

N-685/K.9/2 Sept. 1900

Ino. 1489

~~Ano.~~ 3690.

NOTIUNI ELEMENTARE

DE

CHIMIE

PENTRU SEMINARIU, ȘCOLI NORMALE ȘI EXTERNATE

DE

DR C. I. ISTRATI

PROFESOR LA UNIVERSITATEA DIN BUCUREȘTI.

54(075.3)

5848.



Charles Friedel. Fost profesor la Sorbona — Paris.



CU 133 FIGURI IN TEXT

BUCUREȘTI

INSTITUTUL DE ARTE GRAFICE CAROL GÖBL

Furnizor al Curții Regale

16, STRADA DÔMNEI, 16

1899.


522



BIBLIOTECA
COTA 3690

1961

D. C. ...

B.C.U. Bucuresti

C5848

RC 36/04

INTRODUCERE

Universul — sau Lumea — este creat de *Dumnezeu*.

Universul este spațiul înfinit dimpreună cu nenumărații corpi ceresci, cari din timpuri pentru noi, fără început și fără sfârșit, plutesc într'insul.

Acești corpi ceresci pörtă numele de: stele, planete, cometi, etc. Printre aceste planete se află și pământul.

Știința care se ocupă cu descrierea tuturor corpurilor ceresci, și cu studiarea legilor după care ei urmază a se înroți sau a sta unii față cu alții, se numește *Astronomia*.

Știința, care se ocupă în special cu studiarea planetei pe cari locuim noi — pământul — și a ființelor ce se află pe ea, se compune din mai multe părți, numite la un loc *Științele Naturale*. — Aceste părți sunt: *Mineralogia, Geologia, Botanica și Zoologia*.

Ceea ce alcătuesce pământul și toți corpii ceresci, se numește *substanță* sau *materie*.

Materie, se numește dar, substanța din care sunt făcuți toți corpii cari sunt răspândiți în univers.

Ea e caracterisată prin *întinderea în spațiu* (ocuparea unei porțiuni din spațiu prin volumul său) și prin *greutate*.

La acestea se adaugă și *nepenetrabilitatea*, adică proprietatea în virtutea căreia doi corpi nu pot ocupa în același moment același loc în spațiu.

Cu studiul *materiei* se ocupă *Științele Fisice*; aceste științe cuprind: *Fizica și Chimia*.

Pentru a putea înțelege în ce mod studiază materia aceste două științe, trebuie mai întâiu să cunoșcem ce este materia care constituie toți corpii ceresci.

Pământul, fiind un corp ceresc, este o mică porțiune limitată din această materie. La suprafața sa găsim sau putem izola, alte bucățele cu mult mai mici din materia ce-l alcătuiesc, cari toate se numesc corpi, d. e.: o piatră, un cal, o sămîntă, etc., sunt corpi.

Corp este, prin urmare, o porțiune limitată de materie. Așa dar totalitatea corpurilor ce se află în spațiu, alcătuiesc materia ce se află răspîndită în univers.

Pentru a studia materia trebuie dar să studiem corpi.

Corpi, deși formați de aceeași materie, ni se prezintă cu caractere foarte variate, cu diferite forme și în diferite stări. Numinile ce li se dau sunt foarte numeroase, ast-fel avem, corpi ceresci, organizați, neorganici, simpli, gazoși, etc.

Pentru a ne putea da seama de înțelesul acestor numiri s'a alcătuit următorul tablou, din care putem ușor vedea deosebirea ce există între ele.

Corpi	2. Pămîntesc	Neorganizați	1. Ceresci: Stele, planete, comete, nebulose, etc.					
			Neorganici	Simpli	Metaloizi	{	solidi: sulf, arsenic, iod, etc.	} Aparțin studiului chimiei neorganice.
							lichizi: brom	
			Metalic	{	gazoși: oxigen, azot, etc.	}		
					solidi: fer, argint, aur, etc.			
lichizi: mercuriu.	}	gazoși: Vapor de mercuriu, etc.						
gazoși: Vapor de mercuriu, etc.								
			Compuși	{	solidi: săruri, roce, etc.	} Aparțin studiului chimiei neorganice și mineralogiei.		
					lichizi: apa, acizi, etc.			
					gazoși: bioxid de carbon.			
			Organici	{	solidi: sacharul, etc.	} Aparțin studiului chimiei organice.		
					lichizi: spirtul, etc.			
					gazoși: gazul bălților (Metanul)			
		Organizați	{	Plantele.	} Botanica.			
				Animalele		Zoologia.		

Numai corpi pămîntesci, cari alcătuiesc planeta noastră, pot fi direct supuși mijloacelor noastre de cercetare.

Să nu credem însă că corpi ceresci se sustrag cu totul cercetărilor omenilor de știință. Matematicile ne dau mijlocele de a afla volumul și densitatea lor; fizica ne arată forma și structura suprafeței lor prin instrumentele optice, iar prin partea ei numită spectroscopia ne indică natura elementelor din cari sunt compuși.

Corpi pămîntesci se pot împărți în *organizați* și *neorganizați*.

Corpi organizați sunt porțiuni de materie cu o formă exterioră bine definită, terminate de obicei prin linii curbe și cu o structură internă neuniformă, prin faptul că sunt înzestrați cu diferite organe, cari la rîndul lor sunt constituite din celule sau derivate ale acestora (fibre, vase etc.). Organele se deosebesc între dîsele atât prin structura lor particulară cât și prin compozițiunea lor chimică

(ast-fel rădăcina diferă de frunză, creurul diferă de ficat, etc.). In această categorie de corpi se cuprind toate plantele și animalele.

Corpii neorganizați sunt porțiuni de materie, cu o formă exterioară accidentală (o piatră, o bucată de pământ, etc.), sau cu o formă exterioară bine definită, terminată prin linii drepte, cum sunt cristalele. Luând însă porțiuni din diferite părți ale acestor corpi, vom constata că ele au același aspect și aceeași compozițiune chimică.

Corpii neorganizați se împart la rîndul lor în *neorganici* și *organici*.

Corpii neorganici se pot găsi sau în natură la suprafață sau în interiorul pămîntului, sau sunt preparați cu ajutorul puterilor cari există în natură, și pe cari chimistul le poate întrebuița în același fel în laboratorul său.

În cazul întâiu avem: sarea, gipsul, marmora, etc.; iar în cazul al doilea nichelul, acidul sulfuric, etc.

Corpii organici au aceleași caractere ca și cei neorganici. Singura deosebire între ei consistă în faptul că corpii organici sunt produși în natură numai prin viața plantelor și animalelor.

Ast-fel avem: sacharul, scrobela, stearina, etc.

Produțiunea lor în plante și animale fiind datorită acelorași puteri naturale de cari natura s'a servit și la crearea corpurilor neorganici, chimistul servindu-se de ele în laborator a reușit a le produce direct, fără intervenirea vieții vegetale sau animale. Ast-fel s'a făcut alcoolul (spirtul), glicerina, etc.

Prin mînuirea acestor puteri chimistul a făcut chiar corpi organici și neorganici ce nu existau în natură, d. e.: unele sticle, diferite seruri și materii colorante, cum e fucsina (clorhidratul de rozanilină), etc.

Molecule. Atomii. Corpi simpli și corpi compusi. — Pentru a putea înțelege mai bine ce e un corp simplu și ce e un corp compus, trebuie mai întâiu să ne dăm seama despre divizibilitatea corpurilor și prin urmare a materiei.

Materia poate fi divizată în mod mecanic (prin tăere, zdrobire, etc.) în părți foarte mici.

Se fac foi de aur atât de fine în cât trebuiesc suprapuse 25.000 pentru a avea grosimea de 1 mm.

Wolaston a făcut fire de platină, ce au o grosime de $\frac{1}{200}$ mm., 200 metre din aceste fire cântăresc 1 ctgr, două-șeci kilometri de acest fir vor cântări un gram.

Cu mintea putem divide materia la infinit, în mod mecanic însă cea mai fină particulă ce putem obține, conține nenumărate alte părți mai mici numite *molecule*, la cari nu putem ajunge pe calea această.

Aceste molecule sunt alcătuite din alte părțicele și mai mici numite *atomii*.

Atomul este, prin urmare, cea mai mică parte posibilă de materie. (1)

Puterea de atracțiune ce există între atomi se numește afinitate. O moleculă poate să fie formată din unul sau mai mulți atomi de același fel, și în cazul acesta se numește moleculă simplă sau element.

Corpul format din ast-fel de molecule, se numește *corp simplu*. Dacă însă atomii, cari constituiesc moleculele nu sunt de același fel, molecula se numește *compusă*. Corpul format din ast-fel de molecule, se numește *corp compus*.

Ast-fel ferul, sulful, oxigenul, etc., sunt corpuri simpli, iar creta, zahărul, varul, etc., sunt corpuri compuse.

Puterea, care unesce toate moleculele dintr'un corp se numește coheziune.

Numărul atomilor, cari constituiesc moleculele corpurilor simpli este variabil. Se cunosc molecule cari au unul, două, trei, etc., până la șese atomi. (2)

Pentru ca să existe molecula unui corp compus trebuie să avem într'însa cel puțin doi atomi diferiți, ast-fel: sarea de bucătărie are moleculele făcute din câte un atom de clor și unul de sodiu; o moleculă de apă este făcută din doi atomi de hidrogen și unul de oxigen;

Numărul atomilor în moleculele compuse poate fi ori-cât de mare.

Asemănarea și deosebirea între fizică și chimie.—Cu studiul moleculelor și al atomilor se ocupă *Fizica și Chimia*. Fie-care din aceste științe însă le studiază din alt punct de vedere.

Pentru a vedea mai bine faptele de cari se ocupă fizica și chimia, să luăm un exemplu :

Ghiața se topește, și apa produsă ast-fel încălzită mai mult ferbe, transformându-se în vaporii. Dar fie apa ca ghiața, apă lichidă, sau vaporii, tot aceeași constituție are. Forma sa s'a schimbat numai. Ast-fel de schimbări se numesc *fenomene fizice*. Știința care se ocupă cu studiul acestor fenomene este *Fizica*.

Dacă corpul încălzit ar fi fost ferul, și el sub influența căldurii se înmăie și se topește, mărindu-și volumul. Acestea sunt tot *fenomene*

(1) Existența atomului ne este impusă prin rezultatele studiilor fizice și chimice.

Se admite că atomul are o formă geometrică anumită, o mărime și densitate particulară, de unde rezultă că putem avea mai multe feluri de atomi. Ei sunt însă extrem de mici, ast-fel un atom de Hidrogen cântăresce abia

0 gr., 000,000,000,000,000,000,2.

Atomii se află într'o mișcare de vibrațiune continuă; ei se asociază între dinșii, în număr variat, și formeză *moleculele* în cari vibreză în mod uniform.

(2) Găsim: molecule cu un singur atom, la mercuriu, zinc, etc.
molecule cu doi atomi, la oxigen, azot, hidrogen, etc.
molecule cu trei atomi, la ozon.
molecule cu patru atomi, la fostor, arsenic, etc.

fizice. Dacă însă încăldim ferul roș cu sulf (pucioasă) el se combină cu sulful și dă un corp nou, făcut din fer și sulf numit *sulfura de fer*. Tot ast-fel ferul lăsat în aer și umedă, *ruginesce*, combinându-se cu oxigenul din aer și dă ast-fel *rugina*, care este un *oxid de fer*.

Schimbările de felul acesta, cari distrug molecula, se numesc *fenomene chimice*. Știința, care se ocupă cu studiul acestor fenomene se numește *chimie*.

Rezultă dar că fizica păstrează integritatea moleculei, pe când chimia desface molecula, și cu elementele (atomii) ei crează alte molecule mai simple sau mai complexe (sulfur sau oxid de fer, din sulf sau oxigen și fer).

Chimia e o știință veche și foarte folositore omenirei prin nenumăratele sale aplicări.

Simbol. Formule și ecuațiuni chimice. — Se cunosc pînă în prezent 66 corpi simpli, având fie-care un nume special.

Pentru a evita greutățile de scriere ale acestor nume, s'a admis a 'i reprezenta prin litera începătoare a numelui, numită *simbol* s. e. : Oxigenul se reprezintă prin simbolul O, Sulful prin S, Hidrogenul prin H, Carbonul prin C.

Fiind-că însă mai multe dintre aceste nume se încep cu aceeași literă, pentru a pute fi deosebite în scris, se mai formează simbolul nu numai din litera începătoare, dar din acesta urmată de o a doua literă din nume și scrisă în caractere mici, s. e. : aluminiul = Al, argintul = Ag, arsenicul = As, cuprul = Cu, calciul = Ca, ferul = Fe, zincul = Zn, etc.

NUMELE PRINCIPALELOR ELEMENTE	Simbolul atomului și valența lui	Greutăți atomice	
		Intrebuin- tate de obiceiu	H = 1
Aluminiu	Al III, IV	27,0	27,04
Argint.	Ag I	108,	107,66
Arsen.	As III, V	75,	74,9
Aur.	Au I, III	196,7	196,2
Azot (Nitrogen) =	Az = N III, V	14,	14,01
Bariu	Ba II	137,	136,86
Bismut	Bi III, V	208,	207,5
Bor.	Bo III, V	11,	10,9
Brom	Br I, III, V, VII	80,	79,76
Cadmiu	Cd II	112,	111,7
Calciu.	Ca II	40,	39,91
Carbon	C IV	12,	11,97
Clor	Cl I, III, V, VII	35,5	35,37
Cobalt	Co II, IV	59,	58,6

NUMELE PRINCIPALELOR ELEMENTE	Simbolul atomului și valența lui	Greutăți atomice	
		întrebuin- tate de fobiceiu	H = 1
Crom	Cr ^{IV, VI}	52,5	52,45
Cupru	Cu ^{II}	63,	63,18
Fer.	Fe ^{II, IV, VI}	56,	55,88
Fluor	Fl ^I	19,	19,06
Fosfor	Ph ^{III, V}	31,	30,96
Hidrogen	H ^I	1,	1,—
Iod	I ^{I, III, V, VII}	127,	126,54
Magneziu	Mg ^{II}	24,	23,94
Mangan	Mn ^{II, IV, VI, VII}	55,	54,8
Mercuriu (Hidrargir)	Hg ^{I, II}	200,	199,8
Molibden	Mo ^{IV}	96,	95,9
Natriu (Sodiu)	Na ^I	23,	22,99
Nichel	Ni ^{II, IV}	58,8	58,6
Oxigen	O ^{II}	16,—	15,96
Platina	Pt ^{II, IV, VI}	197,18	194,34
Plumb	Pb ^{II, IV}	207,—	206,39
Potasiu (Kaliu)	K ^I	39,—	39,03
Siliciu	Si ^{IV}	28,—	28,0
Sulf	S ^{II, IV, VI}	32,—	31,98
Staniu	Sn ^{IV}	118,—	117,35
Stibiu (Antimoniu)	Sb ^{III, V}	120,—	119,6
Stronțiu	Sr ^{II}	87,5	87,3
Zinc	Zn ^{II}	65,	64,88

Pentru reprezentarea unei molecule, scriem unul lângă altul simbolele corpurilor simpli, din care e formată; ast-fel clorura de natriu, formată din clor și natriu se scrie: Na Cl.

Forțe adese ori însă în moleculele compuse se găsesc mai mulți atomi de același fel. Numărul lor se arată prin o cifră scrisă la dreapta simbolului.

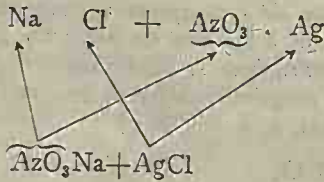
Ast-fel molecula de apă formată din un atom oxigen și doi atomi hidrogen se scrie: H₂O, iar molecula acidului sulfuric, formată din 1 atom sulf, 4 atomi oxigen și doi atomi hidrogen, se scrie SO₂H₂. Acestea se numesc *formule chimice*.

Numărul moleculelor se prezintă printr'o cifră scrisă la stânga lor, ast-fel două molecule de acid clorhidric se scriu 2HCl.

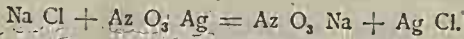
Punând într'o soluțiune de sare de bucătărie (Na Cl) o cantitate ore-care dintr'o soluțiune de azotat de argint (Az O₃ Ag), vedem că soluțiunea se turbură și după cât-va timp se adună la fundul vasului un corp alb (Ag Cl), iar în soluțiune rămâne disolvată o sare incoloră, care nu mai conține clor, nici argint, numită azotatul de sodiu (Az O₃ Na).

S'a întâmplat în acest caz o schimbare numită *reacțiune*, prin faptul că atomul de sodiu a fost înlocuit prin argint în molecula de sare de bucătărie, iar argintul din molecula azotului de argint, a fost înlocuit prin sodiu.

Reacțiunea acesta se poate reprezenta prin modul următor :



ceea ce se poate așeza mai bine :



În acest caz observăm că de amândouă părțile semnului = avem acelaș fel și acelaș număr de atomi ; avem prin urmare o *egalitate* sau *ecuațiune chimică*.

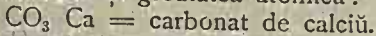
Greutatea moleculară și greutatea atomică. — Din faptul că atomii au volum variabil, ce conține o cantitate anumită de materie, rezultă că fie-care atom are o greutate deosebită. Cel mai ușor dintre toți atomii este atomul de hidrogen, care cântăresce abia o gr., 000,000,000,000,000,000,2. Din cauza această el s'a-luat ca unitate de măsură pentru exprimarea greutăților celorl-altți atomi.

Ast-fel atomul de hidrogen fiind luat = 1 avem :

H = 1, O = 16, S = 32, Fe = 56, Hg = 200, etc., adică atomul de O cântăresce de 16 ori mai mult de cât cel de hidrogen, atomul de S de 32 ori, cel de Fe de 56 ori, etc.

De fapt nu se cântăresc atomii, nici moleculele, pentru a se afla greutatea lor, ci aceste raporturi reies din comparațiunea datelor căpătate prin studiul analitic al corpurilor.

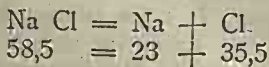
Ast-fel în 100 gr. marmoră găsim 40 gr. calciu, 12 gr. carbon și 48 gr. oxigen, ceea-ce se poate reprezenta în modul următor, având în vedere simbolul și greutatea atomică :



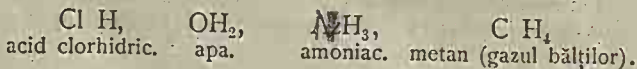
În 18 gr. apă găsim 16 gr. Oxigen și 2 gr. Hidrogen, ceea-ce se poate reprezinta prin formula : $\text{H}_2\text{O} = \text{apa}$.

Suma greutăților atomilor, cari alcătuiesc o moleculă simplă sau compusă. se numește greutate moleculară. Ast-fel greutatea moleculară a hidrogenului = 2, din cauză că molecula conține 2 atomi : având fie-care greutatea = 1.

Clorura de sodiu are greutatea moleculară = 58,5.



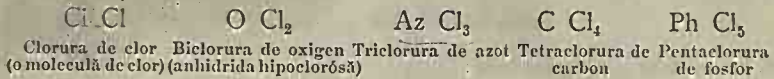
Valența atomilor. — Nu toți atomii au aceeași valoare în combinațiunile lor. Ast-fel dacă observăm moleculele următoare :



putem vedea că clorul se combină cu un singur atom de hidrogen, oxigenul cu doi, azotul cu 3 și carbonul cu 4. Așa dar oxigenul valorizează de două ori mai mult de cât clorul față de hidrogen, azotul de trei ori și carbonul de 4 ori. Acest fapt se mai poate exprima zicând că *capacitatea de saturațiune* a oxigenului e de 2 ori mai mare de cât a clorului, a azotului de trei ori și a carbonului de 4 ori.

Capacitatea de saturațiune se mai numește și valența elementului.

Această valență a corpurilor citați mai sus se păstrează și în diferite alte combinațiuni, s. e.:



Corpii cari, întocmai ca clorul se combină cu un atom de hidrogen, se numesc *monovalenți* și se însemnează prin o linie la dreapta simbolului lor: Cl^{I} , Br^{I} , I^{I} , Na^{I} , etc.

Corpii cari se combină cu 2 atomi de hidrogen, sau de ori-care alt corp monovalent, se numesc *bivalenți* și se însemnează prin 2 linii s. e.: O^{II} , S^{II} , Ca^{II} , etc.

Mergând mai departe avem:

Corpi trivalenți: Az^{III} , Bo^{III} , Au^{III} , etc.

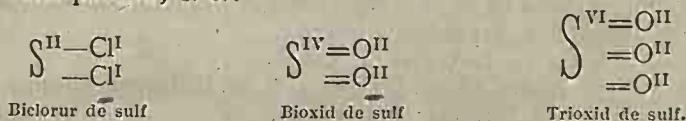
Corpi tetravalenți: C^{IV} , Si^{IV} , Sn^{IV} , etc.

Corpi pentavalenți: Ph^{V} , As^{V} , etc.

S'a indicat și corpi cu o valență superioară.

Valența nu este un caracter fix al atomilor. Ea poate crește sau scădea cu diferitele condițiuni în cari se găsește atomul în momentul combinațiunei sale. Ast-fel fosforul, dintre cele cu valența nepereche, poate fi tri-și pentavalent, d. e.: PhCl_3 , (triclorura de fosfor), PhCl_5 (pentaclorura de fosfor).

Tot ast-fel la sulf, din cele bivalente, valența poate crește numai în mod pereche, s. e.:

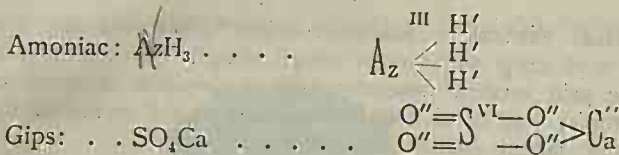


Bazați pe valența elementelor, putem să ne dăm seama nu numai de felul și numărul atomilor, ce intră într'o moleculă, dar și de modul cum sunt grupați, arătând legăturile, ce există între fie-care din atomii, ce constituiesc molecula.

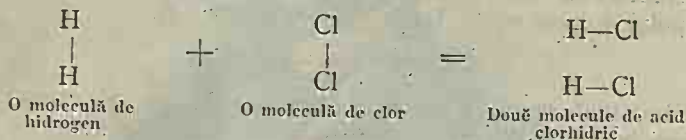
În acest caz dacă voim a reprezenta în scris o moleculă óre-care, *formula chimică* ordinară (veđi pag. 7) nu e suficientă; pentru a arăta modul de grupare al atomilor, 'i scriem pe aceștia legați prin valențele lor; în cazul acesta formula se numește *rațională* sau *formula de constituție*.

Formula chimică ordinară
Apa . . . H_2O

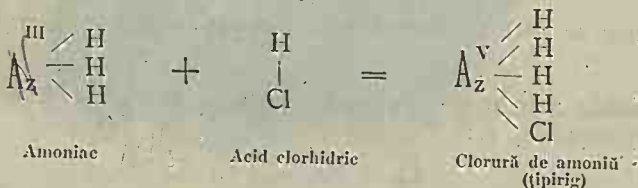
Formula chimică rațională
 $\text{H}'-\text{O}''-\text{H}'$



Combi-na-ți-une și des-com-pu-ner-e. — Când două sau mai mulți a-
tomii se unesc pentru a da naștere unei molecule și prin urmare
unui corp cu proprietăți nouă, *dicem* că ei *s'au combinat* sau au
format *o combinațiune*, d. e.:



Combi-na-ți-uni-le se fac și cu atomii din moleculele compuse, d. e.:



În acest caz valența azotului s'a ridicat de la 3 la 5.

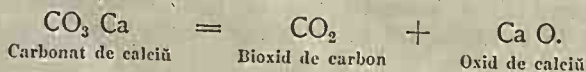
Nu tot-d'a-una când punem corpi unul lângă altul, atomii lor
se combină. Ast-fel luând pulbere fină de fer și de sulf și ameste-
cându-le ori-cât de bine împreună, ele nu se vor combina și le vom
putea separa cu ușurință. În cazul acesta avem numai un *amestec*,
iar nu o combinațiune. Trecând pe d'asupra amestecului cu un mag-
net, vom putea să izolăm ferul carele va fi atras de magnet și va
rămâne sulful; spălându-l cu sulfura de carbon (CS_2) vom lua sulful
prin disolvare și va rămâne ferul.

Dacă însă încăldim puțin acest amestec, el se aprinde și desvoltă
multă căldură și lumină. În timpul acesta sulful și ferul se com-
bină, formând sulfura de fer ($\text{Fe}+\text{S}=\text{Fe S}$).

Transformând sulfura de fer în pulbere fină, nici cu magnetul,
nici cu sulfura de carbon, nu mai putem să izolăm ferul și sulful.

Sulfura de fer e prin urmare o combinațiune a sulfului cu ferul,
cu proprietăți nouă diferite de ale ferului și sulfului din care s'a
format.

Desfacerea unei molecule compuse în elementele din care este
formată, sau în alte molecule mai simple se numește *descompu-
nere*, d. e.:

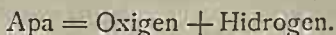


Analiză. Sintează. — Numim *analiză*, desfacerea saŭ descompunerea unui corp compus în corpi simpli din cari e format. În realitate prin analiză descompunem moleculele compuse în molecule simple, s. e.: când vom descompune oxidul de mercur în oxigen și mercur, facem analiza acestui corp.

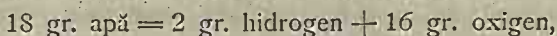
Analiza unui corp o facem cu scopul de a ne da sémă de felul și numărul atomilor, cari compun molecula lui.

Când vrem să aflăm *numai felul*, adică *calitatca* atomilor din moleculă, analiza se numește *calitativă*, s. e.:

Trecând un curent electric printr'un voltmetru cu apă căpătăm la polul + (pozitiv) O, iar la cel - (negativ) H.



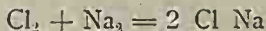
Când însă vrem să aflăm *și cantitatea* în care se gădesc corpi simpli în moleculă, facem *analiza cantitativă*, s. e.:



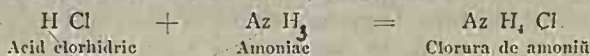
ceea-ce se pôte reprezenta prin formula: $\text{H}_2 \text{ O} = \text{H}_2 + \text{O}$

$$18 \text{ gr.} = (2 \times 1) \text{ gr.} + 16 \text{ gr.}$$

Sintează numim crearea unui corp compus prin combinarea altor corpi simpli, s. e.:



Nu tot-d'a-una este necesar să luăm molecule simple pentru a forma un corp compus, ci putem să facem acesta servindu-ne de alte molecule mai puțin complexe de cât aceea pe care vrem să o preparăm, d. e.:



Prin sinteză s'au obținut nenumărați corpi, cari nu existaŭ în natură și dintre cari unii sunt de o mare însemnătate pentru necesitățile vieții.

Legile combinațiilor chimice.—Din observarea diferitelor combinațiuni chimice rezultă următoarele trei legi:

1. *Legea proporțiilor definite, numită și legea lui Proust*, după descoperitorul ei:

Pentru a forma un corp compus avem trebuință în tot-d'a-una de aceleași elemente, luate în aceleași proporțiuni, d. e.:

Pentru a forma 18 gr. H_2O trebuie să luăm în tot-d'a-una 2 gr. H și 16 gr. O. Dacă am lua mai mult din unul din acești doi corpi componenți excesul ar rămâne necombinat.

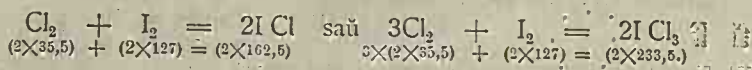
Acastă lege se explică prin faptul că combinațiunile se fac între atomi; atomul fiind insecabil (nu se pôte desface în părți mai mici), intră în combinațiuni în tot-d'a-una cu aceeași greutate caracteristică.

2. *Legea proporțiilor multiple*, numită și *Legea lui Dalton*, după descoperitorul ei:



Fig. 1. Dalton, chimist engles, 1766—1844.

Doi corpi simpli combinându-se unul cu altul, pot da naștere la mai multe combinațiuni, d. e. :



În acest caz există tot-d'a-una un raport simplu între diferitele cantități ale unuia dintre componenți către aceiași greutate a celuilalt.

În cazul de sus avem pentru 127 I: sau 35,5 Cl, sau $(3 \times 35,5)$ Cl; așa dar, pe când cantitatea de iod rămâne aceeași, cantitatea de clor poate fi de 3 ori mai mare.

Acastă lege se explică:

a) Prin faptul că atomii intrând întregi în molecule, vom găsi în orî-ce moleculă un multiplu al greutății lor atomice ;

b) Combinațiunile multiple între 2 corpi sunt o urmare a valențelor lor.

3. *Legile volumelor*, numite și *Legile lui Gay-Lussac (1809)*. Corpilor care pot să se afe în stare gazoasă se combină, după următoarea mai principală lege :

Când două gaze se combină, volumele ce intră în combinație ale fie-căruia din ele, sunt tot-d'a-una în raport simplu, s. e. :

1 volum de clor se combină cu 1 volum de hidrogen, pentru a da 2 volume de acid clorhidric gazos.

1 volum de oxigen se combină cu 2 vol. de hidrogen, dând 2 volume de apă, în vapori.

1 volum de azot se combină cu 3 vol. hidrogen, pentru a da 2 volume de gaz amoniac.

Aceste exemple probéză că volumele gazelor, cari se combină sunt în raporturi simple între ele, ca: 1 : 1; 1 : 2; 1 : 3;

Clasificarea corpurilor simpli. — Studiul chimiei se împarte în două părți mari :

1. *Chimia neorganică* care se ocupă cu studiul corpurilor simpli în parte și al compuşilor, la cari pot da naștere și pe cari 'i-am numit *corpuri neorganice*.

2. *Chimia organică* se ocupă cu studiul *corpurilor organice*.

Aceste două părți cuprind capitole mai mici.

În chimia *neorganică* corpii simpli, pentru a fi studiați cu ușurință și pentru a se vedea de la început aceia cari se asemănă mai mult între ei, se pot împărți în 3 grupuri principale și în fie-care grup 'i vom așeza în familie în raport cu valența și proprietățile lor esențiale.

Grupul I:		H.
Grupul II: (metaloizi); familia	I:	Fl, Cl, Br, I.
	» II:	O, S.
	» III:	Az, Ph, As, Sb, Bi.
	» IV:	C, Si, Sn.
	» V:	Bo.
Grupul III: (metale); familia	I:	Na, K, Ag.
	» II:	Ca, Sr, Ba, Mg. Zn, Hg, Cu, Pb.
	» III:	Au.
	» IV:	Al, Cr, Mn, Fe, Ni, Co, Pt.

Hidrogenul forméză un grup aparte, având caractere, ce aparțin și metaloidilor și metalelor. El e cel mai ușor dintre toți corpii simpli.

Metaloidii sunt corpuri gazoși, liciți sau solizi. În această ultimă stare nu au aspectul metalic, sunt răi conducători de căldură și electricitate; desfăcuți fiind din combinațiile, în cari iaș parte, printr'un curent electric, ei se duc tot-d'a-una la polul pozitiv. Ei dau compuşii cari diferă de al metalelor (și cari în genere se numesc acizi).

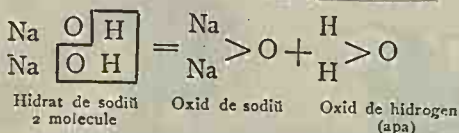
Metalele sunt toate solide la temperatura ordinară, afară de mercur. Ele au luciū caracteristic, numit *luciū metalic*, sunt bune conducătoare de căldură și electricitate. Dacă le scótem din combinațiunile lor, printr'un curent electric, ele trec la polul negativ. Ele dau combinațiuni chimice particulare (numite baze).

Noțiuni relative la combinațiuni. — Punând sodiū (Na) în apă,

acesta înlocuiește 1 H din fie-care moleculă a apei, și dă apa monosodică, numită pe scurt *soda* sau mai bine hidratul de sodiu:



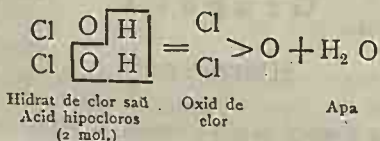
Aceste combinațiuni se pot obține cu toate metalele și compuși aceștia se numesc în genere *baze*. Bazele înălbăstresc *hârtia roșie de turnesol* și prin deshidratare dau *oxiziți metalelor*, s. e.:



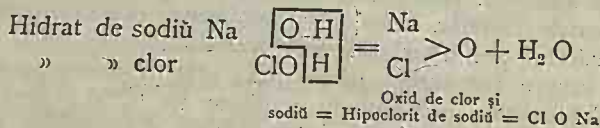
Același lucru se poate întâmpla și cu metaloișii.

Hidrații lor se numesc *aciziți*.

Aciziți înroșesc *hârtia albastră de turnesol* și dau prin deshidratare *oxiziți metaloișilor*, s. e.:



Hidrații metaloișilor cu hidrații metalelor fiind deshidratați împreună, dau naștere la *oxiziți mixți*: metalici și metaloiși, numiți *săruri*. De aceea s'au și numit săruri corpi, cari rezultă din reacțiunile aciziților asupra bazelor.



Cele-lalte noțiuni mai dezvoltate relative la numirea (nomenclatura) combinațiunilor, se vor face treptat în cursul studiului corpiilor simpli.

CHIMIA NEORGANICA

Grupul I.

Hidrogenul.

Simbolul și greutatea atomică $H = 1$; Greutatea moleculară $H_2 = 2$.

Istoricul. Acest corp a fost izolat pentru prima dată de *Cavendish* la 1766, care i-a dat numele de «*aer inflamabil*». *Lavoisier* arată la 1783 că face parte din compozițiunea apei și-i dădu numele pe care-l poartă (hidrogen = generator de apă.)

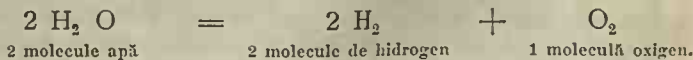
Starea naturală. Hidrogenul liber a fost găsit în gazele care ies din *fumerole* (Islanda, Italia) și se găsește în mare cantitate în *fosfera* soarelui și a altor stele fixe.

Apa, care e răspândită în cantitate atât de mare pe suprafața pământului conține hidrogen în cantitate de $\frac{1}{8}$ din greutatea sa. Păcurile, cărbunii de pământ și toate plantele și animalele, au hidrogen în substanțele din care sunt făcute.

Preparația. Hidrogenul se obține prin descompunerea apei sau a unor acizi.

1. Prin *electroliza* apei, adică descompunerea ei prin curentul electric.

Apa este compusă din *hidrogen* și *oxigen*, adică dintr'un corp electropozitiv (hidrogenul) și altul electronegativ (oxigen). Punând electrozii celor doi poli ai unui element electric în apă, acesta se descompune: hidrogenul se duce la polul negativ și oxigenul la polul pozitiv.



Se ia 2 molecule de apă pentru a reprezenta această reacțiune, pentru că dacă am lua una singură am avea un singur atom de oxigen, care nu poate exista în stare de libertate; molecula sa fiind formată în această stare din 2 atomi.

Aparatul în care se face de obicei această descompunere se numește *voltmetru*.

Acest aparat este făcut dintr'un pahar de sticlă prin fundul căruia părănd două fire de platină, cari sunt în legătură cu cei 2 poli ai unei pile compuse din 2 elemente *Bunsen*. În lăuntru paharului aceste fire sunt terminate prin câte o lamă de platină, numită *electrod*. În pahar se pune apă acidulată cu puțin acid

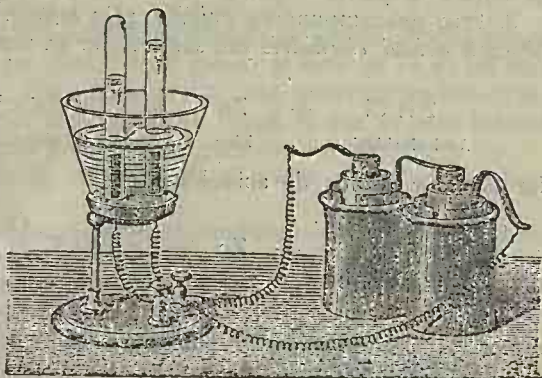
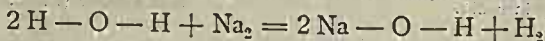


Fig. 2. Voltmetrul.

sulfuric, pentru ca să conducă mai bine electricitatea. De-asupra fie-cărui electrod se pune câte o epruvetă (1) umplută cu apă și înțorsă cu gura în jos. În aceste epruvete, se adună oxigenul și hidrogenul. În fig. 2, hidrogenul = 2 volume, s'a adunat în epruveta din stânga (la polul —), iar oxigenul = 1 volum, în epruveta din dreapta (la polul +).

2. Prin acțiunea metalelor asupra apei.

La temperatura ordinară: *Potasiul* sau *Sodiul* (Natriul) fiind puse în contact cu apa, o descompun, punând în libertate un atom de hidrogen din fie-care moleculă și se substituiesc în locul lui.



2 molecule apă 1 mol. sodiu 2 mol. hidrat de sodiu. 1 mol. hidrogen.

Acastă preparațiune se face în modul următor: Se aruncă o bucățică de potasiu pe suprafața apei dintr'un vas. Hidrogenul pus în libertate se aprinde din cauza căldurei dezvoltate în reacțiune și arde cu o flacără violetă.

Cu sodiul reacțiunea nu este atât de violentă. Hidrogenul în acest cas nu se aprinde decât dacă bucățica de sodiu a fost pusă pe o hârtie ce plutesce pe apă, atunci el arde cu o flacără galbenă.

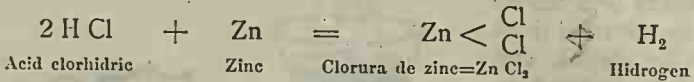
Hidrogenul în aceste condițiuni arde prin faptul că se găsește în contact cu oxigenul din aer.

Pentru a-l aduna procedăm în modul următor: umplem un cilindru cu apă și-l întorcem cu gura în jos într'un vas plin cu lichid. Punem sodiul învelit în hârtie într'un coșuleț de sirmă și-l introducem re-

(1) Se numesc epruvete sau cilindrii de sticlă, nise vase cilindrice închise la un capăt și deschise la cel-l'alt.

pede prin apă sub gura cilindrului. Hidrogenul produs se înalță și se adună în partea superioară a cilindrului (Fig. 3).

3. Prin descompunerea *acizilor prin metale*. Se întrebuintează de obicei *acidul clorhidric* sau *sulfuric*, iar ca metale *zincul* sau *ferul*:



iar dacă ne servim de acidul sulfuric :

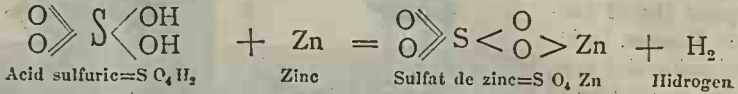


Fig. 3. Prepararea hidrogenului prin sodiu.

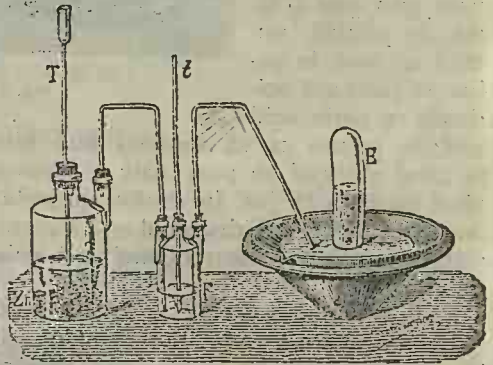


Fig. 4. Prepararea hidrogenului din acid sulfuric și zinc.

Aparatul, în care se produc aceste reacțiuni este făcut în modul următor: Se ia un vas de sticlă cu două deschideri (fig. 4) în care se introduc bucățele de zinc (Zn).

Una din deschideri este astupată prin un dop pătruns de o țevă de sticlă T, prin care se introduce acidul.

Deschiderea a doua este astupată cu alt dop prin care trece o țevă îndoită de sticlă, care pătrunde cu capătul celălalt într'un vas de sticlă F cu trei deschideri, în care se află apă, numit vas spălător. Deschiderea a doua a acestuia al doilea vas e astupată cu un dop pătruns de o țevă dreaptă t. Prin dopul deschiderii a treia este o altă țevă îndoită, care pătrunde cu capătul celălalt sub cilindrul cu apă E.

Hidrogenul produs în vasul întâiu nu poate eși prin țeva T, care se află cufundată în acid, ci ese prin țeva a doua. Prin acesta trece în vasul F, se spală în apa acestuia de urmele de acid ce le-a luat în întâiul vas și se culege sub apă în E. Tubul t se numește *tub de siguranță*. Prin el nu poate eși hidrogenul, căci e cufundat în apă.

El ne arată presiunea gazului din aparat, prin faptul că acesta, apăsând asupra apei din vas; o ridică în lăuntru tubului cu atât mai sus cu cât presiunea lui e mai mare.

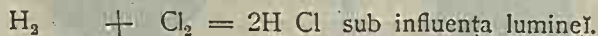
Proprietăți fizice. Hidrogenul pur este un gaz incolor, inodor și fără gust. El e cel mai ușor dintre toate gazele și este de 14,45 ori mai ușor de cât aerul (1). Din cauza acesta dacă întorcem un vas cu hidrogen cu gura în sus, hidrogenul se ridică în sus și poate înlocui aerul din alt vas așezat d'asupra cu gura în jos, (fig. 5).

El a fost lichefăcut (2) la 1877, de *Cailletet* (Paris) și *R. Pictet* (Geneva).

Hidrogenul este singurul gaz, care conduce bine căldura și electricitatea. Prin ele hidrogenul se apropie de metale.

Lichid, hidrogenul are o densitate de 0,07 față cu apa luată ca unitate. El ferbe la -238° .

Proprietăți chimice. Hidrogenul se combină cu corpi din cele două grupe următoare (II și III). Ast-fel sub influența căldurii, luminei și electricității, el se poate combina direct cu mai mulți corpi din grupul II, s. e.:



1 mol. hidrogen + 1 mol. clor = 2 molecule acid clorhidric.

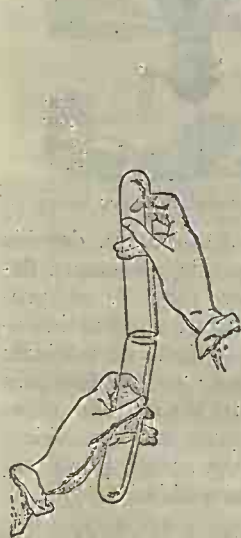


Fig. 5. Rădicarea hidrogenului într'un vas plin cu aer.

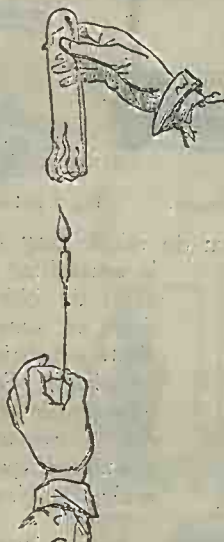


Fig. 6. Aprinderea hidrogenului prin o luminărie în contact cu aerul.

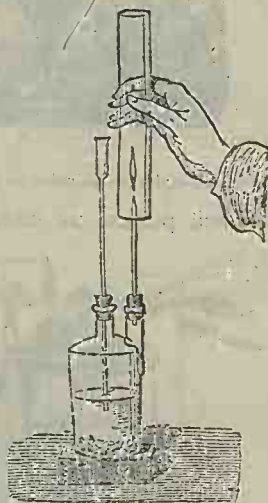
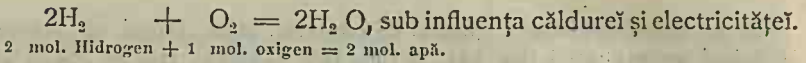


Fig. 7. Armonica chimică.

(1) Densitatea sa în raport cu a aerului luat ca unitate este 0,06926. La 0° și la presiunea de 0 m 760, un litru de hidrogen cântăresce 0 gr. 895.

(2) Transformat din gaz în lichid.



Când hidrogenul se combină cu oxigenul, el arde cu o flacără foarte puțin luminosă, dând apă. Hidrogenul este așa dar un corp *combustibil*.

Dacă luăm un cilindru de sticlă, umplut cu hidrogen, 'l întorcem cu gura în jos și apropiem un corp aprins de deschiderea lui, hidrogenul se aprinde combinându-se cu oxigenul din aer, iar corpul aprins introdus în cilindru se stinge, din cauză că hidrogenul nu întreține arderea, adică nu e corp *comburent* (fig. 6).

Flacăra mică și puțin luminosă a hidrogenului se numește, *lampa filosofică* (fig. 7).

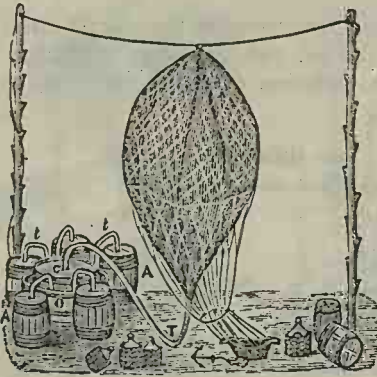


Fig. 8. Umplerea balonului cu hidrogen.

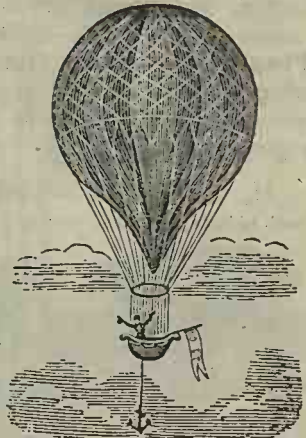


Fig. 9. Balon (aerostat) umflat cu hidrogen.

Dacă punem un cilindru de sticlă lung de 30—50 cm. deschis la amândouă capetele, de-asupra flăcării de hidrogen (fig. 7), se produce un sunet plăcut, a cărui intensitate și înălțime depinde de mărimea cilindrului. Sunetele se produc prin vibrațiunile colonei de aer din cilindru, provocate prin arderea hidrogenului. Experiența acésta poartă numele de: *Armonica chimică*.

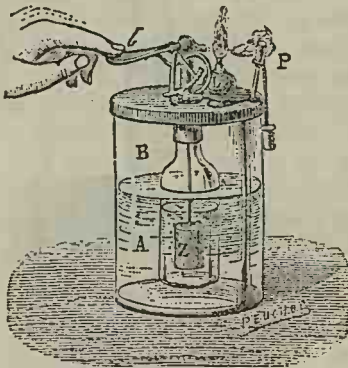


Fig. 10. Aprindătorul cu hidrogen.

Intrebuințarea hidrogenului. Hidrogenul fiind gazul cel mai ușor, se întrebuințază la umplerea balonului. În vasele A se pune zinc și acid clorhidric și hidrogenul trece în balon prin țeva T (Fig. 8). Dacă 'l trecem printr'un corp volatil și cu mult carbon ca: benzenul, el dă o flacără luminosă, care poate să servescă la luminat.

Pe proprietatea, ce are de a se aprinde în contact cu spongia de platină, s-a construit *aprinătorul cu hidrogen* (fig. 10). Acesta se compune dintr'un vas de sticlă B, în care se află acid sulfuric diluat (A). În vasul acesta se cufundă un clopot de sticlă, fără fund, care are atârnat înăuntru său o bucată de zinc Z. Hidrogenul produs în acest clopot poate eși la partea superioară când apăsăm pe pârghia C. Eșind întâlnesc în P spongia de platină, se aprinde și dă foc spiritului din lampa L.

Grupul II.

Familia I coprinde corpi: Fluor, Clor, Brom și Iod, numiți și *elemente halogene*, fiind-că se combină direct cu metalele și dau *săruri*.

Clorul.

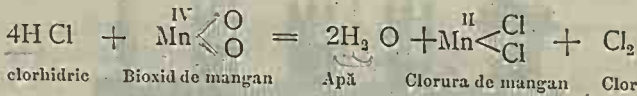
$$\text{Cl} = 35,5$$

$$\text{Cl}_2 = 71.$$

Istoricul. Clorul a fost descoperit de *Scheele*, chimist svedez în 1774. Numele de clor (galben verziu) din cauza colórei sale, i l'a dat *Gay-Lussac* la 1815.

Starea naturală. El nu se găsește liber în natură, se găsește însă în o mulțime de combinațiuni precum în *clorura de sodiu* sau sarea de bucătărie (Na Cl).

Preparațiunea. El se prepară descompunând acidul clorhidric cu *bioxidul de mangan* (MnO₂):



Acid clorhidric

Bioxid de mangan

Apă

Clorura de mangan Clor

Aparatul în care se face reacțiunea (fig. 11) e compus dintr'un vas de sticlă sau pământ ars, în care se pun bucățele de bioxid de mangan, peste care se toarnă acid clorhidric.

Clorul produs trece prin vasul spălător B, cu acid sulfuric, care îl reține apa și este complet uscat trecând de jos în sus prin turnul de sticlă C, care e umplut cu o piatră poroasă (piatra ponce) imbibată cu acid sulfuric concentrat.

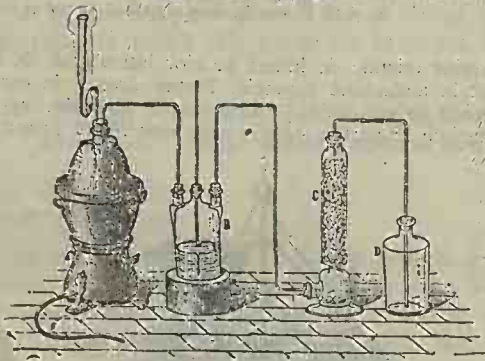
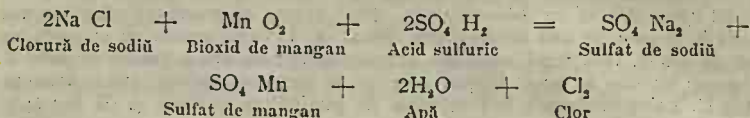


Fig. 11. Preparația clorului uscat.

El intră în sticla D, înlocuind aerul dintr'însa, prin faptul că e mai greu și în care se poate păstra dacă se închide cu un dop de cauciuc.

Clorul se mai p \acute{o} te prepara direct din *Clorura de sodi \acute{u}* .



Propriet\textbf{a}\textbf{t}\textbf{i} fizice. Clorul e un gaz galben ver\textbf{d}\textbf{u}\textbf{i}, cu miros sufocant \mathbf{\text{e}}i iritant. Inspirat fiind in cantitate ceva mai mare irita \mathbf{\text{e}}i ataca\textbf{a} caile respiratoare, produc\textbf{e}\textbf{n}\textbf{d} *hemoptisil* (v\textbf{e}\textbf{r}\textbf{s}\textbf{a}\textbf{r}\textbf{i} de s\textbf{a}\textbf{n}\textbf{g}\textbf{e}) (1). La 0 $^{\circ}$, sub presiunea de 6 atmosfere el se licheface.

In stare lichida e uleios \mathbf{\text{e}}i galben, are densitatea 1,33 \mathbf{\text{e}}i ferbe la - 33 $^{\circ}$ 5.

Apa disolv\textbf{a} clorul, solutiunea lui se numesce *ap\textbf{a} de clor*, \mathbf{\text{e}}i se prepara in aparatul fig. 12. Dac\textbf{a} r\textbf{e}\textbf{c}\textbf{i}\textbf{m} acest\textbf{a} solutiune, se depun cristale de hidrat de clor = $\text{Cl}_2 + 10 \text{H}_2 \text{O}$. Aceste cristale se descompun prin inc\textbf{a}\textbf{l}\textbf{d}\textbf{i}\textbf>r\textbf{e} in ap\textbf{a} \mathbf{\text{e}}i clor.

Cu acest corp s'a servit *Faraday* pentru prepararea clorului lichid. El a in-

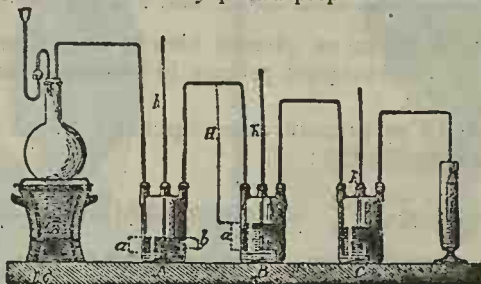


Fig. 15. Prepararea ap\textbf{e}\textbf{i} de clor. A) Vasul sp\textbf{e}\textbf{l}\textbf{a}\textbf{t}\textbf{o}\textbf{r}. B) \mathbf{\text{e}}i C) Vasele in care e re\textbf{t}\textbf{i}\textbf{n}\textbf{u}\textbf{t} clorul \mathbf{\text{e}}i se form\textbf{e}\textbf{z}\textbf{a} ap\textbf{a} de clor.

trodus cristale de hidrat de clor intr'un tub de sticl\textbf{a} indoit (fig. 13) \mathbf{\text{e}}i inc\textbf{a}\textbf{l}\textbf{d}\textbf{i}\textbf>t in am\textbf{a}\textbf{n}\textbf{d}\textbf{o}\textbf{u}\textbf{e} capetele. Partea drept\textbf{a}, in care s'a pus cristalele, se inc\textbf{a}\textbf{l}\textbf{d}\textbf{e}\textbf{s}\textbf{c}\textbf{e} cu ap\textbf{a} cald\textbf{a}. Clorul pus in libertate, se ingram\textbf{a}\textbf{d}\textbf{e}\textbf{s}\textbf{c}\textbf{e} in tub \mathbf{\text{e}}i se licheface in partea st\textbf{a}\textbf{n}\textbf{g}\textbf{a}, care este r\textbf{e}\textbf{c}\textbf{i}\textbf{t}\textbf{a} printr'un amestec de ghiat\textbf{a} \mathbf{\text{e}}i sare.



Fig. 13. Lichefacerea clorului.



Fig. 14. Arderea fosforului in clor.

(1) $D = 2,45$. Un litru clor cant\textbf{a}\textbf{r}\textbf{e}\textbf{s}\textbf{c}\textbf{e} 5 gr., 17.

Proprietăți chimice. Clorul se combină direct cu hidrogenul și aproape cu toți corpii din grupa II și III. Aceste combinațiuni se fac cu desvoltare de căldură și câte-odată cu desvoltare de lumină.

Ast-fel, fosforul aruncat într'un vas cu clor se aprinde, transformându-se în tricolorura de fosfor Ph Cl_3 , sau în pentaclorura de fosfor: Ph Cl_5 , după cantitatea clorului, ce se află în vas.

Potasiul și cuprul ard în clor; cuprul introdus înfierbîntat se transformă în clorura de cupru Cu Cl_2 (Fig 15).

Intrebuințarea clorului. Din cauza energiei cu care tinde a se combina cu hidrogenul, clorul descompune o mare parte din materiile organice. Ast-fel, el descompune materiile colorante, decolorază instantaneu negrele ordinare, albastrul de indigo, turnesolul, etc. *Berthollet* la 1785 l'a propus din cauza acestei proprietăți, ca mijloc pentru albirea pînzelor, a cerii, etc.

Tot din această cauză se întrebuințază ca desinfec-tant, pentru a distruge miasmele (germenii bolilor) mai cu seamă în timpul epidemiilor. În latrine și peste substanțele vătămătoare ce putredesc, și cari infectă aerul, se aruncă *varul de clor*.

Bromul.

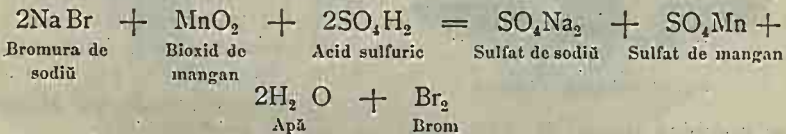
$\text{Br}_2 = 80$; $\text{Br}_2 = 160$

Istoricul. A fost descoperit la 1826 de către chimistul francez *Balard*. Se numește *Brom* din cauza mirosului său dispăcut.



