

K E M I J A

S T E H N O L O G I J O

ZA III. RAZRED MEŠČANSKIH ŠOL
obratno - industrijske, trgovske in poljedelske smeri

Po novem učnem načrtu spisal
Dr. MATIJA KRAJČINOVIĆ
vseučiliški profesor v Zagrebu

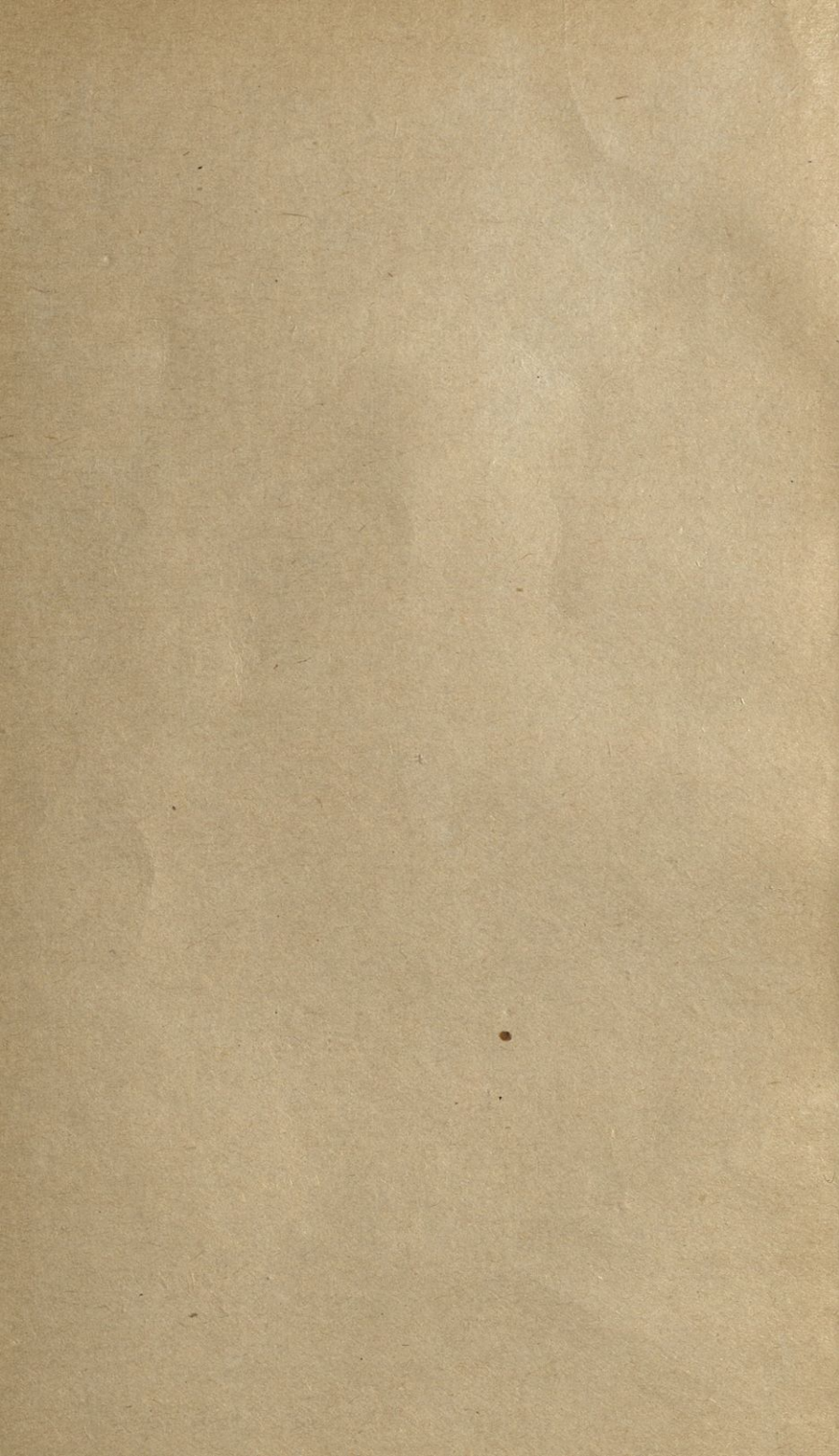
Prevedel **VIKTOR ROM**
meščanskošolski učitelj v Ljubljani.

Kot učno knjigo za meščanske šole odobrilo ministristvo prosvete z odlokom Sn. br. 21179, dne 6. julija 1937, na podlagi mišljenja glavnega prosvetnega sveta S. br. 1222 z dne 2. junija 1937. Slovenski prevod je odobrilo ministristvo prosvete z odlokom Sn. br. 44188, dne 18. novembra 1937, na priporočilo glavnega prosvetnega sveta S. br. 1208/37.

CENA DIN. 23.-

ZAGREB 1938

Izdal avtor, Zagreb, Marulićev trg 20.



K E M I J A S T E H N O L O G I J O

ZA III. RAZRED MEŠČANSKIH ŠOL
obrotno - industrijske, trgovske in poljedelske smeri

Po novem učnem načrtu spisal

Dr. MATIJA KRAJČINOVIĆ

vseučiliški profesor v Zagrebu

Prevedel **VIKTOR ROM**

meščanskošolski učitelj v Ljubljani.

Kot učno knjigo za meščanske šole odobrilo ministrstvo prosvete z odlokom Sn. br. 21179, dne 6. julija 1937. na podlagi mišljenja glavnega prosvetnega sveta S. br. 1222 z dne 2. junija 1937. Slovenski prevod je odobrilo ministrstvo prosvete z odlokom Sn. br. 44188, dne 19. novembra 1937. na priporočilo glavnega prosvetnega sveta S. br. 1208/37.

ČENA DIN. 23.—

ZAGREB 1938

Izdal avtor, Zagreb, Marulićev trg 20.

Avtorske pravice pridržane

21430



S 14330

K A Z A L O

POGLAVIJ SKUPNIH ZA VSE SMERI MEŠČANSKIH ŠOL

	Stran
Uvod	1
Zrak	2
Pojem zmesi	5
Voda	7
Elektroliza vode	12
Kemijska analiza in sinteza	13
Kisik	14
Vodik	18
Kuhinjska sol	21
Klor	23
Solna kislina (pojem kloridov)	25
Natrij	26
Natrijev hidroksid	27
Kalij	27
Molekuli in atomi. Afiniteta	28
Osnovni kemijski zakoni	29
Spojine, kemijske formule in enačbe	32
Dušik	34
Amonijak	34
Dušikova kislina (nitrati)	36
Kislina, baze, soli	39
Pregled osnovnih kemijskih pojmov in zakonov	40
Fosfor	41
Žveplo	43
Žveplov dioksid	45
Žveplena kislina (sulfati)	46
Ogljik	50
Premogi	53
Ogljikov dioksid	54
Ogljikov monoksid (karbonati)	56
Kalcij	58
Kalcijev oksid (žgano apno)	60
Kalcijev sulfat (sadra)	61
Magnezij	63
Baker	64
Bakrov sulfat (modra galica)	65
Karakteristična svojstva organskih spojin	66
Ogljikovodiki	67
Nasičeni ogljikovodiki (metan itd.)	67
Nenasičeni ogljikovodiki (etilen, acetilen)	68
Nafta	69
Halogenski derivati metana	72
Gorenje	72
Suha destilacija (svetilni plin)	73
Razsvetljava	76
Bojni strupi	80
Obramba pred bojnimi strupi	82

POSEBNA POGLAVJA ZA POEDINE SMERI MEŠČANSKIH ŠOL

Obrtno-industrijska smer:

	Stran
Pridobivanje fosforja	41
Pridobivanje žvepla	44
Pridobivanje lesnega oglja	51
Premogovniki	54
Izdelovanje sodavice in suhega ledu	55
Žganje in gašenje apna	61
Sadra, malta in cement kot veziva	62
Izdelovanje modre galice	75
Pridobivanje svetilnega plina	66
Katran in njegovi destilati	75

Tgovska smer:

Sadra, malta in cement kot veziva	62
Predelava nafte	70
Pridobivanje svetilnega plina	75

Poljedelska smer:

Važnost kisika v poljedelstvu	17
Kroženje dušika v prirodi in važnost njegovih spojin za rastlinstvo	38
Važnost fosfornih spojin za rastlinstvo	42
Kroženje žvepla v prirodi in važnost njegovih spojin za rastline	49
Važnost ogljikovega dioksida za rastlinstvo	58
Važnost kalcijevih spojin za rastlinstvo	61
Izdelovanje modre galice	66

Uvod

Snov teles. S pomočjo čutil opažamo v prostoru okoli sebe raznovrstna t e l e s a. Gradivo, iz katerega se telesa sestavljajo, imenujemo s n o v. Snovi so različne, med seboj jih ločimo po njihovih značilnih svojstvih. Sladkor je sladak, sol je slana, zlato je rumeno, vosek je mehak, jeklo je trdo, les plava na vodi, a železo se potopi. Lastnosti, ki smo jih pri navedenih snoveh našli so: okus, barva, trdota in gostota. Radi zunanjih vzrokov in vplivov nastanejo na snoveh spremembe, ki jim pravimo p o j a v i. Pojavi, ki jih opazujemo na snoveh kakega telesa, so lahko f i z i k a l n i ali k e m i j s k i.

Fizikalni pojavi. Če potegnemo z magnetom nekajkrat po nemagnetni jekleni palici, postane magnetna.

Voda, segreta do 100° C, zavre ter prehaja v paro, a do 0° C ohlajena, zmrzne.

Pri teh spremembah je jeklo prešlo iz nemagnetnega stanja v magnetno, a voda iz tekočega stanja v plinasto ali trdno. Omagneteno železo lahko kujemo in raztezamo kot nemagnetno. Z ohlajevanjem vodne pare ter s segrevanjem ledu dobimo zopet vodo v tekočem stanju. Pojavi, ki smo jih opazovali na železu in vodi so taki, pri katerih se snov ne izpremeni.

Pojavi, pri katerih se snov teles bistveno ne izpremeni, so fizikalni pojavi, z njimi se bavi fizika.

Kemijski pojavi. Če leže železni predmeti na vlažnem, zarjave. — Če preneseš zarjaveli predmet zopet na suho, se rja ne izpremeni v čisto železo. Nastala rja je rjave barve, je hrapava ter težja od istega kosa železa, a čisto železo je svetlo ter je raztezno.

Apnenec se z žarenjem popolnoma izpremeni, ter preide v žgano apno, ki se v vodi deloma raztopi, dočim se apnenec v vodi ne izpremeni.

Sladki grozdni sok izgubi po vretju sladak okus ter preide v vino, ki je opojno.

Prižgan les zgori, od njega ostane samo nekoliko pepela, a različni plinasti proizvodi, ki pri gorenju nastanejo, se dvignejo v zrak. Pri navedenih pojavih se zruši notranji sestav snovi; snov se bistveno izpremeni ter preide v drugo snov, ki ima po-

polnoma drugačne lastnosti. Take spremembe imenujemo kemijske pojave, a z njimi se bavi kemija.

Kemija je torej nauk o bistvenih spremembah snovi. Kemija proučava pogoje in zakone, po katerih se te spremembe vrše.

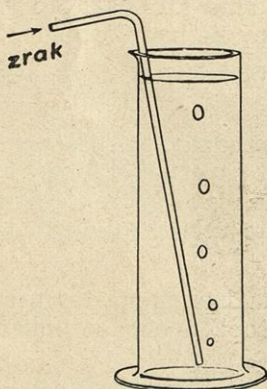
Poizkusi ali eksperimenti. Za proučevanje kemijskih pojavov je mnogokrat potrebno s poizkusi ali eksperimenti izzvati spremembe na snoveh. Pri tem se poslužujemo enostavnih priprav, ki jih imenujemo **aparate**.

VPRAŠANJA IN VAJE

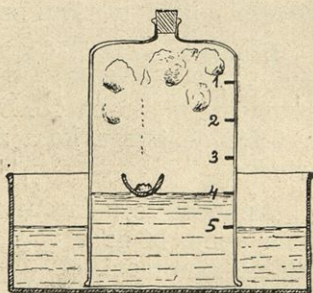
1. Kakšna razlika je v barvi, trdoti in sijaju med rjo in železom?
2. Ali se lahko vrše na telesu istočasno fizikalne in kemijske spremembe?
3. Kakšne pojave opazimo, če žarimo železno žico v ognju?
4. Določi, katere od navedenih pojavov štejemo med fizikalne in katere med kemijske: a) mlinar zmelje žito v moko. b) mati zamesi testo in speče kruh, c) iz ilovice žgemo opeko, d) topljenje masti in taljenje svinca, e) rjavenje železne ograje, f) gorenje sveče!
5. Drži platinsko in magnezijevo žico v plamenu sveče! Kaj se zgodi s prvo, kaj z drugo žico?

Zrak

V zraku se gibljemo ter ga stalno vdihavamo. Šele pri gibanju zraka (veter) občutimo to nevidno snov. Če vtaknemo v vodo cev (slamo) in v njo pihamo, se dvigujejo iz vode zračni mehurčki (sl. 1). Kakor druga telesa, tako zavzema tudi zrak svoj prostor. Steklenice, ki jim pravimo po navadi, da so prazne, so v resnici polne zraka. Potopi »prazno« steklenico z ozkim gr-



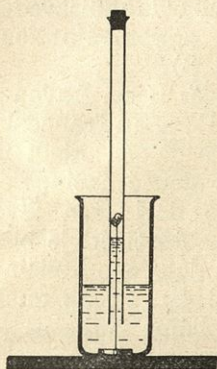
Sl. 1. S pihanjem skozi cevko se dvigajo iz vode zračni mehurčki.



Sl. 2. Gorenje fosforja pod poveznikom.

lom pod vodo v vodoravni legi! Steklenica se počasi polni z vodo, a istočasno uhajajo iz nje zračni mehurčki. Voda stiska iz steklenice zrak, da napravi sebi prostor.

Glavne sestavine zraka. V porcelanasto skodelico položimo košček fosforja, jo postavimo na vodo ter jo pokrijemo s poveznikom. Na povezniku zabeležimo višino vode, nato skozi grlo zažgemo fosfor z žarečo žico ter poveznik naglo zamašimo (sl. 2). Fosfor zgori, a voda se pri tem dvigne za $\frac{1}{5}$ one višine, ki jo je pred zgorenjem fosforja zavzemal zrak. Preostali del zraka ima popolnoma drugačna svojstva kot čisti zrak. Zrak, ki je ostal po zgorenju fosforja pod poveznikom, se v početku širi, a ko se ohladi do prvotne temperature, se šele voda dvigne. Zakaj?



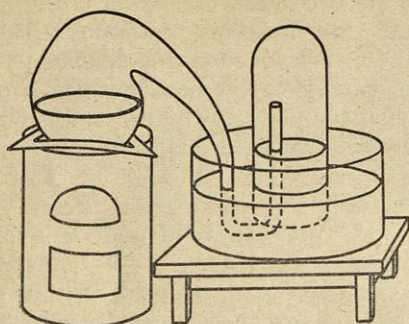
Sl. 3. Fosfor se spaja z zračnim kisikom, a voda se dviga v cevki ter zavzema kisikovo mesto.

Del zraka, ki se je uporabil pri gorenju, se imenuje kisik. Preostali del, v katerem prižgana vžigalica ugasne, je **dušik**. Poleg dušika so pod poveznikom v malih količinah še nekateri drugi plini. Ker se je voda pod poveznikom po zgorenju fosforja dvignila za $\frac{1}{5}$, je moral ta prostor pred zgorenjem zavzemati kisik. S točnim tehtanjem so ugotovili, da je v 100 delih zraka 78 delov dušika, 21



Sl. 4. A. L. Lavoisier (1743—1794).

delov kisika in samo 1 del odpade na vse ostale pline. (Žlahtni plini). Zraku odvzamemo kisik še na bolj enostaven način: notranjščino steklenega valja ali kozarca zmočimo ter potrosimo z železnimi opilki, a odprtino valja poveznemo v vodo. Kolikor kisika se pri rjavenju spoji z železom, za toliko se voda v valju



Sl. 5. Lavoisierjev poizkus.

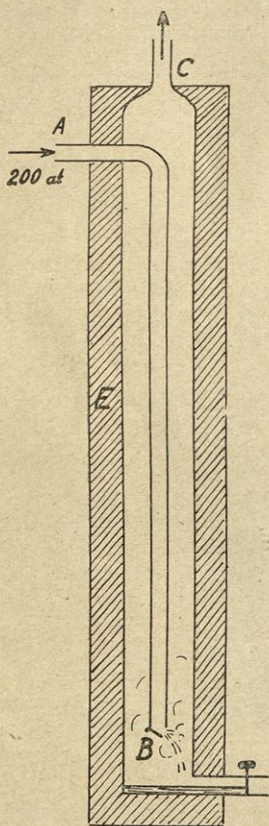
dvigne (poizkus traja 1—2 dni). Počasno izločanje kisika iz zraka pri navadni temperaturi lahko izvedemo tudi s pomočjo fosforja (sl. 3).

Lavoisier (izg. Lavoazje), (sl. 4), znan francoski kemik, je izločil kisik iz zraka na sledeč način. Segreval je dalj časa živo srebro v retorti, ki je bila v zvezi z določeno količino zraka (sl. 5). Po 12 dneh

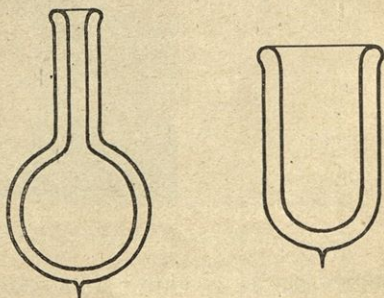
se je živo srebro spremenilo v rdeč prah, a količina zraka se je zmanjšala za $\frac{1}{5}$. Pri tem Lavoisier-jevem poizkusu se je kisik iz zraka spojil z živim srebrom v rdeč živosrebrni oksid.

Poleg dušika, kisika in takozvanih žlahtnih plinov (med njimi je največ argona), je v zraku še 0,04% ogljikovega dioksida, nestalne količine vodnih par, prahu in klic mikroorganizmov.

Zrak se nahaja raztopljen tudi v vodi, iz katere ga lahko s segrevanjem odstranimo. Pustiš li čašo sveže vode v topli sobi, se bodo na njenih stenah nabrali zračni mehurčki. V vodi raztopljen zrak vsebuje 35% kisika, ker voda lažje vpija in topi kisik nego dušik. Sposobnost vode, da vpija večje množine kisika, je važna za življenje rib in drugih vodnih živali.



Sl. 6. Postopek za pridobivanje tekočega zraka. Pri A prihaja stisnjen zrak, a pri B se širi ter se s tem ohlaja.



Sl. 7. Dewarjeve posode so napravljene iz dvojnih sten. Med njimi je brezžračen prostor. Notranjost posode je na ta način popolnoma izolirana od zunanjih toplotnih vplivov.

Zrak je zmes navedenih plinov; vsi so brez barve, vonja in okusa. Liter suhega zraka tehta pri 0°C ter pri normalnem pritisku (760 mm) 1,293 g. Na vsak cm^2 zemeljske površine pritiska zrak s težo 1,033 kg; ta zračni pritisk se imenuje ena atmosfera.

Tekoči zrak. Če zrak izpostavimo velikemu pritisku ter ga istočasno hladimo, preide v tekoče stanje. V aparatih za pridobivanje tekočega zraka se zrak izmenično stiska in širi. Pri raztezanju se vedno bolj ohlaja ter postane končno tekoč (sl. 6). Tekoči zrak lahko shranimo za nekaj časa v Dewarjevih (izg. Djuarovih) posodah (sl. 7).

Tekoči zrak je brezbarven. Ker je v glavnem zmes dušika in kisika, ga lahko razstavimo na njegove sestavne dele. Dušik, ki vre pri -195°C , preide prvi v plinsko stanje, a kisik ostane tekoč. Tekoči kisik vre pri -183°C . Kisik iz zraka porabljammo za dihanje, porablja se tudi pri gorenju in gnitju.

VPRAŠANJA IN VAJE

1. Ali ti je znano, kaj nadomešča izrabljeni kisik iz zraka in kako se to vrši?

2. Namesto fosforja lahko prižgeš pod steklenim poveznikom košček sveče, ki bo ugasnila, ko bo zmanjkalo kisika pod poveznikom. Preostalega »zraka« je sedaj celo več kot prej ter uhaja skozi vodo. Zakaj? Odgovor: kar je nastalo pri gorenju fosforja je vpila voda, a del tega, kar nastane pri gorenju sveče, je plin, ki ostane nad vodo pod poveznikom. Če pri poizkusu s svečo dodamo vodi apnenega mleka, se bo voda pod poveznikom dvignila, ker se apno spaja s plinom (ogljikov dioksid), ki nastane pri gorenju sveče. Vseeno se voda ne dvigne tako visoko, kakor pri zgorenju fosforja, ker ugasne sveča prej, preden se je porabil ves kisik.

Pojem zmesi

Spoznali smo, da je zrak zmes nekaterih plinov ter videli, da lahko iz te zmesi kisik odstranimo na več načinov. Tudi mnoge tekočine se lahko med seboj mešajo. Vemo, da je v pivu, vinu in žganju alkohol pomešan z vodo. Če mešaš olje in vodo, nastane belkasta zmes, emulzija. Z mešanjem se je olje razdelilo v drobne kapljice, ki se čez nekaj časa zopet združijo ter dvignejo nad vodo. Mleko je prirodna emulzija, ki se počasi tudi razdeli, če stoji na miru. S posebnim lijakom ločimo tekočine, ki se ne mešajo (sl. 8).

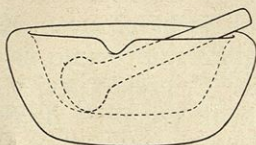
Nekatere tekočine se mešajo v vsakem razmerju, druge samo delno, a so tudi take, ki se sploh ne mešajo.

Tekočine se mešajo, če je sila, ki deluje med posameznimi delci (adhezija) večja kot sila, ki privlačuje posamezne delce iste tekočine (kohezija).



Sl. 8. Lijak na pipo. Z njim ločimo tekočine, ki se ne mešajo.

Če želimo dobiti zmes različnih trdnih snovi, jih moramo najprej zdrobiti. To izvršimo po navadi z mlini, a male količine, kolikor jih rabimo za poizkuse, zdrobimo v torilecu ali možnarju (sl. 9). Zmes trdnih snovi ni nikoli tako popolna, kot so zmesi tekočin in plinov. Radi tega lažje ločimo zmesi trdnih teles kot zmesi plinov ali tekočin. Zmešajmo nekoliko peska in žagovine! Pesek ločimo od žagovine, če zmes vržemo v vodo; pesek pade na dno, a žagovina plava na vodi.



Sl. 9. Torilec. V njem drobimo trdne snovi.

Z mešanjem železnih opilkov in žveplenega prahu, ne da bi zmes poprej segrevali, dobimo na videz enolično snov sive barve, v kateri opazimo s povečalnim steklom delce železa in žvepla. Iz te zmesi lahko delce železa odstranimo s pomočjo magneta.

Malta, ki služi kot vezivo pri zidanju, je iz peska in apna. Če malto na cedilniku izpiramo, lahko izperemo vse apno, a ostane nam pesek.

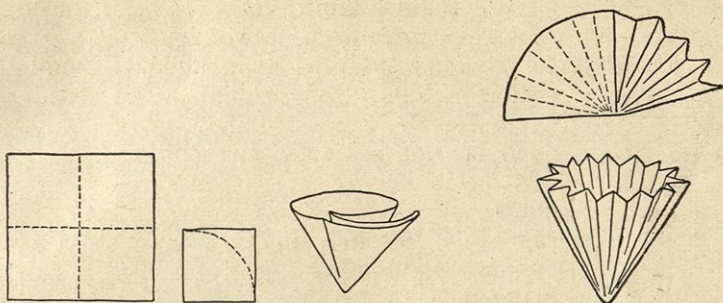
Iz zmesi sladkorja in kuhinjske soli lahko izberemo posamezne delce ter z okusom ugotovimo, če so slani ali sladki.

V zmesi ostanejo delci poedinih sestavin neizpremenjeni ter jih z mehanskimi pripomočki lahko ločimo.

VPRAŠANJA IN VAJE

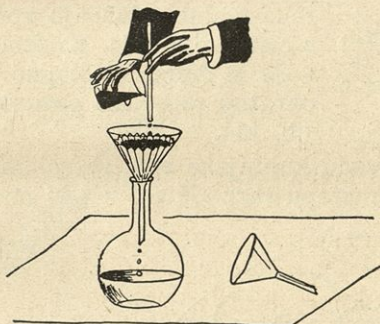
1. Kako bi iz zmesi železnih opilkov in žagovine ločil opilke?
2. Kako bi ločil zmes zdrobljenega sladkorja in peska?
3. Katere naravne zmesi poznaš? Odgovor: a) granit je zmes kremena, ortoklaza in sljude; vsako od teh primesi lahko v granitu opazimo s prostim očesom; b) dim je zmes trdnih delcev, ki lebde v plinih; c) megla je zmes drobnih vodnih kapljic v zraku.
4. Ponovi vse navedene poizkuse!

Precejanje ali filtriranje. Če dodamo vodi peska, bodo najmanjši delci lebdele v vodi (suspenzija). Taki vodi pravimo, da je motna. Motne tekočine očistimo (ločimo od delcev, ki v njih lebde) s precejanjem ali filtriranjem. Motno vodo očistimo s precejanjem skozi gosto cedilo (filter). Pri poizkusih v malem se poslužujemo posebnega papirja za precejanje (sl. 10 in 11), a za precejanje večjih količin uporabljamo pripravne luknjičave snovi, posebno pesek, bombaž, azbest, platno, lesno oglje itd. (sl. 12).

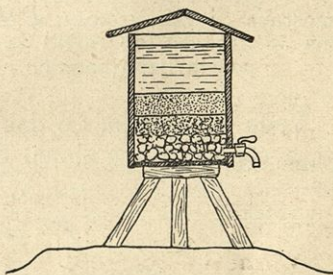


Sl. 10. Precejevalnemu papirju damo obliko lijaka. Da se precejanje hitreje izvrši, je dobro papir nabrati.

Delci, ki so napravili tekočino motno, ostanejo na cedilu kot obočina, a tekočina, ki je šla skozi cedilo je čista (sl. 13). V čisti tekočini, precedku, ki smo jo dobili s precejanjem, so lahko še raztopljene snovi, ki jih ločimo, če topilo izparimo.



Sl. 11. Tako precejamo.



Sl. 12. Nečisto vodo precedimo skozi pesek in oglje.

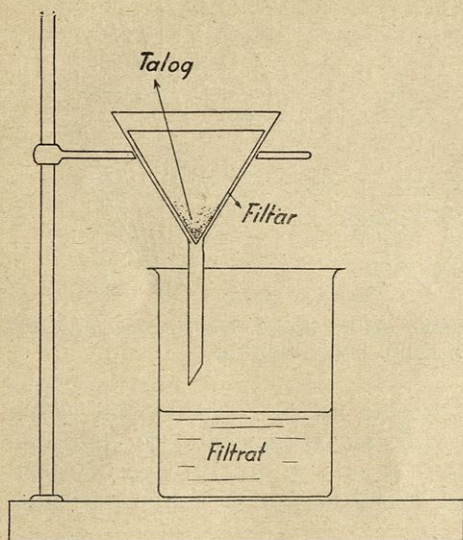
Voda

Voda v naravi. V naravi je vode v izobilju. Globoka in nepregledna morja pokrivajo tri četrtine zemeljske površine. Na kopnem se nahaja voda v jezerih, rekah in potokih, a najvišji vrhovi gorovja ter polarni kraji so pokriti z debelimi plastmi ledu in snega. Tudi v zraku se nahajajo vodne pare.

Rastlinski in živalski organizmi so z vodo naravnost prepojeni. Sveže rastline lahko vsebujejo do 90 % vode, a živali okoli 60—70 %. Mnoge rudnine zadržujejo ter trdno prisvajajo takozvano kristalno vodo. Na naši zemlji se nahaja voda v vseh treh skupnostih: v trdnem, tekočem in plinastem stanju. Nahaja se v rudninstvu, rastlinstvu in živalstvu.

Voda je v naravi nestalna.

Velike vodne površine stalno izhlapevajo. Vodne hlapce, ki se neprestano dvigajo nad morsko gladino, odneso zračne struje

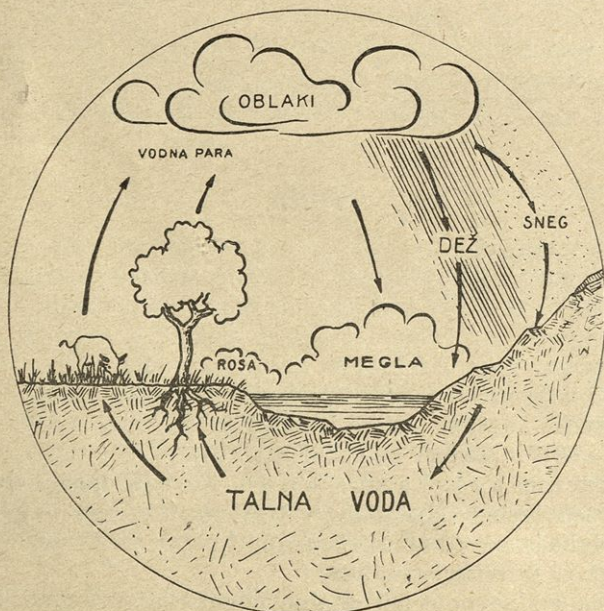


Sl. 13. Priprava za precejanje. Na cedu-
lu zaostane ogorina (talog), a čista te-
kočina — precedek ali filtrat — teče v
podstavljeno posodo.

daleč v vse smeri nad celi-
no. Ohlajeni hlapi se zbira-
jo v višinah kot oblaki, a
iz njih pada voda na zemljo
v obliki dežja, snega,
toče ali ledenega pšena
(sodre).

Ko pade atmosferska vo-
da na zemljo, deloma od-
teče, deloma pa pronica v
zemljo. Skozi razpoke zem-
eljske skorje prodira
talna voda. Ko dospe
do nepropustne podlage,
lahko privre kot izvirek na
površino. Če hočemo na-
praviti vodnjak, moramo
najti talno vodo. Potoki in
reke stalno odnašajo vodo
s celine v morja. **Kroženje
vode iz morja na kopno in
obratno se vedno ponavlja**
(sl. 14).

Voda kot topilo. Če daš v vodo kuhinjske soli, se sol raz-
topi, a voda postane slana. Pri raztopu razpade sol v zelo male



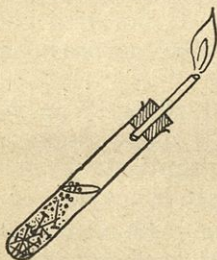
Sl. 14. Kroženje vode v naravi.

delce, ki niso vidni niti pod mikroskopom, a sol se kljub temu bistveno ni izpremenila. Če slano vodo izparimo, dobimo zopet celotno količino soli, ki smo jo raztopili.

V vodi se topi tudi sladkor, modra galica in mnoge druge snovi. So pa snovi, ki se v vodi ne tope (smola, žveplo, mast itd.). Za topljenje takih snovi uporabljamo druge tekočine: alkohol za smolo, bencin ali eter za masti itd.

