.

3) **Kopiranje**. Od negativa se dobiva pozitivna slika tako, što se ispod negativa metne osetljiva hartija i izloži duže vremena uticaju svetlosti. Na hartiji je slična emulzija kao i na fotografskoj ploči. Na svim mestima hartije, do kojih svetlost može dopreti, menja se osetljivi sloj. Svetlija mesta negativa propuštaju jače svetlost, te dotična mesta na hartiji postaju tamnija. Tako dobivamo pravu sliku ili **pozitiv**.

4) **Fiksiranje i toniranje pozitiva**. Ovako dobivena slika nije postojana, pa se mora fiksiranjem učiniti stalnom. Posle kopiranja ukloni se suvišni AgCl ili AgBr sa natrijumnim tiosulfatom.

Da slika dobije lepšu boju ispire se u rastvoru zlatne ili platinske soli. Taj poslednji postupak zove se toniranje. Toniranjem se zameni zaostalo srebro sa zlatom ili platinom zbog čega slike dobiju lepši izgled.

Zlato (Aurum), Au = 197,2

Zlato, Au, se u prirodi nalazi retko sjedinjeno sa drugim elementima kao, na pr., telurom. Redovno se nalazi u elementarnom stanju, pomešano sa kvarcom i srebrom i nekim rudama. Ogromne se količine zlata nalaze u moru, poprečno 0,001—0,04 mg na 1 m^3 morske vode. Ipak je to toliko razređeno, da se ne isplati vaditi. Najviše se zlata dobiva u Transvalu i to oko 50%, a zatim u Kanadi 20%. Godišnja svetska produkcija zlata, iznosi oko 500 tona u vrednosti od 300—400 mil. dolara. Samo američki zubari potroše godišnje zlata u iznosu od 20 mil. dolara. Kod nas je proizvedeno 1935 god nešto preko 3000 kg zlata.

Kako su nalazišta zlata u potocima i rekama već iscrpljena to se ono danas dobiva direktno iz zlatonosnih ruda koje se sitne i onda iscrpljuju sa kalijumnim cijanidom, slično kao srebro. Pri tome, se zlato rastvara u obliku kompleksnog kalijumno-zlatnog cijanida, odakle se izlučuje s pomoću cinka ili elektrolizom. Kod nas se zlato vadi iz piritita (Majdan Pek), i ispira uz nekih reka napose gornje Drave.

Zlato je žut, sjajan, plemenit metal, koji se na vazduhu ne menja. Tačka topljenja mu je 1063°C . Lako se rasteže u

tanke listiće (0,2 μ) i fine žice. Rastvara se samo u carskoj vodi. Vrlo je mekano, te se zato ne može upotrebljavati čisto. Sp. težina mu je 19,3.

Za čisto se zlato kaže da ima 24 karata. Zlato od 16 karata ima $\frac{2}{3}$ zlata i $\frac{1}{3}$ drugih metala (srebra, bakra). Zlato se upotrebljuje za ukras, za kovanje novca, za zubne krune i mostove i dr.

Koloidno zlato pravi se isto kao i srebro, a boja rastvora varira od svetlocrvene do tamnomodre što zavisi od stepena disperziteta.

I vrlo razređeni rastvori zlata daju sa kalajastim hloridom intenzivno crvenu boju od izlučenog koloidnog zlata, pa se na taj način mogu dokazati i vrlo male količine zlata (1 mg na 100 l vode).

Od sjedinjenja zlata možemo spomenuti kompleksnu **zlatnu hlorovodoničnu kiselinu** $H(AuCl_4)$ koja nastaje rastvaranjem zlata u carskoj vodi.

Ovde je zlato trovalentno. U nekim sjedinjenjima ono može da bude i jednovalentno, kao na pr. **zlatasti hlorid**: $AuCl$.

Platina (Platina), Pt = 195,23

Platina, Pt, se nalazi u prirodi samo u elementarnom stanju. Glavno joj je nalazište na Uralu.

To je sivobeo sjajan metal, mekan i rastegljiv. Spec. težina mu je 21, a tačka topljenja 1764° C. Rastvara se samo u carskoj vodi, ali je na toploti najedaju i druge hemikalije (alkalija, nitrati, sulfati, cijanidi i sl.). Upotrebljava se svuda gde se ne može da zameni sa kojim drugim metalom: u laboratoriju za zdelice i lončiće i za različne precizne aparate, zatim u zubarstvu i hirurgiji. Da bi platina bila čvršća, dodaje joj se nešto srodnog iridijuma.

Naročita je upotreba platine u obliku crnog praha — crne platine — (nem. Platinmohr) kao katalizatora kod dobivanja sumporne kisei izvođenja drugih tehničkih procesa.

Od sjedinjenja joj je najvažnija kompleksna **hloroplatinska kiselina**, H_2PtCl_6 , koja nastaje rastvaranjem platine u carskoj vodi.

Platini su srodni **paladijum**, **iridijum**, koji ima najveću spec. tež. 22,4, zatim **rodijum**, **osmijum**, **rutenijum**.

VEŽBE.

- 1) Napiši jednačinu za rastvaranje $AgCl$ u fiksativu.
- 2) Napiši jednačinu za rastvaranje Au i Pt u carskoj vodi.
- 3) Poredaj plemenite metale po njihovoj spec. tež.
- 4) Kako ćeš u leguri rastaviti Cu i Ag a kako Au i Ag ?

Neki redi metali

Talijum, Tl, je u neku ruku srodan aluminijumu. Neka se njegova sjedinjenja upotrebljuju pri fabrikaciji specijalnih optičkih stakala. Talijumni hlorid upotrebljuje se kod fabrikacije električkih sijalica.

Smesa od 99% **torijumnog dioksida**, ThO_2 , i 1% **cerijumnom dioksida**, CeO_2 , upotrebljuje se za fabrikaciju mrežica za gasno i petrolejsko osve-

tljenje. Legure gvožđa sa 60–70% cera trenjem sa čelikom daju iskretu se upotrebljuju za fabriku upaljača.

Cerijum je tipičan reprezentant t. zv. »retkih zemalja« koje čine posebnu grupu elemenata koji su međusobno vrlo srodni i vrlo su retki.

Vanadijum, V, molibden, Mo, i volfram, W, upotrebljuju se pri fabricaciji specijalnih čelika. Volfram se osim toga upotrebljuju za fabricaciju vlakna u industriji sijalica. Prvu sijalicu sa volframovim vlaknom konstruovao je 1906 god. **F. Hanaman** (sada profesor Univerziteta u Zagrebu).

Tu treba pomenuti i **bizmut, Bi, i kadmijum, Cd,** koji i nisu toliko retki, ali imaju razmerno slabu upotrebu. Oba se upotrebljuju za fabricaciju nekih specijalnih legura koje se tope kod jako niske temperature, na pr., **Rozeova** (Rose) legura (2 d. Bi, 1 d. Pb, 1 d. Sn) koja se topi kod 94° C; **Vudova** (Wood) (4 d. Pb, 2 d. Sn, 2 d. Cd i 7–8 d. Bi) koja se topi pod 70° C. Upotrebljuju se za električne osigurače.

Kadmijum se osim toga u najnovije doba upotrebljuje na mesto cinka kao prevlaka preko gvožđa da ga štiti od rde.

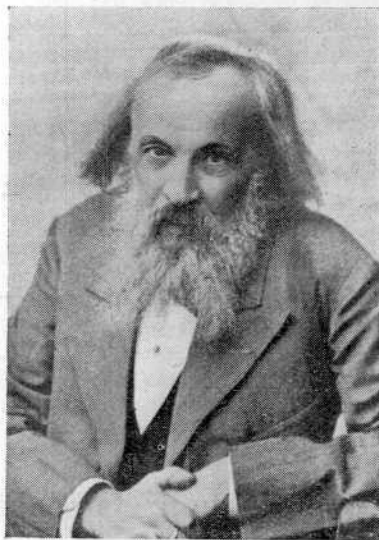
Periodni zakon elemenata

Ruski hemičar **Dmitrij Ivanovič Mendeljejev** je (1869) (sl. 55) poređao sve elemente po veličini atomske težine, te je našao da se svojstva tako poređanih elemenata periodno povrćaju. Kad je svrstao elemente, tako da srodni elementi dolaze jedan ispod drugoga, dobio je niz grupa kojih su članovi pokazivali međusobno znatne srodnosti (v. tablicu na str. 125).

Tako su u grupi označenoj sa O, sabrani svi, t. zv., plemeniti gasovi. Oni su nazvani tim imenom zbog toga što se ne sjedinjuju ni sa jednim elementom: oni su nulavalentni. U prvoj su grupi jednovalentni alkalni elementi koji pokazuju veliku srodnost u tome što su to izraziti metali: u sporednoj su grupi Cu, Ag, Au koji su takodjer međusobno srodni. U drugoj su grupi t. zv. alkalne zemlje od Be do uključivo Ra. Naročito je karakteristična sedma grupa u kojoj se nalaze halogeni.

Iz tablice se periodnog sistema vidi da se I i II period sastoje od po jednog niza sa osam članova (mali period), a u III do V po dva su niza sa ukupno 18 članova (veliki period); VI period kao da nije potpun.

Razlika atomskih težina između susednih elemenata u nizovima iznosi oko 1–3 jedinice, a razlike su članova pojedinih grupa oko 16–40. I do VII grupa sastoje se od dva dela, jednog glavnog i jednog sporednog, u kojima su grupirani srodni elementi. Četvrta grupa čini tu kao neki izuzetak, jer se C i Si jače ističu od elemenata jedne i druge grupe. Idući od leva na desno raste maksimalna valencija prema kiseoniku stalno od 0 do 8, a valencija prema vodoniku raste do grupe IV, a onda opet pada; VIII grupu sačinjavaju manje grupe od po



Sl. 55. Dmitrij Ivanovič Mendeljejev (1834—1907).

tri elementa, kojih se atomske težine malo razlikuju, a i oni su hemijski vrlo srodni.

U Mendeljejevoj tablici nema razlike između metala i nemetala, a ipak bi jednom pravom od bora (B) do joda (J) mogli da odlučimo tipične nemetale koji leže desno gore od prave, od metala koji leže levo dole.

T. zv. retki elementi nemaju mesta u samoj tablici, jer svi oni po svom karakteru spadaju upravo u III grupu na mesto gde je La (lantan itd.). Zato se oni donose u posebnoj tablici (lantanidi). Isto tako nema ni vodonik mesta u periodnom sistemu.

Kad je Mendeljejev postavljao svoj sistem, bilo je elemenata od kojih su bile poznate ekvivalentne težine, ali nisu bile poznate atomske težine, t. j. nije bila poznata valencija tih elemenata. Tako se je, na pr., u ono doba znalo da je ekvivalentna težina berilijuma (Be) 4,55 ali se nije znalo kolika je atomska težina. Kako je berilijum u mnogom sličan aluminijumu, mislilo se je da će biti trovalentan, te bi mu atomska težina morala biti 13,65. To Mendeljejev nije mogao prihvatiti, jer bi berilijum morao doći između C i N gde apsolutno nema mesta za njega. Mendeljejev ga je stavio u II grupu. Kasnijim se je istraživanjima našlo da je berilijum doista dvovalentan i da mu je atomska težina 9,1, a formula hlorida BeCl_2 . Istu je takvu korekturu atomske težine proveo Mendeljejev i kod indijuma i našao je da je ona 114,8 a ne 76,4 kako se je to dotada

Periodni sistem elemenata

Grupa	0	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
Sredinjenja sa vodonikom: hloromikom:		E H E ₂ O		E H ₂ E O		E H ₃ E ₂ O ₃		E H ₄ E O ₂		E H ₅ E ₂ O ₅		E H ₂ E O ₃		E H E ₂ O ₇		E O ₄ E O ₃ E O ₂ E O			
		a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b				
I period	2 He 4,002	3 Li 6,94	4 Be 9,02	5 B 10,82	6 C 12,000	7 N 14,008	8 O 16,000	9 F 19,00	10 Ne 20,183	11 Na 22,997	12 Mg 24,32	13 Al 26,97	14 Si 28,06	15 P 31,02	16 S 32,06	17 Cl 35,457			
II period	18 A 39,944	19 K 39,096	20 Ca 40,08	21 Sc 45,10	22 Ti 47,90	23 V 50,95	24 Cr 52,01	25 Mn 54,93	26 Fe 55,84	27 Co 58,94	28 Ni 58,69	29 Cu 63,57	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,60	33 As 74,91	34 Se 78,96	35 Br 79,916	
III period	36 Kr 83,7	37 Rb 85,44	38 Sr 87,63	39 Y 88,92	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 96,0	43 Ma 101,7	44 Ru 101,7	45 Rh 102,91	46 Pd 106,7	47 Ag 107,880	48 Cd 112,41	49 In 114,76	50 Sn 118,70	51 Sb 121,76	52 Te 127,61	53 J 126,92	
IV period	54 X 131,3	55 Cs 132,91	56 Ba 137,36	57 La itd. 138,92	72 Hf 178,6	73 Ta 181,4	74 W 184,0	75 Re 186,31	76 Os 191,5	77 Ir 193,1	78 Pt 195,23	79 Au 197,2	80 Hg 200,61	81 Tl 204,39	82 Pb 207,22	83 Bi 209,00	84 Po (210,0)	85 —	86 Em (222,2)
V period			88 Ra 225,97	89 Ac (227)	90 Th 232,12	91 Pa 231	92 U 238,14												
VI period	58 Ce 140,13	59 Pr 140,92	60 Nd 144,27	61 II —	62 Sm 150,43	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 159,2	66 Dy 162,46	67 Ho 163,5	68 Er 167,64	69 Tu 169,4	70 Yb 173,04	71 Lu 175,0					

58 Ce 140,13	59 Pr 140,92	60 Nd 144,27	61 II —	62 Sm 150,43	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 159,2	66 Dy 162,46	67 Ho 163,5	68 Er 167,64	69 Tu 169,4	70 Yb 173,04	71 Lu 175,0
-----------------	-----------------	-----------------	------------	-----------------	----------------	----------------	----------------	-----------------	----------------	-----------------	----------------	-----------------	----------------

držalo, jer za takav elemenat ne bi bilo mesta. Morao bi da leži između As i Se.

Kad je Mendeljejev postavio svoj sistem, bilo je poznato samo oko 60 elemenata, pa su mu mnoga mesta ostala prazna. Verujući u ispravnost svoga zakona, znao je Mendeljejev da su svojstva svakog elementa fiksovana njegovim položajem u periodnom sistemu. Na osnovu toga pretskazao je on svojstva tih za onda još nepoznatih elemenata, tako da je iz četiri elementa, koji leže simetrično oko nepoznatog elementa, uzeo brojne vrednosti i izračunao njihovu aritmetičku (prosečnu) vrednost. Tako je, na pr., za ekasilicijum (današnji germanijum) uzeo u obzir elemente Si, Sn, Se i Zn i iz aritmetičke sredine njihovih brojeva odredio svojstva tog hipotetičkog elementa. (eka znači u sanskrtu jedan). Slično je uradio i sa nekim drugim onda nepoznatim elementima, n. pr., ekaborom (današnji skandijum) i ekaaluminijumom (današnji galijum). Ispravnost njegovih pretskazivanja uskoro se je pokazala. Tako je već g. 1875 **Lekok de Boabodran** (Lecoq de Boisbaudran) otkrio elemenat koji je nazvao galijum, a kojega su se svojstva podudarala sa Mendeljejevim ekaaluminijumom; god. 1880 **Nilsn** (L. F. Nilson) otkriva skandijum, koji se u svojstvima slaže sa ekaborom, a najočiglednije je bilo otkriće germanijuma koje je učinio 1886 **Vinkler** (Cl. Winkler). Naročito se germanijum podudarao u svim svojstvima sa ekasilicijumom.

Veliko značenje Mendeljejeva leži baš u tome što je on nesamo postavio i jasno precizirao periodni zakon, već što je on na osnovi toga učinio proročanstva koja su se i ispunila.

Kasnije je otkriven niz elemenata koje ni Mendeljejev nije predviđao, a koji su svi našli mesto u njegovom sistemu. Ovamo spadaju plemeniti gasovi koji se nalaze u nultoj grupi, pa izotopi koji dolaze svi na jedno mesto, iako su različite atomske težine. Razvojem nauke našlo se je da za elemente i nisu karakteristične atomske težine, već t. zv. atomski ili redni brojevi (koji se nalaze u tablici ispred simbola elementa).

Dosada nema u sistemu elemenata 85, 87, koji još nisu sigurno dokazani; isto se tako nije mogao dokazati nijedan elemenat sa atomskim brojem, većim od 92.

VEZBE

- 1) Izračunaj at. težinu Ge iz atomskih težina Si, Sn, Se i Zn.

Radioaktivnost



Sl. 56. Marija Curie-Sklodowska (1867—1934).

Otkriće radiuma. Bekerel (H. Becquerel) je g. 1897 našao da kalijumno-uranilni sulfat deluje na fotografsku ploču kroz crni papir i kroz tanki aluminijumni lim. Dokazano je da uranske soli stalno »fluoreskuju«. Pojava fluorescencije je karakteristično svojstvo uranskih soli. Bekerel je kasnije opazio da se elektrizovani elektroskop prazni, ako se nalazi u blizini uranskih soli. Brzina pražnjenja elektroskopa zavisi samo od množine elementa urana bez obzira u kakvom se on sjedinjenju nalazi sa ostalim elementima. To je, dakle, spontano svojstvo atoma urana, a nezavisno je od spoljašnjih uticaja temperature, te se ne menja ni pri vrlo visokoj temperaturi ni pri temperaturi tekućeg vazduha. Ti Bekerelovi zraci su, prema tome, stalni i neovisni od spoljašnjih fizičkih i hemijskih uslova; oni deluju na fotografsku ploču, izazivlju fluorescenciju i ionizuju vazduh. Ionizacija vazduha sastoji se u tome da njegovi molekuli dobivaju pozitivni električni naboj. U ionizovanom vazduhu negativno elektrizovani elektroskop brzo gubi svoj elektricitet — on se ispražnjuje.

Marija Kiri (Curie) rod. Skłodowska (sl. 56) našla je da uraninit (»pehblende«) pokazuje veću »radioaktivnost« nego li čisti uran. M. Kiri je uskoro zaključila da se ta pojava može rastumačiti jedino tako, ako se pretpostavi da u uraninitu ima

elemenata u vrlo malim količinama koji su mnogo jače radioaktivni nego sam uran.

Ona je počela u društvu sa svojim mužem P. Kirijem da istražuje različne minerale na njihovu radioaktivnost i našla je da je uraninit upravo najaktivniji od svih ostalih. Poblížom hemijskom analizom našli su supruzi Kiri uza saradnju **Bemona** (Bémont), da je to mineral vrlo komplikovanog sastava te da sadržava u procentima prosečno $75 \text{ U}_3\text{O}_8$, 5 PbS , 3 SiO_2 , 5 CaO , 3 FeO , 2 MgO i 7% različnih, gotovo svih ostalih elemenata, a naročito bizmuta.

Uraninit je pokazivao 60 puta veću radioaktivnost od čistog urana. Autori su to pripisivali prisutnosti nekog elementa koji je sličan bizmutu, a vrlo je radioaktivan, a dolazi tek u neznatnim količinama, pa su taj element nazvali **polonijum** u počast domovine M. Kiri. Danas se on zove **radijum F**.

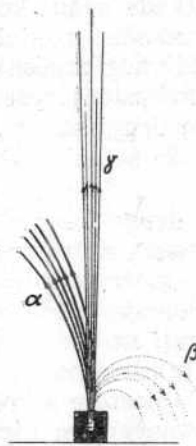
Godine 1898 utvrdili su supruzi Kiri da se u uraninitu nalaze male količine još jednog primešanog radioaktivnog elementa, koji su nazvali **radijum**. S vremenom je pronađen niz drugih različnih »radioaktivnih« elemenata.

Radiokativno zračenje sastoji se od triju glavnih vrsta zrakova, od kojih različni radioaktivni elementi emitiraju samo neke od njih.

α -zraci kreću se u prostoru u pravim linijama i posle nekog određenog puta nestaju — apsorbuju se. Svaki radioaktivni element ima svoju karakterističnu daljinu dokle prodiđe njegovo α -zračenje. Ta »prodornost« iznosi u vazduhu uz obične prilike najviše 8,6 cm. Aluminijumni listić od 0,1 mm zadržava potpuno to zračenje. Stavimo li radioaktivni preparat u olovni sudić, koji je gore otvoren, u magnetno polje, to će α -zraci slabo skrenuti sa svog prvobitnog smera (sl. 57). Iz smera skretanja zaključuje se na osnovu t. zv. pravila leve ruke, poznatog iz fizike, da se ti zraci sastoje od pozitivno elektrizovanih materijalnih čestica, te da su u tome mnogo slični kanalnim zracima. Oni se redovno sastoje od helijumnih atoma, koji nose po dva pozitivna naboja. Početna im je brzina 5—10% od brzine svetlosti, a karakteristična je za svaki radioaktivni element,

β -zraci prodiru mnogo dalje, a i magnetno ih polje skreće mnogo jače. Kako ti zraci idu na protivnu stranu od α -zrakova, znači da su oni negativno elektrizovani. Iz veličine skretanja možemo da zaključimo da se oni sastoje od negativnih elektrona sa masom $1/1847$ od mase vodonika, i da imaju kod različnih elemenata različne brzine od 30—99,8% od brzine svetlosti (300.000 km.).

γ -zraci su mnogo prodorniji nego α -zraci i β -zraci. Oni su šta više, prodorniji od **Rentgen**-ovih (Röntgen) zrakova; ne-



Sl. 57. Radioaktivni zraci.

maju mase, nisu elektrizovani, pa ih magnetno polje ne skreće. Oni nastaju kao posledica učinka β -zrakova, analogno kako nastaju Rentgenovi zraci učinkom katodnih zrakova-; zato se γ -zračenje javlja uvek zajedno sa β -zračenjem. Kako su β -zraci mnogo brži, negoli katodni, to su γ -zraci mnogo veće frekvencije nego obični Rentgenovi zraci, te su zato i prodrniji (tvrđi) od njih.

Osetljivost je elektroskopa na radioaktivno zračenje tolika da kad bi 1 mg radijuma C razdelili na sve ljude na zemlji (oko 2000 milijuna) onda bi množina radioaktivne materije, koja bi otpala na jednog čoveka bila dovoljna da isprazni pet elektroskopa u jednoj sekundi.

Učinci radioaktivnih zračenja mogu biti različiti. **Ionizacija gasova** vrlo je karakteristična pojava kod radioaktivnosti, a uzrok joj je uglavnom α -zračenje.

Dalja je pojava **fluorescencija**. Sfalerit (ZnS), na pr. fluoreskuje živo modrikastom bojom, barijumno-platinasti cijanid pokazuje zelenu fluorescenciju, dijamant i neki fluoridi fluoreskuju u mraku živo modrikastom bojom. Neke vrste stakla i mnoge organske materije fluoreskuju također. Fluorescencija se javlja također u unutrašnjoj oka, pa zato vidimo svetlost, ako približimo radioaktivni preparat ka otvorenom oku. Preparati sfalerita, kojima su primešane minimalne količine radioaktivnih materija, svetlucaju u mraku, a da pre toga nisu bili osvetljeni. Takvi se preparati upotrebljuju za brojeve i skazaljke na urama i putokaze u teatrima i u podzemnim skloništima za vreme rata.

Promatramo li u mraku zastor, prevučen sfaleritom, a na koji padaju α -zraci, s pomoću lupe (povećanje 50 : 1), videćemo da se uvek na drugom mestu pokazuju svetle tačke koje vrlo brzo nestaju. Nema sumnje da te »scintilacije« nastaju delovanjem α -zračenja.

Brojanjem tih svetlih iskrica mogu se brojati α -čestice koje izlaze iz radioaktivnih preparata. To je tzv. **Kruksov** (Crockes) spintariskop.

Delovanje radioaktivnog zračenja na **fotografsku ploču** kroz crni papir pripisuje se γ -zracima. Predmeti, koji stoje duže vreme u blizini radioaktivnih preparata, oboje se s vreme-

nom na različni način. Modra boja, koja se katkada opaža kod prirodnog natrijumnog hlorida, biće da je također nastala radioaktivnim delovanjem. Delovanjem radioaktivnog zračenja neutralizovali su se neki natrijumni ioni u kristalnoj rešeci (sl. 53) i prešli su u metalno stanje. I različni drugi minerali obojeni su na taj način. Iz intenziteta boje može se zaključiti starost minerala.

Radioaktivno zračenje izaziva i različne druge **hemijske promene**. Već su 1899 supruzi Kiri opažali mirisom nastajanje ozona. Ugljeni monoksid i dioksid, amonijak, hlorovodonik i dr. raspadaju se delovanjem radioaktivnog zračenja. Voda se raspada u elemente; vlažni radioaktivni preparati ne smeju se zato držati u zatopljenim staklenim cevčicama. Iz parafina i vazelina razvija se ugljeni dioksid. Kvarceno staklo postaje s vremenom krto. Metali se također menjaju pod delovanjem toga zračenja.

Radioaktivno zračenje deluje i **fiziološki** na organizme, naročito svojim γ -zracima. Ono podražuje kožu i uzrokuje upale. Ono može, uz neke uslove, da deluje povoljno a uz neke nepovoljno na rast organizma. Radioaktivno zračenje upotrebljuje se za lečenje raka, jer razara bolesno tkivo, ali se pri tome mora jako paziti da ono ne razori i zdravi organizam. Radioaktivno zračenje je u tom pogledu mnogo opasnije od običnoga Rentgenova zračenja. I kratkotrajni kontakt sa jačim radioaktivnim preparatom može da uzrokuje jake i dugotrajne bolove.

Radioaktivni preparati razvijaju stalno **toplotu**. Računa se da jedan gram radijuma na sat razvija 120 kalorija. Već je **Helmholtz** (Helmholtz) uvideo da se samom toplotom sa sunca ne može da rastumači konstantna temperatura Zemlje, pa se ona danas tumači oslobađanjem toplote radioaktivnim raspadanjem.

Hemijska svojstva i dobivanje radijuma. Radijum u svojim hemijskim osebina mnogo nalikuje na barijum. Elementarni radijum je na vazduhu još nepostojaniji nego barijum. Plamen oboji intenzivno crveno.

Ispočetka se je radijum dobivao samo iz uraninita iz Jahimova. Kasnije su nađena i druga nalazišta, od kojih je najvažnije ono kod Katange u Kongu, gde ima do 100 mg radijuma u toni rude. Godišnja je produkcija do 30 g, od čega otpada $\frac{1}{3}$ na Kongo. Cena mu je oko 4—5000 dinara za 1 mg. Do sada je produkcija iznosila ukupno svega oko 500 g radijuma. Nalazišta u Jahimovu danas su već prilično iscrpljena.

Teorija raspadanja atoma. Po toj teoriji sastoji se radioaktivnost u tome što se atomi radioaktivnih materija spontano

raspadaju u negativne elektrone i u atome sa manjom atomskom težinom, koji su i opet radioaktivni pa se dalje raspadaju, sve dotle dok ne nastane stabilan atom koji više ne pokazuje radioaktivna svojstva.

Pri tome raspadanju oslobađa se energija, koja se sastoji u prvom redu u tome što neki tako nastali produkti raspadaanja dobivaju jake impulse te izlaze sa manjim ili većim brzinama. Kinetička energija tih materijalnih zrakova (α i β) prelazi u druge oblike energije te uzrokuje pojavu svetlosti sa kratkim (γ -zraci) i dugim (obična svetlost) valovima, pojave toplote i hemijske procese. To oslobađanje energije nije trajno; nestajanjem radioaktivne materije ono s vremenom sve više popušta.

Kako kod radioaktivnog raspadaanja nastaju atomi sa manjim atomskim težinama, a prema tome i sa drugim fizičkim i hemijskim osobinama, to znači da se ti elementi pretvaraju »spontano« jedni u druge. Kako su novo nastali elementi i opet radioaktivni, to se i oni raspadaju dalje, pa tako nastaje »niz raspadaanja«. Danas poznajemo tri takva niza raspadaanja, za uran, za torijum i za aktinijum. To su elementi sa najvećim atomskim težinama, od kojih se svaki raspada u niz radioaktivnih elemenata, dok na kraju ne pređu u stabilan element.

Iz priložene tablice razabire se niz raspadaanja za uran:

Produkti raspadaanja urana:

Element :	Atomski broj:	Atomska težina :	Izbačene čestice:	Period :
Uran I	92	238	Helijum	5.000.000.000 g.
Uran X ₁	90	234	Elektron	24,6 dana
Uran X ₂	91	234	Elektron	69 sekunda
Uran II	92	234	Helijum	2.000.000 god.
Jonijum	91	230	Helijum	69.000 god.
Radijum	88	226	Helijum	1.690 god.
Radon (Emanacija)	86	222	Helijum	3,9 dana
Radijum A	84	218	Helijum	3,0 minute
Radijum B	82	214	Elektron	27 minuta
Radijum C	83	214	Elektron Helijum	20 minuta
Radijum D	82	210	Elektron	16,5 godina
Radijum E	83	210	Elektron	5 dana
Polonijum	84	210	Helijum	136 dana
Olovo	82	206	—	—

U prvom stupcu su navedena imena tih elemenata koji prelaze jedan u drugi. U drugom stupcu su t. zv. atomski brojevi. To su brojevi koji pokazuju kojim redom dolaze elementi u Mendeljejevoj tablici. U trećem stupcu su atomne težine,

u četvrtom je označeno koje čestice taj dotični elemenat izbacuje, a u petoj je označeno vreme koje prođe dok se od ukupne količine nekog elementa raspadne upravo polovica, dok druga polovica ostaje još intaktna. To je t. zv. »period« radioaktivnog elementa. Uspoređujući treći i četvrti stupac vidimo da elemenat gubitkom jednog helijumnog atoma gubi četiri jedinice od svoje atomne težine i s time menja i svoja hemijska svojstva. Gubitkom elektrona ne menja se doduše atomska težina, ali mu se hemijska svojstva ipak menjaju.

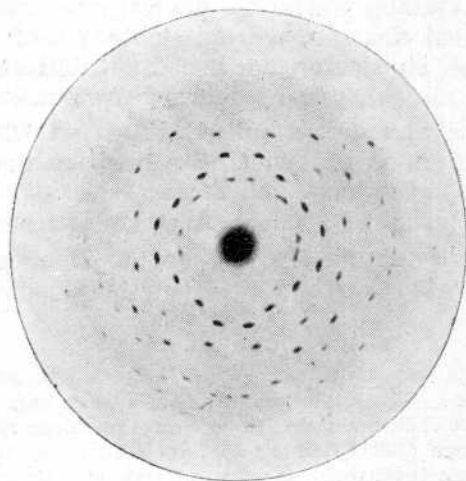
Građa atoma

Čuli smo kako je na osnovu stehiometrijskih zakona (v. str. 20) i Avogadrove hipoteze izvedena molekulska-atomska teorija, po kojoj pišemo današnje hemijske formule i jednačine. I ako nam ta teorija tumači i razjašnjuje ogroman broj hemijskih sjedinjenja i njihovih međusobnih reakcija, ipak ne znači da je time i dokazana realna egzistencija atoma a s njima i molekula. Dok Avogadrova hipoteza zna da u jednakim volumenima ima isti broj molekula, ona ipak ne može da nam kaže koliki je taj broj. Uspelo je međutim u najnovije doba da se taj broj odredi sa nekoliko vrlo raznolikih metoda koji se ne mogu ovde iznositi, jer opisivanje tih metoda spada već u čistu fiziku. Glavno je to da sve te različite metode potiču iz najrazličitijih grana fizike, a ipak nas sve one uvek dovode do jednog te istog broja, a taj je da u jednom molu (toliko grama kolika je molekulska težina) bilo kojeg gasa ima uvek 6×10^{23} molekula (**Avogadrov broj**) (v. str. 28). Upravo tu činjenicu, da nas niz najrazličitijih metoda dovodi uvek do istog broja, smatramo kao dokaz za realnu egzistenciju atoma.

Kod kristala nadalje znamo i to kako su atomi međusobno poredani. Pustimo li kroz kristal minerala sfalerita (ZnS) zrak Rentgenove svetlosti, videćemo da se taj zrak razdeli u čitav snop zrakova od kojih svaki na fotografskoj ploči ostavlja crnu mrlju. (**Laue-ov diagram**) (sl. 58). Iz toga se eksperimenta može zaključiti nesamo to da su i Rentgenovi zraci valovito kretanje, kao i obična svetlost nego da su atomi u kristalu poredani po nekom pravilnom principu.

Tako, na pr., znamo danas da se kristal kuhinjske soli sastoji od atoma (upravo iona) Na i Cl koji su poredani u »rešetke« na način kako se to vidi iz slike (sl. 24), a možemo da odredimo i njihovu veličinu i međusobnu im udaljenost.

Nas međutim danas ne zadovoljava više samo spoznaja da atomi postoje, nego nam se odmah nameće čitav niz daljih



Sl. 58. Laueov diagram.

pitanja. Tako nastaje pitanje zašto postoje atomi sa različnim atomskim težinama, koji je uzrok da postoje izotopni i izobarni elementi, zašto različni elementi imaju tako različite i tako komplikovane spektre, zašto je broj elemenata ograničen samo na 92, zašto se najzad svojstva atoma menjaju po periodnom zakonu i u čemu se nalazi uzrok radioaktivnom raspadanju atoma? Osim toga postoji pitanje kako nastaju ioni, u čemu se sastoji vezanje atoma u molekule itd.? Sve su te pojave u uskoj vezi nesamo sa veličinom već i sa unutarnjom strukturom atoma. Na mnoga ta pitanja može nam već danas da odgovori teorija o strukturi atoma.

Uzimljemo da se atom sastoji od »atomske jezgre« sa manje ili više pozitivnih naboja. Broj pozitivnih naboja u jezgri identičan je sa rednim (atomskim brojem), pa na taj način taj broj dobiva svoje realno fizičko značenje. Oko jezgre kruži, poput planeta oko sunca, u različnim udaljenostima toliko negativno nabijenih elektrona koliko je pozitivnih naboja u jezgri. Zato je atom prema svojoj spoljašnosti električki neutralan. Atom vodonika (at. tež. 1,0078) sastoji se od pozitivno elektrizovanog protona, koji ima atomsku težinu 1,0073 a oko tog protona kruži u relativno velikoj udaljenosti negativno elektrizovani elektron, kojega atomska težina $1/1847 = 0,00054$) iščezava prema težini protona. Radius protona iznosi od prilike 10^{-13} cm, a radius, kojim rotuje elektron oko protona, u atomu vodoniku iznosi od prilike 10^{-8} cm. Radius elektrona iznosi oko 10^{-13} cm.

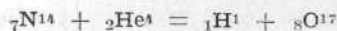
U jezgri »teškog vodonika«, deuterijuma, ima dva protona i jedan negativni elektron, a drugi elektron kruži izvan jezgre. Tako se tumači što deuterijum ima dvostruku atomsku težinu nego vodonik, ali ipak samo jedan pozitivan naboj.

Jezgra se atoma kiseonika sastoji od 16 protona i 8 elektrona, ako mu je at. težina 16 a broj pozitivnih naboja 8. U novije doba nađeni su, kako znamo (str. 28), izotopi kiseonika atomske težine 17 i 18, ali u vrlo neznatnim količinama.

Broj pozitivnih naboja u jezgri je identičan sa rednim brojem elemenata kako oni dolaze u periodnom sistemu (v. str. 125).

U najnovije doba (1932) našao je Čedvik (I. Chadwick) i neutralne deliće — neutrone — sa atomskom težinom 1,0067, koji se razlikuju od neutralnog atoma vodonika time što daju vrlo prodorne zrakovе. Malo su vremena posle toga (1933) Bleket i Okiliani (Blacketh i Ochiliani) našli i pozitivne elektrone (pozitrone) sa istom atomskom težinom kao i negativni elektron, koji mogu slobodno da egzistuju samo kratko vreme. Čini se da protoni nisu drugo nego usko povezani neutron i pozitron.

Rezerfor (E. Rutherford) je 1919 bombardovao azot sa α -zracima (helijumnim ionima), dobivenim radioaktivnim procesom, te je konstatovao nastajanje vodonika. To prvo veštačko pretvaranje elemenata beleži se danas s jednačinom:



gdje nam gornji indeks znači atomsku težinu, a donji atomski broj. Ovde dakle nastaje vodonik i izotop kiseonika sa atomskom težinom 17.

Fr. Žolio (Joliot) i žena mu Irena rođena Kiri (Curie) »bombardovali« su (1934) aluminijum sa α -zracima (dobivenim iz jednog radioaktivnog elementa), pa su dobili po jednačini:



neutron (n) i jedan izotop fosfora.

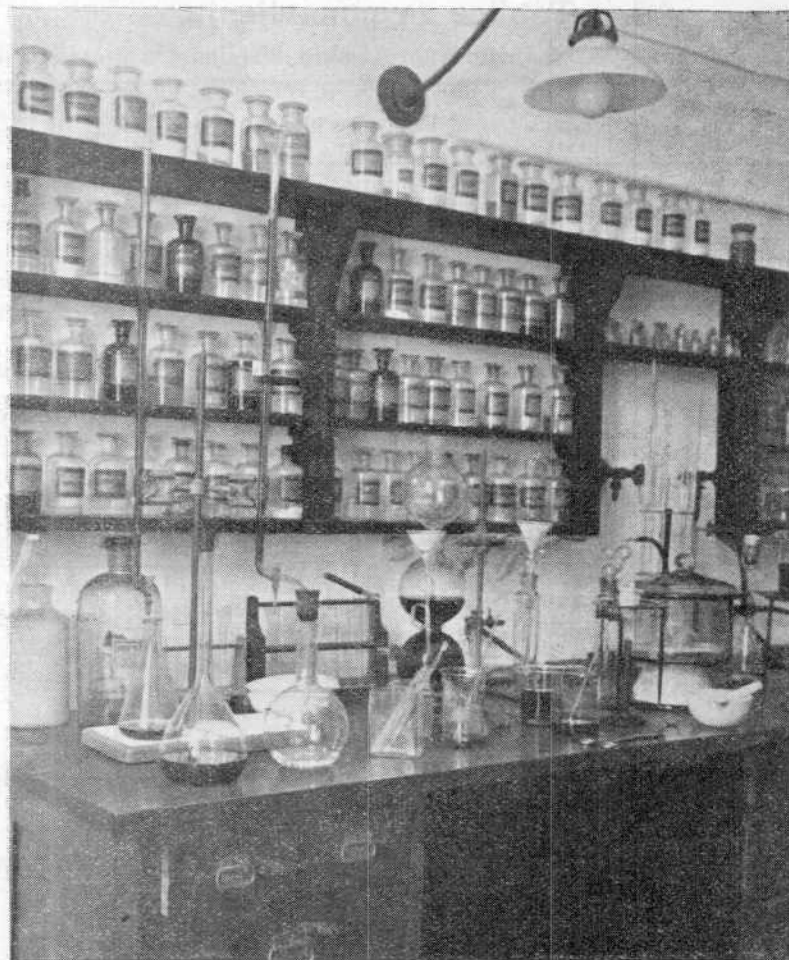
Taj fosfor se dalje sam od sebe raspada po shemi:



te daje jedan pozitron (E^+) i jedan izotop silicijuma. Oni su na taj način prvi puta veštački izazvali radioaktivnost. Danas je poznato već više ovakvih slučajeva »veštačke radioaktivnosti«.