Starea naturală. Nu se găsește în stare liberă în natură. Există ca *bromură de sodiu*, *potasiu* sau *magneziu*, în unele ape mineralizate, în apele mărilor și cu deosebire în apa din marea mîrtă.

Preparațiunea. Bromul se prepară în acelaș mod ca și clorul, cu deosebire că în loc de clorură de sodiu (Na Cl) se ia bromura de sodiu (Na Br).



Proprietăți fizice. Bromul e un corp lichid, de coloră roșie brună, cu miros neplăcut, înțepător și sufocant, cu gust acru și ardețor. Vaporii irită și distrug căile respiratore. El e de trei ori mai greu ca apa, fierbe la 63° și la $-24,5$ se solidifică, transformându-se în lamele cenușii.

Cloroformul și sulfura de carbon îl disolvă în mare cantitate, colorându-se în roșu.

Proprietăți chimice. Bromul are cam aceleași proprietăți chimice ca clorul.

Intrebuinare. Bromul sub forma de bromură de sodiū sau de potasiū se întrebuințează în medicină ca sedativ al sistemului nervos, iar ca bromură de argint (Ag Br) se întrebuințează în fotografie.

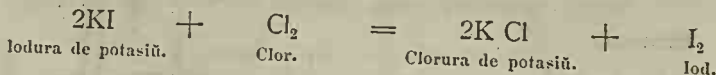
Iodul.

$$I = 127; I = 254.$$

Istoricul. Iodul a fost găsit de *Courtois* în 1811 în cenușile plantelor marine numite *varech*.

Starea naturală. El se găsește combinat, mai cu sēmă ca iodură de sodiū în cenușa plantelor maritime *fucus* și *varech*, precum și în bureți și în ficatul pescelui *gadus morrhua* (din care se scôte oleul de ficat de pește). Există sub formă de săruri în apele de mare și în unele ape minerale.

Preparația. Iodul se prepară tratând iodura de potasiū disolvată în apă prin clor gazos.



Pentru a se obține iodul pur se pune în nisce vase de pămînt A cari sunt încăldite într'un cuptor B umplut cu nisip. Iodul se volatilizează și se solidifică pur în vasele exteriorē D (Fig. 16).

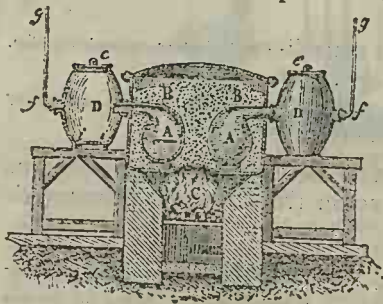


Fig. 16. Sublimarea iodului.

Proprietăți fizice. Iodul e corp solid, cenușiū. Densitatea sa este 4,5. El se topește la 113°,6 și ferbe la 200°, dând vapori violeti.

El e solubil în alcool (*tinctura de iod*) pe care-l colorază în brun, pe când cloroformul și sulfura de carbon sunt colorate în violet prin disolvarea lui.

Proprietăți chimice. El se combină direct cu S, Ph, As, și cu numeroase metale, cu H nu se combină de cât la 400° dând nascere la *acid iodhidric*.

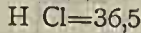
Iodul albăstrește scrobela (amidonul). Reacțiunea se face în modul următor: Se pune puțină cocă (amidon fierț cu apă) în o epruvetă, peste o soluțiune slabă de iodură de potasiū, la care se adaugă și o mică cantitate de apă de clor.

Clorul descompune iodura de potasiū și pune iodul în libertate, care colorază amidonul. Culoarea albastră dispare prin căldură și reapare la rece. În loc de cocă de amidon putem întrebuința cloroformul sau sulfura de carbon, care se colorază în violet prin iodul liber.

Intrebuințarea. Iodul se întrebuințează în medicină și în fotografie.

Combi-națiunile halogenilor (F1, Cl, Br, I) cu Hidrogenul.

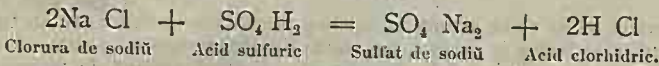
Acidul clorhidric.



Istoricul. Acest corp numit mai întâiu *spirt de sare*, este cunoscut de mai mulți secolii.

Starea naturală. Acidul clorhidric se găsește liber în emanațiunile vulcanilor și dizolvat în apele ce curg de pe cîstele lor.

Preparația. Acest corp se prepară tratând clorura de sodiu cu acid sulfuric. Reacțiunea este următoarea:



În vasul A (Fig. 17) punem bucăți de clorură de sodiu topită. Prin tubul *t* se introduce acidul sulfuric. Acidul clorhidric dizolvat

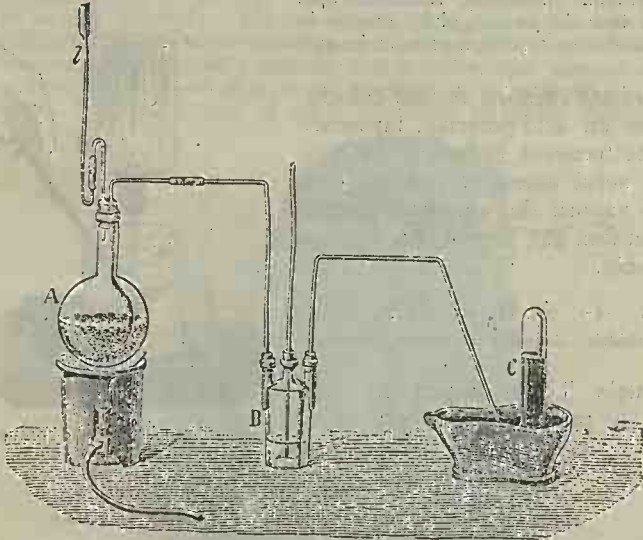


Fig. 17. Prepararea acidului clorhidric uscat.

se usucă în vasul B trecând prin acid sulfuric și se adună în cilindrul C umplut cu mercur.

Proprietăți fizice. Acidul clorhidric e un gaz incolor, cu miros înțepător și cu gust foarte acru; se licheface la -80° la presiunea ordinară.

El este foarte solubil în apă; la 0° un volum de apă dizolvă 500 volume de acid clorhidric.

Soluțiunea sa se întrebuintează de obicei în laborator și în industrie sub numele de *acid clorhidric*. Ea se prepară în aparatul fig. 18.

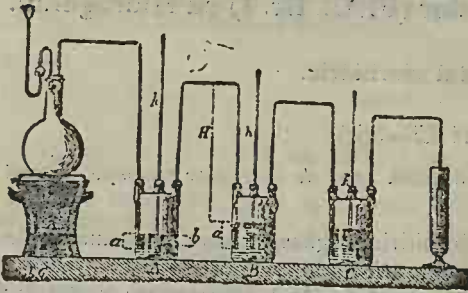


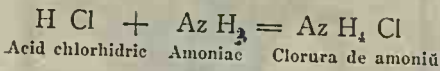
Fig. 18. Proprietatea soluțiunii apoase de acid clorhidric.

În balon se pune $\text{NaCl} + \text{SO}_4 \text{H}_2$. Acidul clorhidric dezvoltat se spală în A și se disolvă în B și C.

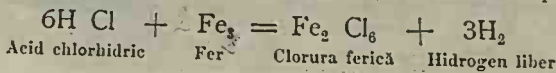
Tuțela cu care acidul clorhidric gazos se disolvă în apă se poate arăta prin următoarea experiență: sticla A (Fig. 19) se umple cu gaz acid chlor-

hidric perfect uscat și se astupă cu un dop de cauciuc pătruns de un tub de sticlă suptire și închis la capătul din afară. Cufundăm capătul acesta al tubului într'un vas cu apă colorată în albastru, prin tinctură alcalină de turnesol și îl spargem. Imediat apa se ridică țîșnind înăuntrul vasului A până când îl umple, devenind în acelaș timp roșie din cauza acidului clorhidric. Ridicarea apei în sus se face din cauza golului produs în A prin dizolvarea repede a acidului în apă.

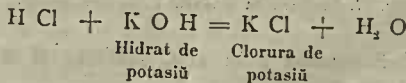
Proprietăți chimice. Acidul clorhidric este un acid puternic, înroșește hârtia de turnesol. El fumează în contact cu aerul umed, și pus în contact cu vaporii de amoniac, răspîndește un fum alb, format din clorura de amoniu.



Metalele îl descompun formând *cloruri* și punând hidrogenul în libertate.



Aciași acțiune o au asupra lui și oarecari oxizi și hidrați ai metalelor, d. e.



Întrebuintarea. Acidul clorhidric e foarte întrebuintat în industrie. Cu el se prepară hidrogenul și bioxidul de carbon (CO_2) și se fac un mare număr de produse chimice.

În medicină se întrebuintează ca *caustic* (arđător) și pentru facerea limonadelor acide.

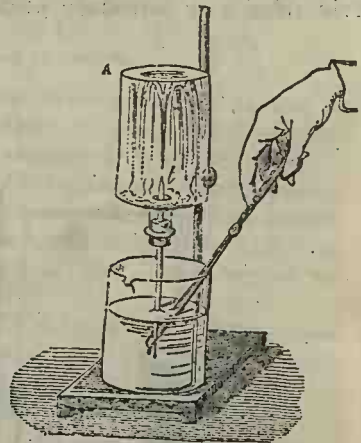
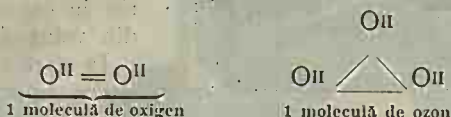


Fig. 19. Solubilitatea gazului acid clorhidric în apă.

Familia II.—Acastă familie cuprinde corpi: *Oxigen și Sulf*. Ei se asemănă foarte mult în proprietățile lor chimice. Fie-care se combină cu câte 2 atomi de *hidrogen*.

Oxigenul.

Acest corp se prezintă în două stări cu totul deosebite. Una în care molecula lui e formată din 2 atomi: O_2 , cu greutatea moleculară=32, alta cu molecula formată din 3 atomi: O_3 , cu greutatea moleculară=48. În starea întâia el poartă numele de *oxigen*, în starea a doua numele de *ozon*.



Când atomii de acelaș fel se grupează în număr și în mod diferit pentru a forma moleculele, ei dau naștere la corpi simpli, cari se deosebesc între dînșii prin proprietățile lor fizice și chiar prin unele proprietăți chimice. Acești corpi se numesc *alotropi* (cu altă formă) și faptul în sine se numește *alotropie*.

Prin *alotropie* putem să ne convingem că proprietățile fizice și chimice ale unui corp simplu nu depind numai de felul atomilor, cari compun molecula, dar cu deosebire de *numărul și modul grupării* lor în moleculă.

Exemple : Oxigenul, Ozonul și stările alotropice ale sulfului, carbonului, etc.



Fig. 20. Lavoisier, marele chimist francez care a trăit între 1743—1794.

Oxigenul ordinar.

$$O = 16; O_2 = 32.$$

Istoricul. Priestley în Anglia la 1772 și la 1774 prepară oxigenul. În acelaș

timp (1774—1775) l' prepară și *Scheele* din Svedia, fără a cunoște nimic din lucrările lui Priestley. La aceeași epocă (1772—1774) marele chimist frances *Lavoisier* descoperi oxigenul, pe care îl studia în mod complet, arătând rolul ce l' are în oxidație, în combustiuine și respirație.

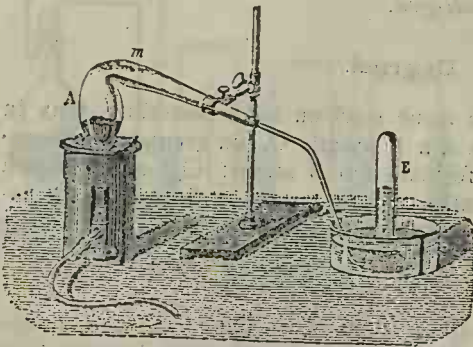


Fig. 21. Prepararea oxigenului din oxid de mercur.

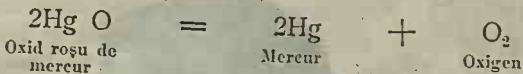
Starea naturală. Oxigenul este corpul cel mai răspindit în natură. În stare liberă se găsesce în aerul atmosferic în cantitate de $\frac{1}{5}$ din volumul aerului.

În stare combinată îl găsim în apă în cantitate de $\frac{8}{9}$ din greutatea acesteia; se mai

află în roce, săruri și toate ființele vii de la suprafața globului. Se crede că jumătate din masa globului terestru este făcută din oxigen.

Prepararea oxigenului. El se prepară prin descompunerea corpurilor oxigenați.

1. Descompunând oxidul roșu de mercur prin căldură (Priestley 1774):



Aparatul, în care se face reacțiunea acésta, e compus dintr'o retortă de sticlă A (fig. 21), în care se pune oxidul roșu de mercur. Oxigenul se adună în cilindrul E, iar mercurul rămâne parte în retortă, parte se sublimă în m.

2. Calcinând cloratul de potasiu:

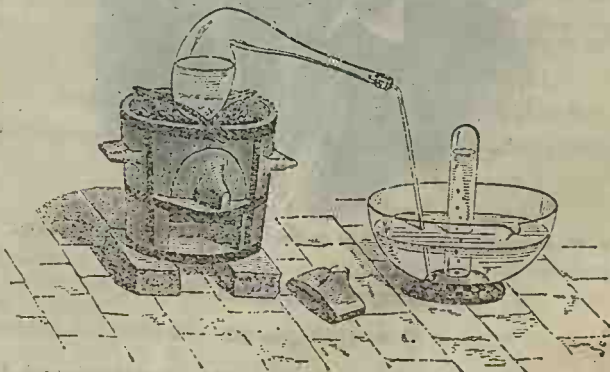
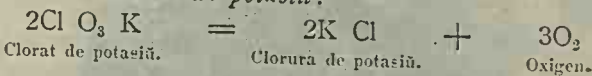


Fig. 22. Prepararea oxigenului din clorat de potasiu.

Aparatul este compus din o retortă de sticlă în care se pune clorat de potasiu. Oxigenul se adună în cilindrul de sticlă, iar clorura de potasiu rămâne în retortă.

Proprietăți fizice. Oxigenul e un corp gazos fără color, gust și miros.

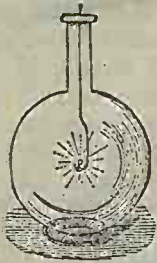


Fig. 23. Arderea carbonului în oxigen.

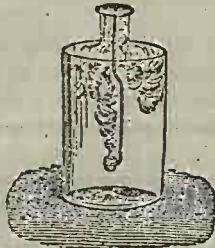


Fig. 24. Arderea fosforului său sulfurului în oxigen.



Fig. 25. Arderea fierului în oxigen.

El a fost lichefăcut de *Pictet și Cailletet* (1877), când ferbe la -181°

Proprietăți chimice. Oxigenul se combină cu toți corpi simpli. Cu cei mai mulți corpi se combină direct cu dezvoltare de căldură și lumină. El este tipul comburanților. Iată câte-va exemple:

Carbonul, fosforul, sulfurul, fierul, etc., aprinși și introduși într'un vas cu oxigen, ard cu flacără vie, combinându-se cu el și transformându-se în *oxid*.

Dacă introducem un bețișor de brad sau o luminare, cari au numai câte-va puncte înroșite, într'un vas cu oxigen, ele se aprind și ard cu flacără vie (fig. 26).

Arderea lemnului, scului, petroleului, spiritului, hârtiei, etc., în aer sau oxigen, este o *oxidațiune*, adică o combinațiune a elementelor lor (C,H) cu oxigenul. Aceste oxidațiuni se fac cu dezvoltare de căldură și lumină (foc, flacără), în mod violent și se numesc *oxidațiuni iuți* sau *combustiuni*.

Fierul și metalele, pe lângă oxidațiuni iuți (fig. 25) se mai pot oxida și încetul cu încetul, producând tot oxizi; aceste oxidațiuni se numesc *oxidațiuni lente*.

Ast-fel de oxidațiuni lente se produc și în corpul nostru. Oxigenul introdus în corp prin respirațiune, oxidază țesuturile diferitelor organe, producând căldura animală, apa și bioxid de carbon. Faptul a fost descoperit de Lavoisier la 1777.

Intrebuințarea. Oxigenul se întrebuințează în medicină ca gaz pentru a fi respirat de către anemici, osticoși, etc.

El servește pentru producerea temperaturilor ridicate. Dacă ardem gaz de iluminat și mai

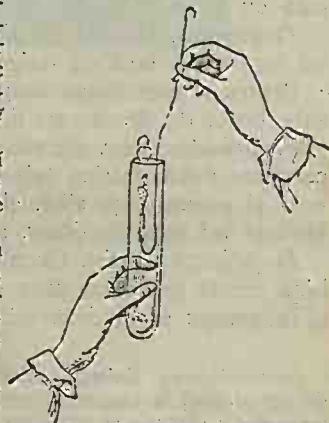


Fig. 26. Aprinderea unei luminări care are numai câte-va puncte înroșite, în oxigen.

cu sémă hidrogen în oxigen, se produce o temperatură înaltă, la care se topesc cu înlesnire toate metalele, chiar și platinul.

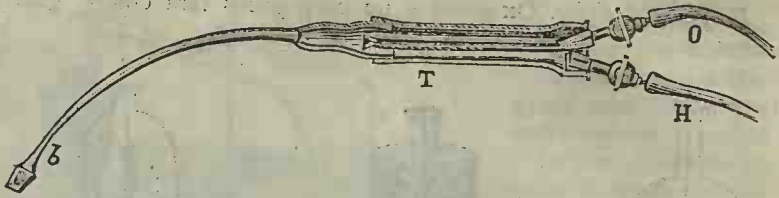
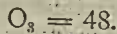


Fig. 27. Sulfător cu oxigen și hidrogen.

Oxigenul și hidrogenul păstrate în gazometre separate, sunt introduse într'un aparat numit *sulfător* (chalumeau) (fig. 27), în care oxigenul intră prin O în țéva interioară, iar hidrogenul prin H în țéva exterioră. În drumul lor pînă la B se amestecă aceste gaze și la eșire pot fi aprinse. Aparatul servescé pentru topirea și lipirea metalelor.

Ozonul.



Starea naturală. El există în mici cantități în atmosferă, mai cu sémă în stratele superioare. Prezența sa se datorește fulgerelor și vegetațiunei, fulgerele electrisând oxigenul din aer, vegetațiunea absorbind și descompunénd bioxidul de carbon, Arbori, cări produc reșine, ca brađii, fac ca atmosfera d'impjurul lor să fie mai încărcată cu ozon.

Preparația. Ozonul nu s'a obținut încă în stare de puritate, dar tot amestecat încă cu oxigen.

Pentru a transforma oxigenul în ozon, ne servim de electricitate, sub forma de descărcări difuse.

Proprietăți fizice. Ozonul este un gaz incolor, când îl privim în cantitate mică. Într'un tub de cel puțin 2 m., pe care îl punem între ochi și o suprafață albă, el apare cu o coloré albastră ca a cerului. Mirosul lui e pătrunđător, și séménă puțin cu mirosul usturoiului.

Proprietăți chimice. Ozonul e mai puternic ca oxigenul, el se combină direct la temperatura ordinară cu I, S, Ph, Az și Hg.

În genere el oxidéză toți corpii oxidabili la cald saú la rece.

Intrebuințarea. Existând în atmosferă de la 9mgr. — 250mgr. pentru 1m. cub de aer și fiind în cantitate foarte mică în orașe, s'a admis că el distruge miasmele și s'a căutat a se introduce ca desinfectant pentru spitale. Acésta ar confirma observația acelorora cări susțin că epidemiile coincid cu dispariția ozonului din atmosferă.

Sulful (Puciósa).

$$S = 16 ; S_2 = 64.$$

Starea naturală. El se găsește în mare cantitate în natură atât cristalizat cât și amorf; se găsește cu deosebire în Italia, Sicilia și insulele mării Mediterane, în regiunile vulcanice și împrejurul *sol-fatarilor* (vulcani vechi).

În județul Prahova avem localități foarte avute în sulf.

Se mai găsește și în mai multe combinațiuni, precum sunt: sulfurile metalice (piritele), sulfatul de calciu (gipsul), etc.

Preparația. Sulful se extrage prin distilațiune în următorul mod:

La *Puzzole*, nisipurile vechiului crater, încărcate cu sulf (75—80 %) sunt introduse în nise vase de pământ A, cari sunt puse pe două rinduri într'un cuptor. Fie-care din ele comunică cu câte un vas exterior B, în care se condensază sulful și din care curge în nise hârdae cu apă (fig. 28).

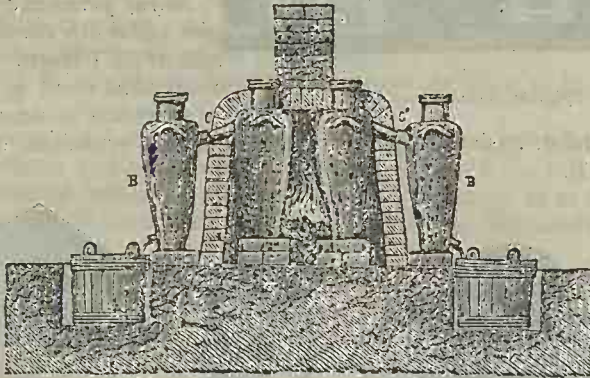


Fig. 28. Estragerea sulfului nativ prin distilare la Puzzole.

Rafinarea sulfului. Acastă operațiune se face în aparatul (fig. 29). Sulful brut se topește în căldarea *d*, curge prin țeva *F* în cuptorul *B*, unde se evaporază și vaporii se condensază în camera *G*.

Când pereții camerei *G* nu se încălesc peste 100°, sulful se depune sub forma de cristale mici, numite *flóre de sulf*.

Dacă temperatura pereșilor camerei se ridică peste 115°, sulful lichid se adună la partea inferioară, de unde curge în tiparurile *M* și se obțin cilindri sau bastóne de sulf.

Sulful se prezintă în mai multe stări alotropice.

Sulful octaedric se găsește în natură cristalizat în octaedrii din sistemul prisme rombighe drepte (fig. 30). El e de coloré galbenă, transparent, nu se alterază la aer, la temperatura ordinară, n'are gust, nici miros. Aceste cristale se pot obține disolvând sulful din comerț în

sulfura de carbon, și evaporând cu încetul această soluțiune. Densitatea lui este 2,03. El se topește la 114° și fierbe la 440° .

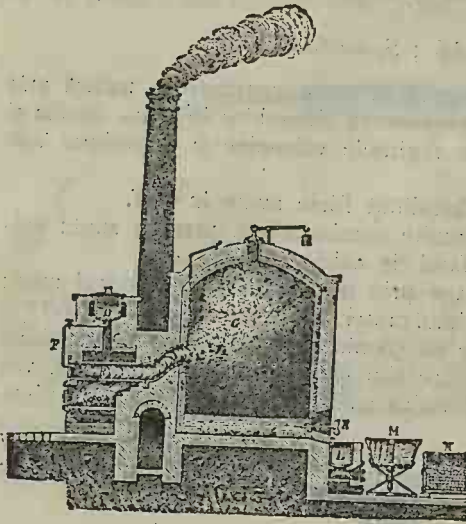


Fig. 29. Rafinarea sulfului.

Încălzindu-l observăm faptele următoare:

La 114° — 117° el este lichid, galben deschis, mobil. Turnându-l în apă rece, obținem sulf solid sfărâncios, și galben.

La 150° lichidul e consistent cu coloro roșie închisă.

La 170° — 200° devine o masă viscoasă, nu curge din vas, de coloro neagră.

La 330° — 340° devine iarăși lichid, mobil, cu coloro închisă și turnat în apă rece ne dă sulf môle.

La 440° fierbe dând vapori brunî.

Sulful prismatic. Dacă topim sulful din comerț într'un creuzet (1) l lăsam să se răcească până când se solidifică la suprafață și scurgem res-

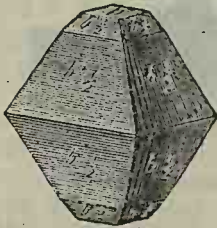


Fig. 30. Sulf octaedric.



Fig. 31. Creuzet.

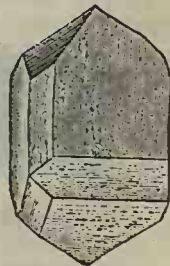
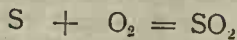


Fig. 32. Sulf prismatic.

Sulful prismatic se topește la 120° și fierbe la 440° . El se transformă cu timpul în sulf octaedric.

Proprietăți chimice. Frecat sau încălzit în contact cu aerul, sulful devine fosforescent pe la 200° , se aprinde la 250° și arde cu o flacără albastră.

În acest caz el se combină cu oxigenul dând SO_2 (bioxid de sulf);



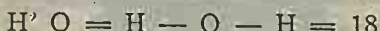
(1) Creuzet se numește un vas de metal, porțelan sau pământ, cu formă conică, acoperit cu un capac. El servește la topirea corpurilor greș fusibile (fig. 31).

În oxigen combinațiunea e cu mult mai vie, dacă 'l introducem aprins (fig. 24).

Elementele halogene și mai toți corpii grupului al III-lea, afară de azot, se combină direct cu sulfurul; tot așa și metalele, afară de aur și platină.

Intrebuințarea.—Industria consumă pe fie-care an Țecimii de milioane de klgr. sulf pentru facerea ierbei de pușcă, chibriturilor, numeroșele produse chimice, lucrarea cauciucului, desinfectarea butoicelor, pentru fixarea ferului în piatră, etc. În medicină se întrebuințază în contra parașitilor.

Apa sau Protoxidul de Hidrogen.



Istoricul. Compozițiunea apei nu putea să fie cunoscută înainte de a se fi studiat oxigenul și hidrogenul. *Cavendish* (1781) dovedi compoziția apei. *Lavoisier* la 24 Iunie st. n. 1783 prepară d'împreună cu *Laplace* 15 gr. 608 apă, ardând hidrogenul în aer atmosferic, iar la 1784 d'împreună cu *Meusnier* făcu proba contrarie, descompunând apa în O și H.

Starea naturală. Apa este unul dintre corpii cei mai răspândiți la suprafața pământului, unde se găsește în toate 3 stările; gazoasă, lichidă și solidă. Afară de apa de ploie, toate apele din natură conțin diferite săruri în soluțiune.

Ea intră în constituția unui număr mare de roce și în cantitate de 50—75 % în plante și animale.

Preparația apei pure. Din cauză că mai totă apa din natură conține substanțe străine în soluție, ea nu e curată din punct de vedere chimic și trebuie să o purificăm. Purificarea ei se face prin *distilație*. Acastă operație se face în aparatul (fig. 33) numit *alambic*.

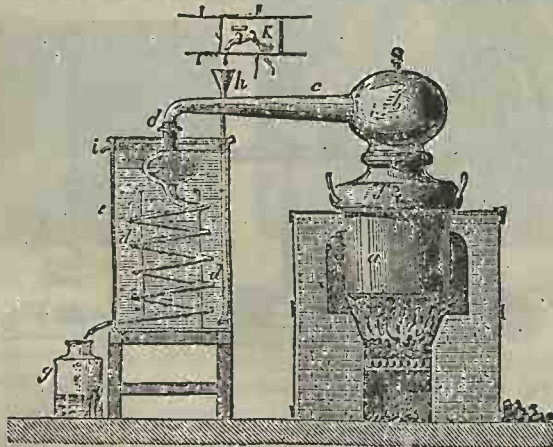


Fig. 33. Alambic pentru distilarea apei.

În căldarea *a* se pune apa care se fierbe prin căldura focului de sub ea. Vaporii de apă trec prin capacul *b*, *c* în țeva *d*, *e* care e

întorsă în spirală (*serpentin*), și cufundată în vasul *e* prin care curge apa rece de la robinetul *K*. Vaporii se condensază și curg în vasul *g*.

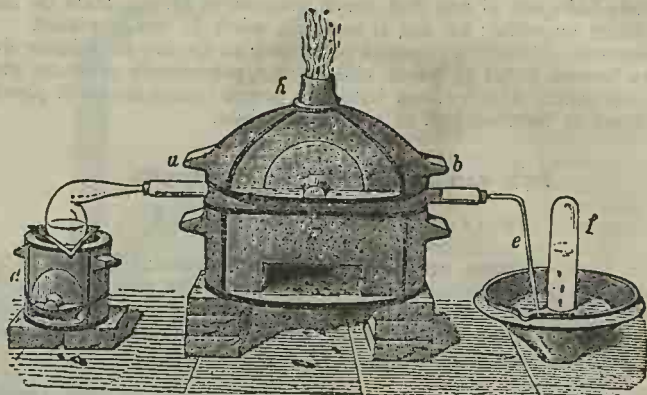


Fig. 34. Descompunerea apei prin fer.

Acastă apă formată din vaporii condensați este curată și se numește *apă distilată*.

Analiza apei. Lavoisier este cel d'întăiū care a făcut analiza apei (1784), discompunend'o în O și H.

Pentru acéta el a trecut vaporii de apă, produși în retorta de pe cuptorul *d* (fig. 34) peste fire de fer înroșite în o țevă de fer *a b*. Oxigenul se combină cu ferul și hidrogenul trece în cilindrul *f*.

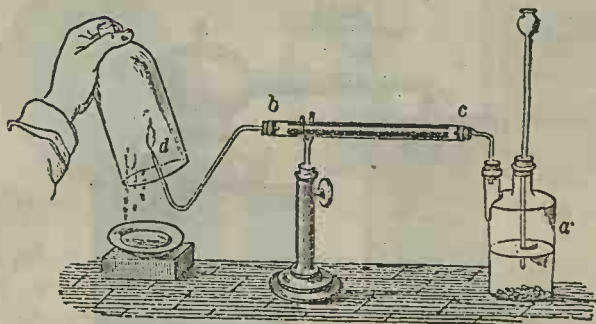


Fig. 35. Producerea apei prin arderea hidrogenului în aer.

Sinteza apei. Dacă aprindem hidrogenul în aerul atmosferic, el arde cu o flacără mică combinându-se cu oxigenul și produce apă.

Experiența se face în modul următor:

Hidrogenul se produce în vasul *a* (fig. 35) trece și se usucă în *c b* în care se află vată, și arde în *d*. Vaporii de apă se conden-

séză pe marginea interioară rece a clopotului de sticlă, de unde cad sub formă de picături în farfuria de sub clopot.

Acésta este o sinteză, care ne arată numai compoziția calitativă a apei: Pentru a afla și cantitățile de oxigen și hidrogen ce se găsesc în o cantitate óre-care de apă (și prin urmare într'o moleculă) s'a procedat în alte moduri.

La 1843 *Dumas* făcu din nou sintesa apei cu mult mai exact și ast-fel s'a constatat că apa e compusă în modul următor :

	In greutate		In volume	In atomi
	La sută	In 1 moleculă		
Oxigen	88,89	16	1	1
Hidrogen	11,11	2	2	2
	<u>100,</u>	<u>18</u>	<u>2 volume</u>	<u>1 moleculă</u>

Proprietăți fizice. Apa curată este fără colóre, fără gust și fără miros; dacă privim prin transparentă un strat mai gros de apă, sub influența rađelor solare, 'l vedem albastru.

Ea se solidifică la 0°, dar póte să rămână lichidă până la -17°, cu deosebire în tuburile capilare, ceea ce ne explică pentru ce arborii nu înghețá iarna. Densitatea apei la 0° este 0,9998 iar a gheței 0,9167, așa dar ghiata fiind mai ușórá plutesce pe apă. La +4° apa are densitatea cea mai mare; greutatea unui centimetru cub de apă

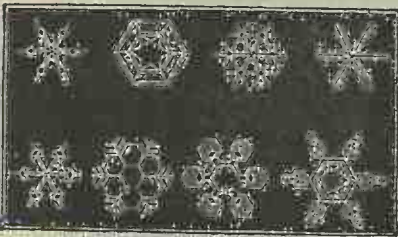


Fig. 36. Cristale de apă.

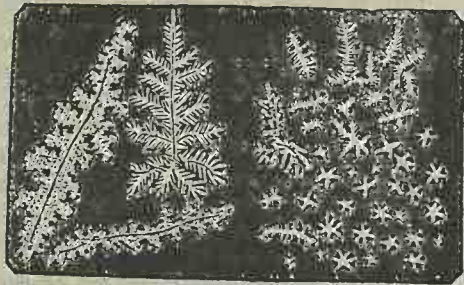


Fig. 37. Forme cristaline numite flori de ghiată (în picioră și în omăt zăpadă).

la acésta temperatură e luată = 1 (1 cc. cub = 1 gr.). Ea este de 772 ori mai densă de cât aerul.

Apa cristaliséză prin răcire în *sistemul hexagonal* și în *sistemul prismei pătrate*; ea este prin urmare un corp dimorf .

Corpii, cari cristaliséză în două sisteme cristaline, se numesc *dimorfi*; acia cari cristaliséză în mai multe sisteme sunt *polimorfi*.

La presiunea ordinară apa fierbe la 100°. Temperatura fierberei crește cu presiunea, ast fel la 10 atmosfere, ea fierbe la 180°.

Proprietăți chimice. Apa este un compus foarte stabil. Descompunerea sa *disocierea* apei începe la 1000° și numai pe la 1900° jumătate din cantitatea apei întrebunțate este disociată.

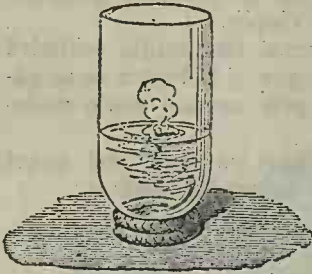


Fig. 33. Descompunerea apei prin potasiu.

Potasiul și sodiul (fig. 38) descompun apa la temperatura ordinară, iar ferul, calciul și zincul la cald.

Intrebunțarea apei. Apele ce se găsesc la suprafața pământului au întrebunțări diferite după compoziția lor.

Apele de băut. O apă bună de băut trebuie să fie limpede, fără miros, plăcută la gust, aerată, imputrescibilă; să nu obosască stomacul, să fiarbă bine legumele, să facă spume cu săpunul și să aibă o temperatură de 10°—12°.

Totalitatea sărurilor (Na Cl, CO₂, Ca, etc.) conținute într'un litru, trebuie să fie între 0^{sr},1 și 0^{sr},5.

Aerul dizolvat în apă are mai mult oxigen față cu azotul de cât în atmosferă, dar și bioxidul de carbon e foarte mult crescut.

Apele de băut se împart în: ape de izvor, de puțuri, de râuri, fluvii și de lacuri sau eleștee. La acestea se mai adaogă și apa de ploie.

Apele de izvor și puțuri curate sunt în general mai avute în săruri și mai puțin aerate de cât apele de râuri și fluvii, dar au avantajul de a conține mai puține substanțe organice și organizate.

Apele din eleștee sau lacuri, sunt cele mai puțin bune de băut, din cauza substanțelor organizate ce conțin.

Apa de ploie, culesă chiar de pe, acoperișuri curate, conține foarte mulți microbi și trebuie să fie păstrată mai multe săptămâni, ferită de lumină în o cisternă curată, pentru a fi bună de băut. Ea nu conține sărurile folositoare ale celorlalte ape, ci numai urme de amoniac și acid azotos.

Forțe adese-orî apele de băut conțin organisme vii, dintre cari multe pot să fie vătămătoare sănătății. Ast-fel avem printre microbi; *bacili* (fig. 39), *bacterii* (fig. 40) și *vibrioni* (fig. 41), pe lângă cari se mai găsesc o mulțime de *spori*, *alge*, *fermenți* și *mucegaiuri*.



Fig. 39. Bacili.



Fig. 40. Bacterii.

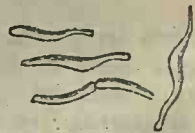


Fig. 41. Vibrioni.

Un centimetru cub de apă bună de băut conține de la 3.000—11.000 microbi, pe când o apă curgătoare poate conține de la 130.000—244.000 microbi în un cc.; ast-fel un pahar din această apă poate conține până la 30.000.000

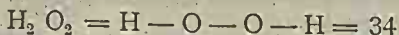
microbi. Mulți din acești microbi sunt germeii diferitelor bôle. Acești microbi pot fi depărtați făcând să treacă apa printr'un filtru cu porii fini.

Apele selenitoase. Apele cari conțin sulfat și clorură de calciu în cantitate mai mare de 0gr.,25 la litru, se numesc *selenitoase* și nu sunt bune pentru sănătate.

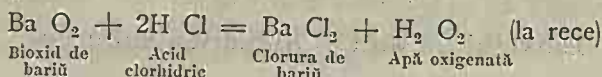
Când apele conțin mult carbonat de calciu, se numesc *incrustante*, căci acoper obiectele puse înăuntru lor cu un strat de carbonat de calciu.

Apele mineralizate se numesc acelea, cari conțin 6re-cari săruri în cantitate mare. Unele dintre ele se întrebuițază în medicină. Ast-fel sunt apele sărate, iodurate, sulfuröse, feruginoase, etc.

Apa oxigenată=Bioxidul de hidrogen.



Preparația. Pentru a o prepara tratăm bioxidul de bariu cu acid clorhidric.

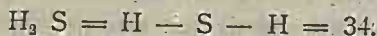


Proprietăți fizice și chimice. Apa oxigenată, obținută prin distilare în vid, este un lichid sirupos, cu gust metalic, și conține încă apă ordinară. Ea e foarte nestabilă.

Intrebuițări. Ea fiind un oxidant puternic, se întrebuițază pentru a decolora țesăturile fine, penele, mătasea și chiar părul. Părul negru devine blond prin acțiunea apei oxigenate.

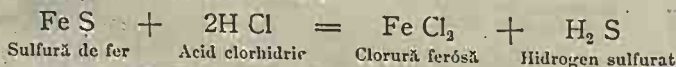
Tot din această cauză se întrebuițază la restaurarea tablourilor vechi, la cari părțile vâpsite în alb cu *ceruză* (carbonatul de plumb) s'au înegrit cu timpul prin transformarea acestia în sulfură de plumb. Apa oxigenată transformând sulfura în sulfat de plumb care e alb, le realbește.

Hidrogenul sulfurat = Acidul sulthidric.



Starea naturală. El se găsește între gazele eșite din vulcani, în unele ape minerale, între produsele de putrezire ale materiilor vegetale și animale, precum în: ouă stricate, cimitire, bălți și latrine.

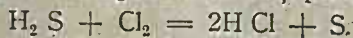
Preparația. El se prepară descompunând unele sulfure metalice prin acidul clorhidric sau sulfuric.



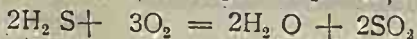
Töte aceste reacțiuni se pot face într'un aparat, ca acela pentru prepararea hidrogenului.

Proprietăți fizice. El e un gaz incolor, cu miros dispăcut de ouă stricate. Apa disolvă de 3—4 ori volumul său de $H_2 S$ și această soluțiune se întrebuițază de obicei ca reactiv. El a fost lichiefăcut și solidificat la—85°.

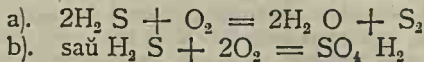
Clorul descompune hidrogenul sulfurat și produce acid clorhidric;



Hidrogenul sulfurat arde în oxigen în prezența unui corp aprins



Oxigenul umed 'l descompune și 'l transformă în S, sau în acid sulfuric; așa se depune sulfurul în apele sulfuröse.



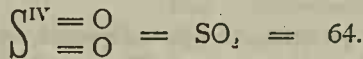
Din cauza acésta rufele de la stațiunile balneare sulfuröse sunt iute distruse prin formarea acidului sulfuric.

Dintre metale cuprul, plumbul și potasiul 'l descompun la temperatura ordinară dând sulfure: $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb} = \text{PbS} + \text{H}_2$.

Intrebuințarea. El se întrebuințéază fórté mult în chimia analitică, căci forméază aprópe cu tóte metalele sulfure insolubile și colorate, ceea-ce facilitează separația și recunósccrea lor.

Apele minerale, caré conțin hidrogen sulfurat se întrebuințéază în medicină contra bólelor de piele, etc.; el este însă vátámător sánátáței, când e inspirat $\frac{1}{250}$ din atmosferă omórá un cal, $\frac{1}{800}$ un cáine, $\frac{1}{1500}$ o pasére.

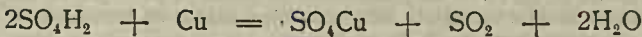
Bioxidul de Sulf = Anhidrida sulfurösá.



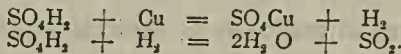
Starea naturală. El se găsesce în emanațiunile vulcanilor activi.

Preparația. Bioxidul de sulf se prepará arđénd sulfurul în aer sau în oxigen: $\text{S}_2 + 2\text{O}_2 = 2\text{SO}_2$.

În laboratóre și în industrie se prepará descompunénd acidul sulfuric prin Cu, Hg, etc.



Reacțiunea trece prin fazele urmátóre:



Proprietáți fizice. Bioxidul de sulf este gaz incolor, cu odóre sufocantă, provocând iritația mucóseii nasului. ($D = 2,234$). El se licheface cu ușurință într'un amestec de ghiață cu sare, dând un lichid incolor ce fierbe la -8° și se solidificá la -75° .

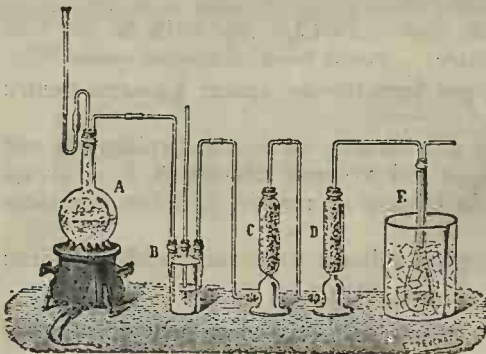


Fig. 42. Lichefacerea bioxidului de sulf.

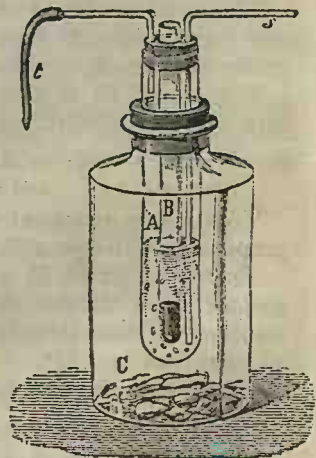


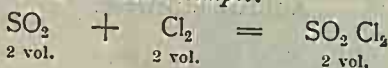
Fig. 43. Solidificarea mercuriului prin bioxid de sulf.

Pentru a obține bioxid de sulf lichid, ne servim de aparatul figura 42. În A se produce bioxidul de sulf, care se spală de acid în B, se usucă în C și D și se condensază în vasul E, pus într'un vas cu gheață și sare.

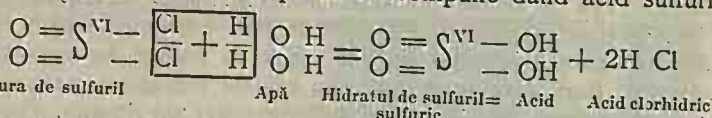
Bioxidul de sulf lichid, fiind evaporat repede în vid său într'un curent de aer uscat, face să cadă temperatura la -68° .

Cu ajutorul lui putem să solidificăm mercurul (la -40°), pe care îl introducem într'o epruvetă B (fig. 43), cufundată în altă epruvetă A, care conține SO_2 lichid. Aceasta e fixată într'un vas C, a cărui atmosferă este uscată prin clorura de calciu (Ca Cl_2). Prin tubul S se introduce un curent iute de aer, care ese prin t, ducând cu sine vaporii din SO_2 . Odată cu evaporarea bioxidului de sulf, mercuriul se solidifică.

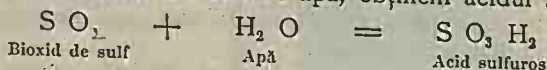
Proprietăți chimice. În reacțiunile lui are rolul de radical bivalent, ast-fel sub influența luminei directe se combină cu clorul prin faptul că sulful trece de la 4 la 6 valențe și ne dă *Clorura de sulfuril*. ($\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_2$) se numește *sulfuril* și e un *radical compus*, pe când elementele se numesc *radicali simpli*.



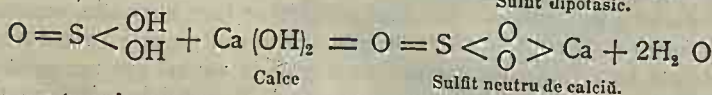
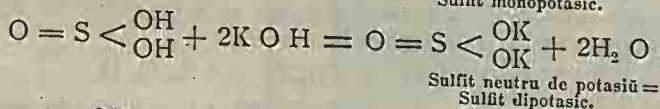
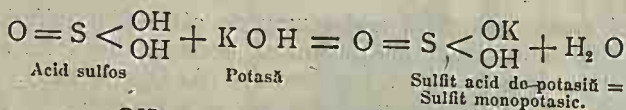
Acest compus tratat cu apă se descompune dând acid sulfuric :



Disolvând bioxidul de sulf în apă, obținem acidulfuros :



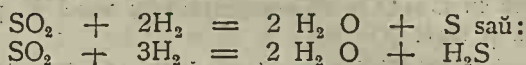
Unul său amîndoi atomii de hidrogen ai oxidriilor din acidulfuros pot să fie înlocuiți cu un metal, dându-ne săruri numite *sulfuri*. Dacă se înlocuiesc un singur atom dintr'o moleculă, avem *sulfuri acizi*, dacă se înlocuiesc amîndoi atomii de H, avem *sulfuri neutri*, d. ex.:



În acest mod se comportă toți acizii cari au doi oxidrii în molecula lor. Ei dau 2 feluri de săruri: *monoacide*, în care numai un atom de hidrogen e înlocuit printr'un metal și *neutre*, în cari amîndoi atomii de hidrogen sunt înlocuiți. Ast-fel de acizi se numesc *acizi biazici*.

Hidrogenul reduce bioxidul de sulf și după cum este în canti-

tate mică sau mare, sulful este pus în libertate sau transformat în hidrogen sulfurat :



Chiar hidrogenul sulfurat reduce bioxidul de sulf.

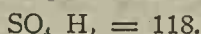


În acest mod se formază depozitul de sulf pe còstele vulcanilor.

Întrebuințarea. El se întrebuințază ca mijloc decolorant, arđnd sulful într'o cameră în care se atîrnă obiectele ce voim să decolorăm sau trecînd un curent de gaz peste corpi suspendați în apă alcalină, s. e.: la descolorarea celuloșei în fabricarea hârtiei. El este un puternic desinfectant. Pentru scopul acesta este lăsat 48 ore în camerele, pe cari voim să le desinfectăm (spitale, cazarme, etc.), unde l preparăm arđnd cam 20 gr. sulf pentru 1 m. cub de aer.

Se măi întrebuințază la fabricarea acidului sulfuric și în mașinele lui *Pictet* pentru facerea gheței artificiale.

Acidul sulfuric.



Istoricul. El a fost indicat de chimistul persan *Al. Rhazes*, mort la anul 900.

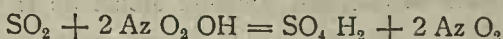
În secolul al XV, *B. Valentin* descrie preparația lui numindu-l *oleu de vitriol*.

Starea naturală. Acidul sulfuric există în natură în stare liberă în óre-cari riuri, care se cobórá din còstele vulcanilor unde e produs prin oxidația bioxidului de sulf desvoltat de aceștia.

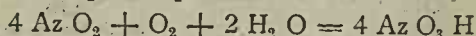
Același fapt se petrece și în orașele marí industriale, în cari se ard mulți carbuni de pămînt, cari conțin sulf; apa de plóie din aceste orașe conține acid sulfuric.

Afară de acestea acidul sulfuric e fòrte răspândit în natură în stare de combinațiuni numite *sulfazi* precum: sulfat de calciú, de bariú, etc.

Preparația. El se prepară oxidând și hidratând bioxidul de sulf, prin acidul azotic.



Acidul azotic însă, fiind măi scump de cât acidul sulfuric, nu ar putea să fie întrebuințat la prepararea acestuia, dacá nu ar fi regenerat prin transformarea hipoazotidei (Az O_2) produse, în acid azotic sub influența oxigenului din aer și a vaporilor de apă. Acéstă regenerare se póte reprezinta ast-fel:



Prepararea industrială a acidului sulfuric se face în modul următor:

Într'o serie de cuptóre *A A*, se arde sulful sau *piritele*. Prin căldura desvoltată în acéstă oxidație se transformă în vaporí apa necesară reacțiunii din cazanele de d'asupra cuptorului. Bioxidul de sulf format se ridică prin țevile *B* în camera cu polițe *C*, căptușită cu plumb ca și cele-l'alte camere ce urméză. În acéstă cameră bioxidul de sulf se ridică în sus d'împreună cu vaporii de apă din *T*, și întălnesce în mer-sul sěu acidul sulfuric format deja, încárcat încá cu hipoazotidă, care

se scurge pe polițe, de sus în jos, pentru a perde acești vapori. Dioxidul de sulf, vaporii de apă, acidul azotos și azotic, ce s'au format, trec în camera C în care începe formarea acidului sulfuric și deshidratarea acizilor azotului. Productele gazoase ale reacțiunii trec mai departe în camera D, unde SO_2 , găsește o mare cantitate de acid azotic, care curge din vasul I pe stropitórele E E. În această cameră se face foarte mult acid sulfuric.

Reacțiunea se continuă și în camera H, unde acizii azotului se regenerază prin vaporii de apă și aerul, ce se introduce în această cameră. Pentru ca să nu se piardă oxizii azotului (Az_2O , AzO_2 etc.) toate aceste gaze sunt duse într'un turn, căptușit cu plumb numit turnul lui *Gay-Lussac*, care e umplut cu coks, peste care curge de sus în jos acid sulfuric din rezervoriul O.

Acest acid sulfuric disolvă toți oxizii azotului iar aerul desoxigenat se perde pe coș. Acest acid sulfuric încărcat cu oxizii azotului este dus în vasul i, care se încăldește peste 100° , după ce s'au închis robinetele superioare r. Vaporii de apă ce se formază împing acest acid sulfuric diluat prin țeva ef în rezervoriul g, de unde am văzut că se scurge în camera C, pe polițe.

Acidul sulfuric eșit din camerile de plumb este prea diluat. Pen-

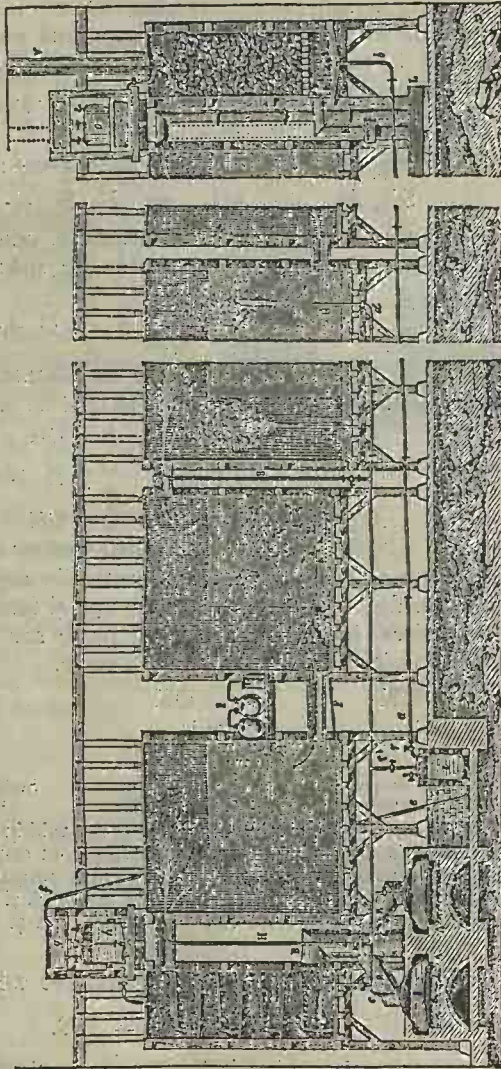


Fig. 41. Prepararea acidului sulfuric în camerile de plumb.

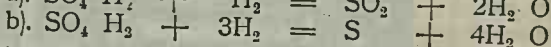
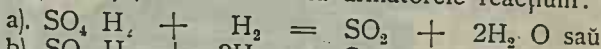
tru a-l concentra, 'l distilăm în vase de sticlă saũ de platină, culegându-se părțile carĩ aũ densitatea 1,84.

Proprietăți fizice. El e un lichid uleios, fără colóre și fără miros cu densitatea 1,84 la 12°. El se solidifică la -34° și fierbe la 325°.

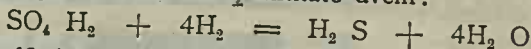
Acidul sulfuric se combină cu mare energie cu apa.

Proprietăți chimice. Acidul sulfuric este descompus prin zinc, prin căldură saũ prin 6re-carĩ metaloidĩ saũ metale, pentru a produce hidrogen, oxigen saũ bioxid de sulf.

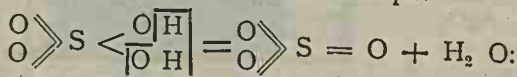
Vaporii de acid sulfuric, trecuți dimpreună cu hidrogenul printr'un tub încălzit la roșu, dau nascere la următoarele reacțiuni:



Dacă hidrogenul e în mare cantitate avem:

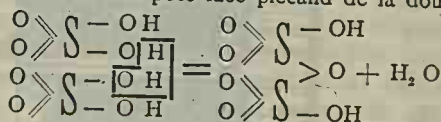


Acidul sulfuric pöte să se deshidrateze, adică să piardă oxigenul și hidrogenul seũ în parte sub forma de apă:



Trioxid de sulf (anhidrida sulfurică) SO_2

Acastă deshidratare se mai pöte face plecând de la douë molecule:



Acidul disulfuric saũ piro-sulfuric.

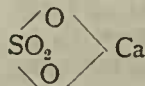
El este un acid puternic, atacă țesăturile organice producând arsături, carbonisăzã lemnele, luându-le apa și formăzã numeroșe săruri prin înlocuirea hidrogenului seũ în parte saũ în total. Sărurile lui se numesc *sulfatĩ* și sunt acide și neutre.



Sulfat acid de potasiũ
Sulfat monopotasie



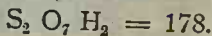
Sulfat neutru de potasiũ
= Sulfat dipotasie



Sulfat neutru de calciũ
= Sulfat calcie

Intrebuințarea. Industria întrebuințã acest acid în atâtea lucrări în cât s'a ȃis că civilizația unei țeri stă în raport direct cu cantitatea de acid sulfuric, pe care o consumă. El se întrebuințã pentru prepararea unui mare număr de produse chimice, în galvanoplastie, în medicină și pentru a produce gheața în aparatele *Carré* saũ acidul carbonic pentru apa și limonadele gazöșe.

Acidul disulfuric (Acidul sulfuric de Nordhausen).

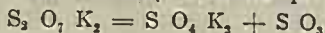


El se prepară mai cu sêmă la Nordhausen în Saxonia și în Boemia, calcinându-se sulfatul de fer, care se obține prin oxidarea piritelor din aceste localități în contact cu apa și aerul.

Proprietăți fizice și chimice El e un corp cristalizat, se topește la 35°, ferbe sub 100°, dând vaporii de anhidridă sulfurică. El fumegă la aer, din care cauză se numește *acid sulfuric fumans*.

Sărurile lui se numesc *disulfat* sau *pirosulfat* și se prepară prin calcinația sulfatilor acizi.