Tekočine, ki lahko tope različne snovi, imenujemo topila. Tekočino, v kateri je raztopljena neka snov, se imenuje *raztopina*, a pojav sam se imenuje *topljenje*. Voda je topilo za kuhinjsko sol, a slana voda (slanica) je raztopina.

Topilna sila vode in drugih topil je za posamezne trdne snovi različna. Topljivost se po navadi s segrevanjem poveča. V 1 litru vode se raztopi pri navadni temperaturi samo 37 g modre galice, a če temperaturo zvišamo do 100°C , se je raztopi 2 kg. Pri določeni temperaturi raztopi voda samo določeno količino modre galice ali kake druge soli.



Sl. 15. Topljenje železa v razredčeni žvepleni kislini. Iz raztopine uhajajo mehurčki. Plin lahko na koncu cevi prižgemo.

Topljenje trdnih snovi v tekočinah pospešimo, če jih zdrobimo, mešamo in segrevamo.

Ko voda preneha topiti ponovno dodane trdne snovi, pravimo, da je raztopina *nasitena* (koncentrirana). Iz nasičene raztopine modre galice se izloči čez nekaj časa modra galica v manjših koščkih pravilne oblike. Tako izločene trdne snovi, ki imajo pravilno zunanjo obliko ter so omejene po ravnih ploskvah, se imenujejo *kristali*.

Pojav izločevanja kristalov iz nasičenih raztopin se imenuje *kristalizacija*.

Topljenje, pri katerem se notranja zgradba snovi ne spremeni, se imenuje fizikalno topljenje.

Koščke železa v epruveti polijemo z vodo, ki smo ji dodali par kapljic žveplene kisline. Železo se topi, pri tem pa se razvija neki plin, ki gori (sl. 15). Če izparimo to raztopino, zaostane zelena sol, a železo je izginilo.

Topljenje, pri katerem se snov bistveno spremeni, se imenuje kemijsko topljenje.

Učinki vode. Voda vrši na kopnem raznovrstne spremembe. Tekoča voda in morski valovi lomijo in krhajo skale. Voda lahko topi najrazličnejše rudnine. S pomočjo ogljikovega dioksida, ki ga voda sprejema iz zraka, topi posebno apnenec. Na apnenih tleh gradi voda najrazličnejše oblike.

Trda in mehka voda. V naravi ni nikjer kemično čiste vode. Najčistejša je deževnica, a tudi ta je na svojem potu skozi zrak vpila nekatere pline, posebno kisik, ki je potreben za dihanje živalim, ki živijo v vodi. Studenčnica ima raztopljene različne snovi. Taka voda se imenuje trda. Trda voda je dobra kot pijača, ni pa dobra za pranje in kuhanje. Če peremo s trdo vodo, ostane del mila neizrabljen. Fižol, bob in grah se v trdi vodi težko skuhamo.

Če trda voda zavre, se iz nje izločijo predvsem apnene snovi. To se dogaja v parnih kotlih, ki jih polnimo s trdo vodo. Notranje stene kotla se oblože s trdo belo skorjo (kotlovec). Ta kamen se mora večkrat odstraniti, ker debeli sloj tega kamna preprečuje nagli prehod toplote od ognjišča do vode v kotlu. V kotlu, ki je obložen s kotlovcem, se voda počasneje segreva in se kurivo neizkoristi. Lahko se tudi zgodi, da kotlovec počni, tedaj pride voda do žarečega kotla, kar lahko povzroči eksplozijo.

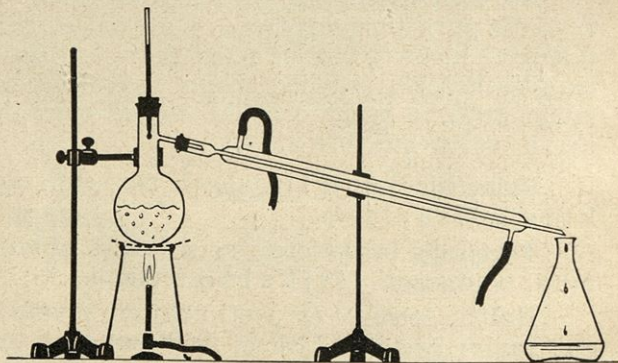
Boljše je polniti parne kotle z mehko vodo, ki ne vsebuje mnogo raztopljenih snovi. Taka voda je n. pr. deževnica in rečna voda. V slučaju, da moramo kotle polniti s trdo vodo, moramo poprej iz nje izločiti večino raztopljenih snovi.

Navadno vodo iz izvirkov imenujemo sladko, a ono v morjih — slano vodo. V morski vodi je 3—4% raztopljenih različnih soli, med njimi največ kuhinjske soli (okoli 3%).

Rudninske ali mineralne vode. V naravi se nahajajo tople in hladne mineralne ali zdravilne vode. Te vode vsebu-

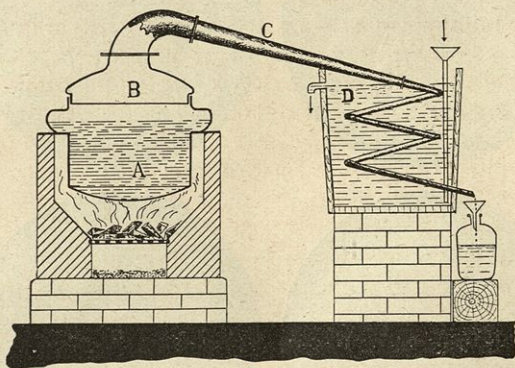


Sl. 16. Enostaven poskus za destilacijo vode.



Sl. 17. Destilacija s pomočjo Liebigovega hladilnika.

jejo raztopljene snovi, ki jim dajo poseben okus. Med mineralne vode spadajo: kisle vode (slatine), grenke vode (grenčice), slane vode, železnate vode in jodne vode. Nekatere teh vod pijemo ali se v njih zaradi zdravilnih učin-



Sl. 18. Destilacijski kotel.

kov kopamo. Tople mineralne vode (toplice) privrejo iz globočin. Vse sestavine, ki jih različne vode vsebujejo, je našla in raztopila voda na svoji poti skozi zemeljsko skorjo.

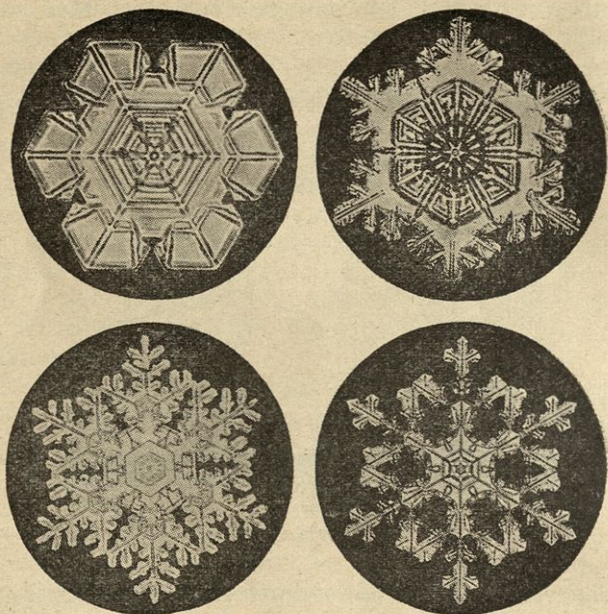
Pitna voda. Pitna voda mora biti čista, brez barve in primerno hladna (12°C). Ne sme vsebovati bakterij, ki povzročijo razne nalezljive bolezni. Dobra voda je studenčnica in globokata talna voda, ker se očisti skozi zemeljske sloje. Nečisto vodo lahko očistimo s precejanjem skozi pesek in oglje (sl. 12). Zarodke bakterij v vodi uniči klor, ozon, svetloba i. dr.

Destilirana voda. S segrevanjem vode v loncu voda izhlapi, a na dnu lonca ostanejo trdne snovi, ki so bile v vodi raztopljene. Vodne pare lahko vjamemo na hladnem pokrovu ali v čaši v obliki kapljic (sl. 16).

Če kuhamo vodo v široki steklenici ter odvajamo pare skozi ozko cev, ki jo hladi struja hladne vode, se pare zgostijo ter kapljajo v podstavljeni posodi kot destilirana voda (sl. 17).

V steklenici ostanejo vse sestavine, ki so bile v vodi raztopljene, tako da je destilirana voda popolnoma čista. Mnogo destilirane vode rabijo v lekarnah in kemičnih laboratorijih. Večje množine destilirane vode dobe s posebnimi aparati (sl. 18). V bakrenem kotlu (A) se greje voda, nastale pare gredo skozi kapo (B) ter zavito cev (C). Cev je napeljana skozi hladno vodo (hladilnik D), kjer se pare zgostijo.

Pri destilaciji se tekočine s segrevanjem pretvorijo v pare, ki se s primernim ohlajevanjem ponovno zgostijo (kondenzirajo) v tekočino. Na ta način dobimo tekočine v čistem stanju (destilat).



Sl. 19. Kristali snežink (zelo povečano).

Z destiliranjem ločimo raztopljene trdne snovi od topila.

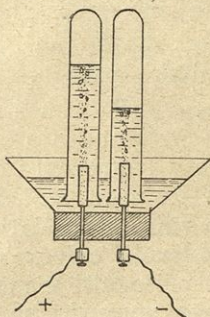
Z destilacijo lahko ločimo mešanico različnih tekočin, če imajo različna vrelišča. V tovarnah špirta ločijo z destilacijo alkohol od vode, ker vre alkohol pri 78°C , a voda šele pri 100°C .

Mešanice tekočin, ki vrejo in destilirajo pri različnih stopinjah, zajamemo vsako zase kot frakcije v posebnih posodah. Te vrste destilacija se imenuje *frakcionirana destilacija*.

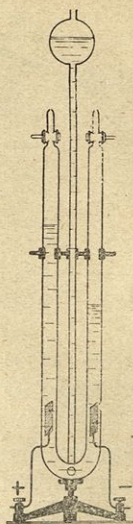
Fizikalna svojstva vode. Voda je pri $+4^{\circ}\text{C}$ najgostejša. En cm^3 vode pri $+4^{\circ}\text{C}$ tehtja točno 1 gram. Voda nam daje enoto mere za težo ter za toploto (kalorija). Temperatura, pri kateri prične voda zmrzovati, je označena z 0°C . Točka temperature, pri kateri voda zavre, je označena z 100°C . Sneg je zmrzla voda, lepih, pravilnih oblik (kristali, sl. 19). Raztezanje vode pri zmrzovanju ji daje moč, da zdrobi tudi najtrše kamenje.

Uporaba vode. Vode ne rabimo samo za pijačo in za pranje, velike množine vode uporabljajo tudi razna industrijska podjetja kot n. pr. tovarne sladkorja, papirja, usnja, tanina i. dr. Izredno veliko moč imajo slapovi, ki jih s pridom uporabljamo kot »beli premog«. Najcenejše »ceste« so reke, jezera in morja. Vodna para služi kot pogonska sila v parnih strojih.

Elektroliza vode. Skozi vodo, ki smo ji dodali par kapljic žveplene kisline, napeljemo električno strujo iz galvanskih elementov. Na elektrodama, nad katerima visita obrnjena valja na-



Sl. 20 a.



Sl. 20 b.

Kemijski razkroj vode s pomočjo električne struje:
a) enostavni aparat, b) Hoffmannov aparat.

polnjena z vodo, se razvijajo mehurčki brezbarvnih plinov, ki se dvigajo in nabirajo pod valjema (sl. 20a). Isti poizkus lahko izvedemo tudi s Hoffmannovim aparatom (sl. 20b).

Plin, ki ga je dvakrat več, gori, a prižgana vžigalica v njem ugasne. Ta plin se imenuje vodik. Plin, ki se je nabral pod drugim valjem, ima lastnost, da v njem žareča treščica vzplamti; pravimo mu kisik. Kisik, ki ga dobimo s pomočjo elektrolize iz vode, je popolnoma enak kisiku, ki se nahaja v zraku.

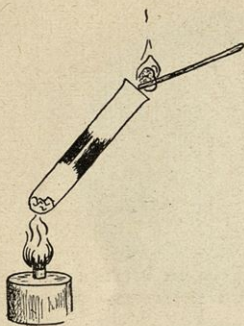
Razkrajanje vode v vodik in kisik s pomočjo električnega toka se imenuje elektroliza vode.

VPRAŠANJA IN VAJE

1. Kaj storiš, da se sladkor v kavi preje stopi?
2. Kako odstraniš masten madež z obleke?
3. Naštej, za kaj vse se uporablja voda!
4. Kaj se dobi iz vode s pomočjo elektrolize?
5. Raztopi v vodi pod enakimi pogoji sladkor, sol, sadro, žveplo! Kaj opaziš? Kaj pomeni, če govorimo: lahko topljiva snov, težko topljiva in netopljiva snov?
6. Raztopi v vodi čim več soli! Kaj opaziš? Kaj pomeni nasičena, nenasičena, koncentrirana, razredčena raztopina?

Kemijska analiza in sinteza

Razkroj spojin. V poševno nagnjeni epruveti segrevaj rdeč prašek, ki mu pravimo rdeči precipitat (živosrebrni oksid), ter vtakni v epruveto tlečo treščico. Treščica bo vzplamtela, a na notranji strani epruvete opaziš bleščečo prevleko iz drobnih



Sl. 21. Kemijski razkroj rdečega precipitata v kisik in živo srebro.

kapljic živega srebra (sl. 21). Po segrevanju je v epruveti manj rdečega precipitata nego poprej. **S segrevanjem razpade rdeči precipitat v kisik in živo srebro.** Navedeni poizkus nam pokaže, da je voda sestavljena iz vodika in kisika. Snovi, ki jih lahko razstavimo v enostavnejše, imenujemo **spojine**.

Razkrajanje spojin na sestavine imenujemo kemijsko analizo.

Pridobivanje spojin. Zmešaj 7 g železnega in 4 g žveplenega praška ter zmes v epruveti segrevaj! Zmes bo kmalu zažarela. Če epruveto odmakneš od plamena, bo zmes še nadalje žarela.

Po žarenju dobi zmes drugo obliko. Železnih delcev ne moremo opaziti s povečalnim steklom, niti pritegniti z magnetom. Iz dveh različnih snovi je nastala nova snov, ki se imenuje železov sulfid. **Spajanje dveh ali več snovi v novo snov, imenujemo kemijsko sintezo.** Pri novo nastali snovi se še tako mali delci med seboj ne razlikujejo.

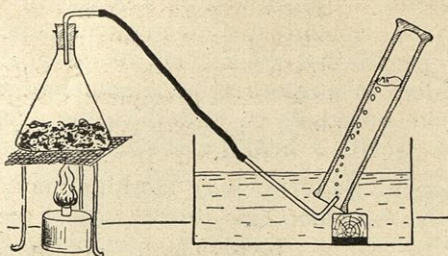
Kemijski elementi (prvine) in spojine. Vodik, kisik in živo srebro ne moremo razstaviti v enostavnejše snovi. **Take najenostavnejše snovi, ki se z nobenim znanim pripomočkom ne dajo razstaviti, imenujemo kemijske prvine ali elemente.** Vodo, rdeči precipitat in vse ostale snovi, katere lahko razkrojimo na dva ali več različnih elementov, imenujemo kemijske spojine.

Elemente delimo na kovine (metale) in nekovine (metaloide). Vsaka od teh dveh skupin ima nekatera značilna svojstva, po katerih ju lahko ločimo. Kovine imajo poseben sijaj ter so dobri prevodniki toplote in elektrike. Vseh prvin je okoli devetdeset, od teh je nad petdeset kovin.

Kemijski znaki. Nekatere prvine najdemo v naravi čiste, druge moramo s posebnimi kemijskimi postopki pridobiti iz spojin. Radi okrajšanja v pisavi, označujemo kemijske elemente z znaki (simboli), ki so vzeti iz latinskega ali grškega imena dotičnega elementa. Tako n. pr. označujemo železo (latinsko — ferrum) s Fe, žveplo (sulphur) z oznakom S, kisik (oxygenium) z znakom O, vodik (hydrogenium) z znakom H i. t. d. (Glej tablico prvin na strani 34).

Kisik

Nahajališče. Čist kisik se nahaja v zraku, a vezan je v mnogih spojinah. Kisik se nahaja tudi v živalskih in rastlinskih organizmih v raznih spojinah. Je najbolj razširjena prвина, v naravi ga je toliko kot vseh ostalih prvin skupaj.

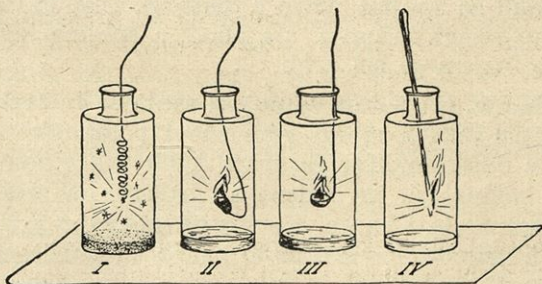


Sl. 22. Priprava za pridobivanje kisika iz zmesi kalijevega klorata in rjavega manganovca. Kisik se odvaja pod vodo, kjer ga zajamemo v z vodo napolnjene obrnjene valje.

Pridobivanje. Čist kisik smo dobili z elektrolizo vode in s segrevanjem rdečega precipitata. Na veliko pridobivajo kisik iz tekočega zraka. Lahko ga dobimo tudi, če segrevamo zmes kalijevega klorata in rjavega manganovca. Tako dobljeni kisik zajamemo v narobe obrnjene valje ali steklenice, ki smo jih prej napolnili z vodo. Pri tem se poslužujemo pneumatske kadi z mostičem, ali kake druge posode napolnjene z vodo, v katero damo obteženo leseno podlago (še boljše kos opeke), ki služi za oslon (sl. 22). Na to podlago se nasloni valj, ki ga polnimo s kisikom. Na tak preprost način vjamemo tudi druge pline. Kisik, ogljikov dioksid in vse pline, ki so težji od zraka, lahko zajamemo v odprtih posodah, a cev, ki plin dovaja, mora segati do dna posode.

Na tehtnico daj dve široki suhi čaši ter pazi, da bo tehtnica v ravnotežju. Eno čašo napolni s kisikom, katerega dovajaš po cevki, ki sega do dna čaše. Opazil boš, da je tehtnica prišla iz ravnotežja. Kisik je težak.

Lastnosti. Kisik je plin brez barve, vonja in okusa ter je težji od zraka. Kisik ne gori, pač pa pospešuje gorenje. Vse snovi, ki v zraku gorijo, zgore v kisiku mnogo hitreje in pri tem se razvija tudi višja temperatura.



Sl. 23. Gorenje v kisiku: 1.) spiralno zavita železna žica, 2.) lesno oglje, 3.) žveplo, fosfor ali natrij. 4.) žareč kosček lesa v kisiku vzplamti.

Oksidi. V val, ki je napolnjen s kisikom, vtaknemo tlečo treščico; takoj bo vzplamtela z močnim plamenom. Tako dokažemo, da je v posodi čist kisik. Tudi druge gorljive snovi zgorejo v kisiku hitro in z zelo svetlim plamenom. Fosfor in natrij pričneta v kisiku goreti, če se ju dotaknemo z žarečo žico. Tudi žveplo in oglje zgorita v kisiku s svetlim plamenom.

Tanko železno žico (struno) spiralno navij ter jo v plamenu razžari. Na ohlajeno žico pritrdi košček kresilne gobe ter jo zaneti! Vse to vtakni v steklenico s kisikom. Žica se bo vnela in zgorela ob močnem prasketanju. Navedene poizkuse gorenja v kisiku nam ponazaruje slika 23. Na dno posode, v kateri gori železo, moramo poprej nasuti peska, a v ostale posode nalijemo nekoliko vode. Z zgorenjem fosforja, žvepla, oglja, natrija in železa v čistem kisiku, so nastale nove snovi (spojine), ki se imenujejo oksidi.

Vrste oksidov. Vlij v steklenico, kjer je zgorel fosfor ali žveplo, z modrim lakmusom obarvano vodo. Tekočina bo pordečila in postala kislá. **Fosforjev ali žveplov oksid pomešana z vodo tvorita kisline.** Kisline spoznamo po tem, ker pordečijo moder lakmus.

Lakmus je modra barva, ki se pridobiva iz nekih lišajev. Lakmusov papir napravimo tako, da papir za precejnanje obarvamo s tako barvo.

Lakmusov papir potrebujemo za spoznavanje kislíh in bazičnih tekočin. Kisline obarvajo lakmus rdeče, a baza (lug) ga zopet pomodri. Slično spremembo v barvi opazujemo tudi na nekaterih drugih vijoličastih prirodnih barvah, če na nje učinkuje kislina ali baza. (Napravi poizkus z rdečim vinom, višnjevim sokom ali sokom rdeče pese).

Natrijev in kalijev oksid raztopljená v vodi tvorita tekočino, ki je lugastega okusa. Take tekočine imenujemo baze. Baze ločimo od kislin po tem, ker pomodre rdečo lakmusovo barvo. Oksid železa, ki je nastal pri zgorenju železne žice v kisiku, se v vodi ne topi in se z njo ne spaja. Železovemu oksidu pravimo, da je nevtralen. Okside delimo torej na kislé, bazične in nevtralne.

Spajanje katerekoli snovi s kisikom se imenuje oksidacija. Oksidi so spojine prvin s kisikom. Oksida, ki nastaneta pri gorenju žvepla in oglja, sta plina, a spojina kisika z natrijem ali fosforjem je bel prah.

Oksidacija, pri kateri se pojavi svetloba in toplota, se imenuje gorenje. Na zraku gore snovi počasneje, ker je kisik pomešan z dušikom. Ker se spaja kisik s kovinami, spremene nekatere kovine (n. pr. železo ali baker) na zraku barvo in sijaj; pravimo, da rjavé. Kovine obvarujemo pred rjavenjem tako, da jih namažemo z oljnato barvo ali grafitom.

Uporaba kisika. Kisik je potreben za dihanje in gorenje, v industriji dosežejo s kisikom visoke temperature.

Posebne dihalne aparate, napolnjene s kisikom, uporabljajo zrakoplovci, potapljači, gasilci in delavci v zaduhlih prostorih. V takih aparatih je kisik stisnjen v malih železnih posodicah. Tudi pri nekaterih boleznih dajo bolniku kisika.

VAZNOST KISIKA V POLJEDELSTVU (Za šole poljedelske smeri.)

Sestavine prirodnega gnoja se s pomočjo zračnega kisika po vrsti razkroje. Tako nastajajo nove snovi, ki služijo rastlinam za hrano. Brez teh sprememb bi zemlja ostala neplodna, četudi bi jo gnojili. Zemljo moramo pri obdelovanju primerno zrahljati, da tako omogočimo dostop kisiku.

VPRAŠANJA

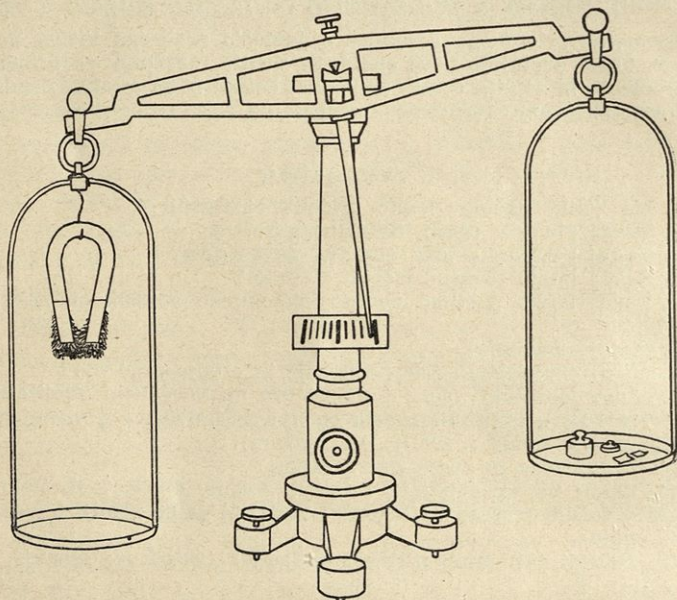
1. Na koliko načinov lahko pridobiš čist kisik?
2. Zakaj pihaš v ogenj, če slabo gori?
3. Zakaj petrolejka brez cilindra slabše gori?
4. Zakaj imajo tovarne visoke dimnike?
5. Zakaj lahko pustimo posodo, napolnjeno s kisikom, nekaj časa odprto?
6. Kaj je rjavenje?
7. Kako obvarujemo železne ograje in orodje pred rjo?
8. Kako dosežemo visoko temperaturo na kovaškem ognjišču?
9. Na kak način lahko gasiš ogenj? (Odgovor: s polivanjem vode ter pokrivanjem ognja z zemljo ali peskom).
10. Zakaj voda in pesek gasita ogenj?
11. Zakaj ne smeš bežati, če se ti vname obleka? In kako bi si pomagal v takem slučaju? (Odgovor: valjal bi se po zemlji ter se pokrtil s kako odejo).
12. Navedi primere počasne oksidacije! (Odgovor: dihanje, gnitje itd.)
13. Zakaj duši človeka ali žival v prostorih, kjer ne more goreti sveča?
14. Važnost kisika za življenje?

VAJE

1. Na tlečo vžigalico »vlij« iz posode kisik!
2. Magnezijevo, železno, bakreno in platinasto žico razžari ter raztolmači spremembe.
3. V epruveti segrevaj nekoliko kalijevega klorata! Ko se prične razvijati kisik, odmakni epruveto s plamena ter dodaj raztopljenemu kloratu nekoliko rjavega manganovca! Kisik se sedaj burno razvija (rjavi manganovec je pospešil reakcijo).
4. Stehtaj epruveto s kloratom pred in po poizkusu! Zakaj je epruveta lažja potem, ko se je razvil kisik?
5. Pomešaj železne opilke s solitrom (kalijev nitrat) ter se z žarečo žico dotakni zmesi! (Železo bo pričelo goreti, ker odzame solitru kisik.)
6. Ponovi vse opisane poizkuse ter povej, kateri oksidi so v vodi topljivi in kako vpliva njihova vodna raztopina na lakmus!
7. Doženi, kako se spreminja barva rdečega vina in višnjevega soka, če dodaš tem naravnim barvam, 1. oetne ali citronske kisline, 2. nekoliko apnenega mleka ali raztopine sode.
8. Če imaš umetne barve (indikatorje) fenolftalein in metiloranž, poizkusi kako se njihova barva izpremeni pod vplivom kisline in baze.
9. Na eno stran tehtnice obesi magnet, na katerem visijo železni opilki ter spravi tehtnico v ravnotežje! Če zamahneš po opilkih s plamenom, se stran tehtnice z magnetom povesi, ker se je železo spojilo s kisikom (sl. 24).

OZON

Poleg kisika se nahaja v zraku v malih količinah še druga oblika takozvanega aktivnega kisika, ki mu pravimo ozon. Večje količine ozona nastanejo ob nevihti, nahaja se tudi ob morju in v smrekovih gozdovih, kjer nastane pri oksidaciji eteričnih olj.

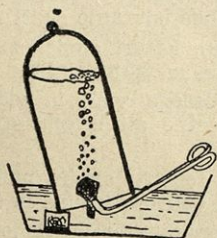


Sl. 24. Železni opilki postanejo po oksidaciji težji.

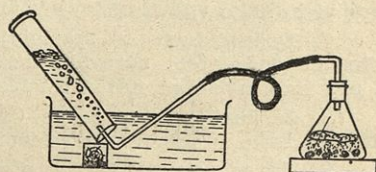
Ozon deluje bolj oksidacijsko kot navaden kisik. Ozon hitreje pospeši razkroj snovi pri gnitju in uničuje bakterije. Radi tega lahko z ozonom steriliziramo pitno vodo. Rabimo ga tudi za beljenje bombaževih in lanih tkanin, kar se tudi vrši, če obesimo mokro perilo na sonce.

Vodik

Pridobivanje. Voda je najvažnejša vodikova spojina. Vodik dobivamo iz vode s pomočjo elektrolize. Tudi nekatere kovine lahko izločijo vodik iz vode. Natrij in kalij izvršita to že pri na-

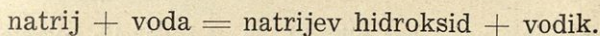


Sl. 25. Natrij izpodrine iz vode vodik, ki se dvigne v mehurčkih ter potiska iz posode vodo.

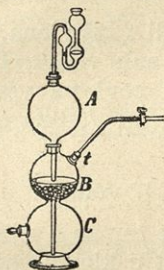


Sl. 26. Pridobivanje vodika iz razredčene žveplene kisline in cinka.

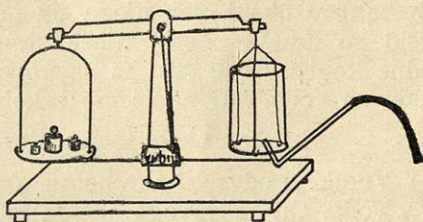
vadni temperaturi. Če daš košček natrija pod epruveto napolnjeno z vodo, se natrij dvigne in pri tem se burno razvija brezbarven plin, ki potiska vodo iz epruvete. Poizkus se lahko izvrši tudi tako, da košček natrija ovijemo z bakreno mrežico, ki jo s kleščami vtaknemo pod epruveto (sl. 25). Plin, ki se je nabral pod epruveto, ima vsa svojstva vodika. Natrij je odvzel vodi kisik, a vodik je pri tem postal prost. Nastali proces lahko tako-le prikažemo:



Za poizkuse dobimo vodik najlažje iz žveplene kisline in cinka. Košček cinka v steklenici polijemo z razredčeno žvepleno kislino. Plin, ki se pri tem razvija, vjamemo v obrnjene valje ali steklenice (sl. 26). Za razvijanje vodika in drugih plinov lahko uporabimo posebno pripravo, Kippov aparat (sl. 27).



Sl. 27. Kippov aparat, ki služi za pridobivanje vodika in drugih plinov. V B se nahaja cink, iz C se dviguje razredčena kislina.



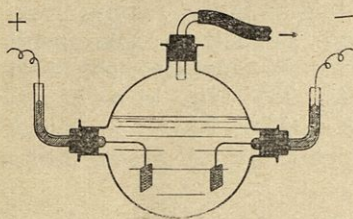
Sl. 28. Vodik uvajamo v obrnjeno čašo. Krak s čašo se dviga, ker je vodik lažji od zraka.

Pri pridobivanju vodika moramo uporabljati obrnjene posode, ki so napolnjene z vodo, a to šele, ko je iz aparata za razvijanje vodika odstranjen ves zrak, kajti zmes zraka in vodika je eksplozivna.

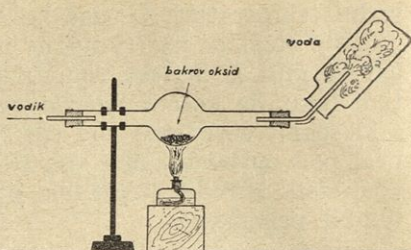
Poizkusi. Če potisnemo v valj, napolnjen z vodikom, svečko ali gorečo treščico, bo ugasnila, a vodik se bo vnel in zgorel.

S tehtanjem vodika v obrnjenem valju dokažemo, da je lažji od zraka (sl. 28).