VEŽBE

- 1) Koliki bi bio radius atoma vodonika, kad bi proton bio velik koliko zrnce peska (radius 1 mm)?
- 2) Od koliko se protona i elektrona sastoji jezgra različnih izotopa hlora, arsena, kalcijuma, olova i kalaja?
- 3) Kako od neutralnog atoma vodonika nastaje pozitivno elektrizovani vodonični ion?
- 4) Kakova je razlika između neutrona i atoma vodonika?
- 5) Koji bi bio redni broj neutrona?



Sl. 59. Zavod za analitičku hemiju na Univerzitetu u Zagrebu. Pogled u laboratorij.

Još neke historijske napomene

Vodonik je otkrio **Kevndiš** (H. Cavendish) 1766, azot je otkrio **Rezerfor** (D. Rutherford) 1772, a kiseonik je otkrio **Pristli** (J. Priestley) 1774 god.

Lavoazje je načinio reč hidrogenijum prema grčkom hidor = voda i genao = stvaram. Ime azot dao je prema grč. alfa privativum = negacija i zoon = život. Nitrogenijum dolazi od nitrum što znači salitra. Ta reč dolazi od jevrejskog neter a znači soda; istog je korena natrijum. Fluor dolazi od lat. fluere = teći, jer se CaF_2 upotrebljuje kod topljenja ruda. Hlor dolazi od grčkog hloros = zelen, brom od bromos = smrad, a jod od jodos = ljubičast.

Tablice za ponavljanje

Tabelarni pregled važnijih anorganskih kiselina i njihovih soli:

Baznost kiselina	Naziv kiselina	Formula	Dobivanje kiselina	Formula najobičnije natrijumne soli	Naziv soli
I	Hlorovodonična	HCl	$2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$	NaCl	hloridi
I	Fluorovodonična	H_2F_2	$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{F}_2 + \text{CaSO}_4$	Na_2F_2	fluoridi
I	Azotna	HNO_3	$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3 + \text{NaHSO}_4$	NaNO_3	nitriti
II	Sumporna	H_2SO_4	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Na_2SO_4	sulfati
II	Ugljena	H_2CO_3	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$	Na_2CO_3	karbonati
III	Fosforna	H_3PO_4	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$	Na_2HPO_4	fosfati
III	Arsenasta	H_3AsO_3	$\text{As}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_3$	Na_2HAsO_4	arseniti
	Silicijumna	H_2SiO_3 $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$	Izlučuje se iz silikata dodavanjem min. kiselina obično u nedefinovanoj formi $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$	v. str. 78	silikati

Tabelarni pregled baza:

Valentnost baza	Naziv baza	Formula	Dobivanje baza
I	Natrijumni-hidroksid	NaOH	Elektrolizom natrijumnog hlorida (NaCl); pri tom izlučeni natrijum deluje na vodu: $\text{Na} + \text{HOH} = \text{NaOH} + \text{H}$ Iz sode i kreča: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$
I	Kalijumni-hidroksid	KOH	Elektrolizom kalijumnog hlorida (KCl); pri tom kalijum deluje na vodu: $\text{K} + \text{HOH} = \text{KOH} + \text{H}$ Iz potaše i kreča: $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{KOH} + \text{CaCO}_3$
I	Amonijumni-hidroksid	NH_4OH	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$ Amonijak (NH_3) dobiva se pri suhoj destilaciji kamenog uglja i sintetski: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
II	Kalcijumni-hidroksid	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Gašenjem živog (negašenog) kreča: $\text{CaO} + \text{HOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ Živi kreč dobiva se pečenjem krečnjaka: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$

**Pregled elemenata i anorganskih sjedinjenja, važnih za zanat
poljoprivredu i industriju:**

Naziv elemenata i sjedinjenja	Simboli i formule	Upotreba i važnost elemenata i njihovih sjedinjenja
Kiseonik	O	Raspirivanje plamena. Uzima se za disanje u velikim visinama, prilikom spasavanja u rudnicima i u bolesti.
Vodonik	H	Punjenje balona. Visoka temperatura. Autogeno svarivanje. Redukcija.
Hlor Sona kiselina	Cl HCl	Otrovan! Za beljenje pamučnih i lanenih tkanina, papira, drveta. Desinfekciono sredstvo. Za rastvaranje metala i građenje hlorida.
Brom	Br	Otrovan! Ag-bromid osetljiv je prema svetlosti (fotografija). U medicini upotrebljuju se njegova sjedinjenja (KBr.).
Jod	Jod	U medicini.
Fluor Fluorovo ionik	F H ₂ F ₂	— Najeda staklo; pisanje po staklu. Fluoridi za desinfekciju.
Sumpor Sumporni-dioksid Sumporna kiselina	S SO ₂ H ₂ SO ₄	Za fabrikaciju čiste sump. kis., crnog baruta, za sumporenje vinograda. Za proizvodnje SO ₃ i H ₂ SO ₄ . Sumporenje bačava. Za sušenje higroskopskih materija; za dobivanje nekih kiselina (HCl, HNO ₃ , H ₂ F ₂) mnogih važnih sjedinjenja: superfosfata, sode, bezdimnog baruta itd.
Azot Amonijak Salmijak Azotna kiselina	N NH ₃ NH ₄ Cl HNO ₃	Iz azota i vodonika dobiva se sintetski amonijak. Za proizvodnje leda, čišćenje odela. Za pripajanje (lemljenje) metala i za građenje hladnih smesa. Kod proizvodjenja sumporne kiseline; za izjedanje i rastvaranje metala, za rastvaranje srebra i bakra u zlatnim legurama.
Fosfor Fosforna kiselina	P H ₃ PO ₄	U proizvodnji šibica, nalazi se na površini strane u koje se šibice pale (švedske žižice). Primarna kalcijumna so fosforne kiseline kao veštački gnoj: Ca(H ₂ PO ₄) ₂ (superfosfat).
Arsen Arsenski trioksid	As As ₂ O ₃	Dodaje se olovu da postane tvrde (sačma). Za trovanje škodljivih životinja i konzervovanje koža; vrlo malene količine kao lek.

Naziv elemenata i sjedinjenja	Simboli i formule	Upotreba i važnost elemenata i njihovih sjedinjenja
Antimon	Sb	Kao dodatak pri građenju legure za štamparska slova (tvrdo olovo). Bela kompozicija za ležaje osovina kod lokomotiva.
Ugljenik	C	Dijamant kao ukrasni kamen, za bušenje stena, rezanje stakla. Grafit za pisaljke, za lonce postojane u vatri, za mazanje gvozdениh predmeta. Čađa za štamparsku boju i tuš. Ugljevlje za gorenje. Drveni i koštani ugalj za uništavanje boja i čišćenje špirita, nečiste vode itd.
Ugljeni-dioksid	CO ₂	Za fabricaciju sode i gašenje vatre; za proizvođenje sodne vode i penušavih pića.
Silicijum	Si	—
Kvarc	SiO ₂	Za ukrasno kamenje, tačne tegove i sočiva, za proizvođenje stakla i porculana. Sudovi od kvarca otporni su prema naglim promenama temperature.
Karborundum	SiC	Tvrđ! Za oštrenje i glačanje.
Natrijum	Na	Za redukciju oksida i provođenje nekih sinteza u organskoj hemiji.
Kuhinjska so	NaCl	Za soljenje jela, za konzervovanje mesa, za hladne smese, za pocakljivanje gline robe.
Natrijumni karbonat	Na ₂ CO ₃	Pod imenom sode za sapun i staklo.
Natrijumni hidrokarbonat	NaHCO ₃	Za penušave napitke.
Natrijumni hidrokaid	NaOH	Za pravljenje sapuna.
Natrijumni sulfat	Na ₂ SO ₄	Za pravljenje sode i u industriji stakla.
Natrijumni nitrat	NaNO ₃	Kao veštački gnoj i za dobivanje HNO ₃ .
Kalijum	K	—
Kalijumni karbonat	K ₂ CO ₃	Za sapun i staklo.
Kalijumni hidrokaid	KOH	Za pravljenje sapuna.
Kalijumni hlorat	KClO ₃	Pri proizvodnji žižica. »Bliclight«.
Kalijumni nitrat	KNO ₃	Za proizvodnju crnoga baruta.
Kalcijum	Ca	—
Kalcijumni karbonat	CaCO ₃	Pod imenom mramora (mermera) i krečnjaka kao građevinski kamen, za pisanje kao kređa, za dobivanje živog kreča.
Kalcijumni hidrokaid	Ca(OH) ₂	Za građenje maltera, za krečenje zidova, za desinfekciju, za neutralizaciju kao najjeftinija baza.
Kalcijumni sulfat	CaSO ₄ ·2H ₂ O	U vajarstvu kao sadra ili gips (nakon primerenog prženja).
Kalcijumni karbid	CaC ₂	Za dobivanje acetilena.
Hlorni kreč	Ca $\begin{matrix} \text{Cl} \\ \text{OCl} \end{matrix}$	Za beljenje tkanina.

Naziv elemenata i sjedinjenja	Simboli i formule	Upotreba i važnost elemenata i njihovih sjedinjenja
Radijum	Ra	Radijumni zraci za lečenje.
Magnezijum	Mg	Za fotografske snimke.
Magnezijumni oksid	MgO	Pod imenom »magnezija usta« u medicini.
Magnezijumni sulfat	$\left\{ \begin{array}{l} \text{MgSO}_4 + \\ 7 \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$	U medicini kao gorka so.
Magnezijumni hlorid		Za građenje veštačkog kamena (ksilolit).
Aluminijum	Al	Za izrađivanje sudova, sprava, delova na avionima.
Boksit	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	Najvažnija ruda za dobivanje aluminijuma.
Aluminijumni oksid	Al_2O_3	Kao mineral korund za ukrasno kamenje.
Stipsa	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ —	U bojarstvu i za štavljenje koža.
Glina, kaolin		Za sudove, opeke, porculan itd.
Bakar	Cu	Kotlovi, novac, žice, galvanoplastika, galvanostegija. Legure: bronza, mesing i novo srebro.
Bakarni sulfat	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	U rastvoru i smesi s krečom za prskanje loze protiv peronospore.
Srebro	Ag	Ogledala, novac, nakit. Zubne plombe.
Srebrni nitrat	AgNO_3	Za ispaljivanje rana, pisanje po rublju.
Srebrni bromid	AgBr	U fotografiji.
Zlato	Au	Novac, listići za pozlaćivanje, nakit. Zubne krune.
Zlatni hlorid	AuCl_3	Za pozlaćivanje i u fotografiji.
Cinak	Zn	Cinkani lim, galvanski elementi, legure.
Cinkani oksid	ZnO	Kao bela boja.
Živa	Hg	Termometri, barometri. Srebrni i zlatni amalgami za posrebrivanje i pozlaćivanje predmeta i zubne plombe.
Merkuri sulfid	HgS	Kao crvena boja (cinober).
Merkuri hlorid	HgCl_2	Sublimat za desinfekciju; jak otrov.
Kalaj	Sn	Izrada sudova i sprava; kalajisanje bakrenih i gvozdениh predmeta. Legure.
Stani-sulfid	SnS_2	Za pozlaćivanje okvira za slike (musivno zlato).

Naziv elemenata i sjedinjenja	Smboli i formule	Upotreba i važnost elemenata i njihovih sjedinjenja
Olovo	Pb	Cevi za vodovod, akumulatori. Legure; štamparska slova, sačma.
Olovni oksid	PbO	Kao žuta boja (masikot), pri gledosanju (pocaklivanju) lončarske robe.
Minijum	Pb ₃ O ₄	Kao crvena uljana boja za gvozdene ograde; s firnisom natrvna kao kit za gasne cevi.
Olovno belilo	—	Kao bela uljana boja. (Potamni pod uticajem H ₂ S).
Gvožđe	Fe	U industriji i zanatu za izradivanje oruda i najrazličnijih predmeta.
Gvozdeneći sulfat	FeSO ₄ ·7H ₂ O	Za pravljenje mastila i kao močilo kod bojenja tekstila.
Gvozdeni hlórid	FeCl ₃	Kod bojenja tekstila i u lekarstvu.
Platina	Pt	Za platinsko posude u laboratorijumima. Platina deluje kao katalizator za mnoge hemijske reakcije.



Organska hemija

Vezivanje ugljenikovih atoma

Dokazano je da materije, što izgrađuju organe biljaka i životinja, sadržavaju ugljenika. Deo hemije, koji proučava ta sjedinjenja ugljenika, kao i ona što se veštački prave, zove se **organska hemija** ili **hemija ugljeničnih sjedinjenja**. S ugljenikom ulaze u sastav organskih materija i drugi elementi. Upravo četiri elementa izgrađuju najveći deo organskih sjedinjenja i to: ugljenik, vodonik, kiseonik i azot. Ima organskih sjedinjenja, u kojima se nalaze i sumpor, fosfor, halogeni, a vrlo retko i neki drugi elementi.

Ugljenik može da čini sa relativno malim brojem drugih elemenata neobično velik broj sjedinjenja. Već do sada poznato je oko 300.000 ugljeničnih sjedinjenja, dok je anorganskih sjedinjenja od svih ostalih elemenata (89) poznato samo oko 25.000. Posebna svojstva kojima se odlikuju ugljenična sjedinjenja i njihov ogroman broj opravdava nas što ih proučavamo posebno.

Najveći deo organskih sjedinjenja lako sagoreva, ako ih zagrejemo na vazduhu, a zagrevani bez pristupa vazduha raspadnu se pretvarajući se u ugalj (suva destilacija). Ugljenik koji se nalazi u svim organskim sjedinjenjima, izlazi pri suvoj destilaciji na videlo. Egzaktnije se dokazuje ugljenik, ako se organska materija zagreje u staklenoj cevčici sa bakrenim oksidom. Nastali se gas (ugljeni dioksid) vodi u krečnu vodu pri čemu nastaje beli talog kalcijumnog karbonata. Kod toga procesa nastaje oksidacijom vodonika u organskoj materiji voda koja se poznaje po tome što se u hladnim delovima cevčice kondenzuje u kapljice.

Azot se dokazuje u nekim organskim sjedinjenjima, ako se ona zagrevaju sa smesom natrijumnog hidroksida i kalcijumnog oksida (natronski kreč), pa će se pojaviti miris amonijaka. Zapaljene belančevine (meso, dlaka, vuna) daju produkte sagorevanja karakterističnog mirisa na izgorele vlasi.

Ako ima u organskim sjedinjenjima drugih elemenata, mogu se i oni dokazati izvođenjem reakcija koje su karakteristične za te elemente.

Aciklična sjedinjenja

Ugljovodonici

Od svih organskih sjedinjenja najjednostavnije su građeni ugljovodonici, jer se sastoje samo od ugljenika i vodonika. Zamenjivanjem vodonika u ugljovodonicima atomima drugih elemenata ili atomskim grupama izvodimo iz njih sva ostala organska sjedinjenja.

Pomenuli smo da molekule acikličnih ugljovodonika predstavljamo otvorenim nizom ugljenikovih atoma. Prema tome, sa koliko su valencija (veza) vezani C-atomi u tim molekulima, delimo ugljovodonike na **zasićene** i **nezasićene**. C-atomi zasićenih ugljovodonika vezani su međusobno u molekulima jednom valencijom, a preostale su valencije zaposeli atomi vodonika. Zasićeni ugljovodonici sadrže najveći mogući broj vodonikovih atoma. Nezasićeni ugljovodonici su relativno siromašniji vodonikom i u njihovim se molekulama javlja između atoma ugljenika barem jedanput dvostruka veza, a to su **olefini**, ili trostruka veza, a to su **acetileni**.

Zasićeni ugljovodonici ili **parafini**. Njihov je najjednostavniji član metan, a poznati su i drugi njemu srodni ugljovodonici sa dva, tri ili više ugljenikovih atoma u molekulu. Zasićeni ugljovodonici vrlo su rasprostranjeni u prirodi.

Metan, CH_4 , i njegovi najbliži viši članovi čine glavni sastavni deo zemnih gasova. Metan se u prirodi stvara i bakterijskim razlaganjem celuloze. Na nekim mestima izlazi iz mulja kao **barski gas**, a kod kopanja ugljena nakuplja se u ugljenokopima. Pomešan sa vazduhom u određenom odnosu eksploduje i tako uzrokuje često nesreće u ugljenokopima. Metan nastaje i suvom destilacijom drveta i ugljena, i zato ga ima u gasu za osvetljenje. Kod nas su poznati izdašni izvori metana kod Bujavice. Američki zemni gasovi, koji prate nalazišta nafte, sadržavaju često helijuma (v. str. 35).

Promena molekula zasićenog ugljovodonika može da nastane samo na taj način što se vodonikovi atomi istisnu i na njihovo mesto stupe atomi drugih elemenata. Zasićeni ugljovodonici ne mogu, dakle, da prime (adiraju) u svoje molekule nove atome. Zbog toga su oni postojani prema uticaju najaktivnijih elemenata i najjačih kiselina i baza. Upravo zbog toga te njihove postojanosti i slabog afiniteta prema drugim elementima i jakim reagensima nazvali su ih **parafinima** (parum affinis).

Zasićeni ugljovodonici imaju opštu formulu $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Za pojedine članove pišemo, prema tome, ovako njihove formule:

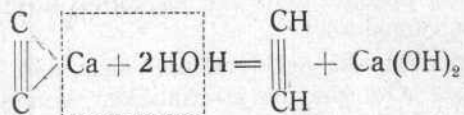
Konstitucionalna formula	Empirijska formula	Ime	Tačka ključanja
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	CH_4	metan	-165°
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_2H_6	etan	-93°
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_3H_8	propan	-45°
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_4H_{10}	butan	$+0,6^\circ$
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C_5H_{12}	pentan	$+36,3^\circ$ itd.

Prva su četiri ugljovodonika pri običnoj temperaturi gasovi, peti do petnaestoga su tekućine, a ugljovodonici sa više od 15 C-atoma u molekulu su čvrsti.

Uporedimo li dva susedna člana u redu ugljovodonika, videćemo da se razlikuju jedan od drugoga za CH_2 . Zbog pravilnog porasta svakog sledećeg molekula za CH_2 , rastu postepeno kod tih ugljovodonika tačke ključanja i topljenja od nižih ka višim članovima. Nasuprot tome hemijska su svojstva svih članova toga reda slična. Takva sjedinjenja, koja su međusobno srodna po građi svojih molekula i po hemijskim svojstvima, sačinjavaju **homologni red**. Prema tome sačinjava metan sa svima svojim višim članovima etanom, propanom itd. homologni red zasićenih ugljovodonika. Sve više članove zasićenih ugljovodonika možemo izvoditi od metana, zbog čega ih nazivamo i **ugljovodonicima metanova reda**.

Ako oduzmemo zasićenim ugljovodonicima jedan vodonični atom, zaostaju nepostojane grupe atoma koje zovemo **radikali**. Radikal koji izvodimo od metana zovemo metil ($-\text{CH}_3$),

Tehnički se dobiva da se alkoholne pare prevode preko zagrejanog aluminijumnog oksida. Etilena ima i u gasu za osvetljenje. U nezasićenim ugljovodicima **acetilenskog** reda vezana su dva susedna C-atoma trostrukom vezom. Prvi je član acetilenskog homolognog reda acetylen. Danas se dobiva naveliko delovanjem vode na kalcijumni karbid:



Acetylen, C_2H_2 , je gas, neugodna mirisa od pomešanih nečistoća (PH_3 i sl.). Ako je dovoljan pristup vazduha, onda gori vrlo svetlim plamenom (upotreba za osvetljenje), inače bez dovoljnog pristupa vazduha čađi pri sagorevanju. Vodonični se atomi u acetylenu lako zamenjuju sa metalima, pa tako nastaju sjedinjenja koja zovemo **acetilenidi** $\text{C}_2\text{Cu}_2, \text{C}_2\text{Ag}_2$ itd.). Oni su eksplozivni. Smesa vazduha i acetylena žestoko eksploduje. Pod pritiskom od 12 atmosfera rastvara jedan volumen acetona 300 vol. delova acetylena. Takav rastvor dolazi u trgovinu u bocama od gvožđa pod imenom »disu-gas« (dissous-gaz). Popuštanjem pritiska izlazi acetylen iz rastvora te se takav upotrebljuje.

Toplota je sagorevanja acetylena vrlo velika. Jedan kubni metar acetylena razvije sagorevanjem 14.300 Cal. Sagorevanjem acetylena u čistom kiseoniku dostigne se temperatura preko 3000°C . Zato se upotrebljuje za autogeno svarivanje i rezanje gvožđa. Vrući acetilenski plamen za autogeno svarivanje dobije se u posebnom žišku, koji je konstruiran u principu kao i Harov žižak (v. sl. 13).

Izomerije

Sjedinjenja, koja pokazuju isti elementarni sastav a različna svojstva zovemo **izomernim**, a pojavu zovemo **izomerija**. Uzrok joj tražimo ili u različnom rasporedu atoma u molekulu ili u različnoj molekulskoj težini tih sjedinjenja (polimerna sjedinjenja). Raspored pojedinih atoma i atomskih grupa u molekulama, tj. njihovu građu prikazujemo **strukturnim formulama**. Tako metan, etan i propan postoje samo u jednoj formi, ali poznajemo već dva butana, tri pentana i kod viših članova broj se izomerija brzo uvećava. Strukturne formule normalnog butana i izobutana pišemo ovako:

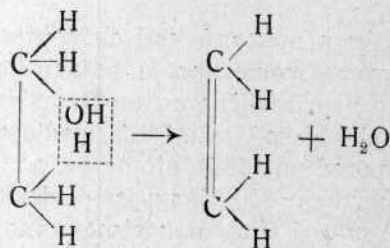
od etana etil ($-\text{C}_2\text{H}_5$) itd. Ti radikali raspolažu sa jednom slobodnom valencijom te ih nazivamo općenito **alkilima**. Nazivi jednovalentnih radikala karakterizovani su time što svi imaju nastavak »-il«.

Sažimanjem osnove »alk« (iz naziva alkil) sa nastavkom -an kojim se svršavaju imena svih ugljovodonika (metan, etan itd.) dolazimo do općenitog naziva »**alkani**«, kojim se označavaju zasićeni ugljovodonici.

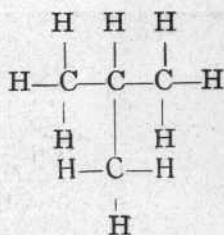
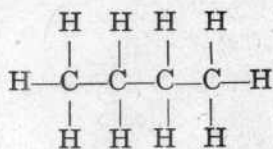
Nezasićeni alifatski ugljovodonici siromašniji su vodikom od parafina. Oni pripadaju različnim homolognim redovima u kojima je odnos ugljenika prema vodoniku izražen opštim formulama. Nezasićeni ugljovodonici **etilenskog reda** ili **olefini** imaju opštu formulu C_nH_{2n} tj. oni sadržavaju dva vodonikova atoma manje od zasićenih ugljovodonika sa istim brojem C-atoma u molekulu. U molekulima olefinskih ugljovodonika dolazi na jednom mestu između susedna dva atoma ugljenika dvostruka veza. Na tom mestu lako adiraju C-atomi brom, pa se govori o **adiciji** broma na dvostruku vezu. Opšte je svojstvo svih etilenskih ugljovodonika da mogu adirati atome drugih elemenata i čitave molekule nekih sjedinjenja.

Nazivi nezasićenih ugljovodonika izvode se tako, da se osnovi dotičnog alkilnog radikala doda nastavak »ilen«. Tako niz nezasićenih ugljovodonika nazivamo redom: etilen, propilen, butilen itd. Prvi članovi olefinskoga reda su gasovi, sledeći su tekućine, a najviši su čvrste materije.

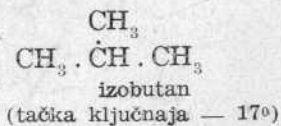
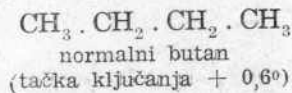
Etilen, C_2H_4 ili $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, prvi je član olefinskog reda masnih ugljovodonika. To je gas bez boje, gori svetlim plamenom od ugljenika koji se kod gorenja izluči u elementarnom stanju i u vrućem plamenu usija. Etilen adira brom i daje **etilenski bromid**, $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$. Etilen možemo dobiti oduzimanjem vode etilnom alkoholom što se postiže zagrevanjem sa sumpornom kiselinom:



[Koncentrovana sumporna kiselina može da izdvoji vodu (elemente vode) iz mnogih organskih sjedinjenja].



ili racionalne formule:



Normalni butan i izobutan imaju isti broj ugljenikovih i vodonikovih atoma, a razlika se u njihovim svojstvima osniva na različitom poređaju tih atoma u njihovim molekulima. To su dva zasićena izomerna ugljovodonika. Otvoreni niz C-atoma bez ograncama zove se **normalna** forma (normalni butan), a ona sa ograncima **izoforna** (izobutan).

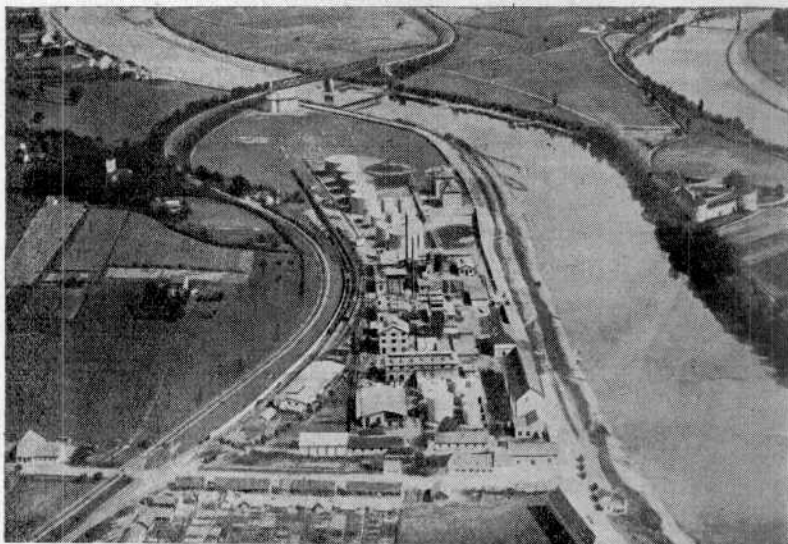
Ona sjedinjenja, koja imaju isti procentni sastav ali različitu molekulsku težinu, zovemo **polimerna** sjedinjenja, na pr., ugljovodonik benzol C_6H_6 je polimer (trimer) acetilena C_2H_2 .

Posebnu vrst izomerije u prostoru zovemo **stereoizomerija**. Stereizomerija ima svoj uzrok u različnom rasporedu atoma u prostoru i ne može se izraziti običnim strukturnim formulama, koje se pišu u ravni. One strukturne formule, koje pokazuju položaj atoma u prostoru, zovemo **stereoformulama**.

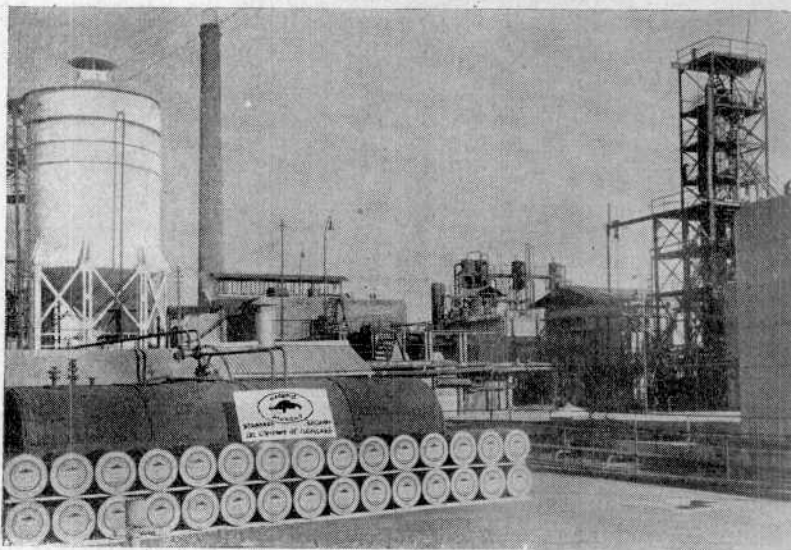
Nafta

Ugljovodonici različitih molekulskih težina nalaze se u smesi u velikim količinama u različnim vrstama nafte (zemnih ulja), koja se na nekim mestima vadi iz podzemnih rezervoara Zemlje. Najstarija su poznata nalazišta nafte u Galiciji, Americi i na Kavkazu. Pensilvanska nafta je bogata parafinskim ugljovodoncima, a nafta iz Baku-a na Kavkazu sadržava u pretežnoj količini ciklične ugljovodonike, t. zv. naftene formule C_nH_{2n} . U našim najvećim rafinerijama Caprag i Bos. Brod (v. sl. 60, 61 i 62) prerađuje se zasada uglavnom nafta uvezena iz Rumunije. Kod nas se naišlo bušenjem samo na slabija vrela nafte kod Selnice, Bujavice, u Majevidici i dr. Nafta probija i izvire na nekim mestima sama iz zemlje, ali najveći je deo bogatih nalazišta otkriven bušenjem.

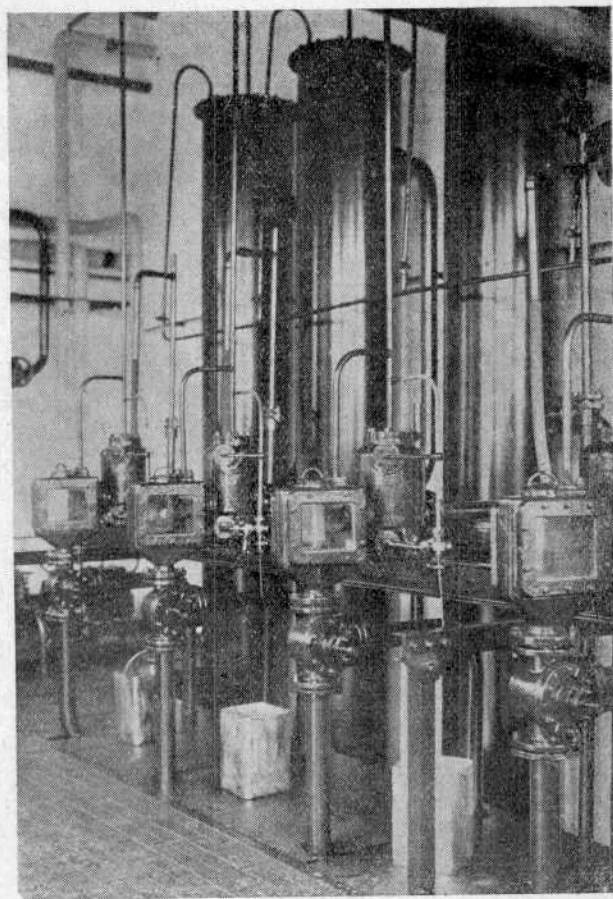
Engleru je uspelo veštački dobiti zagrevanjem ribljeg ulja uz povećani pritisak destilat sličnoga sastava nafte. On je iz toga izveo zaključak da je i prirodna nafta mogla postati iz masti uginulih organizama. Tela uginulih životinja i biljaka



Sl. 60. Pogled na rafineriju nafte u Capragu. (Jugoslovensko-Shell d. d.)



Sl. 61. Fabrički uređaj za prerađu nafte u Bos. Brodu. (Jugoslavenski Standard Vacuum Oil Company d. d.) Na desno se vidi »agitator« u kojemu se vrši rafinacija petroleuma za osvetljenje s pomoću sumporne kiseline i natrijumnog hidroksida. Na levo su kolone u kojima se odeljuju lakše frakcije od težih. U sredini se vidi jedan deo uređaja destilacije u vakuumu.



Sl. 62. Fabrični uređaj za preradu nafte u Bos. Brodu. (Jugoslavenski Standard Vacuum Oil Company d. d.). Odeljenje u kojemu se hvataju kondenzati prvih frakcija (benzini, petroleum za osvetljenje i gasno ulje).

mogla su se, po mišljenju Englera, nagomilati u prošlim vekovima na nekim mestima pod površinom zemlje u ogromnim količinama. Svi su sastojci njihovih tela raspadanjem ubrzo nestali, osim masti kao najotpornijeg dela. Uticajem povišene temperature i pritiska, koji je u dubinama vladao, pretvorile su se masti kroz dugi niz godina u postojane ugljovodonike.

Nafta je gusta i uljasta tekućina, tamne boje i osobita mirisa. Ona se sastoji uglavnom od tekućih ugljovodonika, u kojima se nalaze često rastvoreni, kao srodnici, također i neki čvrsti i gasoviti homolozi metanskog niza. Osim toga postoje redovno i veće ili manje količine nezasićenih ugljovodonika koji se na vazduhu oksiduju i dužim stajanjem pretvaraju u smolu.

Da bi se sve sastojine što bolje iskoristile, potrebno je naftu preraditi. Destilacijom se nafta razdeli na više frakcija, koje se za sebe još prečišćavaju ili **rafinuju**, da bi se uklonio najveći deo nezasićenih ugljovodonika, te sjedinjenja sumpora, kiseonika i azota koja kvare svojstva pojedinih frakcija i smetaju pri njihovoj upotrebi. Destilacija se nafte svršava u velikim kotlovima. Pojedine se frakcije odeljuju i razlikuju po specifičnoj težini i temperaturama, između kojih se one predestiluju.

Prvu frakciju, do 150° , čini **sirovi benzin**, a nakon toga posebno se hvata frakcija **petroleuma za osvetljenje** između 150° do 300° . Posle toga hvata se do 350° **gasno ulje**. Zaostaci (**pakura**), kojima je tačka ključanja iznad 350° , prerađuju se posebno na ulja za podmazivanje (**maziva**). Rafinacijom pojedinih frakcija (**destilata**) dobivaju se gotovi proizvodi nafte (**rafinati**), koji su prikladni za upotrebu.

Sirovi se benzin kao prva frakcija retko kada rafinuje, ali se redovno ponovnom frakcionom destilacijom, u posebnom aparatu sa kolonom (sl. 63), dalje rastavlja na **petroletar** (gazolin), na **lake i teške benzine i ligroin**.

Petroletar se sastoji uglavnom od pentana i heksana; to je frakcija koja destiluje od $40-70^{\circ}\text{C}$. Upotrebljava se za vadenje mrlja iz odela.

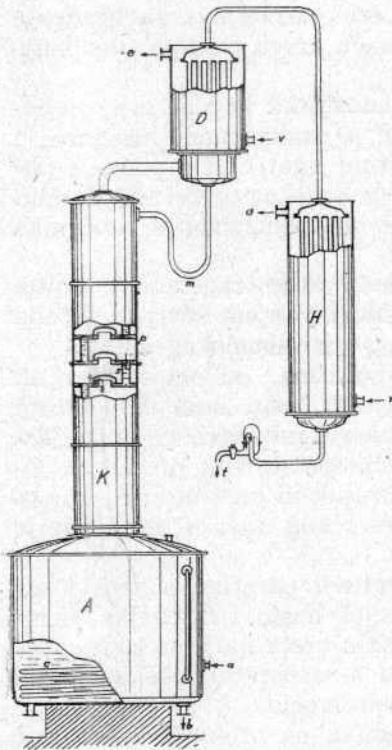
Ako provodimo kroz petroletar vazduh tada se on toliko zasiti da 1 kubni metar vazduha sadržava oko 250 g lako isparljivih ugljovodonika. Takva smesa nije eksplozivna nego mirno izgara u Bunzenovom žišku, pa se i upotrebljuje tamo gde nema gasa za osvetljenje.

Laki benzini daju sa vazduhom smese koje se lako zapale i eksploduju. Upotrebljavaju se za pogon automobila i aviona.

Potrošnja je pogonskih benzina u svim zemljama sve veća, a nalazišta su nafte ograničena samo na neke zemlje. Zbog toga su izrađeni postupci za preradu ugljena i težih uljanih frakcija na lagane benzine. **Bergius** je 1913 g. podvrgao sitno smrvljeni ugljen uticaju vodonika pod velikim pritiskom (200 atmosfera) i pri povišenoj temperaturi (450°C). Na taj način preradi se veći deo sjedinjenja ugljene mase na teže i lakše uljane frakcije. **F. Fišer** (Fischer) odredio je nakon mnogih ogleda povoljne uslove (temperaturu, pritisak i katalizatore) uz koje se mogu fabrikovati iz vodenog gasa (smesa $\text{CO} + \text{H}_2$) ugljovodonici sličnog sastava kao što se nalazi u nafti.

Budući je benzin najviše tražena od svih frakcija nafte, to se danas podvrgavaju manje vredna teška ulja uticaju povišene temperature, često i pod pritiskom i uz privođenje vodonika. Uz te uslove razlažu se visokomolekulska sjedinjenja, (termičkom razgradnjom) na nižemolekulska. Taj se postupak dobivanja laganih i žitkih (benzinskih) frakcija iz teških ulja zove **kreking** (engl. cracking).

Sl. 63. Aparat s kolonom za frakcionu destilaciju.



U kotlu (A) zagreva se smesa tekućina koje ključaju kod različitih temperatura. Zagrevanje se vrši s pomoću vruće (pregrejane) vodene pare, koja cirkulira u cevima (C) na dnu kotla (a = dovod pare, b = odvod pare). Na delovima (p) kolone (K) kondenzuju se pare težih sastojaka i vraćaju se prelaznom cevi (s), dok se pare lako isparljivih tekućina odvajaju i dospevaju do deflegmatora (D). Deflegmator upotpuni delovanje kolone na taj način što se umerenim hlađenjem (v = dovod, o = odvod vode) kondenzuju zaostaci težih frakcija i kroz cev (m) dolaze u kolonu. Pare najhladljivijih sastojaka dospevaju najzad u kondenzator (H) i tu se zgusnu u tekućinu, koja otiče (t).

Taj aparat može da služi za frakcionu destilaciju sirovog benzina, za odvajanje benzola od njegovih homologa, za frakciono odeljivanje etilnog alkohola od vode i dobivanje čistog metilnog alkohola koji nastaje pri suhoj destilaciji drveta.

Ligroin je teža frakcija benzina. Upotrebljava se namesto skupljeg terpentinskog ulja za pravljenje lakova i rastvaranje kaučuka. U benzinima se rastvaraju masti i ulja pa se s pomoću njih ekstrakcijom vade ulja iz uljanih semenaka i mast iz kosti.

Petroleum za osvetljenje upotrebljava se nakon rafinovanja sa jakom sumpornom kiselinom i razblaženim natrijumnim hidroksidom za osvetljenje. U toj frakciji ne smeju zaostati lako isparljivi ugljovodonici, jer bi se pri sagorevanju u svetiljkama prebrzo isparavali, a pare u smesi sa vazduhom mogle bi uz neoprezno rukovanje dovesti do eksplozivnog zapaljenja. Preteški ugljovodonici nisu također poželjni, jer teško sagorevaju.

Ostatak (pakura) koji ključa iznad 350° C, destiluje se dalje u posebnim kotlovima s pomoću pregrejane vodene pare uza smanjeni pritisak vazduha (vakuumska destilacija). Tim se načinom dobiju lakši i teži destilati **ulja za podmazivanje**. Nakon rafinacije upotrebljavaju se ta ulja za podmazivanje ležišta osovin, da se time smanji trenje i olakša njihovo kretanje.