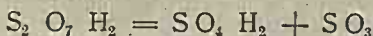
La o temperatură mai înaltă disulfatii se descompun în modul următor :



Trioxid de sulf=Anhidrida sulfurică.



De obicei se obține prin distilarea acidului disulfuric într'o retortă de sticlă. Vaporii de SO_2 se condensază într'un tub întors și răcit (fig. 45).



Proprietăți fizice și chimice. Anhidrida sulfurică se prezintă sub forma de ace mătăsoase albe, cari se topește la 16° și fierb la 46°.

Anhidrida sulfurică lucrează în mod energetic asupra apei, transformându-se în $S O_4 H_2$. Aruncată în apă produce un sunet asemenea cu sunetul produs de un fier roșu, desvoltând multă căldură.

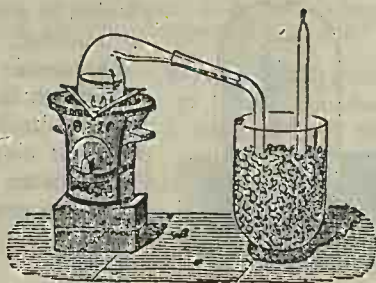
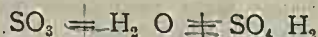


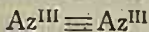
Fig. 45 Prepararea anhidridei sulfurice.



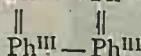
Cu oxizii metalici ea formează sulfat: $Ca O + SO_3 = SO_4 Ca$. Ea este foarte ardețore, carbonizând corpi organizați.

Familia III. — Ea coprinde corpi: Az, Ph, As, Sb, și Bi.

Azotul se deosebesce de cei-l'alți corpi din această familie, prin faptul că molecula lui e formată din 2 atomi, pe când la cei-l'alți sunt câte 4 atomi în moleculă.

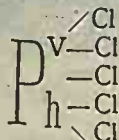
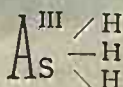
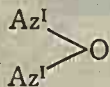


O moleculă de azot



O moleculă de fosfor

Toți acești corpi au valența nepereche; de obicei sunt *trivalenti* adesea ori *pentavalenti* și numai prin excepție *monovalenti*.



Protoxid de azot

Hidrogen arseniat

Pentaclorura de fosfor

Compușii lor cu H și O au o mare asemănare între dînșii.

Azotul (Nitrogenul).

$$\text{Az} = 14; \text{Az}_2 = 28$$

Istoricul. A fost izolat la 1772 de *Rutherford*. Numele ce-l poartă i l'a da *Lavoisier*, pentru a arăta că nu poate întreține viața.

Starea naturală. El există în stare liberă în cantitate foarte mare în aerul atmosferic, care e format din $\frac{4}{5}$ volume azot și $\frac{1}{5}$ volume oxigen. Plantele și cu deosebire animalele au mult azot în corpul lor. El se mai găsește în pământ, în atmosferă și în orice-ați ape sub forma de amoniac, acid azotös și azotic.

Preparația. Azotul se poate izola din aer în modul următor:



Fig. 46. Izolarea azotului prin fosfor.

Se limitează o porțiune de aer punându-se un clopot de sticlă pe apa dintr'un vas. Pe suprafața apei se pune o bucată de plută; pe acesta se așază o farfuriă de porțelan (cap. sulă) în care se aprinde o bucățică de fosfor. (fig. 46).

Fosforul se combină cu oxigenul, formând anhidrida fosforică, care se desolvă în apă, iar azotul rămâne singur. Golul făcut prin combinarea oxigenului este umplut cu apă, care se ridică în clopot.

Cea mai bună *preparație* pentru laborator consistă în a încălzi o soluție concentrată de azotit de amoniü, într'o retortă de sticlă (fig. 47). Azotul se culege sub apă.

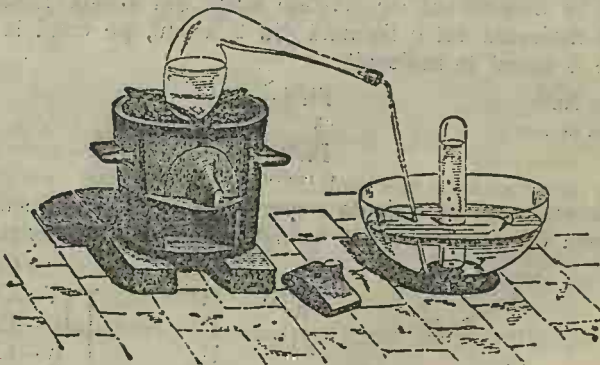
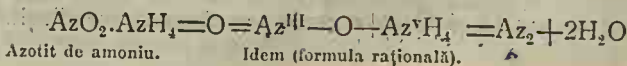


Fig. 47. Preparația azotului prin azotitul de amoniü.



Proprietăți fizice. El e un gaz incolor, fără miros și fără gust, și e de 14 ori mai greu de cât hidrogenul. În stare lichidă este incolor, fierbe la -194° și se solidifică la -214° .

Proprietăți chimice. Azotul se combină cu mare greutate cu corpi simpli sau compuși.

Azotul din atmosferă se combină cu O și cu vaporii de apă, dând azotul sau azotatul de amoniu sub influența fulgerilor, în timpul furtunelor.

Aerul.

Istoricul. Aristotel și discipolii săi admiteau că pământul, apa, focul și aerul sunt 4 elemente, cari se pot transforma unul în altul. Numai de la 1772 cu începerea lucrărilor lui Lavoisier, se putu fixa adevărata compoziție a aerului.

Proprietăți fizice. Aerul e corp gazos, incolor, inodor și fără gust. 1 litru de aer cântărește (la 0 și 760^{mm.}) 1 gr. 293, așa dar este de 773 ori mai ușor de cât apa și de 14,5 ori mai greu de cât hidrogenul.

Compoziția aerului. Aerul este un amestec de mai mulți corpi, între cari mai principali sunt oxigenul și azotul.

	în volume	în greutate
Oxigenul	20,93 %	23 %
Azotul	79,07 %	77 %

Pe lângă acestea mai conține: ozon, bioxid de carbon (3—5 din 10,000 volume,) apă (4—5 la mia de volume), etc., precum și diferite pulberi și mucegaiuri (organisme).

Analiza aerului în volume. Prima analiză în volume a fost făcută de Lavoisier la 1777. El a închis un volum oarecare de aer în retorta de sticlă A și în clopotul C, ambele umplute până la nivelul indicat cu mercuriu. Încălzind în timp de 12 zile mercuriul din balonul A, a

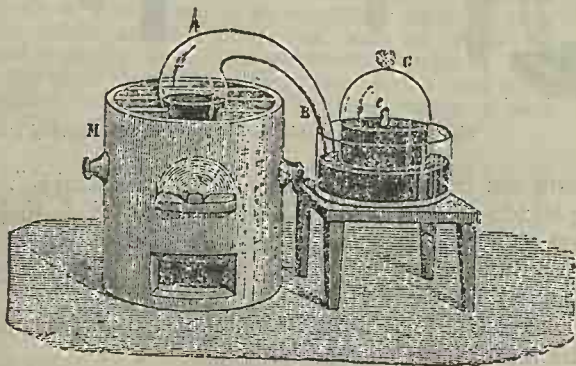


Fig. 48. Analiza aerului făcută de Lavoisier.

obținut o cantitate P de o substanță roșietică (oxid de mercuriu). S'a produs în același timp un gol în interiorul vasului, din care cauză s'a urcat mercuriul în C. Crescerea de volum a mercuriului arată volumul oxigenului dispărut. El a constatat că acest volum era

egal cu acela al gazului care se desvolta când calcina în alt vas oxidul de mercur (P) ce obținuse și nu era de cât oxigen. Sub clopot rămăsese numai azotul. Rezultatul analizei sale era destul de apropiat de cele ce s'aũ obținut în urmă.

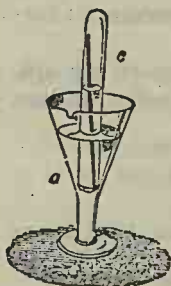


Fig. 49. Analiza aerului prin fosfor, la rece.

Acetă determinare se face mai ușor absorbind oxigenul, prin fosfor hidrogen sau un alt compus chimic.

Un volum dar de aer se introduce în tubul gradat *c* (fig. 49) d'asupra apei. Se introduce în el o vergea de Ph, care luând tot oxigenul, face să scadă volumul gazului; volumul dispărut indică oxigenul, iar cel rămas azotul.

Determinarea în greutate (a fost făcută în 1840 de Dumas și Boussingault). Oxigenul este luat prin cupru încălțit. Experiența s'a făcut în modul următor (figura 50):

Un balon de sticlă, bine închis prin robinetul *R''*, s'a cântărit exact, după ce s'a scos aerul din el; s'a cântărit de asemenea tubul metallic *BB'* în care se afla rădătură de Cu. Când a-

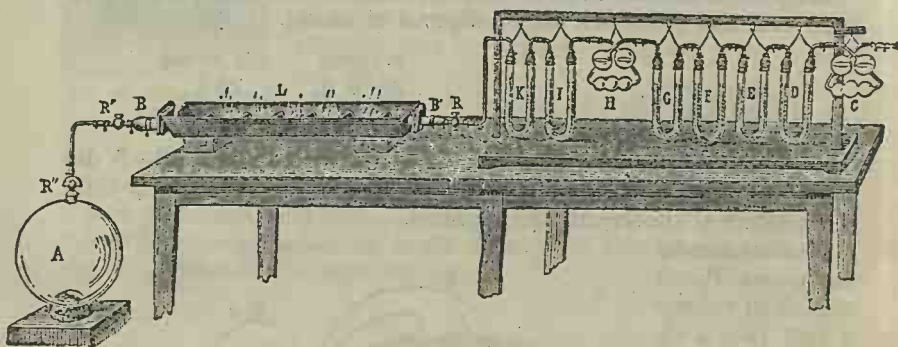


Fig. 50. Analiza aerului în greutate după Dumas și Doussingault.

cesta era înroșit se deschidea puțin robinetul *R''*. Aerul intră în tușpălându-se prin vasele C, D, E, F, G, H, I, K, (cară conțineu potasă și anhidridă sulfurică), de bioxidul de carbon și vaporii de apă ce-l conținea. În tubul *BB'* acest aer lăsa oxigenul său care se combină cu Cu, iar azotul intră în balonul A.

Balonul și țeva cântărite înainte și după experiență, au dat prin diferență cifrele de mai sus.

Dosarea bioxidului de carbon. Prin mijlocul aspiratorului V (fig. 51), de o capacitate de 50 litri, umplut cu apă, vom putea face dând drumul apei să curgă prin *r*, ca un volum egal de aer să pătrundă în aspirator, trecând prin tuburile F, E, D, C, B, A. Acest aer va lăsa vaporii săi de apă în tuburile F și E, încărcate cu piatră ponce și anhidridă sulfurică, și tot bioxidul său de carbon în tuburile D și C, încărcate cu potasă.

Diferența între greutatea acestor tuburi la început și la sfârșitul experienței ne dă cantitația de CO_2 și H_2O , aflate în cei 50 litri aer la temperatura (in-

dicăță de termometrul *t*) și presiunea ce era când s'a lucrat. Tuburile A și B încărcate ca și E și F, opresc numai vaporii dn apă din rezervoriu a pătrunde în tuburile ce trebuiesc cântărite.

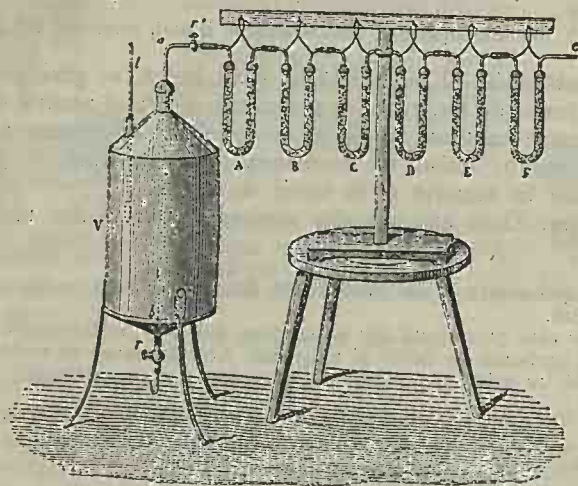


Fig. 51. Dosarea bioxidului de carbon și vaporilor de apă din aer.

Organismele din aer. Pasteur este cel d'intăiu care s'a ocupat cu studiul organismelor din aer, cum e *Torula*, și cele descrise în studiul apei.

Numărul germeilor vegetali, cari aparțin mucegaiurilor și numărul bacteriilor ce plutesc în aer, crește în lunile de vară și variază cu localitatea; ast-fel că aerul din spitale, aziluri, cazarme, etc., este de 60—70 ori mai impur de cât cel din vecinătatea orașelor.

Un gram de pulbere (praf) pôte conține până la 10 milioane de aceste organisme în stradele curate, și până la 5 miliarde în cele murdare.

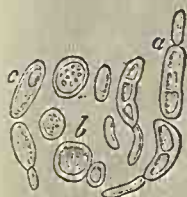


Fig. 52. Torule sau drojii din aer.

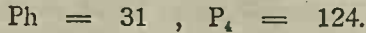
Aerul, prin oxigenul ce conține, întreține viața ființelor vii și face posibilă combustiuinea. De la puritatea lui depinde buna stare a ființelor ce trăesc într'insul. În el se revarsă neconținut cantități enorme de bioxid de carbon, produs prin respirația animalelor, a plantelor fără clorofilă și prin combustiuini. Bioxidul de carbon este consumat neconținut de către plantele verzi (cu clorofilă) în timpul zilei, ast-fel că aerul rămâne tot-d'a-una cu aceeași cantitate mică de acest corp.

Fosforul.

Se cunosc bine două stări alotropice ale acestui corp.

Fosforul ordinar și fosforul roșu.

1. Fosforul ordinar.



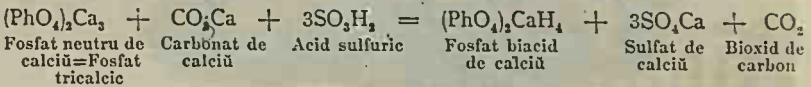
Istoricul. A fost descoperit la 1669 de către Brand, alchimist din Hamburg.

Starea naturală. El nu există în stare liberă, se găsește însă în natură ca fosfat de fer, calciū și magneziū. Fosfatul neutru de calciū există în mare cantitate în oșele animalelor, sub forma de fosfat neutru de calciū; există de asemenea în creer, lapte, în plante și cu deosebire în semințe și în icrele de pește.

Preparația. El se extrage din cenușa oșelor și din uniū fosfați minerali.

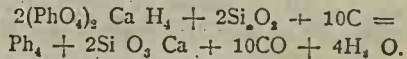
Pentru scopul acesta se iaū oșele uscate, din cari s'a scos *oscina* și grăsimea și se calcinează.

Cenușa lor este pulverizată fin; ea conține, 80—82 % fosfat neutru de calciū și 15—17 % carbonat de calciū și magneziū. Acestă cenușe se tratēză într'un vas de plumb cu acid sulfuric la rece, care descompune carbonații.



După ce tot sulfatul de calciū s'a depus pe fundul vasului, se separă lichidul în care e dizolvat fosfatul biacid de calciū, se evaporēză până când devine sirupos în nise cāldări puse d'asupra cup-torului (fig. 53), se amestecă apoi cu cārbune pulverizat, se usucă și se introduce în nise cilindrii de gresă, uniți printr'un conduct exterior *a*, unde se calcinează. Fosforul distilă și se adună sub apă în butócle *b*.

Prin calcinarea fosfatului acid cu cārbune și cu silice (SiO_2), obținem fosforul.



Proprietăți chimice. Fosforul ordinar e un corp solid, înecolor sau slab colorat în galben deschis, translucid, atât de mōle în cât pōte fi sgāriat cu unghia.

Mirosul sēu sēmēnă cu al usturoiului. El se topește la 44°3, și ferbe la 290°. În apă nu se dizolvă și este un corp otrāvitor.

Proprietăți chimice. Fosforul e corp combustibil, se combină ușor cu Cl, Br, I, S, etc. Ast-fel fosforul introdus în clor, arde la temperatura ordinară cu cea mai mare ușurință, transformāndu-se în tri sau pentaclorurā:

PhCl_3 sau PhCl_5 după cātimea de Cl present (fig. 54).

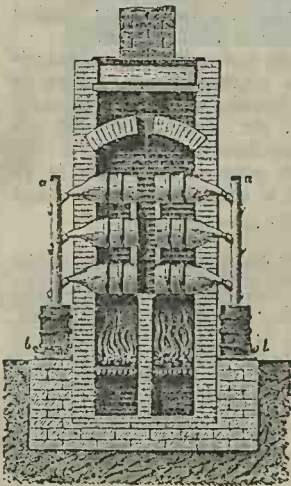


Fig. 53. Estragerea fosforului.

În contact cu oxigenul, la temperatura ordinară, el se oxidază cu încetul, transformându-se în anhidrida fosforosă, luminând la întuneric. Cu încetul el consumă tot oxigenul din aerul închis în un vas, s. e.: un tub (figura 55) lăsând azotul liber. Lumina ce se produce în această oxidație se numește *lumina fosforică* sau *fosforescență*.

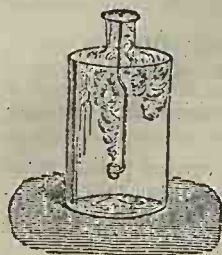


Fig. 54. Arderea fosforului în clor.



Fig. 55. Oxidarea fosforului în aer umed.

Din cauza ușurinței cu care se oxidază, se păstrează în apă fiartă, adevă din care s'a gonit aerul.

La 60° fosforul se aprinde, arde cu o flacără vie, transformându-se în anhidridă fosforică.

2 Fosforul roșu (amorf).

Se prepară inferbântând la 250° fosforul ordinar.

El e un corp amorf, de coloră roșie, insolubil în sulfura de carbon și nu e otrăvitor ca fosforul ordinar.

Proprietăți chimice. El nu e fosforescent la întunec și nu se aprinde înainte de 260°. Aerul umed îl oxidază foarte încet, fără a-l face luminos.

Întrebuințările fosforului. Fosforul ordinar și fosforul roșu se întrebuințază pentru fabricarea chibriturilor.

Chibriturile. Ele se fac cu fosfor ordinar sau cu fosfor amorf.

În amândouă cazurile bețele sunt făcute din lemn de brad sau plop, bine uscat. Cele cu fosfor ordinar se fac în modul următor: se moie bețele în sulf topit la 125° (chibrituri de pucioasă) sau în acid stearic topit (chibriturile obișnuite), după acesta sunt cufundate într'o pastă făcută din:

Ph ordinar	3	părți.
Gomă	3	>
Bioxid de plumb.	2	>
Nisip fin	2	>

După ce se usucă, se acoper cu un lac colorat prin diferiți oxidii metalici. Pentru ca ele să se aprindă cu mai mare ușurință, se adaogă și mici cantități de clorat de potasiu în pastă.

Chibriturile cu fosfor amorf (numite și chibrituri *svedeze*) nu sunt otrăvitoare și nu se aprind de cât fiind frecate pe pasta întinsă pe una din fețele cutiei în care se vind.

Pasta de pe chibrituri conține:		Pasta de pe cutie conține:	
Clorat de potasiu	100	Fosfor roșu	100
Sulfură de stibiū	40	Sulfură de stibiū.	80
Cleiu	20	Cleiu	50

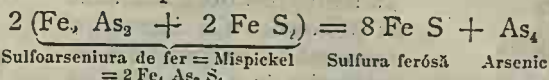
Arsenicul.

As = 74,9; As₄ = 299,6.

Starea naturală. Se găsește câte-odată în stare de libertate, dar mai des se găsește sub forma de sulfur, precum: *Realgarul* (As₂S₂)

său *Orpimentul* ($As_2 S_3$). Există în combinație în unele ape minerale.

Preparația. Arsenicul se prepară calcinând în niște retorte de fer închise, pulberea de mispickel:



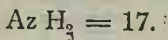
Proprietăți fizice. Arsenicul *crystalizat* e de colóre albă cenușie și cu luciū metallic.

Proprietăți chimice. Arsenicul, arde cu o flacără verđue palidă transformându-se în $As_2 O_3$ și răspândind miros de usturoiū. Dacă aruncăm pulbere de arsenic în clor, ea arde cu o flacără albă, transformându-se în $As Cl_3$, care este fôrte toxic.

Arsenicul curat nu este otrăvitor. Pulberea fină de arsenic, oxidându-se cu incetul în contact cu aerul, devine otrăvitoare și se întrebuințază pentru facerea hârtilor cu care se omără muscele.

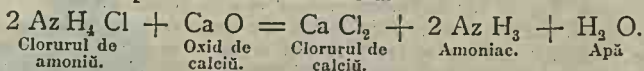
Compușii săi sunt otrăvitori și se întrebuințază în medicină.

A m o n i a c u l .



Starea naturală. Amoniacul există în atmosferă în cantitate de 1—2 mgr. în un metru cub de aer. Prezența sa la suprafața pămîntului se datorește descompunerii (putređiciunii) materiilor organice (urine, gunoie, cadavre, materii fecale, etc.), în care iea nascere sub forma de carbonat de amoniū.

Preparația. Amoniacul se prepară descompunend clorurul său sulfurul de amoniū prin oxidul de calciū.



Proprietăți fizice. Amoniacul este un gaz incolor, cu gust caustic și cu miros înțepător. ($D. = 0,589$). El se licheface la -40° și se solidifică la -75° sub presiune de 20 atmosfere, transformându-se într'o masă transparentă și cristalină.

Amoniacul este fôrte solubil în apă: 1 volum de apă la 16° disolvă 1270 volume de acest gaz.

Soluțiunea acesta se întrebuințază de obicei în locul amoniacului gazos; ea se numesce *amoniac*.

Pentru a obține soluțiunea de amoniac trecem gazul prin mai multe vase cu apă distilată (fig. 56).

Solubilitatea marea amoniacului în apă se dovedesce în același mod ca și pentru HCl (Fig. 19).

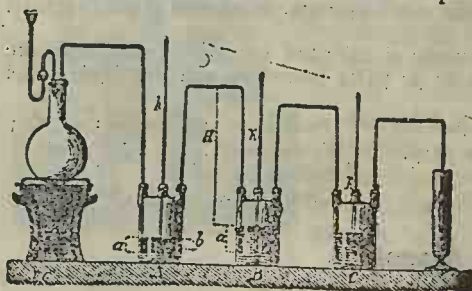


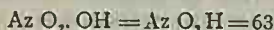
Fig. 56. Prepararea soluțiunei de amoniac.

desce în același mod ca și pentru HCl (Fig. 19).

Proprietăți chimice. Amoniacul (în soluțiune) este o bază puternică, el precipită numeroși hidrați metalici, dintre cari pe unii îi redisolvă. El disolvă clorul de argint.

Intrebuințarea. Soluțiunea de amoniac este întrebuințată ca reactiv în laborator, iar în industrie ca disolvant al carminului și pentru producerea colorilor organice. Se mai întrebuințază pentru spălarea lănei și a stofelor și cu deosebire pentru producerea frigului în aparatul lui Carré. Sărurile de amoniac se întrebuințază în medicină și ca îngrășăminte în agricultură.

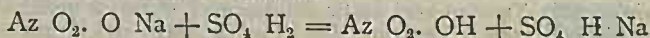
Acidul azotic (apa tare).



Starea naturală. El se găsește în mică cantitate în aerul atmosferic, unde e produs prin descărcările electrice.

În sudul Americii (Chili, Peru, Bolivia) precum și în Indiă, există sub forma de azotat de sodiu (salpetru de Chili) sau de potasiu. Pământul conține azotat de potasiu, sodiu, magneziu și calciu.

Preparația. Acidul azotic se prepară tratând azotații cu un acid puternic, d. e. cu acidul sulfuric.



Nu se face sulfat neutru de sodiu, căci pentru acesta ar trebui să se ridice temperatura prea sus și azotatul s'ar descompune din această cauză în produse nitróse.

În industrie se prepară introducând în retorte mari de tuciú Az O₃ Na și SO₄ H₂ comercial (Fig. 57). Se obține ast-fel acid azotic ordinar, care se condensă în vasele E, E', E''.

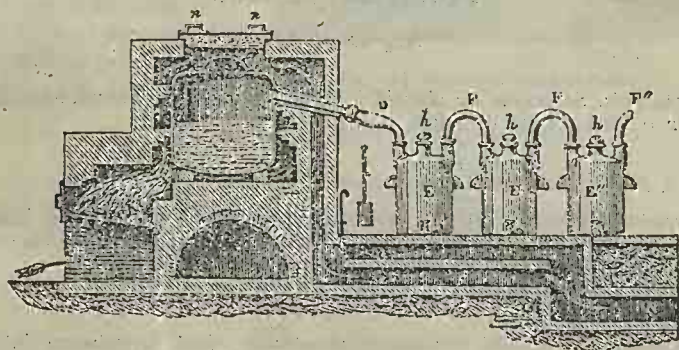
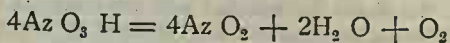


Fig. 57. Prepararea acidului azotic în industrie.

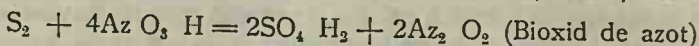
Proprietăți fizice. Acidul azotic este un lichid incolor cu densitatea 1,52 la 15°. El fierbe la 89° și se solidifică la - 40°.

Câte odată, la maximum de concentrație, el conține puțină hipozotidă (AO₂), care-l colorază în galben; în cazul acesta se numește acid azotic fumegător.

Proprietăți chimice. Acidul azotic este un acid puternic, însă foarte nestabil. Lumina și căldura la 300° îl descompun în hipoazotidă (care-l colorază în galben), în oxigen și apă.



Acidul azotic este un oxidant puternic. Mai toți metaloidii, afară de Cl, Br și Az, sunt oxidați de el și transformați în acizi sau oxizi.



Aurul și platinul nu sunt dizolvați de acidul azotic. Ferul introdus în acid azotic fumegător nu numai că nu e atacat de el, dar în urmă nu-l atacă nici acidul azotic diluat. Atingându-l însă cu o altă vergea de fer el este imediat atacat.

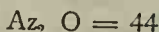
Cuprul este atacat de acidul azotic, dând azotat de cupru și hipoazotidă.

Intrebuințarea. El distruge materiile organice, decolorându-le și oxidându-le. Este foarte întrebuințat în chimia organică pentru prepararea substanțelor explozibile sau colorante.

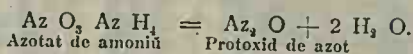
Pe o placă lucie de metal, acoperită cu un strat subțire de ceară, desemnăm cu un vîrf ascuțit. Turnând acid azotic de-asupra ei, el atacă metalul numai în părțile desvelite prin desemnare. Metalul ast-fel săpat este întrebuințat ca și o piatră litografică și se zice că e «gravat cu apă tare».

Apa regală. Metalele rari ca aurul, platinul, sunt indisolubile în acizi; pentru a le dizolva ne servim de un amestec făcut din o parte acid azotic și 4 părți acid clorhidric, numit *apa regală*. Acest amestec este un oxidant puternic, dizolvă toate metalele și evaporându-se le lasă ca cloruri.

Protoxidul de azot.



Preparația. Se obține de obicei încălzind azotatul de amoniu între 230° și 250°, în o mică retortă de sticlă, (fig. 47).



Proprietăți fizice. El este un gaz incolor, cu miros dulceag. Se licheface la 0° sub presiunea de 30 atmosfere, fierbe la - 87°,9 și se solidifică la - 100°. Când îl evaporăm brusc, temperatura sa scade până la - 140°.

Dacă inspirăm acest gaz în cantitate mai mare, el produce o veselie ascemenea beției; din această cauză Davy l'a numit «gaz ilariant».

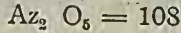
Proprietăți chimice. El întreține combustiuena; dacă introducem într'insul o luminare cu câte-va puncte aprinse sau o bucată de fosfor aprins, acestea ard mai bine de cât în aerul liber. Se poate face experiența ca la fig. 26.

Intrebuințarea. Protoxidul de azot, amestecat cu 15% oxigen (în volume), la o presiune de 0^m,920 este un anesthetic foarte puțin primejdios (P. Bert).

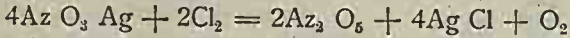
La presiunea ordinară produce o adormire trecătoare, din cauza acesta se întrebuințează la scoterea dinților.

Se mai cunosc încă, bioxidul de azot (Az₂ O₂), trioxidul de azot (anhidrida azotosă = Az₂ O₃) precum și hipoazotida (Az O₂).

Pentoxidul de azot (Anhidrida azotică).

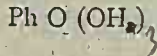


Acest corp a fost preparat la 1849 de *Deville*, trecând clorul uscat asupra azotatului de argint la 60°.



El e solid, fuzibil la 30°, fierbe la 47° și se descompune la 80° în O și Az O₃. Metaloidii oxidabili se aprind în contact cu acest corp, luându-și oxigenul, tot asemenea potasiul și sodiul.

Acidul fosforic normal (ortofosforic.)



El se prepară oxidând fosforul cu acidul azotic la cald.

Preparația se face în aparatul alăturat (fig. 58) în care se pun 1 parte fosfor (în greutate) pentru 15 părți acid azotic. Se produce acid fosforic, care rămâne în vas și bioxid de azot, care dinpreună cu o parte din acidul azotic distilă și se condensază în vasul R.

El se mai prepară descompunând prin apă pentaclorura de fosfor.

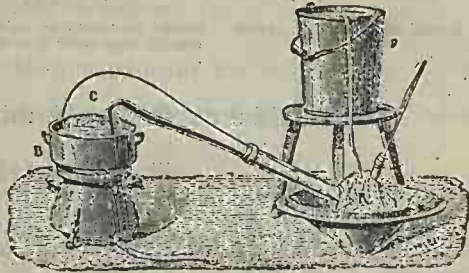
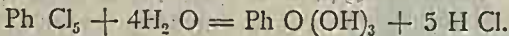
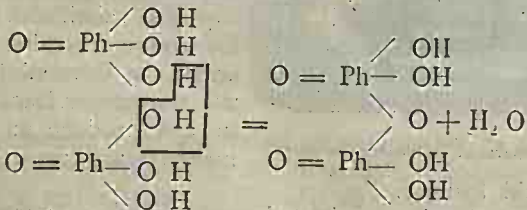


Fig. 58. Prepararea acidului fosforic.



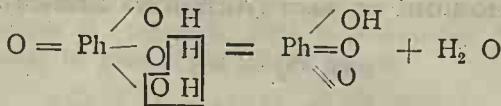
Proprietăți fizice și chimice. El e corp solid, fuzibil la 39°. E foarte solubil în apă rămânând de regulă în starea siruposă.

La 315° pierde o moleculă de apă în modul următor:



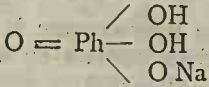
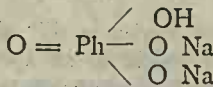
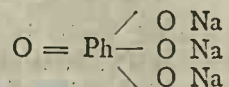
2. mol. Acid fosforic. Acid difosforic sau pirofosforic

La 400° se deshidratăză dând acidul *metafosforic*.

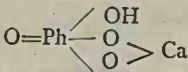


Acid metafosforic

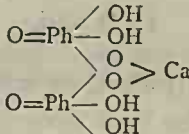
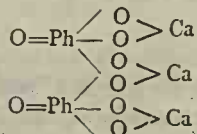
Sărurile lui se numesc *fosfați*; ele sunt *monoacide*, *biacide* și *neutre*, d. e.:

Fosfat biacid de sodiū
= Fosfat monosodicFosfat monoacid de sodiū
= Fosfat bisodicFosfat neutru de sodiū
= Fosfat trisodic

Cu metalele bivalente ca Ca, etc., pōte da următōrele sāruri:



Fosfat monoacid de calciū

Fosfat tetraacid de calciū
(numit impropriū biacid).Fosfat neutru de calciū = Fosfat
tricalcic, care se găsește în 6se.

Pentoxidul de fosfor (Anhidrida fosforică).

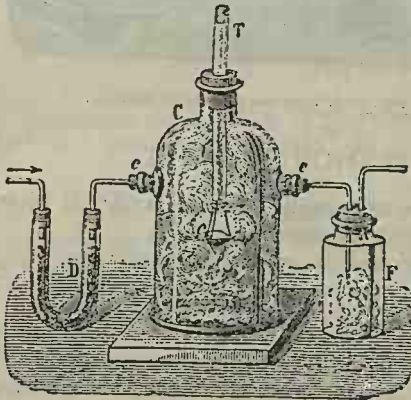
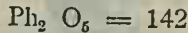


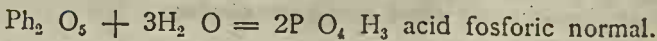
Fig. 59. Prepararea anhidridei fosforice

Acest corp se produce când ardem fosforul în aer sau în oxigen. El se prepară făcēnd să cadă bucătīle de fosfor prin țeva T (fig. 59) în vasul c, care se află închis într'un vas C, în care intră prin D aer uscat. Anhidrida formată se condensēază în C și F.

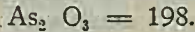
Anhidrida fosforică e corp solid, alb ca zăpada, se topește la roșu și se volatilizēază la roșu-alb. Ea atrage umezēla; din cauza acēsta se întrebunțēază pentru uscarea gazelor. Dacă o aruncăm în apă produce un sunet asemenea ferului înroșit și se trans-

formă în acid fosforic.

Ea absorbē diferite cantități de apă pentru a se transforma în modul următor:

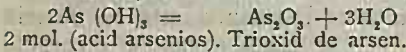


Trioxidul de arsen (Anhidrida arsenioasă)



Acest corp e cunoscut încă din vechime sub numele de *arsenic* sau *arsenic alb*, la noi este cunoscut de popor sub numele de *șoricică*.

El derivă prin deshidratare de la acidul arsenios:



Proprietăți fizice. El e corp solid și există în două stări deosebite prin proprietățile lor: sticlos și ca porțelanul.

Anhidrida arsenioasă, în momentul solidificării sale, se obține în starea sticloasă, cu timpul ea devine opacă începând de la suprafață spre centru, când sémână cu porțelanul și vădută la microscop, este cristalizată în octaedrii regulați (fig. 60). Această transformare se face cu perdere de căldură.

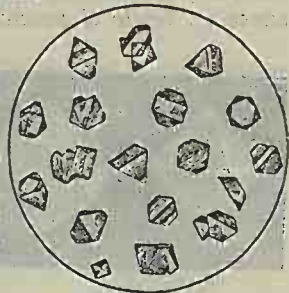


Fig. 60. Cristale de $\text{As}_2 \text{O}_3$.

Proprietăți chimice. Ea se disolvă în apă dând acidul arsenios. Anhidrida arsenioasă este foarte otrăvitoare.

Combi-națiunile arsenicului cu sulful.

Arsenicul formeză cu sulful mai multe combinațiuni, între cari mai însemnate sunt trei:

$\text{As}_2 \text{S}_2$
Bisulfura de arsen.
=Realgarul

$\text{As}_2 \text{S}_3$
Trisulfura de arsen.
=Orpimentul

$\text{As}_2 \text{S}_5$
Pentasulfura de arsen.

Realgarul. ($\text{As}_2 \text{S}_2$) se găsește în natură cristalizat în prisme rombice oblice (Kapnik, Transilvania). La noi se găsește la Dorna (Suceva). Se poate prepara topind 75 părți arsen cu 32 părți sulf.

Realgarul aprins arde în contact cu aerul dând anhidrida arsenioasă și bioxid de sulf. El e de coloro roșie și se întrebuințează în pictură.

Orpimentul. ($\text{As}_2 \text{S}_3$) se găsește în natură cristalizat, de coloro galbenă deschisă (la Dorna, Suceva). Se prepară tratând o soluțiune de acid arsenios cu hidrogen sulfurat: $2\text{As} \text{O}_3 \text{H}_3 + 3\text{H}_2 \text{S} = \text{As}_2 \text{S}_3 + 6\text{H}_2 \text{O}$.

Familia IV.—Corpui principali din această familie sunt: C, Si și Sn.

Carbonul.



Starea naturală. Carbonul există în stare nativă ca *diamant* și ca *grafit*. El e foarte răspândit în combinațiuni cu hidrogenul în *cărbunii fosili* și cu oxigenul în *bioxidul de carbon*. Se găsește în cantitate foarte mare în corpui animalelor și plantelor; ast-fel țesutul lemnos (celuloza), care constituie 96% din lemnul uscat, conține 44—45% carbon.

Proprietăți fizice. Carbonul este un corp polimorf. El se prezintă în două stări cristaline și în stare amorfă. Avem așa dar, trei varietăți de carbon, cari sunt următoarele :

1. **Diamantul** este carbon pur cristalizat în sistemul cubic. Formele principale în cari se găsesc sunt : octaedrii, dodecaedrii romboidali și scalenoedrii (sistem cubic). Cristalele de diamant au foarte adese-ori fețele și muchile lor curbate. Diamantul este de obicei

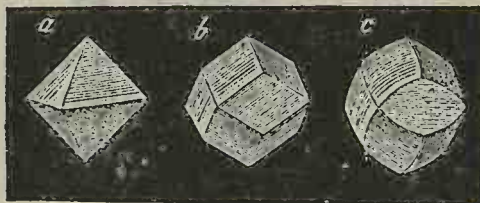


Fig. 61. Cristale de diamant.

incolor, mai rar colorat în albastru, galben sau negru (Carbonado). El se găsește în nisipurile aluvionilor în : Indiă, Borneo, Brasilia, Africa de sud, Siberia și în munții Urali. Densitatea lui variază între 3,50 și 3,55. El este cel mai dur dintre toți corpii din natură.

2. **Grafitul** se prezintă sub forma de lame hexagonale, de coloré cenușie, cu luciū ca ale oțelului și unșurose la pipăit și are densitatea 2,2. El se găsește în terenurile vechi, în : Spania, Franța, Anglia și în Siberia la Iakutsk. El servește la fabricarea creionelor și a creuzetelor. Cu pulberea lui se lustruiesc obiectele de fer și de tuciū și tiparurile la galvanoplastie.

3. **Carbonul amorf.** În stare amorfă găsim mai multe feluri de carbon :

a) Carbonul fabricat prin arderea lemnului. Pentru a-l prepara se ieaū ramuri de lemn verde, lungi de 60^{cm} și se pun împrejurul a patru pari lungi bătuti în pământ, cari servesc de coș (fig. 62 și 63). Se acoper apoi cu frunze și pământ, lăsind și la partea de jos nisce mici deschideri, pentru intrarea aerului.



Fig. 62 și 63. Aședarea și arderea lemnelor pentru fabricarea cărbunelui.

În urmă se aprind și se lasă să ardă cât-va timp. Combustiunea fiind incompletă, lemnul perde apa și hidrogenul său, iar carbonul și cenușa rămân.

Carbonul preparat în aceste moduri cu lemne ușore de plop, castan, teiū, etc.,

cam pe la 400° , servește la fabricarea icrbei de pușcă. Cel preparat cu lemne măi grele (stejar, jugastru, etc.) se numește *mangal* și se întrebuințează ca combustibil. Cel preparat la 400° conduce rău căldura și electricitatea, iar cel preparat la $1200^{\circ} - 1500^{\circ}$ e bun conducător de căldură și electricitate, din cauza aceasta se pune în puțurile, în care se conduce sîrma paratrăsnetului.

Carbonul vegetal are proprietatea foarte însemnată de a absorbi gazele, măi cu sēmă pe cele vătămătoare; ast-fel un volum de carbon de lemn absorbce:

90	>	volum gaz amoniac
55	>	hidrogen sulfurat
35	>	bioxid de carbon

Din această cauză se întrebuințează cu succes la filtrarea apei, la desinfectarea latrinelor, etc.

c) Carbonul din fum. Substanțele volatile și avute în carbon precum terebentinele, reșinele etc., fiind arse incomplect într'un curent de aer, produc un fum avut în carbon fin pulverizat.

În aceste condiții se formeză funinginea în coșurile noastre. În industrie substanța volatilă se pune într'un vas pe focul F (fig. 64), iar pulberea de carbon se depune în camera A și pe clopotul B.

El servește la fabricarea negrelei de tipar și amestecat cu argilă (de 2 sau 3 ori greutatea sa) la facerea creiōnelor de desemn.

Tușul se prepară în China din carbonul de fum, obținut prin arderea unor substanțe aromatice.

d) Cocsul (Koaks). La distilația cărbunilor de pămînt, pentru prepararea gazului (1) se obține un carbon poros, dur și lucitor, cu aspect semi-metalic numit *cocs*. Acesta se măi pōte obține ardēnd în incomplect cărbunii de pămînt aprōpe în aceleași condiții ca și carbonul din lemn.

f) Carbonul din ōse sau carbonul animal. ōsele animalelor fiind făcute din 60% substanțe organice, pot să dea carbon prin arderea lor necomplectă. Acest carbon conține $88-90\%$ fosfat de calciū, de care se pōte separa tratāndu-l cu acid clorhidric, care disolvă fosfatul.

Carbonul animal are proprietatea de a decolora substanțele organice. Ast-fel, dacā amestecăm vinul roșu cu acest carbon într'o sticlă și îl filtrăm după cāt-va timp, el va trece necolorat.

Din cauza acestei proprietăți el servește la decolorarea zahărului, siropurilor, etc. Cu el se fac și filtre pentru purificarea apei.

Carbonul pur. Varietățile descrise până acum nu pot fi considerate ca *carbon pur*, din cauză că tōte, chiar și diamantul, lasă cenușe prin ardere.



Fig. 64. Prepararea carbonului din fum

(1) Veđi chimia organică: Gazul de iluminat.

Între varietățile naturale mai pur este diamantul. El conține urme de substanțe străine, pe când grafitul are 1—2% din acești corpi.

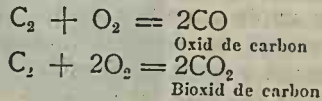
Dintre varietățile artificiale mai curat e carbonul făcut din zahăr, care dă numai urme de cenușe și mai impure cocsul cu 4—5% cenușe.

O proprietate generală a tuturor acestor varietăți este de a nu se topi de cât la temperaturile cele mai înalte obținute până acum. Singurul disolvant al carbonului este fierul topit, care prin răcire îl depune sub forma de lame hexagonale (grafit).

Proprietăți chimice. Tote varietățile de carbon, arse în oxigen sau în aer, dau oxid sau bioxid de carbon, după cantitatea de oxigen cu care se combină :

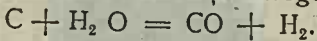


Fig. 65.
Arderea carbonului
în oxigen.



Aceste combinațiuni se fac cu dezvoltarea de căldură și lumină.

Carbonul înroșit descompune apa, se combină cu oxigenul și dă oxid de carbon și hidrogen:



Acésta se poate dovedi virind un cărbune înroșit sub un clopot umplut cu apă (Fig. 66).

Carbonul reduce oxidii metalici la cald producând oxid de carbon dacă oxidul e greu de redus și bioxid de carbon în cazul contrar.

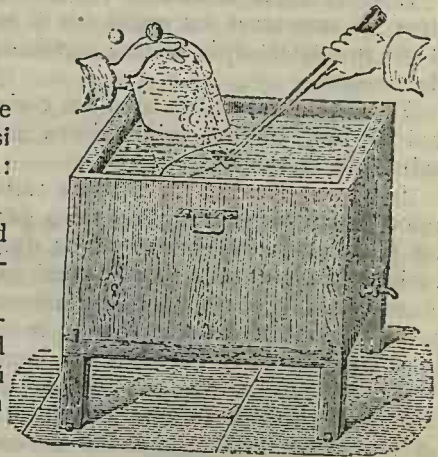
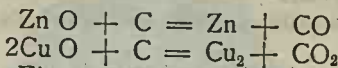


Fig. 66. Descompunerea apei prin cărbune înroșit



El se combină direct la cald cu fierul, manganul etc., pentru a forma combinațiuni numite *carbure* (fonte, tuciuri, schije).

Intrebuințarea. Din cauza puterii sale reducătoare, carbonul e foarte întrebuințat pentru prepararea fosforului, arsenicului, potasiului, zincului, fierului, etc. Se mai întrebuințează și ca desinfectant în medicină.

Staniul (Cositoriul).



Starea naturală. El se găsește mai cu sémă sub forma de bioxid Sn O_2 (Cassiterita) în Anglia.

Preparația. Pentru a-l prepara se calcinează bioxidul de staniūa mestecat cu cărbune: $\text{Sn O}_2 + \text{C} = \text{CO}_2 + \text{Sn}$.

Metalul se topește și curge la partea inferioară.

Proprietăți fizice. Staniul este un corp alb ca argintul, se topește la 228° . El se poate topi și într-o hârtie pusă pe o placă de metal cald. El este maleabil și ductil.

Proprietăți chimice. El nu se oxidază în contact cu aerul de cât la 200° .

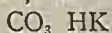
Intrebuințarea. El intră în compoziția bronzurilor. Ast-fel monetele de aramă sunt făcute din 95 părți cupru, 4 p. staniū și 1 p. zinc. Cu staniū se spoesc vasele de bucătărie din cauză că el nu e ușor atacat de acizi. Tinicheaua se face luând table de fer, spălate bine cu acizi și acoperindu-le cu un strat de staniū.

Acidul carbonic $=\text{CO}(\text{OH})_2 = \text{CO}_2 \text{ H}_2$.

El se prepară disolvând bioxidul de carbon în apă, cu deosebire sub presiune. Voind a-l izola, se descompune în CO_2 și H_2O .

Soluțiunea sa apoasă înroșește puțin hârtia de turnesol și are gust acru. Dacă uscăm hârtia, ea pierde colórea roșie, din cauză că acidul se descompune în CO_2 (gazos) și H_2O , care se evaporază.

El este un acid *bibasic*, dă, prin urmare, două feluri de săruri: *monacide* și *neutre*.



Carbonat acid de potasiū
=Carbonat monopotasic.



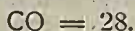
Carbonat neutru de potasiū
=Carbonat bipotasic.



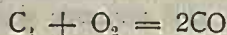
Carbonat de calciū.
(neutru)

Aceste săruri sunt foarte răspândite în natură.

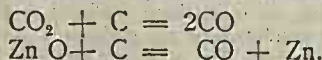
Oxidul de carbon.



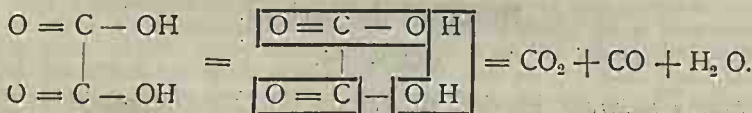
Preparația. El se prepară arđend carbonul într'o cantitate mică de O:



sau reducend prin C bioxidul de carbon și unui oxid metalic, la roșu:



În laborator se prepară deshidratând acidul oxalic (etan dioicil) prin acid sulfuric:



Reacțiunea se face în vasul A (fig. 67), CO_2 este reținut în vasele B și C, în care se pune hidrat de calciū ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) sau de potasiū (KOH); iar CO trece și poate fi cules în cilindrul D.

Proprietăți fizice. El e un gaz fără colóre, fără gust, fără miros. Este de 14 ori mai greu de cât hidrogenul. *Cailletet*, comprimându-l în aparatul său la 300 atmosfere și la -29° , l'a lichefăcut.

Proprietăți chimice. El e corp gazos neutru.

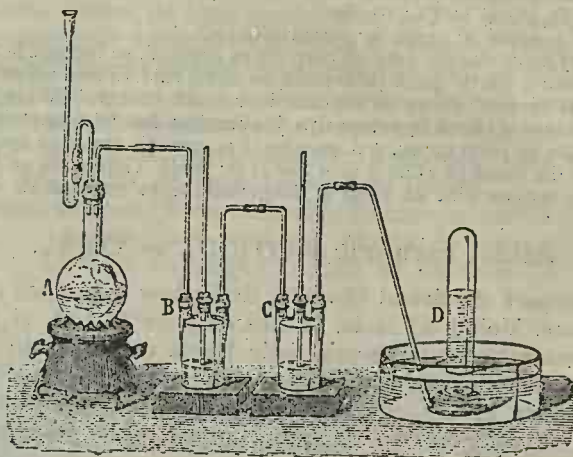
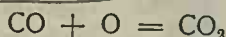
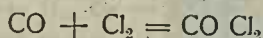


Fig. 67. Prepararea oxidului de carbon.

Căldura îl descompune în C și O (la temperaturi înalte).
El arde cu flacără albăstruie în contact cu aerul, dând CO_2 .



La sôre se combină cu Cl pentru a da *clorura de carbonil*;



Clorura de carbonil = Oxiclorigura de carbon.

Clorigura de carbonil se mai numesce și *gaz fosgen*.

Oxidul de carbon e foarte otrăvitor. Respirat fiind împreună cu aerul, în cantitate de 2% pôte să omôre imediat pasêrile, iar 3% animalele mari. El produce môrtea prin lipsa de oxidațiune (asfixie). — Este așa dar primejdios a respira produsele de combustiune ale carbonului, ceca ce se întâmplă dacă se pune capacul la sobe înainte de a se stinge jeratecul în vatră saă dacă încăldim o cameră cu jeratec, ori stăm într'o cameră în care se calcă rufele cu ferul umplut cu cărbuni.

Bioxidul de carbon.



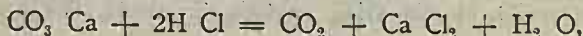
Starca naturală. Bioxidul de carbon este foarte răspândit în natură. Ast-fel se găsește în atmosferă, în apă și în pământ. Prezența lui se datoresce vulcanilor, respirațiunii animalelor, fermentațiunilor și combustiunilor. Cantitatea ce o găsim în atmosferă (3 până la 4 la 10.000 volume) variază în raport invers cu înălțimea.

În orașe cantitatea este cu mult mai mare, ea pôte să ajungă până la 35 saă chiar 40 în 100.000 vol. aer.

În sălile de teatre, rău ventilate, proporția poate merge până la 5 sau chiar 10 la mie; în condițiile acestea produce durere de cap, grătă și leșinuri.

Fie-care om produce în 24 ore 1 Kgr. de CO_2 .

Preparația. El se prepară prin descompunerea carbonaților, în special pétra de var, cu acidul clorhidric sau sulfuric:



Aparatul, în care se face această preparație este identic cu acela care ne-a servit la prepararea hidrogenului (fig. 4).

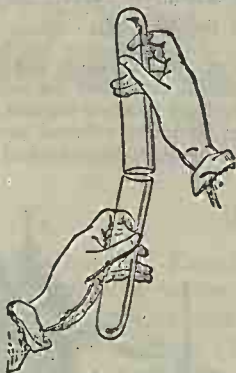


Fig. 68. Turnarea bioxidului de carbon dintr'un vas în altul.

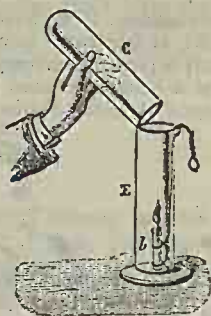


Fig. 69. Stingerea unei luminări aprinse turnând peste ea CO_2 .

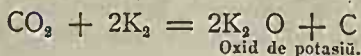
Proprietăți fizice. El e un gaz incolor și fără miros. El este odată și jumătate ori mai greu de cât aerul și de 22 ori mai greu de cât hidrogenul. Din cauza acesta el poate fi turnat dintr'un vas în altul întocmai ca un lichid (fig. 68). Un litru de apă disolvă un litru și jumătate de CO_2 . Ast-fel se face apa gazoasă (sifónele) disolvând un volum de CO_2 de 5 ori mai mare de cât volumul apei la presiunea de 6 atmosfere.

El a fost lichefăcut și fierbe la -78° .

Evaporându-se la presiunea și temperatura ordinară, temperatura lui scade până la -78° , iar în vid până la -97° . În cazul acesta el se solidifică transformându-se într'un corp alb ca zăpada.

Dacă 'l amestecăm cu eter și 'l evaporăm repede în vid, temperatura lui scade la -140° și se transformă într'un corp cristalin, ca gheața. De și temperatura lui e foarte scădută, putem totuși să-l ținem în mână fără pericol, din cauză că fiind foarte volatil, e învelit în tot-d'a-una într'un strat de gaz. Dacă însă îl strângem între degete, produce arsături dureroase. El se topește la -57° sub presiune de 5 atmosfere și fierbe la 0° sub presiune de 36 atmosfere.

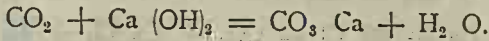
Proprietăți chimice. Bioxidul de carbon nu arde și nu întreține arderea. Dacă 'l turnăm peste o luminare aprinsă, aceasta se stinge. Potasiul 'i ia tot oxigenul și lasă carbonul liber:



Căldura descompune bioxidul de carbon în O și CO.

Bioxidul de carbon se hidratăză în contact cu apa, dând acidul carbonic CO_2H_2 , care este foarte nestabil.

Dacă 'l trecem într'o soluțiune basică, el formăză săruri fixe numite *carbonați*.



Acăsta se pôte dovedi făcând să trecă un curent de CO_2 sau suflând în acest gaz bioxid de carbon expirat din plămâni printr'un tub de sticlă într'o soluțiune limpede de hidrat de calciu. Se obține imediat un precipitat alb de carbonat de calciu (fig. 70).

Intrebuințarea. El se întrebuință la facerea apăi gazose (sifon, apă de Seltz artificială), la fabricarea șampaniei, la scôterea varului din zahăr (la fabricarea zahărului) la producerea temperaturilor scădute, etc. Pôte produce imediat mórtea omului și a animalelor mari când ocupă cel puțin 30% din volumul aerului.

Compuzil cu sulful. Sulfura de carbon = CS_2 . Se prepară introducând prin T

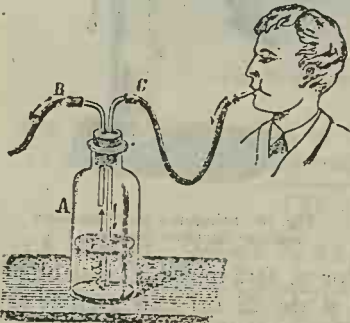


Fig. 70. Producerea precipitatului de carbonat de calciu.

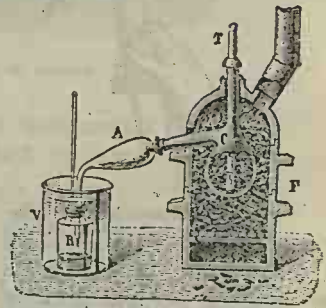


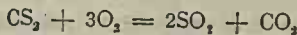
Fig. 71. Prepararea sulfurii de carbon

bucăți de sulf peste carbonul înroșit în retorta C. (fig. 71.)

Sulfura de carbon, ce se formăză, se condensăză în vasul R.

Ea e corp lichid, volatil, cu miros urit de varză stricată și fierbe la 45°

Sulfura de carbon fiind aprinsă, arde cu o flacără albastră:



Amestecul de sulfură de carbon și oxigen, sau aer, face explozie în contact cu un corp aprins.

Sulfura de carbon este anhidrida acidului *sulfocarbonic*, CS_2H_2 , (comparabil cu acidul carbonic), cu cari se pot obține săruri numite *sulfo-carbonați*, precum:

$\text{S} = \text{C} < \begin{matrix} \text{SK} \\ \text{SK} \end{matrix}$. Atât sulfura de carbon cât și sulfocarbonații sunt întrebuințat

Sulfocarbonatul de potasiu.

în contra bôlei de vie numită *floxera*.