Ako napolnimo epruveto, v kateri je ostalo nekoliko zraka z vodikom, bo zmes, če je prižgemo eksplodirala. Posebno močna eksplozija nastane, če zmešamo vodik in kisik v razmerju, ki smo ga videli pri elektrolizi vode, t. j., če na dva prostorninska dela vodika pride en prostorninski del kisika. Taka zmes se imenuje **p o k a l n i p l i n** (sl. 29). Poizkus, kako zgori pokalni plin, se izvrši najlažje, če zmes vodika in kisika napeljemo v milnico. Z mehurčki, ki se dvignejo, je združen tudi plamenček. Prižgan pokalni plin zgori v trenutku s precej močno eksplozijo.



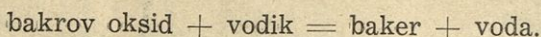
Sl. 29. Pridobivanje pokalnega plina potem elektrolize.



Sl. 30. Z redukcijo segretega bakrovega oksida nastaja voda.

Če prižgemo vodik in držimo nad njegovim plamenom večjo čašo, se bo zameglila, ker nastane pri gorenju vodika voda, ki se zgosti (kondenzira) na notranji strani posode. Vodik se pri gorenju spaja s kisikom iz zraka v vodo.

Redukcija. V stekleno cev, ki je v sredi razširjena, damo črn bakrov oksid, čez njega pa napeljemo suh vodik. Bakrov oksid bo kmalu postal rdečkast, na koncu cevi pa vjamemo vodne kapljice (sl. 30). Iz bakrovega oksida in vodika dobimo baker in vodo, kar zapišemo takole:

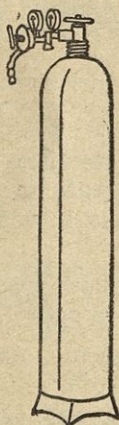


Vodik je odvzel bakrenemu oksidu kisik ter se z njim spojil v vodo. Od bakrovega oksida je po odvzetju kisika ostal čist baker.

Pojav, pri katerem odvezamo oksidom kisik, se imenuje redukcija. Ko je bakrov oksid oddal kisik, ga je vodik sprejel ter se z njim spojil v vodo. Bakrov oksid se je reduciral, a vodik oksidirал.

Lastnosti. Vodik je plin brez barve, okusa in vonja. Prižgan gori s slabim, toda zelo toplim plamenom. V njem ugasnejo goreče snovi, ker ne pospešuje gorenja. Vodik je najlažja snov, $14\frac{1}{2}$ krat je lažji od zraka in 16 krat lažji od kisika.

Uporaba. Vodik se uporablja za tovarniško pridobivanje amonijaka. Radi male gostote služi za polnjenje balonov, uporablja se za redukcije, a z njegovim plamenom dosežemo visoke temperature. V trgovini ga dobimo v jeklenih posodah pod visokim pritiskom (sl. 31).



Sl. 31. Jeklenska plinska posoda z ventili. V takih posodah so plini (kisik, vodik, ogljikov dioksid in dr.) pod velikim pritiskom.

VPRAŠANJA

1. Kaj je voda po svojem kemijskem sestavu?
2. Kako lahko razkrojiš vodo v njene sestavine?
3. Kaj nastane, če zgori vodik?

4. Kaj pomeni, če prižgan vodik eksplodira?
5. Zakaj ostane vodik samo v navzdol obrnjenih posodah?
6. Kako polnimo posode s plini, ki so lažji od zraka?
7. Kako dokažemo, da vodik gori, a gorenja ne pospešuje?
8. Zakaj se z vodikom napolnjen balonček čez nekaj časa težje dviguje? (Odgovor: vodik je zelo fina snov ter uhaja skozi luknjice, a zrak pronica v balon).
9. Kaj bi dobil, če bi namesto bakrovega oksida vzel živosrebrni oksid?
10. Kako se imenuje odvzemanje kisika oksidom?
11. Zakaj se uporablja vodik?

VAJE

1. Drži v brezbarvnem vodikovem plamenu najprej nekoliko kuhinjske soli, nato pa košček natrija! Kaj opaziš?
2. V navzdol obrnjeno epruveto, ki si jo napolnil samo do polovice z vodo, napelji vodik ter epruveto približaj plamenu! Zakaj počí vodik?
3. Valj (ali epruveto), napolnjeno z vodikom, postavi obrnjeno navzdol na drug prazen valj z enako odprtino. Dokaži, da se vodik sedaj nahaja v drugem valju!
4. V epruveti razvijaj vodik iz kisline in železa! (Sl. 15.)
5. Polij v epruveti košček cinka s par kapljicami solne kisline! Kako bi dokazal, da je plin, ki se razvija, vodik?
6. Če vtakneš vodikov plamen v široko stekleno cev, nastane zračno treslanje, ki povzroča zvok (kemijska harmonika).

Kuhinjska sol

V naravi se nahaja kuhinjska sol v velikih skladih pod imenom **k a m e n a s o l**. Najvažnejša nahajališča so pri Vielički in Bohniji na Poljskem, ponekod v Avstriji, pri Stassfurtu v Nemčiji ter v Romuniji. Poleg tega se nahaja kuhinjska sol raztopljena tudi v morski vodi ter v mnogih slanih izvorih in jezerih.

V morski vodi so raztopljene še druge soli, skupaj okoli 3—4%, od česar odpade okoli $\frac{3}{4}$ na kuhinjsko sol. Množina kuhinjske soli v poedinah morjih zavisi od sladke vode, ki priteka v morje. V zaprtih morjih in jezerih, kjer izhlapi več vode kot je pritiče, je odstotek soli znatno večji. V Mrtvem morju jo je okoli 27%. V Karabugasu (zaliv Kaspiškega morja) je voda tako nasičena s soljo, da jo stalno odlaga.

Če doseže voda, ki pronica skozi zemeljsko skorjo, sklad kamene soli, ga topi ter se nato pojavi kot slan izvor (slanica). Pri nas so taki izvori pri Tuzli, Konjicu in Slankamenu.

Pridobivanje. Kuhinjska sol se pridobiva na več načinov. V rudnikih kamene soli jo kopljejo (lomijo) ter jo, če je dovolj čista, takoj pošiljajo v promet. Če je sol pomešana z raznimi primesmi, jo najprej v vodi raztope, nato pa čisto raztopino izparijo, da dobe čisto sol.

Mnogo soli pridobimo iz morja in slanih jezer. Na ravnih, nizkih obalah izkopljejo plitve jame, solne grede, v katere napolnejo morsko vodo. V toplih poletnih dneh voda naglo hlapi in raztopina postane nasičena. Pri tem se najprej izloči sadra in

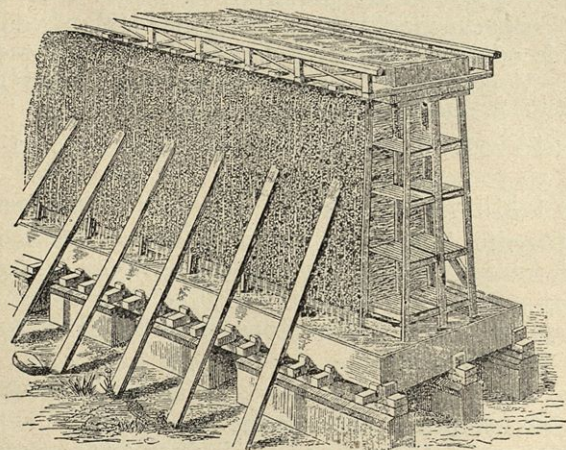


Sl. 32. Solne grede na Pagu.

druge težko topljive soli. Nato napeljejo preostalo tekočino v sosedno gredo, kjer kuhinjska sol izkristalizira. V precdkih, ki ostanejo pri kristalizaciji kuhinjske soli, je nekoliko spojin bro-ma in joda, ki jih lahko posebej pridobivajo. Pri nas pridobivajo morsko sol na Pagu (sl. 32), v Stonu na Pelješcu in Ulcinju.

V hladnih severnih pokrajinah napeljejo morsko vodo tudi v plitve jame. V teh večina vode zmrzne, a na dnu ostane gosta solna raztopina, iz katere nato vodo izparijo.

Iz slanic pridobivajo sol tako, da puste slano vodo kapljati po skladu vejevja (solovarska krada, sl. 33). Del vode pri tem



Sl. 33. Solovarska krada.

izhlapi, a preostalo, s soljo nasičeno vodo segrevajo, da na ta način sol izkristalizira (varjena sol). Z izhlapevanjem slanice pridobivajo pri nas sol v Kreki (Drinska banovina). Z vrtnanjem prodro do slanice. Iz rovov, ki jih je 16, črpajo vodo ter jo po ceveh napeljejo v solovarnice, kjer jo na to izparijo v plitvih širokih kotlih, pod katerimi se kuri.

Tam, kjer so skladi kamene soli globoko pod zemljo, zvrtaajo do njih navpične rove, ki jih napolnijo z vodo, ki sol topi. Nasičeno raztopino soli črpajo iz rovov ter pridobivajo iz nje sol na isti način kot iz naravnih slanice.

Lastnosti. Kuhinjska sol je navadno bela, kamena sol pa je često po primeseh obarvana. Sol je dvakrat težja od vode. Topi se skoraj v enaki meri tako v topli kot hladni vodi. S počasnim izhlapevanjem vode se izloča sol v obliki večjih ali manjših kock (kristali). Kuhinjska sol vsebuje male količine primesi (magnezijev klorid), ki postanejo na zraku vlažne, ker so higroskopne (pritegnejo vase vlago iz zraka).

Uporaba. Kuhinjska sol je zelo važna za človeški in živalski organizem. Z njo solimo hrano. Sol služi prebavi s tem, da povzroča močnejše izločevanje želodčnih sokov ter omogoča tvoritev solne kisline, ki se nahaja v želodčnem soku. Sol vrši v telesu še druge naloge. Nahaja se tudi v krvi. Človek porabi dnevno 10—20 g soli. Sol uporabljamo tudi za soljenje mesa, ki ga hočemo očuvati pred gnitjem. V trgovini je na razpolago kame-na in morska sol. Dobro očiščena sol se uporablja kot začimba, manj čista pa služi v industrijske svrhe ter za živino.

V mnogih državah, pa tudi pri nas, je pridobivanje soli v državni upravi. Kuhinjska sol je obdavčena, a sol, ki služi v industrijske svrhe je davka prosta in se zaradi tega denaturira, to je, primešajo se ji take snovi, ki jo napravijo neužitno.

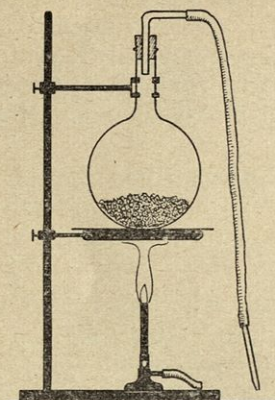
Klor, Cl = 35,46

Pridobivanje. Čistega klora ni v naravi. Najbolj razširjena njegova spojina je kuhinjska sol.

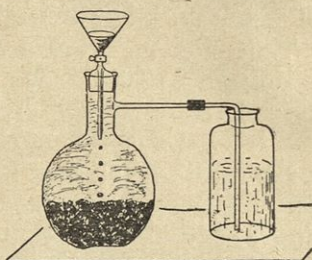
Klor se pridobiva iz kuhinjske soli, če ji primešamo rjava manganovca in žveplene kisline ter zmes počasi segrevamo (sl. 34).

Za poizkuse lahko dobimo klor tudi, če pustimo počasi kapljati koncentrirano solno kislino na suh kalijev permanganat (sl. 35).

Radi enostavnosti lahko vzamemo steklenico s širokim grlom, kakršno se rabi pri vkuhavanju. V steklenico damo nekoliko kalijevega permanganata, ki ga polijemo s koncentrirano solno kislino. Množina kemikalij naj bo tolika, da se steklenica napolni s klorom prav do vrha. Z nizom takih steklenic izvršimo poizkuse.



Sl. 34. Priprava za pridobivanje klora in drugih plinov s segrevanjem.



Sl. 35. Razvijanje klora iz kalijevega permanganata in solne kisline.

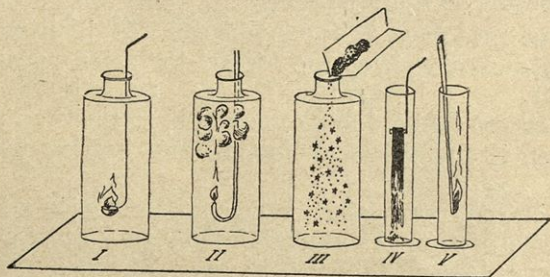
Lastnosti. Klor je plin zelenkastorumenene barve in je $2\frac{1}{2}$ krat težji od zraka. Vdihan sili h kašlju, je zelo strupen, ker izjeda dihalne organe ter povzroča bruhanje krvi. Radi tega moramo poizkuse s klorom vršiti zelo previdno in na močnem prepihu.

Klor se spaja z mnogimi prvinami, često ob pojavu svetlobe in toplote.

Če napeljemo suhi klor preko segretega natrija, zgori natrij z rumenim plamenom v bel prah slanega okusa, v kuhinjsko sol, kar zapišemo:



Enaka prostorninska dela vodika in klora se pri sončni svetlobi spojita, pri čemer nastane eksplozija. Prižgan vodik gori, če ga vtaknemo v klor še dalje in se pri tem razvija vodikov klorid.



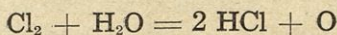
Sl. 36. Poizkusi s klorom. V posodi I. zgori v kloru natrij pri čemu nastane kuhinjska sol. V posodi II. zgori vodik v kloru v klorovodik. V posodi III. se spoji antimonov prah s klorom. V posodi IV. se spajata baker in klor, v posodi V. zgori papir namočen v terpentinovo olje.

Papir za precejanje, namočen v sveže destilirano terpentino olje, se v kloru vžge ob velikem razvijanju saj. Klor odvzame terpentinovemu olju vodik, radi tega se razvija toplota, ki vžge papir.

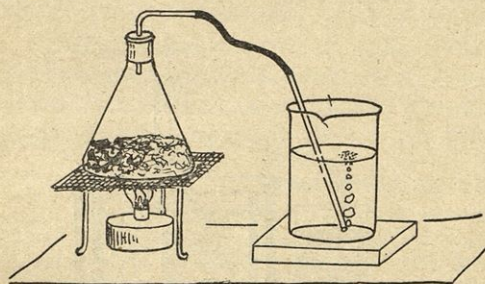
Klor se zelo rad spaja z nekaterimi drugimi elementi. Antimonov prah se spoji s klorom ob pojavu žarenja. Neprava zlata pena, sestojeca iz bakra in cinka, se v kloru vname, a kovini se spojita s klorom (sl. 36). **Spojine, ki nastanejo pri spajanju klora z drugimi prvinama, se imenujejo kloridi.**

Rdeča roža v kloru pobledi, ker klor uničuje rastlinske barve. V vodi se klor topi, raztopina se imenuje **klorna voda**. Klor uporabljajo za beljenje bombaževih in lanenih tkanin, lesne celuloze in služi kot sredstvo za uničevanje bakterij (desinfekcija). Klor se prodaja v železnih posodah, pa tudi kot klorovo apno. Klorovo apno dobijo z uvajanjem klora v gašeno apno.

Delovanje klora pri beljenju celuloze in sploh pri vsakem beljenju je osnovano na oksidaciji. Klor odvzame vodi vodik, na kar postane kisik prost. Sproščen kisik je zelo aktiven in pod njegovim vplivom izgube pobarvane snovi naglo svojo barvo:



Klorovodik, HCl. Ta spoj klora in vodika lahko dobimo z neposrednim spajanjem obeh prvin (sl. 36 II). V naravi ga je nekoliko v vulkanskih plinih in v vodni raztopini želodčnega soka.



Sl. 37. S segrevanjem zmesi kuhinjske soli in žveplene kisline se razvija klorovodik. Voda topi ta plin in tako nastane klorovodikova ali solna kislina. Ko nehaš razvijati plin, odmaši najprej steklenico, da ne bi vodna raztopina brizgnila skozi cev v steklenico!

Naveliko se klorovodik pridobiva z opreznim segrevanjem žveplene kisline in kuhinjske soli (sl. 37). Plin, ki se pri tem razvija, je brezbarven, dušljiv, in se na vlažnem zraku kadi. V vodi se klorovodik topi. Raztopina je kislega okusa ter se imenuje **klorovodikova** ali **solna kislina**. Solna kislina, ki je v prometu, vsebuje 32—38 % klorovodika.

Pokusiš li kapljico razredčene solne kisline, opaziš, da je kislega okusa, moder lakmus v njej pordeči. Vse snovi, ki imajo tak učinek, imenujemo v kemiji **kislinae**.

Fluor, brom in jod. Kloru sorodni elementi so fluor, brom in jod. V naravi jih ni v čistem stanju. Te prvine se kakor klor neposredno spajajo z mnogimi prvinami. Tako nastanejo fluoridi, bromidi in jodidi.

Njihove vodikove spojine raztopljene v vodi dajo kisline: fluorovodikovo, bromvodikovo in jodvodikovo kislino. Sorodne prvine klor, brom, jod in fluor imajo skupno ime **halogeni** ali solotvorni elementi. Njihove spojine z vodikom imenujemo **halogenovodike**.

Dočim čist fluor nima praktične vrednosti, se njegova kislina uporablja za pisanje in risanje na steklo. Fluorovodikova kislina razjeda steklo, pa jo moramo radi tega shranjevati v posodi iz gutaperče ali cerezina. Brom je temnorjava tekočina, njegove spojine uporabljajo v zdravilstvu.

Čist jod je trden. Če ga segrevamo v suhi epruveti ali skodelici, preide v vijoličaste pare, ki se na hladnem mestu zopet zgostijo v trden jod (sl. 38). Pravimo, da jod *sublimira* t. j. da preide iz trdnega stanja takoj v plinsko stanje in obratno. Raztopina joda v alkoholu je jodova tinktura. Uporablja se v medicini.

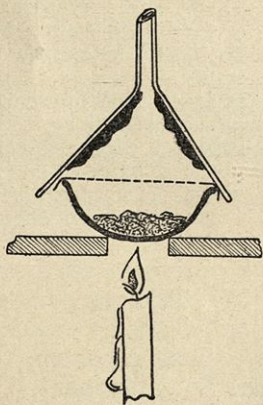
Natrij, Na = 23

Pridobivanje. Natrij se nahaja v prirodi samo v spojinah, od katerih je najvažnejša kuhinjska sol.

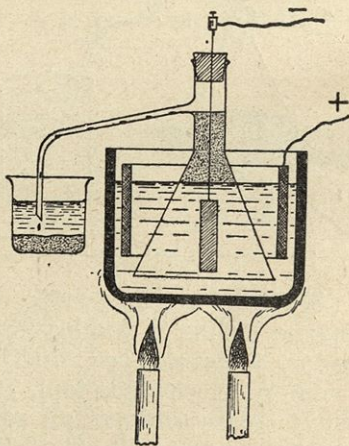
Natrij pridobivajo elektrolitično iz nekaterih njegovih spojin (sl. 39).

Lastnosti. Natrij je kovina specifično lažja od vode (0.97), kot vosek mehka, tako da ga lahko z nožem režemo. Na pre-rezu ima kovinski sijaj, ki pa kmalu izgine. Na zraku hitro oksidira. Radi velike sorodnosti s kisikom, ga shranjujemo v tekočinah, ki ne vsebujejo kisika (petrolej).

Prižgan zgori z rumenim plamenom.

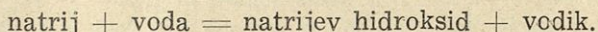


Sl. 38. Sublimiranje joda. Jod segrevamo v skodelici. Vijoličaste jodne pare sublimirajo na hladnih stranicah lijaka. (Poizkus lahko izvršiš tudi v epruveti).



Sl. 39. Pridobivanje natrija z elektrolizo raztopljenega natrijevega hidroksida. Natrij se izloča na negativni elektrodi ali katodi. Popolnoma ločen od zraka odteka po stranski cevi ter se zajame pod petrolejem.

Natrijev hidroksid, NaOH (natron). Če deluje natrij na vodo, nastane vodna raztopina natrijevega hidroksida:



Natrijev hidroksid je bela, trdna snov, ki se na zraku hitro ovlaži, ker je zelo higroskopen. V vodi se rad topi, pri čemur se raztopina segreje. Topi se tudi v alkoholu; tako ga lahko ločimo od primesi, ki se v alkoholu ne tope.

Natrijev hidroksid razjeda kožo, razkraja volno, masti in še mnoge druge snovi. Uporablja se pri izdelovanju mila. V prometu ga imamo v palčicah (čistega), nečistega pa v večjih komadih pod imenom **k a m e n a s o d a**.

Natrijev karbonat, Na₂CO₃, soda. V naravi se najde soda raztopljen v vodi mnogih jezer (natronska jezera), ponekod pa tudi na zemeljski površini.

Prej so sodo pridobivali iz pepela morskih rastlin. Ker pa je bila uporaba sode vedno večja, so iskali cenejši in prikladnejši način pridobivanja. Danes poznamo dva postopka za pridobivanje sode, starejši postopek po Le Blancu (izg. Leblanu) in novejši po Solvay-ju (Solvey). Pri nas je tovarna za izdelavo sode po Solvay-ju v Lukavcu pri Tuzli.

Čista soda kristalizira ter veže pri tem 10 molekul vode (Na₂CO₃ + 10 H₂O). Če jo segrevamo do 100° C, odda kristalno vodo ter preide v brezvodno (anhidrirano) ali kalcinirano sodo.

Kristalna soda se v vodi topi. Uporablja se za pranje, a mnogo jo uporabijo tudi pri izdelovanju stekla in mila.

Natrijev bikarbonat ali soda bikarbona, NaHCO₃, se izloča, če napeljemo ogljikov dvokis v hladno raztopino sode. Natrijev bikarbonat se nahaja raztopljen v mnogih kislinah. Če ga segrevamo, odpušča ogljikov dvokis ter preide v navadno sodo.

VPRAŠANJA IN VAJE

1. Vrzi košček kristalne sode na vročo ploščo! Soda se kmalu raztopi, iz raztopine pa kmalu izhlapi voda. Tako odstranimo iz sode kristalno vodo ter dobimo bel prah brezvodne sode.
2. Za koliko mora biti kristalna soda cenejša od kalcinirane?
3. Poišči razliko med sodo in sodo bikarbono!

Kalij, K = 39,1

Kalij je prvina, ki je po svojih lastnostih podobna natriju. Košček kalija vržen v vodo, jo razkraja. Tako nastane vodna raztopina kalijevega hidroksida (KOH).

Kalijev hidroksid (KOH) služi za izdelavo mehkega (mazalnega) mila. V trgovini ga kupimo v palčicah in večjih komadih.

Kalijev karbonat ali pepelika, K₂CO₃ je glavna sestavina pepela suhozemnih rastlin. Prej so pepeliko pridobivali iz pepela, danes pa jo izdelujejo v tovarnah iz minerala silvina (KCl). Vodna raztopina pepelike je lugastega okusa. Uporabljajo jo pri izdelovanju nekaterih vrst mila in stekla.

Kalijev klorat, KClO_3 lahko odpušča kisik in se radi tega uporablja v pirotehniki (umetni ogenj), pri izdelovanju švedskih vžigalic, služi pa tudi v medicini za izpiranje ustne dupline in grla.

Kalijev nitrat, KNO_3 ali soliter nastane v prirodi tam, kjer razpadajo dušične organske snovi v prisotnosti kalijevih spojin. Pri segrevanju oddaja soliter kisik, ki deluje oksidacijsko. Če segrevamo v skodelici nekoliko solitra ter mu dodamo nekoliko žvepla ali oglja, bo zgorel z močnim plamenom. Na osnovi te oksidacijske posebnosti se soliter uporablja za izdelavo črnega smodnika ter v pirotehniki.

VPRAŠANJA IN VAJE

1. Daj v kozarec nekoliko pepela ter ga polij z razredčeno solno kislino! Ob šumenju se razvija plin ogljikov dioksid. To nam dokazuje, da je v pepelu pepelika.

2. Izluži z vodo nekoliko lesnega pepela ter poizkusi z rdečim lakmusom, kako reakcijo pokaže raztopina!

3. Primerjaj lastnosti sorodnih prvin natrija in kalija!

4. Zmešaj 6 delov solitra, 1 del žvepla in 1 del lesnega oglja ter mešanico prižgi! V trenutku bo zgorela (smodnik je zmes teh sestavin).

Izdelovanje smodnika. Navadni smodnik je zmes 75% solitra, 13% oglja in 12% žvepla. Zdrobljene sestavine se z vodo zamesijo v testo. Testo se s posebnimi pripravami zdrobi v drobno zrnje. Tako pridobljeni smodnik se v zračni struji posuši in končno posiplje z grafitom.

Učinek smodnika je osnovan na tem, da nastane pri trenutnem zgorettju majhne količine smodnika velika količina plinov, ki imajo pri visoki temperaturi (do 2000°C) velik pritisk. Radi hitrega širjenja (velike ekspanzije) teh plinov, izvrši lahko njihova sila mehanično delo (razstreljevanje skal, streljanje iz puške, topa itd.).

Molekuli in atomi. Afiniteta

Vse snovi so deljive: sestavljene so iz velikega števila malih delcev. Najmanjši delci snovi, ki se z mehanskimi sredstvi ne dajo dalje deliti, so molekuli. Molekuli so tako mali, da jih niti z najboljšim mikroskopom ni mogoče videti. Vsi molekuli iste snovi so med seboj enaki; so enako veliki in enako težki. Vsak molekul ima lastnosti večjih kosov iste snovi. Molekul vode lahko kemijskim potom razstavimo v vodik in kisik, a molekul živosrebrnega oksida na živo srebro in kisik. Iz navedenega sledi, da so molekuli sestavljeni še iz manjših delcev, ki jim pravimo atomi.

Atomi se združujejo in tvorijo molekule. Dva ali več atomov kake prvine tvori molekul dotične prvine, a iz atomov nenakih prvin so zgrajeni molekuli spojin. Molekul vode je sestavljen iz 1 atoma kisika in 2 atomov vodika, a molekul železovega sulfida sestavlja 1 atom železa in 1 atom žvepla. Pri kemijski sintezi se spajajo atomi različnih prvin po določenem številu in na določen način ter vstvarjajo tako molekule novo nastalih spojin. Atomi so nedeljivi. Vsi atomi istega elementa so med seboj enaki, a razlikujejo se od atomov drugih elementov.

Sila, ki veže atome se imenuje afiniteta. Pri kemijskih spremembah (procesih) sprejemajo ali odpuščajo molekuli poedine atome ali skupine atomov, a ti se lahko takoj vežejo v nove molekule iz raznovrstnih atomov. V molekule se spajajo dotični atomi, med katerimi obstoja večja afiniteta. Brzina kemijskih sprememb je odvisna tudi od temperature, zato moramo zmes železnega in žveplenega prahu segrevati, da pospešimo kemijsko spajanje.

Tudi električna energija lahko povzroči kemijske spremembe; galvanska struja razkrajja vodo v njene elemente. Če preskoči električna iskra skozi zmes vodika in kisika, se spojita v vodo. Vodik in kisik se spojita v vodo tudi pri navadni temperaturi in brez električne iskre, če denemo v njuno zmes nekoliko gobaste platine.

Take snovi, ki pospešujejo kemijske procese (platina) in se same pri tem ne izpremenijo, imenujemo katalizatorje.

Afiniteta deluje med atomi različnih molekul le takrat, če se nahajajo molekuli v najožji bližini. Trdne snovi mehansko težko popolnoma zdrobimo v molekule. V taki zmesi se molekuli ne dotikajo, pa zato potekajo tudi kemijske spremembe (reakcije) zelo počasi. V vodni raztopini so snovi razdeljene v molekule, dostikrat pa še na tudi manjše delce (jone), radi tega potekajo kemijske spremembe v vodnih raztopinah mnogo hitreje. Ker se molekuli neprestano pomikajo, zadevajo drug ob drugega, pa je možnost kemijskega delovanja zelo ugodna. Če stiskamo plinsko zmes, se gostota poveča, a razdalja med molekuli znatno zmanjša. Tako lahko povečamo hitrost kemijskih reakcij.

Osnovni kemijski zakoni

Za pridobivanje železovega sulfida moramo vzeti 7 gr železa in 4 gr žvepla, ker se je pokazalo, da se ta dva elementa popolnoma spojita samo takrat, če je njuno utežno razmerje 7 : 4. Taka zakonitost velja tudi za spajanje drugih prvin. Dognano je, da se 8 gr kisika spoji z 1 gr vodika v 9 gr vode. **Kisik in vodik se spajata v stalnem utežnem razmerju 8 : 1.**

Vzamemo li preveliko količino elementa, ki se kemijsko spaja, preostane višek nespojen. To velja za vse elementarne snovi, tako da lahko izrazimo zakon: **prvine se spajajo v kemijske spoje le v točno določenih utežnih razmerjih.**

S poizkusi je dognano, da se plinasti elementi ne spajajo le v stalnih utežnih razmerjih, temveč tudi po nekih določenih prostorninah, ki so med seboj v enostavnem številčnem razmerju.

Vodik in klor se spojita v klorovodik v prostorninskem razmerju 1 : 1, t. j. 1 liter vodika in 1 liter klora se spojita v 2 litra klorovodika.

Kratko izrazimo:

2 molekula vodika + molekul kisika = 2 molekula vodne pare.
 2 prostorninska dela vodika + 1 prostorninski del kisika =
 = 2 prostorninska dela vodne pare.

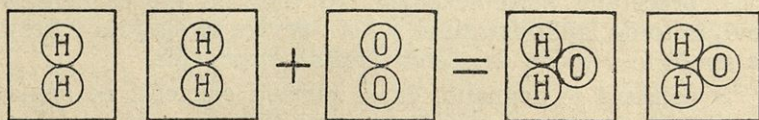
Vodik in kisik se spajata v vodo v točnih prostorninskih razmerjih 2 : 1, t. j. 2 litra vodika in 1 liter kisika se spojita v 2 litra vodne pare.



Sl. 40. Avogadro (1776—1856).

Po spojitvi 2 prostorninskih delov vodika in 1 prostorninskega dela kisika dobimo torej samo 2 prostorninska dela vodne pare. Tudi število molekul se po spojitvi zmanjša v istem razmerju. To se ujema z Avogadrovim (sl. 40) zakonom, ki pravi, **da vsebujejo enake prostornine različnih plinov enako število molekul.**

Z ozirom na navedeno velja pravilo, da se prostornina plinske zmesi zmanjša, če se radi spajanja število molekul v novo nastali spojini zmanjša. Če označimo vodik z H a kisik z O, si lahko spajanje vodika in kisika ter zmanjšanje prostornine nastale spojine (vodne pare) predočimo grafično takole:



2 prostorninska dela vodika + 1 prostorninski del kisika = 2 prostorninska dela vodne pare.

Zakon o ohranitvi snovi. S tehtanjem lahko dokažemo, da 7 gr železa in 4 gr žvepla daje 11 gr železovega sulfida. Iz 8 gr

kisika in 1 gr vodika nastane točno 9 gr vode. Zato pravimo: **teža kemijske spojine je enaka vsoti teže onih prvin, ki so se spojile v spojino.** Če reduciramo bakrov oksid z vodikom, je skupna teža nastale vode in bakra enaka teži bakrovega oksida in uporabljenega vodika. Če segrevamo živosrebrni oksid, razpade v živo srebro in kisik. Živo srebro in kisik tehtata prav toliko, kot je tehtala spojina (živosrebrni oksid). Pravimo: **skupna teža sestavin, v katere razpade kemijska spojina, je enaka teži prvotne spojine.** Pri vseh kemijskih spremembah velja zakon o ohranitvi in večnosti snovi, ki se glasi: **pri vseh kemijskih spremembah se na skupni snovi niti ne pridobi niti ne izgubi.** To zakonitost je prvi opazil in s tehtnico dokazal veliki francoski kemik Lavoisier.