Iz posljednjih destilata nekih vrsta sirove nafte izlučuje se hlađenjem čvrsti **parafin** koji se upotrebljava za građenje sveća. U rastopljeni se parafin umaču drvca od žigica da bolje i jednoličnije sagorevaju.

Vazelin se dobiva iz gustog zaostatka koji se nije predestilovao. Destilacioni ostatak čisti se sumpornom kiselinom i beli ceđenjem kroz spodijum (koštani ugalj) ili s pomoću posebnih zemalja koje su priredene u praškastoj formi. Vazelin je masti sličan, a upotrebljava se za podmazivanje zupčanika i kod priređivanja lekovitih masti.

Pri destilaciji ulja za podmazivanje zaostane u kotlu, najzad, crna i rastegljiva masa. Ohlađivanjem ščvrsne se ona i prodaje se pod imenom veštačkog **petroleumskog asfalta**.

Ozokerit se sastoji, poput parafina, od smese čvrstih ugljovodonika koji se nalaze u prirodi često sami ili u blizini izvora nafte. Iz zemlje se vadi ozokerit rudarski, tj. kopanjem rovova. Nakon prečišćavanja i beljenja sirovog produkta dobije se od njega bezbojni veštački vosak ili cerezin koji se upotrebljava za pravljenje sveća, veštačkog saća i za mazanje podova.

Asfalt razlikuje se od ozokerita i parafina time što sadržava osim ugljenika i vodonika još nešto i kiseonika, sumpora i azota. Asfalt je nastao iz nekih vrsta nafte iz koje su se lakše sastojine isparile, a zgusnuti se zaostatak oksidacijom i pretvaranjem u smolu (bitumen) promenio.

Najbogatija su njegova nalazišta na otoku Trinidadu, a osobito se čiste vrste asfalta nalaze u Siriji. Kod nas u Dalmaciji ima krečnjaka koji su natopljeni asfaltom. To je asfalt-ni kamen (bituminozni krečnjak) koji se upotrebljava za asfaltovanje cesta (puteva).

Halogenski derivati

Halogenski derivati su sjedinjenja, koja izvodimo od ugljovodonika zamenjivanjem vodonikovih atoma sa halogenima. Obično se dobivaju adicijom halogena na olefine ili supstitucijom hidroksilnih grupa u alkoholima sa halogenima.

Hloroform, CHCl_3 , trihlorni je derivat metana koji se dobiva delovanjem hlornoga kreča na etilni alkohol ili aceton. To je tekućina bez boje, slatka ukusa i specifički teža od vode. Udisanje para hloroforma dovodi do nesvestice, te se upotrebljuje za narkozu pri hirurškim operacijama. Takvom hloroformu dodaje se 1% alkohola, koji veže otrovna sjedinjenja što u hloroformu utecajem vlažnoga vazduha u malim količinama nastaju. U hloroformu se rastvaraju lako smole i ulja.

Jodoform, CHI_3 , taloži se kao žut talog, ako rastvoru joda u alkoholu ili acetonu dodamo kalijumnog hidroksida. Ima

osobit, jak miris, a na vazduhu se i svetlosti postepeno menja. Deluje antiseptički, te se upotrebljuje za desinfekciju rana.

Tetrahlormetan, CCl_4 , bezbojna je tekućina. Nije upaljiv, pa zbog toga kao rastvarač ima prednost pred drugim organskim rastvaračima (benzin, etar). Upotrebljava se kao rastvarač za smole, masti i voskove, a i kao sredstvo za gašenje vatre. U trgovinu dolazi pod imenom »tetra«.

Trihloretilen, $\text{CHCl}=\text{CCl}_2$, dobiva se iz acetilena. Adicijom hlora nastaje najpre acetilenski tetrahlorid, koji kuhanjem sa krečnom vodom prelazi lako u trihloretilen. Upotrebljava se kao rastvarač i ekstrakciono sredstvo za ulja, masti, smole i kaučuk. Kod nas ga fabrikuje Elektrohemijska fabrika u Jajcu i šalje u trgovinu, pa se pod imenom »etilen« upotrebljava za pranje i čišćenje odela.

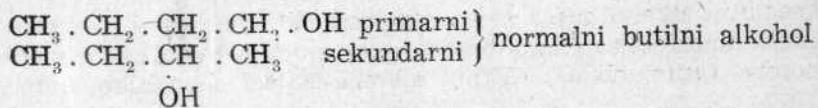
Heksahloretan, C_2Cl_6 , čvrsta je materija, koja se dobiva također iz acetilena i hlora, a upotrebljuje se za fabrikaciju smesa koje razvijaju gust beo dim, potreban u ratu za veštačku maglu i dimne zavese.

Alkoholi

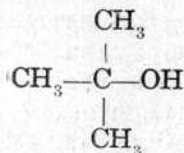
Alkoholi su sjedinjenja koja sadrže hidroksilnu grupu vezanu neposredno na ugljenikov atom. Njih izvodimo od ugljovodonika zamenom vodoničnog atoma sa hidroksilom. Tako izvedeni alkoholi od zasićenih ugljovodonika sa jednom hidroksilnom grupom imaju općenitu formulu $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$. Ime alkohol potiče od arapskog spolnika al i reči kohl što znači vrlo sitan prašak.

Grupe atoma $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$, koje izvodimo od parafinskog ugljovodonika nazvali smo općenito **alkilnim** grupama. One su jednovalentne i same za sebe ne postoje. Vodonični atom hidroksilne alkoholne grupe razlikuje se od svih ostalih po tome što ga natrijum može da zameni (supstituje). Prema položaju hidroksilne grupe u molekulu razlikujemo **primarne, sekundarne i tercijarne alkohole**.

Primarni alkoholi imaju hidroksilnu grupu, vezanu na C-atom uz kojega su vezana još dva vodonična atoma ($-\text{CH}_2\text{OH}$) Kod sekundarnih alkohola na istom C-atomu samo je jedan vodonični atom ($>\text{CHOH}$), a kod tercijarnih alkohola ($\equiv\text{COH}$) atom ugljenika sa hidroksilnom grupom vezan je direktno još sa tri druga C-atoma. Kod butilnog alkohola koji se izvodi od butana nalazimo sve te izomerne forme:



OH



tercijarni izobutilni alkohol

Normalni primarni butilni alkohol ključa pri 117° , sekundarni pri 100° , a tercijarni izobutilni alkohol ima tačku ključanja pri 83° C.

Prema broju hidroksilnih grupa u jednom molekulu delimo alkohole na **jednovalentne, dvovalentne, trovalentne i viševalentne.**

Metilni alkohol, $\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$, dobiva se iz tekućeg vodena-stog destilata koji nastaje kod suve destilacije drveta. Taj destilat sadržava uza octenu (sirćetnu) kiselinu (10%) oko 1,5 do 3% metilnog alkohola i nešto acetona (0,5%). Octena kiselina odvoji se s pomoću krečnog mleka, a metilni alkohol, koji reaguje neutralno, odeli se destilacijom i očisti rektifikacijom u aparatima sa kolonama (v. sl. 63). U novije vreme izrađene su metode za sintetsko dobivanje metilnog alkohola iz ugljenog monoksida i vodonika: $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3 \cdot \text{OH}$. Proces se vrši samo uz određene uslove. Smesu tih gasova treba voditi preko katalizatora (cinkanog oksida) pri visokoj temperaturi (370°) i pritisku 150 atm.

Metilni alkohol ključa pri 65° C. Kako je vrlo otrovan, ne sme ga biti u alkoholnim pićima. Upotrebljava se za denaturovanje špirita i služi kao rastvarač za lakove, pri fabricaciji nekih anilinskih boja i za proizvodnju formaldehida.

Etilni alkohol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, etanol, špirit, (spiritus vini), žesta, dolazi u trgovinu kao obični 96%-ni alkohol. Dobiva se u velikom alkoholnim vrenjem razblaženih šećernih rastvora. Čisti 100%-ni etilni alkohol zove se **apsolutni alkohol**. Apsolutni alkohol dobiva se iz 96%, ako se tome oduzme voda s pomoću negašenog kreča. Ključa pri $78,3^\circ$, a ima specifičnu težinu 0,793. Etilni alkohol ima karakterističan miris, pali usta, opija i otrovan je. S vodom se meša u svakom razmeru, pri čemu se volumen smese smanji (kontrakcija volumena). Iz 52 vol. alkohola i 48 vol. vode nastane 96,3 vol. alkohola. Količina alkohola može se odrediti s pomoću posebnog areometra (alkoholometra), na kojemu se odmah čitaju težinski ili volumni procenti alkohola.

Etilni alkohol gori modrikastim plamenom. Lako rastvara smole, etarska ulja i boje, te se upotrebljava za pripremljanje lakova, lekarskih preparata, u parfumeriji i kao gorivo. Apsolutni alkohol meša se sa benzinom ili benzolom, i takva se smesa upotrebljava kao tekuće gorivo za pogon eksplozivnih motora (automobila). Etilni alkohol nalazi se u alkoholnim

pićima (rum, konjak, šljivovica, vino, pivo), u većim ili manjim količinama pa se troši, iako je otrovan, kao piće. Za industrijske svrhe i kao gorivo troši se neoporezovan alkohol, koji je obično **denaturovan**. Dodavanjem metilnog alkohola, piridina i sličnih tekućina, koje su otrovne i odvratnog mirisa i ukusa, denaturuje se etilni alkohol tako da se ne može upotrebiti za piće.

Pri alkoholnom vrenju stvaraju se osim etilnog alkohola u malim količinama i neki drugi njegovi viši homologni članovi, i to: **propilni alkohol** C_3H_7OH , **butilni alkohol** C_4H_9OH i **amilni alkohol** $C_5H_{11}OH$. Od propilnog alkohola poznajemo dve izomerne forme (primarni i sekundarni), od butilnog četiri, a od amilnog osam izomera. Ti su alkoholi otrovniji od etilnog alkohola, jače deluju opojno i imaju neugodan oštar miris. Pri ponovnoj destilaciji u aparatima sa kolonama (v. sl. 63) moraju se odeliti od etilnog alkohola (fini špirit), a oni zaostaju u destilacionim kotlovima kao patoka.

Esterifikacijom alkohola, koji dolaze u patoci, dobivaju se estri koji se upotrebljavaju kao rastvarači za nitrocelulozne lakove.

Neke visokomolekulske alkohole nalazimo slobodne ili u formi estara u prirodnim etarskim uljima i voskovima. **Nonilni alkohol**, $C_9H_{19}OH$, nalazi se u etarskom ulju kore od narandže. **Cetilni alkohol**, $CH_3(CH_2)_{14}CH_2OH$, i **miricilni alkohol**, $C_{31}H_{63}OH$, nalaze se u voskovima. Ti alkoholi su pri običnoj temperaturi čvrsti.

Glicerin, $CH_2OH \cdot CHOH \cdot CH_2OH$, je trovalentan alkohol, koji se nalazi u mastima i uljima sjedinjen sa nekim masnim kiselinama. Kuhamo li mast s jakim bazom, oslobodiće se glicerina. On se i dobiva na taj način kao sporedni proizvod pri fabricaciji sapuna. Osim toga nastaje glicerin u malim količinama pri alkoholnom vrenju (ima ga u vinu). Glicerin je gusta higroskopna tekućina, bez boje, slatka ukusa, meša se s vodom i alkoholom u svakom razmeru. Ključa pri 290° , a ako je čist topi se pri 17° .

Glicerin se upotrebljava u medicini i kozmetici za negovanje kože. Zbog svojstva, da se ne isušuje, glicerin služi pri spravljanju mastila za kopiranje i aperture u tekstilnoj industriji. Najviše se glicerina troši za fabricaciju nitroglicerina.

Nitroglicerin se dobiva opreznim dodavanjem glicerina hladnoj smesi koncentrovane sumporne i pušće azotne kiseline.

Iz glicerina nastaje uz te uslove **glicerinski trinitrat**, $CH_2 \cdot ONO_2 \cdot CHONO_2 \cdot CH_2ONO_2$, koji je inače poznat pod neispravnim imenom **nitroglicerina**. To je uljasta tekućina, koja pod udarcem strašno eksploduje, te je zbog toga sama po sebi vrlo opasna. Natopi li se sa nitroglicerinom infuzorska zemlja, dobije

se **dinamit**, koji je prvi načinio **Alfred Nobel** 1867 god. Dinamit ne eksploduje pod udarcem, nego samo inicijalnim paljenjem («kapsulama»). Ne može se upotrebiti kao puščana i topovska municija, već služi samo za lomljenje i rušenje stena.

Etri

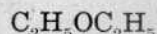
Ako alkohole pretstavimo kao monoalkilne derivate vode, to su etri dialkilovani derivati vode. U etilnom etru zamenjeni su vodonični atomi vode etilnim grupama:



voda



etilni alkohol



etilni etar

Etilni etar (C_2H_5)₂O, dobiva se iz etilnog alkohola, ako smesu od 5 delova alkohola i 9 delova sumporne kiseline zagrejemo na 130—140° i destilujemo. Destilacijom prelazi etar i nešto vode koja pri reakciji nastaje:



Odvajanjem jednog molekula vode iz dva molekula nekog alkohola nastaje odgovarajući etar. Prema tome etilni etar možemo smatrati **anhidridom** etilnog alkohola.

Sumporna kiselina vežući vodu deluje i kao katalizator. Ona može da prevede u etar dalje količine alkohola koji se pri destilaciji jednako merom pridodaju. Latinsko mu ime eter sulfurikus (aether sulfuricus) potiče otuda što se dobiva pomoću sumporne kiseline (iz formule se vidi da on sam ne sadržava sumpora).

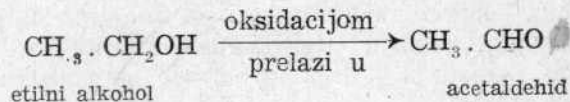
Etilni je etar bezbojna i lako isparljiva tekućina (tačka ključanja 35° C). Njegove pare u smesi sa vazduhom lako eksploduju, te zato valja njime oprezno rukovati. Etar je izvrstan rastvarač za masti i smole i mnoge druge organske materije. Upotrebljava se kao sredstvo za ekstrakcije i kao rastvarač za nitrocelulozu. Naglim isparavanjem etra postižu se niske temperature. Čist se etar upotrebljava u medicini za narkozu.

Aldehidi i ketoni

Aldehidi su sjedinjenja koja sadržavaju grupu $-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array}$

Oni nastaju opreznom oksidacijom primarnih alkohola. Kiseonik veže dva vodonična atoma iz alkoholne grupe tako da ona pređe u aldehydnu. Ime aldehyd je postalo sažimanjem **al** (alcohol) **-dehyd** (rogenatus), što znači alkohol kome je oduzet vodonični atom.

Tako nastaje iz metilnog alkohola **formaldehid**, a iz etilnog alkohola **acetaldehyd**:



Zajednička je osobina svih aldehida da deluju reduktivno. Ako se amonijačnom rastvoru srebrnog nitrata doda nešto aldehida i zagreje, odvajaju se redukcijom metalno srebro koje se staloži na staklo kao sjajno metalno ogledalo. Na taj način se prave ogledala.

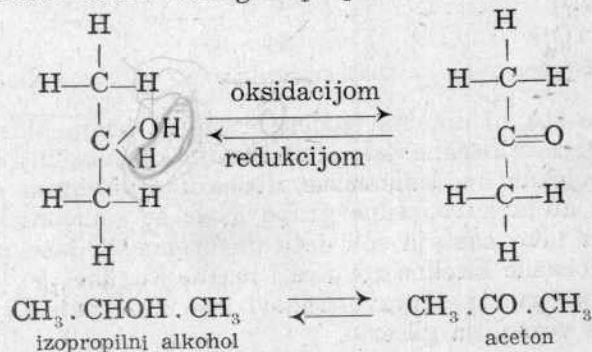
Formaldehid, $\text{HC} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$, dobiva se tehnički oksidacijom metilnog alkohola. Smesa para toga alkohola i vazduha provodi se preko užarene spirale bakra ili srebra. Oksidaciju vrši atmosferski kiseonik. Na taj se način proizvodi kod nas formaldehid naveliko iz metilnog alkohola (koji se dobiva suhom destilacijom drveta) u Belsku i Tesliću.

Formaldehid je gas bez boje i oštra mirisa. U vodi se lako rastvara. Njegov 40% -tni rastvor dolazi u trgovinu pod imenom **formalin**. Razblaženi se formalin upotrebljava kao desinfekciono sredstvo i pri sintezi nekih boja. U novije vreme upotrebljuje se formaldehid u sve većim količinama za dobivanje **veštačkih smola** i t. zv. **plastičnih masa**. Takva jedna plastična masa je **galalit** koja nastaje pod uticajem formaldehida na mlečni kazein. Galalit se daje mehanički obrađivati i bojiti, pa se od njega prave češljevi, dugmeta i slično. Sa fenolima daje formaldehid veštačku smolu **bakelit**, sa karbamidom staklu sličan **polopas** itd.

Ketoni su sjedinjenja u kojima je $>\text{C}=\text{O}$ grupa (karbonilna grupa) vezana sa dva ugljovodonična ostatka (alkilne grupe).

Ime keton je izvedeno od prvog člana, koji zovemo aceton.

Ketoni nastaju opreznom oksidacijom **sekundarnih** alkohola. Prvi je najjednostavnije građeni sekundarni alkohol izopropilni. Taj prelazi oksidacijom u aceton, a redukcijom acetona možemo dobiti natrag izopropilni alkohol.



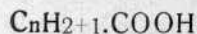
Aldehidi i ketoni razlikuju se i po tome što daljom oksidacijom aldehida nastaju odgovarajuće kiseline, a ketoni se oksidacijom raspadaju i daju proizvode s manjim brojem ugljenikovih atoma.

Aceton, $\text{CH}_3 \cdot \text{CO} \cdot \text{CH}_3$, najjednostavnije je građeni keton. Dobiva se iz vodenog kondenzata koji nastaje suhom destilacijom drveta, a osim toga u većim količinama i suhom destilacijom Ca-acetata (v. str. 160). Aceton je tekućina karakterističnog mirisa, koja ključa pri 56°C , a vodom se meša u svakom razmeru. Upotrebljava se kao rastvarač pri pravljenju lakova i bezdimnog baruta. Mesto etilnog alkohola služi također i za fabričaku hloroforma i jodoforma.

Organske kiseline

Organske (karbonske) kiseline su derivati ugljovodonika, u kojima je vodonikov atom zamenjen sa grupom: $-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$.

Grupa $-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$, nazvana je po predlogu **Bajera** (Bayer) **karboksilnom grupom**. Prema tome opštu formulu za organsku kiselinu, koju odvodimo od zasićenog ugljovodonika pišemo.

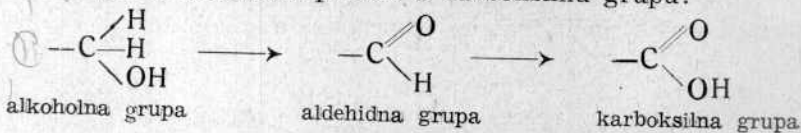


Tu formulu možemo izvesti i od vode, ako jedan vodonikov atom supstitujemo sa ostatkom $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} \cdot \text{CO} -$ na ovaj način:



Grupa $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} \cdot \text{CO} -$ dolazi nepromenjena u mnogim sjedinjenjima (estrima) i zove se **kiselinski radikal**.

Organske kiseline dobivaju se oksidacijom primarnih alkohola. Oksidacija zahvata alkoholnu grupu i vrši se postepeno tako da preko aldehydne prelazi u karboksilnu grupu:



Kao što su alkoholi podeljeni prema broju hidroksilnih grupa tako se i kiseline dele prema broju karboksilnih grupa u jednom molekulu na **jednobazne**, **dvobazne** i **više bazne kiseline**. Vodonični atom karboksilne grupe može se zameniti atomom metala, pa tako nastaju soli dotičnih organskih kiselina.

Jednobazne kiseline zovu se i **masne kiseline**, jer viši članovi tih kiselina, tj. zapravo njihovi kiselinski radikali, dolaze u mastima vezani na glicerol.

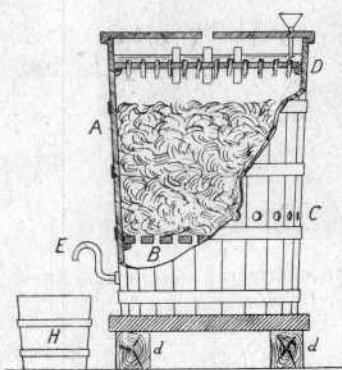
Jednobazne kiseline:

Mravlja kiselina, $H \cdot COOH$, nalazi se u malim količinama u mravima, dlakama nekih gusenica, u lišću omorike i koprive. Ona nastaje oksidacijom metilnog alkohola. Naveliko se dobiva, ako delujemo ugljenim monoksidom na natrijumni hidroksid pod pritiskom od 6—8 atm. uz zagrevanje na 120° — 150° . Reakcijom nastaje natrijumna so mravlje kiseline: $NaOH + CO = H \cdot COONa$. Iz natrijumnog formijata oslobodi se mravlja kiselina dodatkom sumporne kiseline.

Mravlja kiselina je tekućina oštra mirisa. Ako kapne na kožu, peče i uzrokuje stvaranje mehura (plikova).

Od svih masnih kiselina ona je najjača. Ključa pri $100,6^{\circ}$, pa se ne može frakcionom destilacijom odeliti od vode. S obzirom na jeftin način dobivanja upotrebljava se danas mnogo u bojenju i obradi tekstila.

Octena (sirćetna) kiselina, $CH_3 \cdot COOH$, poznata je razblažena u formi vinskog octa. Ima velik broj mikroorganizama koji mogu da razlažu različite organske materije do octene kiseline. Od osobite je praktične važnosti dobivanje octene kiseline iz razblaženih alkoholnih tekućina uticajem »octene gljivice« (Bacterium aceti) uz obilan pristup vazduha. Pri tom se, upravo, vrši proces oksidacije koji katalički ubrzava enzim (oksidaza) što ga izlučuje octena gljivica. Proces se izvodi u posebnim kacama (»octenkama«) (sl. 64) i može se dobiti razblaženi (8— 10° %) vodeni rastvor octene kiseline.



Sl. 64. Kaca za dobivanje octa.

Kaca je razdeljena sa dva perforirana dna (B) i (D) na tri dela. U gornji deo uleva se smesa razblaženog alkohola i starog octa (koje sadrži potrebne gljivice vrenja). Kroz otvore gornjega dna provučeni su fitilji od pamuka i kroz njih polagano prokapljuje nalivena tekućina. Srednji deo suda ispunjen je strugotinama bukova drveta. Preko tih strugotina kaplje polagano alkohol i dolazi u dodir sa kiseonikom iz vazduha koji stalno struji postranim rupama (C) u unutrašnjost suda.

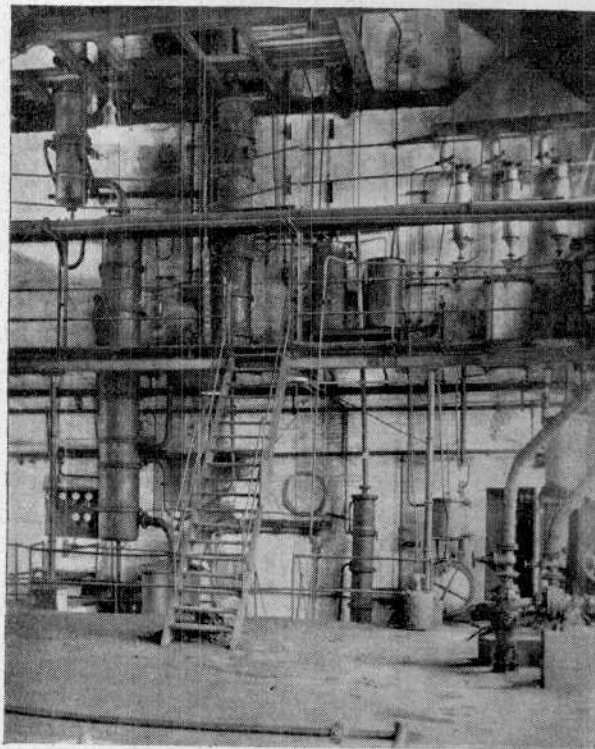
Na taj se način razblaženi alkohol postepeno oksiduje na octenu kiselinu. Prekapljivanje se ponavlja toliko puta, dok se proces oksidacije ne dovrši. Sakupljeni ocat na dnu bačve otpušta se kroz cev (E). Na isti način može se dobiti iz vina vinski ocat.

Razblažena sirova octena kiselina, dobivena suhom destilacijom drveta, veže se s pomoću krečnog mleka u **kalcijumni**

acetat. Iz suhog acetata oslobodi se octena kiselina u koncentrovanoj formi dodatkom sumporne kiseline:



U novije doba izrađene su savršenije metode za direktno dobivanje koncentrovane octene kiseline iz vodenasto-kiselog dela koji nastaje suhom destilacijom drveta. U tu svrhu služi poseban dosta komplikovan fabrički uređaj (sl. 65).



Sl. 65. Fabrički uređaj za dobivanje koncentrovane octene kiseline.
(S. H. Gutmann d. d., Belišće.)

Octena kiselina je bezbojna tekućina, oštra mirisa, koja ključa pri 118°C , a kod 16°C smrzava se u masu, nalik na led (ledni ocat). Razblažena octena kiselina (3—6% zove se ocat (sirće), a upotrebljava se za začim jela.

Rastvaranjem nekih metala ili njihovih oksida i karbonata u octenoj kiselini nastaju soli te kiseline koje zovemo **acetati**. Oni se rastvaraju u vodi. Acetati trovalentnih metala,

000

aluminijuma, hroma i gvožđa upotrebljavaju se kao močila u kojima se pre bojenja s nekim bojama obrađuje tekstilno vlakno.

Maslena (butirna) kiselina, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$, neugodnog je mirisa i ljuta ukusa. Uz neke druge masne kiseline ima je vezane sa glicerinom u kravljem maslu. Slobodna se nalazi u znoju i pokvarenom maslu. Ona nastaje iz skroba i drugih materija kod nekih procesa vrenja. Upotrebljava se za pravljenje nekih estera koji su ugodna mirisa.

Među više masne kiseline spadaju **palmitinska**, $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$, i **stearinska kiselina**, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, koje se nalaze u većoj količini, vezane sa glicerinom, u životinjskim i biljnim mastima. One su čvrste na običnoj temperaturi, bele boje i bez mirisa. Sve pomenute masne kiseline imaju opštu empirijsku formulu $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Oleinska kiselina, $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$, tekuća je na običnoj temperaturi. Ona se nalazi u većoj količini, vezana sa glicerinom, u masnim uljima. Ta je kiselina jednobazna nezasićena masna kiselina. Između 9-og i 10-og C-atoma u molekulu ima jednu dvostruku vezu, te je zbog toga siromašnija za 2 vodonična atoma od stearinske kiseline. Prema tome racionalnu formulu oleinske kiseline pišemo:



Jače nezasićene masne kiseline jesu **linolna**, $\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{O}_2$, i **linolenska**, $\text{C}_{18}\text{H}_{30}\text{O}_2$, kiselina. Prva sadržava dve, a druga tri dvostruke veze.

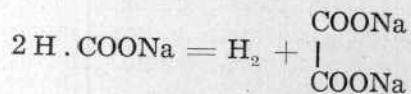
Mlečna kiselina, $\text{CH}_3\text{CHOH}\text{COOH}$, sadržava u svojem molekulu osim karboksilne i jednu hidroksilnu grupu. To je **alkoholna** (monooksikarbonska) kiselina, jer u molekulu dolazi hidroksilna grupa, kojom se odlikuju alkoholi.

Mlečna kiselina nastaje kiselim vrenjem, te je ima u kiselom mleku, kiselom kupusu i repi, a osim toga i u mnogim životinjskim sokovima (mišićima). Ona je bezbojna, gusta tekućina bez mirisa, ali vrlo kisela ukusa. Ako je čista, stvara kristale koji se tope pri 18°C . Upotrebljava se u kožarstvu i bojenju, te kao dodatak pri pravljenju nekih bezalkoholnih pića. Njezine se soli zovu **laktati**.

Višebazne kiseline:

Oksalna kiselina, HOOCCOOH , vrlo je rasprostranjena u formi svojih soli (oksalata) u različnim biljkama. Tehnički se dobiva zagrevanjem drvene pilotine sa hidroksidima natrijuma i kalijuma pri 200° . Iz ohlađenog rastopa, nakon dodat-

ka koje mineralne kiseline ekstrahuje se nastala oksalna kiselina s vodom. Zagrevanjem formijata alkalnih metala pri temperaturi iznad 400° nastaju oksalati:



Oksalna se kiselina kristalizuje sa dva molekula vode, koju ona gubi pri 100° . Ona je dvobazna, te pravi dve vrste soli: neutralne i kisele **oksalate**.

Oksalna kiselina upotrebljava se u bojarstvu i pri pravljenju nekih boja i mastila.

Jabučna kiselina, $\text{HOOC} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{COOH}$, rasprostranjena je u biljnom carstvu. Prema formuli vidimo da je to dvobazna kiselina sa jednom hidroksilnom grupom. Upotrebljava se u medicini kao dodatak preparatima koji služe za čišćenje i protiv promuklosti.

Vinska kiselina, $\text{HOOC} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{COOH}$, nalazi se u grožđu i u mnogom drugom voću. Ona se kristalizuje u bistrim prizmama, koje su kisela ukusa. Njezine se soli zovu **tartarati**.

Vinska kiselina pravi se iz sreši koja se izluči posle dovršenog vrenja na stranama vinskih bačava kao kristalna kora. To je **kalijumni hidrotartarat**, $\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_6\text{K}$, kisela so vinske kiseline u kojoj je vodonikov atom jedne karboksilne grupe zamenjen sa kalijumom.

Vinska kiselina upotrebljava se pri bojenju vunenog vlakna sa nekim bojama. Smesa vinske kiseline i natrijumnog bikarbonata, dodaje se pijaćoj vodi. Pri tom se razvija ugljeni dioksid od kojega se voda zapeni, te se takva upotrebljava za piće.

Kalijumno-antimonilni tartarat, $(\text{SbO})\text{OOC} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{CHOH} \cdot \text{COOK}$, odvratna je ukusa, te se upotrebljava u medicini za prisilno povraćanje u slučaju trovanja. Osim toga služi kao močilo u bojenju.

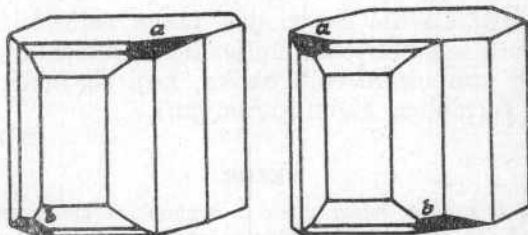
Limunska kiselina, $\text{HOOC} \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{C}(\text{OH}) \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{COOH}$, tro-

$$\begin{array}{c} | \\ \text{COOH} \end{array}$$

bazna je alkoholna kiselina. Ima je u limunima i u nekim drugim biljnim sokovima. Naveliko se dobiva iz nedozrelih limuna i iz ugljenih hidrata s pomoću nekih plesni. Njene se soli zovu **citrati**. Upotrebljava se pri šaranju tkanina, a meće se i u bezalkoholna pića da ih osveži.

Optički aktivne materije †

Obične strukturne formule ne mogu uvek da rastumače sve razlike između hemijskih sjedinjenja. Tako je **Paster** (L. Pasteur, 1860 god.) našao dve vinske kiseline, koje se razlikuju u tome što vodeni rastvor jedne zakreće ravninu polarizacije na jednu stranu, a rastvor druge zaokreće za isto toliko na drugu stranu. Ta se dva oblika razlikuju i u tome što njihovi kristali nisu identični, već se odnose kao predmet prema slici u ogledalu. Mi kažemo da su te vinske kiseline **optički aktivne**, a razlikujemo desni i levi oblik. Smesa od jednakih količina jedne i druge nije optički aktivna, ali se kristalizacijom iz smese posebno izlučuju njihovi kristali koji se razlikuju i mogu se odabiranjem rastaviti opet u optički aktivne komponente. Što vredi za vinsku kiselinu, vredi i za njihove soli tartarate (sl. 66).



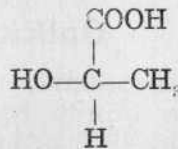
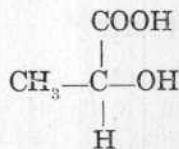
Sl. 66. Kristalna forma desnog i levog Na-NH₄-tartarata.

Tu pojavu tumače **Fant Hof** (van't Hoff) i **Le Bel** (1874) posebnim međusobnim položajem atoma u prostoru.

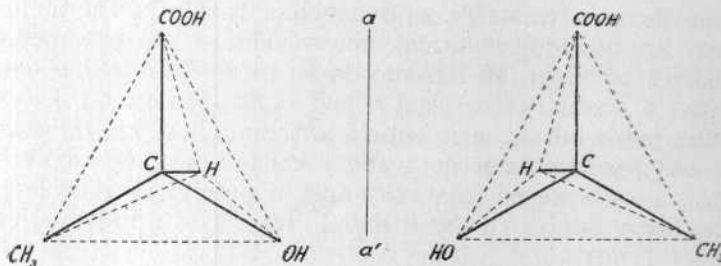
U nekim sjedinjenjima nalazimo jedan ili više C-atoma čije su pojedine valencije zasićene različnim atomima ili atomskim grupama. Takove ugljenikove atome zovemo **asimetričnim**. Iskustvo je pokazalo da optičku aktivnost pokazuje ona sjedinjenja u čijim molekulima dolaze asimetrično vezani ugljenikovi atomi.

Zamislimo li valencije ugljenika, pravilno razdvojene ne u ravnini već u prostoru, onda će one biti upravljene prema vrhovima tetraedra. Ako je svaka valencija zasićena različnim atomima ili atomskim grupama (radikalima), onda su moguće dve kombinacije, koje se ne mogu poklopiti, ali stoje jedna prema drugoj kao predmet i slika u ogledalu ili kao desna i leva ruka.

Među optički aktivne materije spada i mlečna kiselina. Na asimetrični ugljenikov atom vezana su tri različna radikala i to: CH₃, COOH, OH i H-atom. Formulu mlečnih kiselina, desne i leve, pišemo ovako:



ili tetraedrijski:



U vinskoj kiselini su po dva takva asimetrična ugljenika. Što je više asimetričnih ugljenika u molekulu to će više biti mogućih **stereoizomernih** oblika, koji se razlikuju svojim prostornom formulom (konfiguracijom).

VEŽBE

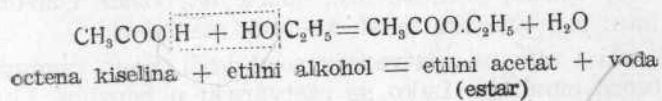
- 1) Koji element dolazi uvek u organskim sjedinjenjima?
- 2) Kako ćeš dokazati da šećer sadržava ugljenika i vodonika?
- 3) Kako ćeš dokazati da li predivo, od kojega je satkana neka tkanina, sadržava vunena vlakna?
- 4) Kako mogu biti vezani ugljenikovi atomi u različnim organskim sjedinjenjima?
- 5) Kako se mogu razlikovati zasićeni ugljovodonici od nezasićenih?
- 6) Koji se proizvodi dobivaju iz nafte i kako?
- 7) Koji produkti nastaju sagorevanjem metana i acetilena? Napiši jednačine!
- 8) Napiši strukturne formule hloroforma, etilnog alkohola, acetona i octene kiseline!
- 9) Koju zadaću ima sumporna kiselina pri dobivanju nitroglicerina? Napiši jednačinu koja prikazuje delovanje azotne kiseline na glicerin!

+ Estri

Alkoholi i organske kiseline reaguju međusobno na taj način, što se vodonik karboksilne grupe, koja dolazi u kiselini, sjedini sa hidroksilnom grupom alkohola. Pri toj reakciji izlučuje se voda, a preostali se delovi sjedine u sjedinjenje koje zovemo **estar**.

Estri su, dakle, anhidridi između alkohola i kiselina. Tako

će međusobnim delovanjem etilnog alkohola i octene kiseline nastati etilni estar octene kiseline (**etilni acetat**):

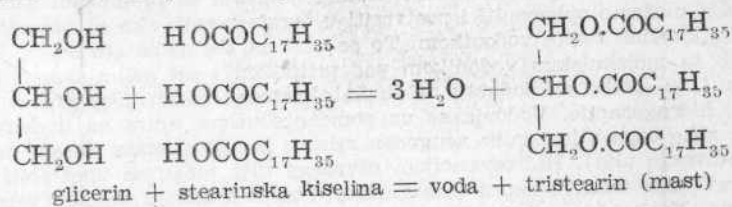


Proces sjedinjavanja (anhidrovanja) alkohola i kiselina u estre zovemo **esterifikacija**. Estre dobivamo veštački, ako u smesu koncentrovanog alkohola i kiseline uvodimo hlorovodonik, ili ako smesi dodamo nešto koncentrovane sumporne kiseline.

Esterifikacijom alkohola, što dolaze u patoci, sa octenom ili mravljom kiselinom dobijemo estre tih alkohola. Njih upotrebljavamo u smesi kao rastvarače za nitrocelulozne lakove. Svi su estri neutralna sjedinjenja. Niži estri su tekućine ugodnog mirisa, a oni, koje izvodimo od viših kiselina i alkohola, obično su neisparljivi i imaju uljastu ili čvrstu konzistenciju.

Pomenuti etilni acetat potseća na miris staroga vina, u kojemu se on i nalazi u vrlo malim količinama. Neki estri potsećaju na miris voća, pa se često i proizvode da se upotrebe kao voćne esencije. Miris na kruške ima **izoamilni acetat** ($\text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11}$), a na ananas miriše etilni estar maslene kiseline **etilni butirat**, ($\text{C}_4\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5$). Pominjani nitroglicerini (**glicerinski trinitrat**) estar je glicerina i azotne kiseline.

Među prirodne estre spadaju životinjske i biljne masti i ulja. To su estri trovalentnog alkohola glicerina sa stearinskom, palmitinskom, oleinskom i nekim drugim masnim kiselinama. Zovemo ih uopšte **trigliceridima**, a s obzirom na kiselinu, koja dolazi vezana s glicerinom, zovemo ih ukratko tristearin, tripalmitin, triolein itd. Stvaranje tristearina iz glicerina i stearinske kiseline pretstavljamo ovako:



Ulja i masti nalaze se u različnim semenkama i plodovima biljaka i u masnom staničju (tkivu) mnogih životinja. Biljna ulja vade se iz razmravljenih semenaka i plodova presovanjem ili ekstrakcijom s benzinom ili s drugim organskim rastvaračima u kojima se ulja rastvaraju. Nakon presovanja i ekstrakcije zaostaju uljane pogače, odnosno ekstrahovano mlivo, koje se daje stoci kao izdašna hrana.

Iz sala i masnog tkiva domaćih životinja, riba i morskih sisavaca (kita) istapa se mast zagrevanjem. Uz biljna ulja, maslinovo, laneno, orahovo itd., dolaze na tržište i životinjske masti kao: loj, svinjska mast, koštana mast i sl.

Masti i ulja ne rastvaraju se u vodi, nego razmućene s njom tvore **emulziju**. Lako se rastvaraju u benzinu, hloroformu i nekim drugim rastvaračima.