Familia a V. — Acăsta familie coprinde un singur element: borul. El e unul dintre puținii corpi cu valența fixă = 3, în tôte combinațiunile sale.

B o r u l.

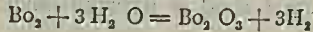
Bo = 10,9

Starea naturală. Există în natură sub forma de acid boric, borat de calciu și borat de sodiu.

Preparația. El se obține reducând prin potasiu sau sodiu anhidrida borică. Când metalul redus găsește un disolvant, cristalisează. El se prezintă în două stări: amorf și cristalizat.

Proprietăți fizice. Borul amorf este o pulbere verde, care înegrește degetele, e rău conducător de electricitate, fuzibil numai la temperaturi înalte. Borul cristalizat în sistemul hexagonal este incolor, transparent, infuzibil la temperatura cuptórelor.

Proprietăți chimice. Borul amorf arde la aer transformându-se în BO_2 , O_3 pe când cel cristalizat arde incomplet chiar la temperaturi foarte înalte. La temperatură înaltă el descompune apa:



A c i d u l b o r i c.

Bo (OH)₃ = 70.

Starea naturală. Există ca borat de sodiu (borax) într'un mare număr de lacuri și isvóre minerale, în Indiă, Tibet, Ceylan. Cratele vulcanilor conțin câte odată cristale de acid boric. Gazele eșite din fumarole și suffioni (Toscana) conțin acid boric.

Extracțiunea. Gazele și vaporii de apă ce ies din suffioni sunt dizolvate în apa din basenurile făcute pentru acest scop (lagoni). Apele acestea sunt evaporate pe nisce table mari de plumb, cari fiind puțin înclinate, conduc apele concentrându-le într'o căldare. În acésta se depune acidul boric.

Proprietăți fizice. Acidul boric se prezintă în foițe albe sifedóse, unsurose la pipăit, cu gust slab acid. Densitatea lui e 1,48. El se dizolvă în 25 părți de apă la 14°.

Proprietăți chimice. Soluțiunile de acid boric dau o colóre roșietică slabă hârtiei de turnesol.

Acidul boric dizolvat în alcool face ca acesta să ardă cu flacără verde.

Intrebuințarea. El se întrebuințază pentru fabricarea smalturilor: ast-fel cu borosilicatul de plumb se acoper obiectele de faianță.

Fitulurile de la luminări de stearină sunt muiate într'un amestec de acid boric și acid sulfuric, pentru ca să se îndoiască în afară în momentul arderii și ast-fel să ardă complet. El e un antiseptic puternic; în cantitate de una la mie împedecă fermentația laptelui. Din cauza acestei proprietăți se întrebuințază în medicină.

Grupul III. (Metale).

Familia I: Li, Na, K, (numite și metale alcaline) și Ag.

Metale alcaline. Considerațiuni generale. Caracterele generale ale corpilor din acésta familie sunt rezumate în următorul tabel:

	Li	Na	K	Ag
Greutatea atomică	7	23	39	108
Densitatea.	0,59	0,97	0,86	10,5
Temperatura topirei	180°	95°,6	62°,5	954°

Metalele alcaline, combinându-se cu oxidrilul, dau naștere la baze care sunt cu atât mai stabile, mai puternice și mai solubile, cu cât greutatea atomică e mai mare; ast-fel hidratul sodiului este mai bazic, mai solubil și mai stabil de cât al litiului; cel al potasiului se află în același raport de superioritate față cu cel al sodiului, etc.

Metalele alcaline descompun apa la temperatura ordinară cu o energie, cu atât mai puternică, cu cât greutatea lor atomică este mai mare. Hidrații formați în acest mod se numesc *alcalii*, de unde și numele lor de *metale alcaline*.

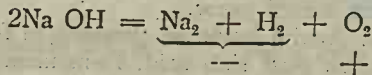
Aceștia sunt foarte stabili și nu pot fi descompuși prin căldură

Sodiul (Natriul).

Na = 23.

Starea naturală. Sodiul nu se găsește liber în natură, este însă foarte răspândit sub forma de săruri precum: clorurul, azotatul, carbonatul, sulfatul, etc., de sodiu.

Preparația. El a fost izolat pentru întâia oară la 1807 de *H. Davy*, electrolizând prin ajutorul unei pile puternice hidratul de sodiu (soda caustică).



Experiența se poate face în modul următor: O bucată de sodă,

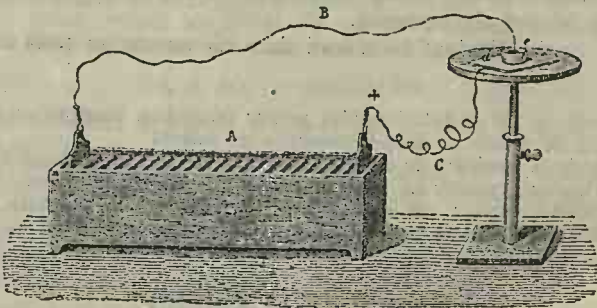
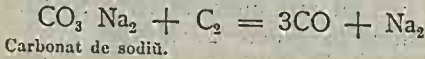


Fig. 72. Prepararea sodiului prin electroliză.

scobită în partea superioară, unde se pune puțin mercur *z*, se aședă pe o placă de platină *a*, care se află în contact cu electrodul polului +

al unei pile puternice, iar în mercuriu se află cufundat electrodul— (fig. 72). Davy și succesorii săi s'au servit de o pilă făcută din 250 elemente. Sodiul devenit liber, se disolvă în mercur, formând un amalgam, și se scöte în urmă prin distilarea mercuriului în o atmosferă de H.

Sodiul se extrage topind împreună carbonatul de sodiü cu cărbune:



Amestecul se pune în cilindrul de fier A (fig. 73). Productele volatile es prin T, sunt răcite în cutia C și pe când oxidul de carbon arde la partea superioară în z, pe la partea inferioară curge sodiul în vasul de tuciü V, plin cu oleü de petrol.

Sodiul se prepară acum în cantități mari prin electroliza clorurului de sodiü, topit, sub influența unui curent puternic.

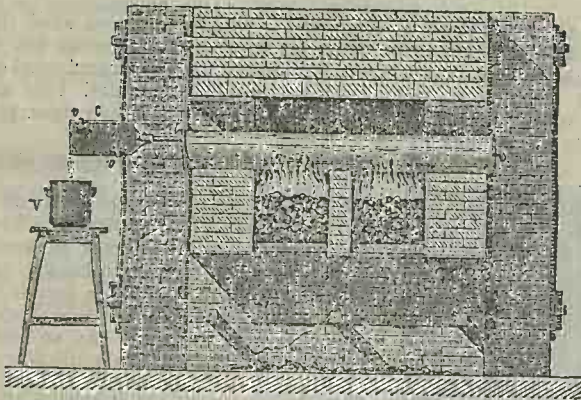
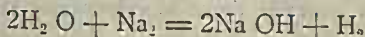


Fig. 73. Prepararea sodiului.

Proprietăți fizice și chimice. Sodiul este solid, cu luciul argintiu, când e tăiat de curând. El se oxidéză cu ușurință la aer, acoperindu-se cu un strat de oxid, de colöre albă cenușie. El păștréză luciul său dacă 'l conservăm în aer perfect uscat sau în vid. La temperatura ordinară e môle și maleabil ca cöra, iar sub 0° e dur și sfărämicios. El se topesce la 95,6 și distilă la roșu. Dacă-l aruncăm în apă el plutesce pe suprafața acesteia, o descompune cu violență, transformându-se în hidrat de sodiü și desvoltănc hidrogen:



Intrebuinșarea. El se întrebuințază ca reductor la prepararea diferiților corpi precum: borul, siliciul, alumiul, magneziul, etc. El e preferabil potasiului, în aceste operațiuni, de ôre-ce e cu mult mai ușor de lucrat cu el, de cât cu potasiul.

Clorurul de sodiü, Na Cl. Există foarte răspândit în natură sub forma de stânci în interiorul pământului: *sare gemă*, sau disolvat în apele de mare și în numeroase isvóre sărate (salamură). Se cunosc lacuri sărate, cari au mai mult de 15% Na Cl.

Apa de mare conține în genere 27 la mie.

Extracțiunea. Clorurul de sodiü se pôte scôte prin ajutorul minelor din stâncile de sare, sau prin metode speciale din apele sărate, fie din puturi, fie din mare.

a) **Minele** (ocne) cele mai însemnate sunt:

Wieliczka și Bohnia (în Austria), Stassforth (Prusia), Dax (Franța), Cardona (Spania).

La noi în țară avem ocne la: Tergul-Ocna (Bacău), Doftana și Slănic (Prahova), Ocnele-Mari (R.-Vâlcea), cari aparțin statului, iar în Vrancea (Putna), mai există o mică ocnă exploatată numai de moșnenii din localitate.

Stânca de sare, adese-ori e descoperită, precum la stânca sărei (Buzcö) și are la noi o grosime de peste 400 m. (Doftana); sarea se scôte sub forma de bucăți mari, (numite *dropt* sau *formalt*). Sarea setae cu ciocanul, afară de Slănic, unde se face acesta și cu mașini mânate cu aer comprimat. Töte mincele au ascensor cu vaporii pentru scötarea sărei și personalului. Doftana și Slănicul sunt iluminate cu electricitate.

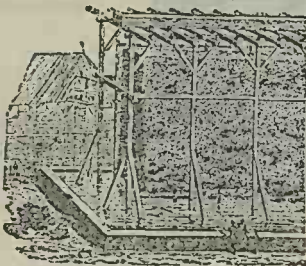


Fig. 74. Extragerea sărei din apele sărate.

m. (fig. 74). Totul e pus perpendicular pe direcția vânturilor constante din localitate.

Apa sărată se concentrează și se adună în basinul inferior, de unde e luată și concentrată în căldări mari în cari se depune clorurul de sodiü.

c) **Extragerea din apa de mare.** Sarea din apele de mare se extrage în țările de la nord (marea albă, etc.), prin înghețarea apei. Depărtând gheața îndată ce se formază, rămâne o apă, care concentrată prin căldură, depune sarea. În țările calde (Franța, Italia, Grecia, Bulgaria) apa se concentrează prin vânt și căldura solară. Apa din mare este introdusă prin mici șanțuri în nisce rezervoarii largi unde depune materiile ținute în suspensiune și în urmă e dusă în

b) Din apele sărate se extrage sarea în modul următor:

Se ia sau apa din isvórele sărate sau apa sărată produsă în modul următor: Când sarea gemă se găsește amestecată cu argilă ast-fel în cât nu se pôte scôte în bucăți, se viră un tub cilindric de fer (sondă), în care se introduce altul cu un diametru mai mic; prin spațiul inelar, ce rămâne între ele, se tórnă în jos apă curată. Apa după ce a disolvat sarea, se scôte prin țeva centrală.

Apa sărată obținută în aceste moduri, e concentrată prin evaporație la vânt și sóre, fiind ridicată într'un sghiab și lăsată să curgă peste o grămadă de crăci de arbori, cari se întind pe o lungime de 300—500 m. având o lățime de 5—6 m. și o înălțime de 15

nise mici rezervoarii, unde depune clorurii de sodiu. Cu el se fac nise mobile rectangulare, cari sunt spălate cu apă curată. Acesta e sarea de mare care conține 95% clorur de sodiu.

Aceste exploatațiuni se întind de la Hyères până la Pont-Vendres în Mediterana; în oceanul atlantic se fac la Croisic aproape de Nantes.

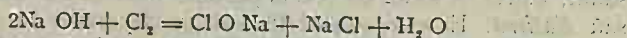
Proprietăți fizice și chimice. Clorurii de sodiu e corp solid incolor, transparent, cu gust sărat. Ea cristaliză în cubi.

Densitatea clorurului de sodiu este 2,15. Cu toate că cristalele lui sunt anhidre, el decrepită (plesnesce) când îl aruncăm pe cărbunii roșii, din cauză că conține o mică cantitate de apă interpusă între moleculele lui.

Clorurii de sodiu se topește la 772° și se volatilizează la roșu alb.

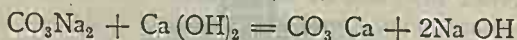
Intrebuințarea. Clorurii de sodiu se întrebuințază la fabricarea acidului clorhidric, a sulfatului și carbonatului de sodiu, la amestecuri răcitore și ca aliment. Ghița pisată, amestecată bine cu sare fin pulverisată, răcoresce până la -25° .

Hipocloritii de sodiu ClO Na , se obține trecând un curent de clor în hidratul de sodiu.



Soluțiunea de clorur și de hipoclorit de sodiu poartă numele de *apa lui Labarraque* și se întrebuințază pentru albitul rufelor.

Hidratul de sodiu, NaOH , e numit și *sodă* sau *sodă caustică*. El se prepară tratând o soluțiune de carbonat de sodiu cu hidratul de calciu.



Carbonatul de calciu se separă prin filtrare. Soluțiunea de Na OH este concentrată, soda e topită, turnată pe o placă de argint, zdrobită și pusă în vase bine închise.

Proprietăți. E un corp alb, se topește la roșu închis și se volatilizează la roșu, fără a se descompune. E foarte solubil în apă, arde pielea și țesăturile și atrage CO_2 din atmosferă, cu care formeză carbonați.

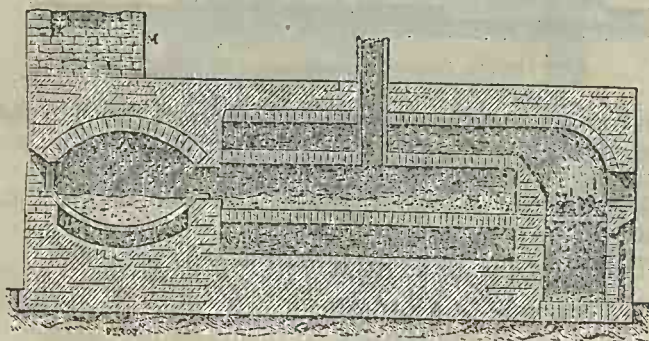


Fig. 75. Prepararea sulfatului de sodiu.

Sulfatul de sodiu, SO_4Na_2 , există în Spania în mine mari, în a-

pele de mare și în numeroase izvoare minerale, precum la Bălțătesc, (Neamțu). El se poate prepara tratând clorurul de sodiu cu acid sulfuric: $2\text{Na Cl} + \text{SO}_4 \text{H}_2 = \text{SO}_4 \text{Na}_2 + 2\text{H Cl}$.

Amestecul acesta se pune în cuptore (fig. 76). Amestecul e pus în A într'un cazan de plumb, acidul clorhidric se duce prin C în vasele de disolvare, pe când fumul ce înconjură cuptorul prin canalele F, G, I, H, K, L, ese prin coșul M. Când încetază disolvarea de acid clorhidric, substanța este împinsă din A în B, unde este calcinată.

Sulfatul de sodiu cristalisează cu 10 mol. $\text{H}_2 \text{O}$ și se numește în comerț *sarea lui Glauber*, $(\text{SO}_4 \text{Na}_2 + 10\text{H}_2 \text{O})$; el e foarte solubil în apă.

Intrebuințarea. El se întrebuințază la fabricarea carbonatului de sodiu, a sticlei și în medicină ca purgativ.

Azotatul de sodiu. AzO_3Na . Există în natură foarte răspândit cu deosebire în Chili și în deșertul Atacama. El e amestecat cu puțin sulfat, clorur și iodur de sodiu, purtând numele de: *Salpetru de Chili* sau *Sălitra*. El este solubil în apă cu deosebire la cald, și se întrebuințază pentru fabricarea acidului azotic, azotatului de potasiu și pentru îngrășarea pământului.

Carbonatul de sodiu, $\text{CO}_3 \text{Na}_2$, numit în comerț *sodă*, se estrage

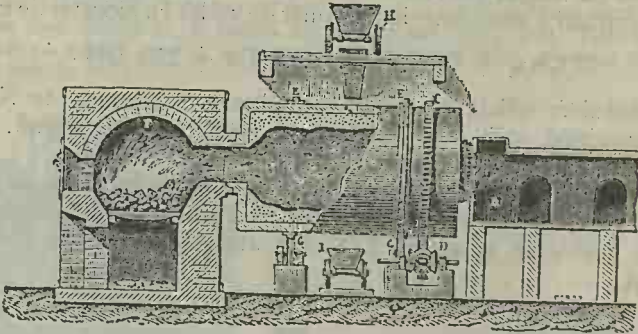
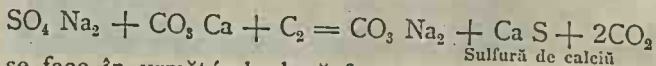


Fig. 76. Prepararea carbonatului de sodiu.

calcinându-se împreună sulfat de sodiu, carbonat de calciu și cărbune.

Acest amestec se introduce într'un cuptor A (fig. 76), făcut din fier și cărămidă refractară, care se întorce împrejurul axului său pe roțile GG și e pus în mișcare prin rота cu dinți DC. Substanțele sunt ast-fel bine amestecate și încăldite prin focul din F.

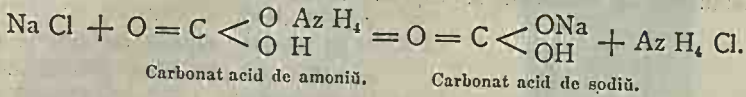
Reacțiunea se petrece în modul următor:



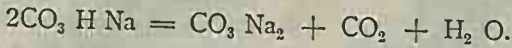
Ea se face în următoarele două faze:

1. $\text{SO}_4 \text{Na}_2 + \text{C}_2 = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2$
2. $\text{Na}_2 \text{S} + \text{CO}_3 \text{Ca} = \text{Ca S} + \text{CO}_3 \text{Na}_2$

Procedul lui Solvay. El se mai prepară întrebunțând direct clorurul de sodiu :



Carbonatul acid de sodiū se calcinează și se obține carbonat neutru:



Proprietăți fizice și chimice. Carbonatul de sodiū cristalisat $\text{CO}_3 \text{ Na}_2 + 10\text{H}_2 \text{ O}$, e solubil în apă și este *eflorescent* (perde apa de cristalizare, contrar celor *deliquescente*, și se transformă în pulbere).

Potasiul (Kaliul).

$$\text{K} = 39.$$

Starea naturală. El există în natură în diferite săruri (clorur, azotat, silicat, carbonat, etc.)

Preparația. El a fost obținut de H. Davy, la 1807, prin același mijloc ca și sodiul, și se prepară descompunând carbonatul de potasiū prin cărbune la cald: $2\text{CO}_3 \text{ K}_2 + 2\text{C} = 2\text{K}_2 + 6\text{CO}$.

Amestecul se pune în retorta de fer A (fig. 77), care se înfer-

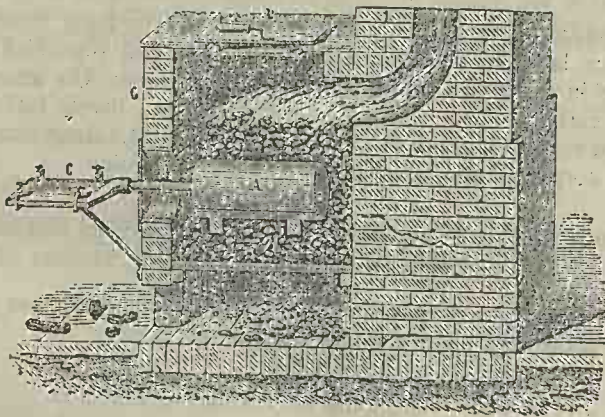


Fig. 77. Prepararea potasiului.

bintă într'un cuptor. Oxidul de carbon iese prin C, iar potasiul se condensă în C.

Proprietăți fizice și chimice. Potasiul e un corp solid alb, cu lăciū metallic, mōle și maleabil ca cēra; sub 0° e dur și sfărāmăcios. El cristalisēzā în octaedrii, se topește la 62° și distilā la 720°, dānd vaporī verđi.

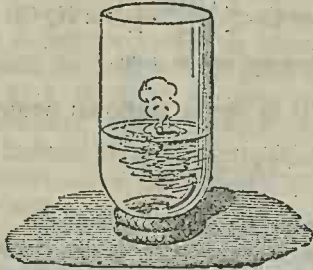


Fig. 78. Descompunerea apei prin potasiū.

El atrage vaporīi de apă și se oxidēzā cu inlesnire, perđendu-și luciul metallic. Din acēstā causā se păstrēzā în oleū de petrol. El descompune apa la rece, punēnd hidrogenul în libertate. Hidrogenul se aprinde și arde cu flacārā violetā (fig. 78).

Bromurul de potasiū KBr se preparā saturānd cu brom o soluțiune de hidrat de potasiū: $6KOH + 3Br_2 = 5KBr + BrO_3K + 3H_2O$.

Amestecul de bromur și bromat se calcinēzā. Bromatul perde oxigenul și se transformā în bromur. El cristalisēzā în cuburi anhidre, fōrte solubile în apă, cu gust sārāt, și se întrebuițēzā în medicirā.

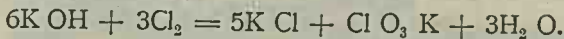
Iodurul de potasiū. KI , se preparā ca și bromurul de potasiū.

Intrebuițarea. Acēstā sare e fōrte întrebuițatā în medicinā și fotografic.

Hipocloritul de potasiū. $ClOK$.

Soluțiunea sa se numește *apa lui Javelle* și se întrebuițēzā pentru decolorarea țesăturilor și ca desinfectant.

Cloratul de potasiū. ClO_3K , se preparā trecēnd clor într'o soluțiune de hidrat de potasiū.



Proprietăți. Cloratul de potasiū cristalisēzā în lame romboidale, se topește la 359°, iar la o temperaturā ceva mai superiōrā se descompune în KCl și O . El e un oxidant puternic. Un amestec de sulf saū carbon cu ClO_3K (mai puțin de 1 gr.), învelit într'o hārtie și lovit cu ciocanul, produce o esplosie puternică. Amestecānd toți acești 3 corpi, se produc esplosiuni fōrte puternice.

Intrebuițarea. Cloratul de potasiū se întrebuițēzā pentru prepararea oxigenului, a capselor, fabricarea chibriturilor și în medicinā.

Hidratul de potasiū, KOH , numit și *potasa caustică*, se preparā tratānd carbonatul de potasiū cu hidrat de calciū:



Carbonatul de calciū se separā prin filtrare, iar soluțiunea concen-

tratată se usucă într'un vas de tuciū și se încălzește până când potasa se topește. Acesta se toarnă pe o suprafață rece de aramă, e zdrobită în bucăți și păstrată în vase bine închise. Adese-orî potasa ast-fel topită se toarnă în tiparuri cilindrice (fig. 79).

Proprietăți fizice și chimice. Hidratul de potasiū e corp solid, alb, translucid, fuzibil la roșu închis și volatil la roșu, fără a se descompune. El e foarte delicuescent și e un caustic energic.

Azotatul de potasiū, $AzO_3 K$, numit și *salpetru* sau *silitră*, se găsește destul de răspândit la suprafața pământului în unele câmpii din țările calde ca: China, Indiū, Ceylan, Egipt, etc., cari adesea-orî sunt acoperite cu un strat pulverulent și alb de silitră, precum și pe pereții grajdurilor, latrinelor, etc.

El se pōte prepara fierbându-se azotatul de sodiū cu clorurul de potasiū: $AzO_3 Na + KCl = AzO_3 K + NaCl$.

Amestecul acestor săruri se tratēază cu puțină apă, care disolvă numai azotatul de potasiū.

Proprietăți. Azotatul de potasiū este cristalizat în prisme rombice drepte, e anhidru inalterabil la aer, cu gust rēcoritor și puțin amar. Solubilitatea lui în apă variază cu temperatura.

Azotatul de potasiū se topește la 340° .

Intrebuințare. El se întrebuințēază la fabricarea pulberii de pușcă, la focurile de artificii și în medicină.

Pulbera de pușcă este un amestec de azotat de potasiū, sulf și carbon. Ea a fost cunoscută cu mult mai înainte de secolul XIV, când se atribue călugărului *Schwartz*, descoperirea ei. Iată compoziția principalelor pulberi de pușcă:

	Pulbera de tun franceză	Pulbera de mine franceză	Pulbera de vinat (Anglia)	Pulbera de resbel (Prusia)
Azotat de potasiū	75,0	62	76	76
Sulf	12,5	18	10	10
Cărbune	12,5	20	14	14

Carbonatul de potasiū $CO_3 K_2$ se extrage din cenușa plantelor terestre, în care se găsește în diferite proporțiuni.

Ast-fel lemnul de	conține	cenușă	cu	carb. de potasiū.
" " " stejar "	3,40%	"	0,47%	" " "
" " " salcie "	13,50%	"	1,50%	" " "
" " " viță "	28,00%	"	2,85%	" " "
" " " "	34,00%	"	5,50%	" " "

Proprietăți. El e un corp alb, delicuescent, puțin solubil în apă; se topește la roșu fără a se descompune și se întrebuințēază la fabricarea sticlei și a săpunurilor moi.

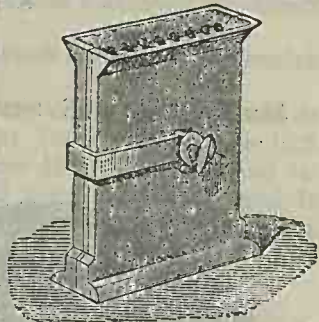


Fig. 79. Tipar pentru obținerea potasei în cilindre.

A r g i n t u l .

Ag = 108.

Starea naturală. E foarte răspândit în natură, atât în stare nativă cât și combinat cu Cl și S.

În stare nativă se găsește sau cristalizat, sau în bucăți masive.

Extracțiunea. Procedeu de la Freiberg (Saxonia.) Se ia pirită (1), care conține 2,5 la mie argint și care nu pot fi întrebuințate pentru prepararea cuprului sau a plumbului. Se pulverizează bine, se amestecă cu sare ($\frac{1}{10}$ din greutatea lor) și se calcinează într'un cuptor.

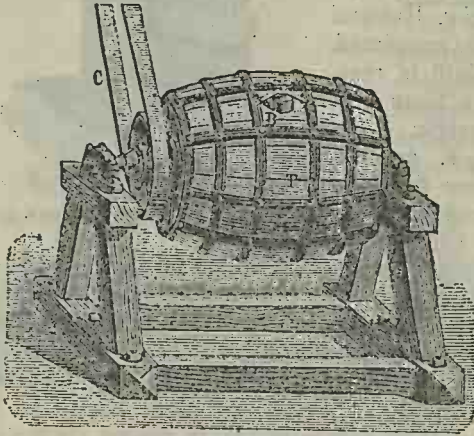


Fig. 80. Butoiul de amalgamare (metodă saxonă).

și față cu sodiul din Na Cl , e transformat în sulfat de sodiu, iar clorul formeză clorurul de argint.

Acest amestec se introduce împreună cu apă și fer în nisce butoie T, (fig. 80) în care sunt bine mestecate prin vârtejul C.

Clorul de argint e redus prin fer (se face clorurul feros Fe Cl_2), iar argintul se disolvă în mercuriul care se introduce mai la urmă în același butoiu.

Sulful din pirită, în prezența oxigenului din aer

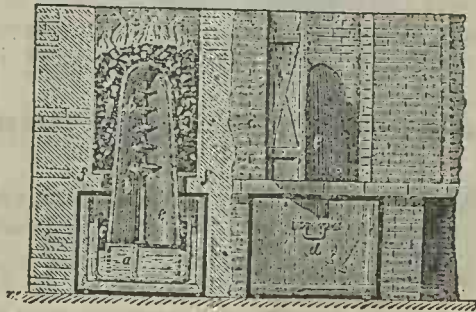


Fig. 81. Distilarea amalgamului de argint.

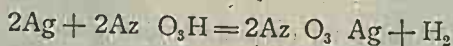
(1) Se numesc pirită sulfurile metalice, în special: sulfura de cupru și fer.

Amalgamul lichid de argint se pune pe polițele de fer *b*, *b* (fig. 81) cari sunt acoperite cu un con de fer *c*. Acesta e acoperit cu cărbun și infierbintat.

Vaporii de mercuriu cad în apa din vasul *a* unde se condensază, iar argintul rămâne pe polițele *b*.

Proprietăți fizice. Argintul e cel mai alb dintre metale, destul de môle pentru a fi lucrat și poate fi lustruit. Densitatea lui este 10,5. El se topește la 954° și se volatizează între 1500° și 2000°, dând vapori verzi; este mai môle de cât cuprul și mai dur de cât aurul. În ce privește maleabilitatea și ductilitatea, el ocupă locul al doilea, după aur. Cu 0^{gr}.05 argint se poate face un fir de 130 m. și s'au făcut foi, cari au o grosime de $\frac{1}{500}$ mm.

Proprietăți chimice. Argintul nu se alterează în contact cu aerul, fie acesta uscat sau umed, cald sau rece. Clorul, bromul și iodul precum și ozonul sau, se combină cu argintul la temperatura ordinară tot ast-fel și acidul azotic.



Azotat de argint.

Intrebuințarea. Argintul se întrebuințază numai ca aliagiū amestecat cu puțin cupru, pentru ca duritatea lui să fie mai mare.

Medaliile și vasele	de argint conțin	950 părți argint și	50 cupru
Monetele de 5 lei	» » »	900 » » »	100 » »
» » 2, 1 și 0,50 »	» » »	835 » » »	165 » »
Giuvaerurile de argint	» » »	800 » » »	200 » »

Conținutul în argint al obiectelor casnice ce se vind la noi—lingurițe, tave, solnițe, etc.—făcute din argint și cupru, se plătesce în raport cu *proba* lor. Proba 12 corespunde cu 75% Ag și 25% Cu. Aceste măsuri sunt luate de la Germani.

La ei unitatea luată ca tip e un *marc* (235 gr. 84) care cuprinde 16 loți (un lot = 14 gr. 615) — Argintul fin are marcul făcut din 16 loți argint și se numește argint de proba 16.—Când aliagiul e făcut din 12 părți (loți) argint și 4 părți cupru, argintăria e de proba 12.

Azotul de argint. AzO₃ Ag se obține disolvând argintul în acid azotic.

Proprietăți. Azotatul de argint se disolvă foarte bine în apă și în alcool.

La 218° se topește și poate fi turnat în tiparuri (fig. 79) pentru a fi transformat în cilindri.

Intrebuințări. El se întrebuințază în fotografie, la facerea oglinzilor și în medicină, ca caustic. Bonașele (cilindrele) de azotat de argint poartă numele de «piatra iadului».

Familia II cuprinde corpii : Ca, Sr, Ba, Mg, Zn, Cd, Hg, Cu, Pb.

Tôte aceste elemente au valența pereche, și sunt în genere bivalente. Hidrații lor sunt baze, pe când hidrații corpurilor din familia II-a (grupul I) sunt acizi, ast-fel:

S (OH)₂ = hidrat de sulf, *acid* hidrosulfuros.

Ca (OH)₂ = hidrat de calciu, *bază*.

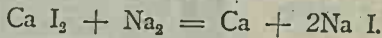
Metale alcalino-terose: Ca, Sr, Ba. Acești corpuri se numesc *alcalino-terose* din cauză că oxizii lor se asemănă și cu oxizii metalelor alcaline (familia I) și cu ai celor terose (Aluminiu, familia IV-a).

C a l c i u l.

Ca = 39,9.

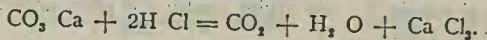
Starea naturală. Calciul e foarte răspândit în natură cu deosebire ca carbonat, sulfat și fosfat de calciu.

Preparația. El se obține descompunând la roșu, într'un creuzet de fer, iodurul de calciu anhidru prin sodiu:



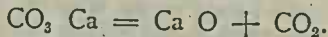
Proprietăți. Calciul e un corp de culoare galbenă, cu luciul metalic, cu densitatea 1,6. Umezeala îl hidratăză. Încălzit în contact cu aerul, se aprinde și descompune apa la temperatura ordinară.

Clorul de calciu, CaCl₂, se obține tratând carbonatul de calciu cu acid clorhidric;



El cristalizează în romboedri, este delicuescent și făcând un amestec de 3 părți Ca Cl₂ cristalizat și două părți apă, temperatura scade la -48°.

Oxidul de calciu, Ca O, (varul nestins) se obține calcinând marmoră într'un creuzet de pământ la roșu deschis:



În industrie se obține în stare nu tocmai pură și se numește «*var nestins*». Pentru acest scop se calcinează pietrele de var în *cuptore intermitente* sau *continue*.

Cuptorele intermitente sunt făcute din zidărie ordinară (fig. 82). Ele se umplu cu bolovanii mai mari la partea inferioară, peste cari se pun alții mai mici până la gura superioară.

Cuptorele sunt încălzite cu lemne și mai rar cu *lignifi*. Cam după o săptămână calcinarea e complectă, cuptorul e lăsat să se răcească și e descărcat pentru a fi umplut din nou. Aceste cuptore sunt destul de răspândite la noi pe valea Prahovei în susul Câmpinei, la Tergoviște, Câmpulung și Hărlău.

Cuptorele continue (fig. 83) au forma conică, sunt mai înalte (10 m.) și se încălzesc printr'un focar lateral *b*. Se încarcă ca și cele d'întăiu cu pietre de var și după câte-va zile, când calcinarea e complectă, se scot pietrele arse prin trei deschideri inferioare *c*, pe când pe gura de sus se adaogă din nou pietre de var. Ele lucrăză necontentit.

Proprietăți. Oxidul de calciu e corp alb, amorf, infuzibil la 3000°.

El atrage umedăla și CO_2 din aer, se crapă și se transformă în o pulbere albă, care e un amestec de hidrat și carbonat de calciu.



Fig. 82. Cuptor intermitent.

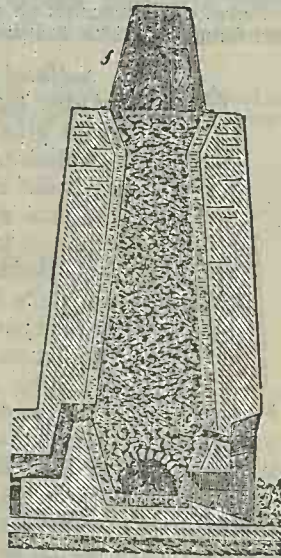


Fig. 83. Cuptor continuu.

Pus în contact cu apa o absorbă cu putere, se crapă, se umflă și se pulverisează desvoltând atâta căldură în cât temperatura lui se ridică în 300° . Dacă în oxidul de calciu s'a scobit mai dinainte o mică gaură, în care se pune pulbere de pușcă, acesta se aprinde de la sine, din cauza temperaturii ridicate.

Acastă hidratare a oxidului de calciu se numește stingerea varului. Când apa conține în suspensiune o cantitate mai mare de hidrat de calciu, ea e colorată în alb și se numește lapte de var.

Varul. Sunt mai multe varietăți de var.

a) *Varul gras* se obține prin calcinarea unei petre de var curate.

Când îl hidratăm el e unsuros la pipăit și formeză în varniță o pastă albă și legată. Acastă varietate se obține la Târgoviște și la Câmpulung.

b) *Varul slab* se obține calcinând pietre de var, cari conțin argilă, oxid de fer sau de magnesiū. La stingere nu desvoltă atâta căldură ca primul; pasta obținută e mai puțin albă și nu atât de legată ca a celui d'întăiu. La noi se prepară pe valea Prahovei.

c) *Varul hidraulic* se face prin calcinarea unei pietre calcare ce conține 10—30% argilă (mărne calcaroase). Tratat cu apă se împetresce imediat și se întrebuințează pentru facerea temelțiilor la case și la construcții sub apă. Se fabrică pe valea Prahovei și la Brăila.

d) *Cimentul* se obține calcinând pietre calcare ce conțin 30—60% argilă. El se întărește în apă ca și ipsosul și pôte fi întrebuințat la bolte, pavagii, etc.

Tencueli se numesc amestecuri de var ordinar sau hidraulic și nisip, destinate a uni pietrele sau cărămidile cu cari se fac construcțiile. Se crede că duritatea mare a tencuelilor se capătă prin transformarea hidratului de calciu în carbonat

prin acțiunea bioxidului de carbon din atmosferă, iar argila în varurile negre (hidraulic și ciment) s'ar combina cu hidratul de calciu pentru a da un silico-aluminat de calciu insolubil și foarte dur.

Beton. Când tencuiala cu var hidraulic e pusă pe pietriș cu pietre mari, cu cari formeză un bloc compact și solid, se numește beton.

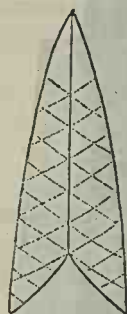


Fig. 84. Cristal de gips.

Sulfatul de calciu, $\text{SO}_4 \text{Ca}$, există în natură atât anhidru numit *anhidrită* cât și hidratul cu 2 mol. H_2O , numit gips.

Anhidrita se găsește foarte adese-orî la noi, la baza masivului de sare. În aerul umed se hidratează.

Gipsul este foarte răspândit în natură în terenurile terțiare și în apropierea sărei geme (Câmpina, lângă sălinele Doftana). El cristalizează în prisme rombice oblice grupate în formă de fer de lance. Câte odată are structura saharoidă din cauza grupării de mici cristale. Când masa e albă și perfect translucidă se numește *alabastru*.

Proprietăți. Sulfatul de calciu e puțin solubil în apă. Încălzit la 135° gipsul pierde apa de cristalizare și se transformă într'o pulbere amorfă de coloré albă numită *ipsos*. Acesta poate să reia apa de cristalizare desvoltând căldură și transformându se într'o masă compactă. Încălzit la roșu el nu se mai hidratează, iar la roșu alb se topește și prin răcire se presintă sub forma unei mase cristaline.

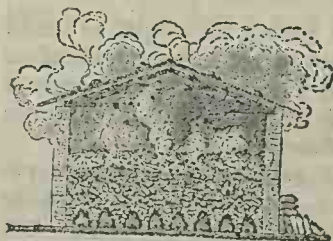


Fig. 85. Fabricarea ipsosului.



Fig. 86. Grotă cu stalactite și stalagmite

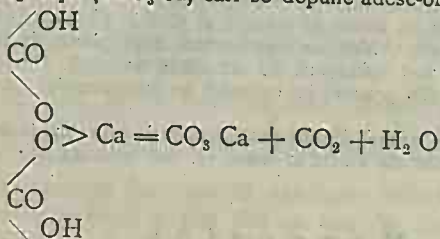
Ipsosul se prepară calcinând 10—12 ore gipsul la o temperatură ce nu trebuie să treacă peste 160° (fig. 85). El se macină în urmă și muiat cu apă servește la facerea tencuelor sau a diferitelor ornamente, când se poate turna în forme.

Stuc. Ipsosul muiat cu apă, în care s'a disolvat puțin clei, formeză o tencuială compactă și dură, care se poate lustrui. Dacă la acesta se adaugă oxizi metalici, cari pot să a coloroze în diferite moduri, ea servește la facerea colornelor, imitând marmura.

Carbonatul de calciu, $\text{CO}_3 \text{Ca}$, este foarte răspândit în natură. Există în stare amorfă: *calcar* și *cretă*; sau cu aspectul cristalin ca: *marmora saharoidă*; sau cristalisat în romboedrii ca: *spatul de Islanda*; sau în prisme rombice drepte ca: *aragonita*. El se mai găsește combinat cu carbonatul de magneziu în *dolomie*.

Carbonatul neutru de calciu se disolvă foarte puțin în apă, e mult mai solubil când apa conține CO_2 . Acesta explică pentru ce apele de isvóre sunt mai avute în carbonat de calciu și de ce în grote se forméză *stalactite* și *stalagmite*.

În acest caz se forméză carbonat acid, de calciu, care în contact cu aerul se împarte în CO_2 , H_2O și CO_3Ca , cari se depune adese-ori sub forma cristalină:



Carbonatul fiind calcinat se descompune în CO_2 și CaO .

Intrebuințarea. Se întrebuințéză în construcțiuni, la facerea pietrelor litografice, la facerea ornamentelor, când are structură cristalină (marmora) și la prepararea varului și a bioxidului de carbon (apa gazosă).

Silicatul de calciu. Si O_3Ca , se găsește în natură în mase albe cristaline și se numește *Wollastonită*. El e o parte constitutivă a unui mare număr de silicați naturali și ai *sticlei*, care e un silicat artificial.

Sticla. Silicații de potasiu și sodiu se topesc foarte ușor la cald și se disolvă în apă. Silicatul de calciu, aluminiiu, fer și plumb, se topesc foarte greu și au tendință de a cristaliza prin răcire și sunt insolubili în apă. Dacă amestecăm însă un silicat alcalin cu unul teros său de plumb, obținem o masă insolubilă în apă, transparentă, care se topesc la o temperatură mijlocie și e foarte puțin alterabilă prin apă și acizi, acesta este sticla.

Ea e cunoscută din timpurile cele mai vechi.

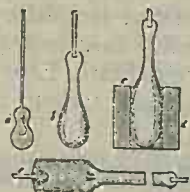


Fig. 87. Diferitele faze de fabricație ale unei butelii.



Fig. 88. Interiorul unei fabrici de sticlă.

Pentru a obține sticla se topesc într'un cuptor special nisip fin său curat pulverisat împreună cu cretă său var și carbonat de sodiu său de potasiu, iar pentru sticla greu fuzibilă cu minium. Lucrătorii prin ajutorul unor țevi de fier găurite în lungul lor, ieaă din sticla topită o cantitate 6re-care, în care suflă aer și 'i dau ast-fel diferite forme după tiparul în care o pun.

Geamurile sunt făcute apr6pe în același mod: lucrătorul suflă nisce cilindri lungi de sticlă, cari sunt retezați la capete și tăiați în lung pe o parte. Pus pe o placă caldă de fer, cilindrul se desface într'o placă de sticlă (geamuri)

Se deosebesc următoarele varietăți de sticlă:

Sticla de sodiū, e un silicat dublu de calciū și sodiū; e ușor, fuzibilă, puțin cam verduc când o privim în spărtură și se întrebuintează pentru gémuri și oglinđi.

Sticla de potasiū, e un silicat de calciū și potasiū; e perfect incoloră și transparentă, ușoră, greu fuzibilă și puțin alterabilă. Acesta se mai numește și *sticlă de Boemia* și se întrebuintează pentru pahare, sticle și vase de laborator. *Crown-glas* este o sticlă de Boemia curată, mai avută în potasiū și calciū și se întrebuintează pentru fabricarea instrumentelor optice.

Sticla de plumb, este un silicat de potasiū și plumb. *Cristalul* este sticla cea mai puțin avută în plumb. *Flintglas* conține mai mult plumb de cât cristalul, e foarte limpede și mult mai refringent de cât sticla ordinară. Din el se fac instrumentele optice (lentile, prisme) iar cristalul se întrebuintează pentru diferite obiecte de artă.

Smalțul e o sticlă de plumb făcută netransparentă prin amestecarea bioxidului de staniū sau fosfatului de calciū în masa ei, sau colorată prin dierțiți oxizi metalici.

M a g n e z i u l.

Mg = 23,9.

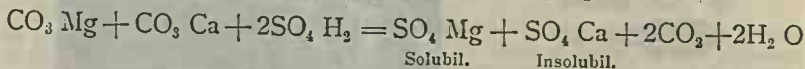
Starea naturală. Există sub formă de clorur în apele minerale și în minele de la Stassfurth. Mai există: ca carbonat (*Giobertita*) sau ca carbonat de magneziū și calciū (*dolomia*), ca sulfat în 6re-cari ape minerale precum la Epsom (Anglia) și la noi la Cozla (Piatra).

Preparația. Se prepară topind împreună clorurul de magneziū anhidru cu sodiū: $2\text{Mg Cl}_2 + 2\text{Na}_2 = \text{Mg}_2 + 4\text{Na Cl}$.

Metalul se purifică distilându-se într'un curent de hidrogen.

Proprietăți. Magneziul e alb, ca argintul, maleabil și ductil, cu densitatea 1.75. El se topește la 800° și distilă la 1000° . La cald arde în contact cu aerul sau oxigenul, producând o lumină intensă. Un fir cu o grosime de 0^{mm} , 297 desvoltă o lumină egală cu lumina a 74 luminări de stearină. Din această cauză este întrebuintat pentru semne în timpul nopței și pentru fotografia grotelor, templelor, etc.

Sulfatul de magneziū, $\text{SO}_4 \text{Mg} + 7\text{H}_2 \text{O}$, numit și *sare amară*, este eflorescent, iar la 210° pierde totă apa de cristalizare. El e foarte solubil în apă, căreia 'i dă gust amar și se prepară tratând carbonatul de calciū și magneziū (*Dolomiu*) cu $\text{SO}_4 \text{H}_2$:



Fiind cu mult mai solubil, sulfatul de magneziū se separă prin filtrare, soluția se concentrează și se depune în cristale.

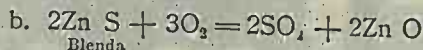
El e întrebuintat ca purgativ în medicină.

Z i n c u l.

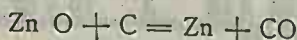
Zn = 46,9

Starca naturală. Există în natură sub forma de: oxid (zincita), sulfur (blenda), carbonat (calamina).

Preparația. Din cauză că zincita este foarte rară, se întrebuintează pentru prepararea zincului calamina și blenda. Ambele acestea sunt mai întâi calcinate la aer. Calamina se descompune în oxid de zinc și CO_2 , iar blenda se transformă în oxid de zinc și SO_2 .



Oxidul de zinc, ce se formază, este calcinat cu cărbune.



Modul în care se face această calcinare diferă după localități.

În Silezia amestecul e pus într'un vas de fontă M (fig. 89), iar zincul distilă prin A și se condensază în vasul O.

Proprietăți. Zincul e un metal alb-albăstrui, cu structură cristalină. Când e pur e puțin ductil și maleabil și se poate transforma în foi subțiri cu deosebire la 150° . Densitatea lui e 6,87. El se topesc la 415° și ferbe la 1040° .

Zincul nu se oxidază în aer uscat la temperatura ordinară, în aer umed se acoperă cu un strat subțire de carbonat bazic care îl oprește a se oxida mai departe. Încălzit la roșu în contact cu aerul, se oxidază, arde și dă oxidul de zinc alb și ușor care se ridică în aer.

Acizii îl atacă producând săruri și hidrogen liber:



Întrebuintarea. El servește pentru acoperișuri sub forma de table, cu o grosime de 0mm., 87 de asemenea pentru facerea multor vase, ornamente, statui, etc. El intră în compoziția alamei și se întrebuintează pentru facerea «ferului galvanizat».

Oxidul de zinc numit și alb de zinc, Zn O , se prepară calcinând carbonatul de zinc, sau ardând zincul în contact cu aerul atmosferic.

Pentru acesta zincul se înfierbintă în vasele de pământ C (fig. 90) iar vaporii săi se oxidază ardând într'un curent de aer G. Oxidul format se condensază într'o serie de cutii M.

Oxidul de zinc se îngălbinesce prin căldură și-și reia culoarea albă prin răcire.

Întrebuintare. Oxidul de zinc se întrebuintează cu succes în pictură în locul albului de plumb (CO_3Pb). El e mai bun de cât acesta, căci nu se îngreșește nici

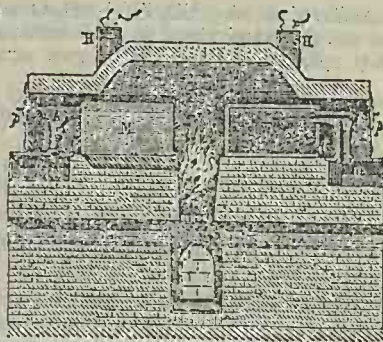


Fig. 89. Prepararea zincului în Silezia.

odată. Fiind fiert cu oleu la 200° el servește la vâpsirea lemnelor, pietrelor, pereților, etc.

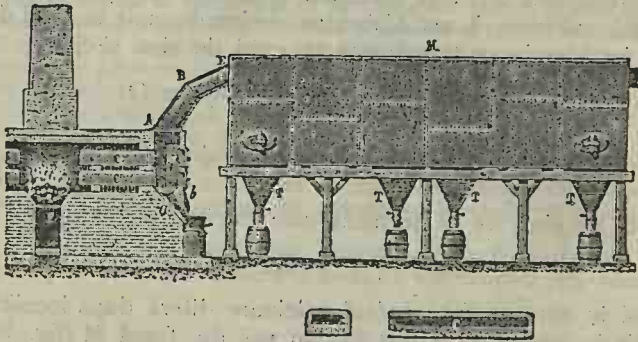


Fig. 90. Prepararea oxidului de zinc.

Sulfatul de zinc, $\text{SO}_4 \text{Zn} + 7\text{H}_2\text{O}$, se prepară calcinând sulfura de zinc (blenda) sau dizolvând zincul în acid sulfuric. Este eflorescent și se dizolvă în 2 $\frac{1}{2}$ părți apă, dându-i acesteia un gust acru. Se întrebuințează în medicină.

Mercuriul = Hidrargirul

Hg = 199,8.

Starea naturală. Există în stare nativă și din această cauză a fost cunoscut încă din antichitate. Cu deosebire se găsește ca sulfură (*cinabru*). Este cunoscut la noi sub numele de «argint viu».

Preparația. Mercurul se prepară la *Almaden* (Spania) și la *Idria* (Stiria) calcinând cinabru în contact cu aerul:

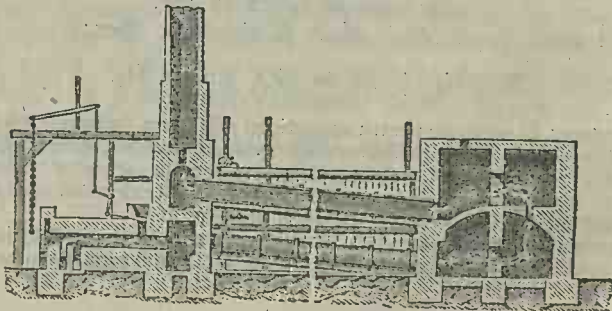


Fig. 91. Prepararea mercuriului la Idria (Iliria).

Instalațiile mai nouă, ca la *Idria în Iliria*, calcinează cinabru într'un cuptor mic, de unde SO_2 și vaporii de mercuriu trec pentru a se răci printr'un tub de fier puțin înclinat, în 4 camere și de acolo prin

alt tub prin coș. Cele două tuburi de fier sunt răcite prin apă rece, din cauza acésta mercuriul se adună în camere.

Proprietăți. El e singurul metal lichid la temperatura ordinară, are luciú metallic densitatea 13,59 la 0°. La -40° cristalizéază în octaedri, grupați în dentrite, iar la 360° fierbe dând vaporí otrăvitori.

Mercuriul se oxidéază cu încetul la aerul umed, dând o cöje subțire de suboxid ($Hg_2 O$) iar la temperatura fierberei se oxidéază cu multă ușurință, dând oxidul roșu. În aceleași condiții se obține o sulfură négră prin acțiunea sulfului, care prin sublimare dá cinabru artificial. Clorul atacă mercuriul la rece, dând $Hg Cl$ sau $Hg Cl_2$. Acidul sulfuric și clorhidric nu-l atacă la rece.

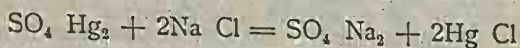
Fierbându-l cu acid sulfuric se disolvă dând sulfat de mercur și bioxid de sulf.

Mercuriul disolvă multe metale, formând cu ele nisce aliage numite *amalgame*. Cu potasiul și sodiul combinația se face cu desvoltare de căldură și lumină.

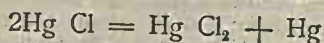
Intrebuințarea. Este metalul cel mai întrebuințat în fizică. El se întrebuințéază în metalurgie la extracțiunea argintului și aurului. El se întrebuințéază în industrie și medicină și e un corp otrăvitor.

După cum el e monovalent sau bivalent, forméază două feluri de săruri; acelea în care e monovalent se numesc *săruri mercuróse*, iar cele în care e bivalent sunt săruri *mercurice*.

Clorul mercurós = Calomel, Hg Cl, se obține încăldind într'un vas de sticlă sulfatul mercurós cu clorur de sodiú.



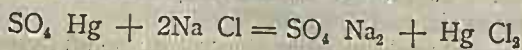
Calomelul se subliméază la partea superiöră a balonului. Acesta e un corp incolor și transparent, cristalizând în prisme pătrate drepte. E insolubil în apă, alcool și acizi diluați. Clorurile alcaline la o temperatură înaltă 'l transformă în modul următor:



Acelaș lucru se întâmplă când 'l introducem în stomac, sub influența sărei de bucătărie. Din cauza acésta când se iea calomel trebuie să se evite clorul de sodiú, de óre-ce clorul mercuric ($Hg Cl_2$) ce se forméază e fôrte otrăvitor.

Calomelul se întrebuințéază în medicină.

Clorul mercuric = Sublimatul corosiv, Hg Cl₂, se obține încăldind sulfatul mercuric cu clorul de sodiú;



Este corp solid, incolor, se topește la 265° și se sublimă la 295° ; apa, alcoolul și eterul 'l disolvă.

El e fôrte otrăvitor: câte-va centigramme omórá un om.

Intrebuințarea. Se întrebuințéază pentru conservarea colecțiunilor de științe naturale sau de anatomie, din cauza proprietăților sale antiseptice fôrte pronunțate.

Se mai întrebunțază și în medicină. In cazurî de otrăvire se dă ca contra otravă albușul de ou cu care $Hg Cl_2$ formeză un compus insolubil sau sulfura de fer prospătă, care precipită mercuriul și prin clorurul feros, care se formeză irită stomacul și produce vërsături: $Hg Cl_2 + Fe S = Hg S + Fe Cl_2$.

Cuprul (Arama.)

Cu = 63,2

El e cunoscut încă din anticitate cu deosebire aliat cu staniul (bronz).

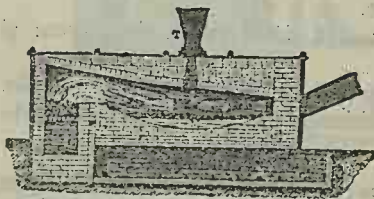


Fig. 90. Cuptor pentru arderea piritelor cuprose.

Starea naturală. Se găsește în natură în stare nativă cristalisat în octaedrii săi cuburî în: Bolivia, Lacul Superior, Suedia, etc.

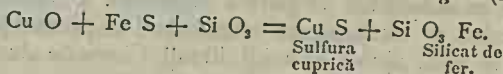
Există de asemenea ca suboxid (*cuprita*) și ca carbonat (*malachita, azurita*). Combinațiile cele mai răspândite ale cuprului sunt: sulfura cuprosă (*Calcosina*) $Cu_2 S$ și sulfura dublă de cupru și fer (*calcopirita*) $Cu S, Fe S$.

Preparația. Din oxid și carbonat se scote cuprul calcinându-l pe aceștia cu cărbune întocmai ca la zinc.

Din pirite se scote cuprul în modul următor:

Se zdrobesc piritele și se calcineză într'un curent de aer. Arsenicul, stibiul, fosforul și o parte din sulf se oxidéză și se depărtéză.

În acest timp o parte din sulfura de cupru se transformă în oxid. Calcinat fiind în urmă cu nisip, ferul se depărtéză sub formă de șgură (silicat de fer);



După depărtarea șgurei rămâne o masă mai avută în cupru, numită *masa cuprosă*. Acesta fiind calcinată din nou în contact cu aerul (întocmai ca la plumb metoda prin reacțiune) se oxidéză parțial și în urmă calcinată fiind fără aer, sulful din sulfura rămasă, se oxidéză luând oxigenul oxidului, iar metalul rămâne liber: $2Cu O + Cu S = 3Cu + SO_2$.

Proprietăți. Cuprul e un metal roșu-gălbui. Densitatea lui este 8,8. El se topește la 1054° . Dacă îl frecăm dă un miros particular.