Atomske in molekularne teže. Atomi in molekuli so tako majhni, da jih ne moremo videti niti pod mikroskopom, pa zaradi tega tudi ne moremo s tehtanjem določiti njihove absolutne teže.

Znano nam je, da se spajajo enaki prostorninski deli vodika in klora v klorovodik, tako da vsebuje molekul klorovodika 1 atom vodika in 1 atom klora. Teže enakih prostorninskih delov vodika in klora so v razmerju 1 : 35,5. Ker je po Avogadrovem zakonu v enakih prostorninskih delih vseh plinov enako število molekul, sklepamo, da so tudi teže vodikovega in klorovega atoma v razmerju 1 : 35,5 (ker je vsak molekul vodika in klora sestavljen iz 2 atomov). V kemiji govorimo radi tega samo o relativnih atomskih in molekularnih težah. Relativna atomska teža nam samo pove, v kakih razmerjih so teže atomov različnih elementov, dočim absolutne teže atomov in molekul radi njihove neznatnosti ne moremo s tehtnico določiti niti številčno izraziti.

Atom klora tehta toliko kot 35,5 atomov vodika. Kemikom je uspelo s primernimi postopki vsporediti teže atomov vseh prvin s težo vodikovega atoma. Prvotno so rabili za enoto (I) težo vodikovega atoma. Današnje atomske teže so primerjane s kisikom, ki ima atomsko težo 16, a atomska teža vodika je 1,008. Zato velja (približno) pravilo: **atomske teže elementov so ona števila, ki povedo, kolikokrat je 1 atom vsakega elementa težji od 1 atoma vodika.**

Atomska teža klora je 35,5, kisika 16, dušika 14 itd. (Glej razpredelnico elementov na strani 34). S seštevanjem atomskih tež vseh atomov, ki se nahajajo v molekulu, dobimo molekularno težo. Tudi molekularne teže so relativna števila, ki nam povedo, kolikokrat je molekul kakega elementa ali spojine težji od 1 atoma vodika.

VPRAŠANJA IN VAJE

1. V kaj razpadejo koščki sladkorja v vodi?
2. Kaj nastane z molekulami pri elektrolizi vode? (Odgovor: raz-

padejo na atome vodika in kisika, a ti atomi se zopet združujejo v molekule vodika in kisika).

3. Iz katerih atomov so sestavljeni molekuli vodika in kisika, a iz katerih molekul vode in živosrebrnega oksida?

4. Kapljico vode, ki si jo s fuksinom rdeče obarva, kani v 1 liter čiste vode! Vsa voda postane rdečkasta, ker je bilo v kapljici toliko fuksinovitih molekul, da so z mešanjem prišli na vsako mesto v 1 litru vode.

5. Kolika je molekularna teža kisika? (Odgovor: atomska teža kisika je 16, a molekul kisika vsebuje 2 atoma, torej je molekularna teža kisika $2 \times 16 = 32$).

6. Kolika je molekularna teža vode?

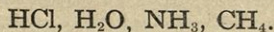
Spojine, kemijske formule in enačbe

Spojine. S poizkusi smo dokazali, da razpade rdeči precipitat (živosrebrni oksid) s segrevanjem v živo srebro in kisik, a vodo smo razstavili z elektrolizo v vodik in kisik. Snovi, ki jih lahko razstavimo v enostavnejše snovi (elemente), imenujemo **kemijske spojine**.

Omenili smo že, da označujemo kemijske prvine s posebnimi znaki (simboli). Reči moramo nadalje, da kemijski znak ne označi samo prvino kot tako, temveč pomeni tudi **1 atom določene prvine z njeno atomsko težo**.

Kemijske formule so pisмени znaki, ki ponazorujejo sestav molekul različnih snovi. Formula za vodik je H_2 , za kisik O_2 . Te formule povedo, da je vodikov molekul sestavljen iz 2 atomov vodika, a kisikov prav tako iz 2 atomov kisika. Formula za vodo je H_2O . V njej je izraženo, da je molekul vode sestavljen iz 2 atomov vodika in 1 atoma kisika. Če je potrebno naznačiti več molekul kake spojine, pišemo tako: 5 H_2O t. j. 5 molekul vode. Razločevati pa moramo 2 H in H_2 . Prvi znak predstavlja 2 atoma vodika (svobodna), a drugi 1 molekul vodika (sestavljeno iz 2 atomov).

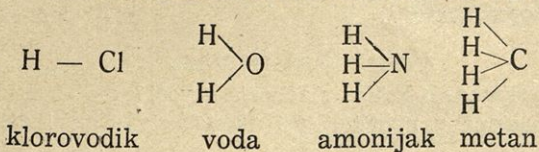
V formulah raznih spojin z vodikom opazimo, da se atomi raznih prvin spajajo z različnim številom vodikovih atomov, n. pr.:



Z ozirom na število vodikovih atomov, ki so spojeni v molekule, pravimo, da je klor (Cl) enovalenten, kisik (O) dvovalenten, dušik (N) trovalenten, a ogljik (C) štirivalenten. Število, ki pove koliko vodikovih atomov se spoji z 1 atomom kakega drugega elementa, je njegova valenca ali spojnost.

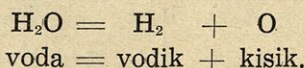
Način, kako so poedini atomi v molekulu povezani, označujemo s strukturnimi formulami, a enostavno pisane formule (glej zgoraj) so empirijske.

V strukturnih formulah so valence označene s črticami:

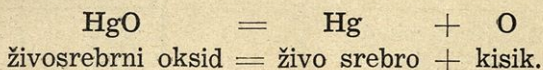


Pri pisanju formul moramo pomisliti na valentnost atomov poedinih prvin ter se ozirati na dejstvo, da pri nekaterih prvinah valenca ni stalna (glej razpredelnico na str. 34).

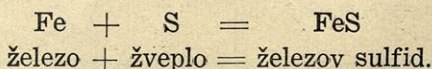
Kemijske enačbe. Ker je voda spojina vodika (H) in kisika (O), označimo vodo s formulo H_2O , a kemijski razkroj vode s pomočjo elektrolize bi napisali takole:



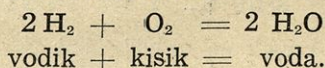
Rdeči precipitat (živosrebrni oksid) označimo kratko z HgO , ker vemo, da je sestavljen iz živega srebra (Hg) in kisika (O). Razpad rdečega precipitata s segrevanjem napišemo takole:



Take kratke izraze, ki nam kažejo kemijske spremembe (procese), imenujemo **kemijske enačbe**. Spajanje železa in žvepla v železov sulfid nam ponazori enačba:



Spajanje vodika in kisika v vodo napišemo tako:



Gorenje žvepla v kisiku nakažemo z enačbo: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$.

Z enačajem razstavimo vsako kemijsko enačbo na levo in desno stran.

Leva stran enačbe nam označi, kar smo imeli pred kemijskim procesom, a desna stran vse ono, kar je po procesu nastalo.

Pri pravilno napisani kemijski enačbi je skupno število atomov na levi strani enako številu atomov na desni strani.

Pri pisanju enačb nam števila v formulah na desni strani simbolov spodaj (1 ne pišemo!) označujejo zakone o utežnih razmerjih, a števila pred formulo (tudi tukaj 1 ne pišemo!) označujejo pri plinih zakon o stalnih prostorninskih razmerjih. Enačaj nam označuje zakon o ohranitvi snovi.

VPRAŠANJA IN VAJE

1) Napiši enačbo za oksidacijo oglja in železa.

2) Izračunaj, koliko utežnih delov kisika in koliko vodika dobiš potem elektrolize iz vode? (Odgovor: Molekularna teža vode H_2O je $2 + 16 = 18$. Torej: Na 18 utežnih delov vode prideta 2 utežna dela vodika, a 16 jih pripada kisiku).

Pregled simbolov, atomskih tež in valentnosti najvažnejših nekovin (metaloidov)

Skupina	Ime	Simbol	Atomska teža	Valenca
1	Vodik (Hydrogenium)	H	1,008	I
2	Fluor	F	19,00	I
	Klor (Chlorum)	Cl	35,46	
	Brom	Br	79,92	
	Jod (Jodum)	J	126,92	
3	Kisik (Oxygenium)	O	16	II
	Žveplo (Sulphur)	S	32,06	II, IV, VI
4	Dušik (Nitrogenium)	N	14,01	III, V
	Fosfor (Phosphorus)	P	31,02	
5	Ogljik (Carbonium)	C	12	IV
	Silicij	Si	28,06	

Dušik, N = 14,01

Pridobivanje. Dušik se nahaja čist v zraku, a vezanega je v mnogih spojinah. Iz zraka smo pridobili dušik tako, da smo kisik spojili s fosforjem pod poveznikom. Kakor se z oksidacijo spaja kisik iz zraka s fosforjem, prav tako bi se lahko spajal z nekaterimi drugimi elementi. Če napeljemo zračno strujo skozi cev, v kateri žarimo bakrene opilke, se baker spoji s kisikom, a dušik uhaja na nasprotnem koncu cevi.

V tehnične svrhe pridobivajo dušik z destilacijo tekočega zraka.

Lastnosti. Čist dušik je plin brez barve, vonja in okusa. Je nekoliko lažji od zraka, a štirinajstkrat težji od vodika. Atomska teža dušika je 14, a molekularna 28, ker je molekul sestavljen iz dveh atomov. Dušik ne gori ter ne pospešuje gorenja niti dihanja.

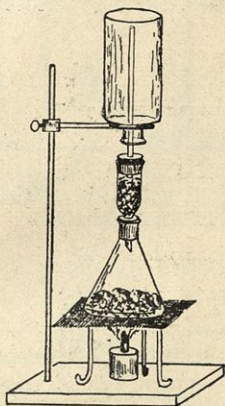
Amonijak, NH₃. V hlevih in na krajih, kjer gnijo organske snovi, ki vsebujejo dušik, se razvija plin ostrega duha, ki povzroča solzenje. Ta plin se imenuje amonijak. Molekul amonijaka je sestavljen iz 1 atoma dušika in 3 atomov vodika: NH₃.

Če mešaš v torilcu zmes salmijakovca in gašenega apna, se razvijejo pare amonijaka, ki ga spoznaš po ostrem duhu. Tudi v laboratoriju se na isti način pridobiva amonijak (sl. 34). V novjšem času se pridobiva amonijak iz čistega dušika in vodika tako, da izpeljemo zmes pod visokim pritiskom in pri visoki

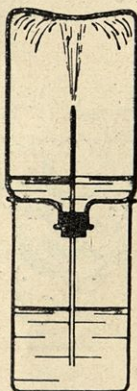
temperaturi skozi takšne snovi, ki reakcijo pospešujejo (katalizator): $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 = 2 \text{NH}_3$.

Amonijak je plin brez barve, ostrega vonja, povzroča solzenje ter je lažji od zraka.

Napolnimo steklenico z amonijakom, ki smo ga predhodno posušili tako, da smo ga napeljali skozi živo apno (sl. 41), ter jo zamašimo z zamaškom, skozi katerega je vtaknjena steklena cev.

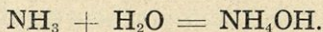


Sl. 41. Priprava za sušenje amonijaka. Iz zmesi salmijaka in gašenega apna dobljeni amonijak se osuši v živem apnu ter se zajame v obrnjeni steklenici.



Sl. 42. Poizkus, ki nam pokaže izredno topljivost amonijaka v vodi.

Če steklenico obrnemo in vtaknemo cev v vodo, ki je obarvana z rdečo lakmusovo tinkturo, brizgne voda naglo skozi cev v steklenico ter pomodri vodo (sl. 42). Voda vpija amonijak (1 liter mrzle vode vpije okoli 1.100 l amonijaka). Vodna raztopina amonijaka se imenuje amonijakova voda. Voda se je spojila z amonijakom v amonijev hidroksid:



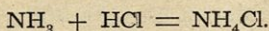
Vodna raztopina amonijaka obarva rdeč lakmusov papir modro. Če amonijakovo vodo segrevamo, uhaja amonijak počasi iz nje.

Na stekleno ploščico nalij nekoliko etra ter pihaj vanj skozi stekleno cevko! Eter naglo izpareva, na spodnji strani ploščice pa se vodna para iz zraka kondenzira ter zmrzne.

Pod velikim pritiskom in istočasnim ohlajevanjem se amonijak zgosti (tudi drugi plini) v tekočino. Pri izparevanju potrebuje tekoči amonijak mnogo toplote, ki jo odvzame svoji okolici. Če postavimo posodo, v kateri izpareva amonijak v vodo, se voda ohladi in zmrzne. Radi tega služi amonijak za pridobivanje

umetnega ledu. Njegova razredčena vodna raztopina služi za čiščenje oblek.

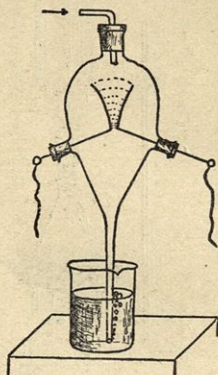
Postaviš li čašo, v kateri se nahaja solna kislina k drugi, v kateri je koncentrirana vodna raztopina amonijaka, nastane bel dim (sl. 43). Spajanje se vrši po sledeči enačbi:



Nastali spoj — amonijev klorid, NH_4Cl , imenujemo salmijak. S salmijakom očistimo dele kovin, ki jih nameravamo variti (lotati). Salmijak odstranjuje s površine segretyh kovin njihove okside in jih pretvarja v hlapljive kloride. Le tako očiščeni deli kovin se medseboj trdno sprimejo.



Sl. 43. V eni čaši je amonijakova voda v drugi pa solna kislina. Iz klorovodika in amonijaka nastane bela megla amonijevega klorida.



Sl. 44. Dobivanje dušikove kisline s pomočjo obločnega plamena. Skozi cev na vrhu prihaja zrak, ki se v obločnem plamenu spremeni v dušikov oksid, a ta pomešan z vodo tvori dušikovo kislino.

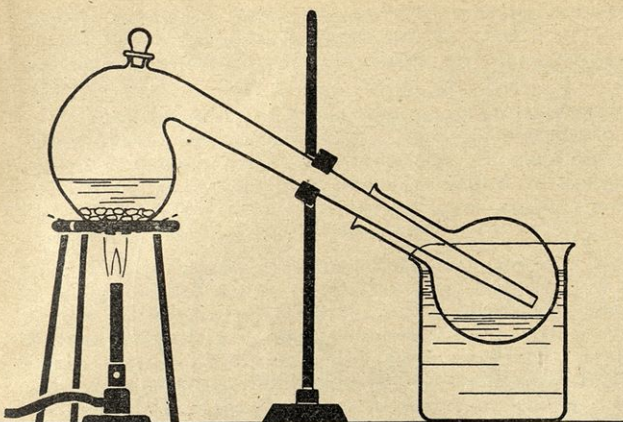
Dušikova (solitrna) kislina. HNO_3 . Če preskoči električna iskra skozi zrak, nastane nekoliko dušikovega oksida, NO , ki po nadaljni oksidaciji preide v NO_2 . Ta daje z vodo dušikovo kislino.

Na podlagi navedenega lahko proizvajamo dušikovo kislino na veliko tako, da napeljemo zračno strujo skozi obločni plamen (sl. 44). Pri visoki temperaturi obločnega plamena nastane najprej dušikov oksid, ki daje, napeljan v vodo, dušikovo kislino. Dušikova kislina se pridobiva na veliko tudi z učinkovanjem žveplene kisline na čilski soliter (sl. 45).

Poleg tega pridobivajo danes velike množine solitrne kisline z oksidacijo amonijaka.

Dušikova kislina je brezbarvna tekočina, dušljivega vonja, ki se na vlažnem zraku kadi. Vre pri 86°C in se pri tem delno razkraja. Razkraja se tudi pod vplivom sončnih žarkov. Pri razkroju oddaja kisik ter je radi tega močno oksidacijsko sredstvo.

Najvažnejša uporaba dušikove kisline sloni na lahkem odajanju kisika. Radi tega služi le-ta in mnogo njenih spojin pri



Sl. 45. Dobivanje dušikove kisline s segrevanjem čil-skega solitra in žveplene kisline. Nastajajoče pare se v hladni steklenici zgoščujejo.



Sl. 46. Žareče oglje gori v kadeči se dušikovi kislini. Za gorenje potreben kisik oddaja kisli-na.

kemijskih procesih kot oksidacijsko sredstvo. Po njej porume-ne nohti, koža, volna in perje.

Dušikova kislina lahko oksidira klorovodikovo kislino, pri čemer postane klor prost: $\text{HNO}_3 + 3 \text{HCl} = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + 3 \text{Cl}$. Zmes dušikove in klorovodikove kisline se imenuje kraljeva voda ali zlatotopka. Radi delovanja klora, ki v tej zmesi nastane, se v zlatotopki topi zlato in platina.

Dušikova kislina, ki vsebuje NO_2 , se imenuje kadeča se dušikova kislina. Njeno oksidacijsko delovanje je tolikšno, da prične žareče oglje goreti, če ga vtaknemo v to kislino (sl. 46).

Če nekatere spojine (glicerin, celuloza) predelamo s koncentrirano dušikovo kislino, se pretvorijo v eksplozivne snovi.

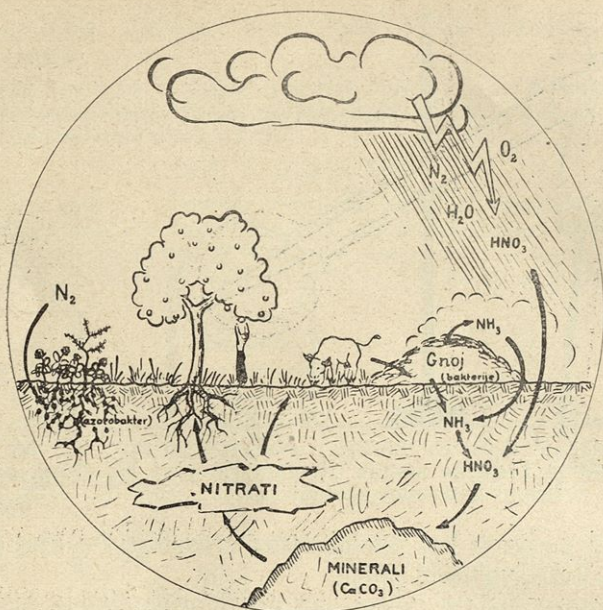
Razredčena dušikova kislina topi razen zlata in platine vse kovine. Z njo ločimo zlato iz njegovih zlitin.*

Dušikova kislina se uporablja tudi za napise in risbe na kovinskih ploščah. Bakrena plošča se prevleče z voskom, nakar se na njo piše. Nato se plošča polije z dušikovo kislino, ki razjeda odkrita mesta na plošči. Ko se vosek s plošče odstrani, ostane zdolbljena risba. S topljenjem kovin v dušikovi kislini nastanejo spojine, ki se imenujejo nitrati. Pri segrevanju oddajajo nitrati del vezanega kisika.

Zelo važen je natrijev nitrat, NaNO_3 , ki se dobiva v velikih množinah v Chile pod imenom čilski soliter. Uporabljamo ga kot umetno gnojilo radi dušika, ki je potreben rastlinam. V malih množinah se dodaja tudi pri soljenju mesa.

Rastline sprejemajo iz zemlje nitrati ter oblikujejo iz njih različne dušične organske spojine, posebno beljakovine, ki se nabirajo predvsem v semenih in plodovih.

* Staljene kovine se druga v drugi popolnoma raztope. Dobljena mešanica kovin v obliki trde raztopine se imenuje zlitina ali legura.



Sl. 47. Kroženje dušika in njegovih spojin v prirodi.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. V čem topimo zlato in platino?
2. Primerjaj formule natrijevega in amonijevega hidroksida! Kako reagirata ta dva na lakmus?
3. Naštej uporabo poznanih dušikovih spojin!
4. Poizkusi napisati strukturne formule amonijaka in amonijevega hidroksida! Koliko valenten je dušik v teh spojinah?
5. Po kamnu liditu potegni črte z bakrenim, srebrnim in zlatim predmetom ter s predmetom iz zlate zlitine ter vse črte polij z dušikovo kislino! (Sled bakrene in srebrne črte se zgubi, sled legure postane nejasna, a črta, potegnjena z zlatom, ostane jasna. Pri teh poizkusih je dušikova kislina raztopila tudi baker in srebro v zlati zlitini. Na ta način spoznajo zlatarji zlate predmete ter določajo odstotek zlata v zlitini).
6. Pri poizkusu (sl. 43) drži vlažen lakmusov papir nad steklenico z amonijakom, drugega daj v pare HCl, a tretjega v dim (amonijev klorid), ki nastane pri njihovem spajanju! Kake spremembe opaziš na papirju?

KROZENJE DUŠIKA V PRIRODI IN VAŽNOST NJEGOVIH SPOJIN ZA RASTLINE (Za šole poljedelske smeri.)

Dušikove spojine so potrebne za rast živalskih in rastlinskih teles. Rastline sprejemajo te spojine s koreninami iz zemlje, človek in žival pa se preskrbita s potrebnimi dušikovimi spojinami v obliki rastlinske hrane. Posebno dosti dušika vsebujejo one sestavine v živalskem in rastlinskem telesu, ki jih imenujemo beljakovine. Beljakovine so v večji meri v mesu, jajčjem beljaku, semenih stročnic i. t. d.

Ko rastline in živali dorastejo in odmro, prično gniti ter se razkrajati. Med razkrojenimi produkti odmrlih organizmov in v hlevskem gnoju, se nahaja dušik v obliki amonijaka. Dež ga vpija in v vodi raz-

topljen pronica v zemljo. Tu ga neke posebne bakterije (t. zv. nitrobakterije) pretvorijo v dušikovo kislino, ki tvori z rudninami nitrata. V vodi raztopljene nitrata, ki služijo rastlini za hrano, vpijajo rastline s koreninami.

Z vsako žetvijo odvezamemo zemlji večje količine dušikovih spojin, ki se nahajajo kot beljakovine v semenju in plodovih. To izgubo dušičnih spojev nadomesti poljedelec s hlevskim ali umetnim gnojem. Umetni dušični gnoj je čilski soliter, amonijev sulfat in kalcijev cijanamid (dušikovo apno). Dušikovo apno izdelujejo za domače potrebe v Rušah, Dugom Ratu pri Omišu in v Šibeniku.

Peščeni zemlji dovajamo dušikove spojine s setvijo metuljnic (detelja, grahorica, soja i. t. d.). Le-te rastline lahko s pomočjo nekih bakterij,* ki živijo na njihovih koreninah prisvajajo dušik iz zraka ter ga končno pretvorijo v beljakovine. Metuljnice torej ne vporabljajo kakor ostale rastline dušikovih spojin, ki se nahajajo v zemlji. Po deteljni košnji ostanejo v njihovih koreninah dušikove spojine, s katerimi se zemlja obogati. Radi tega žitaricam ni potrebno gnojiti z umetnim dušikovim gnojem, če je pred njimi na isti njivi rasla detelja. Še bolj obogati zemlja na dušikovih spojinah, če metuljnice v cvetju podorjemo. To je t. zv. zeleno gnojenje, s katerim se zemlja obogati v veliki množini na dušiku in humusu. Primerjaj sliko 47, ki prikazuje kroženje dušika v prirodi!

Kisline, baze, soli

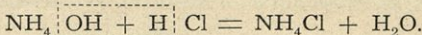
Halogenovodiki, raztopljeni v vodi, so tekočine kislega okusa. To so že znane halogenovodikove kisline: klorovodikova, bromovodikova in jodovodikova kislina. Tudi oksidi fosforja, žvepla in drugih nekovin, ki nastanejo pri gorenju v kisiku (ali na zraku), raztopljeni v vodi, dajo kisline. **Vsaka kislina ima v svojem molekulu po en ali več vodikovih atomov.** Nekateri kovine, tako n. pr. železo, cink i. t. d. lahko izpodrinejo v kislini vodik, a s preostalim delom molekula se spoje v soli.

Oksidi natrija, kalija in kalcija raztopljeni v vodi, dajo tekočine lugastega okusa, to so baze.

Amonijev hidroksid je tudi baza. **Vse baze spoznaš po tem, ker imajo v svojem molekulu hidroksilno skupino (OH) spojeno z atomi nekaterih kovin ali z amonijsko skupino (NH₄).**

V raztopino amonijskega hidroksida, ki smo jo prej z lakmusom rdeče obarvali, prilij počasi solne kisline ter mešaj! Dokler je baza v premoči, je raztopina modra. V gotovem trenutku preide modra barva v vijoličasto. V raztopini ni več baze pa tudi ne kisline. Tekočina je nevtralna. Že kapljica kisline zadostuje, da postane tekočina rdeča, ali pa kapljica baze, da zopet pomodri.

Med bazo in kislino se je izvršila kemijska reakcija, pri kateri so se spojili vodikovi atomi kisline s hidroksilno skupino baze v vodo:

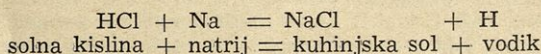


* Azotobakterija je vrsta bakterije, ki sprejema dušik neposredno iz zraka. Nabrekline na koreninah stročnic so sedež posebne vrste bakterije — imenovane bacillus radicicola. Te bakterije živijo združeno s stročnicami, od njih sprejemajo sladkor, ki jim je potreben za hrano, vračajo jim pa dušikove spojine.

Ta proces se imenuje nevtralizacija. Pri nevtralizaciji (tudi drugih baz in kislin) nastanejo poleg vode nove spojine, ki jih imenujemo soli.

Soli se ne dobe samo z nevtralizacijo baz s kislinami, temveč tudi po učinkovanju kovin na kisline.

Če vržesh v solno kislino košček natrija, se naglo spoji s klorom in po kemični reakciji izgine. Plin, ki se pri tem razvija, lahko zajameš ter doženeš, da je vodik. Izpariš li ostanek, ki ostane kot oborina, dobiš prah slanega okusa, t. j. kuhinjska sol. Natrij je iz solne kisline izpodrinil vodik, a s preostalim klorom se je spojil v kuhinjsko sol ali natrijev klorid:



Sličen proces nastane, če vržesh v solno ali kako drugo kislino komadič železa ali cinka.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Kako se imenujejo soli, ki nastanejo z nevtralizacijo dušikove kisline?
2. Kaj imajo skupnega vse kisline?
3. Kaj imajo skupnega vse baze?
4. Koliko različnih soli dobiš, če nevtraliziraš baze NH_4OH ter NaOH s HCl ter HNO_3 ?
5. Pokaži s kemijskimi enačbami nevtralizacijo HNO_3 s NH_4OH ter NaOH !
6. Napiši enačbo za pridobivanje cinkovega klorida iz cinka in solne kisline! (Cink je dvovalenten, njegov simbol je Zn).

Pregled osnovnih kemijskih pojmov in zakonov

Elementi so snovi, ki jih kemijskim potom ne moremo razstaviti še na enostavnejše.

Spojine so snovi, ki jih kemijskim potom lahko razstavimo na enostavnejše snovi.

Zmes je mešanica dveh ali več snovi, ki jo lahko z mehaničnimi postopki ločimo.

Analiza je kemijska razčlemba spojin v njihove sestavne dele.

Sinteza je kemijsko spajanje dveh ali več prvin v kemijsko spojino.

Oksidacija je spajanje s kisikom.

Gorenje je spajanje s kisikom, pri katerem se pojavi toplota in svetloba.

Redukcija je pojav, pri katerem se odvzame neki snovi kisik.

Sublimacija je neposreden prehod plina ali pare v trdno snov.

Molekuli so najmanjši delci snovi, ki imajo še vse iste lastnosti kot večji deli iste snovi.

Atomi so delci, iz katerih so sestavljeni molekuli.

Atomska teža je število, ki pove, kolikokrat težji je atom neke prvine od enega atoma vodika.

Molekularna teža je število, ki pove, kolikokrat je molekul snovi težji od enega atoma vodika. Molekularno težo spojine dobimo, če atomske teže elementov, ki molekul sestavljajo, seštejemo.

Afiniteta je sila, ki veže atome v molekule.

Valenca je sposobnost atomov poedinih elementov, da lahko vežejo ali v kislini zastopajo določeno število vodikovih atomov.

Simboli elementov so njihove kratke označbe.

Kemijske formule so pismeni znaki, ki predstavljajo sestavo molekul različnih snovi. So lahko empirijske in strukturne.

Kemijske enačbe nam ponazore kemijske spremembe.

Kisline so spoji z vodikom, v katerih se lahko vodik nadomesti s kovino. Kisline so kislega okusa ter obarvajo moder lakmus rdeče.

Baze so spoji kovin (natrija, kalija) ali amonijeve skupine s hidroksilno skupino. Baze so lugastega okusa ter obarvajo rdeč lakmus modro.

Soli so kemijske spojine, ki nastanejo po nevtralizaciji kislin in baz ter po nadomestitvi (substituciji) vodikovih atomov v kislinah. Solotvorni (halogeni) elementi se spajajo s kovinami neposredno v soli.

Kemijski zakoni. Prvine se spajajo v kemijske spojine samo v točno določenih utežnih in prostorninskih razmerjih. Pri vseh kemijskih procesih (pri analizah in sintezah) se na tvarini (celotni) niti ne pridobi niti ne izgubi.

Fosfor, P = 31,02

PRIDOBIVANJE FOSFORJA (Za šole obrtno-industrijske smeri.)

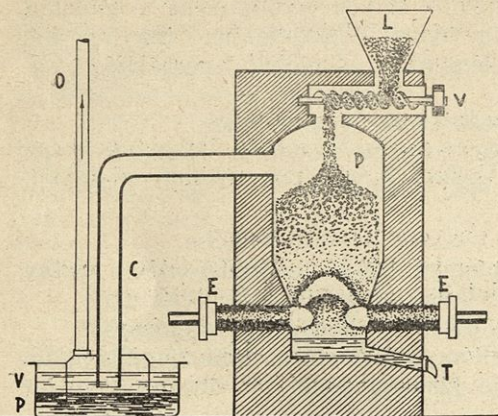
Ker je afiniteta fosforja napram drugim prvinam zelo velika, ga v naravi ne najdemo čistega. Pridobivajo ga iz prirodnih spojin, ki vsebujejo fosfor. Te spojine so apatit in fosforiti. Fosfor dobivajo tako, da rude zdrebe ter jih s primesjo peska in oglja ali koksa žare (sl. 48). Izločeni fosfor preide v pare, ki jih napeljejo pod vodo, kjer se zgostijo. Končno vlivajo fosfor v paličaste kose. Takega dobimo tudi v trgovini. Tako dobljeni fosfor je brezbarven, pravimo mu beli fosfor.

Če segrevamo beli fosfor do 250—300° C brez pristopa zraka, preide v rdeči fosfor, ki ni strupen in se ne vname tako hitro kot beli fosfor (sl. 49). Ti dve vrsti fosforja se razlikujeta po fizikalnih in kemijskih lastnostih. Pravimo, da ima fosfor dve alotropski modifikaciji.