U čvrstim mastima prevlađuju tripalmitin i tristearin. Oni su pri običnoj temperaturi čvrsti, a triolein je tekuć i nalazi se više u uljima, a naročito ga ima mnogo u maslinovu ulju. Neka sušiva ulja (laneno) sadržavaju u većoj količini jače nezasićene masne kiseline linolnu i linolensku kiselinu.

Ona ulja, u kojima prevlađuju u trigliceridima te nezasićene kiseline, očvrstnuće nakon nekoliko dana, ako ih razmažemo u tankom sloju, jer se one uticajem vazduha oksiduju i međusobno povezuju (polimerizuju).

Dodatkom malih količina olovnih, manganskih i kobaltnih soli pospešava se ovo sušenje. Te soli (**sikativi**) deluju u neku ruku kao katalizatori. Laneno ulje, koje sadržava sikative, zove se **firmis**. Mešanjem **firmisa** i mineralnih (pigmentnih) boja (one se ne rastvaraju u firmisu) dobivaju se **uljane boje**.

Staklarski kit je testo, napravljeno od krede i firmisa. Namoči li se obično platno lanenim firmisom, osušiće se firmis uskoro na vazduhu i zatvoriće pore. Takvo platno (voštano platno) ne propušta vodu. Od njega se prave i zaštitna odela protiv bojnih otrova, t. zv. iperitna odela.

Linoleumska masa je smesa osušenog firmisa (linoksina), praha od pluta, mineralne boje i smole. Ta masa nanaša se u toplom pomoću pritiska na tkanine od jute pa se tako dobiju nepromočivi pokrivači i prostirači (linoleum).

Riblja ulja sadržavaju najnezasićenije masne kiseline, pa i takve sa pet dvostrukih veza. Riblja ulja su lošeg mirisa, pa se ne mogu upotrebiti za hranu, a pri fabrikaciji sapuna dobivaju se premekani sapuni. Ta ulja možemo oplemeniti i pretvoriti u čvrste masti, ako se nezasićene masne kiseline zasite vodonikom. To se vrši na taj način što se na ulja deluje sa molekulskim vodonikom pod pritiskom i pri višim temperaturama (150—200°) uz dodatak nekih katalizatora (nikal). Taj proces zovemo hidrogenacija. Vodonik se uz pomenute uslove adira na dvostruke veze, zbog čega ulja izgube neugodan miris i iz njih postane čvrsta mast (otvrđivanje ulja). Hidrogenacijom otvrđena ulja mogu se upotrebiti za pripravljanje jestivih masti (margarina) i za fabrikaciju tvrdih (jedrih) sapuna. Neobrađeno riblje ulje upotrebljava se za činjenje koža masnim štavilom.

»**Riblje ulje**« (Lebertran) vadi se iz jetara nekih riba (tovara). To se ulje uzima kao lek protiv rahitisa, malokrvnosti i slaboće. Sadržava male količine joda (0,03%) i bogato je vitaminom D.

Koštana mast dobiva se iz kosti obično ekstrakcijom sa benzinom, a upotrebljuje se za industrijske svrhe, i to ponajviše za fabrikaciju sapuna i masti koje služe za podmazivanje (tovotna mast).

Kunerol i palmin jestivne su biljne masti, dobivene prečišćavanjem i rafinacijom palmine i kokosove masti.

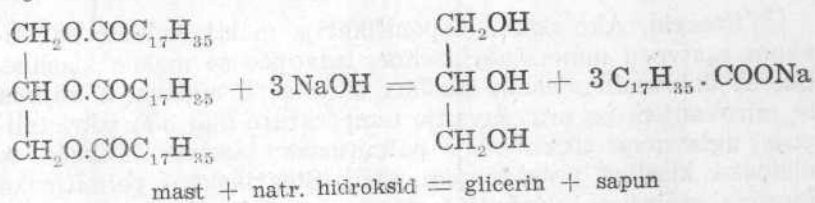
Ricinusovo ulje je najgušće. Ono se ne rastvara u hladnom benzinu, a upotrebljuje se za podmazivanje motora a poglavito avionskih. Njegova upotreba kao sredstva za čišćenje u ljekarstvu je poznata.

Voskovi su estri masnih kiselina sa jednovalentnim visokomolekulskim alkoholima, a u mastima i uljima naprotiv alkoholnu komponentu čini glicerin. Osim toga voskovi sadržavaju i neke slobodne masne kiseline i ugljovodonike.

Vosak od pčela (pčelinji vosak) dobiva se topljenjem pčelinjega saća nakon što je iz njega izvrcan med. Pčelinji vosak sadržava u glavnom miricilni estar palmitinske kiseline ($C_{31}H_{31}COO.C_{30}H_{61}$) i slobodnu cerotinsku kiselinu ($C_{27}H_{54}O_2$). Pčelinji vosak upotrebljava se za građenje sveća i kao odličan materijal za pravljenje kremova (laštila) za obuću i parkete. U istu svrhu služi i vegetabilni karnaupski vosak. Njega izlučuju listovi voštane palme (Copernicia cerifera) koja raste u Braziliji. Vosak mineralnog porekla se dobiva iz bituminoznih ugljena ekstrakcijom sa smesom alkohola i benzola.

Saponifikacija

Ako zagrevamo estre sa bazama, raspadaju se oni na alkohol i kiselinu. Taj proces zove se **saponifikacija**. Kuhamo li čvrste masti (trigliceride) sa vodenim rastvorom natrijumnog hidroksida, raspašće se one u svoje komponente masne kiseline i glicerin. Masne kiseline činiće sa natrijumom soli, koje u običnom životu zovemo **sapuni**:



Vodeni rastvor sadržava glicerin koji se dobiva i čisti destilacijom. Osim tvrdih **natrijumnih sapuna**, koji se izdvajaju iz sapunskog rastvora dodatkom kuhinjske soli, prave se i mekani **kalijumni sapuni** koji se upotrebljavaju za pranje sukna, vune i podova. Sapuni za **umivanje** sadržavaju mirisa i boja, a **medicinskim sapunima** pridodana su različna desinfekciona sredstva. Sapuni drugih metala su nerastvorljivi. **Aluminijumni sapuni**, istaloženi na tkaninama, čine ih nepropustljivim za vodu, a ljepljivi **olovni sapuni** služe kao melem (»flaster«). Pri pranju i sapunjanju u tvrdoj vodi talože se nerastvorljivi **kalcijumni i magnezijumni sapuni**. Time se izgubi jedan deo sapuna pri pranju.

Velike količine natrijumnih sapuna troše se u svakom kućanstvu naročito za pranje rublja i tkanina. U istu svrhu

služe i **sapunski praškovi**, koji se obično sastoje od smese sapuna, sode i nešto vodenog stakla. Neki sapunski praškovi (persil, radion) sadržavaju osim toga, u primesi takve materije, koje lako otpuštaju kiseonik kao što je natrijumni perborat. Pri pranju s takvim praškovima oslobađa se aktivni kiseonik (iz perborata) i njegovim delovanjem ubrzava se beljenje.

Beljenje pamučnih i lanenih tkanina vrši se i s pomoću slabog rastvora hlornog kreča. Po narodnom iskustvu mogu se tkanine beliti uspešno osim toga i na taj način što se navlažene izlažu uticaju sunčane svetlosti. To je, t. zv. beljenje na ledini (travi), pri čemu dolazi do stvaranja ozona i vodoničnog superoksida (H_2O_2). Njihovim oksidativnim delovanjem razaraju se prvenstveno drveni zaostaci u vlaknima prediva i druge materije od kojih poteče žućkasta boja tkanina.

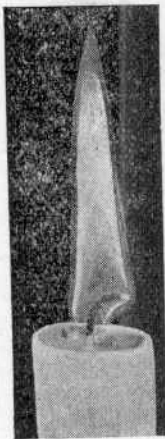
Teorija pranja. Mućkanjem ulja i vode dobije se emulzija iz koje se brzo odvoji ulje od vode. Dodatkom sapuna emulgovanje se ubrzava te se najzad dobije savršenije razdeljenje ulja u vodi, i takva je emulzija stabilnija. Delovanje sapuna pri pranju osniva se na tom, što voda, koja ga sadržava u rastvoru, bolje kvasi masne mrlje i odstranjuje ih emulgovanjem. Sapunski rastvori potpomažu nesamo izapiranje masnih mrlja, nego se s pomoću njih postiže i lakše odstranjivanje i drugih nečistoća (čad, glina itd.). Tu, upravo, dolazi do vezanja (adsorpcija) tih nečistoća. Koloidno rastvoreni sapuni najpre vežu nečistoće, a onda se u vodi lako suspenduju i izapiru.

Stearin. Ako nakon saponifikacije masti dodamo sapunskom rastvoru mineralne kiseline, izdvojiće se masne kiseline. Smesa dobivenih masnih kiselina izlije se u sudove, u kojima se mirovanjem uz pridržavanje temperature oko 30° , iskristalizuje uglavnom stearinska i palmitinska kiselina. Tekuća se oleinska kiselina presovanjem odeli. Stearinska i palmitinska kiselina sačinjavaju **tehnički stearin**.

Stearin se upotrebljuje za **građenje sveća**. Stearinske sveće izrazito su bele boje, tvrde i neprozračne. Njih je prvi počeo proizvoditi **Milly** (Milly), zbog čega se i zovu **Milijeve sveće**. Pri pravljenju sveća stearin se rastopi i onda izlije u metalne šuplje kalupe, uzduž kojih je provučen fitilj. Ohlađivanjem stearin se ščvrzne i iz kalupa se izvadi sveća.

Za **građenje sveća** upotrebljavao se najpre loj i vosak, a danas se sveće prave najvećim delom iz samog stearina i parafina ili iz njihove smese. Osobito dobre sveće grade se iz smese koja je sastavljena od $\frac{2}{3}$ parafina i $\frac{1}{3}$ stearina.

Voštane sveće izrađuju se višekratnim umakanjem fitilja u rastoplenu voštanu masu. Voštane sveće ne mogu se praviti livenjem, jer vosak pri očvršćavanju smanjuje svoj volumen, pa gotova sveća ne bi zbog toga ispunjavala potpuno kalup. Kod prvih sveća morao se fitilj stalno podrezivati, da sveća ne bi dimila. Tek je 1821 **Kambaser** (Cambacères) uveo fitilj, ispletan plosnato od mnogo pamučnih niti. Kod tog se fitilja vrh pri sagorevanju izvija na stranu i tu dolazi u vrući spoljašnji



Sl. 67. Plamen stearinske sveće.

plašt plamena gde postepeno sagoreva. Da bi fitilj jednolično sagorevao, namače se kod pripravljanja u rastvoru amonijumnog fosfata i sulfata.

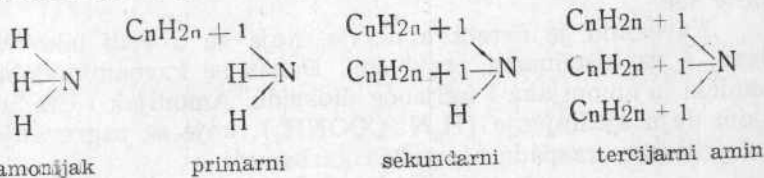
U plamenu sveće (sl. 67), razlikujemo tri sloja: u sredini je prividno tamna jezgra, koja je upravo prozirna, oko te jezgre nalazi se svetli deo plamena, koji je obavijen prozirnim, jedva vidljivim plaštem, u kojemu je temperatura najviša. Pri paljenju sveće najpre se rastopi materijal sveće, kojim je natopljen fitilj, a onda se zbog visoke temperature raspada u gasovite produkte koji se zapale i sagorevaju. U jezgri plamena ti gasovi još ne gore, u svetlom delu dolazi do gorenja, ali i to nije potpuno. Tu se izluči deo ugljenika u elementarnom stanju i usija, te od toga plamen i dobiva svoju svetlost. Tek se u spoljašnjoj površini plamena, uz dovoljan pristup vazduha, sagorevanje dovršava, i ono je tu potpuno, a zbog toga je i temperatura tamo najviša. Plamen obične petroleumske lampe i svetli plamen gasa za osvetljenje imaju istu strukturu kao i plamen sveće.

VEŽBE

- 1) Šta karakterizuje alkohole, aldehide i kiseline?
- 2) Iz čega se dobivaju etri, a iz čega estri? Koji su postojaniji? Spomeni neke poznate estre.
- 3) Koje su ti poznate životinjske a koje biljne masti i ulja? Zašto se upotrebljavaju?
- 4) Kako se dobije iz masti sapun, a kako stearin koji služi za pravljenje sveća? Šta je stearin po svom sastavu, a šta su sapuni?

Amini i aminokiseline

Alkilni derivati amonijaka zovu se alifatični **amini**. Prema broju alkila, koji zamenjuju vodonikove atome u amonijaku, razlikujemo **primarne**, **sekundarne** i **tercijarne** amine:



Metilni amin, CH_3NH_2 , najjednostavniji je primarni amin. Za sve primarne amine karakteristična je NH_2 -grupa koju zovemo **amino-grupa**.

Opšte je svojstvo svih alifatičnih amina što su to bazne materije, te čine, analogno amonijaku, sa kiselinama soli.

Aminokiseline nastaju raspadanjem belančevina, a sadrža-

vaju amino-grupu, vezanu za C-atom koji se nalazi neposredno uz karboksilnu grupu (α -aminokiseline).

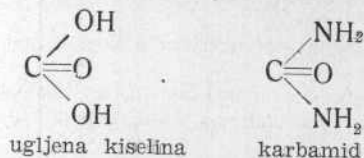
Najjednostavnija je aminokiselina ona koju izvodimo od octene kiseline, a to je aminooctena kiselina ili **glikokol**: $\text{NH}_2 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{COOH}$. Sledeća se aminokiselina zove **alanin** ili α -aminopropionska kiselina: $\text{CH}_3 \cdot \text{CH} \cdot \text{COOH}$



Aminokiseline deluju istodobno kao baze zbog NH_2 -grupe i kao kiseline zbog COOH -grupe. One su amfoterna sjedinjenja. Ugljenikov je atom kod alanina i svih drugih α -aminokiselina (osim glikokola) uz koji se nalazi amino-grupa, asimetričan, pa su aminokiseline optički aktivne materije.

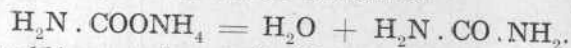
Hidrolitičkim razlaganjem belančevina dobiveno je oko 20 različnih α -aminokiselina. Baš zbog toga su aminokiseline i važne što izgrađuju belančevine koje su za ishranu i održavanje čovečjeg i životinjskog organizma nenadoknadive.

Kao krajnji produkt raspadanja belančevina u čovečjem i životinjskom organizmu nastaje **karbamid** (ili **urea**). To sjedinjenje možemo smatrati i kao derivat ugljene kiseline u kojoj su obe OH grupe zastupljene sa amino-grupama:



Odrastao čovek izluči dnevno oko 28—30 g karbamida. Godine 1828 priredio je karbamid sintetski prvi put **Veler** (Wöhler) iz amonijumnog cijanata. Time je oboreno krivo shvaćanje, koje je da onda vladalo, da se organska sjedinjenja mogu stvarati samo u organizmima posredovanjem neke životne sile.

Karbamid je čvrsta materija, koja se u vodi lako rastvara, a sa kiselinama pravi soli. Danas se karbamid dobiva tehnički iz amonijaka i ugljenog dioksida. Amonijak i CO_2 adicijom daju sjedinjenje ($\text{H}_2\text{N} \cdot \text{COONH}_4$), koje se zagrevanjem pod pritiskom raspada na vodu i karbamid:

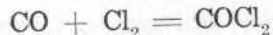


Upotrebljava se kao veštački gnoj.

Pored karbamida u čovečjoj se mokraći nalazi u malim količinama **mokraćna kiselina**: $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_3\text{N}_4$. U većoj se količini ona nalazi u ekskrementima reptilija i ptica. Njene se soli zovu **urati**. Kod nekih se oboljenja talože mokraćna kiselina i

njene soli u zglobovima i u mokraćnom mehuru, a od nje se stvara i bubrežno kamenje.

Od organskih derivata ugljene kiseline važno je spomenuti fosgen, COCl_2 , koji nastaje direktnim sjedinjavanjem ugljenog monoksida i hlora na svetlosti



Fosgen se upotrebljuje kao bojni otrov i u fabricaciji nekih veštačkih (katranskih) boja. O fosgenu kao bojnem otrovu govori se u posebnom poglavlju.

VEZBE

- 1) Razmotri koji je ugljenikov atom u alaninu asimetričan.
- 2) Šta su amini? Koja je razlika između amina i aminokiselina?
- 3) Kako se sintetski dobiva karbamid, a kako fosgen? Zašto ta sjedinjenja možemo smatrati derivatima ugljene kiseline?

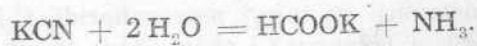
ИЛИ ЧИКО-КЕНЧЕТУК
ПРЕ НЕГО ШТО ЈЕ ПРОНАШАО ВИИГЛАУ

+ Cijanska sjedinjenja

U svim se cijanskim sjedinjenjima nalazi atomska grupa —CN, koja se zove **cijan**. Dve cijanske grupe vezane daju **di-cijan**. Cijan se nalazi sjedinjen s vodonikom i metalima u različnim cijanskim sjedinjenjima.

Cijanovodonik, HCN, bezbojna je vrlo isparljiva tekućina, koja miriše na gorke bademe, a nastaje raspadanjem **amigdalina** koji se nalazi u gorkim bademim. Spada među najopasnije otrove, te 50 mg može da ubije čoveka. Upotrebljava se za uništavanje štetnih insekata (desinfekcija). Soli cijanovodonične kiseline zovu se **cijanidi**.

Kalijumni cijanid, KCN, poznat je pod imenom cijankalijum. Cijankalijum je također jak otrov. Vodeni rastvor se raspada dajući kalijumni formijat i amonijak:



Upotrebljava se u fotografiji i za galvansko pozlaćivanje i posrebravanje. Cijanidi rastvaraju zlato, te se zato s pomoću natrijumnog cijanida vadi sitno razdeljeno zlato iz zlatnog peska.

Kalijumni ferocijanid, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + 3\text{H}_2\text{O}$, dobiva se prerađivanjem mase koja se upotrebljava za čišćenje gasa za osvetljenje od cijanskih sjedinjenja.

Kalijumni ferocijanid nije otrovan, jer kod rastvaranja u vodi ne odvađa disocijacijom CN -ione niti ne pokazuje reakcije



gvođenog iona (taloženje sa vodoničnim sulfidom). U tom sjedinjenju gvožđe je čvrsto vezano sa grupom CN pa kod rastvaranja u vodi disocijacijom daje složeni (kompleksni) anion $\text{Fe}(\text{CN})_6'''$. Soli koje daju ovakove kompleksne ione zovu se **kompleksne soli**.

Mešamo li rastvor kalijumnog ferocijanida s rastvorom gvođenog hlorida (FeCl_3), staložiće se modra boja — berlinsko modrilo.

Cijanska kiselina, HOCN , nije otrovna. Njene soli **cijanati** izvode se od normalne cijanske kiseline $\text{HO}-\text{C}\equiv\text{N}$. **Amonijumni cijanat**, NH_4OCN prelazi zagrevanjem u karbamid (v. str. 170). Cijanskoj kiselini izomerna je **fulminska kiselina** $\text{C}\equiv\text{N}-\text{OH}$. Važna je njena so **živin fulminat** $\text{HgC}_2\text{N}_2\text{O}_2$ koji žestoko eksploduju pod udarcem, ili ako se zapali u zatvorenom prostoru. Živin fulminat upotrebljava se za punjenje kapsula koje služe za inicijalno paljenje kod raznih eksploziva.

† Ugljeni hidrati

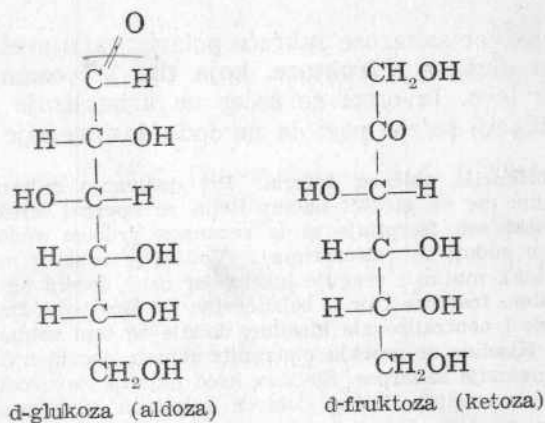
Šećeri, skrob i celuloza čine grupu sjedinjenja, koje zovemo **ugljeni hidrati**. To skupno ime ugljenih hidrata potiče iz onoga vremena kada su ta sjedinjenja smatrana hidratima ugljenika opšte formule $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$. Posle je ustanovljeno da se u mnogim sjedinjenjima sasvim drugačijega hemijskog karaktera nalaze vodonik i kiseonik također u istom razmeru kao i u vodi. Zato danas поближе označujemo ugljene hidrate kada kažemo da su to samo ona sjedinjenja koja imaju karakter šećera ili su sa šećerima u srodstvu po građi svojih molekula i hemijskim svojstvima.

Šećeri

Najjednostavniji su šećeri **monosaharidi**, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, kamo spadaju i groždani (**glukoza**) i voćni šećer (**fruktoza**).

Kondenzacijom iz dva monosaharida, pri čemu se elimi- muje jedan molekul vode, dobiva se tršćani šećer, mlečni šećer i maltoza. To su **disaharidi**.

Monosaharidi su po svojoj hemijskoj građi aldehidni ili ketonski alkoholi. Prve zovemo **aldoze**, a druge **ketoze**. Najvažniji su oni monosaharidi koji sadržavaju šest C-atoma u molekulu. To su heksoze od kojih je najvažniji groždani šećer ili glukoza kao aldoza i voćni šećer ili fruktoza kao ketoza. Njihove strukturne formule pišemo ovako:



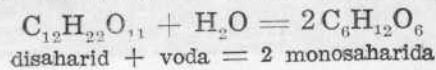
Smesa groždanog i voćnog šećera nalazi se u soku mnogog voća (grožđa, smokava, itd.) i u medu. Kristalizacijom možemo odeliti glukozu od fruktoze. Glukoza se nalazi i u mokraći bolesnika koji boluju od šećerne bolesti (diabetičari). Tehnički se dobiva kuhanjem skroba sa razblaženim kiselinama (sumpornom ili sonom). Budući da taj šećer zakreće ravninu polarizovane svetlosti nadesno, zove se i **dekstroza**.

Sve aldoze i ketoze redukuju alkalni rastvor modre galice u prisutnosti vinske kiseline, **Felingov** (Fehling) rastvor, pa se tom reakcijom dokazuje i kvantitativno određuje glukozu i neki drugi šećeri. Redukcijom se izlučuje bakrenasti oksid, Cu_2O , i iz njegove se količine odredi količina šećera.

Saharoza ili trščani (repni) šećer, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, nalazi se u mnogim biljkama i voću. U većim je količinama ima u korenu šećerne repe (16%) i stabljici šećerne trske (18%). Iz tih se biljaka saharoza ili obični šećer tehnički naveliko i proizvodi.

Saharoza se lako rastvara u vodi. Iz gustog sirupastog rastvora iskristalizuje se kao **kandis** šećer. Zagrevanjem do 160°C saharoza se rastopi, a poslije hlađenja zaostane amorfna i providna (bonboni). Grejanjem do 200°C postane saharoza smeđa; ona pređe u **karamel** kojim se bojadišu jela i pića. Greje li se obični šećer bez pristupa vazduha još jače, raspada se na pare koje izlaze i lako se pale, a zaostaje šupljikav sjajan ugalj (amorfni ugljenik).

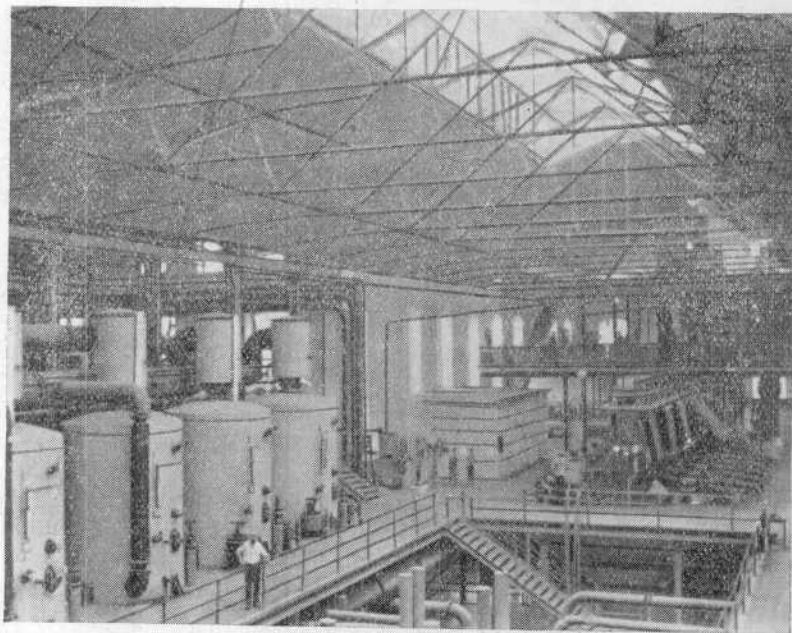
Kuhamo li saharozu s razblaženim kiselinama, razloži se ona uz primanje vode na fruktozu i glukozu. I drugi disaharidi razlažu se uz te uslove na isti način i daju monosaharide:



Dobivena se smesa glukoze i fruktoze iz saharoze zove **invertni šećer**. Taj se slučaj hidrolize zove **inverzija**, jer dok

vodeni rastvor saharoze zakreće polarizovanu svetlost nadesno, to smesa glukoze i fruktoze, koja tim procesom nastaje, zakreće na levo. Invertni šećer ne kristalizuje dobro, te se pri fabricaciji šećera pazi da ne dođe do inverzije saharoze.

Fabrikacija običnog šećera. Pri dobivanju saharoze iz šećerne repe postupa se na sledeći način: Repa se opere i izreže na sitne rezance. Slatki sok iscrpljuje se iz rezanaca vrućom vodom (80—90° C) u posebnim sudovima (**difuzerima**). Vodeni je rastvor ovako dobivenog šećernog soka mutan i reaguje kiselo, jer osim šećera on sadržava kiselina (oksalne, fosforne i dr.), belančevina i nešto boje. Da bi se uklonile te nečistoće i neutralizovale kiseline, dodaje se tom soku krečnog mleka (lučenje). Kiseline se moraju odstraniti odmah, jer bi njihovim uticajem došlo do inverzije saharoze. Suvišan kreč uklanja se uvođenjem ugljenog dioksida (saturacija). Talog dobiven lučenjem i saturacijom, cedi se kroz preše za ceđenje, pa se isparuje (kuva) pod sniženim pritiskom (u **vakuumnim** aparatima). Ukuhavanje se nastavlja sve dotle, dok se iz ugušćenog rastvora ne iskristalizuje jedan deo šećera. Kristali šećera odeljuju se iz ugušćene mase (sirupa) u **centrifugama**. Poslednji se sirup, iz kojega se kristalizacijom ne može više odlučiti šećer, zove **melasa**. Melasa sadržava 50% šećera, te se upotrebljuje kao sirovina za dobivanje žeste. **Rafinacija** kristalnog šećera obavlja se tako, što se rastvori u vrućoj vodi i procedi kroz spodijum (koštani ugljen). Jedan deo unutrašnjeg uređaja šećerane prikazuje sl. 68.



Sl. 68. Jedan deo unutrašnjeg uređaja u fabrici šećera.
(Šećerana državnog dobra Belje u Branjinom Vrh.)

Maltoza je disaharid, koji se sastoji od dva ostatka glukoze. Stvara se u semenkama žita kod klijanja. Ona nastaje iz skroba uticajem fermenta dijastaze, a dobiva se iz proklijalog ječma (slada).

Laktoza ili mlečni šećer hidrolizom se razlaže na glukozu i galaktozu. Nalazi se rastvoren u mleku sisavaca, pa se dobiva kristalizacijom iz slatke surutke. Pod uticajem nekih gljivica prelazi mlečni šećer u mlečnu kiselinu (kiselo mleko).

Svi šećeri nisu jednako slatki. Ako se, na pr., za saharozu uzme 100, onda je slatkoća fruktoze 150, glukoze 60, maltoze 60, a laktoze 27. Neka su organska sjedinjenja daleko slada od šećera (saharin).

Viši polisaharidi

Viši polisaharidi visokomolekulska su sjedinjenja, koja su izgrađena iz vrlo velikog broja u nizu vezanih ostataka glukoze. Polisaharidi imaju opštu formulu $(C_6H_{10}O_5)_x$.

Razmeri brojeva za ugljenik, vodonik i kiseonik (6:10:5), kako je označen u empirijskoj formuli, nađeni su organskom elementarnom analizom, kojom se utvrde procentne količine svih elemenata što se nalaze u nekom sjedinjenju. Iz tih procenata za pojedine elemente i njihovih atomskih težina izračunaju se razmeri brojeva koji su označeni u empirijskoj formuli.

Neki se polisaharidi nalaze u životinjskom organizmu, a mnogi su od njih vrlo rasprostranjeni u biljnom carstvu, gde igraju ulogu ili gradivnih (celuloza) ili rezervnih (skrob, glikogen) materija.

Neki se samo polisaharidi (glikogen) koloidno rastvaraju lako u vodi, a ima ih i potpuno nerastvorljivih (celuloza).

Uticajem mineralnih kiselina razlažu se polisaharidi do monosaharida.

Najčešće se dobije kao krajnji produkt hidrolize d-glukoza, na pr. iz skroba, glikogena i celuloze totalnim razlaganjem s pomoću kiselina.



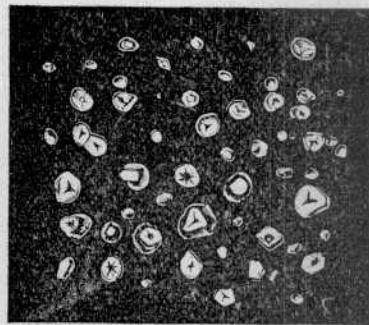
Ali uz blage uslove mogu se dobiti i međuprodukti razlaganja. Tako se blagom hidrolizom iz skroba dobije disaharid maltoza, a iz celuloze drugi disaharid celobioza.

Skrob. To je najvažniji ugljeni hidrat koji se za vreme vegetacije stvara procesom asimilacije u zelenim delovima biljaka i gomila kao rezerva u semenkama, korenju i gomolju.

Skrob se sastoji od zrnaca koja su za svaku biljku karakteristična po obliku i veličini (sl. 69 i 70).



Sl. 69. Skrobna zrnca krompira pod mikroskopom.



Sl. 70. Skrobna zrnca kukuruza pod mikroskopom.

Dobivanje skroba. Skrob se dobiva tehnički iz krompira, pirinča (riže), kukuruza i pšenice. Dotični se materijal smrvi i uzmuti s vodom, pa se izapiranjem i ceđenjem kroz fina sita odeljuju skrobna zrnca od ostataka ćelija. Skrob je specifično teži od vode i drugih delova ćelije, pa se jedan deo nečistoća može odeljivati i plavljenjem. To se vrši u dugačkim (30 m) slabo nagnutim koritima, kroz koja se pušta smrvljeni i vodom uzmućeni skrobni materijal da pleteče. Skrob zaostaje na dnu korita. Ogledom u malom može se pokazati odlučivanje skrobnih zrnaca iz pšeničnog brašna ili izrezanog krompira izapiranjem toga materijala na cedilu od platna.

Skrob se u hladnoj vodi ne rastvara, ali u vrućoj skrobna zrnca nabubre i raspuknu se, i tako nastaje skrobni **lepak**. Slobodnim jodom oboji se skrob tamnomodro. Dokazano je (Prof. Samec u Ljubljani) da skrob sadržava veću ili manju količinu estarski vezane fosforne kiseline.

Ako se hidrolitičko razlaganje skroba s pomoću kiselina ne vodi do kraja, dobije se smesa, t. zv., skrobnih **dekstrina**, koji su amorfni, te se koloidno rastvaraju u vodi. Iz tog se rastvora dekstrini istalože dodatkom alkohola. Dekstrini se razlikuju od skroba po tom što se s jodom ne oboje modro, i što mogu da donekle redukuju Felingov rastvor.

Naveliko se dobivaju dekstrini iz skroba, ako ga zagrevamo do 200°, ili još brže ako navlažen skrob sa azotnom kiselinom držimo kratko vreme pri 110° C.

Upotreba je skroba raznovrsna. Iz brašna žita, pirinča, krompira i variva, gde ima skroba u pretežnoj količini, gotovi čovek svagdanju hranu. Iz skroba se proizvodi alkohol, dekstrin, maltoza i glukoza. Skrob se upotrebljava također za beljenje i glačanje rublja i kao belilo za lice (u kozmetici).

Dekstrin se upotrebljava kao lepak za marke, etikete i kuverte mesto skuplje arapske gume. Pridodaje se mastilu da postane gušće i da se ne razleva po papiru.

Glikogen. Taj se ugljeni hidrat nalazi kao rezervni materijal u jetri životinjskog organizma i u mišićnom tkivu. Inače je u mnogo čemu sličan škrobu (animalni škrob). Totalnom hidrolizom, s pomoću kiselina, glikogen se razloži kvantitativno kao i škrob do glukoze, a uticajem dijastaze nastaje iz njega disaharid maltoza.

Celuloza. Među svim organskim sjedinjenjima, koja proizvodi priroda, stoji celuloza po kvantumu na prvome mestu. Ona sačinjava zidove svih biljnih ćelija. Ona je glavni sastojak drveta i slame, a pogotovu lanenog i pamučnog vlakna. Njena je upotreba mnogovrsna. Njom se odevamo (lanena i pamučna tkanja), po njoj pišemo (papir), a sa hranom (povrće i voće) dolazi i u naše organe za varenje. Drvo, koje je izgrađeno uglavnom od celuloze (60%), služi kao građa i kao gorivo.

Pamuk je najčišća biljna celuloza. Celulozna se vlakna sastoje od mnogo malih štapićastih elemenata, t. zv. **kristalita**, koji su svojom uzdužnom osi paralelno položeni sa osi vlakanca. To je t. zv. **micelarna građa**, kakvu nalazimo i kod mnogih drugih prirodnih materija.

Celuloza je hemijski vrlo otporna. Ne rastvara se ni u vodi ni u drugim običnim rastvaračima. Najbolji je rastvarač za celulozu amonijačni rastvor bakarnog oksida, t. zv. **švajce-rov** (Schweizer) reagens. S pomoću kiselina razlaže se kvantitativno do d-glukoze. Delomičnom hidrolizom celuloze dobiveni su niži polisaharidi, među koje spada disaharid **celobioza**. Za molekul celuloze dokazano je da sastoji od mnogo lančasto povezanih ostataka glukoze. Celuloza ($C_6H_{10}O_5$)_x sadržava na svakih šest ugljenikovih atoma tri slobodne hidroksilne grupe, koje se mogu esterifikovati. Zbog praktične upotrebe od važnosti su estri celuloze sa azotnom i octenom kiselinom. Ako na celulozu (čisti pamuk) deluje smesa koncentrovane azotne i sumporne kiseline, možemo dobiti uglavnom, prema vremenu delovanja celulozni mononitrat, dinitrat i trinitrat.

Ti pojedini celulozni nitrati ne mogu se dobiti pri pomenutoj obradi celuloze odeljeno u potpuno čistom stanju kao hemijski individualni. Nakon dovršenog nitrovanja dobije se uvek upravo njihova smesa u kojoj se nalazi u pretežnoj količini jedan od njih već prema uslovima rada. Kako daleko je nitrovanje napredovalo i koji je nitrat nastao u pretežnoj količini ustanovljuje se to određivanjem procentne količine azota. Celulozni dinitrat sadrži teoretski 11,11% N, a trinitrat 14,14% N. Celulozni nitrati nazivaju se neispravno nitroceluloze.

Celulozni dinitrat, $[C_6H_8O_5(NO_2)_2]_n$, rastvara se u smesi alkohola i etra, pa se tako dobivena bistra tekućina zove **kolodijum**. Od kolodijuma se može dobiti veštačka svila; od njega se prave i dečji balončići, a upotrebljava se za zaštitu i pokri-

vanje manjih rana. Celulozni dinitrat u smesi sa nešto kamfora daje **celuloid**, od kojega se prave češljevi i ukrasni predmeti.

Celulozni trinitrat, $[C_6H_7O_5(NO_2)_3]_n$, zove se **piroksilin** (praskavi pamuk). Namočen u acetonu pretvara se on u amorfnu prozračnu masu, pa se u tom obliku upotrebljava kao bezdimni barut. **Praskavi želatin** je smesa nitroglicerina i kolodijumnog pamuka, a upotrebljava se također kao eksploziv.

Kao što celuloza s azotnom kiselinom daje nitate, tako se slično uticajem anhidrida octene kiseline na celulozu uz mali dodatak sumporne kiseline nastati njezin acetat koji se zove ukratko **acetatna celuloza**. Od nje se pravi **celon** koji je sličan celuloidu, ali se tako lako ne pali. Rastvara se u nekim rastvaračima. Od njega se prave lakovi kojima se premazuju avioni. Iz rastvora celuloznih acetata proizvodi se t. zv. **acetatna svila**.

Fabrikacija papira (hartije). Kao sirovina za dobivanje papira upotrebljavaju se istrošene i iznošene lanene i pamučne tkanine (krpe), a jevtinije vrste prave se od slame i drveta. U drvetu je izmešana celuloza sa drugim primesama, i to ligninom, taninom, smolama i mineralnim materijama. U fabrikama papira razore se u drvetu i drugom materijalu hemijskim delovanjem sve ostale primese da se dobije čista celuloza. U tu se svrhu usitnjeno drvo i drugi materijal iskuhava s natrijumnim hidroksidom (natronski postupak) ili u rastvoru kalcijumnog bisulfita (sulfitni postupak). Da se primese, koje se nalaze u celulozi, što brže odvoje i razore, kuhanje se vrši pod pritiskom. Zaostala se dobivena celuloza dobro ispere i izbeli hlornim krečom.

Otpaci lanene i pamučne robe sastoje se uglavnom od celuloze, pa se ne iskuhavaju s bazom, nego se samo sitne i bele. Dobivanje, dakle, papira od ovoga je materijala jednostavno, a gotov je papir finiji i skuplji. Kaši celuloznih vlakana dodaje se nešto smnog lepka da se vlakna bolje slepe i da se po gotovu papiru mastilo ne razleva. Kadkada se dodaju i praškaste mineralne materije (kređa, gips, kaolin) da papir bude puniji.

U vodi se razmučena kaša celuloznih vlakana prevodi preko gustih sita. Voda kroz njih oteče, a zgusnuta se, međusobno isprepletana, vlakna suše i glačaju (satiniraju) između gvođenih valjaka.

Papir za filtriranje (cedenje) i upijač skoro su čista celuloza, jer ne sadržavaju ni lepka ni praškastih mineralnih dodataka.

Pergamentni papir dobije se, ako papir za cedjenje zaronimo za nekoliko trenutaka u hladnu 73% sumpornu kiselinu, pa je posle toga odmah dobro isperemo vodom i osušimo. **Vulkanfiber** sastoji se od mnogo slojeva papira koji je močen u rastvoru cinkanog hlorida, a onda presovan. Upotrebljava se za pravljenje putničkih kovčega.