Este foarte maleabil, ductil și cel mai tenace după fer.

Cuprul conduce bine căldura și electricitatea.

Aerul umed l acopere cu un strat verdui de carbonat bazic, care l opresce a se oxida mai departe.

Acidii slabi, grăsimile și chiar clorurul de sodiū ușuréză oxidarea cuprului prin oxigenul din aer sau din licide. Toți metaloidii afară de azot și carbon se unesc direct cu cuprul.

Acidul clorhidric dă clorurul cupros $Cu_2 Cl_2$.

Hidrogenul sulfurat l înegresce transformându-l în sulfură.

Întrebunțarea. Din cupru se fac: vase de bucătărie, căldări, îmbrăcăminte co-

răbiilor, sirme de telegraf, etc. Aliat cu Sn dă *bronzul*, cu care se fac monede, statui, tunuri instrumente muzicale, etc.

Aliat cu Zn dă aliajul numit *alamă*, din care se fac instrumente de fizică, diferite obiecte de artă, instrumente muzicale, etc.

Iată principalele aliaje ale cuprului:

	Cu	Au	Ag	Sn	Zn
Monete de aur	100	900			
Medalii și vase	84	916			
Giuvueruri cal. I	80	920			
» » II	160	840			
» » III	250	750			
Monete de 5 lei	100	—	900		
» de 2, 1 și 0,50	165	—	835		
Medalii și vase	50	—	950		
Giuvaeruri	200	—	800		
Medalii și monete	95	—	—	4	1
Tunuri	90,1	—	—	9,9	
Alamă	67	—	—	—	33

Sulfatul cupric, $\text{SO}_4 \text{ Cu} + 5\text{H}_2 \text{O}$ (piatră vinătă), se prepară calcinând piritele cuproase sau sulfura de cupru, în contact cu aerul. Se mai poate prepara încălzind într'un vas de plumb acid sulfuric concentrat cu resturi de cupru. Sulfatul de cupru obținut prin oricare din aceste procedee este dizolvat în apă și cristalizat.

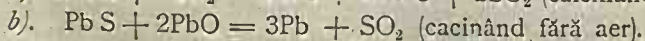
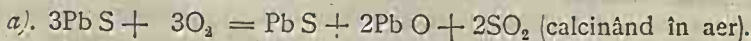
El e de o coloră albastră.

Plumbul.

Starea naturală. Plumbul există rar în starea nativă și foarte rar în starea de oxid. În cantitate mai mare se găsește sulfura de plumb (*galena*) Pb S și carbonatul (*cerusita*) $\text{CO}_3 \text{ Pb}$.

Preparația. Din carbonat se extrage întocmai ca zincul. Cantitatea mai mare însă se scote din sulfură.

Ea se calcină în aer, pentru a o transforma parțial în oxid. Calcinațiunea se continuă în urmă fără aer și astfel sulful de la sulfura rămasă neoxidată ia oxigenul oxidului de plumb.



Reacțiunea se face calcinând galena în cuptorul E (fig. 93), încălzit prin focul făcut în A și în curentul de aer ce intră prin deschiderile D. Bioxidul de sulf ese prin coșul F cu produsele com-

bustiunei. Când galena este oxidată cam 2 din 3 părți, ceea ce se cunoște după colórea cenușie a amestecului, se închid deschiderile D și se continuă calcinarea fără aer.

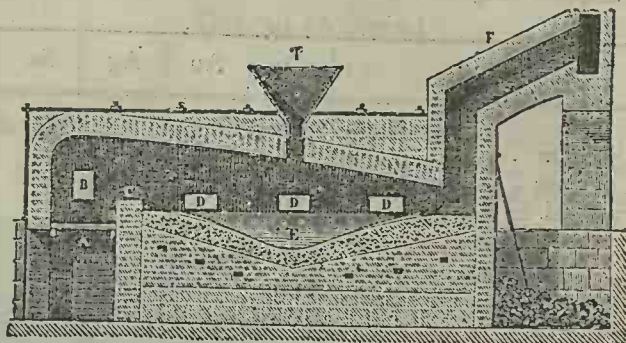


Fig. 93. Cuptor pentru prepararea plumbului prin reacțiune.

Proprietăți. Plumbul este un metal de colóre cenușie albăstrue, cu densitatea 11,37. El se topește la 325° și distilă la 1700° . Este mólé, se sgârie cu unghia, lasă urme pe hârtie, e maleabil și e cel mai puțin tenace dintre metalele uzuale.

Aerul umed 'l acopere cu un strat de carbonat bazic care 'l împiedică a se oxida mai departe.

Sulful, fosforul și elementele halogene se combină direct cu plumbul. Acidul clorhidric diluat 'l disolvă prin fierbere, acidul azotic diluat este adevăratul disolvant al plumbului.

Plumbul e un metal otrăvitor. El produce colicți (numite colicți saturnine), tremurături și paralizii, la persoanele cari lucrăză cu el, precum tipografii, etc.

Intrebuințarea. Se întrebuințază la facerea caracterelor de tipar, aliat cu stibiul (80 p. Pb și 20 p. Sb); la facerea glónțelor de pușcă și a tuburilor pentru apă, etc.

Tuburile de plumb pot fi întrebuințate pentru conducerea apei, căci apa de gărlă și isvóre, care conține mici cantități de cloruri și sulfati, nu disolvă plumbul ci-l acopere pe dinăuntru cu un strat subțire de sulfat de plumb (insolubil), pe când apa distilată săă de plóe dă un hidrat de plumb care póte produce otrăviri.

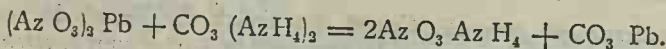
Oxidul de plumb, PbO , se obține calcinând plumbul la roșu în aer. El se numește *masicot* și e o pulbere galbină și amorfă. Dacă 'l topim capătă o colóre roșietică și cristaliséză; în starea acésta se numește *litargă*.

Miniul = **Plumbatul de plumb**, Pb^{IV} $\begin{matrix} \diagup O \\ | \\ O \\ | \\ O \\ \diagdown O \end{matrix}$ Pb^{II} = Pb_3O_4 , numit

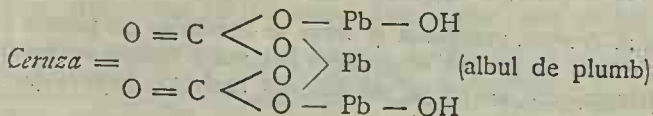
și *oxid roșu*, se póte prepara calcinând plumbul săă litargă la o temperatură de 600° într'un curent puternic de aer. El e o pulbere

roșie, se întrebuintează ca vopsea și pentru facerea cerei roșii. Cu minium se face sticla de plumb și diferite smalțuri.

Carbonatul de plumb $\text{CO}_3 \text{ Pb}$. există în natură sub numele de *ceruzită* și se poate obține precipitând azotatul de plumb cu carbonat de amoniu.



Dacă precipitarea se face cu carbonat de sodiu sau Potasiu, se obțin carbonați bazici, a căror compoziție variază după temperatura și concentrațiunea soluțiilor. Intre aceștia cel mai bine cunoscut și cel mai întrebuintat este:



Ea e corp alb, insolubil în apă, solubil în acidul clorhidric și azotic. Hidrogenul sulfurat o transformă în sulfură de plumb neagră. Ea e otrăvitoare și e bine a o înlocui cu albul de Zinc (Zn O). Calcinată fiind, dă un minium de colóre portocalie foarte întrebuintată în pictură.

Familia a III-a. — Au.

Aurul.

Au = 196,6.

Starea naturală. El există adese-ori în stare nativă în filone sau nisipuri, ce rezultă, din zdrobirea stâncilor aurifere. Din această cauză se găsește adese-ori și în nisipul râurilor, precum la noi în nisipurile Olului, de unde țigani aurari l scoteau până acum câțiva ani. Uneori se găsește în bucăți mari numite *pepite*, între cari unele pot avea o greutate de mai multe kilograme. Cea mai mare pepită găsită până acuma cântarea 84 kgr. (Australia).

Estragerea aurului. Pentru a-l estrage se pisază bucățile de stânci aurifere într'o piuă specială, amestecându-se cu mercuriu. Acesta disolvă aurul dând un amalgam.

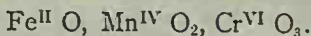
Amalgamul de aur ca și cel de argint este distilat la cald; mercurul se distilă și se condensază în o cameră răcită, iar aurul rămâne liber.

Proprietăți. Aurul e un metal de colóre galbenă. Dacă razele de lumină se reflectează de mai multe-ori pe suprafața lui, el ni se prezintă colorat în roșu. Foile de aur. vădute prin transparență, au o colóre verde-albăstrue. Densitatea lui este 19,32; se topește la 1035°, transformându-se într'un lichid verde. El este cel mai ductil și mai maleabil dintre metale; se fac foi de aur cu o grosime de $\frac{1}{25000}$ mil. Numai clorul liber și apa regală l disolvă transformându-l în Au Cl_3 .

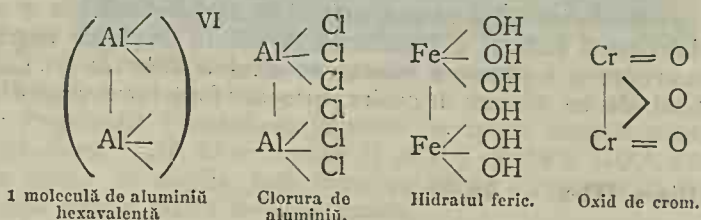
Aurul fiind foarte m \ddot{u} lte se us \acute{e} z \acute{a} repede, din cauza ac \acute{e} sta se aliaz \acute{a} cu cuprul sau cu argintul form \acute{a} ndu-se ast-fel aliage mai tari, din cari se fac monede, etc. (Ve \acute{d} i tabela de la pagina 81).

Familia IV: Cr, Mn, Fe, Ni Co, Pt.

Considera \acute{t} iuni generale. Corp \acute{i} i din ac \acute{e} st \acute{a} familie au de comun proprietatea de a da nascere la compu \acute{s} i, in cari ei sunt *bi-tetra*, sau *hexavalen \acute{t} i*, d. e.:

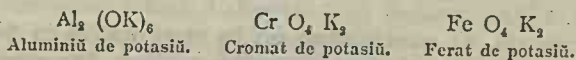


Aluminiul, cromul, manganul \acute{s} i ferul se deosibesc de platin \acute{a} prin faptul c \acute{a} atomi \acute{i} lor pot s \acute{a} se grupeze impreun \acute{a} indat \acute{a} ce func \acute{t} ionez \acute{a} ca tetravalente, ast-fel in c \acute{a} t form \acute{e} z \acute{a} molecule hexavalente in foarte numeroase combina \acute{t} iuni:



Hidra \acute{t} i lor $\text{Al}_2 (\text{OH})_6$, $\text{Fe}_2 (\text{OH})_6$, etc., au caracter bazic destul de pronun \acute{t} at \acute{s} i dau s \acute{a} ruri cu aci \acute{d} ii, precum: $(\text{SO}_4)_3 \text{Al}_2$, $(\text{SO}_4)_3 \text{Fe}_2$.

Fa \acute{t} \acute{a} cu bazele puternice, ace $\acute{s$ ti hidra \acute{t} i au caracter acid \acute{s} i dau s \acute{a} ruri:



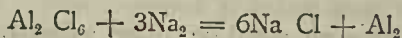
Alumini \acute{u} .

Al = 27.

El a fost izolat pentru int \acute{a} ia o \acute{r} \acute{a} de *Wöhler* la 1827, descompun \acute{e} nd clorurul de alumini \acute{u} prin potasi \acute{u} .

Starea natural \acute{a} . Aluminiul este unul dintre corp \acute{i} i cei mai r \acute{e} s \acute{p} and \acute{i} i in natur \acute{a} . Se g \acute{a} seste cu deosebire ca oxid \acute{s} i ca silicat.

Prepara \acute{t} ia. El se ob \acute{t} ine topind clorurul de alumini \acute{u} cu sodi \acute{u} \acute{s} i cu *criolit \acute{a}* (fluorur \acute{a} de alumini \acute{u} \acute{s} i sodi \acute{u}).



In Elve \acute{t} ia \acute{s} i Fran \acute{t} a, pe cale industrial \acute{a} , se prepar \acute{a} in cantit \acute{a} ti mari prin electroliza oxidului de alumini \acute{u} . Aluminiul se adun \acute{a} la polul negativ pe c \acute{a} nd oxigenul se combin \acute{a} cu carbonul din care e f \acute{a} c \acute{u} t electrodul pozitiv. Metalul ast-fel adunat p $\acute{o$ te s \acute{a} se intrebun \acute{t} eze pentru diferite lucr \acute{a} ri.

Propriet \acute{a} ti. Aluminiul e un metal de col $\acute{o$ re alb-alb \acute{a} strue, foarte

ductil și foarte maleabil. El poate fi bătut în foie și tras în fire foarte subțiri, ca și aurul și argintul. Densitatea lui e 2,6 — 2,7, așa dar e ușor ca sticla, de 3 ori mai ușor de cât metalele uzuale și de 4 ori mai ușor de cât argintul, fiind în același timp tot atât de dur și tenace ca acesta. El e foarte sonor, conduce bine căldura și electricitatea, se topește la 625°.

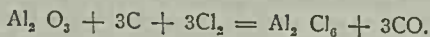
Din punctul de vedere chimic ocupă locul de mijloc între metalele comune și prețioase. El nu se oxidază la rece, nici în aer uscat nici în aer umed, nu deseompune apa și nu se înegrește prin hidrogenul sulfurat, prin urmare e superior argintului din acest punct de vedere. Adevăratul lui disolvent, chiar la rece, este acidul clorhidric.

Intrebuințarea. Din el se fac obiectele, cari trebuiesc să fie ușoare, precum lunete, telescoape, etc. Cu 10% Cu dă bronzul de aluminiu.

Tote aceste aliaje se disting prin o duritate și rezistență mare, fiind în același timp ușoare; ast-fel dacă se adaugă numai 0,20% aluminiu la fer, rezistența acestuia crește cu 25%.

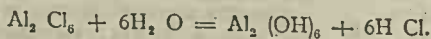
Din această cauză el se întrebuințează foarte mult în industrie și e merit a deveni metalul cel mai întrebuințat în viitor.

Clorurul de aluminiu. $Al_2 Cl_6$, a fost obținut de *Oersted* făcând să treacă un curent de clor uscat asupra oxidului de aluminiu amestecat cu cărbune și calcinat.



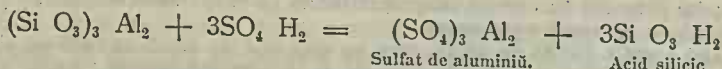
Obținut fiind în modul acesta, el e cristalizat, puțin colorat în galben prin urmele de fer ce le conține ($Fe_2 Cl_6$).

Aruncat fiind în apă, produce un sunet ca al fierului roșu și dă hidrat de aluminiu și acid clorhidric:

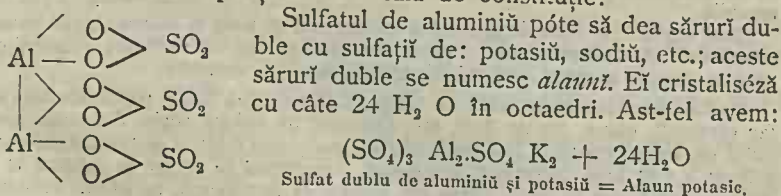


Intrebuințarea. La 1877 *Friedel* și *Crafts* au introdus clorurul de aluminiu ca mijloc de sinteză în chimia organică și cu ajutorul lui s'au obținut și se obțin încă un mare număr de compuși noi, mai cu seamă în seria aromatică (vezi chimia organică).

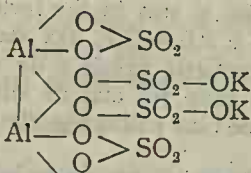
Sulfatul de aluminiu, $(SO_4)_3 Al_2 + 16H_2 O$, se obține tratând silicatul de aluminiu cu acid sulfuric:



El e solubil în apă și are formula de constituție:



Constituția acestor corpuri este următoarea:



Alaun potasic = Piatra aeră.

incolor solubil în apă și cristaliză în octaedri mari. La 92° se topesc în apă sa de cristalizare, pe care o perde cu totul la roșu închis, transformându-se în o masă spongiasă, care ese afară din creuzetul în care s'a calcinat (fig. 95). În această stare se numesc *alaun calcinat*.

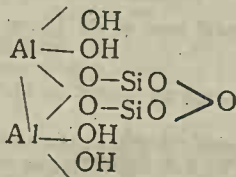


Fig. 94. Cristale de alaun.

Intrebuințări. El se întrebuințază în văpsitorie și în medicină.

Silicații de aluminiu. Există în natură numeroși silicați, atât anhidrii cât și hidratați, cari conțin adesea afară de aluminiu și fer, potasiu, etc.

se cunoște bine *Caolinul* întrebuințat la facerea obiectelor numite de *porcelan*.



La aceștia putem adăoga toate varietățile de silicați de aluminiu impuri, amestecat cu silicat de fer, carbonat de calciu, etc., numite în genere *argile* (luturi).

Materiile argiloase (caolinul și argilele ordinare) sunt foarte răspândite la suprafața pământului. Dacă sunt pulverisăm bine, le udăm cu apă și le frământăm, formeză o pastă plastică, cu care se pot face diferite obiecte (vase de porțelan, faianțe, ole, cărămizi, etc.).

Pasta acesta fiind uscată și arsă bine se întărește.

Dacă pasta s'a făcut din caolin, feldspat și nisip, ea se topesc prin căldură căpătând o structură cristalină prin faptul că feldspatul topindu-se umple pori, argilului. Masa dură, translucidă și impermeabilă, ce rezultă, se numesc *porțelan*. Ea pôte fi ornată cu diferite desemnuri făcute cu oxizi metalici colorați și acoperită cu un smalt transparent.

Când pasta e făcută de argilă, care nu este atât de curată ca caolinul, și nisip, ea devine dură și albă prin calcinare și se numesc *faianță*; acesta pôte să fie acoperită cu un smalt sticlos, colorat sau nu pentru a o face impermeabilă.

Când argila este foarte feruginoasă și amestecată cu nisip și *marnă* (argilă amestecată cu CO₂, Ca) se obține o pastă din care se fac ole ordinare. Smaltul cu care se acoper acestea este un silicat de plumb și aluminiu.

Argilele marnose amestecate cu nisip se transformă într'o pastă din care se fac cărămizi, olane, ole de flori, etc. Ele sunt de color roșie, din cauza oxidului de fer ce conțin. Când pasta conține nisip mai mult și materialul din care e făcut a fost bine pulverizat, amestecat, comprimat cu putere și calcinat la o temperatură înaltă în cât o parte din silicați să se topescă, se obține *basaltul artificial*.

Oricare ar fi natura pastei din care se fac vasele, lucrarea ei se face cu mâna



Fig. 95. Alaun calcinat.

pe o masă, ce se învîrtesc cu piciorul său cu o mașină de vaporî, după trebuință. Figura 96 arată poziția unui atelier de olărie.



Fig. 96. Interiorul unui atelier de olărie.

Ferul

Fe = 55,9.

Istoricul. După ôre-carî scrieri ale poeților grecî este sigur stabilit că ferul se cuoșce cel puțin cu 1000 anî înainte a erei creștine. La începutul imperiului roman întrebuițarea lui era răspândită și se practica călirea oțelului.

Starea naturală. Ferul e fôrte răspândit în natură atât în stare nativă cât și în diferite combinațiuni. În stare nativă se găsește d'impreună cu nichelul în pietrele meteorice și în nisipurile aurifere de lângă Ekaterinburg în Uralî. Între combinațiuni mai însemnate avem oxidii, carbonatul și sulfura de fer.

Fe₃ O₄ *Oxidul magnetic de fer*, de colóre nêgră, se găsește în Suedia și Norvegia. Din el se face fer de calitate bună.

Fe₂ O₃ *sesquioxidul de fer anhidru și cristalizat* numit *fer oligist*, există în insula Elba și în Vosgi.

• *sesquioxidul de fer anhidru compact și roșu* cu structura fibrôsă, numit *hematită roșie*, sau cu structura pămîntoșă numit *acru roșu*.

Fe₂ (OH)₆ *sesquioxidul de fer hidratat*; pulberă galbenă numită *limonită*, sau brună numită *hematită brună*.

CO₃ Fe *carbonatul de fer* numit și *sideroza* sau *fer spatic*, se găsește în Pirinei, în Anglia și în Stiria.

Fe S₂ *bisulfura de fer* numită *pirită*.

Meturgia fierului. Orî-care ar fi mineralul de fer, ce se întrebun-
 țeză pentru prepararea fierului, el este mai întâi sdrobit într'o piuă B
 (fig. 97) care e pusă în mișcare printr'un curent de apă ER. Acé-
 stă apă spală în acelaș timp minereul de pămîntul cu care e a-
 mestecat. Spălarea se continuă și pe cutiile înclinate (fig. 98).

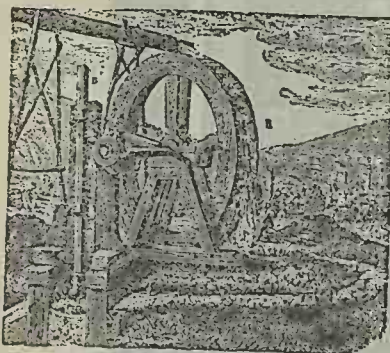


Fig. 97. Sdrobirea minereului de fer.

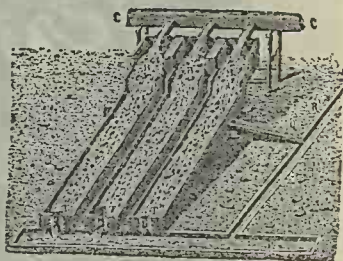
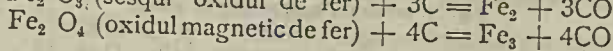
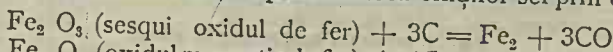


Fig. 98. Spălarea minereului de fer.

Preparația fierului se basază pe reducerea oxiziilor săi prin cărbune:



Cărbunele întrebunțat pôte fi sașu cocș sașu cărbune de lemn.

Aceste operațiuni se fac prin următoarele două

metode:

1. *Metoda catalană* consistă în a reduce ses-
 qui oxidul de fer prin cărbune de lemn. Ea se
 întrebunțeză numai în localitățile unde pădurile
 sunt ieftine și minereul fórte avut în fer, precum
 în: Corsica, Pirinei și în Bulgaria la Somacoff
 (lângă Sofia). Minereul se introduce într'un cre-
 zuzet pătrat L., în care e amestecat și acoperit
 cu cărbuni (fig. 99). Se aprind cărbunii și se
 suflă un curent de aer prin suflătorul S.

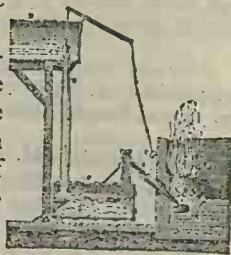


Fig. 99. Prepararea fierului
 (metoda catalană).

Acest suflător se compune din o cutie cu aer
 C. în care intră apa din sghiabul B prin tubul de lemn T. Aerul e
 împins prin S în cupitorul L. Cutia C. se umple neconținut cu aer
 care e absorbit prin deschiderile din T, când lăsăm să cadă apa, ridi-
 când dopul prin manivela P.

În cuptoarele catalane reducerea se face în modul următor:

Aerul transformă carbonul în CO_2 , care trecând peste cărbune
 înroșit se transformă în CO . Acésta reduce minereul de fier, îi iea
 oxigenul și se transformă în CO_2 .

Ferul topit la scötarea sa din fundul cuptorului este bätut bine cu ciocanul pentru a se separa *sgura* lichidă (silicat de aluminiu și fer), cu care este amestecat. Ast-fel se obține un fer môle, maleabil și tenace. Prin acest procedeu însă se perde jumătate din ferul minereului sub forma de *sgură*.

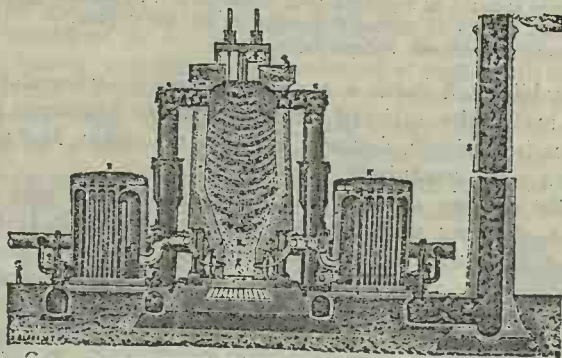


Fig. 100. Prepararea ferului (metoda cuptórelor înalte).

2. *Metoda cuptórelor înalte.* Cea mai mare cantitate de fer se scöte astăzi prin descărbunarea *tuciului* după cum vom vedea mai în urmă.

Tuciul acesta se obține prin *cuptóarele înalte*.

Cuptóarele sunt făcute dintr'un con DE cu baza în sus, construit din piatră siliciósă infuzibilă (acéstă parte se mai numesce *etalaje*).

De asupra acestuia se află un alt con mai larg cu baza în jos CB, terminat la partea superióră prin deschiderea A, numită gura cuptórelui, pe unde se introduce minereul și cărbunii de pămînt. La partea inferióră se deschide intr'un cilindru EF făcut din cărămidă refractară, în care se petrece reacțiunea (numit *uvrajiul*). Dedesuptul acestuia este un creuzet mare, care are la partea inferióră o deschidere, prin care curge tuciul, iar la partea anterióră are un brâu de zidărie numit: *dameă*, pe deasupra căreia se scöte *sgura*. Intre creuzet și cilindru pëtrund suflătóarele.

Cuptóarele acestea au o înălțime cam de 18 m. Ele se încarcă în mod alternativ cu minereu și coc (sau cărbune de pămînt).

Cărbunele în apropierea suflătórelor e transformat în CO, care ridicându-se în sus peste cărbunele înroșit e transformat în CO₂. Acéstă întâlnește minereul infierbântat pe care-l reduce transformându-se iarăși în CO₂, care ese prin țevile G, G'.

Ferul sub influența temperaturii înalte se combină cu cărbunele și fonda formată se scurge în creuzet, de unde e lăsată să curgă în forme. *Sgura* este depărtată în timpul acesta prin deschiderea, ce se află de-asupra damei.

Gazele, ce es prin A conțin încă 23,37% CO; 2,06% H, ca gaze combustibile, pe lângă CO₂ și Az, cari amestecate cu aerul, ard trecënd prin o serie de

camere R', de unde prin N' sunt duse în coșul S. Când camerele R', făcute de cărămidă refractură, sunt înroșite, aceste gaze sunt trecute prin H în camerele R și de acolo prin N în acelaș coș S; ast-fel camerele R și R' pot fi alternativ înroșite pentru a înfierbînta aerul, ce se află în cuptor; de aici rezultă o mare economie de combustibil. Pentru acesta pe când gazele ard în R' se introduce prin R deja înroșit aerul care trece la suflătoarele T1'; când R s'a răcit se conduc în el gazele și aerul se injectează prin camerele R'. În ambele casuri curentul urmăzează un drum invers cu curentul gazelor ce es din cuptor.

Aceste camere se numesc *recuperătoare*.

Tuciul (schija) sau *fonta* e o combinațiune a carbonului cu ferul. Se cunosc mai multe varietăți de fontă cari se deosebesc prin cantitatea de carbon, siliciu, fosfor și mangan, ce conțin. Mai principale între acestea sunt următoarele.

Fonta albă conține aproximativ 5% carbon. Ea e albă argintie, sfărâmicioasă, dară nu pôte fi pilită și se topește pe la 1100°. Ea se întrebunțzează la facerea obiectelor turnate în tipare precum: colone, etc. și cu deosebire pentru prepararea ferului și a oțelului.

Fonta cenușie conține o cantitate mai mare de carbon de cât cea necesară ferului pentru combinațiune. Excesul de carbon este dizolvat în masa ei, iar la rece se depune sub forma de grafit cristalizat în interiorul masei, ceea ce face ca fonta acesta să aibă colóre cenușie. Acestă fontă e grăunțoasă, se pôte găuri și pili, și se topește la 1200°.

Din ea se se fac o mulțime de obiecte turnate.

Descarburarea = (afinaziul) fontei pentru prepararea ferului môle (ordinar):

În procedeul englez (pudlaj) acesta consistă în a descarbură fonta înfierbîntându-o la roșu deschis într'un cuptor special prin flacăra cărbunilor de pămînt. Fiind că masa trebuie amestecată neconținut, fonta

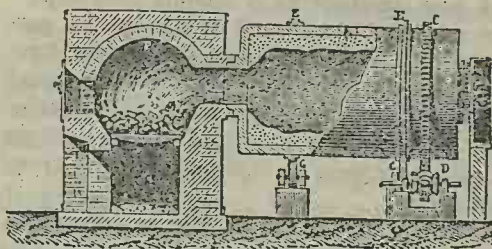


Fig. 101. Cuptorul Danks.

se pune în cilindru A (fig. 101) care se învîrtesce împrejurul axului său, iar flăcările cuptorului F trec asupra ei.

Proprietăți. Ferul e alb, puțin violet și când structura lui este fibrôsă, el este maleabil, ductil și cel mai tenace dintre metale; un fir cu diametrul de 2^{mm}. pôte ținea

250 kgr. fără a se rupe. Densitatea lui este 7,84. El se topește la 1500° înmuindu-se și devenind pastos înainte de topirea completă, ast-fel în cât se pôte lucra cu inlesnire.

Cu timpul structura lui devine granuloasă și el capete un aspect luciu, atunci e sfărâmicios și tenacitatea lui e mult scădută. Din această cauză construcțiile de fer trebuiesc schimbate după cât-va timp pentru că ele nu mai au rezistența necesară.

El se combină direct cu toți metaloiții afară de azot. La tempe-

ratura ordinară nu e atacat de aerul uscat; aerul umed și bioxidul de carbon îl oxidéză dând *rugina*, care e un hidrat de sesquioxid de fer conținând puțin amoniac. Acéstă rugină se propagă încetul cu încetul de la suprafața lui către părțile din lăuntru și le distruge.

Pentru a apăra ferul de ruginire se acopere la suprafață cu un strat de zinc (fer galvanizat) sau cu un strat de staniu (tinichea).

Ferul combinat cu 0,7%—1,5% carbon se numesce *oțel*. Acesta este alb, lucitor, măi fuzibil, măi maleabil și măi ductil de cât ferul. Dacă 'l răcim cu încetul după topire, se pôte pili ca și ferul.

Oțelul răcit brusc (călit) devine foarte elastic, dur și se sparge ușor. Duritatea lui e atât de mare în cât sgârie sticla și nu se pôtepili.

Oțelul se pôte căli turnându-l brusc în apă rece, oleu sau mercur.

Fabricarea oțelului. El se prepară sau descarburând în mod incomplect fontele sau carburând ferul.

Oțelul Bessemer se obține descarburând fonta, pentru acéstă se introduc până la 10.000 kilogr. fontă într'un creuzet (fig. 102) de fer căptușit cu cărămidă refractară, care se pôte mișca împrejurul axului său de suspensiune Hm, și se numesce convertisorul lui Bessemer. Prin partea inferiără se introduce un curent de aer care oxidéză carbonul, etc.

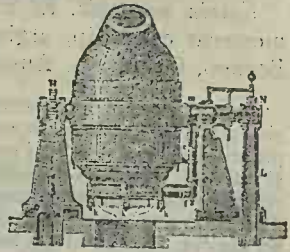


Fig. 102. Convertisorul lui Bessemer.

Oțelul de cementație se prepară înferbântând 12 zile la roșu drugi de fer, înveliți în cărbune, materii animale, cenușe și sare.

Ferul, tuciul, oțelul sunt atât de întrebuințate în industrie în cât fără ele nu ar fi posibilă civilizația. Sa dis cu drept cuvint că o țără consumă fer cu atât măi mult, cu cât civilizația ei este măi înaintată.

Intrebuințarea. Oțelul cu deosebire se întrebuințéză pentru un mare număr de obiecte necesare. Din el se fac arcuri, instrumente mecanice sau chirurgicale, arme, cuțite, șine, topóre, etc.

Ferul are două feluri de săruri: *ferose* în care avem Fe^{II} și *ferice* în care avem $(Fe^{III}-Fe^{IV})^{VI}$.

Clorurul feric, $Fe_2 Cl_6$, se obține trecând un curent de clor peste bucăți de fer. Combinația se face cu incandescență și se obțin lamele hexagonale de colóre roșie prin transparentă. El e foarte solubil în apă alcool și eter.

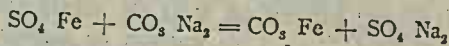
Clorurul feric închégă albumina și sângele și se întrebuințéză în medicină, pentru oprirea *hemoragiilor*. Apa cu *clorur feric* (sesquiclorur de fer) trasă pe nas, opresce sângele.

Oxidul feric, $Fe_2 O_3$, este foarte răspândit în natură. El e de colóre roșie brună. se numesce și *colțotar* și se întrebuințéză pentru fabricarea vâpselelor și pentru lustruirea metalelor.

Sulfatul feros, $SO_4 Fe + 7H_2 O$ (*calcaian verde*), se obține calcinând piritele la aer, sau tratând resturile de fer cu acid sulfuric impur. Este cristalizat în prisme rombice oblice, de colóre verde ca smaraldul. Calcinat la 300° perde totă apa luând o colóre albă.

El se întrebunțeză pentru fabricarea negrelei (cernelei), pentru desinfectarea latrinelor, în văpsitorie, etc.

Carbonatul feros $\text{CO}_3 \text{ Fe}$, există în natură cristalizat în romboedri și se numește *fer spatic* sau *sideroză*. Se găsește mai cu seamă în Anglia pe lângă depozitele de cărbuni și este exploatat pentru prepararea ferului. El se poate prepara precipitând sulfatul feros prin carbonat de sodiu.



Acest precitat e alb și amorf.

El se întrebunțeză în medicină și se găsește ca bicarbonat în apele feruginoase.

Platinul

Pt = 194,3,

Starea naturală. El există în natură în stare cristalină. Este amestecat cu: nisip, argint, aur, cupru, etc. Se găsește în Brazilia, Borneo, California, Australia și pe amindouă cóstele Uralului.

Preparația. Minereul se tratéză mai întâiu cu mercur pentru a disolva aurul și argintul. În urmă se topește într'un creuzet de pământ cu părți egale de plumb și galenă (Pb S). Ferul și cuprul se transformă în sulfure pe când platinul și cei-alți corpi cari o însoțesc se disolvă în plumb. Amestecul acesta se calcineză într'un cuptor de var pentru a depărta excesul de plumb, în urmă se disolvă în apă regală. Soluțiunea acesta se evaporéză și rezidul ei se calcineză. Se disolvă apoi în apă și soluțiunea se tratéză cu clorul de amoniu. Se obține un precipitat galben roșietic de $2\text{AzH}_4 \text{ Cl} + \text{Pt Cl}_4$.

Amestecul acestor două săruri se calcineză și se transformă într'un corp cenușiu poros care este *platinul spongiós*.

Platinul curat se obține topind pe cel spongiós într'un cuptor A fig. (103) făcut din Ca O, cu ajutorul suflătorului cu gaz de iluminat și oxigen (E). Metalele străine se oxidéză și intră în oxidul de calciu, iar platinul rămâne curat și se tórănă în tipare de fer.

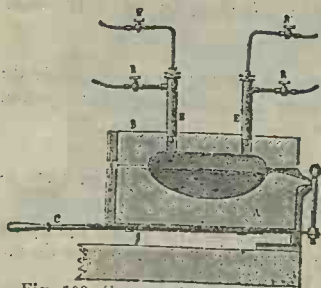


Fig. 103. Creuzet de Ca O pentru topirea platinului.

Proprietăți. Platina e un metal alb cenușiu, foarte môle, ductil, maleabil și tenace. Densitatea lui este 21,4. El se topește la 1770° .

Cel mai bun disolvant al ei este apa regală.

Negrul de platin (care se obține precipitând clorurul de platin prin potasă și zăchar) condenséză până la 250 volume oxigen și 745 volume hidrogen.

Temperatura lui se ridică atât de mult în cât hidrogenul se aprinde (veți fig. 10). Alcoolul,

picat pe negrul de platin, se aprinde oxidându-se prin oxigenul absorbit de platin din aer.

Platinul nu se oxidéză la nici o temperatură în contact cu aerul sau oxigenul.

CHIMIA ORGANICA

Noțiuni preliminare.

Corpuri organice, fie plante sau animale, în timpul vieții lor produc în mod normal numeroase combinații, care nu se produc în alt mod în natură și se numesc *corpuri organice*.

Acești corpi (vezi pag. 3) sunt compuși din carbon, pe lângă care se mai află hidrogen, oxigen, azot, sulf, fosfor, clor, fer, sodiu, potasiu, calciu, etc.

În total în corpi organice și chiar în corpi organizate, care le-au format, nu s-au găsit până acum, afară de carbon, de cât cel mult 15 elemente din cele 66 bine cunoscute.

Partea chimiei care se ocupă cu studiul corpurilor organice se numește *chimia organică*.

Prin mijloacele de sinteză foarte numeroase, de care dispune chimia organică, s-au putut face din elemente nu numai corpi organice naturali, dar și numeroși alții care nu sunt produși de plante și animale. Aceștia pot să conțină în molecula lor pe lângă carbon, nu numai corpi simpli citați mai sus, dar pe oricare din cele 66 elemente cunoscute până acum.

Iată de ce chimia organică poartă de obicei numele de chimia carbonului, de ore-ce prin studiul corpurilor organice atât naturali cât și sintetice, nu facem alt-ceva de cât a ne da seama despre modurile variate în care carbonul se combină cu unul, două sau mai multe elemente de-odată, din cele trei grupe, care formează chimia neorganică.

Pentru a înțelege bine modul cum aceste combinații variate pot să se formeze, trebuie să studiem cu deamănuntul carbonul care e punctul de plecare și fără care nu poate să existe nici un corp organic.

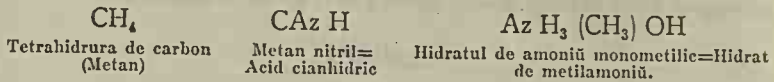
Carbonul ca element a fost studiat în grupul II familia IV, iar în

ce privește modul de a se combina, am văzut că este în tot-d'a-una tetravalent.

Dintre compușii principali ai săi se studiază de obicei în chimia neorganică acidul carbonic, oxidul și bioxidul de carbon,

Elementele, cari intră mai des în compoziția corpurilor organici, sunt: C, H, O și Az.

Carbonul poate să se combine cu fie-care în parte sau cu mai multe dintre ele de odată; ast-fel avem:



Toți corpii organici sunt împărțiți în mai multe familii după funcțiunea lor, adică după modul cum funcționează în diferitele lor reacțiuni.

Aceste familii sunt destul de numeroase și se înmulțesc încă neconținut prin cercetările noi, care prin sinteze reușesc a lega aceleași elemente în mod cu totul diferit, de unde rezultă și corpi cu alte funcțiuni.

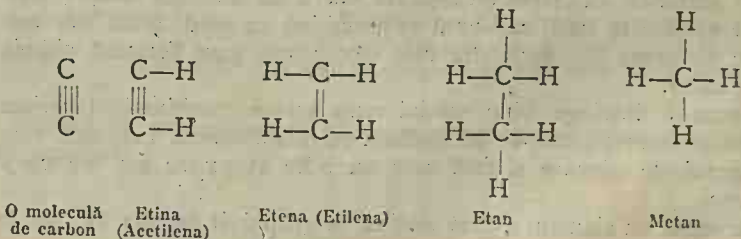
Principalele funcțiuni cunoscute în chimia organică sunt următoarele:

- | | |
|-----------------------|------------|
| 1. Hidrocarbure | 5. Chinone |
| 2. Alcoolii și fenoli | 6. Acizi |
| 3. Aldehyde | 7. Amine |
| 4. Cetone | 8. Amide |

Hidrocarbure.

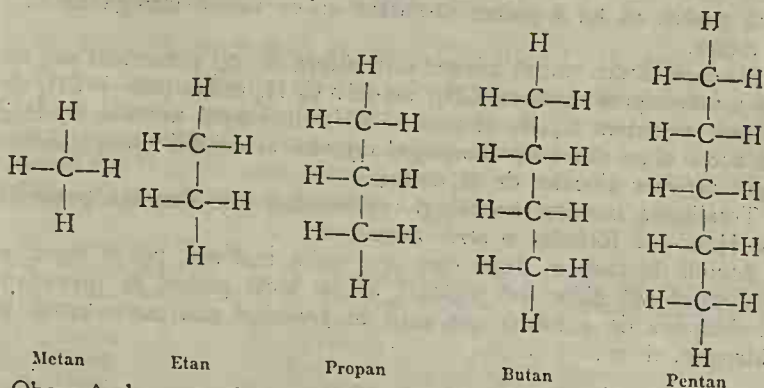
Prin *hidrocarbure* înțelegem corpi, cari sunt constituiți numai din carbon și hidrogen. Acești corpi sunt foarte numeroși și servesc ca schelet tuturor celor-l'alți corpi organici, cari sunt formați prin substituirea 6re-căror radicali simpli sau compuși în locul hidrogenului din molecula lor.

Numărul mare al hidrocarburelor este posibil numai din cauză că carbonul e tetravalent și că poate să se combine cu el însuși de mai multe ori pentru a da naștere la molecule din ce în ce mai avute în carbon. Modul în care atomii de carbon se lăgă între dinși pentru a da molecule este următorul:



Ast-fel carbonul în *metan* se combină cu 4 atomi de hidrogen din cauză că toate cele patru valențe ale sale sunt libere. În *etan* fie-care atom de carbon are câte trei valențe libere; din cauza acesta ambii se combină cu 6 atomi de H. În *etenă* și *etină*, atomii de C fiind legați prin două și trei valențe, nu mai rămân libere de cât 4 sau 2 din valențele lor, ceea-ce face că molecula etenei. are numai 4 atomi de H și a etinei numai doi.

Pentru ca doi atomi de carbon să fie legați între ei se perd cel puțin două valențe; pentru a putea forma molecule cu trei atomi de C, se vor perde cel puțin 4 valențe; cu patru atomi de C se vor perde 6 valențe, cu 5 atomi de C, 8 valențe, etc.



Observând aceste formule putem vedea că, pe când în metan carbonul are toate patru valențele satisfăcute cu H, în etan cei 2 atomi de C perd câte o valență pentru a se lega între dinșii și nu le rămân libere de cât 6 valențe pentru a se combina cu 6 atomi de H. În propan atomii de C terminali perd câte o singură valență pe când atomul mijlociu perde 2 valențe pentru ca toți trei să poată fi legați împreună, ast-fel în cit grupării întregi i mai rămân libere opt valențe, cari sunt satisfăcute cu H. În butan și pentan găsim 2 și 3 atomi de C mijlocii, cari au perdut câte două valențe, ceea-ce face ca aceste grupări au perdut 6 și 8 valențe pentru a se forma, rămânându-le libere numai 10 și 12 valențe spre a se combina cu H.

Dacă un atom de C cere 4 atomi H pentru a-și satisface valențele sale, ar trebui ca n atomi de C să ceară $4n$ atomi de H. Perderile de mai sus în H sunt pentru etan 2 (adecă în raport cu numărul atomilor de carbon: $2 \times 2 - 2$); pentru propan 4 ($2 \times 3 - 2$); pentru butan 6 ($2 \times 4 - 2$); pentru propan 8 ($2 \times 5 - 2$). Prin urmare pentru o hidrocarbură cu n atomi de C numărul valențelor perdute ar fi $2 \times n - 2$, iar numărul atomilor de H, care intră în combinațiune este: $4n - (2 \times n - 2) = 4n - 2n + 2 = 2n + 2$.

Formula corpului cu n atomi de carbon va fi prin urmare: $\text{C}_n \text{H}_{2n+2}$. Dacă dăm lui n diferite valori întregi, vom avea un număr nesfârșit de hidrocarbure, s. e.:

$n = 1$	C	H ₄		$n = 5$	C ₅	H ₁₃
$n = 2$	C ₂	H ₆		$n = 6$	C ₆	H ₁₄
$n = 3$	C ₃	H ₈		$n = 10$	C ₁₀	H ₂₂
$n = 4$	C ₄	H ₁₀		etc.	etc.	etc.

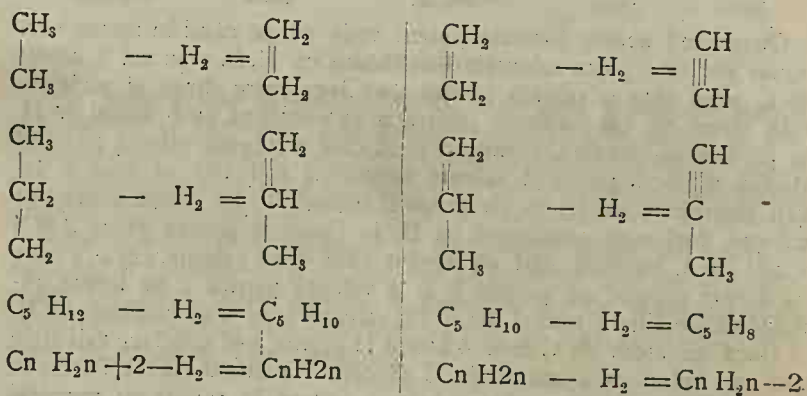
Hydrocarburele cuprinse în formula generală $C_n H_{2n+2}$ au multe caractere comune; ast-fel ori-care dintre ele conține cantitatea cea mai mare posibilă de H și nu mai pot să primescă alți atomi de hidrogen în plus fără ca să se desfacă legăturile dintre atomii de C. Din această cauză ele se numesc *hidrocarbure saturate*.

Se mai observă de asemenea că numărul lor poate să crească la infinit, pentru că lui n putem să-i dăm ori-ce valoare întrégă de la 1 la infinit.

Fie-care dintre corpii acestei serii diferă de cel precedent său de cel următor prin rațiunea CH_2 , ast-fel: $C_3 H_8$ diferă prin $+CH_2$ de corpul precedent $C_2 H_6$ și prin $-CH_2$ de corpul următor $C_4 H_{10}$; de aceia el se numește *homologul superior* al celui d'întăiu și *homologul inferior* al celui de al doilea.

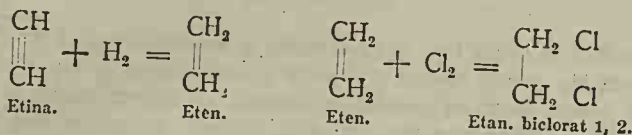
Totalitatea corpiilor homologilor reprezentați prin formula generală $C_n H_{2n+2}$ formează o *serie homologică*.

Atomii de carbon, după cum am vădit mai sus, pot fi legați și prin două sau chiar trei legături, ast-fel încât putem să prevedem posibilitatea de a forma alte serii de *homologi* mai puțin avute în hidrogen, d. e.:

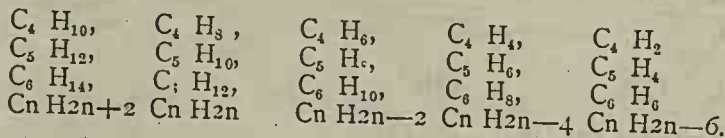


Putem, prin urmare, să formăm în acest mod o succesiune de serii cu termenii homologi:

$C_n H_{2n+2}$, $C_n H_{2n}$, $C_n H_{2n-2}$, $C_n H_{2n-4}$, $C_n H_{2n-6}$, etc.
Tóte aceste serii homologe afară de prima, poartă numele de *serii nesaturate*, din cauză că au tot-d'a-una două, patru sau n valențe (tot-d'a-una un număr pereche) disponibile, care pot să fie satisfăcute cu hidrogenul sau alți radicali monovalenți, fără ca ultima legătură dintre atomii de carbon să fie desfăcută, s. e.:



In fie-care din aceste serii diferența între homologii este tot rațiunea CH_2 , d. e.:



Ast-fel: $\text{C}_5 \text{ H}_6$ diferă de $\text{C}_4 \text{ H}_4$ cu $+\text{CH}_2$ și de $\text{C}_6 \text{ H}_8$ cu $-\text{CH}_2$.

Nomenclatura hidrocarburilor. Nomenclatura hidrocarburilor are de bază numărul atomilor de carbon, terminat prin un sufix special pentru fie-care serie omologă; ast-fel pentru omologii din seria saturată $\text{C}_n \text{ H}_{2n+2}$ avem sufixul *an*, pentru cei din seria $\text{C}_n \text{ H}_{2n}$ sufixul *en*, și pentru cei din seria $\text{C}_n \text{ H}_{2n-2}$ *in*, s. e.:

$\text{C}_1 \text{ H}_4$ Protan sau Metan	—		
$\text{C}_2 \text{ H}_6$ Deutan sau Etan;	$\text{C}_2 \text{ H}_2$ Deuten sau Eten	$\text{C}_2 \text{ H}_2$ Etin sau Acetilena	
$\text{C}_3 \text{ H}_8$ Tritan sau Propan	$\text{C}_3 \text{ H}_6$ Triten sau Propen	$\text{C}_3 \text{ H}_4$ Tritin sau Metilacetilena	
$\text{C}_4 \text{ H}_{10}$ Tetran sau Butan	$\text{C}_4 \text{ H}_8$ Tetren sau Buten	$\text{C}_4 \text{ H}_6$ Tetrin	
$\text{C}_5 \text{ H}_{12}$ Pentan	$\text{C}_5 \text{ H}_{10}$ Penten	$\text{C}_5 \text{ H}_8$ Pentin	
$\text{C}_6 \text{ H}_{14}$ Hexan	$\text{C}_6 \text{ H}_{12}$ Hexen	$\text{C}_6 \text{ H}_{10}$ Hexin	
$\text{C}_{10} \text{ H}_{22}$ Decan	$\text{C}_{10} \text{ H}_{20}$ Decen	$\text{C}_{10} \text{ H}_{18}$ Decin	
etc. etc.	etc. etc.	etc. etc.	

Hidrocarbure isomere. Până acum am văzut că atomii de C se află legați ast-fel în moleculele hidrocarburilor în cât formază numai șiruri (catene) drepte. Dacă numărul atomilor e mai mare, aceștia pot fi așezați și în alte moduri în moleculă, dând naștere la corpi, cari de și au același număr de atomi de carbon și hidrogen, au proprietăți fizice și chimice deosebite. Ast-fel de corpi, se numesc *isomeri*.

Pentru seria saturată $\text{C}_n \text{ H}_{2n+2}$ avem următorii isomeri:

	Isomerii cunoscuți posibil	
CH_4	1	1
CH_3	1	1
 CH_3		
 CH_3		
 CH_2	1	1
 CH_3		

		Isomerii cunoscuți posibil	
CH ₃			
CH ₂	CH ₃		
CH ₂	HC—CH ₃		
CH ₃	CH ₃	2	2
CH ₃			
CH ₂	CH ₃		
CH ₂	HC—CH ₃		
CH ₂	H ₃ C—C—CH ₃	3	3
CH ₂	CH ₂		
CH ₃	CH ₃		
C ₆	H ₁₄	5	5
C ₇	H ₁₆	5	9
C ₁₀	H ₂₂	6	75
C ₁₃	H ₂₈	1	799
etc.			

Prin urmare afară de cei d'întăiu trei termenii ai seriei, la toți cei-l'alți avem două sau mai mulți isomeri.

Numărul isomerilor crește foarte mult la moleculele cu mulți atomi de carbon.

Resultă dar că numerele date hidrocarburelor ca: butan, pentan, hexan, etc., nu sunt ale unui sigur corp, ci sunt comune la mai mulți, căci avem două butani, 3 pentani, 5 hexani, etc.

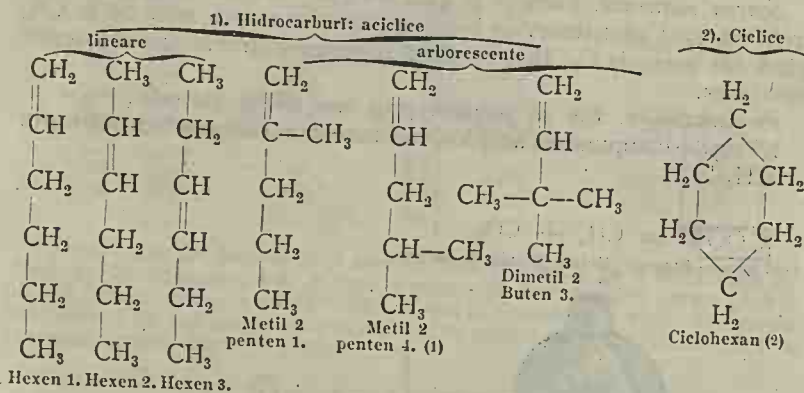
Acești isomeri se deosebesc în numire, după cum atomii de carbon sunt înșirați în linie dreaptă sau în linii frînte. În cazul întăiu hidrocarbura se numește *lineară* sau *normală*, în cazul al doilea este *nenormală* sau *arborescentă*.

În acest ultim cas se procedează la numirea hidrocarburei în modul următor. Se numerotează carbonii catenei liniare, pentru a putea indica carbonul la care se face substituția, înlocuind H prin grupurile, metil, etil, etc. Ast-fel avem:

- | | | |
|---|--|---|
| <ul style="list-style-type: none"> 1. CH₃ <li style="margin-left: 2em;"> 2. CH₂ <li style="margin-left: 2em;"> 3. CH₂ <li style="margin-left: 2em;"> 4. CH₃ | <ul style="list-style-type: none"> 1. CH₃ <li style="margin-left: 2em;"> 2. CH—CH₃ <li style="margin-left: 2em;"> 3. CH₃ | <ul style="list-style-type: none"> 1. CH₃ <li style="margin-left: 2em;"> 2. CH₂ <li style="margin-left: 2em;"> 3. CH—CH₂—CH₃ <li style="margin-left: 2em;"> 4. CH₂ <li style="margin-left: 2em;"> 5. CH₃ |
|---|--|---|

Butan linear. Mîtil 2 propan=
Butan arborescent. Etil 3 Pentan=Heptan arborescent.

Afară de catenele lineare și arborescente mai avem la hidrocarburele nesaturate și *catene închise* numite și *catene ciclice*, pe când cele lineare și arborescente se numesc și *aciclice*. În cazul acesta, isomerii sunt mai numeroși. Ast-fel d. e. la hidrocarbura $C_6 H_{12}$ avem următorii isomeri mai principali.



Din această cauză hidrocarburele și corpurile care derivă din ele s'au împărțit în două grupuri mari:

Grupul I, cuprinde hidrocarburele seriilor $C_n H_{2n+2}$, $C_n H_{2n}$, $C_n H_{2n-2}$ și $C_n H_{2n-4}$, precum și corpurile, care derivă din ele.

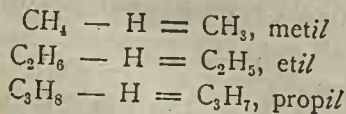
Între aceste corpuri se află și grăsimile, din care cauză multă vreme această parte s'a numit *seria grasă*.

Grupul II, cuprinde hidrocarburele din seriile $C_n H_{2n-6}$ și cele următoare în genere *ciclice*.

Între aceste se află și esențele plantelor aromatice, din care cauză grupul acesta s'a numit *seria aromatică*.

Radicali hidrocarbonați. Ori-care hidrocarbură lineară sau arborescentă, ciclică sau aciclică poate să piardă unul, doi sau mai mulți atomi de H pentru a da radicali mono-, bi-, tri-, etc., valenți.