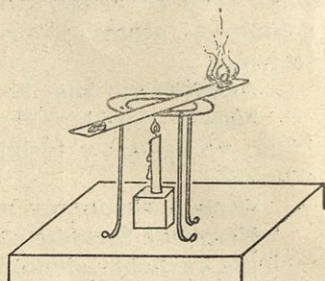
Če fosfor zgori, nastane gost, bel dim, ki se v vojni uporablja za zameglitev (umetna megla). Na ta način skrivajo pred sovražnikom važne položaje in skladišča, posebno ob zračnih napadih.

Lastnosti. Fosfor je po valenci sličen dušiku. Ti dve prvini sta v spojinah tro in pet valentni.

Beli fosfor na svetlem najprej porumeni, pozneje pa pordeči. Na zraku oksidira ter se vname že pri 60° C. Je mehak ter ga lahko režemo kot vosek. Radi vnetljivosti in ker je zelo strupen, ga hranimo pod vodo. Pri poizkusih s fosforjem moramo biti zelo previdni, ker se opekline, ki jih povzroča goreči fosfor, težko celijo.



Sl. 48. Dobivanje fosforja v električni peči. Na vrhu se vsiplje zdrobljena fosforjeva ruda, pomešana z ogljem in kremenom. Toplota obločnega plamena izloča fosfor. Skozi gornjo cevko uhajajo fosforjeve pare v zgoščevalec, troska se izpušča spodaj (T).



Sl. 49. Vnetljivost belega fosforja. Na enem koncu tanke kovinske ploščice je košček belega, na drugem pa rdečega fosforja. Ploščico v sredini segrevamo. Beli fosfor se kmalu vname, rdeči pa šele, če se mu s plamenom popolnoma približamo.

Fosfor na zraku svetlika, kar se posebno lepo opaža v mraku. Ta pojav se imenuje **fosforescenca**.

Fabrikacija vžigalic. Radi lahke vnetljivosti uporabljajo fosfor za izdelovanje vžigalic. Lesene šibice namočijo najprej v raztopljeni parafin, nato pa njih konce vtaknejo v gosto, lahko vnetljivo zmes, ki se po sušenju strdi v glavico vžigalice. Zmes je sestavljena iz kalijevega klorata, ki lahko oddaja kisik ter iz antimonovega sulfida in lepila. Glavica vžigalice se vname s trenjem ob stranici škatljice, ki je prevlečena z zmesjo zdrobljenega stekla in rdečega fosforja. S trenjem nastane toplota, ki osvobodi kisik iz kalijevega klorata, a ta vžge fosfor na stranici škatljice, od koder preide plamen na glavico. Antimonov sulfid v glavici gori s pomočjo kisika iz kalijevega klorata, lepilo pa dodajo zato, da se vse lepo sprime. Parafin služi za lepše in enakomernejše gorenje. Pri nas so tovarne vžigalic v Osijeku, Novem Vrbasu, Vrbovskem in Dolcu pri Travniku.

Fosforjeve spojine. Fosfor zgori na zraku ali v čistem kisiku v bel prah. To je fosforjev pentoksid, P_2O_5 , ki tvori z vodo fosforno kislino H_3PO_4 . Soli fosforne kisline so fosfati.

VAZNOST FOSFORJEVIH SPOJIN ZA RASTLINSTVO

(Za šole poljedelske smeri.)

Rudnine apatit in fosforiti so kalcijevi fosfati. S preperevanjem teh rudnin dospejo fosforjeve spojine v zemljo, kjer služijo rastlinam za hrano. Pod vplivom humusnih kislin ter kislin, ki jih izločajo koreninice, razpadejo fosforjeve spojine ter postanejo topljive v vodi. V tej obliki šele lahko služijo rastlini za hrano. Fosfor (in žveplo) je potreben rastlinam v prvi vrsti za tvorbo beljakovin. Fosforjeve spojine najdemo v večji

meri v semenju žitaric in stročnic. Z uživanjem teh semen dobita človek in žival fosfor, ki jima služi za tvorbo beljakovin, kosti in možganov.

Z žetvijo odstranjen fosfor nadomesti preperevanje navedenih rudnin. V polni meri pa osiguramo setev z zadostno količino fosforja v obliki umetnih gnojil. Tako umetno gnojilo se pridobiva iz apatita, če ga obdelujejo z žvepleno kislino. Pri tem nastane v vodi topljiv kalcijev fosfat, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, ki se prodaja pod imenom **superfosfat**. Pri nas imamo tovarne superfosfata v Hrastniku, Subotici in Koprivnici. Fosforni umetni gnojili sta tudi Thomasova žlindra in kostna moka. Iz Južne Amerike izvažajo kostni pepel, ki se tudi uporablja kot umetno gnojilo. Živalske kosti služijo za kurivo pri izdelovanju t. zv. Liebigovega mesnega ekstrakta. Vrednost fosforjevega gnojila se ocenjuje po količini topljive fosforjeve kisline. Superfosfat je siv prah ter vsebuje okoli 16% fosforjeve kisline.

Zadostne količine fosforjeve kisline v zemlji ne povečajo samo žetve, temveč vplivajo tudi na kakovost sadežev. Tako se n. pr. poveča kaljivost semena in teža sladkorja v sladkorni pesi ter količina škroba v krompirju, če dodamo zemlji dovolj v vodi topljivih fosfatov.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Zakaj hranimo fosfor pod vodo?
2. Naštej fosforjeva umetna gnojila!
3. Fosfor za poizkuse razreži pod vodo v male koščke, ki jih prijemaj s kleščami ter dobro osuši s pivnikom. Vse poizkuse s fosforjem izvedi oprezno, ker se fosfor rad vname in prši potem na vse strani, a dobljene opekline se težko celijo.
4. Košček fosforja v epruveti polij z vodo ter ga oprezno segrevaj! Pri poizkusu imej toplomer v vodi. Opazil boš da se fosfor tali pri 44°C .
5. Košček fosforja položi na železno pločevino ter se ga dotakni z žarečo žico. Nad parami fosforjevega pentoksida P_2O_5 , ki pri tem nastane, drži suh steklen lijak. Prah, ki se nabira na straneh lijaka, se hitro ovlaži (je higroskopičen). Prepričaj se z modrim lakmusovim papirjem o kislem svojstvu nastale raztopine! Kako se imenuje kislina, ki je nastala?
6. Raztopi košček fosforja v epruveti z ogljikovim bisulfidom ter raztopino polij na pivnik, ki ga držiš s kleščami, dokler bisulfid ne izhlapi. Fino porazdeljen fosfor se kmalu vname.
7. Kostnemu pepelu, ki ga dobiš, če žgeš kosti, dodaj za $\frac{1}{3}$ celotne prostornine magnezijevega prahu. Dobro premešaj ter zmes segrevaj v epruveti, dokler ne zažari. Nato epruveto zamaši ter počakaj, da se ohladi! Ko odmašiš epruveto, boš v temni sobi opazil fosforescenco.
8. Napiši strukturne formule fosforjevega pentoksida in fosforjeve kisline! Koliko valenten je fosfor v teh spojinah?

Žveplo, S = 32,06

Nahajališča. Žveplo je v naravi zelo razširjeno, najdemo ga samorodnega ali v raznih spojinah. Samorodno žveplo se nahaja v bližini delujočih in ugaslih ognjenikov. Tu ga najdemo čistega ali pa pomešanega z zemljo, apnencem ter sadro. Najvažnejše evropsko nahajališče žvepla je na Siciliji. Pri nas so ga v prejšnjih časih kopali v bližini Radoboja.

V naravi je mnogo spojin, v katerih je žveplo glavni sestavni del. Tudi nekatere organske snovi, iz katerih so zgrajena živalska in rastlinska telesa, vsebujejo žveplo.

PRIDOBIVANJE ŽVEPLA (Za šole obrtno-industrijske smeri.)

Za boljše razumevanje pridobivanja žvepla na veliko je potrebno napraviti sledeči poizkus. Če segrevamo žveplo v poševno nagnjeni epruveti, opazimo, da se tali. Pri nadaljem segrevanju postane gosto in končno pri 448°C zavre ter se pretvarja v pare. Žveplene pare se na hladnih mestih epruvete zgoste v droben rumen prah, žvepleni cvet. Pravimo, da žveplo sublimira.

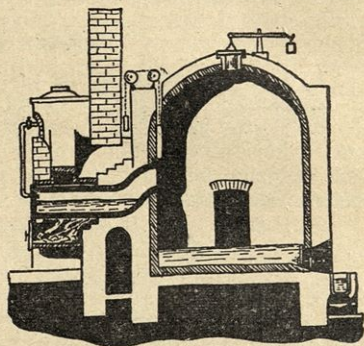
Prirodno žveplo, ki je onečiščeno z mineralnimi primesmi, talimo in tako dobimo sirovo žveplo (sl. 50).

Sirovo žveplo nadalje očistimo z destilacijo v železnih retortah. Žveplene pare napeljemo v velike zidane hrame, v katerih pare v začetku sublimirajo, a potem, ko se hrami segrejejo, se pare zgoste v tekoče žveplo, ki se zliva v paličaste kalupe (sl. 51).

Žveplo lahko pridobivamo tudi iz pirita (FeS_2), če ga segrevamo brez pristopa zraka. Pirit je zelo razširjena rudnina, v kateri je 1 atom železa spojen z dvema atomoma žvepla. Pri nas so bogata ležišča pirita pri Bakovićih v Bosni, pri Majdanpeku, Boru in Trepči.



Sl. 50. Taljenje onečiščenega žvepla. Potrebna toplota nastaja z gorenjem enega dela žvepla.



Sl. 51. Peč za čiščenje žvepla. Žveplene pare, ki pridejo iz retorte kondenzirajo, deloma pa sublimirajo v zidanih hramih.

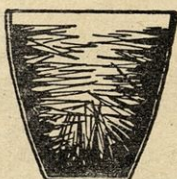
Lastnosti. Če staljeno žveplo izlijemo v hladno vodo, nastane gnetno plastično žveplo (sl. 52). Staljeno žveplo pustimo v porcelanskem lončku toliko časa, da se na površini strdi. Nato prederemo skorjo ter izlijemo tekoči del žvepla. V lončku ostanejo svetle iglice kristaliziranega žvepla. To je monoklinsko žveplo (sl. 53). V prirodi se nahaja tudi kristalizirano žveplo v oblikah rombskega sistema (sl. 54). Ker žveplo kristalizira v dveh kristalnih sistemih, pravimo, da je dimorfna rudnina.

Žveplo je pri navadni temperaturi rumene barve, je trdo kot kamena sol ter je krhko. Če ga držimo v topli roki, prasketa. Z mnogimi kovinami se žveplo spaja v spojine, ki se imenujejo sulfidi.

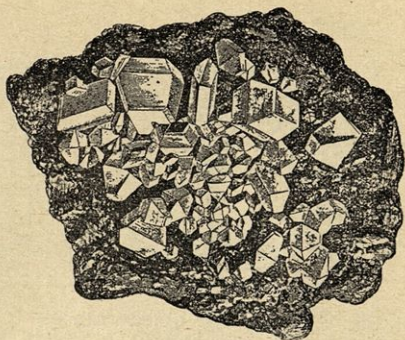
Uporaba. Žveplo uporabljamo za izdelavo smodnika in za mnoge žveplene spojine. Z njim vulkanizirajo kavčuk in škrope vinsko trto, da jo obvarujejo pred plesnijo oidium (žveplanje vinske trte).



Sl. 52. Plastično žveplo.



Sl. 53. Monoklinsko žveplo.



Sl. 54. Rombsko žveplo.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Zakaj nima žveplo niti okusa niti vonja? Odgovor: samo one snovi, ki se v vodi (slini) tope, okušamo, a one, ki izparevajo pri navadni temperaturi, lahko vonjamo.

2. Upogibaj paličasto žveplo in tolči po koščkih s kladivom! Žveplo se zlomi in razpade v drobne koščke.

3. Poizkusi raztopiti žveplo najprej v vodi, potem pa v ogljikovem žveplecu!

4. Segrevaj v epruveti košček žvepla in opazuj spremembe! (Kaj se zgodi z žveplenimi parami na hladnih mestih epruvete?)

5. Segrevaj v epruveti nekoliko žvepla in bakrenih opilkov! Po končani reakciji lahko komadiče, ki so nastali s spajanjem bakra in žvepla, v torilcu zdrobiš. Kako se imenuje ta spojina? V svetlo, srebrno žlico položi košček žvepla! Naslednji dan opaziš okoli mesta, kjer je ležalo žveplo, rjav madež. Zakaj?

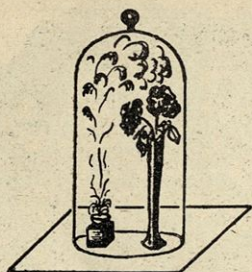
Žveplov dioksid, SO_2 . Če zgori žveplo na zraku, nastane ostro dišeč plin: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$. Ta plin se imenuje žveplov dioksid. Lahko ga tudi dobimo, če pražimo pirit na zraku.

Če pokrijemo rdeč cvet vrtnice ali kake druge cvetlice s poveznikom, pod katerim smo zažgali košček žvepla, cvet pobledi (sl. 55). Če damo pod isti poveznik gorečo svečo, bo ugasnila.

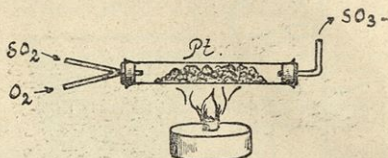
Žveplov dioksid je ostro dišeč plin, ki ne gori in ne pospešuje gorenja. Z njim gasijo ogenj v dimnikih, z njim belijo slamo, volno, svilo i. t. d. Žveplov dioksid uničuje plesni ter deluje razkuževalno, z njim žveplamo vinske sode in konzerviramo hmelj. Vdihan zdravju škoduje. Z njim belijo tudi sok sladkorne pese in čistijo madeže na sadju. Mnogo žveplenega dioksida uporabijo pri fabricaciji žveplene kisline. Vtekočinjen žveplov dioksid uporabljajo za izdelavo umetnega ledu.

Modra lakmusova tinktura pordeči, če jo vlijemo v kozarec, v katerem je zgorel košček žvepla. Žveplov dioksid tvori z vodo žveplasto kislino, H_2SO_3 . $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$.

Soli žveplaste kisline so sulfiti.



Sl. 55. V parah SO_2 oblede mnoge rastlinske barve.

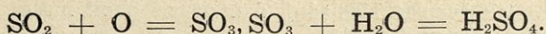


Sl. 56. Z uvajanjem SO_2 in kisika čez platiniran azbest, nastane žveplov trioksid.

VPRAŠANJA IN VAJE.

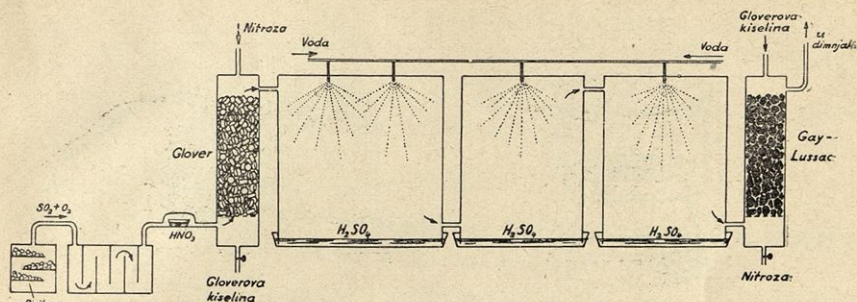
1. Zakaj žvepla vinogradnik vinske sode pred polnjenjem?
2. Zakaj še uporabljamo žveplov dioksid?
3. Koliko valentno je žveplo v SO_2 ?
4. Zažgi žveplo z žarečo žico! Kaj vidiš in kaj vonjaš?
5. Pod veliko čašo ali steklenico izbeli rdeč cvet s pomočjo žveplovega dioksida!
6. Moker modri lakmusov papir drži nad gorečim žveplom! Kako reagira SO_2 ?
7. Napiši enačbo za gorenje žvepla ter strukturno formulo SO_2 !

Žveplena kislina, H_2SO_4 . Žvepleno kislino pridobivamo na veliko z oksidacijo žveplovega dioksida. Nastali žveplov trioksid tvori končno z vodo žvepleno kislino:



Oksidacija žveplovega dioksida se vrši tovarniško na dva načina: po kontaktnem načinu (sl. 56.), ali s pomočjo svinčenih izb (sl. 57.). Pri kontaktnem postopku napeljejo zmes SO_2 in zraka v cevi, ki so obložene s platiniranim azbestom. Platina samo pospešuje oksidacijo žveplovega dioksida, a sama ostane neizpremenjena (katalizator). Fabrikacija žveplene kisline s pomočjo svinčenih izb prične s praženjem piritu (FeS_2) pri zadostnem pristopu zraka. Na ta način nastane SO_2 , ki se najprej v posebnih izbicah očisti, nato se pa z drugimi plini napelje čez dušikovo kislino. Pod vplivom toplote vročih plinov razpade dušikova kislina v plinaste dušikove okside, ki gredo z ostalimi plini skozi Gloverjev stolp v prostorne, svinčene izbe, kjer se vrši reakcija. Žveplov dioksid preide v navzočnosti dušikovih oksidov v žveplov trioksid (SO_3), a ta se z vodo, ki v izbah prši v obliki megle, spoji v žvepleno kislino. Na sliki označeni stolpi imajo v glavnem namen, da se v njih ohranijo potrebni dušikovi oksidi, ki se povračajo nazaj v reakcijo.

Lastnosti. Čista žveplena kislina je brezbarvna, oljnata tekočina, spec. teže 1,84, ki vre pri 338°C . Če prilijemo vodi ne-



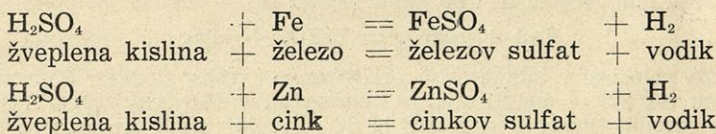
Sl. 57. Fabrikacija žveplene kisline v svinčenih izbah.

koliko žveplene kisline, se zmes zelo segreje. Žveplene kisline ne smemo razredčevati s prilivanjem vode v kislino, temveč obratno. Les ali sladkor, namočena v koncentrirano žvepleno kislino, poogljenita, ker jima, kakor tudi mnogim drugim organskim snovem, odvzame kislina vodik in kisik v obliki vode, a ogljik ostane.

Žveplena kislina je zelo higroskopska. Z njo lahko sušimo snovi, če jih imamo v zaprtih posodah (eksikatorji) nad žvepleno kislino (sl. 58.).

Žveplena kislina topi večje množine SO_3 . Na ta način dobimo kadečo se žvepleno kislino, ki se na zraku kadi.

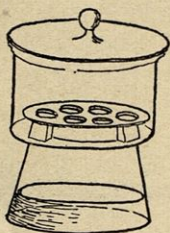
Navadne kovine izpodrinejo iz žveplene kisline vodik, a z ostankom se spajajo v spojine (soli), ki jih imenujemo sulfati.



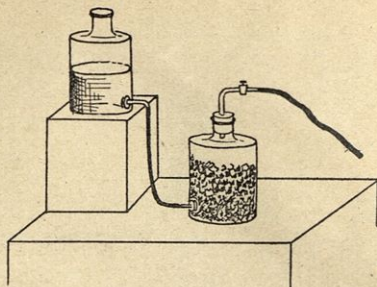
Žvepleno kislino težko izparimo. Z njeno pomočjo lahko dobimo vse ostale kisline, če njihovim solem dodajemo žvepleno kislino.

Koncentracijo žveplene kisline (tudi drugih kislin) izražamo v praksi z Baumejevimi (izg. Bomeovimi) stopinjami. Te dobimo na ta način, da potopimo areometer v čisto vodo ter višino, do koder sega voda, označimo z 0°Be , a v 10% raztopini kulinjske soli pokaže areometer 10°Be . Te stopinje se nadaljujejo. Žveplena kislina s 66°Be vsebuje 96% H_2SO_4 .

Uporaba. Žveplena kislina je najvažnejši kemijski produkt, njena uporaba je zelo velika in raznovrstna. Uporabljajo jo za pridobivanje solne in dušikove kisline, superfosfata, za polnjenje akumulatorjev, rafiniranje mineralnih olj ter v mnogih industrijskih obratih.



Sl. 58. Eksikator, priprava za sušenje. V spodnjem delu posode je žveplena kislina. Na porcelanast stolček, ki je nad kislino, položimo snov, ki jo hočemo sušiti.



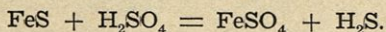
Sl. 59. Priprava za dobivanje žveplovega vodika. Iz gornje posode teče razredčena kislina v spodnjo v kateri je železov sulfid.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Napiši strukturno formulo za SO_2 in SO_3 !
2. Nakaži z enačbami vse kemijske procese, ki vodijo od žvepla do žveplene kisline.
3. Nalij v skodelico ali čašo nekoliko koncentrirane žveplene kisline ter vse skupaj stehtaj! Odprto posodo s kislino pusti čez noč na zraku ter naslednji dan ponovno stehtaj! Zakaj je kislina sedaj težja?
4. Sladkor ali košček lesa polij z nekaj kapljicami žveplene kisline! Kaj opaziš?
5. Vzemi volneno in bombaženo tkanino ter vsako polij s par kapljicami koncentrirane žveplene kisline! Nato tkanini izperij ter določi, katero vlakno je odpornejše!

Žveplov vodik, H_2S nastane v prirodi pri razkroju kovinskih sulfidov ali pri gnitju takih snovi živalskega porekla, ki vsebujejo žveplo.

Če polijemo železov sulfid z razredčeno žvepleno ali solno kislino, se razvija plin, ki ima duh po gnilih jajcih:



Za poizkuse v laboratoriju pridobivamo žveplov vodik v Kippovem aparatu (sl. 27), v manjši meri pa v epruveti (sl. 15). Če prižgemo H_2S na koncu odvodne cevke, zgori v H_2O in SO_2 . Žveplov vodik proizvajamo tudi z aparatom, ki ga vidimo na sliki 59. Če napeljemo žveplov vodik v raztopino modre galice, se izloči črna oborina. Iz vodne raztopine te soli izloča H_2S bakreni sulfid CuS . Tudi nekatere druge kovine lahko žveplov vodik izloči iz raztopin njihovih soli v obliki sulfidov različnih barv.

Radi žveplovega vodika potemni svinčevo belilo ter srebrni predmeti, ker se svinec in srebro spajata z žveplom v črne sulfide. Sulfidi nastanejo torej na dva načina: z neposrednim spajanjem žvepla in kovine ali z izločanjem s pomočjo žveplovega vodika iz vodnih raztopin njihovih soli.

Če napeljemo žveplov vodik v vodo, ga vpija. Nastala raztopina se imenuje žveplovodikova kislina. Žveplov vodik ima lastnosti kislin, radi tega se lahko smatrajo sulfidi za njegove soli.

Vdihan žveplov vodik deluje na organizem strupeno.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Zakaj potemni sčasoma svinčevo belilo?
2. Koliko valentno je žveplo v H_2S ?

3. Epruveto, v kateri razvijaš H_2S tako, da poliješ železov sulfid z žvepleno kislino, zamaši tako, da na vrhu odvodne cevi lahko prižgeš H_2S (sl. 15)! Pazi na vonj pred gorenjem in pri gorenju H_2S !

4. Nad plamenom drži hladno stekleno ploščo! (Izloča se žveplo).

5. Nad epruveto, v kateri se razvija H_2S , drži vlažen moder lakmusov papir! Kaj opaziš?

6. Napiši enačbo za gorenje H_2S .

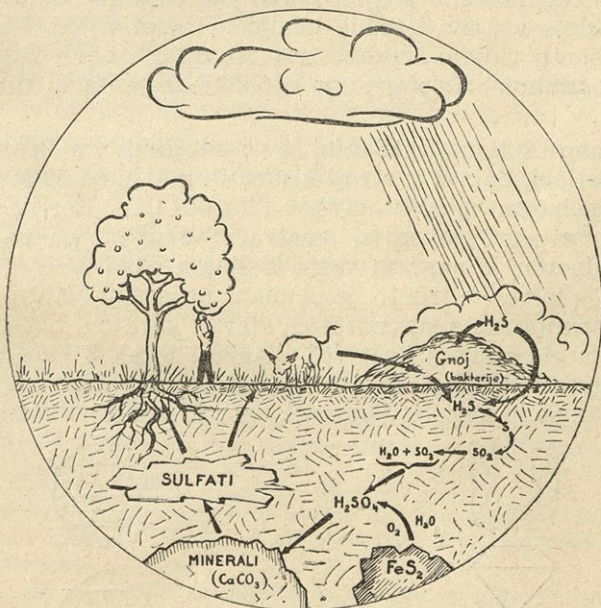
KROŽENJE ŽVEPLA V PRIRODI IN VAŽNOST NJEGOVIH SPOJIN ZA RASTLINE (Za šole poljedelske smeri.)

Od žveplovih spojin so v zemlji najpogostejši sulfidi in sulfati. Sulfati so važnejši, ker se lažje razkrajajo kot sulfidi. Rastline dobe iz vodnih raztopin v zemlji žveplo, ki je potrebno za tvoritev beljakovin. Potom rastlin prijemata žveplo tudi človek in žival.

Pri gnitju rastlinskih in živalskih organov nastane poleg drugega tudi žveplov vodik. Ta plin, raztopljen v vodi, pride v zemljo, kjer se z njim hranijo tzv. žveplene bakterije. V njihovem organizmu H_2S oksidira, pri tem pa nastane voda in žveplo. ($\text{H}_2\text{S} + \text{O} = \text{H}_2\text{O} + \text{S}$).

Žveplo postopoma oksidira ($\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$; $\text{SO}_2 + \text{O} = \text{SO}_3$). Nastali SO_3 tvori končno z vodo žvepleno kislino ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$). Žveplena kislina deluje na sestavine zemlje, posebno na povsod razširjeni kalcijev karbonat, ki ga pretvarja v sulfat (sadra). Sadra je v vodi topljiva; njena raztopina služi rastlinam za hrano. Tako kroži žveplo v naravi.

Zračni kisik oksidira žveplo v pirit. Nastali oksidi tvorijo z vodo žvepleno kislino. Le-ta deluje na minerale ter jih pretvarja v sulfate. Kroženje žvepla v naravi nam ponazorjuje slika 60.



Sl. 60. Kroženje žvepla in njegovih spojin v naravi.

Ogljik, $C = 12,00$

Ogljik se nahaja v prirodi čist in v spojinah. Čist ali elementaren ogljik je diamant, grafit in amorfni ogljik.

Ogljikove spojine v prirodi so zelo razširjene in sicer kot ogljikov dioksid, karbonati, ogljikovodiki v nafti ter kot različne vrste premoga. Vsa rastlinska in živalska telesa se sestoje v glavnem iz ogljikovih spojin. Mnogo njegovih spojin dobimo na umeten način (sintetično).

Diamant je zelo redek mineral. Največ ga je najti tam, kamor ga je nanesla voda. Važna njegova najdišča so v Indiji, Braziliji, Južni Afriki, na Borneu, v Kaliforniji, Mehiki in Avstraliji.

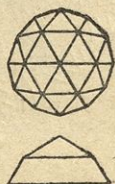
Diamante tehtamo s karati: 1 karat = 0,20 mlg. Velik diamant se našli l. 1.902 v Južni Afriki, imenovali so ga Cullinan (Kalinan). Tehtal je 3025 karatov. Med večje poznane diamante štejejo ruski diamant Orlov s 194 karati ter posebno lep francoski briljant, Pit ali Regent (izg. Režan) s 136 karati.

Dostikrat najdejo diamante kristalizirane v obliki zrn, ki se dajo izredno klati, kar zelo olajša brušenje diamantov. Diamant je običajno brezbarven ter prozoren kot voda, a primesi ga različno obarvajo. Najdejo se tudi popolnoma črni diamanti, nazvani karbonados. Po količini primesi se specifična teža diamanta menja (3,49—3,55). Od vseh mineralov je diamant najtrši. Radi tega razimo z njim lahko vse ostale minerale. Svetlobni žarki se v njem izredno lomijo in razpršujejo. Na brušenem diamantu vidimo živahno igro mavričnih barv. Brusijo ga z lastnim prahom, najpogosteje v obliki briljanta in rozete (sl. 61 in 62).

Diamanti v temi svetlikajo, če so bili pred tem izpostavljeni sončni svetlobi. Zagret v struji kisika ali zraka, se diamant vname in popolnoma zgori v ogljikov dioksid, CO_2 . Ker nastane ta plin tudi pri gorenju oglja, smatramo diamant za najčistejši ogljik. Odporen je napram vsem kislina. Radi svojega izrednega sijaja in velike trdote, je diamant najdražji žlahtni kamen. Cena diamanta raste s kvadratom števila karatov, t. j. diamant, težak 2 karata stane 4 krat več, diamant težak 3 karate 9 krat več, a diamant težak 4 karate 16 krat več kot diamant težak 1 karat. Manjše in nečiste diamante uporabljajo za rezanje stekla.



Sl. 61. Diamant brušen v obliki briljanta.



Sl. 62. Diamant brušen v obliki rozete.

ter vrtanje skal. Svedri za vrtanje so na vrhu obloženi z malimi diamanti. Če je treba skalo razrušiti, vložijo v zvrtane luknje eksplozivno snov.

Grafit najdemo v prirodi v luskastih in listastih kristalih. V naši državi ga je nekoliko v Psunju, pri Kraljevu, Sv. Ožboltu na Pohorju in drugod. Cenjena so njegova nahajališča na Čehoslovaškem, Švedskem in Grenlandiji. V novem času proizvajajo tudi umetni grafit.

Grafit je temnosive barve. Če ga tipamo, se nam zdi masten. Grafit spada med najmehkejše minerale, njegova trdota je 1. Z njim lahko pišemo, njegova sled je kovinskega sijaja. Nasprotno diamantu je grafit dober prevodnik toplote in elektrike, a specifična teža mu je med 2,1 in 2,3.

Grafit pomešan z glino uporabljajo za izdelovanje talilnih loncev, ki služijo za taljenje kovin. Mnogo grafita uporabijo za izdelovanje svinčnikov, elektrod ter v galvanoplastiki. Z njim namažejo železne predmete (peči), da ne rjave. Ker je zelo mehak, se prime na vsako snov, pa radi tega mažejo z njim strojne dele.

Diamant in grafit sta ista snov, oba sta elementarna ogljika, a vendar imata različne fizikalne lastnosti.

Izdelovanje svinčnikov. Prah grafita in gline zamesijo z vodo v gosto testo, ki se stiska v tanke palčice. Palčice posuše in žgejo, a nato jih vlagajo v les. Če vsebuje zmes več grafita, je svinčnik mehkejši.