Veštačka svila pravi se od celuloze na više načina. Po najstarijem se načinu očišćena celuloza nitruje, i dobiveni se dinitrat rastvori u smesi alkohola i etra. Sirupasti rastvor protiskuje se kroz sitne rupice ili kapilare. Tako se dobiju fine niti (žice) koje zaostaju nakon isparavanja rastvarača (alkohola i etra). Niti se posle denitruju sa natrijumnim sulfidom, tako da se konačno opet dobije (regenuje) celuloza. To je, t. zv., **kolodijumna ili šardoneova svila** (Chardonnnet 1884).

Bakrena svila dobiva se tako što se celuloza rastvori u švajce-rovu reagensu, protiskuje se kroz fine kapilare i pušta u sumpornu kiselinu gde se celuloza u formi niti izluči. Danas se najveći deo veštačke svile pravi po t. zv. viskoznom postupku. Po tom se postupku celuloza najpre moči u 18% NaOH pri običnoj temperaturi, a onda se suvišak presovanjem odvoji. Tako se dobivena matronska celuloza obradi sa ugljenim bisulfidom (CS_2). Time se prevede celuloza u t. zv. ksantogenat koji se rastvori u razblaženom natrijumnom hidroksidu i dobije među slična viskozna tekućina. Ispredanje se vrši u principu kao i kod bakrene i kolodijumne svile, a taloženje se provodi sa solima uz dodatak H_2SO_4 . Tim se načinom dobivena veštačka svila zove viskoza.

Sve spomenute vrste veštačkih svila upravo su regenerati celuloze. Opšti se princip njihova dobivanja sastoji u tome, što se za prethodno obrađenu celulozu nađe odgovarajući rastvarač, te se nakon rastvaranja pristupi taloženju (regenovanju) celulozних niti (vlakna).

Acetatna svila ispredeni je celulozni acetat (estar), pa se razlikuje po svojim hemijskim svojstvima i po načinu bojadisanja od pomenutih vrsta veštačkih svila. Acetatna svila rastvara se u acetonu.

VEZBE

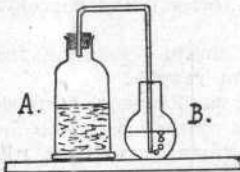
- 1) Nabroji disaharide koje poznaješ. Kako se iz saharoze može dobiti glukoza i fruktoza?
- 2) Prikaži inverziju saharoze jednačinom.
- 3) Zašto se upotrebljava škrob?
- 4) U kojima se sjedinjenjima nalaze dvojake karakteristične grupe? To ćeš videti, ako napišeš formulu alanina i glukoze. Koje grupe dolaze u njihovim molekulima?
- 5) Na koje sve načine možemo praviti iz celuloze veštačku svilu? Kako se dele veštačke svile po sastavu? (Jedne su regenerati celuloze, a acetatna svila je celulozni estar).
- 6) šta je kolodijum, piroksilin i celon?
- 7) Prikaži jednačinom dobivanje trinitroceluloze. Uzmi u obzir pri tom da celuloza $(C_6H_{10}O_5)_x$ na svakih šest C-atoma ima tri hidroksilne grupe $(C_6H_7O_2(OH)_3)$ koje se kod »nitrovanja« esterifikuju s azotnom kiselinom.

Alkoholno vrenje. Alkoholna pića.

Stoji li razblaženi vodeni rastvor šećera slobodno na vazduhu, počeo on da se menja. Iz njega se razvija gas, ugljeni dioksid, a u rastvoru zaostaje uglavnom alkohol:



Takav proces zovemo alkoholno vrenje. Ono je poznato od pra-



Sl. 71. Alkoholno vrenje. Ugljeni dioksid koji nastaje kod alkoholnog vrenja u sudu (A) muti u drugom sudu (B) krećnu vodu, ako se u njegovu uvodi.

davnih vremena, a u novije su doba upoznata i druga vrenja. Kod nekih se stvara octena, mlečna i maslena kiselina. To su kisela vrenja.

Etilni alkohol (žesta ili špirit), kao proizvod alkoholnog vrenja, dobiva se naveliko iz jevtinih sirovina koje su bogate skrobom kao što su krompir i kukuruz. Na te se sirovine deluje vrućom parom pri 140° C. Ohlađenoj kaši skrobnih sirovina dodaje se pri 50—60° C nešto zelenog slada (proklijalog ječma). Uticajem dijestaze, koja se je stvorila klijanjem ječma, pretvori se uskoro skrob u šećer, i tako se dobije slatki kom.

Slatki kom treba tada ohladiti na 15—20° i dodati mu kvasca da šećer alkoholno prevri. Prevreli kom sadržava alkohola koji se u posebno građenim aparatima sa kolonama frakciono predestiluje (v. sl. 63).

Pri mešenju hleba dolazi također do alkoholnog vrenja. Jedan deo skroba prede uticajem kvašćevih gljivica u šećer, a taj alkoholno prevri. U testu nastaje dakle alkohol i ugljeni dioksid; oni se tamo nakupljaju i uzdižu testo. Kod pečenja hleba alkoholne se pare i ugljeni dioksid još i dalje šire, te zbog toga hleb postane pri pečenju još više šupljikav i spužvast.

Pivo se proizvodi od slada, hmelja i vode. Slad se dobiva iz ječma, ako ga nakvašena prepustimo kratkotrajnom klijanju. Kod klijanja se stvara dijestaza koja pretvara skrob iz ječma u dekstrin i maltozu. Klijanje se obustavi naglim sušenjem pri povišenoj temperaturi pre nego zeleni listić izbije napolje. Tako dobiveni slad krupno se samelje i iskuhava s vodom pri 65—70° C. Uticajem toplote skrob slada produžava da se razlaže u šećer uticajem dijestaze. Voda rastvara maltozu, dekstrine i druge neke sastojke, koji sadržavaju slad, pa se tako dobije **slatko pivo**. Dobiveno slatko pivo kuva se s hmeljem da u rastvor prede njegovo etarsko ulje, gorčina i smola.

Slatko se pivo mora naglo ohladiti i prepustiti vrenju pri niskoj temperaturi uz dodatak posebno odnegovanih čistih kvašćevih gljivica. Pivo se nije kao nedovrelo alkoholno piće (sa 3—5% alkohola).

Vino nastaje fermentacijom mošta ili šire, koja se uglavnom sastoji od smese glukoze i fruktoze uz niz drugih sjedinjenja koja se nalaze u maloj količini. Stoji li šira neko vreme, to će šećeri početi uskora alkoholno da previru. Vrenje uzrokuje zimaza koju stvaraju gljivice kvasca. Te gljivice dopu u širu obično sa samog grožđa, a kod racionalnog pivničarstva upotrebljuju se i čiste kulture kvasca. Osim toga stvaraju se uticajem bakterija i male količine octene i mlečne kiseline. Nakon glavnog vrenja, koje traje nekoliko sedmica, pretoči se mlado vino od muteža, koji se je slegao na dno, pa se ono prepusti naknadnom vrenju. U proleće se vino ponovno pretače u čiste sumporene bačve. Sumporenje bačava vrši se kao mera opreza da se s pomoću SO₂ ubiju plesni koje bi mogle prouzrokovati različne bolesti vina. Neke bolesti vina mogu da se spreče pasterizovanjem, tj., kratkotrajnim zagrevanjem vina do 60° C da se time u njemu unište gljivice.

Duljim stajanjem kroz nekoliko godina stvaraju se u vinu uticajem kiseonika iz vazduha (pretakanjem) i međusobnim uticajem pojedinih sastojina (alkohol i kiselina) novi produkti (esteri) koji dozrelom vinu daju ugodan miris i ukus.

Ulepšani ukus čini ga pitkim, a stara vina imaju i poseban fini miris »vinski buke« (bouquet), koji se s vremenom razvije.

Vina se razlikuju po vrsti grožđa od kojega su dobivena. Crno se vino dobiva od crnog grožđa, ako se kožurice sa zrnjem ne odele od soka kod početnog vrenja. Alkohol koji vrenjem nastaje, rastvara njihovu boju, pa se zato sok, koji alkoholno vri, već za nekoliko dana izrazito obojadiše. Iz kožurica prede u rastvor također i nešto tanina, od kojega crno vino zadobije opor ukus i postane stalnije.

Vino sadržava osim vode i alkohola (6—10%), glicerina, jantarne i vinske kiseline, mineralnih soli i nešto estera, a crna vina i tanina i boje. Sve neisparljive sastojine vina sačinjavaju njegov ekstrakt.

Penušava vina (šampanjac) prave se od dovrelog vina, ako mu se doda nešto običnog šećera i posebno odnegovanog kvasca. Ovako se začinjeno vino prepusti laganom vrenju koje traje do dve godine. Najzad se iz boca izvadi talog od kvašćevih gljivica i doda liker koji se spravi rastvaranjem šećera i voćnih estara u konjaku. Naknadnim vrenjem prvi put dodanog šećera nastaje uz alkohol i ugljeni dioksid, a taj zaostaje u vinu. Tako se dobije šampanjac kao penušavo piće.

Šljivovica se dobiva destilacijom prevreloga šljivova koma (džibre), gde je alkohol nastao iz šećera, koji se nalazi u šljivi.

VEZBE

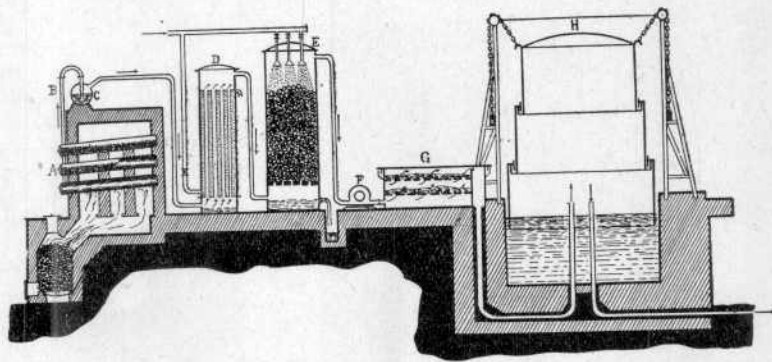
- 1) Kako se proizvodi pivo iz ječma?
- 2) Navedi niz onih procesa koji se zbivaju dok se škrob ječma najzad ne prevede u alkohol koji se nalazi u pivu.

Suva destilacija

Suva destilacija kamenog ugljena provodi se danas u gasnim centralama (plinarama) i kokerijama, zagrevanjem ugljena kod temperature od 1000 do 1300° C.

Početkom 19-oga stoleća služila je suva destilacija u prvom redu za dobivanje gasa za osvetljenje (rasvetnog plina), dok su se kasnije počeli iskorišćavati tekući produkti (**katran**) i **koks** kao čvrsti zaostatak.

Razlika je između gasnih centrala (plinara) i kokerija u tome, što je glavni zadatak gasnih centrala da fabrikuje gas za osvetljenje, a ko-



Sl. 72. Suva destilacija kamenoga ugljena. Gasovi i pare što dolaze iz retorta (A) dovede se kroz cev (B) u »hidraulik« (C). Tu se kondenzuje i zaostane najveći deo katrana i amonijačne vode. Iz hidraulika vodi se gas u hladnjak (D). U njemu se kondenzuju lakše katranske pare koje nisu zaostale u hidrauliku. Gas se vodi dalje kroz »skruber« (E) s koksom preko kojega prošli hladna voda i onde se pranjem odstrane poglavito amonijak i ugljeni dioksid. Gas se dalje potiskuje s pomoću »ekshaustora« (F) kroz čistionik (G) u kojemu je na rešetkastim policama razastrta Lamming-ova masa. Zadaća je tom čistioniku da oduzima gasu sumporna i cijanska sjedinjenja. Očišćeni rasvetni gas dolazi u velike gasometre (H) iz kojih se razvodi prema potrebi na mesta potroška.

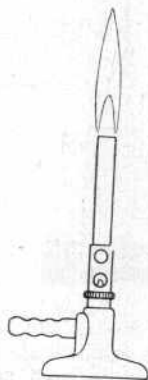
kerije su u prvom redu udešene za fabrikaciju koksa, koji se upotrebljuje u metalurškoj industriji.

U **gasnim se centralama (plinarama)** (sl. 72) ugljen zagreva u vatrostalnim retortama, iz kojih odlaze produkti destilacije najpre u »hidraulik«, gde se katran kondenzuje i zaostaje. Gasovi se onda vode u aparate gde se ohlade. U tim se aparatima kondenzuje zaostali katran i amonijačna voda. Ostatak amonijaka se uklanja tako da se gasovi peru vodom koja apsorbuje amonijak. Zatim se gasovi vode preko slojeva gvoždenog hidroksida (Laming-ova masa), koji prima na sebe sumporna sjedinjenja. Očišćeni gasovi odlaze i sabiru se najzad u velikom gasometru.

Tako dobivena smesa gasova, zove se **gas za osvetljenje** (rasvetni plin), te se iz gasometara razvodi po gradu. Hemijski sastav gasa za osvetljenje zavisi od vrste i kvalitete ugljena, o temperaturi i o uređaju za dobivanje. Destilacijom pri nižoj temperaturi (ispod 500°C) dobije se gas za osvetljenje i katran (primarni katran) sasvim drugačijeg hemijskog sastava (bez aromatičnih ugljovodonika).

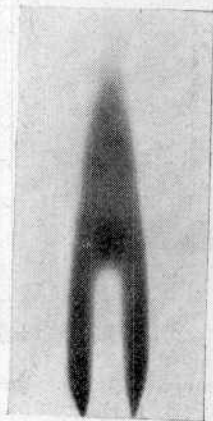
Gas za osvetljenje ima prosečno ovaj sastav izražen u volumnim procentima: vodonika 50%, metana 25%, ugljenog monoksida 16%, teških ugljovodonika 2%, ugljenog dioksida 2% i azota 5%. Vodonik, metan i ugljeni monoksid izgaraju nesvetlećim plamenom, dok etilen, acetilen, benzol i naftalin (teški ugljovodonici) gore svetlećim plamenom od izlučenog ugljenika, analogno plamenu sveće. Ostali gasovi (CO_2 i N_2) ne gore. Na svetlećem plamenu gasa mogu se razabrati svi delovi plamena sveće (sl. 67). Sveća i nije drugo već sama svoja fabrika gasa, koji se stvara iz materijala same sveće.

Već je u polovici prošloga veka **Bunzen** (R. Bunsen) konstruovao žizak (sl. 73) u kome se gas pomeša sa vazduhom pre nego se zapali.

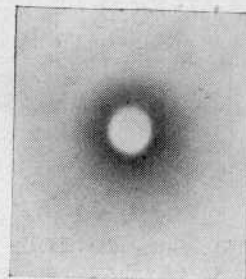


Sl. 73.

Bunzenov žizak.



Sl. 74a)

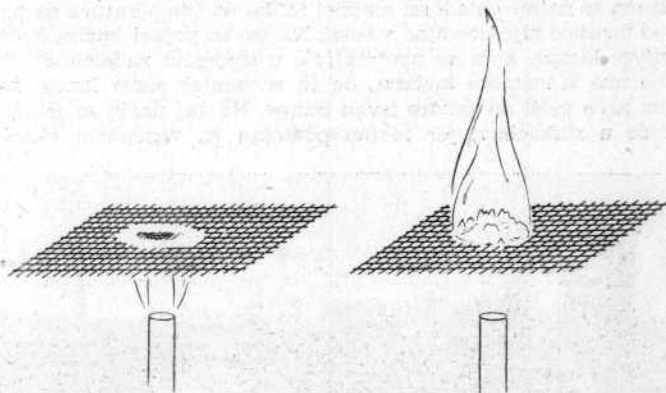


Sl. 74b)

Slike se pojavljuju na belom kartonu ako ga kratko vreme stavimo u Bunzenov plamen i to jedanput u vertikalnom (a) a drugi put u horizontalnom (b) preseku.

Vazduh ulazi u žizak na donje otvore, koji se mogu po želji više i manje zatvoriti i tako se može jakost plamena regulirati. Uz dovoljan pristup vazduha je izgaranje potpuno i plamen postizava maksimum toplote.

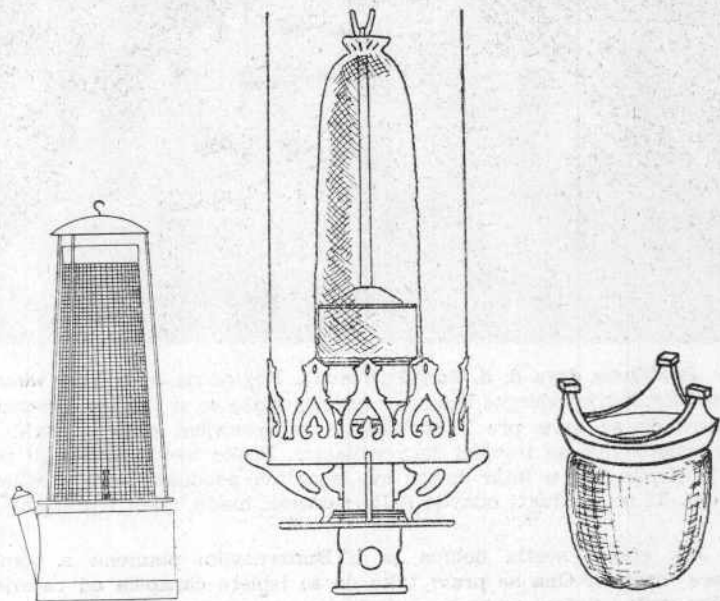
Takav plamen više ne svetli, a mnogo je vrući od svetlećega, a sastoji se samo od dva konusa. Unutarnji odgovara tamnom, zapravo prozirnomo delu sveće, a spoljašnji, veći, odgovara spoljašnjem nevidljivom plaštu plamena sveće. U nutarnjem konusu nema gorenja, on je hladan. Sta-



Sl. 75a).

Sl. 75b).

Eksperimenti s plamenom i metalnom mrežicom.



Sl. 76. Devijeva lampa.

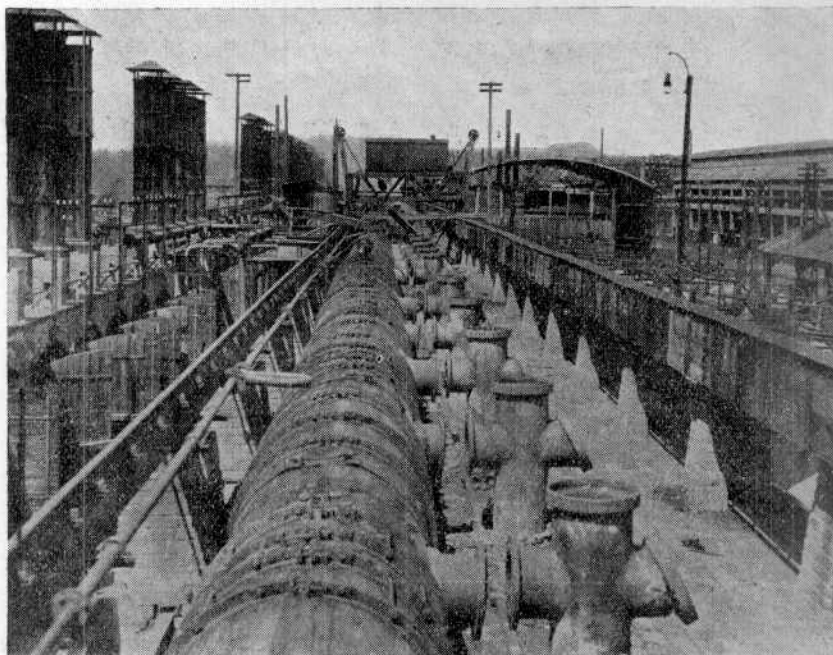
Sl. 77. Svetiljka sa uspravnom Auerovom mrežicom.

Sl. 78. Obrnuta Auerova mrežica za invertnu svetlost.

vimo li karton kratko vreme u Bunzenov plamen u vertikalnom i horizontalnom preseku, on će nejednako pocrniti, a u unutarnjem konusu će ostati sasvim netaknut (sl. 74a) i 74b).

Stavimo li u sredinu svetlećeg gasnog plamena mrežicu od žice u vodoravnom položaju, neće plamen dulje vremena moći da proдре kroz mrežicu (sl. 75a). Stavimo li mrežicu iznad otvora od žiška i zapalimo gas iznad mrežice, ostaće plamen dulje vremena sedeti iznad mrežice (sl. 75b). Plamen se naime ohladi na mrežici toliko da temperatura za paljenje gasa ispod mrežice nije dovoljno visoka. Na toj se pojavi bazira konstrukcija Devijeve lampe, koja se upotrebljuje u ugljenim rudnicima (sl. 76).

Ako ima u rudniku metana, on će se unutar same lampe zapaliti ali plamen neće moći da proдре izvan lampe. Na taj način se mogu sprečiti nesreće u rudnicima, jer metan pomešan sa vazduhom eksploduje.



Sl. 79. Destilacija drva d. d. Teslić (Bosna). Pogled na sušare sa strane i peći za destilaciju odozgo. Bukove cepanice slože se u vagonе i uvezu se u sušare da se drvo pre karbonizacije zagrevanjem odozdo osuši. Na krovu sušare vide se tornjići za ventilaciju. Preko krova svih peći položena je široka cev u koju dolaze svi isparljivi produkti suhe destilacije drveta. Ti se produkti odavde dalje razvođe, hlade, čiste i prerađuju.

Jak efekat svetla dobiva se u Bunzenovom plamenu s pomoću Auerove mrežice. Ona se pravi tako da se isplete čarapica od ramije ili veštačke svile i natopi smesom cerijumnog i torijumnog nitrata. Čarapica ima takav oblik da upravo obuhvata Bunzenov plamen. Kad izgori organska materija, nitrati se raspadnu, pa ostane kostur smese od 99% torijumnog oksida i 1% cerijumnog oksida, koja se usije u nesvetlećem plamenu i daje intenzivnu svetlost (sl. 77). Da bi efekat svetla bio još jači uzimlje se čarapica i plamen u visećem položaju (sl. 78). Na taj način iskoristi se sve svetlo prema dole (invertna svetlost). Kako električno osvetljenje čini veliku konkurenciju gasnome (plinskome), to se danas naj-

većim delom upotrebljuje u kućanstvu za loženje, gde mu nisu dorasli ni drvo, ni ugljen, ni elektricitet. Privođenje gasa u kuhinjski »rešo« i izgaranje uređeno je na istom principu kao i kod Bunzenova žiška.

Auerova se mrežica može upotrebiti i kod drugih gorivih gasova. Tako se za osvetljenje jednog dela naših vagona upotrebljuje metan (iz Bujavice) ili acetilen. Nadalje se upotrebljuje za osvetljenje i zagrejana smesa petroleja i vazduha u posebnim petrolejskim lampama sa Auerovom mrežicom (»petroplin«).

Suva destilacija drveta vrši se naveliko u gvozdanim retortama ili u posebno građenim pećima (komorama). Pri tome se sakupljaju i dragoceni tekući produkti suve destilacije (acetone, alkohol, octena kiselina, drveni katran i dr.) Kod nas su takve fabrike u Tesliću u Vrbaskoj banovini (sl. 79 i 80) i u Beliću u Savskoj banovini.

Ciklična sjedinjenja

Aromatični ugljovodionici

U cikličnim sjedinjenjima vezani su atomi u obliku prstena ili zatvorenog niza. Među cikličnim sjedinjenjima najvažnija su ona kod kojih se taj prstenasti niz sastoji samo od C-atoma u molekulu. Benzol i njegovi derivati kao i druga sjedinjenja sa kondenzovanim (str. 118 i 189) prstenovima čine grupu **aromatičnih** sjedinjenja. Najveći deo aromatičnih sjedinjenja vadi se iz katrana kamenog ugljena.

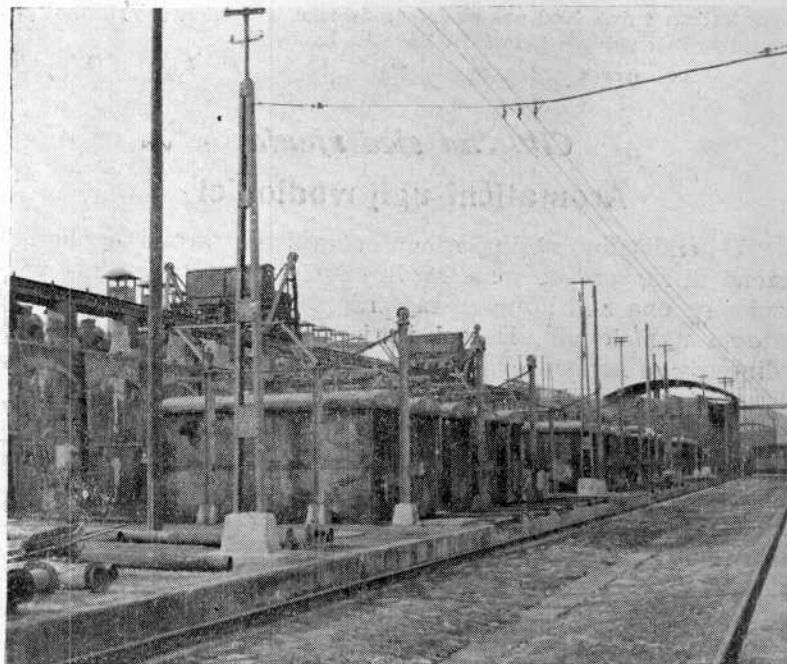
Pomenuto je da postoje posebna preduzeća koja destiluju kameni ugljen pri visokim temperaturama sa zadaćom da dobiju kao glavni proizvod gas za osvetljenje (gasne centrale ili plinare) ili koks (kokerije). Iako je katran u pomenutim industrijama sporedan produkt proizvodnje, to je on ipak vrlo važan, jer je upravo taj katran koji se dobiva suvom destilacijom kamena ugljena pri visokim temperaturama (aromatični katran) vrelo aromatičnih sjedinjenja. Ta sjedinjenja služe kao polazni materijal za fabrikaciju boja, lekova, veštačkih mirisavih ulja i nekih eksploziva. Iz aromatičnog katrana je izolovano oko 100 različnih sjedinjenja od kojih je najveći deo aromatičnog karaktera.

Prerada aromatičnog katrana. Prerada počinje frakcionom destilacijom. Na taj se način iz katrana odvoje svi isparljivi produkti, a u retorti zaostane crna masa, t. zv., katranska smola. Ona se neposredno upotrebljava kao vezivo za briketovanje ugljena, za proizvodjenje krovnog papira (ljepenke) i čađi. Pri destilaciji se hvata isparljivi deo u ove četiri frakcije:

1) **Lako ulje** destiluje se zagrevanjem katrana do 170°. Ta frakcija sadržava uglavnom benzol, C_6H_6 , toluol, C_7H_8 , i druge aromatične ugljovodionike. Osim toga ima i primesa drugih nekih sjedinjenja u kojima se nalaze kiseonik, azot ili sumpor. Sistematskim hemijskim pranjem odvoje se te materije. Mućkanjem sa sumpornom kiselinom odvoje

se bazne materije, naročito piridin, C_5H_5N , koji ima vrlo odvratan miris. Sa razblaženim natrijumnim hidroksidom odluče se sjedinjenja kiseonika (fenoli). Nakon provedenog hemijskog čišćenja zaostanu u smesi samo aromatični ugljovodoni, koje odvajamo frakcionom destilacijom (sl. 63).

2) **Srednje ulje** druga je frakcija koja se destiluje između $170 - 230^\circ$. Ta se frakcija sastoji uglavnom od naftalina, $C_{10}H_8$, i fenola, C_6H_5OH , (karbolne kiseline). Ohlađivanjem se naftalin iskristalizuje i odeh, pa se onda prečisti destilacijom ili sublimacijom. Fenoli su sjedinjenja kiselog karaktera, pa se ekstrahuju s pomoću razblaženog na-



Sl. 60. Destilacija drva d. d. Teslić (Bosna). Pogled na peći za destilaciju sa strane. Vagoni koji se vide izvučeni su iz peći nakon karbonizacije i u njima se nalazi drveni ugalj. Oni su hermetički zatvoreni pokrovom preko kojega prši voda. Na taj se način ugalj ohladi i ugasi.

trijumnog hidroksida. Iz alkalnog rastvora oslobode se fenoli dodatkom koje mineralne kiseline ili uvođenjem ugljenog dioksida.

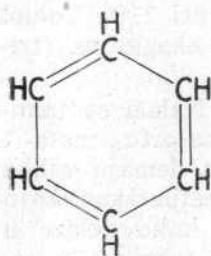
3) **Teško ulje** hvata se kao frakcija od $230 - 270^\circ$. Ona sadržava vrlo različna aromatična sjedinjenja. Ulje se upotrebljuje kao takvo za konzervovanje drveta (impregnacija telegrafskih stupova).

4) **Antracensko ulje** posljednja je frakcija koja prelazi od $270 - 350^\circ C$. Iz toga se destilata izluče hlađenjem čvrsti sastojci među kojima je osobito važan antracen, $C_{14}H_{10}$. Antracen se u čistom stanju upotrebljuje kao vrlo važan aromatičan ugljovodoni za fabričaku boja. Uljani se deo odvoji presovanjem i upotrebljava se za konzervovanje (impregnovanje drveta) pod imenom karbolineuma i kao ulje za loženje.

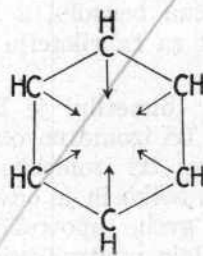
Benzol, C_6H_6 , možemo dobiti osim iz katrana kamenog ugljena, također i sintetski u laboratorijumu na različite načine. Jedan način sinteze benzola polazi od acetilena koji se provodi kroz užarene cevi. Iz tri molekula acetilena nastaje kondenzovanjem jedan molekul benzola:



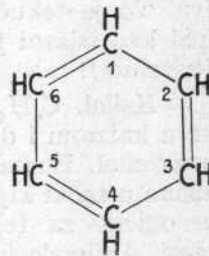
Kekule (Kekulé) je prvi dao (1865 g.) benzolu cikličnu strukturu, što je bilo od velike važnosti za dalji uspešni razvoj organske hemije. U toj je formuli povezano šest ugljenikovitih atoma u obliku šesterougla, a valencije su podeljene tako da u benzolovoj jezgri dolaze jednako raspoređene tri dvostruke veze. Osim toga postoje još i drugi načini prikazivanja benzolove jezgre. U t. zv. centralnoj formuli upravljena je po jedna valencija od svakog C-atoma prema središtu benzolova prstena, tako da su pojedini ugljenikovi atomi u prstenu vezani samo na jednom valencijom. Da bi se moglo tačno označiti mesto pojedinih supstituenata, označuju se pojedini C-atom benzolove jezgre brojkama do 1 do 6.



Formula benzola po Kekule-u.



Centralna formula benzola po Bajeru (Bayer).



Označivanje C-atoma u benzolovoj jezgri.

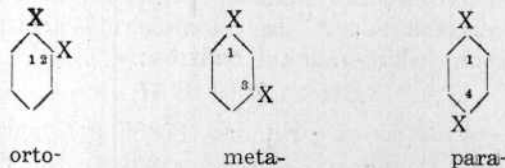
Zbog jednostavnosti pišemo formulu benzola simbolično u obliku običnog šesterougla: \bigcirc

Iz gornjih formula za benzol vidi se da je svaki od šest ugljenikovitih atoma utrošio tri valencije za međusobno vezivanje. Na preostalu jednu valenciju svakog ugljenikovog atoma vezani su u benzolu vodonikovi atomi.

Hemijskom obradom benzola nastaju njegovi derivati na taj način, što se vodonikovi atomi supstituju sa atomima drugih elemenata ili atomskim grupama. Prema broju zamenjenih vodonikovih atoma u benzolovu prstenu nastaju derivati benzola sa jednim, dva ili više supstituenata.

Važno je pomenuti da monosupstitucionni derivati dolaze samo u jednom obliku, a derivate sa više supstituenata poznaje-

mo u više izomernih oblika. Tako disupstitucioni derivati benzola postoje u tri izomerna oblika, i to kao orto-, meta- i para-sjedinjenja:



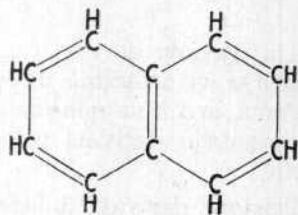
Benzol je tekućina izrazitog aromatičnog mirisa. Ključa pri $80,4^\circ$, a kristalizuje se pri $4,5^\circ$. Upaljen sagoreva čađavim plamenom.

Benzol rastvara smole, masti i kaučuk, te se upotrebljava u industriji laka kao rastvarač i eksplozivno gorivo. Najracionalnije se iskorišćuje benzol kao polazna materija za fabričaciju različitih njegovih derivata iz kojih se onda dobivaju boje i lekovi.

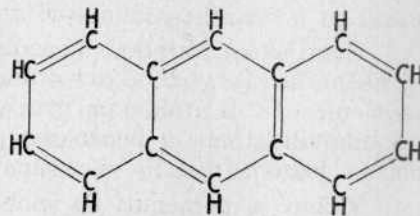
Toluol, $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{CH}_3$, monometilni je benzol, a nalazi se sa benzolom u prvoj katranskoj frakciji, odakle se tehnički i dobiva. To je tekućina slična benzolu, a ključa pri 110° . Toluol služi kao izlazni produkt za fabričaciju boja i eksploziva (trinitrotoluol).

Ksilol, $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$, dimetilni je benzol. Nalazi se također u katranu i dolazi u tri izomerna oblika kao orto-, meta- i para-ksilol. Budući da sva tri izomerna ksilola nemaju velike razlike u tački ključanja, teško ih je odvojiti destilacijom. Zato se obično za tehničke svrhe upotrebljavaju kako dolaze u smesi. Aminoderivati ksilola upotrebljavaju se za fabričaciju boja, a oni sami služe kao rastvarači za kaučuk i u industriji laka. Iz meta-ksilola dobiva se nitrovanjem materija koja ima miris sličan mošusu.

Uz benzol, toluol i ksilol nalaze se u aromatičnom katranu kamenog ugljena i takvi aromatični ugljovodonici, koji se sastoje od dve ili više kondenzovanih benzolovih jezgra. Najvažniji je naftalin i antracen. Molekul naftalina sastoji se od dve, a antracena od tri **kondenzovane** benzolove jezgre, kao što se to vidi iz njihovih strukturnih formula:



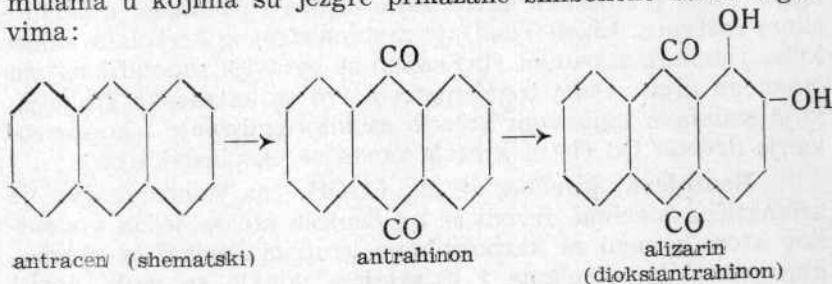
C_{10}H_8 , naftalin



$\text{C}_{14}\text{H}_{10}$, antracen

Naftalin, $C_{10}H_8$, kristalizuje se u velikim sjajnim pločicama koje se tope pri 81° . Naftalin lako isparava (sublimuje) pa ima karakterističan miris, a tačka ključanja mu je pri 217° . On deluje antiseptički i uništava plesni. Njime se čuvaju krzna od moljaca, ali mu je najvažnija upotreba za proizvodnju katranskih boja. Redukcijom dobivaju se od njega vodonikom bogatiji ugljovodonici **tetralin** i **dekalin**. Ti derivati hidrogenovanog naftalina su tekući pri običnoj temperaturi, a upotrebljavaju se kao rastvarači.

Antracen, $C_{14}H_{10}$, najvažniji je sastojak posljednje frakcije katranskog ulja. Čisti antracen topi se pri 218° . Oksidaciona sredstva ($K_2Cr_2O_7$) deluju na antracen tako da on prelazi u **antrahinon**. Iz antrahinona se daljom obradom dobije alizarin. Niz promena od antracena do alizarina označićemo formulama u kojima su jezgre prikazane simbolično šesterouglovima:

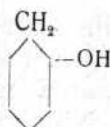


Alizarin, koji je dugo vremena dobivan iz broća, napravili su sintetski g. 1869 prvi **Grebe** i **Lieberman** (Graebe, Liebermann) kao daljnji derivat antracena. Osim alizarina dobivaju se iz antrahinona i druge boje koje zovemo zajedničkim imenom antrahinonske boje.

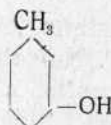
Druga aromatična sjedinjenja

Fenol, C_6H_5OH , izvodi se od benzola zamenom jednog vodonikova atoma s hidroksilom. Čisti fenol kristalizuje se u bezbojnim iglicama koje se na vazduhu skvase, a ako je fenol nečist pocrveni na svetlosti. Fenol ključa pri $181^\circ C$, a topi se pri $43^\circ C$. Ubija sitne mikroorganizme koji izazivaju truljenje i vrenje te se njegov vodeni rastvor (1 do 5%) upotrebljava kao antiseptikum za desinfekciju. Osim toga ima fenol mnogovrsnu upotrebu u organskoj hemijskoj industriji, jer služi za pravljenje boja, veštačkih smola i štavila, dalje kao polazni materijal za sintezu pikrinske kiseline i mnogih lekova. Fenol se naziva obično i **karbolna kiselina**.

Krezoli, C_6H_4 $\begin{matrix} \text{OH} \\ \text{OCH}_3 \end{matrix}$. Tim imenom označujemo tri izomerna oksitoluola:



orto-krezol
Tačka ključanja:
191° C



meta-krezol
Tačka ključanja:
203° C



para-krezol
Tačka ključanja:
202° C

Sva se tri krezola nalaze u smesi u srednjoj frakciji aromatičnoga katrana. Pri tehničkoj upotrebi ne razdeljuju se oni jedan od drugoga. Upotrebljavaju se kao desinfekciona sredstva, jer imaju veću desinfekcionu moć nego sama karbolna kiselina. Od krezola priređuju se i preparati kreolin i lizol, koji također služe sa desinfekciju. **Kreolin** je emulzija krezola u smesi sa katranskim uljima i piridinom u sapunskom rastvoru. **Lizol** (lysol) je rastvor sirovog krezola u smesi sa kalijumnim sapunom (taj sapun se spravlja saponifikacijom lanenoga ulja). Osim toga upotrebljava se katranska frakcija, koja sadržava uglavnom krezole za impregnovanje i konzervovanje drveta. Od čistih krezola prave se eksplozivi i boje.

Benzojeva kiselina, $C_6H_5 \cdot COOH$, najjednostavnija je aromatična kiselina. Izvodi se od benzola što se jedan vodoničkov atom zameni sa karboksilnom grupom. Nalazi se u mnogim prirodnim smolama i balsamima odakle se može dobiti sublimacijom. Veštački se može dobiti na različite načine. Tako ćemo oksidacijom toluola dobiti benzojevu kiselinu:



Benzojeva kiselina kristalizuje se u bezbojnim listićima koji se tope pri 121° C. Upotrebljava se pri fabricaciji nekih boja, a zbog antiseptičkog delovanja služi i za konzervovanje nekih namirnica za život.