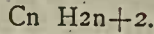
Acești radicali nu pot exista de cât în combinațiuni. Numele lor se formează din al hidrocarburelor în modul următor:



(1) Se indică ast-fel la al cătelea carbon are loc dubla legătură.

(2) Tote hidrocarburele cu catena închisă, ce jõeă rolul de hidrocarburi saturate vor purta prefixul *Ciclo*, pentru a reaminti că catena e închisă, și sufixul *an* pentru a arăta că jõeă rolul unor hidrocarburi saturate.

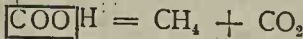
Hidrocarburele saturate



Starea naturală. Păcurile și gazele ce se desvoltă în regiunile petrolifere sunt amestecuri de hidrocarbure din această serie de la CH_4 până cel puțin la $C_{27} H_{56}$, conținând și puține hidrocarbure din seriile cele-lalte.

Preparațiunea. Ele se prepară prin mai multe metode:

1. Prin descompunerea acizilor, carii corespund acestor hidrocarbure:



Acid acetic—Etanoic Metan Bioxid de carbon

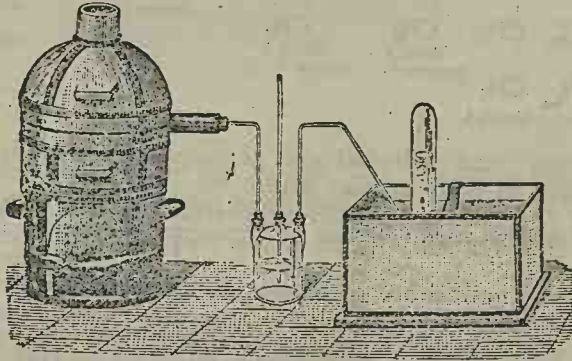
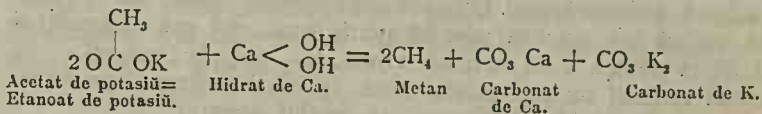
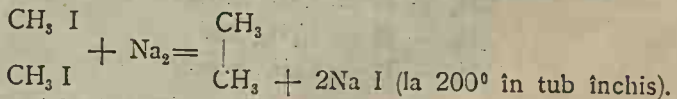


Fig. 104. Prepararea metanului.

Acastă descompunere se face distilând împreună sărurile de potasiu sau de calciu ale acestor acizi cu hidrat de calciu. Reacțiunea se petrece în modul următor:



2. Unind împreună radicalii hidrocarbonați identici sau diferiți:



2 mol. metan monoiodat (iodur de metil). Etan

Proprietăți fizice. Cu crescerea numărului atomilor de carbon din moleculele acestor hidrocarbure, se schimbă în mod foarte regulat și densitatea, temperatura de fierbere și temperatura lor de topire.

P.F.
E.F.

Ast-fel, pe când densitatea pentanului este numai 0,627 la 17°, densitatea pentatriacontanului (C₃₅ H₇₂) se ridică la 0,781 la + 74°,7

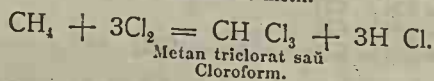
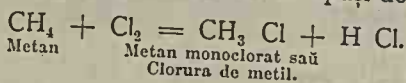
		Temperatura de fuziune	Temperatura de fierbere	Densitatea
C	H ₄	—	—	—
	H ₀	—	—	—
	C ₂	—	—	—
	C ₃	—	— 17°,	—
	C ₄	—	1°,	—
	C ₅	—	38°,	0,627 la 17°
	C ₉	H ₂₀ — 51°,	149°,5	0,733 » »
	C ₁₀	H ₂₃ — 32°,	173°,	0,746 » »
	C ₁₄	H ₃₁ + 4°,	252°,5	0,775
	C ₁₅	H ₃₂ + 10°,	270°,5	0,775
	C ₂₀	H ₄₂ + 36°,7	205°,	0,777
	C ₃₅	H ₇₂ + 74°,7	331°,	0,781

la presiunea de 760 mm. }
la presiunea de 15 mm. }
la temperatura de fuziunii }

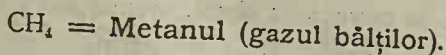
Temperaturile de fuziune ca și cele de fierbere variază pe o scară foarte întinsă; ast-fel, temperatura de fuziune, a nonanului fiind de -51°, crește până la ultimul termen cunoscut cu 125°, căci acesta se topește la + 74°,7. Tot ast-fel temperatura de fierbere, de la propan - 17°, crește cu 287°,5 numai până la pentadecan, care fierbe la 270°,5.

Proprietăți chimice. Tóte aceste hidrocarburi, fiind saturate nu pot să mai primescă în molecula lor nici un alt atom, ele însă, pot da naștere la produse de substituție, adică la corpă, cari se forméză înlocuind în parte saú în total hidrogenul lor prin oră-care din elementele celor trei grupe ale chimiei neorganice saú prin radicalii compuși la care acestea pot da naștere. Ele sunt, în general, fóрте puțin influențate de diteriți agenți.

1. Clorul, bromul și iodul, puși în contact cu vaporii oră-căreia din aceste hidrocarburi, cu deosebire sub influența razelor solare, pot să se substituie în locul hidrogenului, dând compuși de forma următoare:



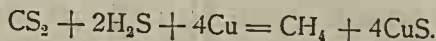
2. Prin oxidațiune, hidrocarburele de la hexan în sus pot fi oxidate și transformate în acizi. In cele mai multe cazuri molecula lor este desfăcută în altele mai simple. Corpul din urmă care se forméză prin oxidarea lor este CO₂. Termenii inferiori, în special metanul, sunt transformați prin oxigen în CO₂ și H₂ O; reacțiunea se face cu explozie: CH₄ + 2O₂ = CO₂ + 2H₂O.



Starea naturală. Metanul se găsește destul de răspândit în natură. În România el se găsește în gazele eșite din pământ în regiunile păcurilor și în salzele vulcanilor de noroiu de la Lopătarăi (Buzău).

El se produce în malul bălților puțin adânci, se află și în minele de cărbuni de pământ din care cauză adesea se întâmplă explozii.

Preparațiuni. Afară de procedeele generale descrise mai sus s'a mai făcut sinteza metanului plecând de la sulfura de carbon:



Proprietăți. El este un corp gazos, lichefiabil, fără color, fără gust, fără miros.

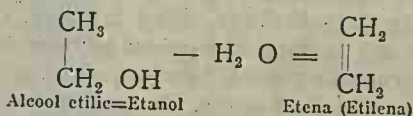
El arde în contact cu aerul cu o flacără albăstrue, puțin luminosă, transformându-se în CO_2 și H_2O . Acestui fapt se datorează exploziile în minele de hule.

Hidrocarbure nesaturate.

Seria: $\text{C}_n \text{H}_{2n}$.

Starca naturală. Etena se găsește împreună cu metanul în gazele ce es din pământ în regiunile petrolifere, iar câți-va din termenii superiori ai seriei mai ales cu catena ciclică, se găsece în petrolu.

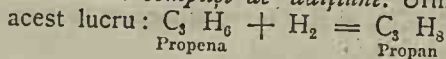
Preparația. Metoda generală pentru prepararea acestor hidrocarbure consistă în deshidratarea alcoolilor corespunzător:



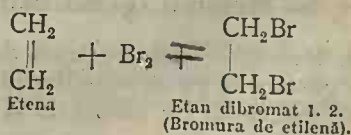
Proprietăți fizice. Și la aceste hidrocarbure putem observa aceleași fapte ca și la hidrocarburele saturate. Temperatura fuziunii și a fierberii crece în mod regulat cu înmulțirea atomilor de C în moleculă. Principalele sunt:

		Temperatura fierberii.
Etena	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	— 105°
Propena	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$	— 90°
Butena	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	— 5°
Pentena	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	+ 37°

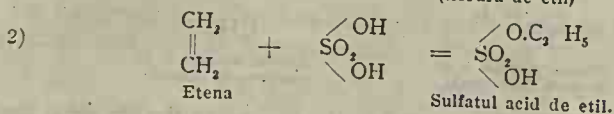
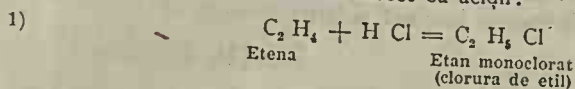
Proprietăți chimice. Aceste proprietăți au ca punct de plecare legătura prin câte două valențe a atomilor de carbon. Două din aceste 4 valențe pot să se desfacă cu ușurință și pot fi satisfăcute cu diferiți radicali monovalenți; corpii, cari se formează în acest mod se numesc *compuși de adițiune*. Următoarele exemple ne dovedesc acest lucru:



Același lucru se petrece cu clorul, bromul sau iodul:



Din aceeași cauză ele se combină direct cu acizi:



$\text{C}_2\text{H}_4 = \text{Etena (Etilena)}$.

Pentru a prepara etena, în cantitate mai mare, deshidratăm etanolul (alcoolul etilic) prin SO_4H_2 . Pentru acesta se amestecă 1 vol.

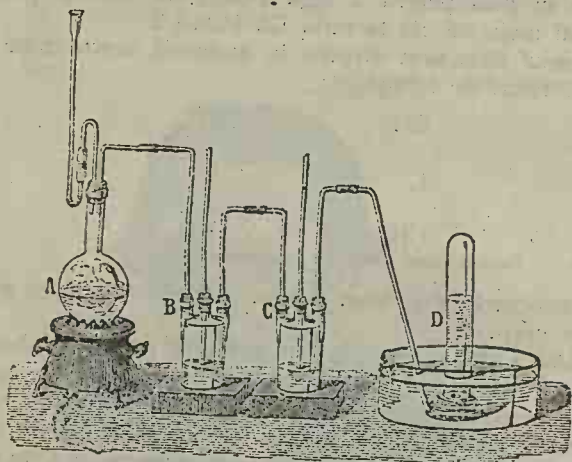
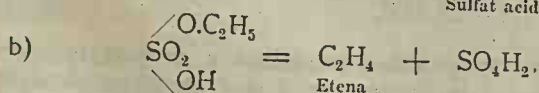
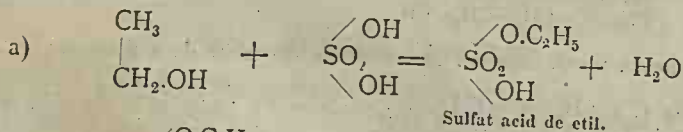


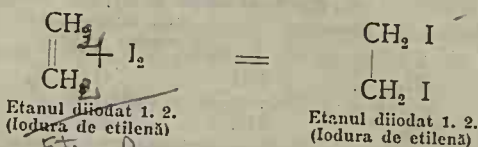
Fig. 105. Prepararea etenei.

etanol cu 2 volume SO_4H_2 încetul cu încetul, într'un vas răcit și se încăldește într'un balon de sticlă A. Etena se spală în vasele B și C și se culege sub apă în D. În acest caz reacțiunea se petrece în modul următor:



Proprietăți. Etena e corp gazos, fără gust, fără culoare, cu miros eterat particular, lichefăcută ferbe la -105° .

Etena pusă într'un balon cu iod, dă etanul diiodat 1. 2, (iodura de etilenă), sub influența luminei solare:

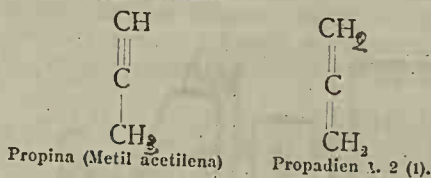


Etena este un gaz combustibil, arde în aer cu flacăra albă, luminoasă, producând CO_2 și H_2O .

Seria: $\text{C}_n \text{H}_{2n-2}$.

Hydrocarburele din această serie au proprietatea comună de a putea intra în reacțiuni ca tetravalente din cauza celor 4 valențe în trebuințate în plus pentru a lega atomii de carbon prin câte 2 legături mai mult de cât la seria $\text{C}_n \text{H}_{2n+2}$.

După modul cum sunt dispuse în moleculă aceste două legături, avem două feluri de homologi:



Acastă structură influențază asupra proprietăților fizice și chimice ale acestor corpi.

Preparația. Câți-va dintre acești corpi se produc la distilațiunea cărbunilor de pământ și etina se mai produce de câte ori ardem în mod necomplet materiile organice.

Proprietăți. Temperaturile lor de fierbere și de topire cresc, ca și în seriile precedente, cu îngrămădirea atomilor de C în moleculă. Principalii corpi cu structura lineară din această serie sunt următorii:

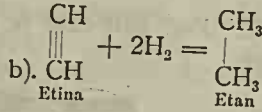
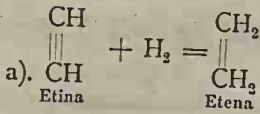
		Temperatura de	
		Fuziune	Fierbere
Etina . . .	$\text{CH} \equiv \text{CH}$	—	—
Propina . . .	$\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$	—	gaz
Butina . . .	$\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	—	gaz
Pentina . . .	$\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	—	18°
			48°

De asemenea pentru isomerii cu constituție deosebită de a acestora:

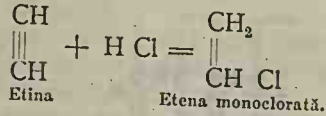
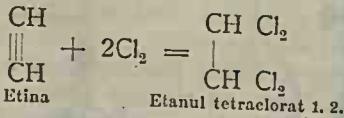
Propandien 1. 2.	$\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$	—	+	gaz
Butandien 1 3.	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$	—	+	18°

Proprietăți chimice: Proprietatea principală a acestor hidrocarbure este de a da compuși de adițiune cu 2 și 4 atomi monovalenți.

(1) Propan $\text{C}_3 \text{H}_8$, care are două legături duble prin pierderea a 4 hidrogeni.



Ca halogenii și cu acidele halogene combinațiunea se face cu vehemență, mai ales la lumina solară:



Prin acțiunea amestecurilor oxidante ele se transformă de obicei în acizi, astfel:

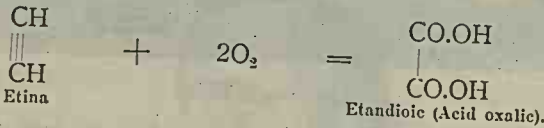
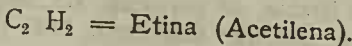


Fig. 106. Berthelot născut la 1827. Profesor la Collège de France (Paris).



Istoricul. Ea a fost descoperită de Davy la 1836. Sinteza ei din elemente a făcut-o Berthelot la 1848. Aceasta este întâia sinteză directă făcută în chimia organică.

Preparația. Etina se găsește în mici cantități în gazul de iluminat. Ea se prepară făcând să ardă în mod necomplet gazul de iluminat într-o lampă specială.

Sinteza etinei (Berthelot) se face trecând scintei electrice între căr-

bunii CC' (Fig. 107) care se află în vasul de sticlă A, umplut cu hidrogen.

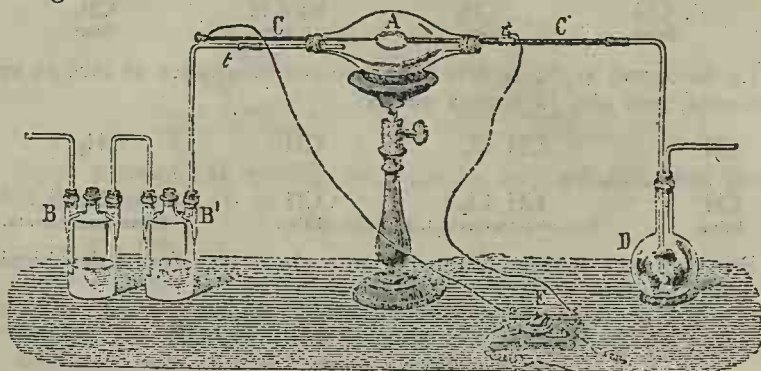


Fig. 107. Sinteza etinei.

Hidrogenul intră prin *t*, iar etina formată trece prin vasul D în care este reținută prin soluțiunea de $\text{Cu}_2 \text{Cl}_2$ în amoniac.

Proprietăți. Etina e gazoasă la temperatura ordinară și a fost lichidă la 0° sub presiune de 48 atmosfere.

Sub influența căldurii etina se condensază, transformându-se în benzen (Berthelot 1865, fig. 108): $3\text{C}_2\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_6$.

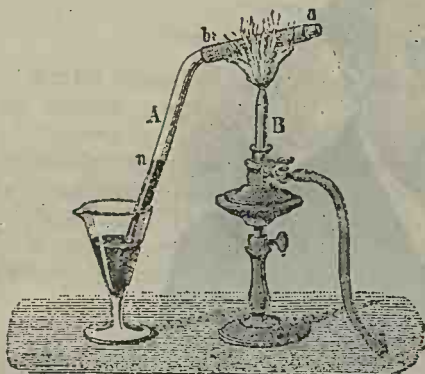


Fig. 108. Polimerizarea etinei.

Seria: $\text{C}_n \text{H}_{2n-4}$.

În această serie hidrocarburile cu catenă ciclică sunt cele mai bine cunoscute. Se cunosc ast-fel o grupă întregă dintre care unele există în natură și se numesc *terebentene*.

Terebentenele au toate aceeași compoziție: $\text{C}_{10} \text{H}_{16}$ și sunt destul de numeroase. Între ele avem: esența de terebentină, de ienu-

per, de cuișore, de lămâie, de portocale, de bergamot, etc.

Ele sunt lichide și mai toate fierb între 144° și 180° .

Terebentina (esența de terebentină) se obține prin distilarea terebentinei.

Terebentina este produsul care se secretază de arborii rășinoși ca: bradul, moliftul, etc. Prin distilare ea se împarte în *terebentină* și *colofonii* (sacâz).

Ea e lichidă și fierbe la 161° .

Lăsată fiind la aer, absorbă oxigenul, se întărește și se transformă cu timpul în colofoniū.

Cu HCl gazos de doi compuși cu aceeași formulă: $C_{10}H_{16}$, HCl, dintre cari unul lichid și altul cristalizat.

Acesta din urmă se numește *camfora artificială*, din cauza mirosului său care sémănă cu al camforei.

Seria: $C_n H_{2n-6}$

Acésta este una din seriile cele mai importante. Corpii cari o forméză sunt fôrte numeroși și bine cunocuți.

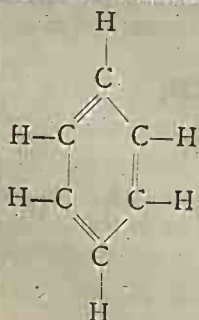
Primul corp dintre ele este *benzenul*, de la care derivă tôte. Pentru a putea fi studiată acéstă grupă de hidrocarbure, e necesar a se cunósce bine formula de constituție a benzenului.

Constituția benzenului și a hidrocarburilor din seria $C_n H_{2n-6}$.



Fig. 109. Kekule născut la 1829, profesor la Bonn, Germania.

La 1865 *Kekule* bazat pe tetravalența carbonului și pe formula brută a benzenului, propuse ca formulă de constituție a acestuia următórea, cunosută sub numele de *hexagonul lui Kekule*:



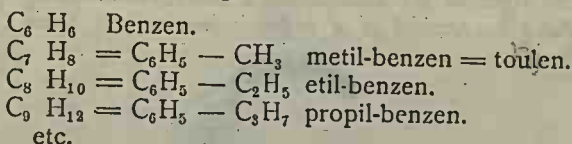
Benzen=Ciclo hexatrien, căci derivă de la *Ciclo hexanul* C_6H_{12} , care perdând 3 H_2 are trei duble legături.

La 1866, în urma sintezei benzenului făcută de *Berthelot*, prin polimerizarea etinei prin căldură, această formulă căpătă o valoare mai mare, prin faptul că ea arată modul de grupare al celor trei molecule de etină în timpul polimerizării (reunirii) lor.

Benzenul are numeroși termeni homologi, cari diferă între ei prin rațiunea CH_2 .

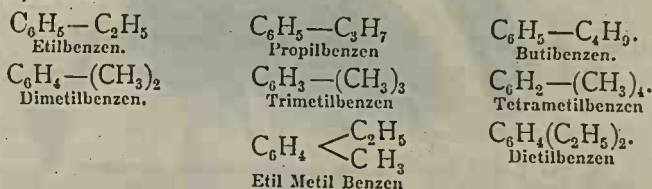
Prin formula de mai sus putem să ne explicăm constituția lor, pentru acesta nu avem de cât să substituim în parte sau în total hidrogenul benzenului prin radicali monovalenți: metil, etil, propil, etc

Ast-fel avem următorii corpi:

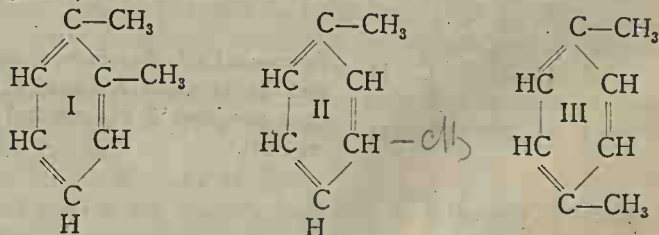


În ce privește metilbenzenul, un putem avea de cât un singur corp, de óre-ce nu avem alt radical hidrocarbonat monovalent mai puțin avut în carbon de cât metilul.

În ce privește însă etilbenzenul și homologii săi superiori, ușor putem vedea natura isomerilor lor, căci în loc de a scóte un atom de H de la benzen și a-l înlocui prin etil, propil, etc., putem să scótem două sau mai mulți atomi de H și să-i înlocuim prin radicali mai puțin avuți în C și H, cari însă prin suma atomilor de carbon și hidrogen din moleculele lor să compenseze pe aceia ai etilului, propilului, etc. Corpi, cari se nasc ast-fel sunt *isomere prin compensațiune*, d. e.:

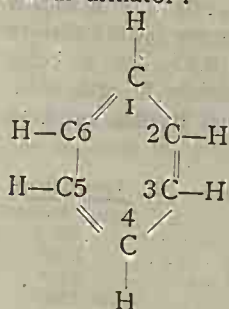


Numérul acestor isomeri este mult mai mare prin faptul că în molecula benzenului îndată ce avem 2 atomi de hidrogen substituiți, obținem trei corpi diferiți după pozițiunile, pe cari radicalii introdușii le ocupă în moleculă; ast-fel se cunosc trei dimetilbenzeni, cari au proprietăți cu totul deosebite.



În adevăr, toți atomii de C din molecula benzenului au aceeași însemnătate, ceea ce explică pentru ce derivații monosubstituiți nu au nici un *isomer prin pozițiune*.

Dar dacă un al doilea radical, identic sau nu, se va substitui în aceeași moleculă, el va putea să ocupe pozițiunile indicate mai sus a dimetilbenzen și să dea naștere la trei corpuri deosebiți. Pentru a explica aceste fapte, se numerotază atomii de C din moleculă în modul următor :



Când primul radical este substituit, d. e. în poziția I și al doilea într'o poziție imediat vecină, adică la 2 sau 6, corpul ce va rezulta va fi același, căci pozițiile 1.2 și 1.6 sunt identice. Acest mod de substituție se numește *orto* (Fig. 1).

Când radicalul al doilea este substituit în 3 sau 5, el se află depărtat de radicalul substituit în poziția I la aceeași distanță prin atomii de C 2 și 6. În acest caz substituția se numește *meta* (Fig. II).

Când al doilea radical ocupă poziția diametral opusă 4, avem substituția *para* (III).

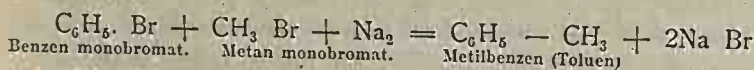
Ast-fel pentru dimetilbenzenul de sus vom avea numirile următoare: *Ortodimetilbenzen* (I), *metadimetilbenzen* (II), *paradimetilbenzen* (III).

Numărul isomerilor prin pozițiune devine din ce în ce mai mare, cu cât substituția este mai înaintată, mai ales când radicalii substituiți sunt diferiți.

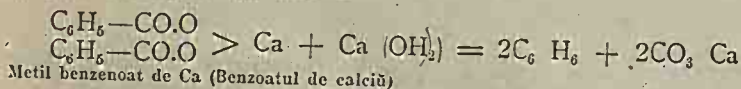
Starea naturală. Câte-va dintre aceste hidrocarbure s'au găsit în petrolurile de la: Rangon (Siam), Caucaz, România etc.

Preparațiunea. I. Aceste hidrocarbure se obțin în cantitatea mare din produsele de destilație ale cărbunilor de pământ. Ele pot fi separate unele de altele prin distilație fracționată, iar produsele superioare prin cristalizare.

2. Se mai pot prepara încălzind clorurile, bromurile sau iodurile hidrocarburelor saturate împreună cu aceeași derivați ai benzenului și cu sodiu.

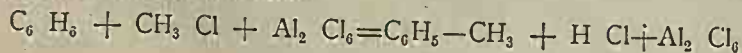


3. Prin distilarea uscată a acizilor corespunzători acestor hidrocarbure cu hidrat de calciu.

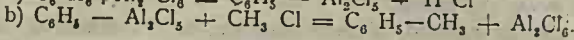
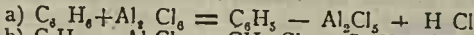


4. Procedeeul cel mai practic, cu care s'au obținut foarte mulți homologi ai benzenului a fost introdus de *Friedel și Crafts* la (1877).

El se bazează pe acțiunea ce o are clorurii de aluminiu asupra corpurilor din această serie.



Reacțiunea acésta se face în două faze.



În acest mod se pot obține toți homologii de la toluen până la hexametilbenzen: $C_6(CH_3)_6$.

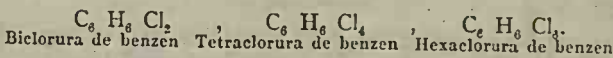
Proprietăți fizice. Aceste hidrocarbure sunt, în genere, lichide. Temperatura lor de fierbere crește de la 80,95 până peste 300° în raport cu grămădirea atomilor de C în moleculă. Densitatea celor inferioare ca benzenul, etc., este mai mică de cât apei (0,85), iar a celor superioare este cu mult mai mare. Ele sunt insolubile în apă, solubile însă în etanol (alcool), metanol (alc. metilic) și în etan oxitan (eter). Principalii corpi din această serie sunt:

		Temperatura topirei fierberii	
Benzenul	C_6H_6	+ 6°	80° 5
Metilbenzenul=Toluenu	$C_6H_5 - C H_3$	—	108°
Etibenzenul	$C_6H_5 - C_2H_5$	—	134°
Dimetilbenzenul=Silenu	$C_6H_4 \cdot (CH_3)_2$	meta	-74° 139°
		orto	-28° 143°
		para	+15° 138°
Trimetilbenzenul	$C_6H_3 \cdot (CH_3)_3$	1.2.3	- 169°
		1.3.4 (Pseudocumen)	- 165°
		1.3.5 (Mesitylen)	- 163°
Hexametilbenzerul	$C_6(CH_3)_6$	109°	264°

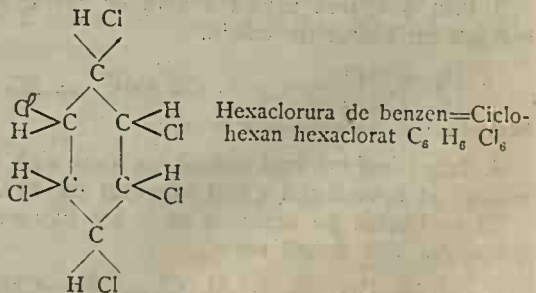
Proprietăți chimice. Corpii din această serie au proprietăți foarte variate din cauza constituțiunii lor; ast-fel vom avea de studiat două feluri de produse ale lor: de adădire și de substituție.

Produsele de adădire se fac din cauză că moleculele acestor hidrocarburi au câte 5 valențe disponibile prin cele trei legături duble dintre atomii de carbon.

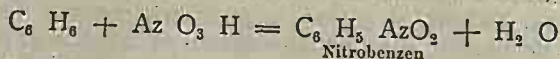
Ast-fel, supunând benzenul la acțiunea clorului, sub influența razelor solare, se pot obține compuşii următori:



Ultimul dintre aceşti corpi va avea ca formulă de constituție următoarea :

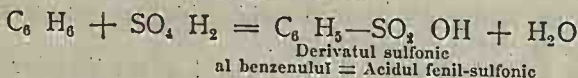


Acidii azotic și sulfuric, dau produse de substituire numai în locul hidrogenului din radicalul benzenului, numite *derivați nitrici*.

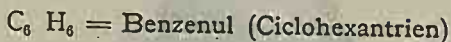
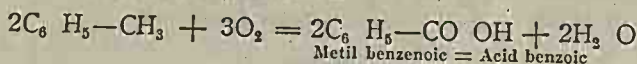


În acest mod s'a'u putut obține derivați nitrici cu mai multe grupe AzO_2 substituie în moleculă precum: $C_6 H_3 (AzO_2)_3$, trinitrobenzenul.

Cu $SO_4 H_2$ se obțin *derivați sulfonici*:



Benzenul nu dă produse definite prin oxidațiune; homologii săi se oxidază în grupurile substituie:



Starea naturală. Benzenul există în mici cantități în unele păcuri.

Preparația. Gudronele, ce rezultă din distilația cărbunilor de pământ sunt distilate în aparate speciale, punându-se de o parte porțiunile ce distilă între 80° și 85° . Din aceste porțiuni se scote prin o a doua distilație și cristalisație benzenul.

Proprietăți. Benzenul este un lichid mobil, incolor, cu miros plăcut, cu densitatea 0,85. El se topește la $+6^\circ$ și fierbe la $80^\circ,5$.

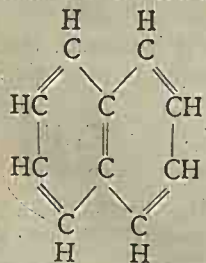
Aprins fiind, arde cu o flacără fuliginosă și vaporii săi, arși în un curent de hidrogen, produc o lumină vie.

Benzenul încălzit la 400° , într'o țevă închisă, perde o parte din hidrogenul său și se transformă în *difenil*: $2C_6 H_6 = C_6 H_5 - C_6 H_5 + H_2$.

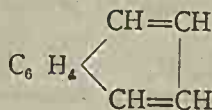
Întrebuințarea. Benzenul și unii dintre homologii săi, ca metilbenzenul, sunt foarte întrebuințați ca materii prime pentru prepararea materiilor colorante.

Principalele hidrocarburi din seriile următoare sunt: Naftenul = *Naftalina* $C_{10} H_8$, care are aceeași însemnătate față de homologii din seria $C_n H_{2n-12}$ ca și benzenul în seria $C_n H_{2n-6}$.

Formula de Constituție a naftenului este următoarea:



Ce se poate scrie și:



Cu naftenul se pot obține derivații de substituție, ca și cu benzenul, numărul isomerilor însă este cu mult mai mare.

Preparația. Naftenul se găsește în gudronele rezultate din distilația cărbunilor de pământ și se extrage lăsând să cristalizeze produsele ce distilă între 180° și 220° . Aceste cristale se purifică prin sublimare.

Sinteza naftenului a fost făcută de *Berthelot* trecând etina (acetilena) prin o țevă de porțelan înroșită: $5C_2H_2 = C_{10}H_8 + H_2$

Proprietăți. Naftenul este corp solid, cristalizat, cu aspect sidetos se topește la 79° și fierbe la 218° .

Naftenul se combină direct cu 2 sau 4 atomi de clor formând corpul.

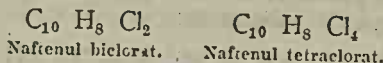
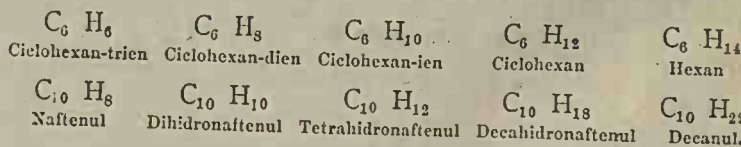


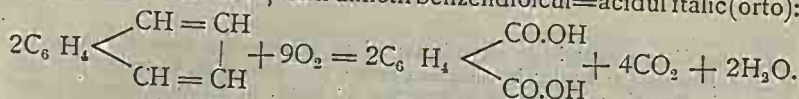
Fig. 110. Adolf Baeyer, născut la 1835, profesor la Munch.

Berthelot și *Baeyer*, au hidrogenat naftenul ca și benzenul, transformându-le în produse hidrogenate până la completa saturație:



facultativ
Lam

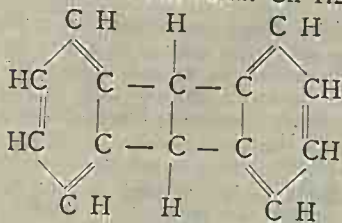
Oxidând naftenul obținem dimetil benzendioicil=acidul ftalic(orto):



Dimetilbenzendioicil = Acid ftalic.

Intrebuințarea. Naftenul se întrebuințază pentru fabricarea unor materii colorante și ca insecticid.

Antracenu din seria: $C_n H_{2n} - 18$.



Antracenu

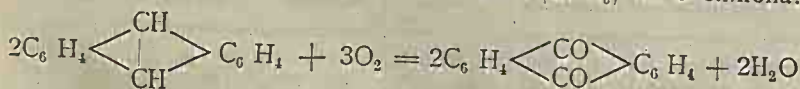
Istoricul. Antracenu a fost descoperit de *Dumas* și *Laurent* la 1852 în gudronele din distilația cărbunilor de pământ.

Preparația. Antracenu se izolează prin cristalizări fracționate din porțiunile de la distilația gudronului, cari trec între 300° și 400°.



Fig. 111. Jean Baptiste Dumas, 1800-1884.

Proprietăți. Antracenu cristalisază în lame, se topește la 213° și ferbe la 360°. Oxidat cu trioxidul de crom (CrO_3) dă o chinonă:



Antracenu.

Antrachinona.

Cu acidul sulfuric dă derivați sulfonici.

Intrebuințarea. Antracenu se întrebuințază la prepararea unor materii colorante și în special a *alizerinului* = roșul de garanță.

Petroleul brut (Păcura = Țițeiū).

El este foarte răspândit în natură. Ast-fel se găsește în: Alsacia, Germania, Franța, România și Rusia; în Asia se găsește în: Asia mică, Siam și Persia; în Africa: în Algeria și Egipt și în America de nord: în Statele-Unite. Cele mai mari cantități de păcură se scot la *Oil-City* în Statele-Unite, la *Baku* în Rusia, iar în Țara românească la: Solonț și Moinesci (Bacău), Sărata și Tegea (Buzău), Băicoi și Câmpina (Prahova) și Glodeni (Dâmbovița). Exploatațiunea păcurei din țara noastră este foarte veche; ast-fel se știe cu siguranță, că la 1640 existau numeroase puțuri.

Proprietăți. Petroleul este lichid, de coloră brună negricioasă, cu reflecte verdui. De multe ori se găsește și incolor sau puțin colorat în galbeu ca la Câmpeni (Bacău) și Govora (R.-Vâlciū). Densitatea lui variază între 0,777 și 0,957. El este format din C și H și conține adese-ori urme de sulf. Petroleul este format dintr'un amestec de hidrocarbure din seria $C_n H_{2n+2}$ cu puțieue din seria $C_n H_{2n}$ (ciclize) și $C_n H_{2n-2}$ și $C_n H_{2n-6}$.

Prin distilație el se împarte în:

<i>Oleuri ușore</i>	cară distilă de la	0° până la	150°
<i>Oleuri pentru lămpă</i>	» » »	150° » »	300°
<i>Oleuri grele</i>	» » »	300° » »	400°

și resturi numite *zaț* sau *păcură*.

Oleuri ușore se împart prin distilațiune în:

Eter de petrol	care distilă de la	40° până la	70°
Gazolina	» » »	70° » »	90°
Benzina	» » »	80° » »	110°
Ligroina (esență minerală)	» » »	80° » »	120°
Terebentina artificială	» » »	110° » »	170°

Acestea sunt amestecuri de hidrocarbure saturate de la butan $C_4 H_{10}$ până la $C_{11} H_{24}$.

Eterul de petrol se întrebuintează pentru a disolva resinele. *Gazolina* pentru fabricarea gazului de luminat artificial și pentru extragerca oleului de rapiță și alte oleuri vegetale.

Benzina se întrebuintează pentru curățirea petelor și disolvarea cauciucului.

Esența minerală se întrebuintează pentru luminat în lămpă speciale, iar terebentina artificială servește la fabricarea vâpselelor și lacurilor ordinare.

Oleul de lămpă (fotogen, kerosen) trebuie să fie incolor, să nu aibă miros displăcut și să nu se aprindă mai jos de $+25^{\circ} C$ (Aparatul Abel Penschy) (1).

Oleurile grele se întrebuintează la ungerca osiilor. Din ele se scôte:

a) *Vaselina*, care e un corp môle, unsuros, incolor, cu densitatea 0,84 și se topește la 35° . Ea se întrebuintează în medicină ca antiseptic.

b) *Parafina*, care e corp solid, cu densitatea 0,87, se topește între 45° și 65° . Ea este un amestec de hidrocarbure: $C_{24} H_{50}$ până la $C_{37} H_{78}$ și se întrebuintează la fabricarea *luminărilor*. Cu ea se falsifică cêra de albine.

Păcurile noastre sunt dintre cele mai avute în *oleii de lămpă*, după cum se vede din alăturatul tabel:

Productele	Pensilvania	Galiția	România	Alsacia	Baku
Oleuri ușore	10—20%	3—60%	4— %	— %	5—10,6%
» de lămpă	60—75%	55—65%	60—70%	35—40%	32—53,5%
Resturi	5—10%	30—40%	25—35%	55—60%	36—60, %

(1) Pentru a vedé dacă un petroleū nu e primejdios, trebuie cel puțin să nu se aprindă mai jos de $25^{\circ} C$, pus fiind în o cêșcă de cafea neagră—pe jumătate—in care se află un termometru și de care se apropie un chibrit.—Cêșca se încălzește până la $25^{\circ} C$, punând-o în o cêșcă mai mare cu apă ferbinte.

Gazul de luminat.

El a fost fabricat pentru întâia oară de *Philipe Lebon*, inginer francez, la 1785. În urmă, inginerul englez *Murdock* (la 1792) indică procedeul practic pentru iluminarea fabricilor cu acest gaz. La 1815 profesorul *Windsor* formă prima societate pentru luminarea Londrei. Parisul s'a luminat în parte cu gaz la 1820, iar Bucureștii la 1871.

Gazul de luminat se produce în mai multe moduri :

1. Trecând un curent de aer prin gazolină, obținem un gaz de luminat, cu o intensitate luminată destul de mare.

2. Calcinând resturile de la distilația păcurei într'un cilindru de fer, se obține un gaz cu o putere luminătoare mare, care are avantajul de a nu da SO_2 prin ardere. Acest gaz este foarte estin și ar fi bine să se introducă în țara noastră.

3. Gazul preparat prin distilația cărbunilor. El se prepară calcinând cărbuni de pământ, de cea mai bună calitate, în cilindre de gresă C (Fig. 112). În timpul calcinării lor gazul produs se ridică prin tubul T în vasul spălător B, umplut pe jumătate cu apă. Din acesta trece prin țevile D și ajunge în K. De aci se scoboră prin jumătatea din dreapta a turnului O umplut cu coc, se ridică prin jumătatea din stânga a acestuia și ese prin I. În țevile C și turnul O gazul e curățat în mod fizic, prin faptul că el răcindu-se, produsele volatile (apa, hidrocarburele lichide și solide, fenolii, etc.) duse cu dînsul, se condensază și se adună în vasul E de unde se culeg apele amoniacale și materiile gudronoase. Din I trece gazul în cutia M, ridicându-se prin camera L, și coborîndu-se prin L'; de aici se duce la gazometrul G. În M, el este curățat din nou, pe cale chimică, prin faptul că e silit să treacă prin nisce grătare suprapuse, deasupra cărora se pune rădătura de lemn amestecată cu Fe_2O_3 . Hidrogenul sulfurat este reținut formând sulfura de fer. Tot aici se depune și naftenul care, fiind foarte volatil scapă în parte la purificarea fizică.

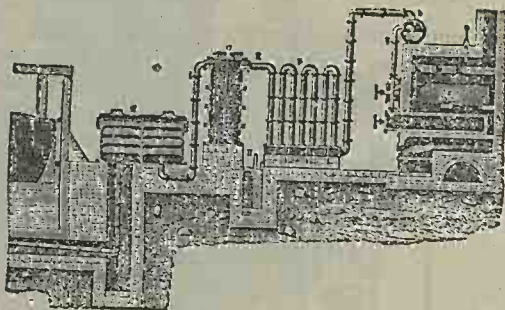


Fig. 112. Fabricarea gazului de luminat din cărbuni de pământ.

Gazul de luminat este un amestec compus din corpuri următoare :

Metan	CH_4 35%	Hidrogen 40%
Etina	C_2H_2 urme	CO 7%
Etena	C_2H_4 4%	Az. 1%
Propena	C_3H_6 urme	H_2S urme
Butena	C_4H_8 1%	CO_2 urme
Hexena	C_6H_{12} urme		
Benzen	C_6H_6 urme		

Gudronele conțin :

Solide		Hidrocarburi	
Naften C_{10}H_8	Lichide	
Antracen $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$	Hexen C_6H_4
Metilantracen $\text{C}_{15}\text{H}_{12}$	Benzen C_6H_6
		Metil benzen=Toluen C_7H_8
		Dimetil benzen 1,3=Xilen (meta)	C_8H_{10}

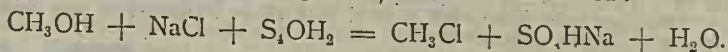
Afară de aceste hidrocarbure se mai găsește *fenol* $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, dimpreună cu homologii săi precum și *fenilamină* = *anilină*, *piridină*, etc.

Compuși hidrocarburelor cu Cl. Br. și I.

Derivații monosubstituții a hidrocarburelor ca: $\text{CH}_3 \text{ Cl}$, $\text{C}_2 \text{ H}_5 \text{ I}$, $\text{C}_6 \text{ H}_6 \text{ Br}$, etc., se mai numesc și *eteri simpli* sau *eteri haloizi*, din cauză că ei se formează când tratăm hidrații hidrocarburelor (alcoolii și fenolii) cu acizii hidrogenați ai halogenilor.

Printre acești corpuri mai întrebunțați sunt următorii:

Metanul monoclorat (*Clorura de metil*), $\text{CH}_3 \text{ Cl}$, a fost preparat de *Dumas* și *Pelligot*. El se poate obține tratând metanolul (alcooolul metilic) cu acid sulfuric în prezența clorurei de sodiu:



Metanul monoclorat e corp gazos la temperatura ordinară, cu culore etărată. Lichefăcut fierbe la $-23^{\circ},7$. Evaporat brusc scade temperatura sub -40° .

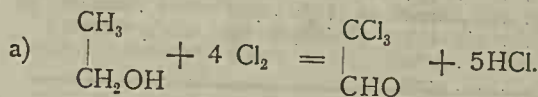
Cu ajutorul lui putem să solidificăm mercuriul. Pentru scopul acesta punem mercuriul în tubul B (fig. 113) care e cufundat într'un vas cu metan monoclorat A.

Evaporațiunea se face printr'un curent de aer, ce intră prin S și iese prin t. Vasul A e introdus în sticla C, în care s'a pus clorurul de calciu anhidru pentru a usca aerul din ea și a împiedica astfel condensarea vaporilor de apă pe suprafața vasului A.

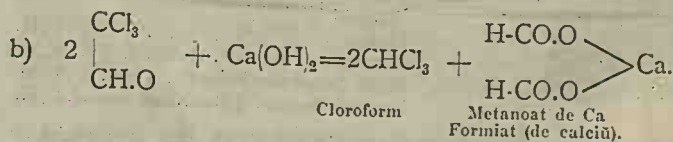
Metanul monoclorat se întrebunțează ca răcitor la laboratoarele de chimie și în medicină ca anestezic.

Metanul triclorat = Cloroformul, CHCl_3 , a fost preparat la 1832 de *Soubeiran* în Franța și *Liebig* în Germania.

El se prepară în cantități mari tratând etanolul cu cloro-hidratură de calciu ($\text{Cl}-\text{Ca}-\text{OH}$) și hidratură de calciu, la 80° . Reacțiunea se petrece în modul următor:



Etanal triclorat
(Aldehida triclorată—Cloral.)



Cloroform

Metanoat de Ca
Formiat (de calciu).

Cloroformul e corp lichid, cu miros aromatic plăcut și cu gust

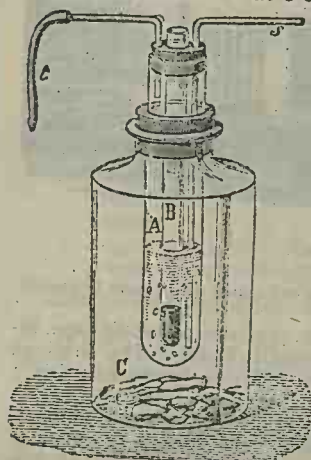


Fig. 113. Solidificarea mercuriului prin $\text{CH}_3 \text{ Cl}$.

dulce. Densitatea lui este 1,5. El se topește la $-83^{\circ},5$ și fierbe la $61^{\circ},2$. Se întrebuințează ca anestezic în medicină și ca disolvant în chimie.



Fig. 114. Justus Liebig. 1803—1873.

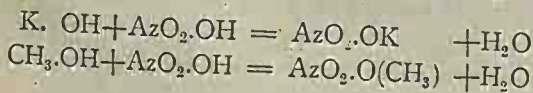
Metanul triiodat = Iodoformul, CH I_3 , se prepară încălzind etanolul cu iod și carbonat de sodiu la 80° . Reacțiunea este aceeași ca la metanul tricolorat (cloroform).

El e corp solid, cristalisează în table hexagonale, galbene ca sulful, cu miros pătrunzător. Se topește la 119° și se volatilizează cu înlesnire.

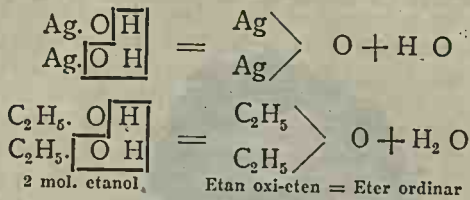
El se întrebuințează în medicină ca antiseptic.

Hidrații hidrocarburelor (Alcoolii și fenoli).

Radicalii mono sau polivalenți ai hidrocarburelor pot să fie saturați cu unul sau mai mulți oxidriți pentru a da naștere la hidrați. Numele lor se formează, terminând numele hidrocarburei prin sufixul *ol* odată, sau de mai multe ori, S. E.: Metan-ol, Etan-ol, Etan-di-ol, Propan-tri-ol, etc. Acești hidrați, considerați din punctul de vedere al funcționării lor, pot fi comparați cu hidrații metalelor. Ast-fel:



Intocmai ca aceștia, prin deshidratare pot să formeze oxizi, d. e.:



Hidrații se împart în două grupuri mari:

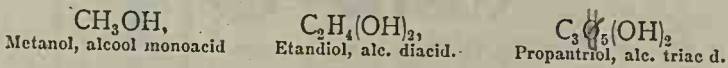
1. *Alcoolii*, sunt hidrații hidrocarburelor aciclice.
2. *Fenolii*, sunt hidrații hidrocarburelor ciclice.

Alcoolii.

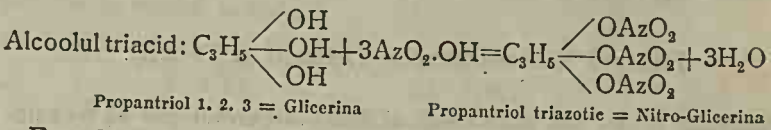
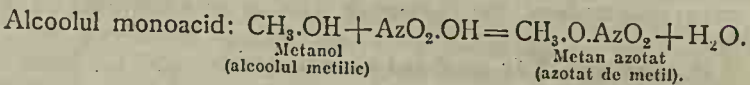
Historicul. Acastă funcțiune a fost cunoscută la 1836 de *Dumas și Peligot* studiind spirtul de lemn (metanol).

Clasificarea alcoolilor. Alcoolii se împart în diferite grupe, în raport cu numărul oxidrilor ce au în moleculă și după locul pe care îl ocupă aceștia.

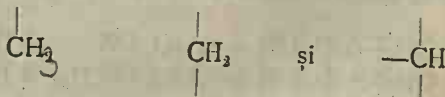
Numărul oxidrilor în molecula unui alcool este variabil; ast-fel avem:



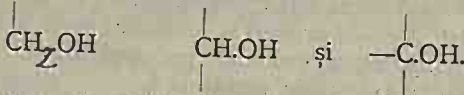
Ei se numesc întocmai ca bazele. Când alcoolul are un singur oxidril, el este: *monoacid*; când are doi: *biacid*; cu 3: *triacid*, etc. Acastă numire se bazază pe proprietatea ce o au de a putea forma cu acizii monobazici, compuși în care radicalul acestora să se găsească de atâtea ori, câți oxidrii are alcoolul, d. e.:



Este foarte important a se ști din punctul pe vedere al isomerilor și al derivaților ce se pot obține, locul pe care oxidrilul îl ocupă în moleculă. El poate să fie substituit numai în locul unui atom de H de la următoarele trei grupuri, cari formază hidrocarburele lineare sau arborescente:

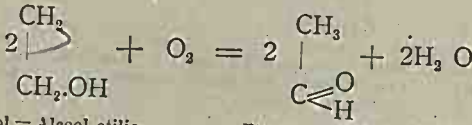


dând naștere la următoarele substituțiuni :



Prezența acestor grupuri în moleculă ne indică trei alcoolii diferiți. Acei în cari se găsește grupul $\text{—CH}_2\text{.OH}$ se numesc *alcooli primari*.
 „ „ „ „ „ „ „ „ =CH.OH „ „ *alcooli secundari*.
 „ „ „ „ „ „ „ „ ≡C.OH „ „ *alcooli terciari*.

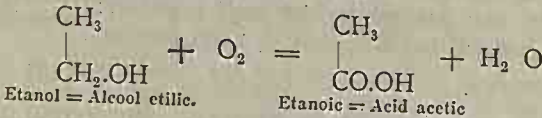
1. *Alcoolii primari*, dau prin oxidațiune, două feluri de corpuși. Deshidrogenându-i prin oxigen obținem *aldehida (alcohol dehidrogenatum)*.



Etanol = Alcool etilic.

Etanal = Aldehida etilică.

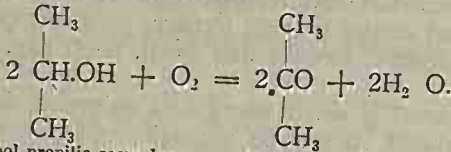
Inlocuind 2H prin O obținem *acizii* :



Etanol = Alcool etilic.

Etanoic = Acid acetic

2. *Alcoolii secundari*, dau, deshidrogenându-se (prin oxidațiune) un singur fel de corpuși, numiți *cetone* :



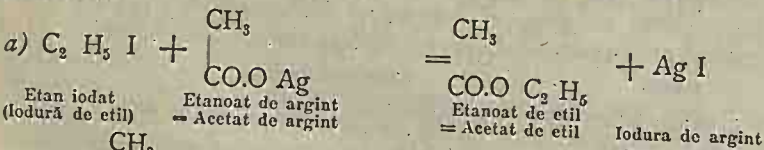
Propanol 2 = Alcool propilic secundar.

Propanon = Acetona.

3. *Alcoolii terciari* nu dau nici aldehide, nici cetone, nici acizii ci se discompun prin oxidațiune.

Sinteza alcoolilor. Sunt număröse procedeele, prin cari se poate face sinteza alcoolilor. Principalul e următorul :

Inlocuind halogenii, substituții în molecula hidrocarburilor, prin oxidrii (*Berthelot* și *Würtz* 1854—1856). Reacțiunea se face în modul următor :



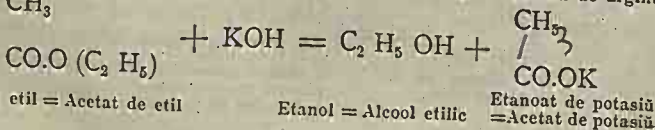
Etan iodat
(Iodură de etil)

Etanoat de argint
= Acetat de argint

Etanoat de etil
= Acetat de etil

Iodura de argint

b)

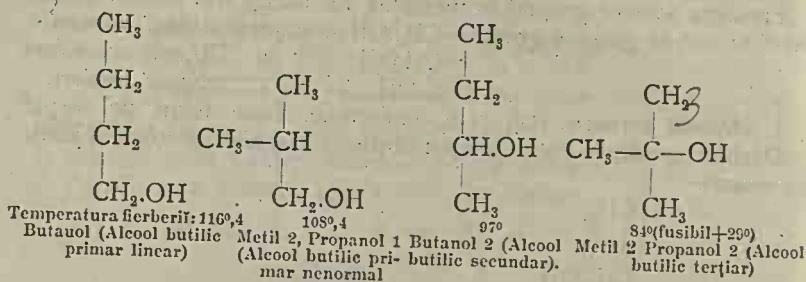


Etanoat de etil = Acetat de etil

Etanol = Alcool etilic

Etanoat de potasiu
= Acetat de potasiu

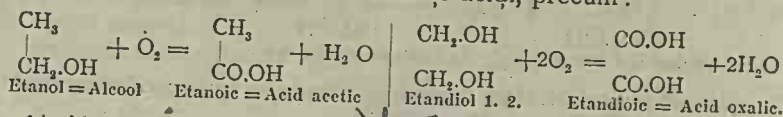
Proprietăți generale. Alcoolii primari au temperatura fierberii mai înaltă de cât alcoolii secundari corespunzător, și aceștia mai înaltă de cât cei terțiar. Alcoolii primari și secundari puțin avuți în carbon, sunt lichizi la temperatura ordinară, pe când alcoolii terțiar sunt solizi. Ast-fel avem exemplele următoare:



Proprietățile chimice principale sunt următoarele:

1. Prin oxidațiune grupurile alcoolice, ori cât de numerose ar fi într'o moleculă, dau naștere la compuşii următorii:

a) Alcoolii primari dau aldehide și acizi, precum:

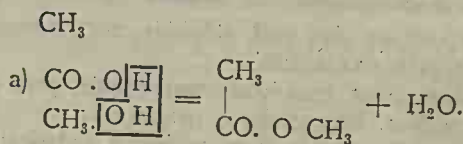


b) Alcoolii secundari dau cerușe, după cum s'a vădut mai sus.

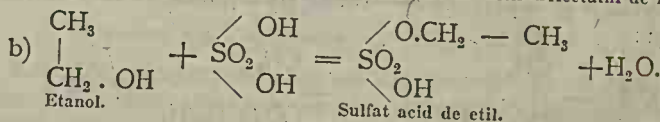
c) Alcoolii cari conțin grupuri terțiare, se discompun.

2. Prin deshidratare, alcoolii dau oxidii, (veđi pag. 118).

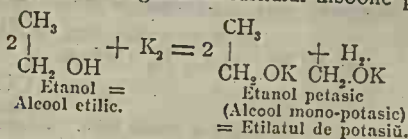
3. Acizii organici și acizii neorganici oxigenați, dau cu alcoolii, compuşii comparabili cu sărurile minerale, numiți *eteri compuşii*:



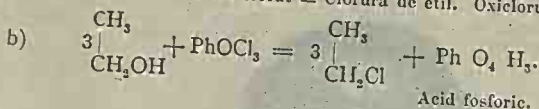
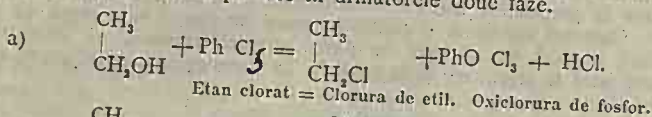
Câte o moleculă Etanoic și Metanol Etanoatul de metil = Acetatul de metil



4. Putem inlocui hidrogenul oxidrilului alcoolic printr'un metal:



5. Oxidrilul alcoolic, ori-care ar fi grupul din care face parte, p \acute{o} te s \grave{a} fie inlocuit prin Cl, Br sau I, cu ajutorul deriva \acute{t} ilor clora \acute{t} i, broma \acute{t} i sau ioda \acute{t} i ai fosforului. Reac \acute{t} iunea se petrece in urmatoarele dou \acute{e} faze.