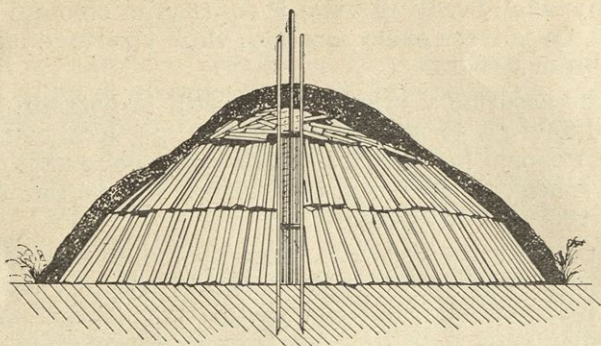
Amorfni ogljik je skupno ime za vse vrste oglja, ki nastane iz različnih ogljik vsebujočih snovi, če jih žarimo brez pristopa zraka. Ta način obdelave se imenuje suha destilacija. Tako dobljeno oglje vsebuje še mehanične primesi (mineralne snovi) ter kemično prispojene elemente (vodik, kisik i. t. d.).

Če držimo v plamenu sveče hladno porcelansko ploščico, bo od izločenega ogljika počrnela. Snovi, ki so bogate na ogljiku (olje, smola, in dr.), gore pri nezadostnem pristopu zraka s sajastim plamenom. Amorfno oglje, ki se izloča pri nepopolnem gorenju organskih snovi, imenujemo saje.

PRIDOBIVANJE LESNEGA OGLJA (*Za šole industrijske smeri.*)

Lesno oglje dobivamo s poogljenitvijo lesa (suha destilacija). V gozdovih delajo (»žgejo«) ogljarji lesno oglje na ta način, da nasekan les zlože v kopo okoli otlega stožca, a kopo pokrijejo z zemljo (sl. 63). Skozi odprtino v sredini les zažgo. Stranske rupe prepuščajo nekoliko zraka. Pri tem manjši del lesa zgori ter daje potrebno toploto za suho destilacijo preostalega dela lesa. Ko je po nekoliko dneh poogljenitev dovršena, ugasnejo ogenj tako, da stranske rupe zamažejo z blatom. Končno ohlajeno kopo (ogljenico) razdro in poberejo oglje. Velike množine lesnoga oglja proizvajajo pri nas tovarne v Tesliču (Bosna) in v Bešliću pri Osijeku.

Saje se tehnično pridobivajo z nepopolnim gorenjem katranskih in mineralnih olj. Saje uporabljajo za izdelovanje tiskarskega črnila in tuša.



Sl. 63. Ogljenica

Na zraku zgori košček lesa s plamenom brez dima, a če spustimo goreč les počasi v epruveto, se začne kaditi ter se pretvarja v črno snov, lesno oglje.

Lesno oglje je porozno ter lahko vpija pline tako, da jih zgosti na svojem površju. Lesno oglje uporabljamo za precejanje nečistih tekočin, ker zadržuje barve in vonje. Mnogo lesnega oglja se porabi v kovačnicah ter za redukcijo rud. Ker se na oglju ne morejo razvijati bakterije, ki povzročajo gnitje in trohnenje, se stebri, predno jih zabijemo v zemljo, ožgejo. Na ladjah imajo pitno vodo spravljeno v sodčkih, ki so znotraj poogljeni. Lesno oglje breze in jelše se rabi za izdelovanje smodnika. Voda, ki vsebuje škodljive snovi, postane pitna, če jo filtriramo skozi lesno oglje. Na poseben način pridobivajo **aktivno oglje**, ki ima sposobnost, da v veliki meri vpija razne snovi (barve, vonje, bojne pline i. t. d.). Aktivno oglje izdelujejo iz lesa, lusk kokosovega oreha ali breskvinih koščic tako, da te snovi najprej namakajo v raztopini cinkovega klorida, a nato pri 700°C poogljene.

Kostno oglje ali spodij dobimo s suho destilacijo kosti, katerim poprej odvzamemo mast.

Če pomešamo rdeče vino s prahom spodija, zmes segrejemo in precedimo, dobimo brezbarvno vino.

Kostno oglje je zelo porozno in bolje pridržuje barve nego lesno oglje. V tovarnah za sladkor odvzamejo sladkornemu soku barvo s precejanjem skozi kostno oglje. **Animalno oglje** dobimo s poogljenitvijo krvi in mesa.

Koks je trden ostanek, ki zaostane pri suhi destilaciji črnega premoga. Koks je sive barve, je luknjičav, se sveti ter je zelo trd. Uporablja se pri pridobivanju železa iz železnih rud. Pri suhi destilaciji črnega premoga se izloči del oglja na stenah retorte. To oglje se imenuje **retortno oglje**, uporablja se v elektrotehnikah.

Premogi so nastali iz odmrlih suhozemnih rastlin, ki so poogljenele tekom velikega števila let v notranjščini zemlje. Rastline so sestavljene iz različnih spojin, v katerih so v pretežni večini zastopani ogljik, vodik in kisik. Rastlinske snovi v zemeljski globini poogljene na ta način, da oddajo vodik in kisik v obliki raznih plinov. Trden ostanek v zemlji spremeni svojo obliko ter postaja vedno bogatejši na ogljiku. Proces prirodne ogljenitve se je pri nekaterih vrstah premoga izvršil v davnini, a vrši se še danes. Vrsta premoga in njegova kakovost je odvisna od trajanja ogljenitve. Proces ogljenitve pospešujeta pritisk in temperatura, ki sta v zemeljski globini večja. Zato so stari premogi, ki so globlje v zemlji, pod večjim pritiskom in višjo temperaturo tudi boljše poogljeneli, pravimo, da so zrelejši, da imajo več ogljika in večjo kalorično vrednost.* Premogi vsebujejo tudi mineralne primesi, ki pri gorenju ostanejo kot pepel. Opisali bomo nakratko razne vrste premoga.

Antracit vsebuje preko 90 % ogljika. Pri njem je prirodna poogljenitev skoraj popolna. Kilogram antracita razvije pri gorenju okoli 8.500 kalorij** ter pušča zelo malo pepela.

Črni premog vsebuje 75—90 % ogljika ter razvije (kilogram) od 6.000—7.500 kalorij. Je smolnatega ali mastnega sijaja, se ravno ali školjkasto lomi. Če segrevamo črni premog v epruveti, se razvije dim, ki pomodri rdeč lakmus. Pri nas je nekoliko črnega premoga v vzhodni Srbiji.

Rjavi premog ima 55—75 % ogljika. Njegova kalorična vrednost je od 3000—5500 kalorij. Vname se rajši od črnega premoga in daje več pepela. V nekih vrstah rjavega premoga se pozna struktura lesa, iz katerega je nastal. Take vrste rjavi premog se imenuje **lignit**.

Nahajališča rjavega premoga so razširjena po vsem svetu. Pri nas ga je dosti, a najvažnejši rudniki (premogovniki) so v Trbovljah, Hrastniku, Zagorju, Senovem, Velenju (lignit) ter Senju, Zenici, Kreki, Kaknju i. t. d.

Šota ima okoli 50—60 % ogljika in je sestavljena iz prepletenih rastlinskih ostankov. Najdemo jo po močvirjih in barjih, kjer je nastala iz odmrlih močvirnih rastlin, posebno mahov, ki pod vodo ogljenijo. Šoto uporabljajo kot kurivo in za steljo. Njena kalorična vrednost je manjša od premoga. Največja nahajališča šote so na Pruskem, a pri nas je na Ljubljanskem barju.

Vse vrste premoga uporabljamo kot kurivo v industriji in gospodinjstvu. Pri suhi destilaciji črnega premoga dobimo koks, svetilni plin, katran in amonijakovo vodo, a v novejšem času se kemijsko obdeluje še na druge načine.

* Kalorična vrednost je izražena s številom kalorij, ki jih razvije 1 kg goriva pri popolnem zgoretnju.

** Kalorija je ona množina toplote, ki je potrebna za zvišanje temperature 1 kg vode od 15° do 16° C.

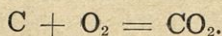
PREMOGOVNIKI (Za šole obrtno-industrijske smeri.)

Kraji, kjer se pridobiva premog na rudarski način, se imenujejo premogovniki. Prva dela obstojajo v vrtanju terena, da se določi položaj in globina njegovih slojev. Nato izkopljejo navpične rove (jaške) do prvih premogovih slojev, a od tu odkopljejo stranske hodnike v smeri ležišč premogovih slojev. Glavni navpični rov obzidajo, a stranske hodnike očvrstijo z lesenimi hlodi. Premog ponavadi kopljejo ročno. Podzemeljski hodniki so razsvetljeni električno ali pa z Dawyjevo svetilko (sl. 86). Premog nalagajo v železne vozičke (vagonete), ki jih po tračnicah vozijo do odprtine glavnega rova. Od tu dvignejo premog na površino v posebnih železnih vagončkih, ki vise na močnih vrveh. Če se nahaja premog v bližini zemeljske površine, napravijo poševne rove, po katerih se premog vlači v istih vagonetih, v katere je bil naložen. Ko je ves sloj odkopan, se prazen hodnik zapolni z zemljo, ko so pa izčrpani vsi sloji v isti dosegljivi višini (horizontu), poglobijo glavni rov do novih slojev (novega horizonta). Tu prično znova kopati stranske hodnike. Med delom se stalno zračijo vsi hodniki in rovi, tako da črpajo nečisti zrak iz premogovnika s pomočjo sesaljk ali ventilatorjev, a od zunaj potiskajo svež zrak v globino. Količina premoga je odločilne važnosti za gospodarstvo vsake države.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Kaj sta diamant in grafit? Zakaj se uporabljata?
2. Kateri elementi se nahajajo v trdnih kurivih?
3. Kako se ocenjuje vrednost kakega kuriva?
4. Kaj je suha destilacija?
5. Nad svečnim plamenom drži pločevinasto ploščico! Zakaj se izloča ogljik (saje)?
6. V suhi epruveti segrevaj nekoliko žagovine, sladkorja ali moke! Kake produkte opaziš?
7. Rdečemu vinu ali vodi, ki si jo pobarval, dodaj nekoliko zdrobljenega lesnega oglja ali spodija, skuhaj in preceđi! (Zakaj dobiš čisto tekočino?)
8. Zmes bakrovega oksida in oglja segrevaj v suhi epruveti! Na nekaterih mestih epruvete opaziš rdečo barvo bakra. Zakaj?
9. V dve skodelici položi po komadič belega fosforja, a enega od teh posipli s suhim, dobro zdrobljenim ogljem, ki si ga poprej žarel in ohladil. Fosfor se pod ogljenim prahom vname, ker vsrkava oglje iz zraka kisik ter ga oddaja fosforju.

Ogljikov dioksid CO_2 . Ako zažgemo košček oglja v steklenici, ki smo jo prej napolnili s kisikom, se razvija plin, ki skali čisto apneno vodo, če ga napeljemo v njo. Pri gorenju nastane iz kisika in oglja spojina, ki se imenuje ogljikov dioksid.



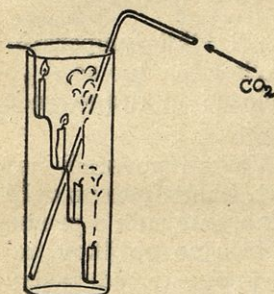
Ogljikov dvokis nastane vedno pri gorenju lesa, slame, oglja in drugih snovi, ki vsebujejo ogljik. Tudi pri dihanju, vretju in gnitju se razvije CO_2 . V vulkanskih krajih uhaja ogljikov dioksid iz zemeljskih razpok. (N. pr. Pasja jama pri Neapolju.)

Ogljikov dioksid (dvokis) je brezbarven plin, ki je v vodni raztopini kislega okusa. Je 1,5 krat težji od zraka, radi tega ga

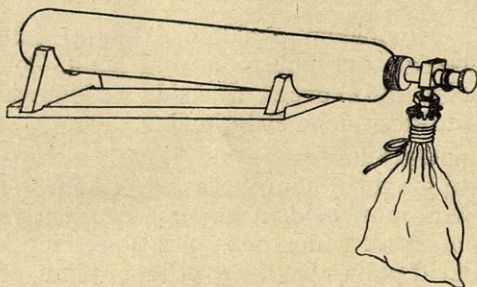
lahko »pretočimo« iz ene posode v drugo. Sveča v njem ugasne, a človek in žival se v njem zadušita. Če napeljemo ogljikov dioksid v stekleni valj, ugasnejo svečice, ki stoje v različnih višinah zaporedoma od spodaj navzgor (sl. 64).

V naravi se nahajajo vode kislega okusa, ki vsebujejo večje količine ogljikovega dioksida. To so prirodne kisle vode (slatine). Taka voda je n. pr. rogaška slatina. Umetno pripravljena raztopina CO_2 v vodi je sodavica (sifon), ki jo napravimo tako, da pod zvišanim pritiskom stiskamo CO_2 v vodo, ki se nahaja v močnih steklenicah. Pri navadni temperaturi in pod pritiskom 1 atm. vpije voda 1 l CO_2 , a pod 2 krat večjim pritiskom 2 litra. Če vlijemo sodavico v kozarec, uhaja CO_2 , ker je sedaj pod manjšim pritiskom.

Topljenje plinov v tekočinah se imenuje vpijanje ali absorbcija. Pri nižji temperaturi in pri povečanem pritisku topijo tekočine večje množine plinov. Radi tega odpušča voda, če jo segrevamo, v njej raztopljen zrak.



Sl. 64. Skozi cev, ki sega do dna, polnimo valj z ogljikovim dioksidom. Svečke ugasnejo po redu od spodaj navzgor.



Sl. 65. Dobivanje trdne ogljikove kisline.

V hladni in tekoči vodi je vedno nekoliko raztopljenega zraka, ki ga uporabljajo ribe in druge vodne živali za dihanje.

V postani ali prekuhani vodi, iz katere je izšel ves absorbirani zrak, riba pogine.

Ogljikov dioksid je absorbiran v pivu, šampanjcu in drugih penecih se pijačah. Ta plin daje pijačam svežost ter pospešuje prebavo. Goštilničarji dvigajo in točijo pivo s pomočjo CO_2 .

IZDELOVANJE SODAVICE IN SUHEGA LEDU

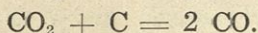
(Za šole obrtno-industrijske smeri.)

Pri izdelovanju sodavice (sifona) spuščajo ogljikov dioksid iz jeklenih posod pod pritiskom 2—3 atmosfer v čisto vodo v sifonskih steklenicah. Na ta način se voda nasiti z ogljikovim dioksidom, ki ji daje svež, rezek in kislav okus.

Če ohladimo CO_2 do 0°C , preide pod pritiskom 35 atmosfer v tekoče stanje. V prodajo pošiljajo ogljikov dioksid v železnih posodah pod pritiskom 70 atmosfer. V teh posodah je CO_2 v tekočem stanju, če je temperatura nižja od $31,3^\circ$. Če na odprtino take posode privežemo platneno vrečico, posodo nagnemo (sl. 65), a glavni ventil naglo odpremo, dobimo

v vrečici trdno ogljikovo kislino, ki sliči snegu. Pri odtoku tekoče ogljikove kisline, del te izpari, a pri tem odvzame ostalemu delu toliko toplote, da pade njena temperatura do $-78,5^{\circ}\text{C}$ ter preide v trdno stanje. Tako dobljeni sneg ogljikove kisline stiskajo ter prodajajo pod imenom **s u h i l e d**. Ogljikov dioksid uporabljajo za izdelovanje sodavice in drugih šumečih pijač, pri fabricaciji sode in pri čiščenju sladkornega soka v tvornicah sladkorja.

Ogljikov monoksid, CO. Ogljikov monoksid nastane pri suhi destilaciji lesa in črnega premoga. Če gori večji sloj oglja na rešetki brez zadostnega pristopa zraka, nastane poleg CO_2 tudi CO. Ko pride ogljikov dioksid v dotiko z žarečim ogljem, izgubi 1 atom kisika ter preide v ogljikov monoksid:



Ogljikov monoksid je plin brez barve, okusa in vonja. Prižgan gori z modrikastim plamenom ter preide v ogljikov dioksid: $\text{CO} + \text{O} = \text{CO}_2$. Nad žerjavico na ognjiščih in v plamenu sveče opazimo modrikast plamenček. Ta se pojavi vedno, če gori CO.

Kovinskim oksidom (rudam) lahko pri višji temperaturi odvzame ogljikov monoksid kisik. To se izkorišča ter se s pomočjo ogljikovega dioksida reduciražo železne in druge rude, da tako pridobe čiste kovine.

Ogljikov monoksid je zelo strupen. Vdihan povzroči najprej glavobol, nato nezavest, a končno smrt. Zastrupitev z ogljikovim monoksidom nastopi, če nima v pečeh, kurjenih s premogom, zrak zadostnega pristopa. Ker se običajno ogljikov monoksid nahaja tudi v svetilnem plinu, so kaj pogoste tudi zastrupitve s tem plinom.

Vdihan ogljikov monoksid se spaja s hemoglobinom rdečih krvnih teles, ki zgube na ta način sposobnost sprejemanja kisika iz zraka, radi česar nastopi smrt.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Zakaj se peni sodavica?
2. Kdaj nastaja v peči ogljikov monoksid?
3. Zakaj je svetilni plin strupen?
4. Katera reakcija je skupna ogljikovemu dioksidu in dušiku? (Goreča vžigalica v teh plinih ugasne).
5. Kako se prepričaš o prisotnosti CO_2 , predno se spustiš v vodnjak ali v globoke kadi, v katerih je vrel sladki mošt (sveča!)?
6. Kako bi rešil človeka, ki se je zastrupil z ogljikovim monoksidom (sveži zrak!)?
7. V čašo daj košček marmorja ali apnenca ter ga polij z razredčeno solno kislino! Plin, ki se razvija, je ogljikov dioksid. Plin ostane v čaši, ker je težji od zraka.
8. Ugasni plamen sveče tako, da »naliješ« na njega CO_2 iz čaše, v kateri si ga razvil! (S tem dokažeš, da je CO_2 težji od zraka ter da ne pospešuje gorenja).
9. V steklenici, ki si jo napolnil s CO_2 (razviješ ga v Kippovem aparatu iz marmorja in solne kisline), nalij do polovice hladne vode,

s prstom zamaši odprtino ter dobro pretresi! Zunanji zračni tlak kaže, da je voda absorbirala del CO_2 .

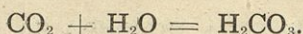
10. Prižgi na zraku magnezijevo žico ter jo naglo vtakni v široko čašo, v kateri je CO_2 ! Magnezij gori dalje na račun kisika iz CO_2 .

11. Ogljik, ki se je z redukcijo izločil iz CO_2 , loči s filtriranjem od magnezijevega oksida, ki si ga raztopil v razredčeni solni kislini!

12. Izračunaj koliko % kisika je v CO in v CO_2 !

13. Če odpreš obrnjeno sifonsko steklenico, uhaja CO_2 . Z njim napolniš podstavljen kozarec, ter napraviš katerega od navedenih poizkusov.

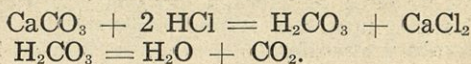
Ogljikova kislina, H_2CO_3 . Ogljikov dioksid, raztopljen v vodi, pobarva moder lakmusov papir rdeče, ker se spaja z vodo v ogljikovo kislino:



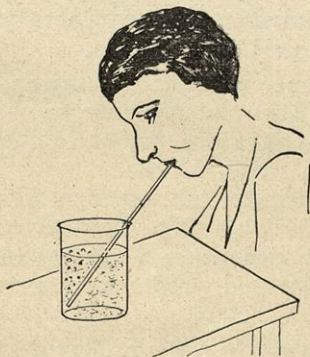
Ogljikova kislina je nestalna, ker lahko razpade v CO_2 in H_2O . ($\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$), zaradi tega je v čistem stanju ne poznamo. Njene soli se imenujejo **karbonati**.

Ogljikova kislina tvori dve vrsti soli: **normalne karbonate**, v katerih sta oba vodikova atoma nadomeščena s kovino (Na_2CO_3), ter **bikarbonate**, v katerih je samo 1 vodikov atom nadomeščen (NaHCO_3). V naravi so karbonati zelo razširjeni.

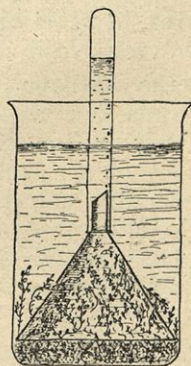
Ogljikova kislina je zelo slaba kislina; če polijemo njene soli (karbonate) z drugimi močnejšimi kislinami, se ogljikova kislina osvobodi. Ker je nestalna, razpade takoj v vodo in ogljikov dioksid. Če apnenec polijemo s solno kislino, dobimo čist ogljikov dioksid:



Tudi z žarenjem oddajajo karbonati ogljikov dioksid ter preidejo v okside. Kalcijev oksid se pri navadni temperaturi takoj zopet spoji z ogljikovim dioksidom. Vzami nekoliko gašenega apna, ga pomešaj z vodo ter pusti, da se oborina vleže na

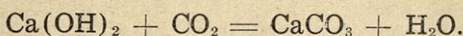


Sl. 66. Ogljikov dioksid, ki ga izdihamo zamôti apneno vodo.



Sl. 67. Pri asimilaciji ogljikovega dioksida se sprosti kisik.

dno. Čisto tekočino oprezno prelij in precedi v drugo posodo. Tako si dobil apneno vodo. V njej je nekoliko raztopljenega gašenega apna $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Če napelješ v apneno vodo CO_2 , nastane kalcijev karbonat, ki se v vodi ne topi, a voda postane radi tega motna (sl. 66):



Z gašenim apnom lahko odstranimo v kletah ogljikov dioksid, ki nastane pri alkoholnem vretju. V ta namen razprostremo po tleh slamo, namočeno v apneno mleko. Apno vpija ter se spaja s CO_2 .

VAŽNOST OGLJIKOVEGA DIOKSIDA ZA RASTLINSTVO.

(Za šole poljedelske smeri.)

V zraku se nahaja CO_2 približno v stalni količini (na 10.000 prostorninskih delov zraka pridejo 3—4 prostorninski deli CO_2). Pri gorenju in z dihanjem ogljikov dioksid vedno nastaja, a pri nekaterih prirodnih procesih se tudi stalno uporablja. Zelene rastline dobivajo CO_2 iz zraka ter ustvarjajo iz njega in vode škrob (asimilacija), pri čemur se del kisika osvobodi ter se vrača v zrak (sl. 67).

Ogljikov dioksid nastane tudi pri gnitju in trohnenju organskih snovi. Del tako nastalega CO_2 se pomeša z zrakom, a drugi del pride v vodi raztopljen v zemljo. Voda, ki vsebuje CO_2 , topi lahko različne rudnine. Rastline vsrkajo raztopljene rudnine kot hrano.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Kaj nastane iz CO_2 in vode? Kak oksid je CO_2 ?
2. V katerih pijačah se nahaja CO_2 ?
3. Opiši kroženje ogljikovega dioksida v prirodi!
4. Kaj stalno uporablja ogljikov dioksid? Po kakem procesu se CO_2 stalno vrača v atmosfero?

Kalcij, $\text{Ca} = 40,08$

Kalcij je v prirodi zelo razširjen, a samo v spojih, od katerih so najvažnejši apnenec, sadra in apatit. Kalcij je srebrnobela kovina, ki zgori na zraku s plamenom pomarančaste barve v CaO . V vseh svojih spojinah je kalcij dvovalenten.

Kalcijev karbonat, CaCO_3 , apnenec ali kalcit je najrazširjenjša spojina kalcija, saj tvori cela gorovja. Apnenec se nahaja tudi v živalskih kosteh. Iz njega so zgrajene jajčne lupine, hišice polžev, oklepi školjk in drugih malih živalic.

Ponekod se nahajajo v skalnih razpokah prozorni kristali čistega kalcita, po svojem nahajališču na Islandu nazvani islandski dvolomci (sl. 68). Predmet, gledan skozi tak kristal vidimo dvojno, ker se žarki, ki pridejo od predmeta v kristalu razcepijo.

Dobro zrnat apnenec se imenuje m a r m o r. Marmorji so beli ali različno obarvani. Lahko jih brusimo in gladimo. Med najlepše marmorje spada kararski marmor (Karara v Italiji)

in marmor iz otoka Parosa (Grčija). Tudi ponekod pri nas se nahaja marmor različne barve. Na glasu so beli drobno zrnati marmorji s Pohorja, iz Venčaca v bližini Arandjelovca, marmor iz okolice Prilepa ter marmor iz Hvara in Prosar-Planine v Bosni.



Sl. 68. Islandski dvolomec.

Marmor je nastal iz apnenca pri visoki temperaturi in pod pritiskom v zemeljski

globini. Pod temi pogoji se je apnenec lahko raztalil in izkristaliziral.

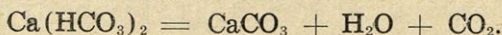
V prahu krede*, ki je amorfen apnenec, vidimo pod mikroskopom neštevilno drobnih luskinic izumrlih živali — foraminifera (sl. 69). Apnenec, ki ima precej primešane gline, se imenuje lapor.

Kalcit lahko z nožem razimo in po tem ga razlikujemo od kremena, kateremu je dostikrat zelo sličen.

V čisti vodi se apnenec ne topi, pač pa v vodi, ki vsebuje CO_2 , ker se pod njegovim vplivom pretvori v kalcijev bikarbonat, ki je v vodi topljiv:



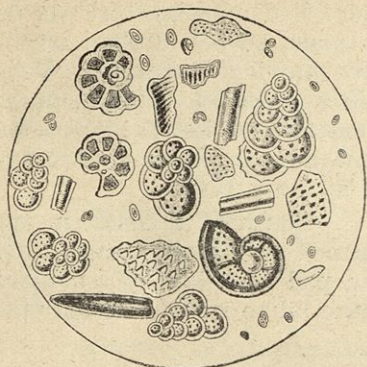
100 litrov vode raztopi samo 1 g CaCO_3 , a 90 g $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Če kuhamo navadno pitno vodo, postane motna in na dnu posode se izloči bela oborina. Če segrevamo trdo vodo, se polovica vezanega CO_2 iz kalcijevega bikarbonata osvobodi. Kalcijev bikarbonat preide v netopljiv normalni karbonat:



Tudi v naravi se odigravajo take spremembe. Če kaplja voda, ki vsebuje raztopljen kalcijev bikarbonat po skalah, odpušča del CO_2 , ki je vezan v bikarbonatu, a izloča se netopljiv apnenec. Tako nastanejo s časom po pečinah tanjše in debelejšje prevleke, ki jim pravimo siga (sl. 70). Če kaplja voda s stropa, nastanejo stalaktiti — s stropa viseči kapniki, s tal pa rastejo stalagmiti. Lepe sige in kapniki so v Postojnski jami, Županovi jami, in v jami Vjetrenici v Hercegovini.

Okoli izvirkov trdih vod je zemlja večkrat pokrita s skorjo apnenca, ki se je izločil iz bikarbonata. Tako izločanje ogljikovega dioksida povzročajo tudi vodne rastline (alge) s tem, da odvzamejo raztopljenemu bikarbonatu CO_2 , a navadni netopljivi apnenec se nabira okoli njih, tvoreč apnenčevo prevleko (apneni maček ali lehnjak).

* Boljše vrste krede navadno ni kalcijev karbonat, temveč vsebuje kalcijev sulfat.



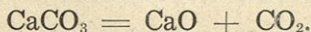
Sl. 69. V zdrobljeni kreda vidimo pod mikroskopom polževe hišice in apnene oklepe izumrlih živalic (foraminifera).

Vodne živali in rastline (koralne, spužve, alge, školjke itd.) uporabljajo raztopljeni apnenec za zgradbo svojih oklepov. Z odmiranjem omenjenih živih bitij se nalagajo njihovi oklepi na morskem dnu, tvoreč sčasoma debele apnene sloje.

Reke, ki izvirajo v apnenih planinah, odlagajo v svojih strugah gobaste sloje apnenčevih usedlin. Večji sloji takih usedlin se nahajajo pri vodopadih, kjer oddaja pršča voda del vezanege ogljikovega dioksida.

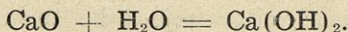
Navadni apnenec uporabljajo za zgradbe, iz njega »žgo« apno. Islandski kalcit uporabljajo za optične aparate, marmor v stavbarstvu in kiparstvu, lapor pa za izdelavo cementa. Apnenec služi tudi kot primes pri taljenju nekaterih rud.

Kalcijev oksid, CaO , (žgano ali živo apno) pridobivajo s tem, da apnenec žarijo. Pri žarenju razpade apnenec v kalcijev oksid in ogljikov dioksid:



Ogljikov dioksid se razvije tudi, če apnenec polijemo s solno kislino. Na ta način pridobivamo CO_2 v laboratorijih.

Apnenec žare na veliko (žgejo apno) v apnenicah. Kalcijev oksid je bela, amorfna snov. Na zraku vpija vodo (je higroskopna), ter preide v bel prah, kalcijev hidroksid (gašeno apno) Ca(OH)_2 :



Gašeno apno dobimo, če žgano apno polijemo z vodo. Pri tem temperatura poraste.

Če gašenemu apnu dodamo še vode, dobimo apneno mleko, ki služi za beljenje. S precejanjem apnenega mleka dobimo čisto tekočino, apneno vodo ali apnico, ki je lugastega okusa.

Trdota vode zavisi v glavnem od raztopljenih kalcijevih soli. Kalcijevega bikarbonata $\text{Ca(HCO}_3)_2$ je po navadi v trdi vodi največ. Če trdo vodo kuhamo, se izloči normalni karbonat (CaCO_3). Raztopljen bikarbonat tvori tkz. prehodno trdoto vode. Stalno trdoto vode povzročajo soli, ki se pri kuhanju ne izločijo (na pr. sadra). Iz trde vode, s katero polnimo kotle, odstranimo bikarbonat z dodatkom gašenega apna: $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{Ca(OH)}_2 = 2 \text{CaCO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Primesi, ki povzročajo stalno trdoto, odstranimo z dodatkom sode: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

V obeh slučajih izločimo raztopljene kalcijeve soli v obliki težko topljivega normalnega kalcijevega karbonata.

ŽGANJE IN GAŠENJE APNA (Za šole obrtno-industrijske smeri.)

Žgano apno uporabljajo kot stavbni material za pripravo malte, kot gnojilo itd. Apno žgejo na poseben način v zidanih pečeh iz šamotne, ognjastalne opeke*. Peč polnijo od zgoraj izmenoma s plastjo koksa in plastjo apnenca. Skozi stransko odprtino zažgejo koks, ki daje potrebno toploto (okoli 900°C). Pri tej toploti odpušča apnenec ogljikov dioksid, ki uhaja z drugimi plini. Ta proces apnenčevega razpadanja potrebuje mnogo toplote: 1 kg že segretega CO_3 potrebuje še 425 kalorij, da razpade v žgano apno in ogljikov dioksid.

Pri gorenju koksa se razvije potrebna toplota, ki pretvori plast apnenca v žgano apno. Za 100 kg apnenca je potrebno navadno 18 kg dobrega koksa. Mnogo toplote odneso seboj zgoreli plini, a mnogo se je izgubi tudi z žarenjem peči. Nastalo žgano apno na primeren način odstranijo, a preostale plasti koksa in apnenca lezejo vedno globlje.

V industrijskih apnenicah lahko žgejo apno neprenehoma, v obrtnih manjših pečeh pa žgejo apnenec le v presledkih (sl. 70.).

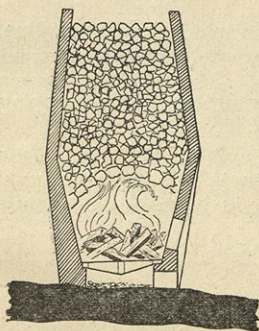
Žgano apno gasimo v jamah na kraju uporabe. Vode dodamo več kot je potrebno, da se CaO spremeni v Ca(OH)_2 . Dobro je, da se gašeno apno pred uporabo vleži.