Saharin, $C_6H_4 \left\langle \begin{array}{l} SO_2 \\ CO \end{array} \right\rangle NH$, derivat je od sulfobenzojeve kiseline, $C_6H_4 \left\langle \begin{array}{l} SO_2H \\ COOH \end{array} \right\rangle$, a dobiva se iz toluola. Toluol se obrađi najpre sa sumpornom kiselinom (sulfonuje), a onda se dobiveni produkt oksiduje s pomoću kalijumnog permanganata. Metilna grupa ($-CH_3$) oksidacijom se prevodi u karboksilnu. Svaki bočni niz C-atoma i kod drugih benzolovih homologa daje po jednu $-COOH$ grupu).

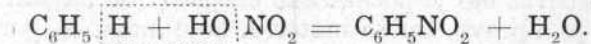
Saharin je 500 puta slađi od običnog šećera. U vodi se teško rastvara i nema hranljive vrednosti.

Salicilna kiselina, $C_6H_4 \left\langle \begin{array}{l} OH \\ COOH \end{array} \right\rangle$ monocoksibenzojeva je

kiselina, i to njen ortoderivat. Salicilna kiselina nalazi se u lišću i korenu nekih biljaka. Kristalizuje se u bezbojnim iglicama i topi se pri 157° C. Rastvara se u vodi i ima nakiselosladak ukus. Zbog svojih antiseptičkih svojstava upotrebljuje se za konzervovanje voćnih sokova, vina i sl. Upotrebljava se i kao lek u medicini.

Aspirin, $C_6H_4 \begin{matrix} \text{OCOCH}_3 \\ \text{COOH} \end{matrix}$, derivat je salicilne kiseline koji se dobiva zagrevanjem salicilne kiseline sa anhidridom octene kiseline (acetilni derivat). Topi se pri 135° C. Mnogo se upotrebljava kao lek.

Nitrobenzol, $C_6H_5NO_2$. Ako delujemo smesom koncentrovane azotne i sumporne kiseline na benzol, dobije se nitrobenzol kao uljana tekućina, teža od vode. Namesto vodonikova atoma u benzolovu prstenu stupa jedna nitro-grupa (NO_2):



Nitrobenzol je tekućina slabo žućkaste boje koja ključa pri 208° C. Miriše na gorke bademe, pa se upotrebljava pod imenom **mirbanova ulja** za parfimovanje sapuna. Njegove su pare otrovne. Mnogo se troši za proizvodnje anilina i u industriji anilinskih boja.

Trinitrotoluol, $C_6H_2 \begin{matrix} (NO_2)_3 \\ CH_3 \end{matrix}$, zove se kratko **trotit**. Dobiva se sistematskim nitrovanjem toluola i upotrebljava se kao jedan od najvažnijih eksploziva.

Pikrinska kiselina, $C_6H_2(OH) \cdot (NO_2)_3$, trinitrofenol, nastaje nitrovanjem mnogih organskih sjedinjenja. Prvi put dobivena je delovanjem azotne kiseline na indigo. Danas se dobiva direktnim nitrovanjem fenola.

Pikrinska kiselina kristalizuje se u svetložutim pločicama, a rastvaranjem u vodi daje intenzivno žuto obojeni rastvor. Topi se pri 122° C. Ona je gorka ukusa i otrovna. Upotrebljavala se ranije za bojenje vune i svile. Danas su od veće važnosti njene soli (pikrati) koje se u vodi teško rastvaraju i eksploduju pod udarcem u suhom stanju. Pikrati se upotrebljavaju kao eksplozivi (melinit, ekrazit, lidit).

Anilin, $C_6H_5NH_2$, najvažniji je amin aromatičnoga reda. Dobiva se redukcijom nitrobenzola sa gvozdanim opiljcima (pilotinom) i razblaženom sonom kiselinom. Sveže destilovan anilin bezbojna je, u vodi teško rastvorljiva uljana tekućina. Ako stoji na vazduhu, uskoro posmeđi. Ključa pri 182° C, a njegove su pare otrovne.

Anilin je najvažniji derivat benzola, te se upotrebljuje u

najvećim količinama za fabričaku najraznoličnijih t. zv. katranskih boja.

VEZBE

- 1) Koje aromatične ugljovodonike poznaješ? Napiši strukturne formule benzola, naftalina i antracena.
- 2) Napiši strukturne formule orto-ksilola, meta-ksilola i para-ksilola.
- 3) Zašto se upotrebljava salicilna kiselina? Kako se dobiva aspirin?
- 4) Kako se zovu i zašto se upotrebljavaju upoznati nitroderivati benzola, toluola i fenola?
- 5) Prema tablici na kraju knjige nadopuni sam i izradi pregled i drugih proučenih aromatičnih sjedinjenja.

Eksplzivne materije

Crni barut bio je poznat kao eksploziv od najstarijih vremena. To je, upravo, smesa materija koje mogu da gore (sumpor i ugalj) uz dodatak takvih sjedinjenja (KNO_3) koja lako otpuštaju kiseonik. Eksplozivi, koji se danas mnogo upotrebljavaju, po svom su sastavu hemijska sjedinjenja. U glavnom dolaze u obzir estri azotne kiseline, kao nitroglicerina i celulozni trinitrat, a važna su i prava nitrosjedinjenja, među koje spadaju soli pikrinske kiseline i trinitrotoluol.

Eksplzivne materije su smese ili sjedinjenja, a njihovi su molekuli tako nestabilni, da se pod udarcem ili uticajem povišene temperature raspadaju na stabilne sastojke, i to najčešće gasovite produkte. Tako nitroglicerina pod udarcem prelazi u CO_2 , H_2O , N_2 i O_2 , i pri tom 1 kg toga eksploziva razvije 1450 kalorija, a razvijeni gasoviti proizvodi zapremaju pri 0°C i pod pritiskom od 760 mm živina stupca volumen od 713 litara. Sve eksplozivne materije sadržavaju nagomilanu potencijalnu hemijsku energiju, koja se kod eksplozije trenutno oslobađa i prelazi najpre u toplotu koja povisi temperaturu nastalim gasovitim produktima (na cca 3000°C). Na taj se način poveća još više ekspanzivna snaga nastalih gasovitih produkata i njihova snaga vrši mehaničke radnje, kao rušenje stena ili bacanje topovskog zrna. Ako se uzme u obzir da se potpunim sagorevanjem jednog kg ugljena oslobodi oko 7500 kalorija, to se može uzeti da je energija, koja je sadržana u eksplozivnim materijama, relativno malena, jer se kreće između 420 do 1520 kalorija. Delovanje eksploziva upravo je zbog toga snažno, što se u kratkom vremenu (za $1/1000$ sekunde i manje) oslobodi sva njegova potencijalna energija. Vrednost različenih eksplozivnih materija ocenjuje se po brzini raspadanja pa se ukratko govori o »brizanci«. Prema brizanci eksploziva opre-

deljuje se i njegova upotreba. Eksplozivne materije sa najvećom brizancom (dinamit) upotrebljavaju se za rušenje stena, jer što se brže sva toplota i gasovi oslobode, to je i veći pritisak gasova i prema tome će se povoljnije iskoristiti raspoloživa energija. Eksplozivi sa nešto manjom brizancom (piroksilin) služe za bacanje metaka iz pušaka i topova.

VEZBE

- 1) Koje eksplozivne materije poznaješ u čvrstom, koje u tekućem, a koje opet u gasovitom stanju?
- 2) Koja karakteristična svojstva imaju eksplozivne materije?
- 3) Komprimovana ugljena kiselina i vodena para pod naponom mogu da izvrše mehaničku radnju, pa zašto ih ne smatramo eksplozivima?
- 4) Termit ($Al + Fe_2O_3$) sagoreva eksplozivnom brzinom i pri tom se razvija vrlo visoka temperatura ($3000^{\circ}C$), pa ipak ne deluje termit kao eksploziv. Zašto? (Da li se kod reakcije razvijaju gasovi?)
- 5) 1 kg nitroglicerina pri eksploziji može da izvrši mehaničku radnju od 620.000 kgm. Kako se to može izračunati? (Kalorije se pomnože sa 427).

Fabrikacija i priprema boja

Organske boje razlikovaćemo od mineralnih najlakše po tome što one sagore lako kao i druga organska sjedinjenja, ako ih zagrevamo uz pristup vazduha. Istraživanjem je ustanovljeno da su sve organske boje nezasićenog hemijskog karaktera. Vit (Witt) je nazvao nezasićene grupe, koje bezuslovno dolaze u svakoj obojenoj organskoj materiji **hromofornim** grupama. Azogrupa: $-N=N-$ vrlo je važna hromoforna grupa i sve one boje, koje sadržavaju tu hromofornu grupu, zovemo **azobojama**. Ako su na slobodne valencije azogrupa vezane aromatske jezgre, nastaje t. zv. **hromogen**, na pr. $C_6H_5-N=N-C_6H_5$ jedan je jednostavno građen hromogen, koji se zove azobenzol. Uvođenjem hidroksilne ($-OH$) ili amino ($-NH_2$) grupe u hromogen, nastaje boja, na pr. $C_6H_5.N=N.C_6H_4.OH$. Hromogeni su sami za sebe obojeni, ali istom nakon uvođenja pomenutih i drugih grupa zadobivaju svojstvo da mogu bojadisati vunu, pamuk i drugi materijal. Hidroksilnu i amino grupu zovemo **auksohromnom** grupom.

Organskim bojama bojadišemo tkanine, papir, krzna, kože, kremove za obuću*) i druge najrazličnije predmete. Prema načinu dobivanja i poreklu delimo organske boje na prirodne i veštačke. Pre pronalaska veštačkih boja bio je bojadisar upućen skoro isključivo na prirodne boje.

Prirodne organske boje delimo na biljne i životinjske.

Biljne prirodne boje

Indigo (čivit) nalazi se u većoj količini naročito u lišću biljaka koje pripadaju rodu indigofera (*Indigofera tinctoria*). Te biljke gaje se u Ist. Indiji, na Javi i u Gvatemali. Da bi se što više indiga dobilo iz

*) Beleška: Kremovi (paste) za obuću i parkete prave se topljenjem pčelinjeg voska, paraфина i cerezina u određenom razmeru. Rastopljenoj smesi doda se terpentinskog ulja u potrebnoj količini da se postigne željena konsistencija. Za bojadisanje takvih kremova mogu se upotrebiti samo one boje koje su rastvorljive u vosku i njemu sličnim materijama.

biljaka, one se seku dok su još u cvatu, vežu u snopove i potapaju u ozidane jame ili kace koje su napunjene vodom. U lišću biljaka nalazi se u većoj količini složena materija indikan, koji se vrenjem raspadne na glukozu i indoksil. Indoksil je nepostojano sjedinjenje, koje se u vodi rastvara, ali se uticajem kiseonika iz vazduha lako oksiduje i pretvara u indigo. Poslije dovršenog vrenja ispušta se voda koja sadržava indoksil u rastvoru u niže postavljene kace uz mešanje i dovođenje vazduha. Na taj se način pretvori indoksil oksidacijom u indigo. Indigo se izdvoji kao modar nerastvorljiv talog na dnu kace. Tako istaložen indigo odvoji se od vode ceđenjem, presuje se, reže u komade i suši.

Alizarin se ranije dobivao naveliko iz korenja broća (*Rubia tinctorum*). Danas se alizarin dobiva sintetičkim putem, i takav veštački alizarin mnogo je jevtiniji od prirodnog. Zbog toga je gajenje broća sasvim prestalo. Pri bojenju prediva i tkanina alizarinom potrebno je vlakno prethodno pripremiti »močenjem«. Močenje se vrši u rastvoru soli aluminijuma, hroma ili gvožđa. Već prema vrsti močila, dobiju se pri bojenju alizarinom različiti tonovi boja. Ako se bojadiše alizarinom vlakno, koje je pre močeno u solima aluminijuma, dobiva se kao vatra crvena boja.

Hematein ekstrakt je iz modrog drveta (*Haematoxylon campechianum*) koje raste u Centralnoj Americi. Drvo se uvozi u Evropu u cepanicama ili u sitnim ljuščicama. Ono je tamno crveno i teže je od vode. Boja se vadi iz isitnjenog drveta, ekstrahovanjem vodom. Gotov suh ekstrakt iz toga drveta dolazi u trgovinu pod imenom hemateina. Hematein se mnogo upotrebljava još i danas za bojadisanje svile, vune i kože. Bojadisanje se vrši s pomoću močila. Prema tome, koju sô upotrebimo kao močilo, dobije se ljubičasta, modra ili crna boja.

životinjske prirodne boje

Karminska kiselina crvena je boja koja se dobiva iz osušenih ženki insekata *Coccus cacti* Taj insekat živi u Meksiku na naročitoj vrsti kaktusa. Sabrani insekti ubijaju se u sušnicama toplotom. Iz njihovih telašaca voda vadi boju kojom se bojadiše vuna i svila. Bojenje se radi s pomoću močila.

Kermes su također osušene ženke nekih uši (vaši), koje žive na nekim biljkama. One daju crvenu boju koja se upotrebljava na Istoku za bojadisanje fesova.

Purpur je crvena boja koja je služila u starom veku za bojadisanje najskupocjenijih tkanina. Vadila se iz sokova nekih morskih puževa.

Veštačke organske boje

Do polovine prošlog stoleća upotrebljavale su se za bojenje samo prirodne organske i mineralne boje. Danas su prirodne boje potisnute i zamenjene veštačkim organskim bojama. Te se dobivaju iz materijala koje nalazimo u katranu kamenoga ugljena. Zbog toga nazivamo veštačke organske boje i katranskim bojama. Za sintezu organskih boja osobito su važni ovi sastojci katrana: benzol, toluol, fenol, naftalin i antracen. Od tih polaznih materija dobivaju se hemijskom obradom takvi derivati koji međusobnim delovanjem daju najzad samu boju. Od osobite je važnosti anilin koji se dobiva redukcijom nitrobenzola. Anilin je naročito u početku razvoja industrije katranskih boja služio kao polazna materija za dobivanje mnogih boja, pa su se zbog toga veštačke organske boje prozvale i anilinskim bojama.

Od boja na obojenoj robi traži se da budu postojane prema svetlosti i da ih vlakno ne otpušta pri pranju. Danas imamo veštačkih organskih boja koje svojom postojanošću nadmašuju od davnine poznate vrlo postojane boje indigo i alizarin.

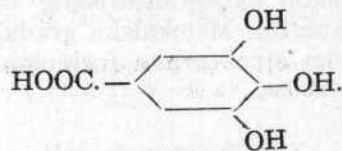
U istu grupu stavljamo zajedno sve one boje s kojima se boji po istom postupku. Postoje i grupe netopljivih boja koje valja pre bojadisanu rastvoriti s pomoću zgodnih dodataka. U tu grupu spadaju: indigo, indantrenske i sumporne boje. Za bojenje pripremljena kupatila od tih boja moraju biti bazna, pa se zato može njima bojati samo pamuk i druga biljna vlakna. (Baze razaraju vunu). U vodi se neposredno rastvaraju bazne, supstantivne i kisele boje. Među supstantivne boje spadaju one koje mogu da boje direktno pamučnu pređu i platno, tj. pre bojenja s tom grupom boja nije potrebno posebno močiti celulozni tekstilni materijal u rastvoru nekih soli (močila). Za bojenje sa nekim drugim grupama boja treba pamuk prethodno prirediti. Tako se, na pr. pre bojenja s alizarinom pamuk moči u rastvoru aluminijumnih soli, a pre bojenja s baznim bojama priredi se pamuk za bojenje močenjem u rastvoru tanina i koje antimonske soli. Stalnost je tih boja, koje se u vodi direktno rastvaraju, manja.

Tanin

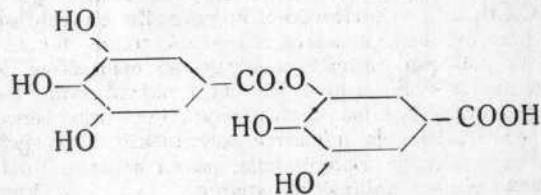
Tanini čine grupu sjedinjenja koja su vrlo rasprostranjena u biljnom carstvu. Dobivaju se u obliku vodenog ekstrakta iz usitnjenog drveta, kore, lišća ili plodova onih biljaka u kojima te materije ima u većoj količini. U čorbama, koje sadržavaju veće ili manje količine tanina, štave se životinjske kože. Osobito se mnogo ekstrakta za štavljenje koža proizvodi kod nas iz kestenova i hrastova drveta.

Čisti se tanin vadi ekstrahovanjem iz samlevenih hrastovih šišaraka.

Zagrevanjem toga tanina sa razblaženom sumpornom kiselinom raspadne se on na glukozu i galnu kiselinu. Galna kiselina je trioksibenzojeva kiselina i ima formulu:



Obrnutim procesom tj. esterifikacijom glukoze sa galnom i metadigalnom kiselinom dobiju se sjedinjenja koja su vrlo slična taninima. Formula metadigalne kiseline je:



Tanin je žučkastobeo prah koji se rastvara u vodi i alkoholu, a u etru je nerastvorljiv. Sa gvozdanim (feri-) solima pravi tanin crnomodra sjedinjenja i taloži belančevine iz njihovih rastvora. Tanin je oporog ukusa i kupi usta. Opor ukus crnog vina i čaja potiče od taninskih materija. Tanin se upotrebljava za pravljenje mastila i u bojarstvu.

Mastilo (tinta). Najobičnije je mastilo za pisanje taninsko ili galusno mastilo. Pripravljaju se mešanjem rastvora tanina i zelene galice. Toj se smesi doda još arapske gume, sone i karbolne kiseline.

Zelena galica (gvozdasti sulfat) i tanin daju u vodenom rastvoru skoro bezbojne gvozdenaste (fero-) tanate, ali samo uz uslov, ako su potpuno odvojeni od uticaja kiseonika iz vazduha.

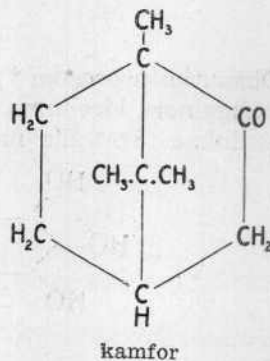
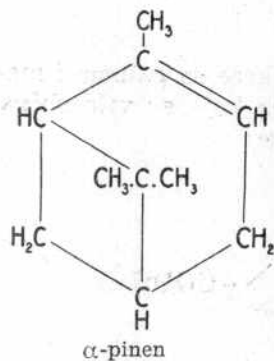
Pisanjem po papiru mastilo se oksiduje i nastaje u vodi nerastvorljiv gvozdani (feri-) tanat koji je obojen. Zbog toga mastilo na papiru uskoro potamni i ujedno se istaloži. Mastilu se dodaje i nešto katranske boje da pri pisanju bude vidljivo tj. da crno teče.

Crvena, žuta, zelena i modra mastila vođeni su rastvori dotičnih katranskih boja. Rastvoru se doda još oko 1% arapske gume ili dekstrina i nešto malo karbolne ili salicilne kiseline, ili formalina u svrhu konzervovanja.

Terpeni i kamfori

Terpeni su karbociklični nezasićeni ugljovodonici, koji imaju slična svojstva kao i alifatična sjedinjenja. Kamfor je kiseonikov derivat jednog terpena. Terpeni i kamfori nalaze se u lako isparljivim etarskim uljima, koja se dobivaju iz cvetova, lišća, korenja, plodova i drveta mnogih biljaka.

Pinen, $C_{10}H_{16}$, čini glavni sastavni deo terpentinskog ulja. Čist α -pinen ključa pri 155 do 156° C i ima svojstvo da veže kiseonik iz vazduha. Pinen kao nezasićeni ugljovodonik može da adira suhi hlorovodonik. Ta je reakcija od velike praktične važnosti, jer se nakon daljeg hemijskog obrađivanja dobiva veštački sintetski kamfor. Molekulsku građu α -pinena i kamfora prikazujemo ovim strukturnim formulama:



Kamfor, $C_{10}H_{16}O$, dobiva se destilacijom kamforova drveta, koje uspeva u Kini, Japanu, a naročito na ostrvu Formozi. Drvo se saseče i podvrgne destilaciji s vodenom parom, a onda se prečišćuje još sublimacijom. Japanski kamfor topi se pri 178 do 179^o C. Alkoholni rastvor kamfora upotrebljuje se u medicini. Kamfor je važan i kao tehnički produkt, jer se pridodaje nitrocelulozi pri proizvodnji celuloida.

Terpentinsko ulje dobiva se iz **terpentina**, gustog lepljivog soka, koji curi iz ozleđenih mesta crnogoričnog drveća. Terpentini se sastoje upravo iz dva dela: terpentinskog ulja i tvrde smole koja se nalazi u njemu rastvorena. Ostane li terpenin na stablu dulje vremena, otvrdnuće, jer se ispari terpentinsko ulje, a zaostane čvrsta smola. Pri dobivanju terpentinskog ulja naveliko narežu se oprezno stabla crnogoričnog drveća. Terpentini, koji curi iz nasekotine, sabira se i podvrgava destilaciji, i to s pomoću vodene pare ili bez nje. Pri tome se predestiluje terpentinsko ulje i hvata se u sud. U terpentinskom ulju rastvaraju se masna ulja, smole i kaučuk. Upotrebljava se u industriji lakova.

Kaučuk

Kaučuk, $(C_5H_8)_n$, je osušen mlečni sok različitog drveća koje raste u Zapadnoj Indiji, Africi i Južnoj Americi (Brazilija).

U velikom molekulu kaučuka smatramo da je povezano više molekula **izoprena**: $CH_2=CH \cdot C=CH_2$. Izopren, C_5H_8 , nezasićen je ugljovodonik koji možemo dobiti suhom destilacijom kaučuka.

Sok (lateks), koji teče iz narezanog ili posečenog drveća, skuplja se, a nakon toga se vadi iz njega kaučuk na različite načine. Urođenici preliju kaučukovim mlekom drvene štapove i suše ga stalnim okretanjem tih štapova iznad otvorene vatre koja se dimi. Prelivanje kaučukovim mlekom ponavlja se kao i sušenje sve dotle, dok se ne dobije debela naslaga kaučuka. Drugi se način dobivanja sastoji u koagulaciji kaučuka dodatkom octene kiseline lateksu.

Prerada sirova kaučuka počinje gnječenjem (mastikovanjem) između valjaka, tako da se dobije plastičan kaučuk. Taj ima svojstvo da primi različite čvrste materije (čađ, kaolin, cinkani oksid i sl.) kao punila. U svakom slučaju dodaje mu se i 8 do 10% sumpora. Iz tako mastikovanog kaučuka prave se onda cevi, ploče, igračke i drugi predmeti.

Pri običnoj temperaturi sirovi je kaučuk elastičan, na hladnoći postane krt, a na povišenoj temperaturi je lepljiv. Rastvara se u ugljenom bisulfidu, benzolu, etru, hloroformu i terpentinskom ulju.

Ako se plastičan kaučuk, koji je dobro izmešan sa sumporom, zagreva na 140°C , promeni on svoja svojstva. Posle zagrevanja dobije se, t. zv. **vulkanizovani kaučuk**, koji nije više plastičan. On je vrlo otporan, nije krt ni lepljiv, ne rastvara se u organskim rastvaračima, a pokazuje elastičnost i pri temperaturi -20°C . Vulkanizacija nekih predmeta izvodi se na hladnoći s pomoću sumpornog hlorida (S_2Cl_2). Ako se vulkanizacija kaučuka izvrši uz veći dodatak sumpora (30 do 50%), dobije se **ebonit**, rogu slična materija. Od ebonita se izrađuju najraznoličniji predmeti.

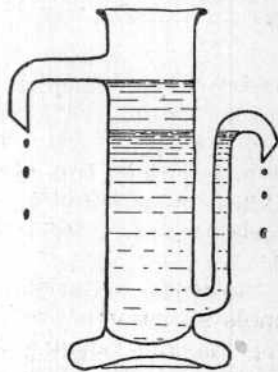
Gutaperha je slična kaučuku, a dobiva se iz drveća koje raste u Istočnoj Indiji. Zagrevanjem postaje gutaperha plastična i može se gnječiti. Upotrebljava se u galvanoplastici. U sudu od gutaperhe čuvamo fluorovodoničnu kiselinu, jer ona najeda staklene sudove.

Etarska ulja. Smole

Etarska ulja pripadaju najvećim delom grupi ugljovodonika koje zovemo terpeni. U mnogim etarskim uljima dolaze često u primesi i alkoholi, estri i aldehidi, dakle sjedinjenja koja sadržavaju kiseonika. Samo neka etarska ulja, na pr. gorušičino i lukovo, imaju u svojim molekulima i sumpora.

Miris, što ga unaokolo rasprostiru ruže, ljubičice, jasmin, zumbul, lipa i mnogobrojno drugo ukrasno bilje, poteče od etarskog ulja koje se lako isparava. Njega ima obično u svim delovima dotične biljke, ali redovno najviše u cveću, a katkada dosta i u lišću i plodovima.

Dobivanje etarskih ulja. Ako se etarska ulja nalaze u pojedinim delovima biljke u većoj količini, kao na pr. vidljive kapljice u kormi muna i naranđe, onda se ono vadi **presovanjem**. Drugi jednostavan i lak način dobivanja etarskih ulja vrši se **destilacijom** s pomoću vodene pare. Biljni se delovi stave s vodom u destilacione kotlove. Zagrevanjem nastaje vodena para i ona prenosi etarsko ulje. Kada smesa para dospe u kondenzator, zgusnu se one, i etarsko se ulje hvata u t. zv. florentinski sudić (sl. 81). Etarsko ulje lakše je i ne rastvara se u vodi, te se skuplja na površini, a voda oteče nižom bočnom cevi.



Sl. 81. Florentinski sudić.

Vađenje etarskih ulja s pomoću toplih (70°C) rastopljenih masti zove se **maceracija**. Obično se uzima smesa od 30% čistoga loja i 70% čišćene svinjske masti. Biljni se delovi dodaju smesi rastopljenih masti više puta i sve dotle dok se ona ne zasiti etarskim uljem. Tako se dobije **mirisava mast ili pomada**.

Najfinija se etarska ulja dobivaju ekstrakcijom s hladnom masti. Uokvirene staklene ploče premažu se slojem masti. Cveće sa mirisavih biljaka metne se na premazane ploče, a onda se okviri postave jedan na drugi tako da su međuprostori ispunjeni cvećem. Razmak ploča iznosi oko 5 cm. Razastirto cveće otpušta svoje etarsko ulje, a mast ga upija i veže. Taj se postupak zove »anfleraž« (enfleurage). Razastiranje cveća ponavlja se, oko trideset puta, sve dotle dok se mast ne zasiti etarskim uljem. Ta metoda ima prednosti nad svima ostalima zbog toga što cvetovi jedno vreme još žive te stvaraju etarsko ulje i za vreme dok traje sama ekstrakcija. Zbog toga je iskorišćenje etarskog ulja po ovoj metodi najveće. Kod jasmina deset puta je veće nego postupkom maceracije.

Mnoga mirisava sjedinjenja dolaze vezana u biljkama sa drugim materijama, pa se moraju najpre posebnim razlaganjem iz te materije osloboditi. Na to razlaganje obično povoljno deluju i enzimi koji dolaze u delovima biljaka. Tako nastaje iz amigdalina, koji se nalazi u gorkim bademima, benzaldehid uticajem enzima emulzina.

Među najvažnija etarska ulja spadaju: ružino, ružmarinovo, limunovo, narandžino, karanfilovo, ulje od ljubičica i dr.

Ružino ulje zauzima po svojoj finoći prvo mesto među etarskim uljima. Ono se vadi destilacijom iz cvetnih listića različitih vrsta ruža. U tu svrhu kultivira se osobito mnogo ruža na ružinim poljima ispod Kazanlika u Bugarskoj i u Južnoj Francuskoj. Kondenzovana voda, što se pri destilaciji skuplja u sudu ispod samog ulja, iskorišćuje se kao ružina vodica. U Bugarskoj se na taj način proizvede godišnje do 5000 kg ružinog ulja, a za jedan kg potrebno je destilacijom preraditi 2000 do 3000 kg ružinih cvetova.

Ružmarinovo ulje vadi se iz lišća ružmarina. U Dalmaciji, naročito na otocima, raste on samonikao, pa se godišnje dobije iz njegova lišća 20.000 kg ulja. Upotrebljava se za parfeme i likere.

Ulje biljke majčine dušice deluje antiseptično. U Siciliji i Kalabrijii dobiva se mnogo limunova i narandžina ulja iscedivanjem kore limuna i narandže.

Etarska se ulja isparavaju već na običnoj temperaturi, i ako kapnu na papir, ne zaostane na njemu stalna mrlja kao od masnog ulja. Već se na vazduhu lako oksiduju, i pri tom se pretvara jedan deo vazdušnog kiseonika u ozon. Sva etarska ulja sagorevaju čađavim plamenom. Ona imaju pretežno ugodan aromatični miris, te se i upotrebljavaju za proizvođenje parfema, mirisavih sapuna i likera.

Smole. U smolama ima smesa različitih materija među kojima prevladaju **smolne kiseline**. Smole su amorfne, bez ukusa i mirisa. Sadržavaju veće procentne količine vezanog ugljenika, zbog čega sagorevaju čađavim plamenom. U vodi se ne

rastvaraju, ali su rastvorljive u alkoholu, etarskim i masnim uljima.

Pod imenom **omorikove smole** dolaze sve one smole koje poteču od terpentina crnogoričnog drveća. Terpentin se sastoji iz terpentinskog ulja i tvrde smole koja je u njemu rastvorena. Destilacijom terpentina s pomoću vodene pare odvoji se potpuno terpentinsko ulje od tvrde smole koja zaostane u retorti, a zove se **kolofonijum**.

Od osobite su važnosti tvrde smole koje se upotrebljavaju za pravljenje lakova. Ovamo spada **šelak**, koji izlučuju graničice istočnoindijskih smokava kad ih pozlede ženke nekih ušnaca. Sok se na vazduhu uskoro ščvrzne, a zaostala se zrnca šelaka saberu. Rastvor šelaka u običnom se alkoholu (špiritu) upotrebljava kao »stolarska politura«.

Među tvrde smole žućkaste boje spadaju **kopali** koji se odlikuju osobito visokom tačkom topljenja. Najskupoceniji su tvrdi kopali koji dolaze iz Istočne Afrike (Angola, Zanzibar). Ti se kopali posle zagrevanja iznad 300° C dodaju firnisima te čine tako zvane **uljane** (firnis-) **lakove**.

Među **meke smole** ili **balzame** spada: storaks, kopaiovski balzam, peruanski balsam itd. Te se smole upotrebljavaju u medicini i **parfimeriji**.

Gumaste smole sadržavaju uza smolu i takvih gumastih sastojaka, koji se rastvaraju u vodi. U tu grupu smola spada **gumiguti**. To je čvrsta žuta masa koja se upotrebljava kao boja i u medicini. Za kađenje se upotrebljava **tamjan** i **miro**.

Čilibar (jantar) fosilna je smola koja je nekada istekla iz crnogoričnog drveća. Ima ga u pesku na obalama Istočnoga Mora. Sitniji čilibar prerađuju u dinđuve (perle), a od većih komada prave se različiti predmeti.

VEZBE

- 1) Odakle možemo dobiti pinen? Kako se dobiva kamfor?
- 2) Kako i zašto se vrši vulkanizacija kaučuka?
- 3) Koja etarska ulja poznaješ? Navedi metode dobivanja tih ulja iz dotičnih biljnih delova? Kojim se postupkom dobije najviše etarskog ulja?
- 4) Zašto se upotrebljavaju smole? Kako ćeš napraviti smolni sapun iz kolofonijuma?
- 5) Zašto se katranske boje zovu i anilinske boje?

Alkaloidi

Alkaloidi se nalaze u pojedinim organima različitih biljaka. Svoje ime dobivaju obično po latinskom imenu dotične biljke. Zajedničko im je stvojtvo što većinom deluju otrovno na životinjski i ljudski organizam. Neki se alkaloidi upotreb-

ljavaju u malim količinama kao lekovi. Svi sadržavaju azota i reaguje kao baze (alkalni hidroksidi), zbog čega se i nazivaju alkaloidi.

Većina alkaloida je čvrsta i kristalna, a vrlo malo ih je koji su na običnoj temperaturi tekući (nikotin). Osim azota dolaze u molekulima alkaloida vezani na ugljenik redovno još vodonik i kiseonik. Samo neki alkaloidi ne sadržavaju kiseonika (nikotin).

Nikotin, $C_{10}H_{14}N_2$, nalazi se u lišću duhana sjedinjen s jabučnom i limunskom kiselinom. Slobodan nikotin je uljana tekućina koja miriše opojno na duhan, a na vazduhu s vremenom pomrči. Vrlo je otrovan, i zato je pušenje duhana škodljivo. Dim, koji nastaje nepotpunim sagorevanjem duhana, sadržava i ugljenog monoksida (CO), a taj također deluje otrovno. Duhansko se lišće obira, suši i slaže u hrpe. Uticajem mikroba dođe do neke vrste vrenja (fermentacije), i pri tome se sastojci lišća delimično razlože. Pojedine se vrste duhana prerađuju i dodatkom natrijumnog hlorida, salitre i drugih soli. Posle fermentacije duhansko se lišće ponovo suši, a onda se reže ili savija u cigare.

Morfijum, $C_{17}H_{19}O_3N$, nalazi se u opijumu kao njegov glavni sastavni deo. Opijum je osušeni mlečni sok koji iscuri iz ozleđenih ili narezanih nezrelih glavica maka. Soli se morfijuma (hlorid) upotrebljavaju za ublaživanje bolova i za uspavlivanje. Veće količine deluju kao opasan otrov. Od važnosti je produkcija opijuma kod nas u Vardarskoj banovini. Naš domaći opijum prerađuje i vadi iz njega morfijum posebno zato uređena tvornica u Hrastniku (Dravska banovina).

Hinin, $C_{20}H_{24}O_2N_2$, dobiva se iz kore hininova drveta koje raste u Istočnoj Indiji. Kristalizuje se u iglicama, a te su vrlo gorka ukusa. Njegove su soli (sulfati i hloridi) vrlo cenjeni lekovi protiv malarije.

Kokain, $C_{17}H_{21}O_4N$, kristaličan je alkaloid koji se vadi iz lišća neke južnoameričke biljke. Njegove se soli upotrebljavaju u medicini pri operaciji kao sredstvo za lokalnu anesteziju (neosetljivost).

Strihnin, $C_{21}H_{22}O_2N_2$, vadi se iz semenaka biljaka strihnoza. Strihnin i njegove soli (nitrat) deluju već u malim količinama kao jaki otrovi i uzrokuju grčevitu ukočenost mišića. Upotrebljava se za trovanje zveradi, a u medicini kao sredstvo za nadražaj živaca.

Atropin, $C_{17}H_{23}O_3N$, nalazi se u velebilju i semenkama tatule (kužnjaka). Kristalizuje se u bezbojnim kristalima koji se lako rastvaraju u alkoholu. Atropin ima osobinu da raširi zenicu, te se njegov razblaženi rastvor upotrebljava pri lečenju očiju.

Kafein ili **tein**, $C_8H_{10}N_4O_2$, nalazi se u semenkama biljke kave i u lišću čaja. Kafein je gorka ukusa, a kristalizuje se u svilenastim iglicama. Kava i čaj priređeni za piće sadržavaju rastvorena kafeina koji uzrokuje nesanicu, a u većim količinama i srčane bolove. Osim kafeina ima u kavi i masti, tanina, šećera i belančevina, a u čaju i etarskog ulja.

Teobromin, $C_7H_8N_4O_2$, nalazi se u semenkama kakao, odakle se i dobiva. U semenkama ima osim teobromina (1,6%) i kakaova masla (55%), tanina i drugih materija. Čokolada se pravi što se brašno od premlevenih i od masti delomično ocedenih kakaovih semenaka meša sa šećerom i ukuhanim mlekom.

Belančevine ili proteini

Osnovni sastojak životinjskih tela sačinjavaju belančevine. Od njih je izgrađena ćelijska protoplazma svih živih organizama. Belančevine ne sačinjavaju samo materiju protoplazme, nego ih ima i rastvorenih u krvi i nekim sokovima. Od njih su izgrađena i čvrsta zaštitna tkiva, kao što su nokti, kosa, vuna i rogovi.

Po količini nadmašuju belančevine u ljudskom telu daleko ugljene hidrate i masti. Po njihovoj ulozi i važnosti kod životnih procesa one su nenadoknadljive. Kod hranjenja mogu jedno vreme da izostanu masti i ugljeni hidrati, ali bez proteina čovječji organizam propada.

Od masti i ugljenih hidrata razlikuju se belančevine time što osim ugljenika, vodonika i kiseonika sadržavaju i azota, a to je njihov bitni i redovni sastavni elemenat. U nekim belančevinama ima još sumpora i fosfora.

Kako su belančevine građene od vrlo velikog broja atoma različitih elemenata, teško ih je proučavati. Velike njihove molekule još nije uspelo sintetizovati. Postepenim opreznim razlaganjem belančevina dobiven je čitav niz sve jednostavnijih proizvoda kao što su **albumoze**, **peptoni** i **aminokiseline**. Iz aminokiselina pokušalo se s uspehom dobiti belančevinama slične proizvode.

Neke hrane, koje sadržavaju u većoj količini belančevina, kao na pr. jaja i meso, lako se kvare, jer je većina proteina nepostojana. Oni se raspadaju i daju sjedinjenja neugodna mirisa.

Neke se belančevine rastvaraju u vodi, ali se iz rastvora mogu lako istaložiti dodatkom koncentrovanih rastvora nekih soli. Zagrevanjem belančevine se **zgrušaju** (koaguluju) i hemijski se promene (denaturuju).

Belančevine delimo po njihovoj rastvorljivosti i nekim drugim svojstvima na proste ili prave belančevine i na složene belančevine ili proteide.

Među proste ili prave belančevine ubrajamo: **albumine, globuline i skleroproteine.**

Albumini. Najpoznatiji je jajni albumin, ali su poznati također mlečni, mišićni, krvni i biljni albumin. Valja istaknuti, za razliku od drugih belančevina, da se albumini kristalizuju. U hladnoj se vodi rastvaraju.

Mučkanjem svežeg belanceta kokošjeg jajeta s vodom rastvara se albumin, a zagrevanjem se zgruša. Iz voćnog soka izlučuju se također zagrevanjem bele pahuljice biljnog albumina. Dodatkom rastvora belanceta rastvoru modre galice gradi se talog. Belance i neke metalne soli međusobno se vežu, pa se zato belance i daje kao protivotrov pri trovanju metalnim solima (sublimatom).

Globulini su vrlo rašireni. Ima ih u krvnom serumu, mišićima, mleku, leguminozama i drugim hranljivim materijama. Razlikuju se od albumina po tome što se u čistoj vodi ne rastvaraju i što se ne kristalizuju. Oni se rastvaraju u razblaženom rastvoru kuhinjske soli.

Skleroproteini su belančevine koje se ne rastvaraju u vodi. Njima je zadatak da budu kao spoljašnja zaštita nežnim organima. **Kolagen** čini glavni sastavni deo vezivnog, koštanog i hrskavičnog tkiva, a kuhanjem prelazi u **tutkalo** ili **želatin**. Skleroproteinima pridodajemo i keratin.