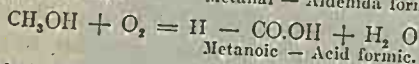
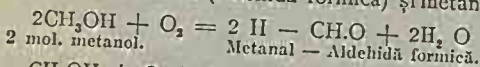
Alcool \acute{i} monoaci \acute{d} i.

Linear \acute{i}	{	Metanol (alcool metilic)	$\text{C}_1\text{H}_3\text{OH}$	ferbe la 66°
		Etanol (" etilic)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	> > $79^\circ,4$
		Propanol (" propilic)	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	> > $97^\circ,4$
		Butanol (" butilic)	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	> > $116^\circ,4$
		Pentanol (" amilic)	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	> > $137^\circ,4$
Linear \acute{i} prohibil	{	Hexadecanol (alcool cetilic)	$\text{C}_{16}\text{H}_{33}\text{OH}$	fuzibil + 50 se descompun
		Heptadicacontanol (" cerilic)	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{OH}$	> + 70° >
		Triacacontanol (" miricic)	$\text{C}_{30}\text{H}_{61}\text{OH}$	> + 83° >

Metanol = Alcool metilic, CH_3OH , numit \acute{s} i *spirt de lemn*, se g \acute{a} seste in natur \acute{a} in frunzele de iarb \acute{a} , urzic \acute{a} , porumb, etc. Se prepar \acute{a} prin distilarea lemnelor in vase inchise (ved \acute{i} acidul pirolignos), cari dau de la 0,5% p \acute{a} na la 1,5% metanol.

Metanolul e corp lichid, incolor, cu miros particular spirtos, cu densitatea 0.814. El ferbe la 66° , este f \acute{o} rte solubil in ap \acute{a} \acute{s} i aprins fiind arde cu flac \acute{a} ra alb \acute{a} strie, pu \acute{t} in lumin \acute{a} t \acute{o} re.

Prin oxidat \acute{i} une d \acute{a} metanal (aldehida formic \acute{a}) \acute{s} i metanoic (acidul formic):



El se intrebuinteaz \acute{a} la lustruit (cu lacuri) din cauz \acute{a} c \acute{a} se usuc \acute{a} curind.

Etanol = Alcool etilic (spirt, alcool): $\text{C}_2 \text{H}_5\text{OH}$.

Istoricul. Descoperirea etanolului se atribue lui *Abu-Kasis*, chimist arab (care a introdus \acute{s} i alambicul in chimie), care l'a numit *al-ka-hal*, adec \acute{a} «spirt u \acute{s} or».

Starea natural \acute{a} . S'a g \acute{a} sit etanolul in corpul animalelor \acute{s} i chiar la omeni precum \acute{s} i in laptele erbivorelor, cari nu beu lichide alcoolice. S'a g \acute{a} sit de asemenea in p \acute{a} m \acute{i} nt, in apele de ploie \acute{s} i in z \acute{a} pad \acute{a} . Fructele dulci: prune, strugui, etc., con \acute{t} in etanol c \acute{a} nd incep s \acute{a} putreziasc \acute{a} .

Prepara \acute{t} ia. Afar \acute{a} de prepara \acute{t} iile sintetice descrise mai sus, etanolul se prepar \acute{a} in cantitat \acute{i} mari in industrie, prin fermenta \acute{t} ia alcoolica a diferitelor substante cari con \acute{t} in glucoz \acute{a} (ved \acute{i} fermenta \acute{t} ia).

Proprietat \acute{i} . Etanolul este un corp lichid, f \acute{o} rte mobil, incolor, cu miros pl \acute{a} c \acute{u} t, cu densitatea 0.792 (la 20°). El fierbe la $78^\circ,4$. Apa l' disolv \acute{a} f \acute{o} rte bine.

Intrebuintarea. Etanolul este unul dintre corpii cei mai intrebuintati in industrie si in laboratoare. Cu el se extrage foarte multi alcaloizi, acizi organici, etc.

El serveste la prepararea materiilor colorante, la fabricarea vapselelor, lacurilor, etc. Oamenii consuma o cantitate mare de etanol sub forma de vin, bere, rachiuri, licoruri, etc. Abuzul de etanol altereaza stomacul si arterele si duce in mod fatal la sterilitate si la nebunie. In genere criminalii si idiotii sunt fii de alcoolici.



Fig. 115. Charles Adolphe Würtz 1817 - 1884.

Alcoolii biacizi = Glicoli.

Istoricul. Glicolii au fost preparati de Würtz.

Nomenclatura glicolilor. Glicolii fiind alcoolii biacizi, cei doi oxidrii ai lor pot aparține grupului primar, secundar sau terțiar. In modul acesta putem să avem șese varietăți deosebite de glicoli.

Când cele două grupuri alcoolice sunt primare, avem un *glicol primar*.

» » » » » » » » » *glicol secundar*
sau *isoglicol*.

Când cele două grupuri alcoolice sunt terțiare avem un *glicol terțiar* sau *pseudoglicol*.

Afară de aceștia mai avem următoarele trei varietăți:

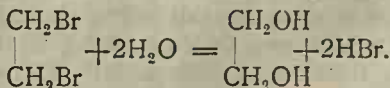
Cu un grup primar și altul secundar.

» » » » » » » » » terțiar.

» » » secundar » » »

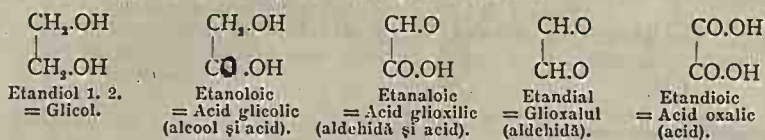
Etandiolul 1. 2=Glicolul etilenic: $C_2H_4(OH)_2$ se topește la 11,5 și fierbe la 197°,5. (D=1.125).

Se prepară cu multă înlesnire ferbând etanolul dibromat 1. 2 cu apă:



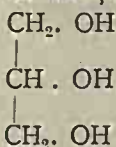
El a fost găsit de *Henninger* în vin.

Priu oxidatie glicolii pot da compusi cu functiuni mixte. Ast-fel de la etandiolul 1, 2 (glicolul etilenic) avem compusi urmatoari:



Alcooli Triaciđi.

Se cunosc până în prezent puđini alcooli din grupul acesta. Cu constituția bine definită avem:



Propantriolul 1. 2. 3. = Glicerina.

Istoricul. Glicerina a fost extrasă pentru întâia oară de *Scheele* la 1779, care a numit-o *principiul dulce al unturilor*.

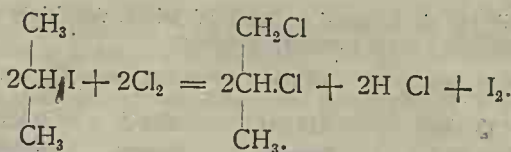


Fig. 116 Charles Friedel, Profesor la Sorbona-Paris 1832—1899.

Starea naturală. Glicerina se găsește în cantitate mare în plante și animale. Există în stare liberă în oleul de palmier, în vin și în alcoolul (spirtul) de sfeclă.

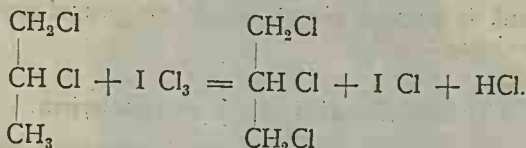
Tóte materiile grase vegetale sau animale nu sunt de cât eteri ai glicerinei resultați din combinațiunea ei cu diferiți acizi derivați din seria $\text{C}_n \text{H}_{2n} + 2$ și $\text{C}_n \text{H}_{2n}$.

Preparația. Sinteza totală a glicerinei a fost făcută de *Friedel și Silva* plecând de la propena, obținută pe cale sintetică, care tratată cu HI a dat propanul iodat 2. Cu acesta s'a făcut sinteza glicerinei în modul următor:



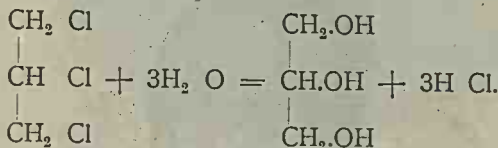
Propanul iodat 2 (Iodura de isopropil). Propanul biclorat 1. 2.

Pentru a se obține derivatul triclorat să tratăm în vase închise cu I Cl_3 .



Propanul triclorat 1. 2. 3 = Triclorhidrina glicerinei.

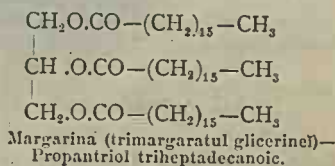
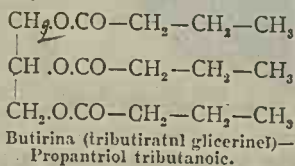
Derivatul tricloric, fiert cu apă sub presiune, ne dă glicerina:



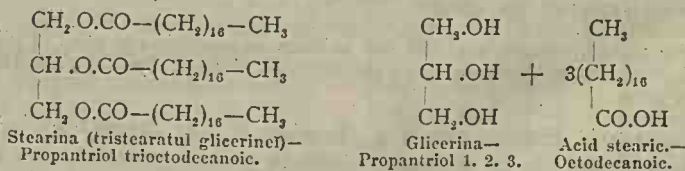
Propanul triclorat 1. 2. 3. Propan triol 1. 2. 3—Glicerina.

În industrie se prepară glicerina tratând materiile grase cu KOH sau chiar cu apă la 150° sub presiune. Această descompunere se numește *saponificare*.

Materiile grase sunt amestecuri de diferiți eteri ai glicerinei. Ast-fel, seul conține cu deosebire stearină; untura conține margarină; untul conține margarină și butirină, iar unt-de-lemnul conține oleina. Formulele acestor eteri sunt următoarele:



Saponificarea lor se face în modul următor:



După răcirea vasului, în care s'a făcut saponificarea, apa conține glicerina, iar la suprafața ei plutesc acidul stearic în stare solidă.

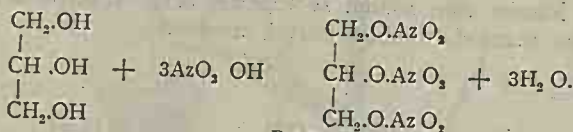
Cuvîntul «*saponificare*» s'a născut prin faptul că această descompunere a materiilor grase se face de regulă cu sodă, sau potasă, ast-fel în cât apa conține glicerină și octodecanoatul (stearatul) de sodă sau potasiu.

Stearatul de sodiu se precipită din apa cu glicerină prin clorura de sodiu, Stearatul de sodiu și potasiu este *săpunul*. Acidul stearic servește la facerea luminărilor de stearină.

Proprietăți. Glicerina este un corp lichid, puțin mobil, incolor, cu gust dulceag. Ea cristalizesă în prisme clinorombice, se topește la 17° și fierbe la 290°, descompunându-se parțial. Pentru a fi solidificată ea trebuie păstrată mai multă vreme la o temperatură sub—30°

Prin oxidație s'au obținut cu glicerina corpi următori:

Propantriolul trinitric 1. 2. 3. = *Trinitrina glicerinei* (numită *trinitroglicerina*) a fost preparată de *Sobrero* la 1847.



Propantriol trinitric 1. 2. 3.
(Triazotatul glicerinei).

Ea este un corp lichid, foarte explosibil. Cu această substanță suedezul *Nobel* prepară *dinamita* (1862), amestecând-o cu pulberi inerte ca: pulberi de silicați (*Kieselgur*) sau cu rădătură de lemn, cu care s'a făcut *dualina*.

Intrebuințarea. Glicerina se întrebuințază în medicină, în parfumerie și la prepararea materiilor explosibile. *Dinamita* e făcută, în genere, din 25% silicați și 75% nitroglicerină.

Alcoolii tetraacizi și poliacizi.

Se cunoște în natură un singur alcool tetraacid: *Eritrita* = *Butantetroholul* 1. 2. 3. 4., $\text{C}_4\text{H}_6(\text{OH})_4$.

Eritrita este corp solid, cristalizesă în prizme pătrate incolore, se topește la 120° și fierbe la 300°, descompunându-se. *Eritrita* nu fermentază.

Prin oxidația ei s'au obținut acid tartric:

$\begin{array}{c} \text{CH}_2.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}_2.\text{OH} \end{array}$ Dintre alcoolii poliacizi se cunoște până acum cu siguranță: $\text{C}_6\text{H}_8(\text{OH})_6$ *manita*.

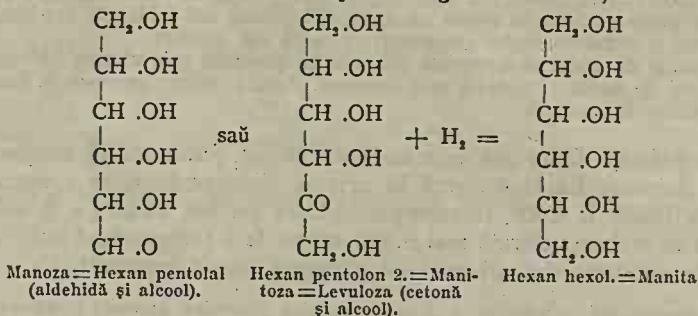
Manita se extrage din substanța numită în comerț *mană*.

Mană este o substanță zaharosă, care se scurge din tăeturile făcute în coaja arborelui *fraxinus sacharifera* din Sicilia.

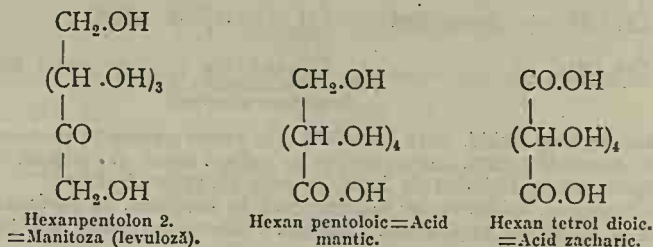
Manita se mai găsește în țelină, măslina, mustul de mere și de cėpă și în câte-va ciuperci.

Preparația. *Mană* se disolvă în apă și se decolorază cu cărbune animal. Soluțiunea se filtrează și *manita* se depune, prin concentrarea acestei soluțiuni. Ea se disolvă în etanol, din care cristalizesă în prizme pătrate subțiri, cu aspect mătăsos.

Ea a fost obținută pe cale sintetică prin hidrogenarea manosei, sau a levulozei



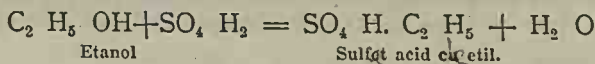
Proprietăți. Manita este solidă, se topește la 66° și fierbe la 200°. Prin oxidația manitei se obțin corpii următori:



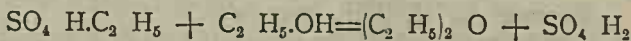
Etan oxietan = Oxid de etil (Eterul ordinar)

Acest corp se numește impropriu și eter sulfuric sau *eter*.

Preparația. Etanolul tratat cu acid sulfuric dă sulfatul acid de etil:



Sulfatul acid de etil pus în contact cu etanolul, dă naștere la etan oxi etan (eter).



Pentru a prepara eterul ordinar facem un amestec de 5 vol. etanol cu 9 vol. $\text{SO}_4 \text{H}_2$ la rece, și-l punem într-o sticlă cu robinet (fig. 117), din care îl lășăm să curgă încetul cu încetul printr'un tub într'o retortă, în care se încălzește același amestec până la 140°. Eterul distilând trece prin răcoritor și se condensează în balonul din dreapta.

Proprietăți. Eterul e un lichid mobil, cu miros caracteristic, cu densitatea 0,836 (la 0°). El fierbe la 35° și nu se solidifică la -80°. Se disolvă în 10 părți apă și e foarte solubil în etanol.

Intrebuințarea. Eterul se întrebuințează ca disolvant și pentru diferite sinteze în

chimic. Se întrebuintează de asemenea în medicină ca stimulant și din cauza temperaturii scădute ce se obține prin evaporarea lui este un bun anestezic local.

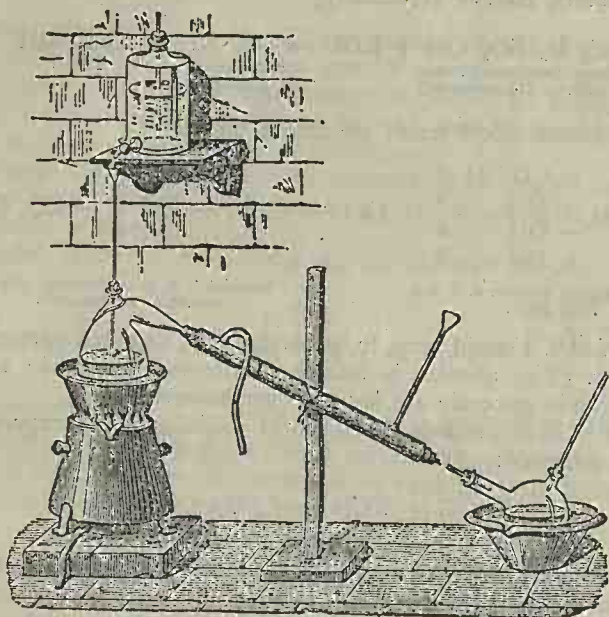
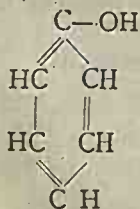


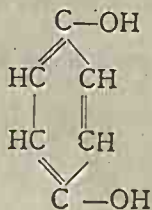
Fig. 117. Prepararea etan oxietanului (eterului ordinar).

F e n o l i i .

Se numesc fenoli corpi, cari rezultă din substituirea unuia sau mai multor oxidrii în locul hidrogenului dintr'o hidrocarbură cu catenă închisă. Așa dar ei sunt hidrați ai hidrocarburilor ciclice. Ei pot fi *mono-acizi*, *biacizi*, *triacizi*, etc., după numărul oxidrilor, ce sînt în moleculă, d. e. :

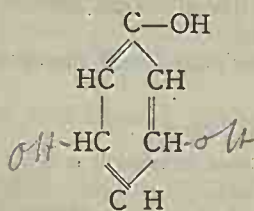


Fenol monoacid al benzenului



Fenolii I. 4=Hidrochinona.

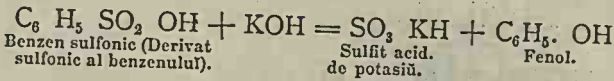
Fenolii I. 3. 5=Floroglu-Fenoldiacid al benzenului cina.



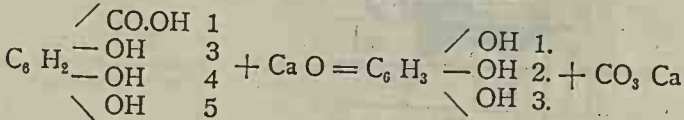
Fenolii I. 3. 5=Floroglu-Fenol triacid al benzenului.

Preparațiunea. Intre procedeele generale, prin cari prepară fenolii, mai însemnate sunt următoarele:

1. Prin descompunerea derivaților sulfonici ai hidrocarburelor prin KOH (Würtz, Kekule și Dusart):



2 Calcinând acizii fenolii cu oxidul de calciu.



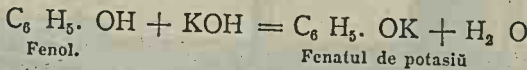
Metil 1. benzen triolici 3. 4. 5 = Acid galic.

Fenolii 1. 2. 3. = Pirogalol (fenol triacid al benzenului).

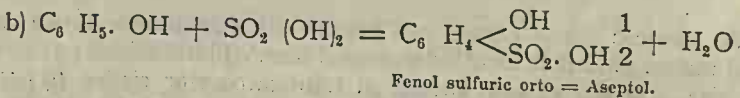
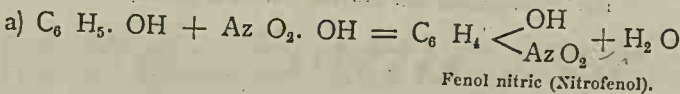
Proprietăți. Fenolii sunt, în general, solizi, cu miros particular pătrunzător. Ei se alterează la lumină și înroșesc hârtia de turnesol.

Reacțiunile generale ale lor sunt următoarele:

1. Cu hidrații metalelor dau corpuri cristalizabile, comparabili cu sărurile minerale:



2. Acidul azotic și sulfuric dau cu fenolii produse de substituțiune numite *derivați nitrici și sulfonici*, ca și cu hidrocarburele ciclice, lăsând neatins oxidrilul fenolic:



Se cunosc numeroși fenolii monoacizi, dintre cari unii există în natură. Ei se estrag din gudronele distilațiunii cărbunilor de pământ și cu deosebire din smolele, ce rezultă din distilația lemnului în vase închise.

Principalii fenolii cunoscuți până acum sunt următorii:

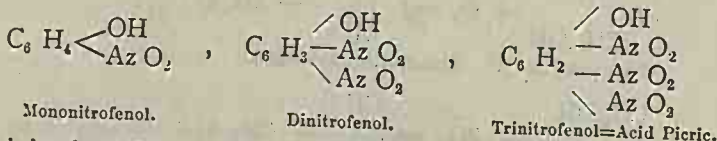
		se topește la	ferbe la
Fenolul comun	C_6H_5OH	42°	183°
Metil fenol (cresilolul) orto	$C_6H_4 \begin{matrix} CH_3 \\ \backslash OH \end{matrix}$	1 31°	188°
» » » meta	»	1 5°	201°
» » » para	»	1 36°	198°
		4	

Propil metil fenol (timolul)	$C_9 H_7$	$\begin{matrix} \diagup C H_3 & 1 \\ C_6 H_5 & 4 \\ \diagdown O H & 3 \end{matrix}$	44°	230°
Naftol	$C_{10} H_7$	$\begin{matrix} \diagup O H & 1 \\ C_6 H_5 & 4 \\ \diagdown O H & 3 \end{matrix}$	94°	278°—280°

Fenolul (acid fenic) $C_6 H_5.OH$, se estrage distilând gudronele (smolele) rămase de la fabricarea gazului de iluminat. Porțiunile, cari trec între 180° și 220° sunt tratate cu KOH. Se formeză astfel săruri de potasiu, cari tratate cu $SO_4 H_2$ dau fenoli. Aceștia se prepară în urmă prin distilație și cristalizare.

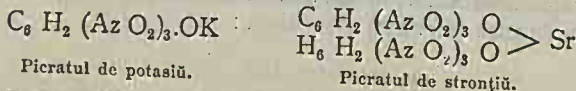
Proprietăți. Fenolul e corp solid, cristalisază în prisme lungi, incolore, se topește la 42° și ferbe la 183°. El e solubil în apă și e foarte solubil în etanol și eter.

Cu acidul azotic se obțin următorii trei derivați nitrici:



Trinitrofenolul este substanță solidă, cristalisază în lamele galbene, se topește la 122° și se descompune cu explozie prin căldură.

Cu bazele dă săruri explosibile; ast-fel avem:



Amândouă aceste săruri se întrebuințază în pirotehnic pentru prepararea fulminatelor explosibile și a focurilor de artificii.

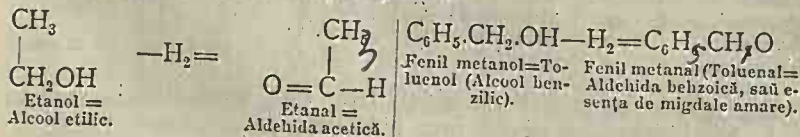
Acidul picric e corp otrăvitor, cu gust amar și are o mare putere de a colora în galben.

Intrebuințarea. Fenolul este un antiseptic puternic; din cauza acesta se întrebuințază în medicină; el este otrăvitor. Se întrebuințază foarte mult în industria materiilor colorante.

Aldehidele.

Aldehidele sunt corpi, cari rezultă din alcoolii primari prin deshidrogenare. Numirea lor se formeză din numele hidrocarburei, terminat prin sufixul *al*.—Când funcțiunea aldehidă se repetă de mai multe ori, se adaugă sufixul *dial*, *trial*, etc.

Această deshidrogenare se face luându-se două atomi de hidrogen de la grupul alcoolic: $CH_2.OH$, d. e.:

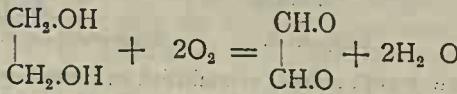
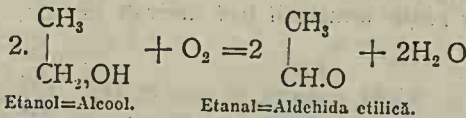


În aldehyde nu se află oxidrii de și avem O și H la acelaș atom de carbon; amândouă aceste elemente sunt legate direct de carbon, pe când în oxidril hidrogenul e legat de oxigen și prin acesta de carbon.

Starea naturală. Câte-va aldehyde există în stare naturală sub forma de oleuri esențiale sau în combinațiuni ce conțin și *glucosă* numite *glucosidi*. Act-fel alhedida benzoică se poate extrage din glucosidul *amigdalina*, care se găsește în migdalele amare.

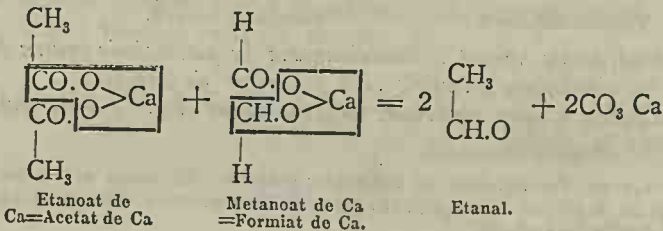
Preparația. Sunt mai multe metode generale pentru prepararea alhedidelor, principalele sunt următoarele:

1. Prin oxidația alcoolilor corespunzători:



Etandiol 1. 2.=Glicol. Etandial=Glioxal (dublă alhedidă).

2. Prin calcinarea sărurilor de calciu ale acizilor organici, amestecate cu metanoat (formiat) de calciu:



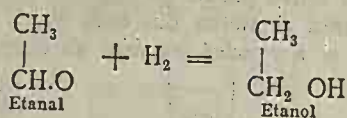
Proprietăți generale. Alhedidele în genere sunt corpuri lichide, cei cu catena lineară au temperaturile de fierbere mai sus decât cei cu catena arborescentă.

Tabelul următor ne arată variațiunea temperaturii de fierbere la principalii corpuri din această grupă:

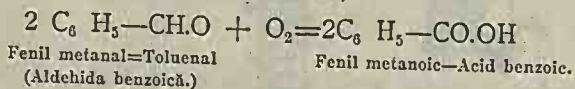
			Se topește la:	Fierbe la
<i>Metanal</i>	(Alhedida formică).	H .CH O	—	gaz
<i>Etanal</i>	(" acetică).	CH ₃ .CH. O	—	21°
<i>Propanal</i>	(" propionică)	C ₂ H ₅ .CH. O	—	49°
<i>Butanal</i>	(" butirică)	C ₃ H ₇ .CH. O	—	75°
<i>Hexadecanal</i>	(" palmitică)	C ₁₅ H ₃₁ .CH. O	58°,5	192° (lv 22 mm.)

Principalele proprietăți ale alhedidelor sunt următoarele:

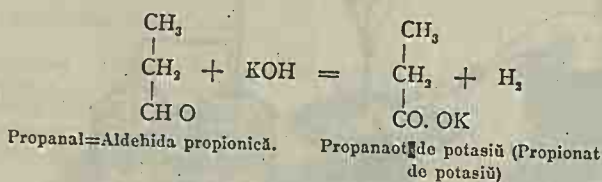
1. Alhedidele dau alcoolii prin hidrogenare:



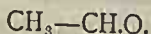
2. Prin oxidație aldehydele dau acizi:



3. Acelaș lucru se produce prin acțiunea hidraților alcalini:



Etanal = Aldehidă acetică

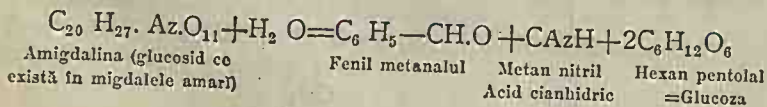


Istoricul. Etanalul (Aldehida etilică) a fost preparat deshidrogenând prin oxidație alcoolul (alcool dehidrogenat).

Se prepară în cantități mari oxidând etanolul (alcoolul prin $\text{Cr}_2 \text{O}_7 \text{K}_2$ și $\text{SO}_3 \text{H}_2$). Amestecul de etanol, apă și acid sulfuric se pune în sticla F (fig. 118), de unde curge picătură cu picătură în retorta A, în care se află o soluțiune concentrată de bicromat de potasiu ($\text{Cr}_2 \text{O}_7 \text{K}_2$) încălzită pe o baie cu apă.

Etanalul (Aldehida) d'impună cu alte substanțe, cari se formeză în același timp, trece prin vasul B și recitorul C. În acestea se condensază și se adună substanțele cu care este amestecată (precum e etanoatul de etil), iar aldehida se condensază în vasele D și E răcite prin ghiță cu sare.

Proprietăți. Etanalul (aldehida) e un lichid foarte mobil, cu densitatea 0,807 (la 0°). Ea fierbe la 21° , se disolvă în apă, etanol și eter. Fenil metanalul=Toluenalul (Aldehida benzoică, Esența de migdale amari), $\text{C}_6 \text{H}_5\text{—CHO}$, se prepară discompunând amigdalina prin apă:



Este corp uleios cu miros plăcut de migdale amari fierbe la 180° se disolvă în apă, etanol și metan oxietan (eter).
Ea dă miros *țuicel* și *Kir-șului* (*rachiul de cireșe*).

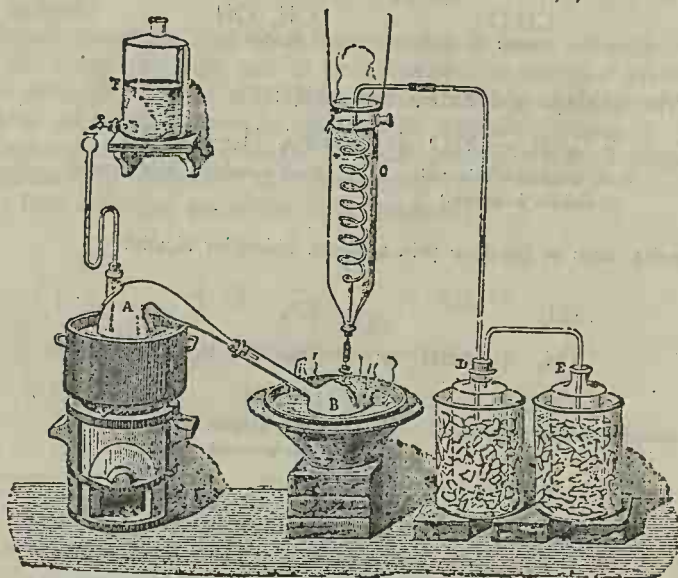
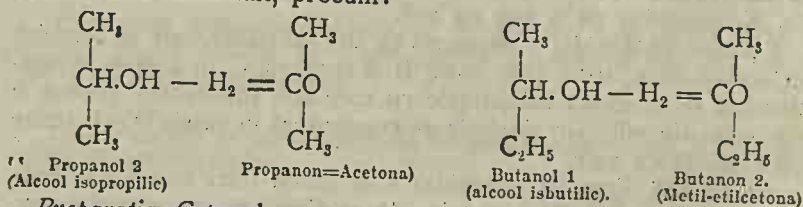


Fig. 118. Prepararea etanalului (aldehid).

Cetone

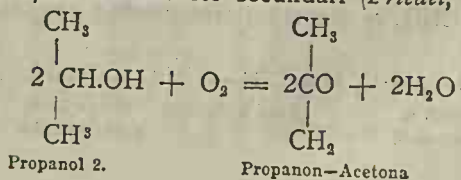
Cetonele sunt corpuri care se formează prin deshidrogenarea alcoolilor secundari. Numele lor se formează, din acel al hidrocarburei, terminat cu sufixul *on*. Când e o dublă cetona, se adaugă sufixul *dion* și așa mai departe *trion*, etc.

Acastă deshidrogenare se face scoțând 2H din grupul =CH.OH al alcoolilor secundari, precum:

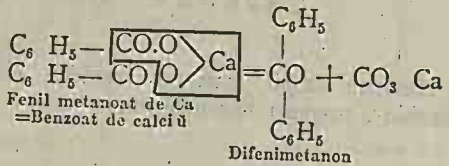


Preparația. Cetonele se prepară:

1. Prin oxidațiunea alcoolilor secundari (*Friedel*, 1858);



2. Prin distilarea sărurilor de calciu ale acizilor organici:



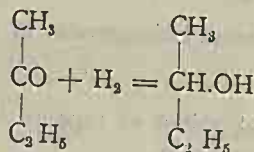
Proprietăți generale. Cetonele sunt corpuri lichide și solide, la care se observă aceeași creștere regulată a temperaturii fierberii, ca și la aldehyde, alcoolii și hidrocarbure.

Principalele cetone sunt:

		Temperatura	
		Topirei	Fierberii
Propanon	(Dimetilcetona=acetona) CH_3COCH_3	—	56°5
Butanon	(Metiletiletona) $\text{CH}_3\text{CO.C}_2\text{H}_5$	—	81°
Pentanon 2	(Metilpropiletona) $\text{CH}_3\text{CO.C}_3\text{H}_7$	—	103°
Pentanon 3	(Dietiletona) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{CO}$	—	101°
Difenil metanon	(Difenilcetona) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{CO}$	48°—49°	295°

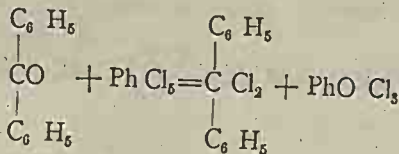
Dintre reacțiunile cetonei principale sunt următoarele:

1. Prin hidrogenare cetonele dau alcoolii secundari:



Butanon (Metiletiletona). Butanol 2 (Alcool isobutilic).

2. Cu Ph Cl_2 , oxigenul cetonei este înlocuit prin clor, întocmai ca la aldehyde:



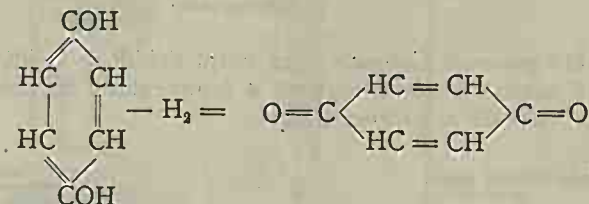
Difenil metanon (Difenilcetona). Difenilmetan diclorat. Oxidul de fosfor.

Propanona= Acetona (CH_3)₂ CO, a fost preparată prin destilația etanoatului de calciu. Ea se găsește în urina persoanelor care suferă de diabetul zaharat (bóla de zahar).

Propanona e un lichid incolor, cu miros plăcut, fierbe la 56°5; se disolvă în apă, etanol și eter.

Chinone.

Se numesc chinone corpū, cari se forméză prin deshidrogenarea paradifenolilor, precum hidrochinona:



Maī insemnată in această grupă este: *Chinona benzenului*.

Preparația. Afară de metoda generală prin deshidrogenarea paradifenolului, s'a maī obținut chinona și in modul următor:

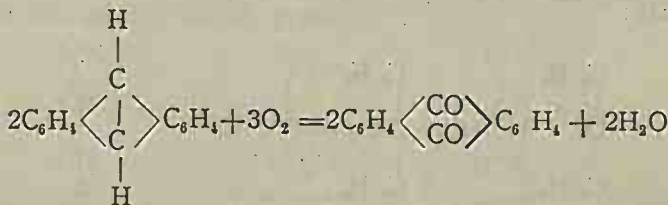
Oxidând benzenul:



Proprietăți. Sub influența hidrogenului in stare născând chinona dă iarăși hidrochinona.

Chinona e corp solid, gălbuī se topește la 116° și se subliméză in cristale prismatice ca acele.

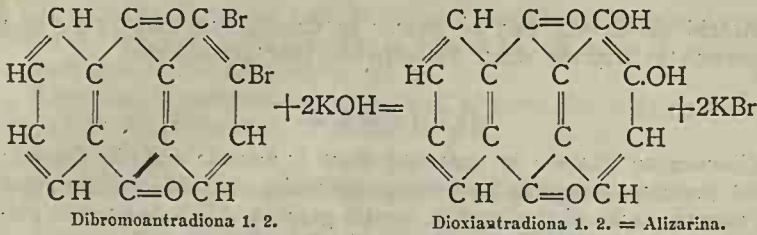
Antradiona = *Antrachinona*. Atracenuī dă prin oxidațiune un compus numit antrachinona;



Antracene.

Antradiona
= Antrachinona

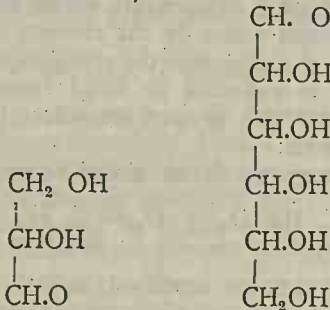
Antradiona e corp solid, cristalizat in ace galbene, se topește la 273°. Tratată cu Br sau SO₄ H₂ dă derivați bisubstituiți in pozițiile 1.2. Acești derivați tratați cu potasă ne dau *dioxi-antradiona* (1.2) numită *alizarina*, care are 2 grupuri cetonice și 2 grupuri fenolice in moleculă:



Acastă sinteză a fost făcută de *Grabe* și *Lieberman* (1869). Alizarina există în rădăcinile de garanță, (roibă) din care s'a extras multă vreme înainte de preparația ei sintetică, roșul de garanță. Ea e o materie colorantă foarte căutată, cristalisază în ace roșii portocalii, se topește la 276°, se sublimă fără a se descompune și e solubilă în etanol și în apă ferbinte. Ea dă o coloră roșie foarte frumoasă. Tot cu ea se obțin nuanțele violete și negre.

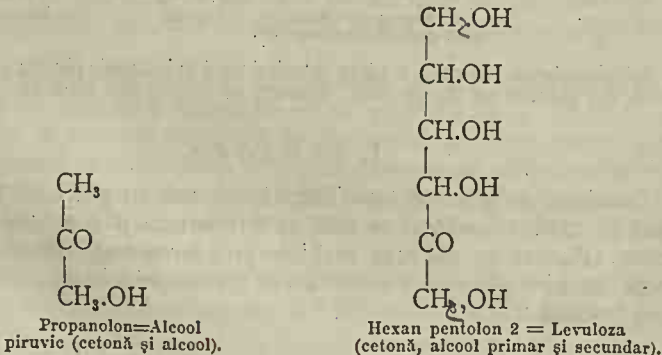
Corpuri cu funcțiuni mixte.

Aldehyde-alcooli. Se găsesc în natură numeroși corpuri cari au în molecula lor grupuri alcoolice și aldehyde în același timp; unii au fost obținuți și pe cale sintetică, d. e.:



Propanoliol=Aldehida glicerică (alcool primar, secundar și aldehida). Hexan pentolal=Glucoza (aldehidă, alc. primar și de 4 ori alc. secundar).

Cetone alcoolii se numesc corpuri, cari au în moleculă grupuri alcoolice și cetone, unii dintre ei există în natură, alții au fost preparați prin sinteză, d. e.:



Aldehidele-alcoolii, cari se găsesc în natură, sunt mai tot-d'a-una împreună în fructele dulci. Principalele sunt următoarele:

G l u c o z a.

Glucosa se găsește în cantitate mare în natură: mai toate fructele dulci precum: strugurii, prunele, portocalele, etc., de asemenea miana, mierea, zăchărul și glicosidii, conțin glucosă. Afară de acestea glucosa se mai găsește și în corpul animalelor precum și în urina persoanelor cari sufer de diabet zaharat.

Preparația. Glucosa se estrage din mustul strugurilor în modul următor:

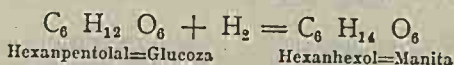
Mustul se filtrază, se decolorază cu cărbune animal, se concentrează prin evaporare și glucosa se depune în mase compacte cristaline. Aceste cristale se tratăză cu etanol rece, care le spală de urmele de levuloză pe cari le conțin.

De regulă, glucosa se prepară din zăchăr sau din amidon (scrobélă) care se fierbe cu acid sulfuric. Și celuloza pusă în aceleași condiții dă glucosă.

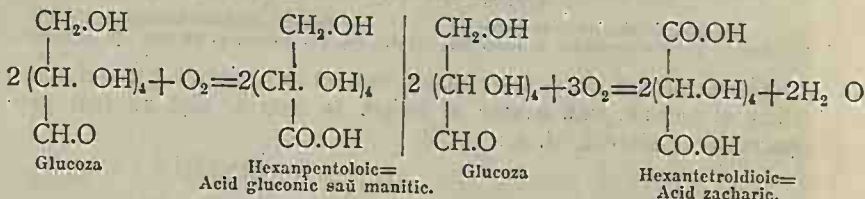
Proprietăți. Glucosa e o substanță solidă incoloră, cu gust dulce (de 2¹/₂ ori mai puțin dulce de cât zăchărul). Ea se înmăie la 60° se topesce la 86° și perde apa de cristalizație la 110°.

Glucosa, având în moleculă pe lângă funcțiunea aldehydă și un grup alcoolic primar și 4 grupuri secundare, pôte da nascere la mai mulți derivați. Ast-fel:

1. Prin hidrogenare ne dă un alcool hexaacid manita:



2. Prin oxidație obținem următorii acizi:



Intrebuințarea. Glucosa e foarte întrebuințată în industrie pentru a înlocui zăchărul. Cu glucosa se fac siropuri, licoruri, se îndulcesce vinul etc.

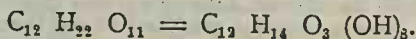
L e v u l o z a.

Levuloza, se găsește tot-d'auna împreună cu glucosa. Ea se prepară în modul următor: se lasă să fermenteze o soluțiune apăsă de miere. Glucosa se distruge mai iute prin fermentație de cât levuloza. După ce totă glucosa s'a distrus, se concentrează soluțiunea și se obține levuloza.

Proprietăți. Levuloza este de obicei lichidă; s'a obținut și cristalizată în ace fine mătăsoase. Ea se disolvă în apă și în alcool diluat și este mai dulce de cât glucoza.

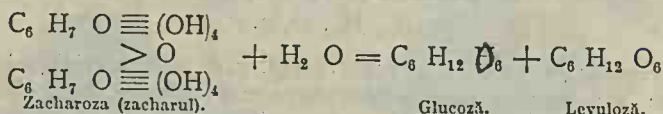
Levuloza dă compuși analogi cu ai glucozei, iar prin oxidațiune dă *acidul mucic* isomer cu acidul saharic.

Bioze sau Biglucoze = Zacharoze.



Se numesc zacharoze nise substanțe, a căror proprietate comună este de a se desface prin hidratare în două molecule de corpuri din grupul glucozelor sau levulozelor, prin urmare ele pot fi considerate ca anhidride ale acestora.

Din cauza acésta se mai numesc și Bioze. Ast-fel e zacharul:



Principalii corpuri din acésta grupă sunt: *zacharoza* și *lactoza*.

Zacharoza (Zacharul).

Istoricul. Zacharul se cunoște încă din antichitate. *Alexandru cel Mare* l'a adus în Europa din Indi. Cultura trestiei de zachar s'a introdus în America în secolul al XV-lea, și la finele secolului al XVIII-lea s'a început extragerea zacharului de sfeclă în Europa.

Starea naturală. Zacharoza se găsește în trestia de zahăr, în sfeclă, în morcovi, în multe fructe (zarzăre, piersici, prune, smeură), în trunchiurile de mesteacăn, în coceni de porumb, etc.

Preparația. Zacharoza se extrage din trestia de zahăr și din sfeclă. Din acésta se scote suctul zacharat în modul următor:

a) Trestia este storsă de suctul său fiind trecută între două cilindre metalice apropiate, cari se învârtesc în sens invers.

b) Sfecelele sunt tăiate prin aparate speciale în fâșii subțiri cu formă prismatică. Acestea, lăsate fiind cât-va timp în apă, dau prin exosmoză zacharul lor, care se disolvă. Apa cu zahar este separată prin presă.

Aceste sucuri zacharate sunt concentrate la cald și tratate cu hidrat de calciu pentru a neutraliza acizi vegetali.

Se filtrază și excesul de calciu se depărtază printr'un curent de CO_2 . Soluțiunea se decolorează prin cărbune animal, se avaporază și se concentrează în urmă în vid, încălđită fiind cu vapori sub presiune.

Soluțiunile concentrate, récite în forme conice, depun zacharul sub forma de căpătâni.

Proprietăți. Zacharoza e corp solid, cristalizat în prisme clinorombice (zachar candel). Ea se topește la 160° , și e foarte solubilă în apă.

Încălzită la 200° se transformă în un corp brun numit *caramel*, cu care se colorază licorurile. La o temperatură mai înaltă zaharoza se descompune dând un carbon foarte curat și dur.

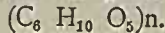
Lactoza.

Se găsește în mici cantități în fructele arborelui, care produce cauciucul, în fasole și cu deosebire în lapte.

Preparația. Laptele mamiferelor, după ce s'a scos prin chiag și în urmă prin căldură *caseina* și *albumina* (cașul și urda), lasă un zer, în care se află numai sărurile din lapte și lactoza. Acest zer depune prin concentrare cristale de lactoză. Cristalele acestea redissolvate în apă și decolorate cu cărbune animal, dau lactoză curată.

Ea are un gust puțin dulce, și fermentând dă naștere acidului lactic care produce încheierea laptelui.

Alcooli poliglucozici.



Se cunosc în natură mai mulți corpi, cari prin reacțiunea lor dovedesc a fi produși prin deshidratarea mai multor molecule de glucoză. În această grupă avem: *amidonurile*, *gomele* și *celulozele*.

Amidonul sau *amilul* se găsește în o mulțime de plante sub forma de celule mici eliptice.



Fig. 119. Amidon. Fig. 120. Feculă (amidon din cartofi). Fig. 121. O celulă de amidon umflată și crăpată prin apă.

Ast-fel se găsește în grâu porumb, secară, etc. și în cartofi, când poartă numele de *feculă*.

Amidonul se prepară din grâu în două moduri:

a) Punând grăul în apă și lăsându-l să putredască, materiile azotate (glutenul) se distrug prin fermentație, iar amidonul rămâne neatins și se izolează în modul următor:

Grăul putredit se introduce în saci și se sdrobesc sub apă. Tărâța (celuloza) rămâne în sac, iar amidonul este scos de apă și se depune în pulbere fină.

b) Se ea făina și se face cu aluat cu apă. Acesta se frământă în tr'un curent de apă (fig. 122), care iea amidonul și-l depune pe când glutenul rămâne în mână. Acest procedeu este cu mult mai bun, fiind-că nu infectează atmosfera ca primul și din cauză că glutenul obținut se întrebuințează la facerea pâinei pentru diabetici, sau amestecat cu făină, la facerea pastelor (macaroné, fidea, etc.)

c) Amidonul din cartofi (fecula) se prepară rădând cartofii (fig. 123) pe o sită, unde sunt frământați cu apă. Fecula trece prin sită și se depune în vasul exterior.

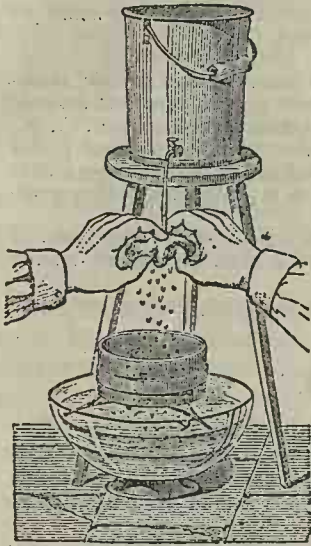


Fig. 122. Prepararea amidonului.

Proprietăți. Amidonul este insolubil în apă și în alcool. Fierbându-l cu apă la 50° , o parte din el devine solubilă și se obține un lichid lipicios numit *cocă*. Amidonul, încălzit la 160° , se transformă într'o substanță solubilă, numită *dextrină*.



Fig. 123. Prepararea feculei.

Acidul sulfuric diluat, transformă amidonul în glucoză

Coca de amidon se colorază în albastru cu cantități mici de iod.

Acastă coloră dispăre când o încălțim și reapăre când o răcim.

Dextrina, se prepară, după cum am vădut măi sus prin deshidatarea amidonului său prin încălțirea lui la 170° — 200° . Ea e o substanță solidă, solubilă în apă, dând o soluțiune cleiôsă numită *ciriș*.

Dextrina fiartă cu aciđii diluați dă glucoza.

C e l u l o z a .

Celuloza este substanța care formăză scheletul vegetalelor.

Celuloza se găsește în stare destul de curată în măduva de soc, în bumbac, etc. Ea se prepară ferbând așchii de lemn cu o soluțiune apăsă de sulfat și carbonat de sodiu. Celuloza formată se spală cu apă distilată.

Celuloza e o substanță albă, insolubilă în apă, etanol și oleuri, cu densitatea 1,5.

Acidul sulfuric concentrat disolvă celuloza și, după o ferbere de măi multe ore, o transformă în glucoză.

Celuloza, muiată în acid sulfuric concentrat și spălăcă imediat în

apă dă *hidroceluloza*: $(C_6 H_{10} O_6)_2 + H_2 O$, numită și *pergament vegetal*.

Acésta este o substanță translucidă, mai tenace de cât hârtia.

Acidul azotic concentrat transformă celuloza într'un eter hexanitric numit *piraxil*, a cărui formulă este: $C_{12} H_{14} O_4 (O. Az O_2)_6$.

Acésta ssubstăntă este foarte explosibilă.

Dacă tratăm celuloza (bumbacul) cu azotat de potasiu și acid sulfuric, se obține o substanță foarte explosibilă, solubilă în etanol și eter, care e un amestec de celuloză tetranitrică: $C_{12} H_{16} O_8 (O, Az_2O)_4$ și celuloza pentanitrică: $C_{12} O_{15} O_5 (O, Az O_2)_5$. Soluțiunea acestei substanțe într'un amestec de etanol și eter se numește *colodiu* și se întrebuințează în medicină pentru acoperirea și lipirea rănilor și în fotografie pentru acoperirea sticlei cu o peliță care se face sensibilă prin clorurul său bromurul de argint.

Acésta substanță udată cu o soluțiune etanolică de camfor și comprimată cu putere, dă o masă compactă care se poate colora și lucra cu ușurință, numită *celuloid*.

Cu acésta se imităză ivoriul și bagaua. Acésta substanță, fiind aprinsă, arde fără explozie.

Fermentațiuni.

S'a observat încă de mult, că mustul de pome (struguri, prune, mere, etc.) lăsat în contact cu aerul, spumegă prin desvoltarea gazului $C O_2$, iar lichidul conține în locul glucozei, care a dispărut, alcool. Acest lucru se numește de obicei fermentația mustului. În modul acesta se prepară vinul, rachiul de prune (țuica), tescovina și vinul de mere și pere.

Se știe de asemenea, că vinul lăsat în contact cu aerul se oțetește prin faptul că etanolul (alcoolul etilic) se transformă în etanoic (acid acetic). Laptele lăsat în aceleași condițiuni se înăcrește și s'a vechit și în acest caz că zaharul din lapte (lactoza) dispăre și e înlocuit prin propanoic (acid lactic).

Acelaș acid lactic se produce la facerea borșului din țărâțe sau la înăcrirea (murarea) castraveților și a verzei. Acidul lactic în acest cas se formăză prin descompunerea glucozei, care s'a format prin hidratarea amidonului.

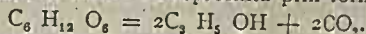
De asemenea ori-ce substanță organică (lemn, cadavre, etc.) putrezesc eliminând: amoniac, hidrogen sulfurat, CO_2 , și $H_2 O$. Tote aceste transformări se numesc *fermentațiuni*.

Cauza lor a fost cunoscută de curând. *Pasteur* încă de la 1859 a dovedit că în toate aceste transformări se petrece un act vital și anume: în fie-care din aceste casuri se află o plantă monocelulară microscopică, care adusă de aer, se desvoltă, trăește și se înmulțește foarte iute. Aceste plante s'a numit fermenți; ele sunt de mai multe feluri și pot da naștere la următoarele fermentațiuni:

1) *Fermentațiunea alcoolică* se produce prin o plantă microscopică numită *sacharomyces cervisiae* (drojdia de bere) care se nutrește cu glucoza și *escretează etanol* (alcool etilic) și CO_2 . Ea este cauza principală a fermentațiunei alcoolice, prin care se obține vinul, berea, țuica, rachiurile, romul și toate beuturile spirtoșe fermentate.

La facerea pâinei, când aluatul dospesc, se petrece tot o fermentație alcoolică. Drojdia introdusă în aluat, prin invertină, transformă puțin amidon în glucoză, și acésta e transformată în urmă în CO_2 și etanol. Aceste corpuri se dilată, fac ca aluatul să crească în cuptor, și se pierd din cauza căldurei.

Transformarea glucozei în etanol se represintă prin formula următoare:



Fermentațiunea acetică se produce printr'un ferment organizat, numit *mycoderma aceti*, care se nutrește în timpul vieții cu etanol (alcoolul etilic) din vin sau rachiuri (ce conțin numai 20% etanol) și excretăză etanoic (acid acetic). Oțetul este dar vin în care etanolul a fost înlocuit cu etanoic (acid acetic).

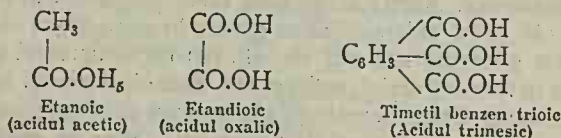
Fermentațiunea lactică, se produce printr'un ferment special *mycoderma lactis* care desface mai întâiu lactoza în galactosă și glucoză și pe acestea în propanoic (acid lactic). Odată cu formarea propanoicului în lapte, caseina (cașul) se îngheță și se produce lapte acru.

Fermentațiunea putredă, prin care se discompun substanțele azotoase, dând ca produse ultime: Az H_3 , H_2S , CO_2 și H_2O , se datorează unor plante microscopice, numite *bacterii*, cari consumă substanțele azotoase și le transformă în corpi din ce în ce mai simplii până când se reduc la acești ultimi corpi.

A c i d i i .

Se numesc acizi corpi cari se formază prin oxidația alcoolilor primari sau a aldehydelor. Această oxidație consistă în a înlocui 2H prin O în grupul alcoolic ($-\text{CH}_2.\text{OH}$ se transformă $-\text{CO.OH}$) sau a înlocui H prin OH în grupul aldehydic ($-\text{CO.H}$ se transformă în $-\text{CO.OH}$).