Kalcijev sulfat, $\text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$, se nahaja v prirodi kot mavec ali sadra v ploščastih kristalih, še več pa v gostih zrnatih in vlaknatih gručah. Gručavi sadri je običajno primešana glina. Sadro najdemo pri nas na Hrušici, ob spodnjem toku Savinje in na Pohorju, v Samoborski gori, v dolini Zrmanje, pri Bosanskem Novem in drugod.

Velike brezbarvne kristale, ki so razkolni, imenujemo Marijino steklo, a beli sadri pravimo alabaster. V naravi se nahaja tudi kalcijev sulfat brez vode, imenovan anhidrit.

Sadra se v vodi težko topi (1 : 500), to je 1 del sadre se raztopi v 500 delih vode. Sadra je mehka, lahko jo razimo z nohtom. S počasnim segrevanjem do 120°C postane kristalizirana prozorna sadra motna. Pri tem odda $\frac{3}{4}$ svoje kristalne vode ter razpade v prah, žgano sadro. Če zmleto žgano sadro mešamo z vodo, dobimo testo, ki se hitro strdi. Z gretjem do

200°C odda sadra vso kristalno vodo te preide v mrtvo sadro, ki ne more več sprejeti vode.



Sl. 70. Apnenica.

VAŽNOST KALCIJEVIH SPOJIN ZA RASTLINSTVO

(Za šole poljedelske smeri.)

Plodna zemlja mora poleg drugih mineralnih snovi vsebovati tudi kalcijeve spojine, ki so važne za popolno prehrano rastlin. Težka zemlja postane plodnejša in rahlejša, če ji dodamo apna. Foleg tega razpadejo pod

* Ognjastalna opeka lahko zdrži visoko temperaturo.

vplivom apna nekatere rudnine ter se tako poveča množina, v vodi topljivih rudninskih snovi.

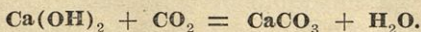
Z dodatkom apna se nevtralizirajo v zemlji kisline. Samo v nevtralni zemlji lahko vrše bakterije oksidacijsko preosnovo humusa. Apno tudi pospešuje delovanje bakterij na koreninah stročnic ter tako pomaga pri prisvajanju zračnega dušika. Rastline, ki rasto v zemlji, bogati na kalcijevih spojinah, so odpornejše proti raznim boleznim, so močnejše, njih plodovi so boljši.

SADRA, MALTA IN CEMENT KOT VEZIVA

(Za šole trgovske smeri.)

Po žarenju do 120°C zmeljejo sadro v bel prah. Tako žgano sadro mešajo z vodo v kašasto testo, ki se kmalu strdi. Pri tem se poveča tudi telesnina otrpne mase. Na tem svojstvu je osnovana njena uporaba. S pomočjo sadre pritrujemo v zidovih železne mosilce in kljuke. Znana je uporaba sadrenih obvez pri prelomu kosti in njena vsestranska uporaba za odtiske in odlivke.

Malta je zmes gašenega apna, peska in vode. Z malto vežejo kamenje in opeko v zidovih. Pesek dodajo radi tega, da se malta pri sušenju preveč ne poleže, in da se gašeno apno pod pritiskom stavbnega materiala preveč ne iztisne. Strjevanje malte se vrši postopoma. Kalcijev dioksid se spaja z ogljikovim dioksidom iz zraka ter preide v kalcijev karbonat:



Nastali kalcijev karbonat veže peščena zrnca. Strjevanje malte pospešimo tako, da v novih zgradbah kurimo v železnih košarah s koksom. Na ta način se razvijejo večje množine ogljikovega dioksida.

Cement je rudninski prah, ki se z vodo pomešan hitro strdi v trdo gmoto. Prirodni cement dobivajo pri Neapolju (Pucolan). Ta se mora mešati z apnom, da se v vodi strdi. Umetne vrste cementa so: roman in portland cement.

Roman cement dobijo z žganjem laporja, ki vsebuje nekoliko gline, železovega oksida ter okoli 70% kalcijevega karbonata. Portland cement dobimo z močnejšim segrevanjem laporja, ali pa s segrevanjem laporja in gline. Tako dobljeno in ohlajeno snov zmeljejo v prah. Z vodo pomešan cement se hitro strdi brez sodelovanja ogljikovega dioksida.

Če mešamo cement s peskom, gramozom in vodo, dobimo beton. Če pri zidanju vložimo v beton železne palice, se trdnost zelo poveča. Temu pravimo armirani beton. Iz zmesi cementa in azbesta se izdeluje eternit, ki služi za kritje streh.

Pri nas so cementarne v Trbovljah, Splitu, Podsusedu, Beočinu itd.

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Zakaj postane trda voda motna, če jo kuhamo?
2. Zakaj se nabira v kotlih in ceveh kotlovec? Kaj je glavna sestavina te skorje?
3. Kako bi odstranili kotlovec? V čem se kotlovec topi?
4. Kaj nastane, če vliješ nekoliko kapljic kake kisline (HCl , H_2SO_4 ali HNO_3) na marmor ali apnenec?
5. Zakaj se na površini apnene vode napravi skorja?
6. Radi česa postane apnena voda motna, če v njo pijaš?
7. Kako bi dobil čisto apneno vodo iz apnenga mleka?
8. Zakaj se malti dodaje pesek?
9. Ali ostaneta CaO in Ca(OH)_2 na zraku neizpremenjena?
10. Kaj preostane od apnenca v slučajih, če ga polijemo po vrsti z HCl , H_2SO_4 in HNO_3 .

11. Kos apnenca žari v vročem plamenu ter nato polij z vodo! V apneno vodo pomoči rdeč lakmusov papir in pazi na reakcijo!

12. Vzemi enaki prostornini apnenca in apna ter primerjaj njuni teži! Katera snov je težja in zakaj?

13. Izračunaj, koliko izgubi na teži 100 kg apnenca po žganju!

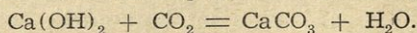
14. Napiši kemijske enačbe, ki kažejo sledeče procese:

a) žganje apna, b) gašenje apna, c) strjevanje gašenega apna v zidu.

15. Zdrobljeno kristalovano sadro segrevaj v suhi epruveti! Epruveta se bo hitro orosila. Zakaj?

16. Žgano sadro pomešaj z vodo ter v nastalo kašo potisni novc! Ko se sadra strdi, novc odstrani. V sadri je njegov odtis (uporaba sadre).

17. Zmešaj nekoliko gašenega apna s peskom. Iz testa napravi kroglice ali kocke. Pri slabem segrevanju se kroglice posuše in strde, ker odvisna voda izhlapi. Daš li sedaj kroglice v kozarec ter vanj uvajaš CO_2 , se bo kozarec orosil, ker CO_2 vpliva na gašeno apno:



Sedaj razumeš, zakaj so novi zidovi vlažni.

18. Zajami čiste vode v apneni jami ali pa si jo pripravi tako, da precediš apneno mleko. Skozi slamo pihaj v to vodo! Tako dokažeš, da izdihavaš CO_2 , ter da se ta plin spaja z raztopljenim Ca(OH)_2 , pri čemer nastane težko topljiv kalcijev karbonat.

19. V apnenem mleku kuhaj volnena vlakna! Kaj opaziš? Kalcijev hidroksid je baza, ki razkraja volno.

Magnezij, $\text{Mg} = 24,32$

Kalciju zelo soroden je magnezij, ki ga je dobiti samo v spojinah. Kupimo ga v obliki trakov ali prahu. Prižgan zgori z močno svetlobo v magnezijev dioksid. Ta svetloba je bogata na ultravioletnih žarkih. Magnezij uporabljamo pri fotografiranju v temnih prostorih.

Magnezijeve spojine. Rudnina **magnezit**, MgCO_3 , se uporablja za izdelavo ognjastalne opeke. **Dolomit** ali grintavec, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ je hribina, ki tvori velik del kraških planin. Z žarenjem magnezita dobimo **magnezijev oksid**, MgO , ali žgano magnezijo. Magnezijev oksid, pomešan z žagovino daje **ksilolit**, kar pomeni kamen iz lesa. Ksilolit se hitro strdi. Služi v stavbarstvu. Če mesto žagovine vzamemo azbest, nastane **azbestolit**.

Magnezijev sulfat, $\text{MgSO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$. Kot grenka sol je magnezijev sulfat raztopljen v zravilnih grenčicah. V medicini se uporablja za odvajanje.

Med magnezijeve spojine spadata tudi minerala **lojavec** in **serpentin**.

Lojavec je bele do sivkaste barve. Če ga potipamo, se nam zdi masten. Radi male trdote (trdota = 1) ga lahko z nohtom razimo. Njegov prah — znani smukec — je spolzek. Rabimo ga za posipanje rokavic in čevljev pa tudi za izdelavo pudrov in zobnih praškov. Iz jedrnatega lojevca (steatit ali salovec) izdelujejo krojaško kredo.

Serpentin sliči po svoji zunanosti kačji koži. Drobnovlaknati serpentini — **serpentinov azbest** — je zelen. Pri nas ga najdemo v okolici Trepče v Juž. Srbiji in pri Travniku v Bosni. Iz njega izdelujejo nezgorljive tkanine in oblože železne mrežice, ki jih imamo v kem. laboratorijih; z njim polnijo tudi stene železnih blagajn.

Lojcevec in serpentini sta magnezijeva silikata.

Baker, Cu = 63,57

Baker najdemo v naravi samoroden in v raznih njegovih spojinah.

Samorodnega bakra je mnogo okoli Gornjega jezera v Sev. Ameriki, na Uralu in v Španiji. Mnogo več bakra se nahaja v rudah, od katerih so najvažnejše: **halkopirit**, **kovelin**, **halkozin**, **malahit** in **azurit**. Znamenita najdišča teh rud so Bor, Majdanpek in Kučajna v Srbiji ter pri Sinjakovu, Fojnici in Kreševu v Bosni. Nekatere bakrene rude se nahajajo tudi v Samoborski gori ter v hribovju med Škofjo Loko in Cerknem.

Baker je v svojih spojinah enovalenten (kupro-spojine) ter dvovalenten (kupri-spojine).

Halkopirit, CuFeS_2 , kristalizira v piramidah, a pogostokrat se razvija v kopučah. Je rumene barve kot medenina. Ker ga moremo z nožem raziti, ga lahko razlikujemo od pirita. Če delujeta nanj kisik in ogljikov dioksid, preide v druge bakrene spojine. Za pridobivanje bakra je halkopirit najvažnejša ruda. Pri nas se nahaja pri Boru v Srbiji.

Halkozin, Cu_2S , se redko razvije v popolne kristale. Tudi ta preide lahko v druge bakrene rude. Najdemo ga večinoma poleg halkopirita.

Kovelin, CuS , je bakrena ruda, ki je pri nas v večji množini v Boru.

Malahit, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, je bazičen bakrov karbonat. Kristalizira v podolžnih kristalih, največkrat pa ga najdemo v grozdastih in ledvičastih posnemkih. Malahit nastane po preperevanju drugih bakrenih rud. Odlikuje se po lepi zeleni ali temnozeleni barvi in steklenem sijaju. Uporabljajo ga tudi za izdelavo okrasnih predmetov.

Azurit, $\text{Cu(OH)}_2 \cdot 2 \text{CuCO}_3$, je redkejši od malahita ter je lepe modre barve.

Rdeči bakrenec, Cu_2O , je rdeča bakrena ruda, nazvana tudi **kuprit**. Najdemo ga v Zagrebški in Samoborski gori. Rdeči prah tega oksida obarva steklo rdeče.

Kuprioksid, CuO , se pojavlja kot temna prevleka na bakrenih predmetih, če jih na zraku močno segrevamo. A tudi v naravi ga najdemo. Dobimo ga, če na zraku žarimo baker, bakreni hidroksid ali bakreni nitrat. Kuprioksid obarva steklo zeleno.

Pridobivanje bakra. Baker pridobivajo iz rud na različne načine, kakršna je pač ruda. Borsko rudo, ki vsebuje 2—8% bakra, pomešajo z apnencem in koksom ter pražijo v posebnih pečeh. Do 80% žvepla, ki se nahaja v rudi, zgori, a ostale snovi, ki onečiščaajo rudo, se spoje ter tvorijo trosko, ki plava vrh raztopljene mase. Trosko ali žlindro oddele, a staljena masa tvori tzv. bakreni kamen, ki vsebuje še žveplo in železo. Bakreni kamen se ponovno praži v posebnih pečeh, imenovanih — *konvertor*, s primesjo kremenca. Peostalo žveplo v konvertorju zgori, a železo in kremen tvorita trosko, ki splava nad staljeni baker. Po odstranitvi troske vlivajo tzv. **črni baker** v prizmatične kose. Čisti baker dobijo, če črni baker elektrolitično očistijo.

Lastnosti. Baker je kovina rdeče barve, kovinskega sijaja, specifične teže 8,9 ter se topi pri 1083° C. Lahko ga kujemo in raztezamo v tanke žice ter pločevino. V suhem zraku se ne izpremeni, na vlažnem pa se sčasoma prevleče s tanko prevleko bakrovega karbonata, ki ji pravimo **patina**. Strehe, pokrite z bakreno pločevino, pozelene. Pri visoki temperaturi baker oksidira ter preide v črni bakrov oksid. Baker je zelo dober prevodnik toplote in elektrike, katero prevaja sedemkrat boljše od železa. Topi se v dušikovi ter vroči žvepleni kislini. Ob dostopu zraka ga tope tudi organske kisline (n. pr. očetna kislina). Radi tega ne smemo kuhati okisanih jedi v bakrenih posodah.

Uporaba. Iz bakra izdelujejo kotle in destilacijske aparate, z bakreno pločevino pokrivajo strehe, uporabljajo ga za različne zlitine, največ bakra pa uporabijo v elektrotehniki za žice.

Bakrov sulfat, $\text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$, je najbolj znana sol dvalentnega bakra. To je kuprisulfat ali **modra galica**.

V naravi nastaja modra galica v rovinah bakrenih rudnikov, kjer nastaja z oksidacijo bakrenih rud. Iz nasičene vroče raztopine kristalizira pri počasnem ohlajevanju v lepo razvitih kristalih. Iz obrazca je razvidno, da vsak molekul modre galice veže 5 molekulov vode. To je tzv. kristalna voda, ki jo lahko odstranimo, če segrevamo modro galico do 200° C. Pri tem razpade modra galica v bel prah, ki pa zopet pomodri, če mu dodamo vode. Na ta način lahko dokažemo prisotnost vode v alkoholu. Če v raztopino modre galice vtaknemo kak železen predmet, se na njem nabere tanka prevleka čistega bakra (cementni baker). V naravi izvirajo vode, v katerih je raztopljena modra galica. Iz teh lahko dobimo baker s pomočjo železa. Modra galica, kakor tudi druge bakrene soli, so strupene. V 1/2% raztopini modre galice namakamo žito (pšenico) pred setvijo, da s tem uničimo snetne* klice. Z raztopino 4 kg modre galice in 4 kg gašenega apna v 100 l vode škropimo vinsko trto, da uničimo trtno plesen — peronosporo.** Modra galica se uporablja tudi za

* Snet je glivica, ki živi na žitnem zrnu ter ga uničuje.

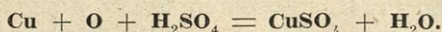
** Peronospora je plesen, ki napada vinsko trto.

konzerviranje (impregniranje) lesa proti gnilobi, nadalje v barvarstvu, v zdravilstvu itd.

IZDELOVANJE MODRE GALICE

(Za šole obrtno industrijske in poljedelske smeri.)

Če kaplja razredčena žveplena kislina na bakrene odrezke pri istovremni stalni protismerni zračni struji, nastane modra galica. Ta postopek uporabljajo pri izdelovanju galice. Proces nam kaže sledeča enačba:



Pri topljenju bakra v žvepleni kislini se razvija tudi toplota.

Topljenje se pospeši, če se dotikajoča površina bakra, kisline in zraka (kisika) poveča. To pri izdelavi dosežejo na ta način, da bakrene odpadke najprej tope v posebnih pečeh, a žareč tekoči baker vlivajo v hladno vodo. Pri tem se baker strdi v gobasta zrna (granulirani baker). S takim bakrom napolnijo stolpe, v katerih ga tope.

Iz tople koncentrirane raztopine, ki se nahaja v velikih lesenih posodah, izkristalizira modra galica, ki jo pred prodajo še osuše. Pri nas izdelajo modro galico v Celju, Subotici, Koprivnici in Kruševcu.

VAJE IN VPRAŠANJA.

1. Na katerem kemijskem procesu je osnovano čiščenje bakrenih in medenih predmetov s pomočjo peska in razredčene žveplene kisline? (Odg. Kovinski oksidi se v kislinah tope, a nastale soli se tope v vodi).
2. Zakaj uporabljamo modro galico?
3. Kako pridobivamo baker iz njegovih rud in kako se izdeluje modra galica?
4. Drži svetlo bakreno ploščo v vročem plamenu! Plošča bo počrnela, ker se je pokrila z bakrovim oksidom, CuO .
5. Dodaj razredčeni žvepleni kislini bakrovega oksida ter segrevaj! Dobil boš modro raztopino, iz katere se po izparevanju izločijo kristali modre galice.
6. V suhi epruveti segrevaj kristal modre galice! Na stenah epruvete boš opazil vodo, a na dnu bel prah bakrenega sulfata.
7. V raztopino modre galice vtakni košček čistega cinka ali železa! Kovini se prevlečeta s tanko plastjo čistega bakra.

Karakteristična svojstva organskih spojin

Zrak, voda, vsi minerali in hribine tvorijo del prirode — mrtvo prirodo. Na navedenih snoveh se neprestano vrše različne spremembe. Do sedaj smo se bavili s takimi kemijskimi spremembami, ki se vrše v neživi — anorganski prirodi. Del kemije, ki te spremembe proučava, je **anorganska kemija**.

Jajčni beljak, sladkor, mast in vse druge spojine, ki sestavljajo živalske in rastlinske organe, imajo skupno lastnost: vse vsebujejo ogljik. Del kemije, ki proučava te ogljikove spojine je **organska kemija**.

Vse organske spojine na zraku lahko zgore, a močno segrevane brez zračnega pristopa poogljene (suha destilacija). Če segrevaš v epruveti košček sladkorja ali lesa, opaziš razvi-

janje plinov in tekočin, na dnu pa zaostane črna snov, bogata na ogljiku. Ogljik je bistveni del vsake organske spojine. Spojine, ki ne vsebujejo ogljika, ne spadajo v skupino organskih snovi. Poleg ogljika so v organskih spojinah najbolji pogosti tudi vodik, kisik in dušik, a samo v nekaterih spojinah se nahajajo tudi žveplo, fosfor in halogeni elementi. Zelo redke so organske spojine, ki bi vsebovale še kako drugo prvino.

V vseh organskih spojinah je ogljik četverovalenten. Radi tega se lahko spoje z 1 ogljikovim atomom 4 atomi kake enovalentne prvine, n. pr. vodika ali klora. Nepregledna je množina prirodnih in umetnih spojin, ki jih tvori ogljik z razmeroma malim številom drugih prvin. Le to si pojasnimo tako, da se lahko ogljikovi atomi tudi medsebojno spajajo, ter tako nastajajo molekuli z 2, 3 in več ogljikovimi atomi. V vsakem slučaju ostane še več prostih valenc za ostale prvine. Tako nastajajo vedno novi nizi ogljikovih spojin; do sedaj jih poznajo že nad 300.000.

Ogljikovodiki

Od vseh organskih spojin so ogljikovodiki najenostavnejši; sestavljeni so samo iz ogljika in vodika.

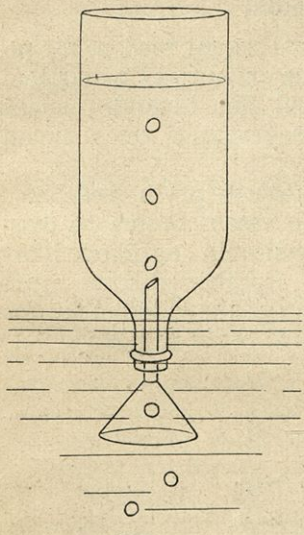
V eni izmed skupin ogljikovodikov so C-atomi vezani eden z drugim v obliki odprte verige. Z ozirom na število valenc, ki jih veže 1 ogljikov atom v molekulu, delimo ogljikovodike na nasičene in nenasičene. V nasičenih ogljikovodikih so atomi ogljika v molekulu vezani samo z eno valenco, a ostale valence zavzemajo atomi vodika. Nasičeni ogljikovodiki vsebujejo največje mogoče število vodikovih atomov.

Nenasičeni ogljikovodiki so relativno siromašnejši na vodik, v njihovih molekulah je med C-atomi vsaj enkrat dvakratna vezava: to so olefini. Če je med posameznimi ogljikovimi atomi trikratna vezava, imenujemo te snovi acetilene.

Nasičeni ogljikovodiki

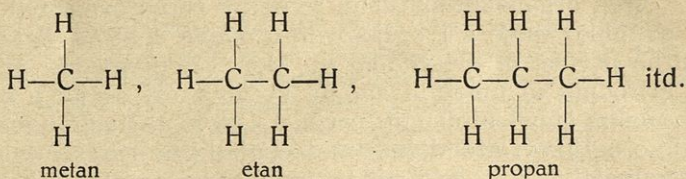
Metan, CH_4 . V molekulu metana je samo 1 ogljikov atom, vse 4 njegove valence so nasičene z vodikom.

Metan nastaja v močvirjih, kjer trohni pod vodo listje in drugi rastlinski ostanki. Pravimo mu tudi močvirni plin (sl. 71.).



Sl. 71. Zajetje močvirnega plina.

Na mnogih krajih uhaja iz zemlje metan kot **zemeljski plin**. V premogokopih se dostikrat nabere toliko tega plina, da povzroča pomešan z zrakom eksplozije. Poznani so nam tudi drugi ogljikovodiki, ki imajo v molekulu, po 2, 3 ali več medsebojno vezanih ogljikovih atomov. Po številu C-atomov se imenujejo nasičeni ogljikovodiki: metan (CH_4), etan (C_2H_6), propan (C_3H_8), butan (C_4H_{10}) i. t. d. Način vezave vodikovih atomov nam kažejo sledeče strukturne formule:



Prvi štirje nasičeni ogljikovodiki so pri navadni temperaturi plini. Peti do petnajsti so tekočine, a ogljikovodiki z več kot petnajst C-atomi so trdni.

Skupna lastnost vseh nasičenih ogljikovodikov je, da v njih ni prostora za druge elemente, ker so vse proste valence zavzeli atomi vodika. Nasičeni ogljikovodiki so odporni proti vsem najaktivnejšim elementom in najmočnejšim kislinam in bazam.

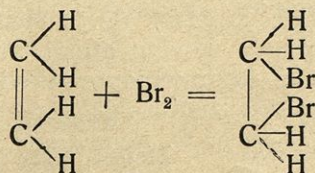
Nenasičeni ogljikovodiki

Ogljikovodiki, v katerih so ogljikovi atomi med seboj povezani z dvema ali tremi valencami, se imenujejo nenasičeni.

Etilen, C_2H_4 ali $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$, je prvi člen iz vrste nenasičenih ogljikovodikov. Dobimo ga, če segrevamo zmes navadnega alkohola in žveplene kisline.

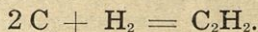
Etilen se lahko spaja z atomi nekaterih prvin, posebno z atomi broma. V tem slučaju govorimo o vezavi broma na dvojno vez. To je splošna lastnost nenasičenih ogljikovodikov. V dotiku s katerimkoli nenasičenim ogljikovodikom izgubi brom svojo rjavo barvo, ker se spaja z ogljikovodikom na mestih, kjer je dvojna vezava. Radi tega služi brom za dokazovanje nenasičenih ogljikovodikov.

N. pr.



Pri tej reakciji smatramo, da se ena od dvojne vezave raztrga, a brom se naveže na proste valence. Ogljikovodiki, ki imajo v molekulu samo eno dvojno vezavo, se imenujejo olefini. Nastanejo pri suhi destilaciji mnogih organskih spojin.

Acetilen, C_2H_2 ali $HC \equiv CH$, spada k ogljikovodikom, ki imajo v svojem molekulu trojno vezavo. Acetilen lahko dobimo sintetično, če pustimo, da preskakuje električna iskra med dvema ogljenima poloma v struji vodika:

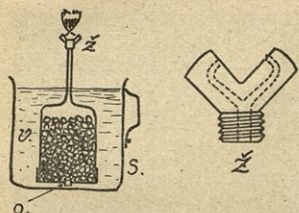


Pri nastanku acetilena se porabi mnogo toplote. Kemijski procesi, pri katerih se uporablja toplota za nastanek novih spojin, se imenujejo **endotermijski procesi**.

Tehnično se pridobiva acetilen z delovanjem vode na kalcijev karbid:



Acetilen gori z zelo svetlim plamenom, uporabljamo ga za razsvetljavo (sl. 72). Če ga napeljemo v amonijakovo raztopino bakrovih ali srebrovih soli, nastanejo spojine, ki so zelo eksplozivne (C_2Cu_2 in C_2Ag_2).



Sl. 72. Acetilenska svetilka
S in gorilnik Ž. Voda V
pride skozi odprtino O v
posodo napolnjeno z karbi-
dom.

Acetilen, pomešan z zrakom, hitro zgori z eksplozijo.

V acetonu raztopljen acetilen se prodaja pod imenom **dissous-plin** (izg. **disu**) v jeklenih posodah, kjer je pod pritiskom 15 atmosfer. Če gori acetilen v kisiku, se doseže temperatura čez $3.000^\circ C$. Tak plamen uporabljamo za avtogeno varenje železa. S pomočjo vročega acetilenovega plamena lahko tudi režemo debele kose železa. Železo se v acetilenovem plamenu najprej segreje, nato pa se poveča dotok kisika, ki oksidira železo ter ga tako na žarečem mestu oddeli.

Nafta

Najdišče. Na mnogih krajih naše Zemlje izpolnjuje nafta zemeljske votline. Najstarejša poznana nahajališča nafte so v Ameriki, na Kavkazu, na Poljskem in v Romuniji. Pri nas so z vrtanjem naleteli samo na slabejše naftine izvire pri Selnici, Bujavici, v Majevidi in drugod. Na nekaterih mestih je prodrla nafta sama iz zemlje, a večino bogatih nahajališč so odkrili z vrtanjem.

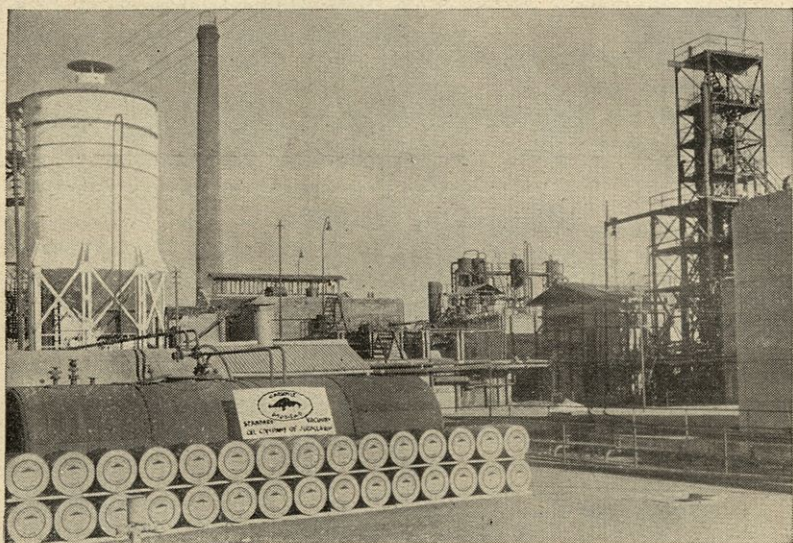
Nastanek. Englerju je uspelo na umeten način pridobiti s segrevanjem ribjega olja in z močnim pritiskom destilat sličen nafti. Ta smatra, da je nastala nafta v naravi iz maščob poginulih živali, ki so se pred davnimi časi nagrmdile na poedinih mestih, kjer so se nanje sesule zemeljske plasti. Pod vplivom visoke temperature in pritiska v globinah, so se tolšče pretvorile tekom mnogih let v ogljikovodike.

PREDELAVA (FABRIKACIJA) NAFTE (*Za šole trgovske smeri.*)

Da bi se vse sestavine nafte čim bolj izkoristile, jo morajo primerno predelati. Z destilacijo razdelijo nafto na več frakcij, katere vsako posebej ponovno čistijo ali rafinirajo, da tako odstranijo nenasičene ogljikovodike in nekatere druge snovi, ki kvarno vplivajo na poedine frakcije. Destilacija nafte se vrši v velikih kotlih. Pare lažjih in težjih ogljikovodikov po vrsti odločijo (po izparljivosti) ter jih odvajajo skozi hladilnike, kjer kondenzirajo. Končno prestrežejo posamezne frakcije v tekočem stanju v podstavljenih posodah.

Vsi ogljikovodiki, ki imajo vrelišče do 150°C , se zajamejo v prvi frakciji kot sirovi bencin, nato se odloči destilat, ki vre med 150° do 300°C . To je petrolej, ki služi za razsvetljavo (kerozin). Ostanke z vreliščem nad 350°C predelujejo za mazalna olja. Z nadaljnjim čiščenjem poedinih frakcij dobijo končne proizvode nafte, ki so prikladni za uporabo. V naših rafinerijah v Bosanskem Brodu (sl. 73), Capragu in Osijeku predelujejo sirovo nafto uvoženo iz Romunije.

Nafta je gosta tekočina, temne barve ter posebnega vonja. Sestoji v glavnem iz tekočih ogljikovodikov, v katerih so često raztopljeni trdi in plinasti ogljikovodiki. V nafti so običajno



Sl. 73. Ureditev tovarne za obdelavo nafte v Bos. Brodu.

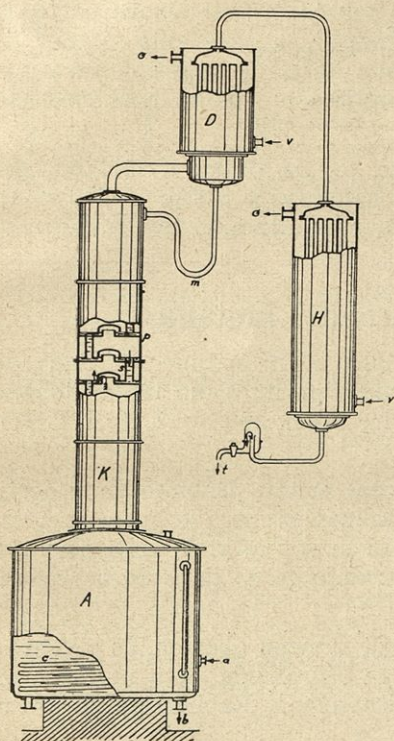
tudi večje ali manjše količine nenasičenih ogljikovodikov, ki na zraku oksidirajo ter se po daljšem stanju pretvorijo v smolo.

Poedine frakcije nafte, dobljene z destilacijo sirove nafte, imajo posebna svojstva ter služijo za različno uporabo.