Keratin izgrađuje kožu, nokte, dlake, kopita, rogove i perje. Odlikuje se time što zadržava mnogo sumpora (4 do 5 posto). S azotnom kiselinom bojadiše se žuto.

Od **proteida** ili **složenih belančevina** osobito su važni **kazein, vitelin i hemoglobin**. U njima se nalazi pored proteina u istom molekulu vezano još i koje drugo sjedinjenje. Zgrušavanjem se izlučuje iz mleka kazein. U kazeinu se nalazi vezana fosforna kiselina (fosfoproteid). Fosfoproteidima pripada i vitelin koji se nalazi u žumancetu jajeta.

Hemoglobina ima u crvenim krvnim zrnima (telašcima, eritrocitima), a sastoji se od globina i organskog gvozdеног sjedinjenja hematina. Hemoglobin se sjedinjuje u plućima s kiseonikom udisanog vazduha u oksihemoglobin od kojega poteče crvena boja arterijske krvi. Taj otpušta pri cirkulaciji krvi u telu lako kiseonik, te se tako ćelije snabdevaju potrebnim kiseonikom. Ako se udiše ugljeni monoksid, hemoglobin će se i s njime sjediniti, ali u postojano sjedinjenje karbonilni hemoglobin. Time nastaje trovanje, i to zbog nedostatka kiseonika koji se više ne može vezati sa hemoglobinom. Veštačkim disanjem i privođenjem čistog kiseonika nastoji se pomoći bolesniku.

Štavljenje kože. Sirova je životinjska koža gipka, ali ona za kratko vreme počne da trune i zaudara. Ako se osuši, postane postojana, ali je tvrda i okorela, te se ne može upotrebiti. Ti se nedostaci sirove kože

mogu ukloniti, ako se ona namače jedno vreme u rastvoru tanina ili nekih mineralnih soli.

Taj postupak prerađivanja sirove kože, da zadobije stalnu gipkost i da na vlazi ne trune, zovemo **štavljenje**. Sirova se koža mora prethodno pripremiti za štavljenje.

Namakanjem sirove kože u krečnom mleku uz dodatak nekih sulfida omekša gornji sloj kože (epiderma) te se onda lako odvoji. Diaka i epiderma ostružu se tupim nožem, a donja se mesnata strana oljušti oštrim nožem. Tako zaostane srednji sloj kože korium ili kutis, koji se štavi. To je koža golica ili belica. Ona se sastoji od spleta vlakana, koja su međusobno kao utkana tvoreći kožno tkivo. Očišćene kože golice ispiraju se vodom i moče kratko vreme u kiselim kupkama ili posebno priređenim močilima, da bi se iz kože izaprao u njima još zaostali kreč. Posle toga prelazi se odmah na postupak samoga štavljenja.

Prema materijalu, koji se upotrebljava za štavljenje, razlikujemo više načina: 1) Vegetabilno štavljenje izvodi se namakanjem kože golice u čorbama taninskoga ekstrakta. 2) Belo štavljenje se dobije, ako se koža obradi u rastvoru stipse i kuhinjske soli. 3) Hromno štavljenje izvodi se hromnim solima. 4) Masno štavljenje dobiva se onda kada se koža uštavi ribljim uljima.

VEŽBE

- 1) Koji se alkaloidi dobivaju kod nas?
- 2) Iz kojih su elemenata izgrađene belančevine i kako se one dele?
- 3) Kakovu ulogu ima hemoglobin?
- 3) Na koje se sve načine štavi životinjska koža?
- 4) Zašto potamni vegetabilno štavljena životinjska koža u dodiru sa solima gvožđa? (Šta daju tanin, FeSO_4 i kiseonik iz vazduha).



Sl. 82. Zavod za organsku hemijsku tehnologiju. Pogled u laboratorij.

Dodatak

Ishrana čoveka i životinja

Ljudi i životinje uzimaju hranu vegetabilnog i animalnog porekla i iskorišćavaju taj gotov organski materijal da od njega izgrade svoje telo i obnove istrošene delove. Iz organske hrane crpe životinjski organizam i potrebnu energiju za rad pojedinih organa, a oksidativnom razgradnjom hranljivih sastojaka nastaje i toplota, tako da životinje obično imaju višu temperaturu od sredine u kojoj žive.

Hranljive sastojke, koji služe za ishranu ljudi i životinja, delimo na anorganske i organske. **Anorganskim** sastojcima pripadaju: voda, kiseonik i mineralna soli; a **organski** su sastojci: ugljeni hidrati, masti, belančevine i vitamini. Osim pomenutih hranljivih sastojaka čovek dodaje hrani i začine, da postane ukusnija, i uzima sredstva za uživanje (kava, čaj, alkoholna pića) koja nisu potrebna za održavanje organizma. Pri hranjenju preporučuje se uzimati mešanu hranu koja sadržava svih hranljivih sastojaka u dovoljnoj količini. Znamo koju ulogu imaju pojedini sastojci naše hrane. **Belančevine**, koje su najkomplikovanijeg sastava, služe kao gradivo i za obnavljanje istrošenih delova organizma. **Ugljeni hidrati i masti** vrelo su snage za rad srca i pokretanje mišića, te se ujedno njihovim sagorevanjem stvara toplota koja je potrebna da se temperatura tela održava na stalnoj visini (oko 36,6° C).

Kiseonik ulazi u čovečji organizam procesom disanja i vezan za hemoglobin (u krvi) dolazi do različitih tkiva i ćelija gde vrši oksidativna razlaganja, koja su izvor svih energija u organizmu. **Vode** sadržava čovečji organizam oko 60%. Ona čini glavni sastavni deo krvi, te stalno cirkuluje i donosi rastvorene hranljive sastojke do samih ćelija. Voda potpomaže i razlaganje hranljivih sastojaka (hidrolitička razgradnja) u procesu varenja, ona ujedno iznosi i krajnje proizvode razlaganja iz organizma (mokraća, znoj).

Osim pomenutih sastojaka, koji postoje u hrani, od velike su važnosti također i vitamini, iako se nalaze u vrlo malenim količinama.

Vitamine razlikujemo prema njihovom delovanju. Za sada ih delimo na dve grupe. U prvu grupu spadaju oni koji se rastvaraju u mastima, a to su vitamini A i D, dok drugu grupu čine vitamini B i C, koji su rastvorljivi u vodi.

Vitamin A nalazi se u većoj količini u mleku, maslacu, ribljem ulju, žumancetu od jajeta, jetri, bubrežima, mrkvi, žutom kukuruzu itd. Nedostatak vitamina A u hrani smanjuje otpornost organizma prema infekcioznim bolestima. Ako ga nema dulje vremena u hrani, izaziva očnu bolest zvanu **kseroftalmija**, koja može da dovede do slepoće.

Vitamin D sprečava pojavu **rahitisa** (antirahitični vitamin). Deca, koja boluju od rahitisa imaju abnormalno mekane kosti i malokrvna su.

Vitamin D nalazi se u većim količinama u ribljem ulju nekih riba (tovar), pa zato se onaj i upotrebljava za lečenje rahitisa. Zračenjem ergosterina, koji se vadi iz kvasca, dobiva se preparat »ergosterol«, koji deluje anti-rahitično i upotrebljuje se mesto ribljeg ulja. Budući da se sunčanjem može također lečiti rahitis, to držimo da se vitamin D stvara i u samom organizmu pod uticajem ultravioletnih zrakova.

Vitamin B nije jedna jedinstvena materija, nego se sastoji od više različnih vitamina, od kojih je najvažniji **vitamin B₁** i **vitamin B₂**. Dokazano je da ti vitamini sadržavaju azota i sumpora.

Kada nema vitamina B₁ u hrani, javlja se bolest **beri-beri**. Ona nastaje zbog degenerisanja ganglijskih ćelija, tako da dolazi do pojave uzetosti. Zato se i zove antineuritični vitamin. Bolest beri-beri javlja se u azijskim zemljama, gde se ljudi hrane isključivo oljuštenim pirinčem (rižom). Čim se takvom bolesniku dađe neoljušteni pirinač, on ozdravljuje, jer u skinutoj spoljašnjoj kožici sememaka ima vitamina B₁. Glavna su nalaženja vitamina B₁, zelenje, voće, semenke žita i leguminoza. Jetra, mozak, bubrezi i jaja sadržavaju također veće količine vitamina B₁.

Nedostatak vitamina B₂ (koji se zove i vitamin G) prouzrokuje bolest zvanu **pelagra**. Vitamin B₂ nalazi se u vrlo neznatnim količinama u zrnu kukuruza, zato se pelagra javlja u onim našim krajevima, u kojima se narod pretežno hrani kukuruznim hlebom (Hercegovina).

Vitamin C antiskorbutni je vitamin, jer njegov nedostatak uzrokuje bolest **skorbut**, koja se očituje u krvarenju sluznica, razlublivanju zubnog mesa i ispadanju zuba. Taj se vitamin rastvara u vodi i vrlo je osetljiv spram povišene temperature. Kuhanjem i sušenjem hrane razori se taj vitamin. Zato se preporučuje uzimati jedan deo hrane u svežem i sirovom stanju. Svi zeleni delovi biljaka sadržavaju vitamin C, a osobito ga ima u spanaću, limunu i voću. **Sent-Djerdji** (Szent-Györgyi) izlučio je (1928) vitamin C u čistom stanju. Taj vitamin identifikovan je kao askorbinska kiselina (C₆H₈O₆).

Neke hrane

Od **brašna** žita spravljaju se različna testa i hleb. U brašnu ima oko 50 do 70% skroba i 10 do 12% lepka koji testu daju rastegljivost, a sastoji se od biljnog fibrina (jedna odlika belančevina).

Mleko sadržava masti u emulziji, a belančevine i mlečni šećer u vodenom rastvoru. Količina pojedinih sastojaka u mleku nije stalna. Ona zavisi, na pr., kod kravljeg mleka od pasmine, starosti i hranjenja krave.

Prosečne su količine pojedinih sastojaka, koji se nalaze u mleku, sledeće: 87,5% vode, 3,5% kazeina i albumina, 3,6% masti, 4,7% mlečnog šećera i 0,7% mineralnih soli, poglavito kalcijumnog fosfata.

Mast, koja lebdi u mleku u sitnim kapljicama, uzdiže se mirovanjem na površinu kao skorup. Ako mleko stoji na toplom mestu, ono se ukisei, jer mlečni šećer uticajem bakterija pređe u mlečnu kiselinu, a kazein se izluči.

U mleku se nalaze svi hranljivi sastojci koji su potrebni za izgradnju i održavanje čovečjeg organizma, i to upravo u onom razmeru kako to odgovara potrebama organizma.

Sir se spravlja iz kazeina koji se zgrušavanjem iz mleka izlučuje. Kazein povučem sa sobom mast i nešto mlečnog šećera. Pošto se surutka ocedi, ostavi se sir da leži i da dozreva. Vrenjem mlečnog šećera stvara se ugljeni dioksid, a taj prouzrokuje šupljikavost sira. Dozrevanje se vrši

uticajem razliĉnih gljivica koje delomiĉno razloŹe neŹto kazaina i masti. Od nastalih produkata dobiva sir poseban miris i ukus. Iz obrana mleka dobiva se posni (mrŹavi), a iz neobrana masni sir.

Jaja su vrlo izdaŹna hrana. Jaje se sastoji od ljuske, belanceta i Źumanceta. Ljuska, na koju otpada oko 10% od ukupne teŹine, sastoji se u glavnom od kalcijumnog karbonata. U belancetu ima 86% vode, 12% albumina i anorganskih soli. Źumance saŹrŹava 50 do 55% vode, 16% albumina i vitelina, 21% Źutoga ulja i neŹto holesterina, lecitina i anorganskih soli.

Meso sadrŹava proseĉno 76% vode, 20% belanĉevina, 1—2% masti i 2 do 3% anorganskih soli.

Ako se u poĉetku kuhanja meso odmah stavi u provrelu vodu, za- drŹaĉe ono najveći deo svojih hranljivih sastojaka. Kuhanje govedine ima zadaĉu da se iz mesa izluĉe neke ekstraktivne materije koje ĉorbi daju ugodan ukus i izazivlju apetit. Usitnjeno meso otpusti velik deo svojih hranljivih sastojaka pri kuhanju. Potpunim se ukuhavanjem takve ĉorbe do suha pri Źto niŹoj temperaturi dobije mesni ekstrakt.

Vrednost hrane. Vrednost neke hrane moŹemo oceniti i izraziti u kalorijama na osnovi njenog hemijskog sastava. Proseĉna toplota sagorevanja jednog grama bilo kojeg ugljenog hidrata iznosi 4,1 Cal. Potpunom oksidacijom masti oslobodi se u organizmu 9,3 Cal, a 1 g belanĉevina daje organizmu 4,1 Cal. Prema tome iz hemijskog sastava neke namirnice za Źivot, tj. iz procentne koliĉine belanĉevina, masti i ugljenih hidrata neke hrane, moŹemo izraĉunati njegovu kaloriĉku vrednost. **Rubner** je ustanovio da proseĉna dnevna potreba hrane za pojedinca, izraŹena u kalorijama, iznosi 2800 Cal. Ali hranu treba uzimati meŹanu. Ona mora da sadrŹava dnevno oko 100 g belanĉevina, 50 g masti i 500 g ugljenih hidrata. Svi ti brojevi, kojima fiziolozi oznaĉavaju potrebni broj grama proteina, masti i ugljenih hidrata, nemaju nekakovu stalnu vrednost. Potrebna dnevna koliĉina hrane zavisi od doba ĉoveka, od klime i vrste rada koji ĉovek obavlja.

Pri oceni **trŹiŹne vrednosti** neke namirnice za Źivot, raĉunamo belanĉevine 5 puta, a mast 3 puta skuplje od ugljenih hidrata. Ako jednom gramu ugljenih hidrata dademo jediniĉnu vrednost, koju zovemo **hranljiva jedinica**, onda svaki gram masti ima tri, a jedan gram belanĉevina pet hranljivih jedinica. To je i opravdano, jer masti imaju skoro tri puta veĉu kaloriĉnu vrednost od ugljenih hidrata, a belanĉevine moraju biti najskuplje zbog njihove vaŹnosti i nenadoknadivosti.

Vrenje i truljenje.

LeŹine se uginulih Źivotinja i obamrle biljke, prepuŹtene same sebi, ne moŹu dugo ĉuvati. One uskoro podlegnu raspadanju i promenama, Źto ih vrŹe bakterije i mikrobi. Ako se to raspadanje vrŹi uz pristup vazduha, onda je to uglavnom proces oksidacije, koji ubrzavaju **aerobni mikrobi**, tj. takvi kojima je za Źivotnu funkciju potreban kiseonik iz vazduha. Takvo se raspadanje organske materije zove **truljenje**. Ako uginuli organizmi dospeju pod vodu ili budu drugaĉije odeljeni od kontakta sa vazduhom, onda se njihovo raspadanje vrŹi uz sudelovanje **anaerobnih mikroba**, kojima za njihove Źivotne funkcije ne treba kiseonik. Kao krajnji produkt takvog raspadanja nastaju smrdljivi gasovi i otrovne azotne materije, a takvo raspadanje zovemo **gnjiljenjem**. Kod svih pomenutih procesa dolazi do raspadana velikih molekula razliĉnih organskih sjedinjenja.

U širem smislu sve su to procesi vrenja ili fermentacije koje obeležava jedna zajednička karakteristika, a to je da kod njih sudeluju mikroorganizmi (kvasčeve gljivice, bakterije, plesni i sl.).

Ti mikroorganizmi dolaze u materiju koju razlažu, sami od sebe iz okoline ili se mogu veštački pricepiti.

Buhner (E. Buchner) je rastrljao (1897 g.) dobro kvasčeve gljivice sa kvarcnim peskom, tako da su se sve ćelije razderale, a tako dobiveni sok oscedio je pod jakim pritiskom. Tako dobiveni sok je izazvao vrenje. Kvasčeve ćelije mogu se ubiti i sa acetonom, pa će njihov sok također izazvati vrenje. Vrenje nije, dakle, direktno vezano za žive kvasčeve gljivice, već one same proizvode materiju — **zimazu** — čija prisutnost prouzrokuje alkoholno vrenje. Danas se i drugi razni hemijski procesi u živim organizmima pripisuju takvim materijama, koje se zovu jednim imenom **enzimi** ili **fermenti**. Hemijski sastav enzima nije poznat, jer ih ne možemo izlučiti u čistom stanju. Za svaki enzim postoji neka najpovoljnija (optimalna) temperatura pri kojoj mu je moć delovanja najjača. Pojedini enzimi deluju samo na neka određena sjedinjenja, a na druga vrlo srodna ne deluju. Tako, na pr., enzim u gljivici »*Penicillium glaucum*« troši samo desnu vinsku kiselinu, a levu ostavlja netaknutu. U kvasčevoj gljivici uzimljemo da ima uz zimazu i drugi enzim, **invertaza**, koji najpre invertira trščani šećer, pa tek onda zimaza može da prevre d-glukozu i d-fruktozu. Zimaza može da prevre još samo d-galaktozu, a sve ostale heksoze ostaju netaknute.

Kada provodimo fabrički alkoholno, kiselo i druga vrenja, onda potpomažemo razvoj izvesnih mikroorganizama da nam oni stvaraju potrebne enzime. Nasuprot tome, nastojimo da sprečimo razvoj onih mikroorganizama, koji svojim enzimima izazivlju kvarenje hrane. U fabricacije piva važan je enzim **dijastaza** koji vrši razlaganje skroba do maltoze. Razlaganje masti na glicerin i masne kiseline vrši **lipaza** koja se nalazi u semenkama biljke ricinusa. Varenje (razlaganje) belančevina duž probavnog kanala (u želucu i crevima) potpomažu enzimi **pepsin**, **tripsin** i **crepsin**. Sve te najrazličnije hemijske procese, u kojima sudeluju enzimi, zovemo uopšte **fermentacijama**.

VEŽBE

- 1) Navedi neke enzime.
- 2) Koje se materije razlažu uticajem pojedinih enzima?

Konzervovanje namirnica za život

Svaka hrana, a osobito ona koja sadržava belančevina, podleže kvarenju. Sitni mikrobi, kojih zametaka ima uvek u vazduhu, iako dospeju u hranu i onda prouzrokuju njeno raspadanje. U svežoj hrani ima obično i enzima koji potpomažu raspadanje hranljivih sastojaka. Hrana se može očuvati od kvarenja ili konzervovati, ako se zapreči pristup i razvoj mikroba u njoj i ako se obustavi delovanje enzima. Sredstva su kojima se služimo da to postignemo sledeća:

- 1) Hrana se drži na **hladnom mestu** ili u ledenicama, dakle pri temperaturi pri kojoj se mikrobi ne razvijaju, a enzimi ne deluju. Hrana konzervovana hlađenjem zadržava svežinu i nepromenjen ukus.
- 2) Ako se hrani oduzme voda **sušenjem**, može da se očuva od kvarenja. Zbog toga se suši voće, povrće, riba itd.
- 3) **Antiseptičkim sredstvom** ubijaju se mikrobi i tako se sprečava njihov razvoj, ali se pri tom mogu upotrebljavati samo one materije koje

ne deluju štetno na čovečeje telo. Tako se hrana stavlja u koncentrovan rastvor šećera i octa, meso se izlaže uticaju dima, a ukuhanom se voću dodaje u malim količinama salicilne ili benzojeve kiseline.

4) Hrana se čuva od kvarenja i na taj način što se **sterilizuje**, a onda odeli od vazduha i one sredine u kojoj se nalaze mikrobi. Hrana se sterilizuje tako što se hermetički zatvara u limene kutije i time odeli od vazduha, a onda zagreje na 100°C , da se unište svi mikrobi u njoj.

Procesi varenja

Zadaća je procesa varenja hrane da se veliki i sastavljeni molekuli svih hranljivih sastojaka razlože i prevedu u topljivi oblik, jer samo u vodi topljive sastojke mogu da upiju crevni zidovi. Tim putem sastojci dospevaju tada u krv. Takve promene razlaganja otpočinju već u ustima i nastavljaju se čitavim kanalom za varenje. Hranu razlažu sokovi organa za varenje. U njima se nalaze različiti enzimi koji mogu da cepaju velike molekule. Prvi je sok, s kojim se hrana susreće, pljuvačka. Ona sadržava **ptijalina**, koji je kadar u prisutnosti vode da nerastvorljivi skrob razloži na jednostavne u vodi rastvorljive šećere. Započeto razlaganje nastavlja se kroz cev za varenje. Razlaganje belančevina počinje u želucu uticajem enzima **pepsina** uz posredstvo sone kiseline (0,1 do 0,2%). To razlaganje se nastavlja i dovršava delovanjem drugih t. zv. **proteolitičkih enzima tripsina** i **erepsina**. Za razlaganje masti od važnosti su t. zv. **lipolitički** enzimi. Upijanje (resorpcija) probavom nastalih proizvoda vrši se u glavnom u crevima. Rastvoreni hranljivi sastojci dospevaju najzad u krv koja ih raznese po čitavom telu. Tako se organizam snabdeva potrebnim sjedinjenjima iz kojih može da sintetizuje svoje specifične proteine, masti i ugljene hidrate.

Od ukupnih hranljivih sastojaka, koje hranom unesemo u organe za varenje razloži se i potpuno iskoristi u organizmu samo jedan deo. Zato govorimo o svarljivosti pojedinih namirnica za život. Fiziolozi su ustanovili da je relativna svarljiva vrednost proteina mesa 98, pšenične 50, graška 25, ako se za proteine mleka uzme svarljivost 100.

Kuhanje i pečenje hrane ima zadatac da hranu učini svarljivijom i ukusnijom i da je sterilizuje od mikroorganizama.

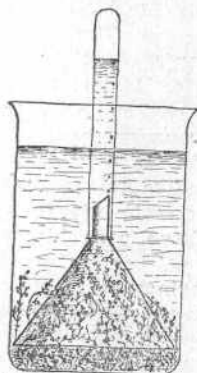
Zarazne bolesti

Patogeni mikrobi, koji izazivaju bolesti, mogu se uneti u telo hranom ili vazduhom, a mogu da ih unesu u krv i neki insekti (komarac, uš). Odbrana organizma protiv mikroba vrši se direktnim uništavanjem mikroba izvan organizma ponajviše s pomoću raznih dezinfekcionih sredstava (salicilna kiselina, fenol, sublimat). Kada **patogeni mikrobi** dospeju u telo, oni izazivaju oboljenje, jer razaraju ćelije i izlučuju t. zv. **toksine** (otrove) koje krv raznosi po organizmu. Prirodnu odbranu od mikroba u telu vrše bela krvna telašca (zrnca), koja uništavaju mikrobe, a osim toga stvaraju se u krvi i **antitoksini** koji služe za odbranu protiv toksina. Prirodna odbrana tela protiv patogenih mikroba potpomaže se dobrom ishranom, higijenom i jačanjem organizma. Lečenje se mnogih infekcionih bolesti vrši danas **serumskom terapijom**, koju je osnovao Paster. Ako se u krv zdrave životinje uštrcaju oslabljeni mikrobi ili njihovi toksini u tako maloj količini da im životinja može odoleti, onda se u krvi stvore antitoksini protiv bolesti koju izazivlju ti mikrobi. Serum takve životinje ujedno je lek za čoveka. Cepljenjem (kalemljenjem) ta-

kvim serumom unosimo antitoksine u krv, i oni sprečavaju oboljenje organizma od određene bolesti. I zdravi se ljudi cepe da se time spreči opasnost zaraze od tifusa, difterije, boginja itd.

Ishrana biljaka

Ishrana čoveka i životinja bitno se razlikuje od ishrane biljaka. Samo biljke mogu da se hrane jednostavnim organskim sjedinjenjima što se nalaze u zemlji i atmosferi, a za održavanje i ishranu životinja služi složeni organski materijal. Zelene biljke ukorenjene ostaju čitav svoj život na jednome mestu, i tu im priroda daje svu potrebnu hranu. Mineralne soli i vodu crpu biljke iz zemlje, a ugljeni dioksid primaju iz vazduha. Pod uticajem sunčane svetlosti, a s pomoću biljnog zelenila ili **hlorofila**, stvara biljka iz ugljenog dioksida i vode složena organska sjedinjenja kao što su šećer i škrob. Taj proces, pri kome se ujedno oslobađa kiseonik, zovemo **asimilacija ugljene kiseline** (sl. 82).



Sl. 83. Asimilacija ugljenog dioksida. Ogledom se dokazuje da se pri asimilaciji oslobađa kiseonik.

Asimilacija se vrši samo na svetlosti, zato ona preko noći prestaje. Prema tome se za izgrađivanje složenih organskih sjedinjenja iz anorganskih materija (CO_2 i H_2O) troši energija svetlosti i nju vežu nanovo nastali produkti. Proces je hlorofilne asimilacije, dakle, endoteran proces.

Paralelno se sa procesom asimilacije vrši u biljci i obratan proces disimilacije, koji je upravo neka vrsta oksidacije (disanja). Disimilacijom se razlaže jedan mali deo od onih sjedinjenja, koja su nastala asimilacijom (škrob), te se na taj način oslobađa energija koja služi biljci za različite životne funkcije. Samo se zelene biljke, tj. one koje sadržavaju hlorofila, mogu asimilovati. Hlorofil je komplikovano organsko sjedinjenje, koje sadržava magnezijuma.

Gnojenje (đubrenje)

Ispitivanjem se dokazalo da su za izgradnju biljnog organizma neophodno potrebni sledeći elementi: ugljenik, vodonik, kiseonik, azot, sumpor, fosfor, kalijum, magnezijum, kalcijum i gvožđe. Spalimo li biljku, zaostaju neki elementi (P, K, Mg, Ca, Fe) u pepelu, a ostali se gube kao gasovi u vazduhu, i to azot (N_2) u slobodnom stanju, a ugljenik, vodonik i sumpor kao oksidi (CO_2 , H_2O i SO_2).

U šumi raste drveće, a kada dotraje, gine i ruši se. Laganom oksidacijom i truljenjem stvaraju se od srušenih stabala krajnji proizvodi raspadanja, i to ugljeni dioksid i voda koji se gube u vazduhu, a zaostaju samo mineralne materije.

Tako biljke vraćaju zemlji sve što su iz nje uzele, i na tom mestu niču uskoro nove biljke i drveće, a za hranu služe im proizvodi raspadanja njihovih predaka.

Kulturne biljke i njihove plodove skidaju zemljoradnici s polja i odnose ih svake godine. Kako se to stalno ponavlja, zemlja postaje sve siromašnija u hranljivim mineralnim materijama. Zato kulturnim biljkama često nedostaje anorganskih sjedinjenja, a naročito onih u kojima

se nalaze elementi azot, fosfor, kalijum i kalcijum. Ostalih elemenata biljke imaju redovno u dovoljnoj količini. Napredni zemljoradnici, koji žele da povise prinos svojih polja, dodaju sjedinjenja tih elemenata u obliku veštačkog gnoja (sl. 83).

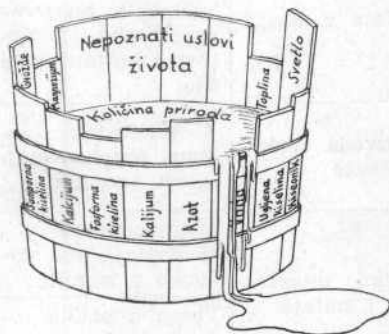


Sl. 84. Oglad sa veštačkim gnojem.

Raž — gnojena.

Raž — negnojena.

Od najstarijih vremena poznato je gnojenje stajskim gnojem koji ne sadržava samo pomenute potrebne elemente, nego i popravlja mehanička svojstva oranice.



Sl. 85. Liebigov zakon minimuma prikazan je zorno kablčićem nejednkih duga.

Najvažniji su veštački gnojevi azotni, fosfatni i kalijumni. Od azotnih gnojiva upotrebljavaju se natrijumni nitrat, amonijumni sulfat i kalijumni cijanamid («azotni kreč»).

Leguminoze (detelina, grahorica, soja) mogu da uz pomoć nekih bakterija asimiluju azot iz vazduha, pa onda za njihovo uspevanje nije potreban azotni gnoj. Nakon kulture bilo koje leguminoze zaostaje tlo obogaćeno sjedinjenjima azota.

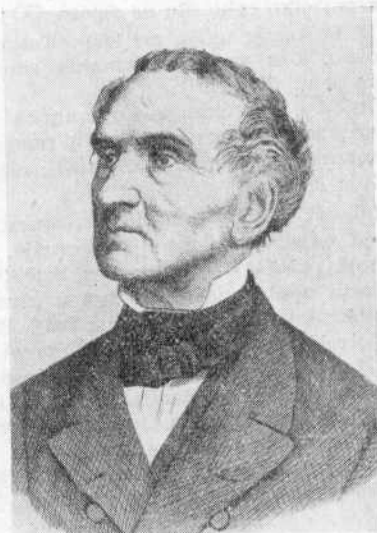
Biljke upotrebljavaju sjedinjenja azota za izgradnju svojih belinčevina.

Kalijumni gnojivi dodaju se tlu u obliku štrasfurtskih soli (kalnit). Pepeco sadržava također kalijumnih sjedinjenja. Kalijum potpomaže stvaranje ugljenih hidrata.

Od fosfatnih gnojiva najvažniji je superfosfat, koji se dobiva iz fosforita s pomoću sumporne kiseline, tako da se dobije smesa kalcijumnog sulfata i kalcijumnog primarnog fosfata. Osim toga dolazi u obzir kao fosfatni gnoj, koštano brašno i Tomesovo fosfatno brašno koje se dobiva u metalurgiji gvožđa. Veštački gnojivi moraju se pre posipanja dobro samleti, pa im se tako brzina rastvaranja u vodi povećava.

Sve potrebne elemente prima biljka u obliku sjedinjenja kao što prikazuje pregledno sledeća tablica:

Red. br.	Ime elementa	Simbol	Biljka dobiva element	Dodaje se biljci
1	Ugljenik	C	Iz vazduha asimilacijom ugljenog dioksida	Ugljeni dioksid nastaje disanjem, gorenjem, vrenjem i truljenjem, a izvi-re i na nekim mestima iz zemlje.
2	Vodonik	H	Iz vode	Zalevanjem.
3	Kiselenik	O		
4	Azot	N	Iz nitrata u zemlji. Leguminoze vežu korenjem azot iz vazduha.	U sjedinjenjima stajskog gnoja i kao veštački gnojivi: čilska salitra, azotni kreč i amonijumni sulfat.
5	Sumpor	S	Iz sulfata u zemlji.	Vežan u obliku gipsa (sadre).
6	Fosfor	P	Iz fosfata u zemlji	U sjedinjenjima stajskog gnoja i veštačkih gnojiva: superfosfat, Tomesovo i koštano brašno.
7	Kalijum	K	Iz proizvoda trošenja silikata	U štasfurtskim solima, pepelu i stajskom gnoju.
8	Magnezium	Mg	U obliku nitrata, fosfata i sulfata.	Magnezijumnih sjedinjenja ima dovoljno u zemlji.
9	Kalcijum	Ca		Vežan u obliku kreča i gipsa (sadre).
10	Gvožđe	Fe	U obliku nitrata i hlorida iz zemlje.	Sjedinjenja gvožđa ima dovoljno u zemlji.



Sl. 86. Justus Liebig (1803—1873).

Libig (J. Liebig) (sl. 86) našao je da količina roda neke biljke zavisi od onog elementa koji se nalazi u minimumu. Ne koristi na pr., da biljka ima sviju elemenata u izobilju na raspolaganje, jer ako nema dosta vode (suša), ona će zakržljati. Dodavanjem vode (polevanjem) daće veći rod, ali količina roda zavisiće opet od elementa koji se nalazi u minimumu. Ako je, na pr., fosfor taj element u minimumu, onda će gnojenje sa fosfornim solima dalje povećati rod. To povećanje ne može da ide preko određene mere. Taj se zakon može popularno prikazati sa kablčićem koji ima duge razne dužine (sl. 85). Od najkraće dugé zavisiće količina tekućine koja može ostati u kablčiću. Produžimo li je, opet će najkraća duga odrediti množinu tekućine. Isto se tako može uporediti sa verigama koje se sastoje od nejednakih karika. Jakost veriga zavisi od najslabije karike.

Bojni otrovi

Bojni otrovi su one materije koje deluju podražljivo i razorno na organe čovečjega tela i tako izazivaju, već prema vrsti otrova i količini, suzenje, kašalj, gušenje pa čak i samu smrt. Oni su služili za vreme rata, a služiće verovatno i u budućim ratovima, u sve većoj meri, kao borbeno sredstvo protiv neprijatelja.

Bojne otrove delimo prema njihovom razornom fiziološkom delovanju na zagušljivce, plikavce, kijavce i suzavce. Među zagušljivce spada hlor, fosgen i hlorpikrin; najvažniji plikavac je dihlordietilsulfid (iperit); kijavci su: difenilarsincijamid (klark II) i fenarsazinhlorid (edemsit), a od suzavaca pominjemo bromaceton i hloracetofenol. Ugljeni monoksid je krvni otrov, a cijanovodik je po svom delovanju veoma jaki nervni otrov. Tako ta sjedinjenja (CO i HCN) udisana deluju brzo smrtonosno, to ipak nisu zbog svoje velike isparljivosti i male gustine od važnosti kao bojni otrovi.

Fosgen, COCl_2 , je jedan od najopasnijih bojnih otrova.

Sinteza se vrši naveliko tako što se smesa $\text{CO} + \text{Cl}_2$ prevodi preko sitnoga drvenog ili koštanog uglja pri 200° . Fosgen je zagušljiv gas, koji deluje vrlo otrovno, a u većim količinama smrtno. Neugodnog je mirisa, sličnog trulom senu ili voću.

Hlorpikrin, $\text{CCl}_3 \cdot \text{NO}_2$, tekućina je, koja ključa pri 113°C . Upotrebljavao se u ratu kao »zagušljivac«, jer već u razumno niskim količinama, 60 mg u 1 l, uzrokuje gušenje, ljak kašalj, glavobolju i protiv. U većim količinama deluje smrtno.

Dihlordietilsulfid, $(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl})_2\text{S}$, slačičnik, iperit, zovu ga i »car bojnih otrova«, jer je najstrašnije hemijsko oružje, upotrebljavano za vreme rata. On se topi pri 14°C , čist je bez boje i ključa pri 217°C . Njega su za vreme rata upotrebljavali Nemci u granatama, označenim sa žutim krstom (gelbkroje), koje su pri eksploziji štrcale otrov na sve strane. Prvi put je upotrebljen kod mesta Ipra (Ypres) g. 1917. Njega zadržava aktivni ugallj u maski savršeno, ali ako dospe do čovečjeg tela, izaziva vrlo teške ozlede. Učinak se javlja tek posle nekoliko sati u obliku velikih mehura ili plikova (plikavac). Rane se vrlo teško zaceljuju, i uvek stvaraju put sekundarnim infekcijama. Otrov prolazi kroz odelo i obuću. Zaštitno deluje samo odelo koje je impregnirano firmisom ili gumom. Ali takvo se odelo teško podnosi dulje vremena, jer sprečava transpiraciju kože.

Difenilarsincijanid, $(\text{C}_6\text{H}_5)_2 \text{As} \cdot \text{CN}$, klark II, počeo se upotrebljavati kao bojni otrov koncem svetskoga rata (1918). To je čvrsta materija, topi se pri 35°C .

Fenarsazinhlorid, $\text{HN}(\text{C}_6\text{H}_4)_2\text{AsCl}$, edemsit, upotrebljuje se u nepročišćenom (tehničkom) obliku kao bojni otrov. Ima vrlo visoke točke topljenja (195°C) i ključanja (410°C). Pri običnoj temperaturi nema mirisa. Napetost pare mu je vrlo mala, što je opšte svojstvo i drugih arsina.

Zbog toga se arsini veštački raspršuju u vazduhu isparavanjem pri povišenoj temperaturi. Nakon isparavanja pare sa arsina kondenzuju i sublimuju tako da onda lebde u vazduhu, u obliku najfinijih ultramikroskopskih čestica. Takve čestice u obliku dima ili magle ne zadržava aktivni ugallj miti hemijski aktivne materije kojima se puni cedilo zaštitne gasne maske. Arsine, međutim, potpuno zadržava sloj pamuka koji se u svrhu zaštite od njih ulaže također u cedilo maske protiv bojnih otrova.

Bromaceton, $\text{CH}_3 \cdot \text{CO} \cdot \text{CH}_2\text{Br}$, izazivlje i u velikom razređenju jako suženje u očima, pa se je za vreme rata upotrebljavao da prisili neprijatelja da drži masku na licu, i da ga na taj način umara i onesposobljuje za akciju.

Hloracetofenon, $\text{Cl} \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{CO} \cdot \text{C}_6\text{H}_5$, kristalizuje u bezbojnim kristalima koji se tope pri 59°C . Deluje kao suzavac.

Kod odbrane od bojnih otrova važno je poznavati njihova karakteristična svojstva. Bojni otrovi razlikuju se nesamo po delovanju i svojoj manjoj ili većoj postojanosti nego i po mirisu što je često od važnosti za njihovo raspoznavanje na terenu. Za pojedine bojne otrove pronađena su sredstva za njihovo uništavanje, pa se nakon neprijateljskog napada vrši t. zv. desintoksikacija zatrovanog prostora i ljudskog odelo i tela.

Postoje i propisi kako se ima pružati prva pomoć čoveku u slučaju otrovanja pojedinim bojnim otrovima. Kod ocenjivanja delatnosti bojnih otrova govori se o njihovoj isparljivosti, granici nepodnošljivosti, Haber-Flurijevu (Flury) broju i broju opasnosti.



Sl. 87. Civilna zaštitna maska protiv bojnih otrova.

njeni rubovi treba dobro da prileže uz lice tako da vazduh pridolazi samo kroz cedilo (sl. 87) koje i čini glavni i najvažniji deo maske. Cedilo gasne maske ispunjeno je sa tri različna sloja, od kojih svaki ima svoj posebni zadatak. Prvi je sloj pamuk koji zadržava kijavce (arsine). To su otrovi koji se sastoje od arsinskih sjedinjenja koja se nalaze u zatrovanom prostoru raspršena u obliku najfinije prašine. Pamučni sloj cedila zadržava ih mehanički. Arsiní nisu toliko ni otrovni koliko prouzrokuju kijanje, povraćanje i izlučivanje sline. Tako prisiljavaju čoveka da skine takvu masku koja nema arsinskog filtra. Time se onda izlaže čovek opasnosti drugih otrova. Aktivnim ugljem ispunjena je sredina cedila i taj sloj deluje fizički time što ugljalj na svojoj površini adsorpcijom veže i zadržava skoro sve bojne otrove (osim arsina i ugljenog monoksida). Treći sloj zauzima najmanji deo prostora, a sastoji se od posebne vrste zemlje (diatomit) koja je natopljena takvim hemikalijama (urotropinom, potašom), koje mogu da hemijski vežu i zadrže poslednje tragove otrova i time upotpunjuju delovanje aktivnog uglja. Od filtra se traži da daje što manji otpor pri disanju, ali da štiti što dulje vremena od svih bojnih otrova. Okna na maski prave se od celuloida ili od t. zv. tripleks stakla. To staklo sastoji od dva komada stakla koja su slepljena s pomoću acetilne celuloze. Takvo staklo, ako pukne, ne rasparčava se.

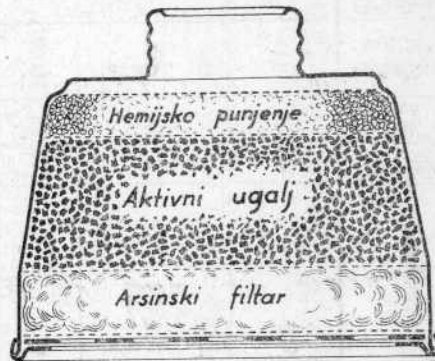
Isparljivost označuje miligrame bojnog otrova u kubnom metru vazduha nasićenoga otrovnim parama pri 760 mm pritiska i 20° C.

Granica nepodnošljivosti izražava u mg/m^3 onu najmanju koncentraciju bojnog otrova koja čoveka prisili da napusti zatrovani prostor.

Haber-Flurijev broj je produkt koncentracije i vremena kod koga deluje bojni otrov smrtonosno.




Broj opasnosti izražava vreme u minutama, koje je potrebno da bojni otrov udisanjem najmanje nepodnošljive koncentracije ubije životinju na kojoj se vrši ogleđ.

Čovek s maskom na licu (sl. 86) zaštićen je od svih bojnih otrova, a za zaštitu od plikavaca potrebno je obući još i t. zv. iperitno odelo. Gasnom maskom izoluje čovek svoje respiratorne organe i oči od zatrovane atmosfere. Maska se učvršćuje oko glave elastičnim trakama i



Sl. 88. Cedilo civilne gasne maske.

Tablica bojnih otrova.

Bojni otrovi	Ime	Formula	Teška ki- luda u 100 g vazduha = 1	Isparljivost mg/m ³	Granica ne- podnošlj- ivosti mg/m ³	Haber-Furjev produkt mg min/m ³	Broj opas- nosti	Miris i delovanje	Desintok- sifikacija	Prva pomoć
Zagušljivci	Hlor	Cl ₂	-34	gas	100	7500	75	Zagušljiv. Pali u grlu. Kašalj. Krvavi kašalj. Nedostatak vazduha.		
	Fosgen		8	gas	20	400-500	22	Miris na gnjilo seno ili voće. Draži na kašalj, draži oči. Bljuvanje. Posle nekoliko sati nedostatak vazduha, slabost srca. (Smrt.)		
	Hlorpikrin		111	180.000	50	2000	40	Miris zagušljiv. Deluje kao fosgen, ali jače draži oči.	Provetranje, štrcanje vode ili još bolje rastvo- ra urotropina	Mr, toplota, puštanje vlastičko disanje!
Plikavci	Dihloro-dietil- sulfid (iperit)	(Cl.CH ₂ .CH ₂) ₂ S	216	600	∞	1500	0	Miris na slačicu. Kapljice izazivju crvenilo kože, plikove, (mehuriće). Para deluje jetko na kožu, na oči i na organe za disanje.	Hloro- vapno	Oprežno skiniti bojni otrov s tefa i trljati s kašom od hlorna vapna KMnO ₄
	Difemilarsin- cijanid (Klark II)	CNA (C ₆ H ₅) ₂	360	0,1	0,25	4000	16.000	Klark II ima slab miris, a edemsit je bez mirisa. Jako draži nos i grkljan. Pritisak u prsima i u ušima. Gušenje.	Povraćanje.	Čist vazduh
Kisjavec	Fenars- azinhlorid (edemsit)		410	0,02	0,4	—	—	Bromaceton oštra je mirisa, a hloraacetofonen ima miris na voće. Jako draži oči i na kašljanje.	Promaha Toplota.	Čist vazduh
	Bromaceton	CH ₃ .CO.CH ₂ .Br	136	75.000	10	4000	40			
Suzavci	Hloraceto- fenon	Cl.CH ₂ .CO.C ₆ H ₅	247	105	4,5	4000	1000			

Tablice za ponavljanje

U sjedinjenima se nalaze elementi i atomske grupe	Sjedinjenja mogu biti	Naziv sjedinjenja	Formula	Nalaženje i dobivanje	Upotreba
A c i k l i č n i u g l j o v o d n i c i :					
C-atomi vezani u otvorenom nizu	Zasićena	Metan	CH_4	U ugljenokopima, močvara- ma i gasu za osvetljenje.	Za osvetljenje i loženje.
	Nezasićena	Etilen	$H_2C = CH_2$	Dobiva se iz alkohola s po- moću sumporne kiseline; nastaje suvom destilacijom.	Njegovi halogenski derivati siuže kao rastvarači.
		Acetilen	$HC \equiv CH$	Iz kalcijunog karbida.	Za osvetljenje, autogeno za- varivanje i rezanje metala.
H a l o g e n s k i d e r i v a t i m e t a n a :					
Halogeni vezani za C-atome, s vodonikom ili bez njega	Hlorni derivati	Hloroform	$CHCl_3$	Delovanjem hlornog kreča na etilni alkohol.	Za narkozu pri hirurškim operacijama.
		Tetra- hlormetan	CCl_4	Sintetski.	Kao rastvarač i za gašenje vatre.
	Jodni derivati	Jodoform	CHJ_3	Delovanjem joda i KOH na etilni alkohol.	Kao antiseptikum pri leče- nju rana.
A l k o h o l i :					
Jedna ili više hidroksilnih (-OH) grupa	Jedno- valentna	Metilni alkohol	CH_3OH	Sintetski i suvom destilaci- jom drveta.	Pri sintezi nekih katranskih boja i za proizvodnje for- maldehida.
		Etilni alkohol	C_2H_5OH	Alkoholnim vrenjem nekih šećera.	Za različne sinteze, octenu kiselinu i loženje. Troši se u alkoholnim pićima.
	Tro- valentna	Glicerin	$C_3H_5(OH)_3$	Razlaganjem masnih ulja i masti.	U kozmetici i za priprema- nje nitroglicerina.

U sjedinjenima se nalaze elementi i atomske grupe	Sjedinjenja mogu biti	Naziv sjedinjenja	Formula	Nalaženje i dobivanje	Upotreba
E t r i :					
Alkili vezani za kiseonik	Alkili su jednaki	Etilni etar	$C_2H_5 \cdot O \cdot C_2H_5$	Iz etilnog alkohola s pomoću sumporne kiseline.	Za narkozu (ne deluje tako štetno na organizam kao hloroform).
A l d e h i d i i k e t o n i :					
Aldehidna grupa: $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$	Aldehidi	Formaldehid	$H-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$	Opreznom oksidacijom metilnog alkohola.	Za desinfekciju i dobivanje plastičkih masa (galalit).
Ketonska grupa: $>C=O$	Ketoni	Aceton	$CH_3 \cdot CO \cdot CH_3$	Pri suvoj destilaciji drveta.	Kao rastvarač.
K i s e l i n e :					
Jedna ili više karboksilnih grupa: $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-OH$	Jedno-bazne kiseline	Mravlja	$H \cdot COOH$	Sintetski i oksidacijom metilnog alkohola.	U bojarstvu.
		Octena	$CH_3 \cdot COOH$	Iz etilnog alkohola oksidacijom i suvom destilacijom drveta.	Kiselina i njene soli u bojarstvu; kao ocat za začin jela.
		Maslena (butirna)	$C_3H_7 \cdot COOH$	U masti kravljeg masla vezana s glicerinom.	Vešana kao etilni estar mišićne mase.
		Palmitinska Stearinska	$C_{15}H_{31} \cdot COOH$ $C_{17}H_{35} \cdot COOH$	Pretežno u životinjskim i biljnim mastima, vezane u trigliceridima.	Za pravljenje sveća i sapuna.
		Oleinska	$C_{17}H_{33} \cdot COOH$	Pretežno u masnim uljima estarski vezana s glicerinom.	Za mašćenje vune pre češljanja i pređenja.

Jedna ili više karboksilnih grupa: $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	Alkoholo-kiseline	Mlečna	$\text{CH}_3\text{CHOH.COOH}$	Vrenjem u kiselom mleku i kupusu.	U bojarstvu i kod pripremanja koža za štavljenje.
	Dvobazne kiseline	Oksalna	HOOC.COOH	Nalazi se u nekim biljkama, a nastaje oksidacijom organskih jedinjenja.	U bojarstvu.
	Višebazne alkoholo-kiseline	Vinska Limunska	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$ $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$	Ima je u nezreloom grožđu. U limunu.	U bojarstvu. Pri šaranju tkanina i za osvežavanje vode za piće.
C i j a n s k a s j e d i n j e n j a :					
Cijanska grupa: —CN.	Kiseline	Cijanovodonik	HCN	Razlaganjem amigdalina.	Otrov!
	Cijanidi	Kalijumcijanid	KCN	Neutralizacijom: KOH + HCN	Kao i NaCN za ispiranje zliata, za galvansko pozlaćivanje i u fotografiji.
Amino- (—NH ₂) grupa	A m i n i , a m i n o k i s e l i n e i a m i d i :				
	Amini	Metilni amin	$\text{H}_2\text{N.CH}_3$	Nastaje često razlaganjem alkaloida i belančevina.	—
	Amino-kiseline	Glukokol	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Razgrađnjom želatine i drugih belančevina.	Za neke sinteze.
	Amidi	Karbamid	$\text{CO(NH}_2)_2$	U mokraći čoveka i drugih sisavaca. Dobiva se i sintetski.	Kao gnoj.
Produkti anhidrovanja između alkohola i kiseline	E s t e r i :				
	Estri jednovalentnih alkohola	Etilni acelat	$\text{CH}_3\text{COO.C}_2\text{H}_5$	Iz octene kiseline i etilnog alkohola	Kao rastvarači za nitrocelulozne lakové i kao voćne esencije.
		Izomilni acelat	$\text{CH}_3\text{COO.C}_5\text{H}_{11}$	Iz octene kiseline i izomilnog alkohola	
Estri glicerina	Nitroglicerín Trigliceridi	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3$ $\text{C}_3\text{H}_5(\text{O.CO.R})_3$	Delovanje smese sumporne i pušće azotne kiseline na glicerín	Kao eksploziv u obliku dinamita. Za jelo i u tehničke svrhe; za dobivanje masnih kiselina i glicerina.	

U sjedinjenima se nalaze elementi i atomske grupe	Sjedinjenja mogu biti	Naziv sjedinjenja	Formula	Nalaženje i dobivanje	Upotreba
U g l j e n i h i d r a t i :					
Sa ugljenikom su vezani vodonik i kiseonik u istom razmeru kao i vodi	Heksoze	Glukoza	$C_6H_{12}O_6$	U slatkim voćnim sokovima, u medu.	Za hranu i dobivanje alkohola.
		Fruktoza		U klijalnoj ječmu i sjemnkama drugih žita; nastaje iz škroba u tečajem diastaze.	Za proizvodjenje piva.
	Bieksoze	Maltoza	$C_{12}H_{22}O_{11}$	U mleku sisavaca.	U mleku kao hrana.
		Laktoza		U mnogom bilju, naročito u šećernoj repi i šećernoj trsci.	Za zaslađivanje jela i pića.
	Polioze	Saharoza	Skrob (Amilum)	Ponajviše u semenkama žita i gomolju krompina.	Za hranu kao skrobni lepak za proizvodjenje alkohola i dekstrina.
		U svim biljkama, glavni sastojak drveta, slame i pamuka.			Za proizvodjenje odeće i papira, u drveću kao gorivo, blizozadržima kao hrana.
A r o m a t i č n a s j e d i n j e n j a :					
C-atomi vezani su u prsten u obliku benzolove jezgre	Aromatski ugljovodoni	Benzol	C_6H_6	Vadi se iz I frakcije katrana na kamenog uglja.	U industriji katranskih boja, kao rastvarač, mesto benzina za pogon motora.
		Naftalin	$C_{10}H_8$	Iz II, III frakcije katrana kamenog uglja.	Za proizvodjenje katranskih boja i čuvanje krzna od moljaca.
	Fenoli	Antracen	$C_{14}H_{10}$	Iz IV frakcije katrana kamenog uglja.	Za proizvodjenje alizarinskih i drugih antrahinonskih boja.
		Karbolna kiselina	C_6H_5OH	Iz II frakcije katrana kamenog uglja.	Kao antiseptikum za desinfekciju i konzervovanje.

Literatura.

- S. R. Brinkley, Introduction General Chemistry, The Mac Millan Company, New-York, 1932.
- H. T. S. Britton, Chemistry Life and Civilisation, Chapman and Hall, London, 1931.
- W. Foster, Welt und Wunder der Chemie, Drei Masken Verlag A. G., München, 1931.
- H. N. Holmes, General Chemistry, The Mac Millan Company, New-York, 1930.
- P. Karrer, Lehrbuch der organischen Chemie, G. Thieme, Leipzig, 1936.
- J. Kendall, Smith's General Chemistry for Colleges, G. Bell and Sons, Ltd, London, 1935.
- J. Kendall, At home among the atoms, G. Bell and Sons, Ltd, London, 1930.
- J. Martinet, Précis de chimie, G. Doin et Cie, Paris 1932.
- W. Meissner, Chemischer Grundatlas, R. Noske, Leipzig, 1935.
- H. Ost-B. Rassow, Lehrbuch der chemischen Technologie, Dr. Max Jäncke, Leipzig, 1932.
- H. Remy, Lehrbuch der anorganischen Chemie, Akademische Verlagsgesellschaft m. b. H., Leipzig, 1931.
- H. Rheinboldt, Chemische Unterrichtsversuche, Theodor Steinkopff, Dresden und Leipzig, 1934.
- E. H. Riesenfeld, Lehrbuch der anorganischen Chemie, S. Hirzel, Leipzig, 1934.
- A. Tian et J. Roche, Précis de chimie, Masson et Cie, Paris 1935.
- M. E. Weeks, The discovery of the elements, Mac Printing Co, Easton, Pa., 1934.
- Th. Wulf, Die Bausteine des Weltatlas, J. Springer, Berlin, 1935.



Sl. 89. Novi hemijski institut Univerziteta u Zagrebu.

I n d e k s

- Acetatna celuloza, 178
 acetatna svila, 178, 179
 acetilen, 98, 143, 146
 aceton, 158
 aciklična sjedinjenja
 142, 143
 albumin, 203
 aldehidi, 156
 aldoze, 172
 alhemija, 5
 alhemista, 6
 alifatična sjedinjenja 142
 alifatski ugljovodoni, 145
 alkaloidi, 200
 alkani, 145
 alkili, 145
 alkoholi, 153
 alkoholna kiselina, 161
 alkoholna pića, 179
 alkoholno vrenje, 179
 aluminijum, 100
 aluminijumna bronza, 101
 aluminijumni hidroksid 101
 aluminijumni hlorid, 102
 aluminijumni oksid, 101
 aluminijum sulfat, 102
 aluminotermija, 101
 alotropska modifikacija 10
 amfoteran karakter, 67
 amigdalin, 171
 amilni alkohol, 155
 amini, 169
 amonijak, 36
 amonijumne soli, 90
 amonijumni hidroksid, 90
 „ hlorid, 91
 „ sulfat, 91
 aminokiseline, 169
 Anaksimandar, 5
 analiza, 3, 4
 anfleraž, 199
 anhidrid, 10, 54
 anilin, 191
 anilinske boje, 194
 anion, 51
 antimon, 67
 antimonilni hlorid, 68
 antimonit, 67.
 antimonski trihlorid, 68
 antiseptička sretstva, 208
 antitoksini, 209
 antracen, 189
 antracensko ulje, 186
 aqua regia, 42
 Arrhenius (Arrhenius), 51
 argentum, 119
 Aritotel, 5
 aromatični ugljovodoni, 185
 arsen, 65
 arsenasta kiselina, 66
 arsenati, 67
 arsenidi, 65
 arsenicum, 65
 arseniti, 67
 arsenska kiselina, 67
 arsenski pentaoksid, 67
 arsenski trioksid, 65
 arsenovodonik, 65
 arsini, 66, 214, 215
 asfalt, 152
 asimetrični ugljenik, 164
 aspirin, 191
 atomi, 20, 22, 132
 atomni vodonik, 14
 atomska težina, 24, 26, 27
 atropin, 201
 Auer, 183
 aurum, 121
 Avogadro, 23, 28, 132
 azot, 35
 azotasta kiselina, 39
 azotna kiselina, 40
 azotni dioksid, 39
 „ monoksid, 38
 „ pentaoksid, 39
 „ suboksid, 38
 „ trioksid, 39
 Bajer (Bayer), 158, 187
 bakar, 107
 bakelit, 157
 bakrenasti oksid, 109
 bakreni acetat, 109
 bakreni metaarsenit 109
 bakreni oksid, 109
 „ sulfat, 109
 Balar (Balard), 47
 barijum, 100
 barijumni hlorat, 100
 „ nitrat, 100
 „ sulfat, 100
 barit, 54
 barut, 90
 baze, 31, 51
 bazni oksidi, 10
 Becquerel (Becquerell), 127
 belančevine, 202, 205
 Bemon (Bémont), 128
 benzin, 150
 benzojeva kiselina, 190
 benzol, 186
 benzolski derivati, 142
 Berzelijus (Berzelius) 28
 Bergius, 150
 beri - beri, 206
 berilijum, 124
 berlinsko modrilo, 172
 Bertlo (Berthelot), 33
 Besemer (Bessemer), 114
 bizmut, 123

- Bleket (Blacketh), 134
 blicliht, 9
 blister, 108
 boje, 193
 Bojl (Boyle), 5
 bojni otrovi, 213
 boksit, 100
 Bome (Baumé), 61
 bor, 79
 boraks, 79
 borati, 79
 borna kiselina, 79
 borni trioksid, 79
 Boš (Bosch), 38, 74
 brašno, 206
 Braun (Brown), 80
 Bridžmen (Bridgman), 63
 briljant, 69
 brizanca, 192
 broj opasnosti, 215
 brom, 47
 bromaceton, 214
 bromidi, 47
 bromovodonik, 47
 Buhner (Buchner), 208
 Bunzen (Bunsen), 182
 butan, 144
 butilni alkohol, 153, 155
 butirna kiselina, 161
 Carska voda, 42
 celon, 178
 celuloid, 178
 celuloza, 177
 celulozni dinitrat, 177
 „ trinitrat, 178
 cement, 94, 100
 cementacija, 116
 cerijum, 122
 cetilni alkohol, 155
 chromum, 117
 cigle, 103
 cijanati, 172
 cijanidi, 171
 cijanovodonik, 171
 cijanska kiselina, 172
 „ sjedinjenja, 171
 ciklična, sjedinjenja, 142, 185
 cinabarit, 118
 cinak, 104
 cinkani, oksid, 104
 „ sulfat, 104
 cinober, 118
 cobaltum, 117
 crepovi, 103
 cuprum, 107
 Čilibar, 200
 ćumur, 70
 Čađa, 71
 Čedvik (Chadwick), 134
 čelik, 115
 čivit, 193
 Danijel (Daniell), 14, 15
 deflegmator, 151
 dekstroza, 173
 desintoksikacija, 214
 destilacija, 16
 „ frakciona 7, 34, 151
 destilacija suva, 141, 181 185
 deuterijum, 28
 deuterijumni oksid, 28
 Devi (Davy), 84, 183
 dician, 171
 difenilarsincijanid, 214
 difuzeri, 174
 dihlordietilsulfid, 214
 dijaliza, 80
 dijamant, 68
 dijastaza, 208
 Dilon-Pti (Dulong-Petit) 28
 dim, 3
 disaharidi, 172
 disanje, 9
 disocijacija, 50
 disperzija, 3
 Djuar (Dewar), 34, 35
 Doltn (Dalton), 22
 dolomit, 91
 Dosi (Dowson), 74
 duraluminijum, 101
 Đubrenje, 210
 Ebulioskopija, 33
 Ečezn (Acheson), 70
 edemsit, 214
 ekaaluminijum, 126
 ekabor, 126
 ekasilicijum, 126
 ekrazit, 191
 eksotermni procesi, 9, 33
 eksplozivne materije 192
 ekspozicija 120
 ekvivalentna težina 25, 32
 elektrolitička disocijacija 51
 elektroliza, 18, 51, 83
 elementi, 3, 4
 Empedoklo, 5
 emulzija, 2, 166
 endotermni procesi, 9
 Engler, 147
 enzimi, 208
 erepsin, 208
 ergosterol, 206
 etan, 144
 etar, 156
 etarska ulja, 198
 etilen, 145, 153
 etilni acetat, 165
 „ alkohol, 154, 180
 „ butirat, 165
 „ etar, 156
 esterifikacija alkohola, 165
 estri, 164
 Fajansa, 103
 Fant Hof (van' t Hoff) 162
 Feling (Fehling) 173
 fenarsazinhlorid, 214
 fenol, 189
 fenolftalein, 10
 fermenti, 208
 ferossilicijum, 76
 ferrum, 110
 tiksiranje negativna, 120
 „ pozitivna, 121
 filtracija, 2
 firmis, 166
 Fišer (Fischer), 150
 fizičke disperzije, 3
 fizika, 1
 flaster, 167
 flogiston, 11
 flint, 100
 florentinski sudić, 198
 fluor, 42
 fluorescencija, 127, 129
 fluoridi, 43
 fluorovodonik, 43
 Fluri (Flury), 214
 formaldehid, 157
 formalin, 157
 formule, 24
 fosfati, 64

- fosfin, 98, 213
 fosfor, 61
 fosforasta kiselina, 63
 fosforna kiselina, 63
 fosforni pentaoksid, 63
 „ trioksid, 63
 fosgen, 171, 214
 fotografija, 120
 fotohlorid, 120
 Frank, 89
 Fraš (Frash), 54
 fruktoza, 172
 fulminska kiselina, 172
- Galenit, 54, 106**
 galica modra, 109
 galica zelena, 116
 galijum, 126
 galna kiselina, 195
 galvanoplastika, 109
 galvanostegija, 109
 gasna centrala, 182
 gasna maska, 215
 gasno ulje, 150
 gas za osvetljenje, 182
 gazožen, 73
 gel, 81
 gelbkrojc, 214
 Ge-Lisak (Gay - Lus-
 sac) 23, 59
 generatori, 73
 generatorski gas, 73
 germanijum, 126
 gips, 54
 gorenje, 9
 Glauberova so, 54
 glicerin, 155
 glicerinski trinitrat, 155,
 165
 glikogen, 177
 glikokol, 170
 globulin, 203
 Glover (Glower), 59
 glukoza, 172
 gnojenje, 210
 grafit, 70
 gramatom, 25
 gramekvivalenat, 25
 grammolekul, 25
 gramica nepodnošljivo-
 ti, 215
 Grebe (Graebe), 189
 Greem (Graham), 80
 groždani šećer, 172
- gustine gasova, 26
 gvozdenu sulfat, 4, 116
 gvozdenu - gvozdenu
 oksid, 116
 gvozdenu hlorid, 116
 „ hidrooksid, 116
 „ oksid, 116
 gvožđe, 110
 gutaperha, 198
- Haber, 38, 74, 214, 215**
 halkopirit, 54, 108
 halkozin, 108
 halogenski derivati, 152
 „ elementi, 44
 Hanaman, 123
 Har (Hare), 14
 hartija, 178
 heksahloretan, 153
 helijum, 35
 hematein, 194
 hematit, 110
 hemijska jednačina, 24,
 29
 hemijska terminologija,
 49
 hemijska valencija, 30
 hemijski afinitet, 33
 hemijsko sjedinjenje, 4
 hemiluminiscencija, 62
 hemoglobin, 203
 Hempson (Hampson), 34
 Henri (Henry), 9
 heraklit, 5
 hidridi, 14
 hidroliza, 68- 87
 higroskopne materije, 14
 hinin, 201
 hipohlorasta kiselina, 46
 hipohloriti, 46
 hleb, 81, 180
 hlor, 43
 hloracetofenon, 214
 hlorasta kiselina, 46
 hlorati, 46
 hloridi, 46
 hloriti, 46
 hlorna kiselina, 46
 hlorni kreč, 96
 hlorofil, 210
 hloroform, 152
 hloroplatinska kiselina,
 122
 hlorovodonična kiselina,
 46
- hlorovodonik, 45
 hlorpikrin, 214
 Hofman (Hoffmann),
 18
 homologni red, 144
 hranjivija jedinica, 207
 hrom, 117
 hromni oksid, 117
 „ sulfat, 117
 hromogen, 193
 Humbolt (Humboldt),
 23
 hydrargyrum, 118
 hydrogenium, 13
- Indantrenske boje, 195
 indigo, 193
 indikatori, 10
 indoksil, 194
 invertaza, 208
 invertna svetlost, 183
 invertni šećer, 173
 inverzija, 173
 iperit, 214
 iridijum, 122
 ishrana, 205, 210
 isparljivost, 215
 izoamilni acetat, 165
 izobutan, 147
 izomerije, 146
 izopren, 197
 izotopi, 28
- Jabučna kiselina, 162
 jaja, 207
 jantar, 200
 jatrohemija, 5
 jednobazne kiseline, 159
 jod, 47
 jodidi, 48
 jodoform, 152
 jodovodonik, 42
 Jurej (Urey), 28
- Kada pneumatska, 12,**
 13
 kadmijum, 123
 kafein, 202
 kainit, 89
 kalaj, 104
 kalajasti hlorid, 105
 kalajni (di) oksid, 106
 kalajna kuga, 105
 kalajni (di) hlorid, 105
 kalajni (di) sulfid, 106

- kalajni (tetra) hlorid, 105
kalcijum, 93
kalcijumni cijanamid, 98
" fosfati, 96
kalcijumni hidrokarbonat, 97
kalcijumni hidroksid, 93
" nipochlorit, 96
" karbid, 98
" karbonat, 97
" oksid, 93
" sulfat, 96
kalcinacija, 11
kalcit, 93
kaliče, 87
kalijum, 89
kalijumni cijanid, 171
" ferocijanid, 171
kalijumni hidrotartarat, 162
kalijumni karbonat, 90
" manganat, 117
kalijumni nitrat, 89
" permanganat, 117
kalijumno - aluminijumni sulfat, 102
kalijumno - antimonilni tartarat, 162
kalijumno - hromni sulfat, 117
kaljenje, 116
kalorička vrednost, 72
kalorimetrička bomba, 72
Kambaser (Cambacères), 168
kamena so, 85
kamfori, 196, 197
kaporit, 96
karat, 69
karbamid, 170
karboksilna grupa, 158
karbonati, 75
karbonske kiseline, 158
karborundum, 79
karminska kiselina, 194
karnalit, 89
kasiterit, 104
kataliza, 7
katalizatori, 7, 11, 14
kation, 51
katran, 185
katranske boje, 192
Kauper (Cowper), 111
kaustifikovanje, 85
kaučuk, 197
kazein, 203
keramika, 102
keratin, 203
Kekule (Kekulé), 187
kermes, 194
ketoni, 156
ketoze, 172
Kevdliš (Cavendish), 135
kijavci, 214, 215
Kiri I. (Curie), 134
Kiri M. (Curie), 127
Kip (Kipp), 13
kiseline, 31, 51
kiseli oksidi, 10
kiseonik, 7
klark II, 214
klinker, 94
Klod (Claude), 34
koagulacija, 81
kobalt, 117
kokain, 201
kokile, 212
koks, 70
kolodijum, 177
kolodijumna svila, 178
kolofonijum, 200
koloidi, 80
koloidna disperzija, 3
kompleksne soli, 172
kontakti način, 57, 58
kopal, 200
kopiranje, 121
kositer, 104
koštana mast, 166
kovelin, 108
kraun, 100
kreč, 93
krečni azot, 36, 98
krečnjak, 93
kremen, 77
kreolin, 190
krezol, 189
kriolit, 100
krioskopija, 33
kripton, 35
kristalit, 177
kristali snega, 17
kristalna rešetka, 53
kristaloidi, 80
kritična temperatura, 8
kritični pritisak, 8
Kruks (Crookes), 129
kseon, 35
ksilol, 188
kuhinjska so, 85
kunerol, 167
kuprit, 108
Kurtoa (Courtois), 48
kvarc, 77
kvaščeve gljivice, 208
kvinta esencija, 3
Lak, 200
lakmus, 10
lako ulje, 180
laktati, 161
laktoza, 175
lantani, 124
lapis filosoforum, 5
lateks, 197
Laue, 132
Lavoazje (Lavoisier), 11, 12
lazurit, 108
Lebel, 162
Leblan (Leblanc), 88
ledeni ocat, 160
Leklanše (Leclanché), 91
Lengmir (Langmuir), 14
lepak, 176
Lieberman (Liebermann), 187
Liebig (Liebig), 16, 89, 211, 213
lidit, 191
ligroin, 150
limonit, 110
limunska kiselina, 162
Linde, 34
linoleum, 166
likvefakcija vazduha, 34
lipaza, 208
lipolitički enzimi, 209
lizol, 190
Lomonosov, 11
lončarska roba, 103
Magla, 3
magnalijum, 101

- magnezijum, 91
 magnezijumni cement, 92
 " hlorid, 92
 " karbonat, 92
 magnezijumni silikati, 92
 magnezijumni sulfat, 92
 magnetit, 110
 magnezit, 91
 majolika, 103
 malahit, 108
 malter, 94
 maltoza, 175
 mangan, 117
 Marinjak (Marignac), 28
 Marš (Marsh), 65
 Marten (Martin), 114
 maslena kiselina, 161
 masna sjedinjenja, 142
 masne kiseline, 158
 masti, 165, 205
 mastilo, 116, 196
 materija, 1
 maziva, 150
 melinit, 191
 Mendelejev, 123
 mermer, 97
 meso, 207
 mešani gas, 74
 metadigalna kiselina, 195
 metali, 82
 metaloidi, 82
 metalurgija, 83
 metan, 143
 metilni alkohol, 154
 metilni amini, 169
 metiloranž, 10
 micelarna građa, 177
 Mičerlich (Mitscherlich), 28
 minijum, 107
 miričilni alkohol, 155
 miro, 200
 mišomor, 65
 mlečna kiselina, 161
 mleko, 206
 Moasan (Moissan), 42, 69
 mokračna kiselina, 170
 mol, 25
 molekuli, 23
 molekulska težina, 24, 25
 molekulska toplota, 28
 molekulske disperzije, 3
 molibden, 123
 monosaharidi, 172
 morska so, 85
 morfijum, 201
 mort, 94
 Mos (Mohs), 69
 mramor, 97
 mravlja kiselina, 159
 mufla, 83
 muzejska bolest, 105
 Nado, 115
 nafta, 147
 naftalin, 189
 napon pare, 18
 natrijum, 83
 natrijumni aluminat, 102
 natrijumni bromid, 84
 " hidrokaid, 85
 " hlorid, 83, 85
 " jodid, 84
 " karbonat, 79
 " metaborat, 79
 " nitrat, 87
 " perborat, 79
 " tetraborat, 79
 neon, 35
 neutralizacija, 31, 52
 nezasićeni ugljovodoni-
 ci, 143
 nikal, 117
 nikotin, 201
 nitrati, 40
 nitrifikacija, 40
 nitriti, 39
 nitrobenzol, 191
 nitrozilni hlorid, 42
 nitrogenijum, 35
 nitroglicerini, 155
 nitrogrupa, 41
 nitrovanje, 41
 Nobel, 156
 Nojman (Neumann), 28
 normalni butan, 147
 Ocal, 115
 octena kiselina, 159
 oksalna kiselina, 161
 optički aktivne materije, 162
 Okilijani (Ochiljani), 134
 oksidacija, 9, 15, 20
 oksidansi, 11
 oksidi, 9
 oksilikvit, 35
 olefini, 143
 oleinska kiselina, 161
 olivin, 91
 olovne komore, 59
 olovni dioksid, 107
 " karbonat, 107
 olovo, 106
 opal, 77
 opeke, 103
 organska hemija, 141
 organske kiseline, 158
 ozonizator, 10, 11
 ozon, 10
 oxygenium, 7
 Paracelzus, 5
 pajreks, 100
 pakura, 151
 paladijum, 122
 palmin, 167
 palmitinska kiselina, 161
 pamuk, 177
 papir, 178
 parafini, 143, 152
 Paster (Pasteur), 162
 patogeni mikrobi, 209
 pehblende, 127
 pentan, 144
 pepsin, 208
 perborati, 79
 pergamentni papir, 178
 perhidrol, 20
 perhlorati, 46
 perhlorna kiselina, 46
 periodni sistem, 125
 period radioaktivnog e-
 lementa, 132
 permutit, 97
 petroletar, 150
 petroleum, 150
 phosphorus, 61
 pikrinska kiselina, 191
 pinen, 196
 pirit, 54, 110
 pivo, 180
 plastične mase, 157
 platina, 122

- plemeniti gasovi, 35
plikavac, 214
plinara, 182
plumbum, 106
pneumatska kada, 12
polihalit, 89
polisaharidi, 175
polonijum, 128
pomada, 198
porculan, 103
portland cement, 94
potaša, 90
povratni procesi, 8
praskavi gas, 14, 19
„ želatin, 178
Praut (Proust), 28
Pristli (Priestley), 135
propan, 144
proteid, 203
proteini, 202
proteolitički enzimi, 209
protuberance, 13
Prust (Proust), 22, 28
pyrex, 100
- Racionalne formule 147**
radijum 122, 127, 128
radikali 144
radioaktivnost 127
rafinacija 150
rastvor 3
rasvjetni plin 182
razvijanje negativna 120
reakcija, 9, 52
redukcija 15
Rele (Rayleigh) 35
Remze (Ramsay) 35
Rentgen (Röntgen) 53
retorta 83
Rezerfor D. (Rutherford) 135
Rezerfor E. (Rutherford) 134
riblja ulja 166
rafinacija šećera 174
Ričards (Richards) 28
Roze (Rose) 123
rozeta 69
rutenijum 122
- Sadra 54
saharin 190
saharoza 173
salicilna kiselina 190
salitra 89
- salmijak 91
Samec 176
saponifikacija 167
sapun 167
Sent-Djerdji (Szent-Györgyi) 206
serpentin 91
serumska terapija 209
sfalerit 54
sićan 65
siderit 110
sikativi 166
silicijum 76
silicijumna kiselina 78
silicijumni dioksid 77
silikagel 79, 81
silikati 78
silvin 89
simboli 23
Simens (Siemens) 114
sinteza 3, 4
sir 206
sirćetna kiselina 159
sjedinenja 3, 4
skandijum 126
skleroproteini 203
Sklodovska 127
skrob 175
slačićnik 214
smesa 2
smole 198, 199
smolne kiseline 199
soda 87, 88
sol 81
soli 31, 51
Solvej. (Solvay) 88
sona gumna 86
sona kiselina 46
Sorel 92
specifična svojstva 1
spintariskop 129
spirit 154, 180
spodijum 71
srebrni bromid 120
„ hlorid 120
„ nitrat 120
srebro 119
srednje ulje 186
staklarski kit 166
staklo 98
Stal (Stahl) 11
stani-hlorid 105
„ -oksid 106
„ -sulfid 106
stannum 104
- stano-hlorid 105
Stas 28
status nascendi 14, 30
stearin 168
stearinska kiselina 161
stehiometrijski zakoni 21
stepen disperziteta 3
stereoformule 147
stereoizomerni oblik 164
stibium 67
stihnin 201
stroncijum 100
strukturne formule 30, 146
sublimacija 55
sulfati 60
sulfidi 56
sulfiti 57
sulphur 54
sumpor 54
sumporna kiselina 58
sumporne boje 195
sumporni dioksid 57
„ trioksid 58
sumporovodonična kiselina 56
sumporovodnik 56
suspenzija 2
suva destilacija 141, 181, 185
suvi led 75
sveće 168
- Šampanjac 181
Sardone (Chardonnnet) 178
šećeri 172
šelak 200
šele (Scheele) 43
šljivovica 181
štavljenje kože 203
švajnfurtsko zelenilo 109
- Tales 5
talijum 122
talk 91
tamjan 200
tanin 195
tartarati 162
tein 202
telur 121
temperatura paljenja 9
tempromanje 116
tenzija pare 18

- teobromin 202
 teorija pranja 168
 terakota 103
 termička disocijacija 19, 50
 termohemija 33
 termohemijske jednačine 32
 terpeni 196
 terpentin 197
 teška voda 28
 teško ulje 186
 tetra 153
 tetrahlormetan 153
 Tindl (Tyndall) 3, 18
 tinta 116, 196
 titanski sulfat 20
 toksini 209
 toluol 188
 Tomes (Thomas) 61, 114
 toniranje pozitiviva 121
 toplota sagorevanja 10
 torijum 122
 tornjić za sušenje 13, 37
 tricijum 29
 trigliceridi 165
 trihlortilen 153
 trinitrotoluol 191
 tripsin 208
 tristearidi 165
 troska 112
 trotil 191
 truljenje 207
- Ugalj aktivni 71
 „ amorfni 70
 „ drveni 70
 „ koštani 71
 „ krvni 71
 ugljenična sjedinjenja 141
- ugljeni dioksid 74
 „ hidrati 172, 205
 ugljenik 68
 ugljeni monoksid 73
 ugljen prirodni 71
 ugljovodnici 143
 ultrafiltracija 80
 ulja 165
 uraninit 127
 urati 170
 urea 170
- Vakuumni aparat 174
 val 25
 valencija 30
 vanadijum, 123
 vapnenac, 93
 vapno, 93
 varenje, 209
 vazduh, 33
 vazelin, 152
 Veler (Wöhler), 170
 veštačka radioaktivnost, 134
 veštačka svila, 178
 veštačke smole, 157
 vino, 180
 vinska kiselina, 162
 vinski buke, 180
 višebazne kiseline, 161
 vitamini, 205
 vitelin, 203
 Vit (Witt), 193
 voćni šećer, 172
 voda, 15
 „ destilovana, 15
 „ hemijski čista, 16
 „ laka, 15
 „ mekana, 15
 „ mineralna, 15
 „ teška, 15, 28
- „ tvrda, 15, 97
 vodeni gas, 73
 vodonični superoksid, 20
 vodonik, 13
 volfram 123
 vosak, 167
 vrenje, 207
 Vud (Wood), 123
 vulkanfiber, 178
 vulkanizovani kaučuk, 198
- Zagušljivci, 214
 zakon o neuništivosti materije, 11, 20, 21
 zakon o volumnim razmerima gasova, 23
 zakon periodni, 123
 zakon stalnih težinskih razmera, 22
 zakon umnoženih težinskih razmera, 22
 zarazne bolesti, 209
 zasićeni ugljovodnici, 143
 zaštitni koloid, 81
 zeolit, 97
 zimaza, 180, 208
 zincum, 103
 zlato, 121
- žbuka, 94
 železo, 110
 žesta, 154, 180
 živa, 118
 živasti hlorid, 118
 živin fulminat, 172
 „ hlorid, 119
 „ oksid, 118
 žižak, 14, 15, 182
 Žolio (Jolliot), 134

Ispravi!

Na 3 strani, 14 redak odozgo, na mesto mikroma, treba da stoji mikrona.

Na 4 strani, 4 redak odozdo, na mesto gvozdasti, treba da stoji gvozdjenasti.

Na 23 strani, 13 redak odozdo, na mesto Amadeo, treba da stoji Amadeo.

Na 27 strani, 14 redak odozgo, na mesto Kadminijum, treba da stoji Kadmijum.

Na 84 strani, 7 redak odozgo, na mesto Dawy, treba da stoji Davy.

Na 110 strani, 4 redak odozgo, na mesto pokadijumovati, treba da stoji pokadmijumovati.

Tablice na koricama su u nekim sitnicama ispravljene prema onima u tekstu.