Bencini. Sirovi bencin, kot prva frakcija nafte, se redko rafinira, običajno ga s ponovno frakcionirano destilacijo ločijo v petrolejski eter (gazolin), lahke in težke bencine ter ligroin (sl. 74).

Gazolin je lahko vnetljiv, rabimo ga za razsvetljavo (gazolinske svetilke). Lahko hlapljivi bencini dajo z zrakom zmesi, ki naglo zgore ter eksplodirajo. Uporabljajo jih za pogon motorjev. V bencinih se tope masti, smole ter kavčuk. Rabimo jih tudi za pridobivanje olj iz raznih oljnih semen (ekstrakcija) in masti iz kosti. Z bencinom snažimo tudi mastne madeže.

Ligroin uporabljajo za izdelavo lakov.



Sl. 74. Aparat s kolono za frakcionirano destilacijo. V kotlu (A) se segreva zmes tekočin, ki imajo različna vrelišča. Segrevanje se vrši s pomočjo pregrete vodne pare, ki kroži po ceveh (C) na dnu kotla (a = doved pare, b = odvod pare). Na delih (p) kolone (K) se zgostijo pare težjih sestavin ter se vračajo po cevi (s), dočim se pare lahke hlapljivih sestavin odvajajo v vračalni hladilnik (deflegmator) (D). Imenovani hladilnik spopolnjuje delovanje kolone na ta način, da se v njem s počasnim ohlajevanjem (v = doved, o = odvod vode) zgostijo ostanki težjih frakcij, ki se po cevi (m) vračajo v kolono. Pare najlažje hlapljivih sestavin pridejo končno v hladilnik (kondenzator) (H), kjer se zgostijo v tekočino, ki odteče pri t.

Opisana naprava lahko služi za frakcionirano destilacijo sirovega bencina, pri čemer dobimo po vrsti: petrolejski eter, lahke in težke bencine ter ligroin.

Gorilni petrolej. To frakcijo rabijo za razsvetljavo, toda šele po rafiniranju z močno žvepleno kislino in razredčeno raztopino natrijeve baze. V tej frakciji ne smejo biti lahko hlapljivi ogljikovodiki, ker bi prenašali izparevali, a pare, pomešane z zrakom, bi lahko povzročile eksplozijo.

Mazalna olja. Ostanek nafte, ki vre nad 350° C, destilirajo v posebnih kotlih s pomočjo pregrete vodne pare pri zmanjšanem pritisku (destilacija v vakuumu). Na ta način dobijo lažje in težje destilate — mazalna olja. Po čiščenju (rafiniranju) rabijo ta olja za mazanje osi, da tako zmanjšajo trenje.

Parafin in vazelin. Iz zadnjih destilatov ameriške in poljske nafte izločijo z ohlajevanjem trden parafin, ki ga rabimo za izdelavo sveč. V raztaljeni parafin namakajo les za vži-

galice, da boljše gori. Vazelin pridobivajo iz gostega zaostanka, ki ni predestiliral. Čistijo ga z žvepleno kislino, belijo pa s precejanjem skozi kostno oglje. Vazelin je sličen masti, rabi se za mazanje zobatih koles in za izdelavo zdravilnih mazil.

Pri destilaciji mazalnih olj zaostane v kotlu črna vlečna snov, ki se z ohlajevanjem strdi. To je umetni petrolejski asfalt.

Prirodni asfalt je nastal iz nekaterih vrst sirove nafte, iz katere so lažji ogljikovodiki izhlapeli, a zgoščeni ostanek je oksidiral ter se spremenil v smolo. Asfalt se razlikuje od parafina v tem, ker vsebuje poleg ogljika in vodika tudi nekoliko kisika, žvepla in dušika.

Najbogatejša ležišča asfalta so na otoku Trinidadu, posebno čiste vrste asfalta pa se nahajajo v Siriji. V Dalmaciji se najde apnenec, ki je prepojen z asfaltom. S tem asfaltirajo ceste.

Halogenski derivati* metana

Iz ogljikovodikov lahko dobimo nove spojine, če vodikove atome nadomestimo z atomi drugih prvin. Tako lahko dobimo iz metana, če nanj deluje klor, niz novih spojev: CH_3Cl , CHCl_3 in CCl_4 .

Kloroform, CHCl_3 , je triklorni metan. Dobimo ga z destilacijo zmesi klornega apna in razredčenega alkohola. Je brezbarvna tekočina, osladnega okusa in vonja, ki je težja od vode. Deluje uspavalno (narkotično), rabijo ga za narkoze pri operacijah.

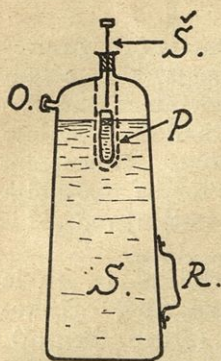
Jodoform, CHI_3 , se izloča kot rumena oborina, če alkoholni raztopini joda dodamo kalijevega hidroksida. Ima močan vonj ter ubija bakterije (deluje antiseptično). Rabimo ga za desinfekcijo.

Tetraklor-metan, CCl_4 , je dokončno kloriran metan. V njem se topijo masti. Rabimo ga za čiščenje madežev. Ni vnetljiv, z njim celo gasijo ogenj.

Gorenje

Kuriva. Kemijski proces, pri katerem se pojavi svetloba in toplota, imenujemo gorenje. Pri gorenju v navadnem smislu besede sodeluje vedno kisik iz zraka. Pravimo, da kisik gorenje pospešuje, a snovi, ki se z njim spajajo, gorijo. To so kuriva. Kuriva so različne trdne, (ogljje, les, koks), tekoče (petrolej) in plinaste (metan, svetilni plin) snovi. Dostikrat

* Izpeljane spojine imenujemo derivate.



Sl. 75. Priprava za gašenje

pustimo navedene snovi zgoreti samo zato, da izkoristimo toploto in svetlobo, ki pri procesu gorenja nastaja. Žareči proizvodi, ki nastanejo pri gorenju, se imenujejo ogenj. Nekatere snovi pri gorenju samo žarijo (železo), druge pa gorijo s plamenom (les, acetilen, bencin). S plamenom gore samo ona trdna kuriva (les, premog), ki segreta oddajajo pline, kar se pri gorenju koksa ne zgodi.

Pogoji gorenja. Snovi prično goreti šele tedaj, če so primerno segrete, t. j. pri vnetišču. Temperatura vnetišča je za beli fosfor 60°C , za žveplo 350°C , a les prične goreti šele med 400° do 500°C . Gorenje lahko pospešujemo, če kurivu do-

vajamo zadosti zraka, še bolje pa čistega kisika. Radi tega podpihujemo ogenj na kovaškem ognjišču, a v tovarnah »sesajo« zrak visoki dimniki. V slučaju potrebe (požar) lahko ogenj pogasimo, če gorečo snov ohladimo izpod vnetišča, ali če preprečimo dostop zraka. Goreč les polivamo z vodo, a na gorečo mast in petrolej trosimo pesek ali pepel. V slučaju požara se poslužujemo tudi ročnih priprav s pomočjo katerih dovajamo v ogenj CO_2 ali CCl_4 . V takih napravah se razvija ogljikov dioksid, če deluje žveplena kislina na sodo.

Priprave za gašenje (sl. 75). Primi za ročico R, obrni aparat in udari ob zemljo! Pri tem potisne in razbije kovinska palčica stekleno posodico, napolnjeno z žvepleno kislino. Ta razvije z raztopljeno sodo velike množine CO_2 . Ogljikov dioksid, ki pri reakciji neprestano nastaja, iztiska pri odprtini O tekočo zmes.

Svrha gorenja je, da z izbranimi kurivi dosežemo čim višjo temperaturo. Vrednost poedinih kuriv ocenjujemo po številu kalorij, ki se razvijejo pri zgorenju 1 kg dotičnega kuriva. Kalorična vrednost lesa je okoli 4000 kal., a en kg različnih vrst premoga lahko razvije 5000 do 8000 kal. Mineralna in katranska olja, ki jih uporabljamo kot kuriva dajo 9500 do 10.000 kal., 1 m^3 svetilnega plina daje 4500 kal., a ista količina acetilena 14.000 kalorij.

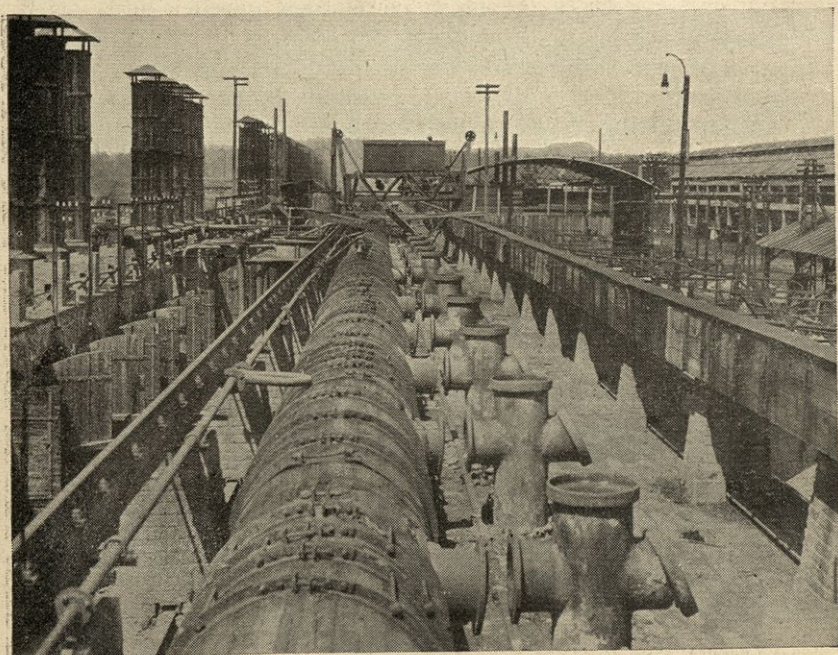
Suha destilacija

Les in razne vrste premoga ne uporabljajo samo za kurivo, temveč tudi za suho destilacijo. Rekli smo, da nastane lesno oglje z ogljenitvijo lesa v takozvanih kopah. Na veliko se les suho destilira v železnih retortah ali v nalašč zato grajenih pečeh. Na ta način izkoristijo vse snovi, ki nastanejo pri suhi destilaciji, torej poleg oglja pridobijo tudi očetno kislino, katran ter gorilni plin. V naši državi se na tak način vrši oglje-

nitev lesa v Tesliću v Vrbaski banovini (sl. 76.) in v Belišću v Savski banovini.

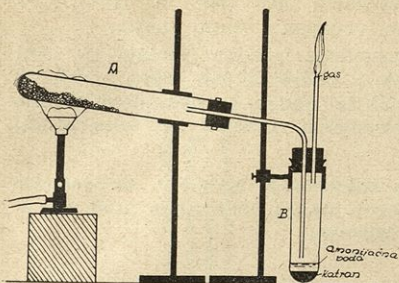
Velike važnosti za industrijo je suha destilacija črnega premoga. Radi tega snujejo po vseh državah podjetja, ki se s tem bavijo. Suha destilacija se vrši v navpičnih retortah iz šamotne opeke. Iz premoga se s segrevanjem (1000° — 1300° C) razvijejo plini in katranske pare, a v retortah ostane koks. Očiščen plin se nabira v velikih plinohramih (gasometrih) ter se uporablja kot svetilni in gorilni plin. Take naprave imenujemo plinarne.

Svetilni plin je mešanica, sestavljena približno iz teh le prostorninskih delov: 50 % vodika, 25 % metana, 16 % ogljikovega monoksida, 2 % težkih ogljikovodikov (etilen, benzol), 2 % ogljikovega dioksida in 5 % dušika. Vodik, metan in ogljikov monoksid gore z nesvetlim plamenom, a etilen in benzol gore s svetlim palmenom radi izločenega ogljika.



Sl. 76. Tovarniške naprave za suho destilacijo lesa. (D. d. Teslić, Bosna)

Katran in amonijakova voda so tekoči proizvodi suhe destilacije (sl. 77.). Amonijakovo vodo, ki se oddeli od katrana, predelajo v amonijev sulfat, ki služi kot umetno gnojilo. V katranu se nahajajo zelo važne spojine. S posebnimi postopki jih ločijo ter kemijsko predelajo v katranske barve, zdravila in nekatera eksplozivna sredstva.



Sl. 77. Suha destilacija premoga (šolski poizkus).

Koks je trden preostanek suhe destilacije črnega premoga. Uporabljajo ga pri pridobivanju železa in drugih kovin in njihovih rud. Radi velike uporabe koksa so posebna podjetja, ki z destilacijo pridobivajo koks kot glavni proizvod. Taki obrati se imenujejo koksarne. V teh proizvajajo koks potem suhe destilacije v velikih komorah zidanih iz šamotne opeke.

SVETILNI PLIN IN PREGLED VAŽNEJSIH TEHNIČNIH PROCESOV PRI NJEGOVEM PRIDOBIVANJU

(Za šole obrtno-industrijske in trgovske smeri.)

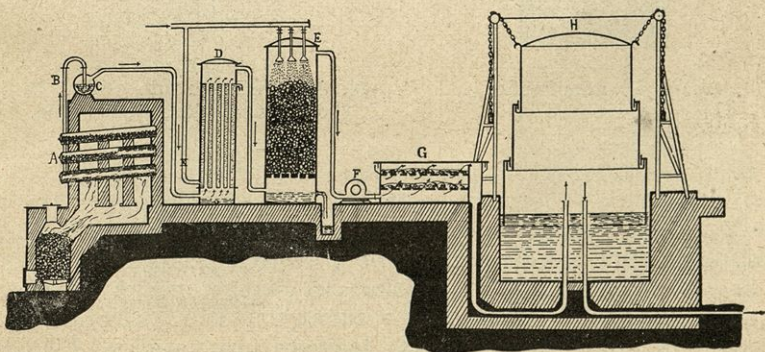
Napravo za pridobivanje svetilnega plina (plinarno) nam kaže slika 78. Plini in pare, ki pridejo iz retorte A, se napeljejo skozi cev B v »hidravlik« C. Tu kondenzira in zaostane večina katrana in amonijske vode. Iz hidravlika odvajajo plin v hladilnik D. Tu se zgostijo lažje katranske pare, ki niso zaostale v hidravliku. Od tod se odvaja plin v pralnik (skruber) E, ki je napolnjen s koksom, po katerem prši hladna voda. Tu s pranjem odstranijo v glavnem amonijak in ogljikov dioksid. Plin nadalje potiskajo s pomočjo sesalke (ekshaustor) F v čistilnik G, v katerem je na rešetkastih policah glinena železna ruda. V čistilniku zaostanejo žveplove in cijanove spojine. Očiščen plin dospe končno v velike plinohrame (gasometre), od koder se odvaja na kraj uporabe.

KATRAN IN NJEGOVI DESTILATI (Za šole obrtno-industrijske smeri.)

Katran je gosta, črna tekočina značilnega vonja. Z destilacijo v velikih retortah odvajajo iz katrana vse hlapljive proizvode, a v retorti zaostane črna snov, ki ji pravimo **katranska smola**. Pri destilaciji se hlapljivi del katrana oddeli v te-le štiri frakcije:

1. S segrevanjem katrana do 170°C destilira lahko olje. S čiščenjem in ponovno destilacijo te frakcije dobe posebno čiste ogljikovodike: benzol in toluol.

2. Srednje olje se odloči med 170° in 230°C . Iz njega dobijo v glavnem fenol in naftalin.



Sl. 78. Plinarna (prerez).

3. Težko olje zajamejo pri destilaciji med 230° in 270° C. To vsebuje še nekoliko naftalina in drugih, večinoma oljnih spojin.

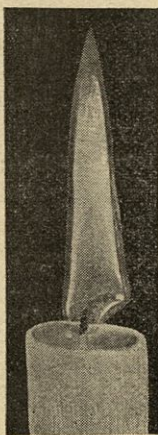
4. Antracensko olje je poslednja frakcija. Dobijo ga med 270° in 350° C. Iz tega destilata izločijo z ohlajevanjem trdne snovi, od katerih je najvažnejši antracen. Oljni del oddele s stiskanjem. Rabijo ga za impregniranje lesa, posebno železniških pragov in telegrafskih drogov.

Katransko smolo rabijo za izdelovanje briketov, za izolacije sten in za prevleko železa (lak za železo), da ga obvarujejo pred rjavenjem. Z njo je prepojena tudi krovna lepenka.

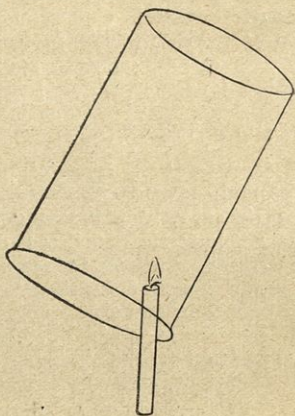
Razsvetljava

Vsaka snov, segreta do visoke temperature, izžareva svetlobne žarke. Prvotno je uporabljal človek za razsvetljavo goreč les, pozneje pa olje, v katerem je bil namočen stenj. Kmalu so poznali sveče, prvotno lojenke in voščenke, v novjšem času pa stearinske in parafinske sveče. V novejši dobi so začeli uporabljati svetilni plin, petrolej, acetilen in končno električno luč.

Pri goreči sveči se najprej stali snov, s katero je prepojen stenj, nato pa radi visoke temperature razpade v pline,

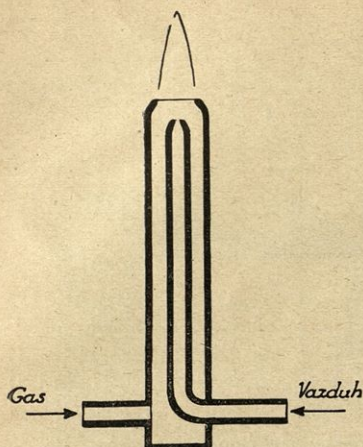


Sl. 79. Plamen sveče.

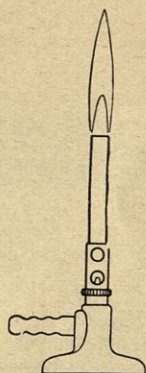


Sl. 80. Čaša postane rosna, če jo držiš nad plamenom sveče.

ki se vnamejo s svetlim plamenom. Na plamenu sveče (sl. 79.) ločimo tri sloje. V sredini je temno jedro, okoli tega jedra je svetli del plamena, ki je ovit s komaj vidnim plaščem. V jedru plini še ne gore, goreti prično šele v svetlem delu, a tudi tukaj še ne zgore popolnoma. Tu se izloči del čistega ogljika, ki zažari in daje plamenu svetlobo. Šele v zunanem delu plamena snovi popolnoma zgore, zato je tukaj temperatura najvišja. Plamen petrolejke ali svetilnega plina je prav tako sestavljen.



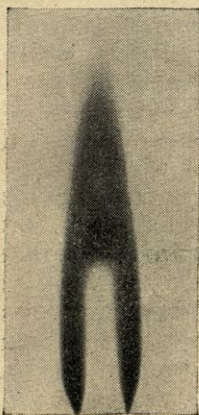
Sl. 81. Daniellov gorilnik.



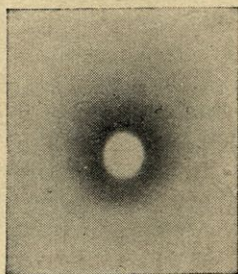
Sl. 82. Bunsenov gorilnik.

Parafin in stearin — snovi iz katerih so sveče — vsebujejo vodik in ogljik. Končne snovi pri zgoretju sveče sta ogljikov dioksid in voda. Če držimo nad plamenom sveče kozarec, postane rosen (sl. 80).

Sredi prejšnjega stoletja je izumil Bunsen gorilnik, v katerem se plin, predno se vname, pomeša z zrakom. Uvajanje plina in zraka v gorilnik ter njihovo mešanje pred vnetjem lahko opazujemo v Daniellovem gorilniku (sl. 81). Zrak prihaja v Bunsenov gorilnik pri spodnjih odprtinah (sl. 82), katere lahko bolj ali manj odpremo ter tako spreminjamo jakost plamena. Pri dovoljnem dostopu zraka je gorenje popolno; s takim plamenom dosežemo najvišjo temperaturo. Tak plamen ne sveti,

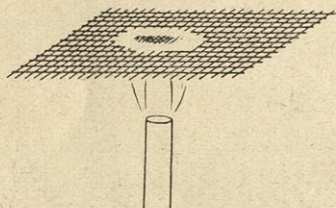


Sl. 82 a

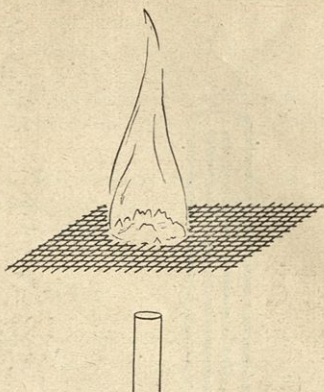


Sl. 82 b

Slike, ki se pojavijo na belem kartonu, če ga za trenotek držimo v Bunsenovem plamenu a) v navpični legi, b) v vodoravni legi.



Sl. 83



Sl. 84

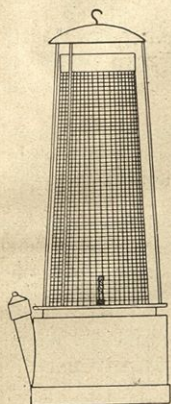
Poizkusi s plamenom in mrežico.

sestavljen je samo iz dveh stožčastih slojev. Notranji sloj odgovarja temnemu delu svečnega plamena, a zunanji zunanjemu nevidnemu plašču. Notranji del plamena je hladen. Tu ne gori. Če v Bunsenov plamen, ali v plamen sveče hitro vtaknemo kos belega kartona v navpični in vodoravni legi, bo različno počrnel, v notranjem delu pa ostane bel (sl. 82a in 82b).

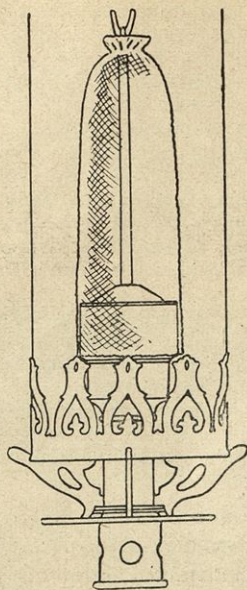
Če držimo v vodoravnem položaju nad plamenom žično mrežico, plamen precej časa ne prodre skozi njo (sl. 83), če pa držimo mrežico nad gorilnikom ter prižgemo plin nad mrežico, bo ostal plamen dalj časa samo nad mrežico (sl. 84). V obeh slučajih odvzame mrežica plamenu toliko toplote, da plin na nasprotni strani ne more goreti. Na tem pojavu je osnovano delovanje Davyjeve (Devijeve) varnostne svetilke, s katero si svetijo rudarji v premogokopih (sl. 85). Če se v premogovniku nahaja metan, se na notranji strani mrežice vname, a plamen se na kovinski mrežici tako ohladi, da se plini na zunanji strani mrežice ne morejo vneti. Tako preprečijo nesreče v rovih, ki bi sicer nastale, kajti metan, pomešan z zrakom, povzroča lahko silne eksplozije.

Svetilnost Bunsenovega plamena se izredno poveča s pomočjo Auerjeve mrežice. Mrežica je spletena iz umetne svile ter prepojena z zmesjo torijevega in cerovega nitrata. Mrežica je tako velika, da točno zajame plamen. Ko se mrežica prvič prižge, zgori organska snov, nitrati razpadejo, ostane pa ogrodje iz 99% torijevega in 1% cerovega oksida. Ti oksidi zažare v nesvetlem delu plamena, ter močno svetijo (sl. 86). Da se svetilnost čim bolj izkoristi, uporabljamo večkrat viseče mrežice (sl. 87) (invertna svetloba).

Močno (intenzivno) svetlobo dosežemo tudi z drugimi plini, če gorijo v Auerjevi mrežici. Za razsvetljavo naših železniških



Sl. 85. Davyjeva svetilka.



Sl. 86. Svetilka z navpično Auerjevo mrežico.



Sl. 87. Obrnjena Auerjeva mrežica za invertirno svetlobo.

vagonov uporabljajo med drugim tudi metan iz Bujavice. Za razsvetljavo služi tudi segreta zmes petroleja in zraka, ki gori v posebnih petrolejkah opremljenih z Auerjevo mrežico (»petrolin«).

VPRAŠANJA IN VAJE.

1. Katera prvina se nahaja v vsaki organski spojini?
2. Katere prvine vsebuje sladkor in katere volna?
Kako bi dokazal, da je sladkor sestavljen iz ogljika, vodika in kisika? Glej vajo 13!
3. Kako se lahko dokaže, da vsebuje kaka organska snov dušik ali žveplo? Glej vajo 14 in 15!
4. Katere nasičene in nenasičene ogljikovodike poznaš? V čem se razlikujejo in kako bi jih ločil?
5. Katere snovi se dobe z obdelavo nafte in kako?
6. Kaj nastane pri suhi destilaciji lesa, kaj pri destilaciji premoga? Kako se dobiva svetilni plin?
7. Ali se lahko uporabi svetilni plin za polnjenje balonov — zakaj ne?
8. Od česa ima Bunsenov plamen svojo svetlobo?
9. Kako se pospeši gorenje, kako gasimo požar?
10. Kako se ocenjuje vrednost kuriva? Naštej kalorično vrednost najvažnejših kuriv!
11. Naštej halogenske metanove derivate in povdari njihovo uporabo!
12. Za kaj se upotrebljata metan in acetilen? Katere snovi nastanejo, če ti dve spojini zgorita?

13. V eno epruveto daj nekoliko sladkorja, v drugo pa volne ter obe nad plamenom segrevaj! Snovi se razkrojita tako, da postane ogljik viden, a na hladnih mestih epruvete opaziš vodne kapljice. Tako dokažeš, da vsebujeta sladkor in volna ogljiku prispojeni prvini vode: vodik in kisik.

14. Napravi poizkus z istima snovima, tako, da vliješ v vsako epruveto nekoliko natrijevega hidroksida. Vlažen rdeč lakmusov papir bo pomodril radi NH_3 , ki se razvija v epruveti, v kateri se kuha volna. Tako dokažeš, da vsebuje volna tudi dušik.

15. Če zagrevaš volno v epruveti in če si dodal poleg NaOH tudi kako svinčevo sol (acetat), se vsebina rjavo pobarva. S tem poizkusom dokažeš prisotnost žvepla v organski snovi, ker svinec daje z žveplom rdečerjavo oborino (PbS).

16. V eno skodelico nalij nekoliko cm^3 bencina, v drugo pa bencola ter oboje prižgi! Bencin gori s svetlim, bencol pa s sajastim plamenom. Zakaj? (V bencinu so nasičeni ogljikovodiki, bogati na vodiku, v bencolu je relativno več ogljika, pa se zato kadi.)

17. V ozko steklenico ali epruveto nalij nekoliko cm^3 bromove vode in v njo napelji svetilni plin! Brom kmalu izgine (barva!), ker se spaja z etilenom, ki se nahaja v svetilnem plinu. Če mešaš bromovo vodo z bencinom, ne izgubi barve, ker so v bencinu v glavnem nasičeni ogljikovodiki, ki se z bromom ne spajajo.

18. V eno posodico nalij nekoliko petroleja, v drugo pa bencina ter se obojega dotakni z gorečo treščico! Bencin se vname, a v petroleju treščica ugasne. (Z bencinom bodi oprezen!)

19. V epruveto vlij 1 cm^3 alkohola! Temu dodaj 10 cm^3 vodne raztopine joda z nekoliko kalijevega jodida, nato pa dodavaj po kapljicah KOH , dokler ne izgine rjava jodova barva. Dobil si oborino jodoforma v obliki rumenih kristalčkov.

20. Daj v epruveto nekoliko suhe žagovine ter jo zamaši z zamaškom, skozi katerega je vtaknjena cev ter jo segrevaj! Nastali bodo produkti suhe destilacije, med njimi tudi očetna kislina, ki pordeči moder lakmusov papir, če ga držiš nad odprtino cevi. Nastale pline lahko nad odprtino prižgeš.

21. Napravi poizkus, kot je opisan v prejšnji nalogi! Mesto žagovine vzami zdrobljenega črnega premoga! Pare, ki se razvijajo, imajo bazično reakcijo — od njih pomodri rdeč lakmusov papir.

22. Napravi poizkuse s katranom nad plamenom sveče!

Bojni strupi

Bojni strupi so snovi, ki dražijo in delujejo uničujoče na organe človeškega in živalskega telesa. Z ozirom na vrsto in količino lahko povzročijo solzenje, kašelj, dušenje pa tudi smrt. Posluževali so se jih v svetovni vojni, a verjetno jih bodo uporabljali še v večji meri v bodočih vojnah.

Bojne strupe delimo po njihovem škodljivem delovanju na dušljivce, solzavce, kihavce in kožavce ali mehurjevce. Med dušljivce spadata klor in fosgen, a najnevarnejši mehurjavec je iperit. Od kihavcev omenimo adamsit (izgovori edemzit) a od solzavcev kloracetofenon. Z ozirom na kemičen sestav vsebuje večina bojnih strupov spojine klora ali broma, kihavci pa vsebujejo spojine arzena, pa jih tudi imenujemo *arsine*. Nekateri izmed njih so pri navadni temperaturi plini (fosgen), nekateri so tekočine (iperit), a drugi so trdne

snovi (adamsit, kloracetofenon). Ogljikov monoksid je krvni strup, a cianvodik je močan živčni strup. Četudi omenjena strupa delujeta hitro in smrtonosno, vseeno ne zavzemata radi velike izparljivosti in male gostote posebne važnosti med bojnimi strupi.

Omenili bomo svojstva najvažnejših bojnih strupov.

Fosgen, COCl_2 , je najnevarnejši strup. Na veliko ga pridobivajo tako, da zmes $\text{CO} + \text{Cl}_2$ napeljejo preko drobnega lesnega ali kostnega oglja pri 200°C . Fosgen je dušljiv plin, ki



Sl. 88. Civilna plinska maska.

deluje zelo strupeno, v večjih količinah vdihan pa tudi smrtno. Ima duh po gnilem senu ali gnilem sadju.

Iperit, nazvan tudi kralj bojnih strupov, je najstrašnejše kemijsko orožje. Prvi so ga uporabljali Nemci v svetovni vojni pri Ypres-u (izgovori Ipru) leta 1917. Iperit je tekoč, sladkega vonja ter vre pri 217°C . Nemci so z njim polnili granate označene z rumenim križem (Gelbkreuz). Granata je pri eksploziji raspršila strup na vse strani. Iperit povzroča na človeškem telesu strašne poškodbe. Učinek se javi šele čez nekoliko ur v obliki velikih mehurjev. Mehurji se zgnoje ter povzročijo rane, ki izredno težko celijo. Potom njih nastopijo tudi dostikrat različne infekcije. Strup prodre tudi skozi obleko in obušalo. Zaščitno deluje samo obleka, prepojena s firnežem ali gumijem. Tako obleko pa ne moremo nositi dalj časa, ker preprečuje kožno dihanje.

Adamsit je arsin, ki se uporablja v nečisti (tehnični) obliki kot bojni strup. Je trdna snov, ki se topi pri 195°C , a vre pri

Univerzitetna knjižnica Maribor

S



21430



000514330



COBISS