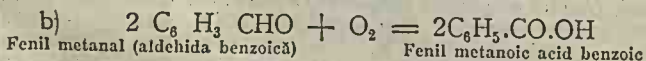
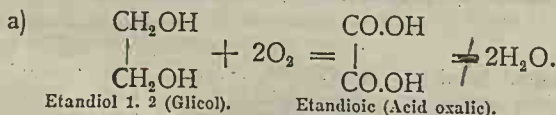
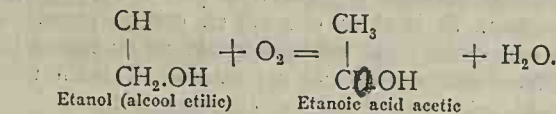
Grupul $-\text{CO.OH}$, caracterisază funcțiunea acidă și se numește *carboxil*. El pôte fi substituit odată sau de mai multe ori în locul hidrogenului din hidrocarburele aciclice sau ciclice. Pentru a numi un acid ne servim de numele hidrocarburei, terminat prin sufixul *oic* odată, ori de mai multe ori, după cum carboxilul se repetă de mai multe ori d. ex.



Bazicitatea acizilor se socoteste după numărul carboxililor, ce se află în molecula lui; ast-fel acidul acetic (cu un CO.OH este *monobasic*, acidul oxalic (cu 2 COOH) *bibasic*, acidul trimesic *tribasic*, etc.

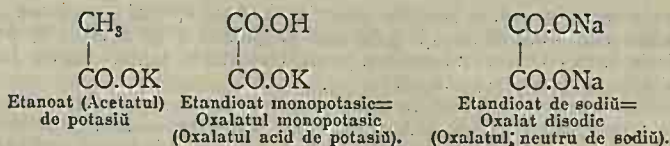
Preparația: Metodele generale, prin care se prepară acizii sunt foarte numeroase; principalele sunt următoarele:

I. Prin oxidația grupurilor alcoolice primare *a* și a grupurilor aldehydiche *b*:

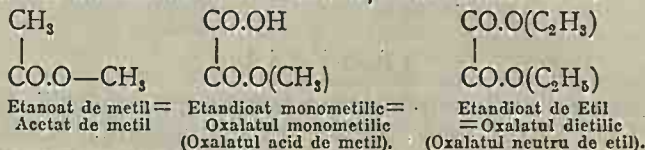


Proprietăți. Intre reacțiunile acizilor cele mai principale sunt următoarele:

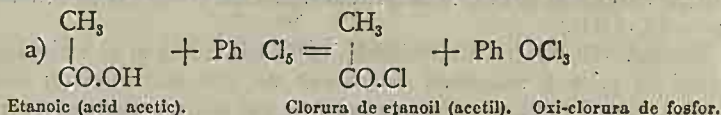
I. Cu bazele ei pot da săruri acide, neutre sau bazice:



Tot ast-fel cu alcoolii dau eterii acizilor sau neutri: d. e.



2. Pentaclorura de fosfor înlocuiește OH dintr'un acid prin clor;



Acizii monobazici.

Starea naturală. Acești acizi sunt foarte răspândiți în natură atât în plante cât și în animale. Ei se găsesc în stare liberă sau în combinațiuni cu glicerina sau alți alcoolii. Ast-fel metanoicul (acidul formic) există în furmici, urzici, sudore, etc. Etanoicul (acidul acetic) dimpreună cu mulți dintre homologii săi, precum și octodecanoicul (acidul oleic) și fenil metanoicul (benzoic), s'au găsit în seul cu care e unsă lâna oilor (*Buisine* 1886). Materiile grase sunt eterii propantriolului (glicerinei) cu mai toți acizii grași și în special cu hexadecanoicul (acidul palmitic), heptadecanoicul (margaric), octodecanoicul (stearic) și octodecanoicul (oleic). Fenil metanoicul (acidul benzoic) există în smirnă și urinele ierbivorilor.

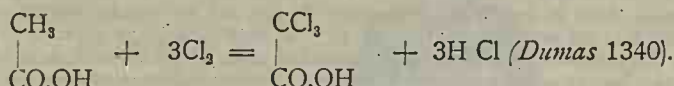
Proprietățile generale. Acizii monobazici prezintă aceleași relațiuni între temperaturile de fierbere și topire, pe cari le-am observat la alcoolii și hidrocarburi. Și la ei se observă că cei cu catenă arborescentă fierb la temperaturi mai scădute de cât cei cu catenă liniară și cei nesaturați fierb mai sus de cât cei saturați. Tabelul următor ne arată principalii acizi monobazici și constantele lor:

		Densitatea	Temperatura	
			topirei fierberii	
liniari	Metanoic (Acidul formic) . . . H—CO.OH	1,22	8°,6	99°
	Etanoic (Acidul acetic) . . . CH ₃ —CO.OH	1,05	16°,7	118°
	Propanoic (Acidul propionic). CH ₃ —CH ₂ .OO.OH	0,99	—	140°
	Butanoic (Acidul butiric) . . . CH ₃ —(CH ₂) ₂ .CO.OH	0,96	—	161°
	Pentanoic (Acidul valerianic). CH ₃ —(CH ₂) ₃ .CO.OH	0,96	20°	185°
	Hexanoic (Acidul caproic) . . CH ₃ —(CH ₂) ₄ .CO.OH	0,95	2°	205°
	Hexadecanoic (Acidul palmitic) C ₁₆ H ₃₂ O ₂	—	62°	—
	Octodecanoic (> stearic). C ₁₈ H ₃₆ O ₂	—	99°,2	—

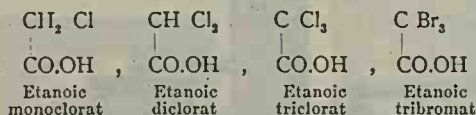
aduce- canii	{	Metil 2 Propanoic (Acidul isobutiric) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{COOH}$. 0,95 — 155°
		Octodecenoic (Acidul oleic) $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$ — 14° —
Cielul	{	Fenil Metanoic (1) (Acidul Benzoic) $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CO.OH}$ 1,29 120° 240°

Intre proprietățile chimice ale acestor acizi mai însemnate avem următoarele :

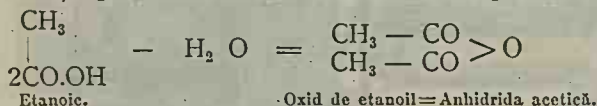
1. Clorul, bromul și iodul se pot substitui în locul hidrogenului legat de carbon. Reacțiunea se face în modul următor :



Ast-fel se cunosc corpii următori:



2. Acizii prin deshidratare dau *anhidride*, precum :

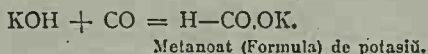


Metanoicul = Acidul formic.



Istoricul. El a fost descoperit de *S. Fischer* la 1760 în furnicile roșii.

Preparația. *Berthelot* a făcut sinteza metanoicului infierbîntând într'un vas închis KOH cu CO :



Proprietăți. Metanoicul este corp lichid, cu miros pătrunzător; la 0° se solidifică dând cristale, care se topesc la + 8°,6. El fierbe la 99° și e foarte solubil în apă, etanol și etan oxietan (eter).

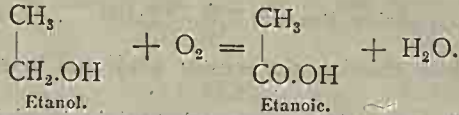
Etanoicul = Acidul acetic.

Istoricul. El a fost găsit în oțet (*vinum acidum*).

Preparația. Afară de sintezele generale descrise mai sus, se prepară etanoicul prin metodele următoare :

(1) Său mai scurt *Toluenoic*.

1. Oxidând etanolul prin negrul de platină. Pentru acesta se pune negrul de platină pe nisce farfuriore, cari se aşedă pe rafturi într'o cameră făcută din lemn şi sticlă, plină cu vapori de etanol. Etanolul se oxidéză transformându-se în etanoic, după reacţiunea următoare:



2. Se mai prepară prin distilaţia uscată a lemnelor în vase închise; în acest cas se numesce *acid pirolignos*.

Lemnele tăete în bucăţi (cu o lungime de 60 c m.), se introduc într'un cazan de metal A, care are o capacitate de 1^m. şi este încăldît pe coptorul f. Productele distilaţiunei trec prin nisce ţevi metalice în răcitorile B, unde se condenséză şi curg într'o cameră subterană în vasele C. Aceste produse sunt compuse din:

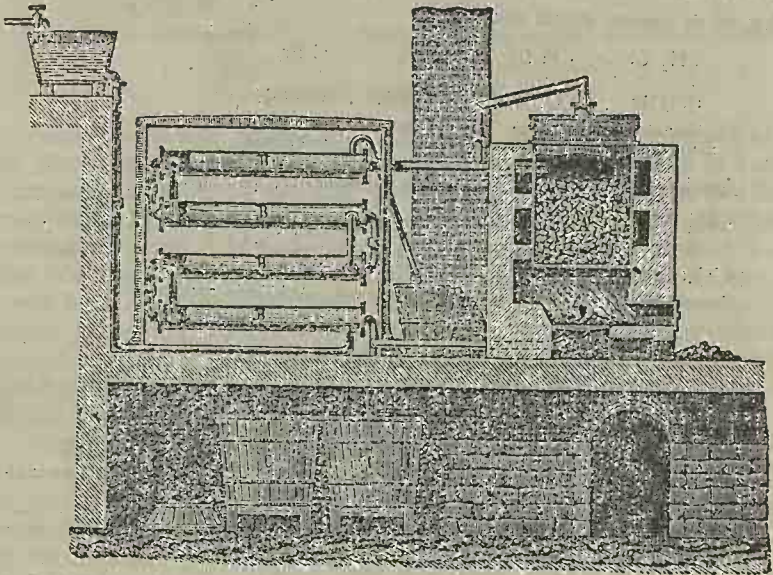


Fig. 124. Prepararea acidului pirolignos.

Gaze	27 — 30	la 100 kgr. lemne
Apă acidă	23 — 30	> > >
Smólă	7 — 10	> > >
Cărbune	28 — 30	> > >

a) Gazele sunt amestecuri de hidrocarburi ca şi gazul de luminat. Ele sunt conduse în cuptorul f, unde sunt arse.

b) Apele acide sunt formate din apă, care conţine etanoic, puţin metanoic şi alţi acizi graşi, de asemenea metanol, etanoat de metil şi fenoli.

c) Smólele sunt aprópe identice cu cele de la distilarea cărbunilor de pămînt. Apele se distilă pentru a se culege metanolul şi în urmă sunt neutralizate

cu apă de var. Se formeză etanoat de calciū, care rămâne dizolvat. Soluțiunea se ferbe, se evaporază și se calcinează etanoatul de calciū rămas. Acesta rezistă la calcinare pe când substanțele străine sunt distruse și carbonizate. El este dizolvat din nou în apă, și tratat cu H Cl. Etanoicul (acidul acetic) format se scote prin distilare.

3. Putem să preparăm etanoicul și prin distilarea oțelului, fie acesta natural (din vin) sau artificial (din etanol).

Oțelul se obține prin fermentația acetică produsă de fermentul numit *mycoderma aceti*. Metoda cea mai practică pentru prepararea lui este următoarea (*Schützenbach* 1823)



Fig. 125. *Micoderma aceti*.

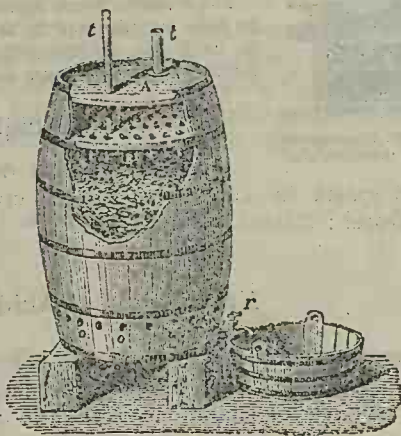


Fig. 126. Prepararea oțelului din etanol (alcool).

Intr'un butoiū (fig. 126) se mai pun afară de fundurile obicinuite încă alte două funduri găurite, unul în B altul jos d'asupra deschiderilor *o*. Intre aceste 2 funduri se pun strujituri de lemn, pe cari se află *mycoderma*.

Prin țeva scurtă *t* se tornă etanol diluat cu 90 părți apă care conține și puțină zémă de cartofi, sfeclă sau orz. Etanolul ajunge pe fundul B, de unde cade picătură cu picătură peste strujiturile de lemn, din cauză că găurile tundului B sunt astupate cu nisce sfori înodate. *Mycoderma* transformă etanolul în etanoic (acid acetic) care se adună pe fundul interior, de unde se scote prin deschiderea *r*. Aerul necesar vieții fermentului intră prin deschiderile *o*, se ridică încălzindu-se puțin, la partea superioară și iese prin țeva lungă *t*.

100 kgr. etanol cansumă 69 kgr. oxigen din aer și dau 129 kgr. 5 etanoic și 35 kgr. 5 apă.

Proprietăți. Etanoicul e un lichid mobil, cu densitatea 1,05 la 20°.

El fierbe la 118°; prin răcire dă cristale, cari se topeșc la 17°.

Etanoicul dă numeroșe săruri cu metalele numite *Etanoași (acetași)*, cari se întrebuintează în comerț și în industrie.

El se consumă sub forma de oțet, care nu e alt ceva de cât vinul în care etanolul (alcoolul) e transformat în etanoic (acid acetic).

Fenil metanoic = Toluenoic (Acidul benzoic).

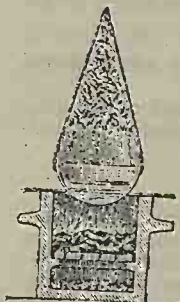
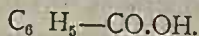


Fig. 127. Prepararea Fenil metanoicului.

El a fost găsit în smirna (*styrax benzois*). Pentru a-l prepara încăldim smirna pisată și amestecată cu nisip într-o capsulă de fer (fig. 127).

D'asupra capsulei se pune o hârtie de filtru, găurită cu acul și acoperită cu un con de hârtie grosă. Acidul benzoic se sublimază în cristale la partea superioară a conului.

Proprietăți. Fenil metanoic (acidul benzoic) cristalisează în foite lucitoare sau în ace care se topesc la 120° și distilă la 250°. El e foarte puțin solubil în apă și formează săruri numite *Fenil metanoați* sau *toluenoați* (*benzoați*).

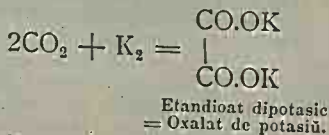
Acidii bibazici.

Acești acizi sunt destul de numeroși. Mulți dintre ei există în natură în diferite combinațiuni. Mai însemnat e următorul :

Etandioic = Acidul oxalic.

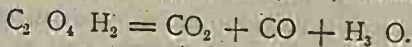
Starea naturală. El se găsește în măcriș (*oxalis acetosa*) și în iască (*boletus ignarius*). Sunt lichene în terenuri calcaroase, care au jumătate din greutatea lor Etandioat (oxalat) de calciu. Câte odată, în stări normale, urina conține atât de mult etandioat de calciu, în cât acesta se depune în bășică, dând naștere la *calculi* sau pietre.

Preparația. Sinteza din elemente a etanoicului (acidului oxalic) s'a făcut trecând CO_2 asupra potasiului.

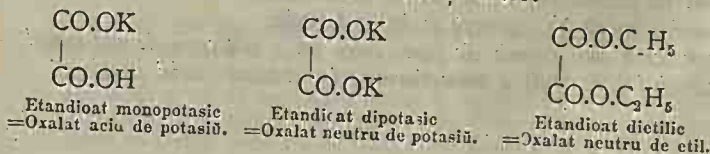


În cantități mari se prepară în industrie încăldind rădătura de lemn cu KOH la 200° pe table de tuciu.

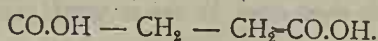
Proprietăți. Etandioic nu poate da anhidridă prin deshidratare (cu $SO_4 H_2$), pentru că se descompune cu ușurință în modul următor :



El poate da două feluri de săruri și eteri :



Butandioic = Acidul succinic.

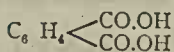


El a fost descoperit la 1550 de *Agricola* în succin (chihlibar), care l'a numit «*sal succinae volatilae*». Se găsește foarte răspândit în natură, în chihlibar, reșina brașilor, etc. Absintul, lăptucile, sângele și urina omenilor conțin mici cantități de acest acid.

El se prepară în cantități mari prin distilația chihlibarului pulverizat într'o retortă (fig. 47). În vasul răcit se culege un corp uleios, care conține cristale de butandioic. Acestea se disolvă cu KOH, formându-se butandioatul de potasiu. Dîu acesta se precipită acidul cu H Cl.

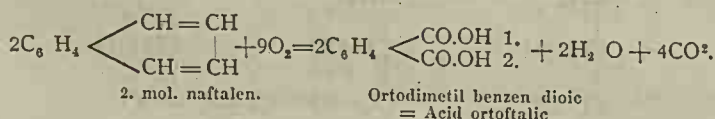
El se topește la 180°, distilă la 235° și se disolvă puțin în eter.

Dimetil benzen dioic = Acidul ftalic.



Acest acid există în trei stări isomere: orto, meta și para. Cel mai însemnat dintre aceștia este *ortodimetil benzen dioic* = *acidul ortoftalic* (1,2).

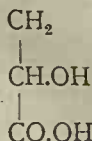
El se obține prin oxidațiunea naftalenului său a antracenului:



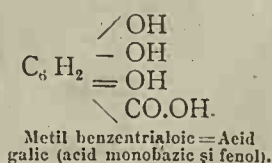
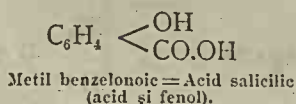
Ortodimetil benzen dioicul cristalisează în prisme scurte, solubile în apă caldă, etanol și etan oxi etan. El se topește mai sus de 200°.

Acizi alcoolii și acizi fenolii.

Funcțiunea alcoolică și fenolică poate exista odată sau de mai multe ori în molecula unui acid mono sau polibazic. Se nasc ast-fel corpuri cu funcțiuni mixte, cari pot să reacționeze în același timp ca acizi prin grupurile carboxilice și ca alcoolii prin grupurile alcoolice (primare, secundare sau terțiare) sau ca fenolii prin oxidrii fenolică. Următorii corpuri ne pot servi ca exemple:

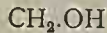


Propanol 2. oic = Acid lactic (acid și alcool secundar).



Propanol 2 oic = Acidul lactic.

Există următorii două acizi lactic isomeri:



Propanol 1 oic = Acidul lactic normal.



Propanol 2 oic = Acidul lactic de fermentație.

Cel d'întâiu nu s'a găsit până acum în natură și a fost obținut numai prin sinteză.

Propanol 2 oic = Acidul lactic de fermentație s'a găsit de *Scheele* în laptele acru. El e foarte răspândit în natură. Se găsește în mușchi, sânge, urină, lacrimi, salivă, fiere, sutul gastric, etc. În sutul gastric se găsește mai cu seamă în tinerețe. Tote varietățile de lapte acru, borșul, zema de varză și de castraveți, braga, conțin de asemenea propanol 2 oic.

Proprietăți. Acest acid e corp lichid sirupos, cu densitatea 1,22, foarte solubil în apă și în etanol.

Propanoloicul dă cu bazele săruri numite propanoloași (*lactați*), ca:



Propanoloat (Lactat) de potasiu.



Propanoloat (Lactat) de calciu.



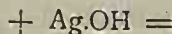
Butanol dioic = Acidul Malic.

El a fost descoperit de *Scheele* la 1785. Se găsește alături cu acidul oxalic, citric, tartric și tanic în numeroase plante și fructe precum în: mere, cireși, fragi, bobe de soc, lăptuci, tutun, bobe de sorb (surbus aucuparia), etc.

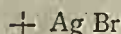
Preparația. Prima sinteză a acidului malic a fost făcută tratând butan dioicul bromat cu hidratul de argint:



Butan dioic bromat = Acid bromosuccinic.



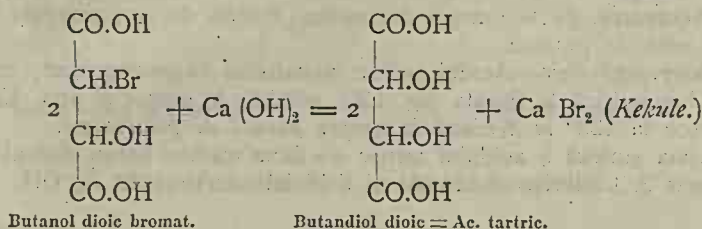
Butanol dioic = Acid malic.



Proprietăți. Butanoldioic (acidul malic) e un corp cristalizat și foarte delicuescent.

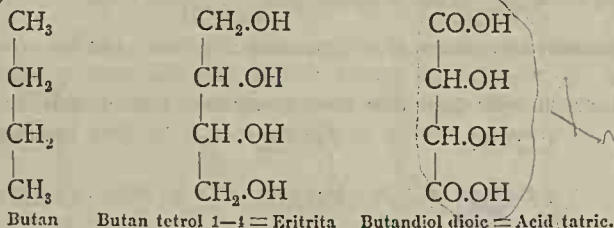
El se topește la 130° și se disolvă ușor în apă și etanol.

Cu bromul dă butanolul dioic monobromat (acidul malic monobromat), cu care se prepară butandiol dioic (acidul tartric):



Butandiol dioic = Acidul tartric.

Acidul tartric este un acid bibazic și de două ori alcool secundar în acelaș timp. El corespunde butanului și butan tetrolului 1. 2. 3. 4 (eritritei).



De fapt se cunosc patru corpi, cari corespund la formula de mai sus a acidului tartric:

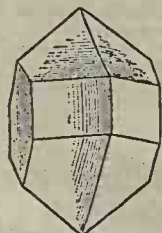


Fig. 128. Cristale de tartru.

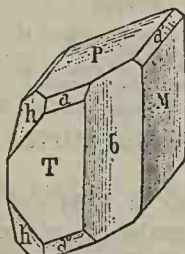


Fig. 129. Acid tartric levogir.



Fig. 130. Acid tartric dextrogir.

Acidul tartric *dextrogir* (1).

- > > *levogir*
- > > *inactiv*

(1) Dextrogir = care duce la dreapta raza luminei polarizate.

Levogir = > > > stanga > > >

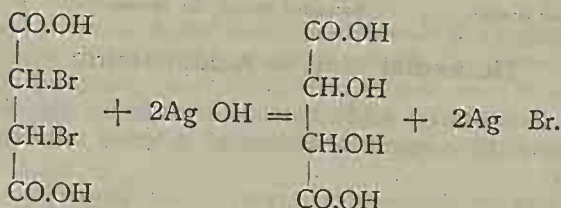
La acestea se mai adaugă acidul paratartric sau *racemic*, inactiv, rezultând din amestecul unei molecule dextrogire cu una levogiră.

Acidul tartric ordinar (dextrogir) există destul de răspândit în natură în: struguri, seva viței, gorun, ananas, păpădie, garanță, cartofi, napi, etc.

Preparația. El se extrage din tartru (drojdia de vin) care este tartrat acid de potasiu.

Proprietăți fizice. Acidul tartric cristaliză în prisme mari, cu o față hemiedrică la dreapta (fig. 130), solubile în etanol și apă. El se topește la 125° și deviază la dreapta planul de polarizație.

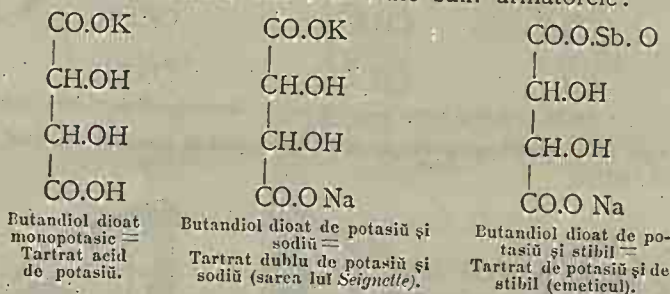
Prima sinteză a acidului tartric s'a făcut tratând butan dioicul dibromat 2, 3. (derivatul bromat al acidului succinic) cu Ag.OH:



Butan dioicul dibromat 2, 3.

Butandiol 2, 3. dioic = Acid tartric.

Între sărurile minerale mai însemnate sunt următoarele:



Acidul citric.

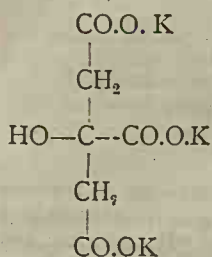
A fost preparat de *Scheele* la 1784 din sucul de lămâe. El există în numeroase fructe acide: portocale, chitre, mandarine, etc.

Din sucul acestor fructe se extrage acidul citric transformându-l în citrat de calciu, și descompunându-l pe acesta cu SO_4H_2 .

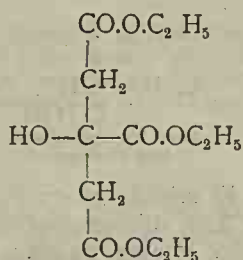
Proprietăți. Acidul citric cristaliză în prisme romboidale mari cu o moleculă de apă și se topește la 100° . El se disolvă în 4 părți apă și e puțin solubil în etanol.

Acidul citric este tribazic și monoalcoolic. El formă numeroase săruri și eteri numiți *citrați*.

Se cunosc săruri și eteri de forma următoare:



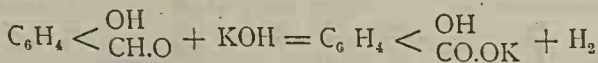
Citratul neutru de potasiu.



Citratul neutru de etil.

Metil fenolic 1, 2. = Acidul salicilic.

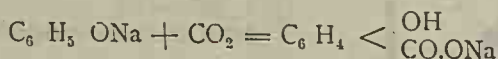
Dintre cei trei acizi metil fenolici cunoscuți, cel mai important e acidul *salicilic*. El a fost obținut tratând cu KOH metil fenolul (aldehida salicilică).



Metil fenolul = Aldehida salicilică. Metil fenolat de potasiu = Salicilat de potasiu.

Acest acid e destul de răspândit în natură; ast-fel se găsește în stare liberă în *spiraea ulmaria* și sub forma de salicilat de metil în uleiul de *Wintergreen* (scos din *gaultheria procumbens*).

Sinteza acidului salicilic a fost făcută în modul următor:

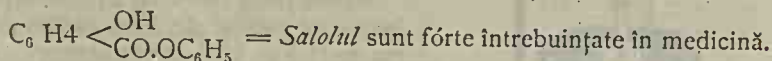


Fenat de sodiu.

Metil fenolat de sodiu = Salicilat de sodiu.

Proprietăți. El cristalizează în prisme dreptunghiulare, se topește la 155° și se sublimă în ace frumoase, când îl încălzim cu încetul. În apă se dizolvă puțin.

Sărurile sale, cu deosebire salicilatul de sodiu și salicilatul de fenil:

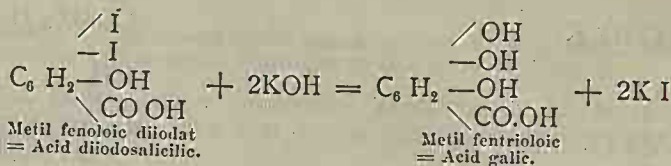


Metil fentrioloic = Acidul galic.

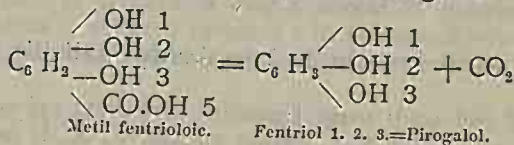
El a fost descoperit de *Scheele* (la 1785). Este foarte răspândit în natură în numeroase plante, d. e.: în cojile de măr și capsulele de *quercus aegylops*, etc.

În industrie se prepară lăsând să fermenteze în timp de o lună acidul tanic într-o soluțiune alcalină. Acesta se transformă prin hidratare în metil fentrioloic.

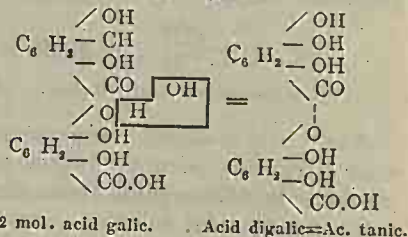
Sinteza lui a fost făcută plecând de la metil fenolul diiodat (acidul diiodosalicilic), care se obține din acidul salicilic și iod:



El cristalisază cu o moleculă de apă în ace mătăsoase, se topesc la 220° descompunându-se. Este puțin solubil în apă, mai solubil în fenol și etan oxietan. Căldura 'l descompune în CO₂ și *pirogalol*, care e un trifenol ce se întrebuințează în fotografie.



Încăldit cu PhO Cl₂ la 130° se eterică dând acidul digalic.



Acidul tanic=Acidul digalic.

El a fost descoperit de *Löwis* în secolul trecut, în coaja de stejar, unde se găsește până la 13%. Gogoșile de ristic și în specie cele de *Alep* (*gal-lae turcicae*) conțin până la 62 %.

Acidul tanic se extrage punând pulbera de gogoși de Alep într'un aparat (în B. Fig. 131) de extracție cu eter amestecat cu apă. Apa disolvă tani-nul, iar eterul disolvă materiile grase și substanțele colorante, cu cari plutesce la suprafața apei.

Acidul tanic e o substanță solidă, incoloră și transparentă, care se descompune prin căldură.

Cu sărurile de fer dă un precipitat negru, coagulează substanțele albuminoase și este foarte astringent.

Întrebuințarea. El se întrebuințează în indu-

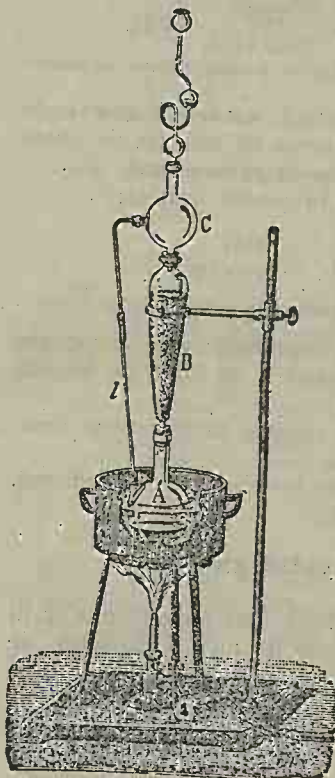


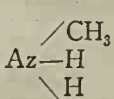
Fig. 131.—Aparat de extracție.

trie pentru tăbăcirea pieilor și pentru facerea negrelei (cernelei) de calitate bună. Pentru acesta se tratează 1 kgr. de pulbere de nucă galică pe rind cu 14 litri apă. După filtrare se adaugă soluțiunii 500 gr. sulfat feros (calaican verde).

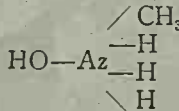
Se mai pune puțină gomă arabică și zăchar pentru a se da lustru cernelei.

Aminele.

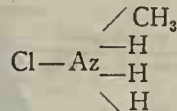
Aminele sunt corpuri, care rezultă prin înlocuirea unuia sau tuturor atomilor de hidrogen din amoniac sau hidrat de amoniu prin radicalii mono sau polivalenți ai hidrocarburelor. După numărul substituirilor făcute în moleculă, aminele se numesc, *primare, secundare* sau *terțiare*, d. e.



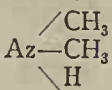
Metilamina
(amină primară)



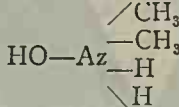
Hidratul de metilamoniu
(hidratul aminei primare)



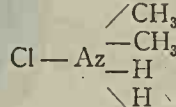
Clorur de metilamoniu
(clorura aminei primare).



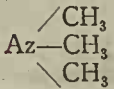
Dimetilamina
(amină secundară).



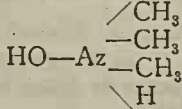
Hidratul de dimetilamoniu
(hidratul aminei secundare).



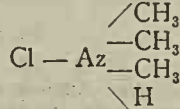
Clorura de dimetilamoniu
(clorura aminei secundare).



Trimetilamina
(amină terțiară).

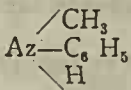


Hidratul de trimetilamoniu
(hidratul aminei terțiare).

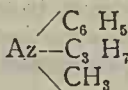


Clorur de trimetilamoniu
(clorura aminei terțiare)

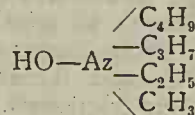
Radicalii substituiți pot fi și deosebiți, d. e.:



Fenil metilamina



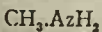
Fenil propil metilamina



Hidratul de butil-propil
etil-metil amoniu.

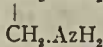
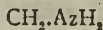
Acești corpuri se mai numesc și monoamine, fiindcă molecula lor se formează din o moleculă de amoniac. Se cunosc și corpuri care se formează din două sau mai multe molecule de amoniac prin faptul că hidrocarbura întrebuintată este bivalentă sau polivalentă, acești corpuri se numesc *diamine, triamine*, etc.

Monoamine:

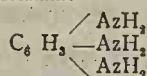


Metanamina=Metilamina. Etandiamina 1. 2. Benzen triamina=Fenilenil triamina (1).

Diamine:



Triamine



(1) C_6H_6 =benzen. C_6H_5 '=fenil. C_6H_4 ''=fenilen. C_6H_3 '''=fenilenil.

Tóte aceste exemple ne dovedesc că în realitate grupul monovalent (AzH_2)' înlocuiesc OH alcoolic sau fenolic, pentru a da naștere la anine.



Fig 132. August Wilhelm von Hofmann, 1818—1892.

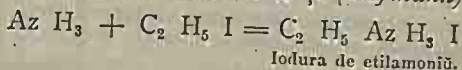
Istoricul. Aminele au fost descoperite de *Würtz* la 1849. Ele au fost studiate în special de *Würtz* și *Hofman* (1850).

Starca naturală. Aminele se găsesc în mare cantitate în produsele de distilație ale materiilor azotate (córne, carne, alcaloiđi, etc.). În seul de pe lâna oilor, s'a găsit metilamina și trimetilamina. Tot ast-fel trimetilamina s'a găsit în peștele stricat, în uritele omului și în numeroase plante (*sorbus aucuparia*, *cheopodium*).

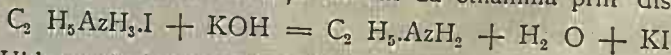
Preparația. Aminele, cari se găsesc în natură se pot extrage prin distilație fracționată.

Între metodele sintetice, prin cari se prepară aminele, mai însemnate sunt următoarele:

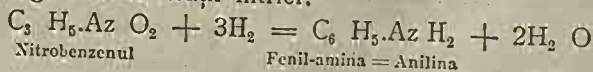
1. Tratatând amoniacul cu eterii haloidei (*Hofmann*):



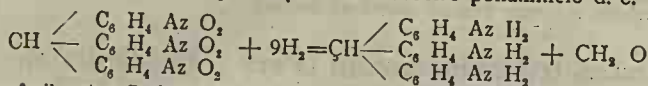
Acest corp tratat cu hidrații alcalini dă etilamina prin distilare:



2. Hidrogenând derivații nitrici:



Prin acest procedeu se pot obține cu deosebire poliaminele d. e.



Trinitrofenil metan (Derivatul trinitric al trifenilmetanului).

Tri-amino-fenil-metan = Paraleucanilina (Triamina trifenilmetanului).

Proprietăți. Aminele sunt în genere corpuri lichide la temperatura ordinară și foarte volatili.

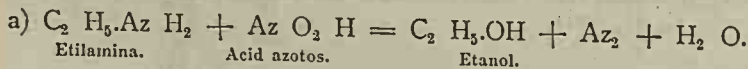
Temperatura lor de fierbere crește cu cât ne urcăm în seria homologilor adeverați, fiind mai înaltă pentru aminele hidrocarburilor ciclice.

Alăturatul tablou conține exemple de diferite feluri de amine.

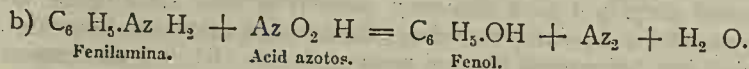
		Temperatura	
		topirei	fierberii
Metilamina	$\text{CH}_3\text{-Az H}_2$	—	—
Etilamina	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Az H}_2$	—	18°,7
Propilamina	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-Az H}_2$	—	31°
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{Az H}$	—	64°,4
Trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{Az}$	—	9°,3
Fenilamina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{Az H}_2$	-8°	183°
Difenilamina	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{Az H}$	+54	310°
Etan diamina	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{Az H}_2)_2$	—	123°

Principalele proprietăți chimice ale aminelor sunt următoarele:

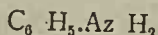
1. Aminele primare, fie ele mono sau di-amine, etc., tratate cu $\text{Az O}_2 \text{H}$ dau reacțiunea următoare:



Tote aminele obținute cu hidrocarburii ciclice dau fenolii prin această reacțiune:

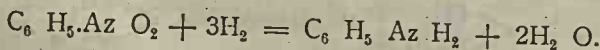


Fenilamina = Anilina.



Numele de *anilină* vine de la *anil*, care în limba portugeză însemnează *indigo*; prin distilarea acestei substanțe s'a obținut anilina.

Preparația. Anilina se prepară reducând prin hidrogen nitrobenzenul:



Acastă hidrogenare se face de obicei prin fier și acid clorhidric.

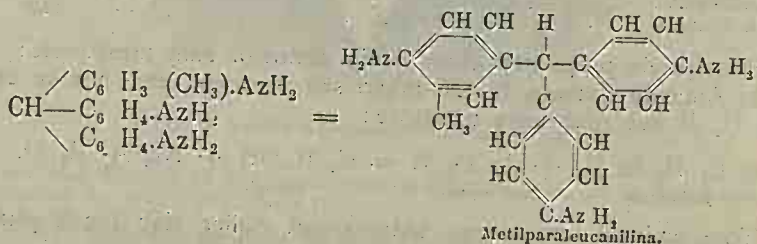
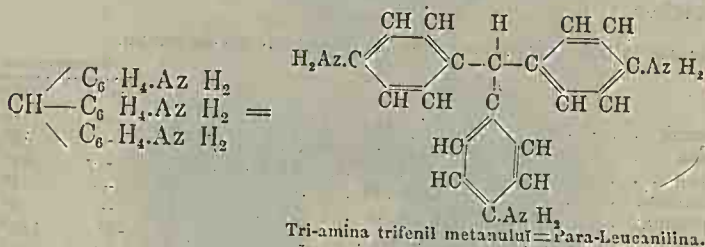
Proprietăți. Anilina e un lichid incolor, cu miros slab caracteristic. Ea se topește la - 18° și ferbe la 183°.

Este foarte puțin solubilă în apă, ușor solubilă în etanol și etan oxietan.

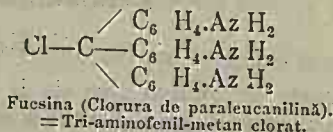
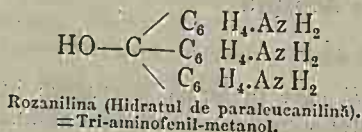
Intrebuințarea. Anilina și câți-va din homologii săi sunt bazele unei serii întregi de materii colorate numite *colori de anilină*.

Triamina trifenilmetanului (Para — Leucanilina).

Acest corp este un derivat aminic al trifenilmetanului în care grupurile, benzenice au câte un grup Az H_2 în poziția para. El se numește para leucanilina din cauză că este incolor și este capul unei serii de homologi, cari pot da naștere la diferiți derivați. Formula brută și cea de constituție a leucanilinei este următoarea:



Acești corpi pot avea numeroși isomeri și prin substituirea hidrogenului lor cu radicalii hidrocarbonați dau numeroși homologi. Înlocuind hidrogenul liber al metanului prin OH, sau un element halogen vom avea derivații următori:

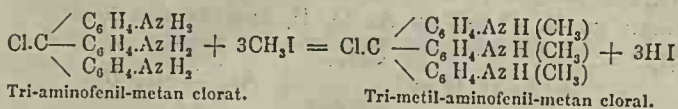


Rozanilina se naște prin oxidația unui amestec de anilină, ortotoluidină C_6H_4 $\begin{array}{l} \text{CH}_3 \\ \text{Az H}_2 \end{array}$ 1. și paratoluidină $\begin{array}{l} \text{CH}_3 \\ \text{Az H}_2 \end{array}$ 2. cu acid arsenic. Ea este o substanță cristalizată în ace sau lamele mici, se înroșește la aer și se disolvă în etanol și în apă caldă.

Tratată cu HCl dă fucsina.

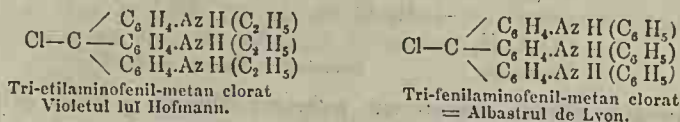
Fucsina, cristalisează în lamele de coloré verdue, cu luciū metalic. Este foarte solubilă în apă, pe care o colorază în roșu intens.

Violetul de Paris, a fost obținut tratând fucsina cu metanul iodat:



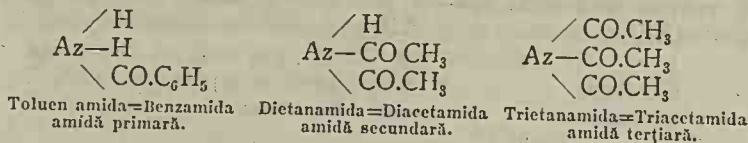
Când se iea $\text{C}_2 \text{H}_5 \text{I}$ în loc de $\text{CH}_3 \text{I}$, se obține *violetul lui Hofmann* numit *Dahlia*.

Substituind 3 radicali fenili obținem *albastrul de fucsina* numit și *albastrul de Lyon*:

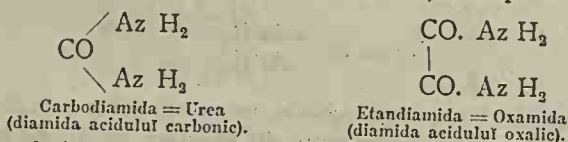


Amidele.

Amidele sunt corpuri care se formează prin substituirea hidrogenului din amoniac prin radicali acizi. Ele pot fi *primare*, *secundare* sau *tertiare* ca și aminele, d. e.:

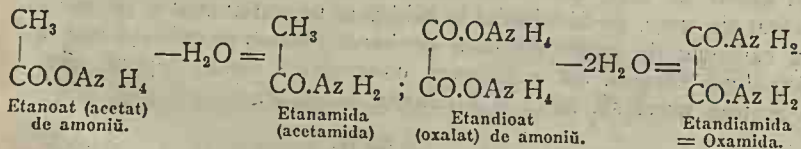


Acizii polibazici (carbonic, etandioic, etc.) dau poliamide:

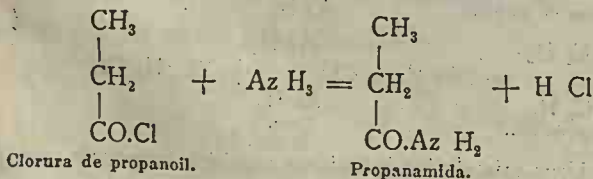


Preparația. Metodele generale; prin care se prepară amidele, sunt următoarele:

1. Deshidratând sărurile de amoniū ale acizilor mono sau polibazici.

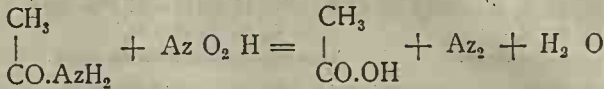


2. Tratând cu amoniac clorurile acide sau eterii acizilor:

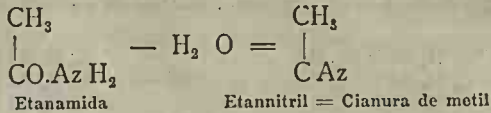


Proprietăți.

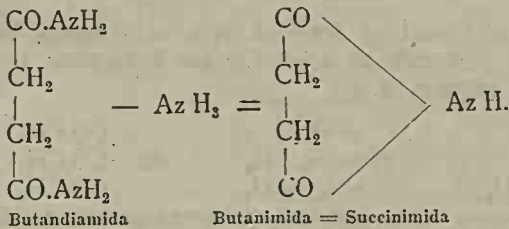
1. Trătate cu $H_2 O$ sau cu $Az O_2 H$, amidele dau acizi:



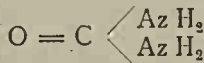
2. Prin deshidratare dau nitrili:



3. Diamidele pot da naștere sub influența căldurii la *imide*, prin pierderea unei molecule de amoniac:

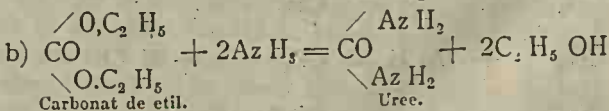
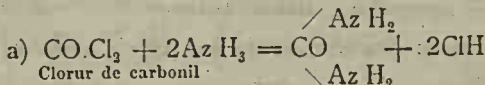


Carbodiameda = Urea.



Starea naturală. Urea se găsește în urina omului și a multor mamifere. Omul elimină aproximativ 40 gr. uree pe zi. Ea provine din oxidațiunea substanțelor azotate din corpul nostru.

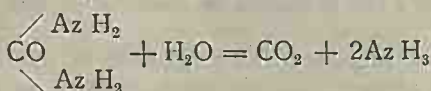
Preparația. Urea se extrage din urina omului în modul următor: Se concentrează urina și se tratează cu acid azotic. Se formează astfel azotat de uree, care fiind insolubil se izolează prin filtrare. Acest azotat de uree, se decolorează la cald prin negrul animal și se tratează cu carbonat de bariu. Azotatul de bariu format, cristalizează mai întâi după filtrarea lui soluțiunea concentrată fiind, depune urea. Sinteza ureei s'a făcut și în modul următor:



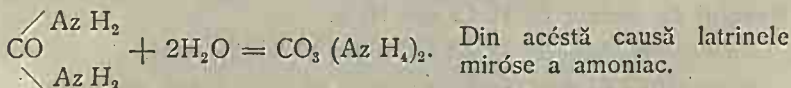
Proprietăți. Urea cristalizează în prisme rombice lungărețe, are gus-

tul salpetrului, se topește la 132°, iar la o temperatură mai ridicată se descompune.

1 Acizii și alcaliile o descompun sub influența căldurii în modul următor:



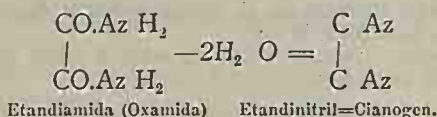
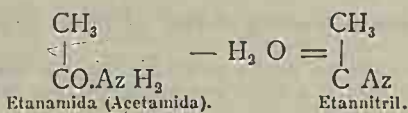
2. Apa la 140° (în tuburi închise) sau fermentul *bacillus ureae* transformă urea în carbonat de amoniu:



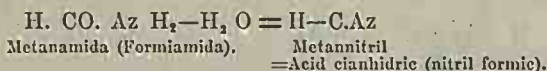
Nitrili.

Se numesc nitrili, corpi care se nasc din hidrocarbure prin înlocuirea a trei atomi de hidrogen de la un atom de carbon prin azot. Ei se pot prepara prin următoarele metode:

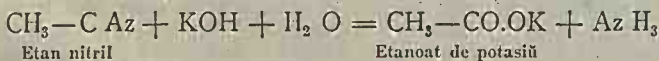
1. Prin deshidratarea amidelor, d. e.:



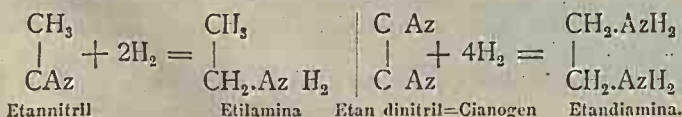
Din acestea se poate vedea că prima amidă posibilă, metanamida (formiamida), ne-ar da prin deshidratare corpul următor, numit *acid cianhidric*:



Proprietăți. Nitrili tratați cu KOH sau cu H Cl și apă dau acizii.



Nitrili pot da amine prin hidrogenare.



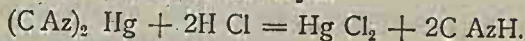
Metan nitril Acidul cianhidric.



Istoricul. Acest corp a fost descoperit de *Scheele* (1782) care l'a numit *acid prusic*.

Starea naturală. Acidul cianhidric se găsește în mai multe plante, precum: florile de pierseci, foile de cireși, simburii de pierseci, zarzăre, cireșe, migdale amare și în rădăcina de *iatropa maniho*. Țuica, ratafia, kirșul, conțin mici cantități de acid cianhidric.

Preparația. El se prepară discompunând amigdalina sau tratând cianurul de mercur cu H Cl sau H₂ S.



Proprietăți. Acidul cianhidric este un corp lichid, cu miros de migdale amare și foarte otrăvitor. El ferbe la 26^o,5 și se solidifică la — 15^o.

Aprins fiind, arde cu o flacără albastruie violetă.

Cu metale dă numeroase săruri, (prin înlocuirea hidrogenului său) numite *cianure*, cari se asemănă mult cu sărurile haloide.

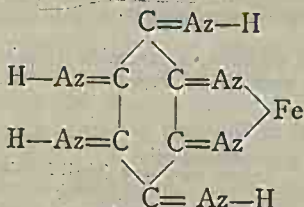
Cianurul de potasiu = *Metan nitrilul potasic*, AzOK, cristalizează în cubi și se topește la roșu. Soluțiunea lui este alcalină și se transformă cu timpul în metanoat (format).

El este foarte otrăvitor și precipită azotatul de argint, formând *cianurul de argint*.

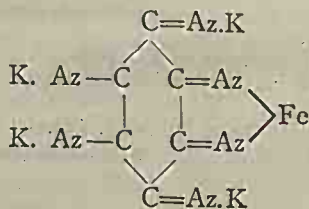
Ferocianurile și fericianurile. Acidul cianhidric poate da naștere prin polimerizare, la corpi mai complexi, a căror constituțiune a fost indicată de *Friedel* de la 1887, numiți *cianuri dubli*.

Acești cianuri dubli (ferocianure și fericianure) sunt datoriti prezenței *acidului ferocianhidric* în moleculele lor.

Tratând ferocianurile cu acid clorhidric, obținem acidul ferocianhidric, a cărui constituție este următoarea:



Acidul ferocianhidric

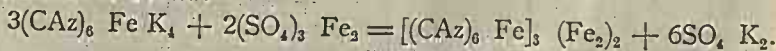


Ferocianurul de potasiu.

Acidul ferocianhidric este un corp alb cristalizat în lame mici. Hidrogenul lui poate să fie înlocuit prin diferite metale, dând săruri numite *ferocianuri*.

Ferocianurul de potasiu, se obține tratând o sare ferosă prin cianurul de potasiu. Soluțiunea fiind concentrată depune cristale galbene de ferocianur: (CAz)₆ Fe K₄ + 3H₂O.

Ea dă prin dubla descompunere, numeroase săruri, din cauza acesta se întrebuințează ca reactiv pentru a caracteriza diferite metale; avem mai principal *Albastrul de Prusia*:



Ferocianurul feric = Albastrul de Prusia.

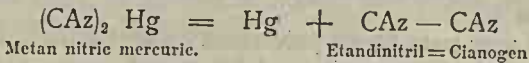
Ferocianurul feric e un corp albastru, numit *albastru de Prusia*, foarte întrebunțat în vâpsitorie.

Întrebunțarea. Ferocianurul de potasiu se întrebunțază ca reactiv în laborator din cauză că dă precipitate sau colorațiuni caracteristice cu numeroase metale. Nici unul dintre acești corpi nu este otrăvitor, ceca-ce dovedesce că în cianurii dubli nu mai avem acid cianhidric, ci numai elementele lui legate în mod direct între ele.

Etandinitril = Cianogenul (Nitrilul oxalic).

CAz — CAz.

El a fost preparat de *Gay-Lussac* (1811), discompuënd prin căldură metan nitrilul mercuric (cianurul de mercur):



Etandinitrilul = Cianogenul, e un corp gazos, se licheface la -25° .

El fierbe la -21° și cristalizază la -34° . Este foarte otrăvitor și arde cu flacără roză. Trecut peste potasiu încălțit într'o țevă, dă cianurul de potasiu.

Soluțiunea lui aposă, lăsată la lumină, se îngreșce; dând mai mulți corpi, între cari găsim și etandioatul de amoniu.

Alcaloidii.

Alcaloidii sunt compusi azotați cu constituție nu tot-d'a-una bine cunoscută, cari se produc: în plante (alcaloidii naturali), în animale (leucomaine), în timpul putredirii materiilor organice (ptomaine) și prin sinteză în laboratore (alcaloidii artificiali).

S'a reușit a se face în mod sintetic mai mulți dintre alcaloidii naturali și a se afla prin descompuneri regulate constituția unui mare număr dintre cei-l'alți. Din toate aceste lucrări s'a putut vedea că alcaloidii sunt substanțe foarte complexe, mai în tot-d'a-una cu funcțiuni multiple d. e.: fenoli, alcoolii, eteri, acizi, amine, amide, etc., substituie în catenele ciclice ce au și azot.

Starea naturală. În numeroase plante se găsesc unul sau mai mulți alcaloidii, adesea combinați cu taninul său cu corpi analogi acestuia.

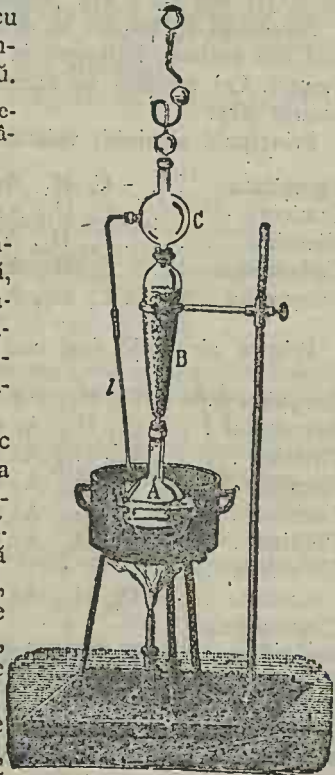


Fig. 133. Extragerea alcaloizilor.

În lichidele otrăvitoare, secretate de diferite animale: șerpi, scorpii, etc., precum și în lichidele putrețirii cadavrelor, există numeroase leucomaine și ptomaine în stare liberă sau combinate cu diferiți acizi.

Extragerea alcaloizilor. În genere, prepararea alcaloizilor naturali se face în două moduri:

1. Făcând să lucreze asupra plantei pulverizate o bază puternică ca hidratul de calciu, care se combină cu acidul alcaloidului, pe când acesta este izolat prin diferiți disolvanți (benzen, metan triclorat, etc.), sau prin distilație dacă e volatil.

Se poate face și în mic această extracție, punând pulberea care a fost tratată cu $\text{Ca}(\text{OH})_2$ și uscată în urmă în vasul B (fig. 133), din care eterul sau alcoolul extrag alcaloidul distilând din vasul A prin tubul / și condensându-se în balonul C, de unde curge peste substanța din B.

2. Se mai poate trata planta pulverisată cu acid sulfuric diluat, care formează cu alcaloidul un sulfat solubil în apă.

Acastă soluțiune izolată prin filtrare de restul pulberei, se tratăză cu KOH sau $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pentru a se izola alcaloidul.

Alcaloizii se împart în două părți, după cum ei sunt făcuți numai din carbon, hidrogen și azot sau din carbon, hidrogen, azot și oxigen. Cei d'întăiu se numesc și *alcaloizi volatili*, iar cei-alți *alcaloizi ficși*.

Principalii alcaloizi volatili sunt următorii:

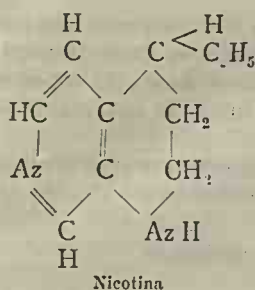
Piperidina	$\text{C}_6 \text{H}_{11} \text{Az}$	în <i>piper niger</i> (piper).
Conicina	$\text{C}_8 \text{H}_{17} \text{Az}$	din <i>cicuta virosa</i> (cucută).
Nicotina	$\text{C}_{10} \text{H}_{14} \text{Az}_2$	din <i>nicotiana tabacum</i> (tutun).
Cadaverina	$\text{C}_5 \text{H}_{14} \text{Az}_2$	} pruduse prin fermentația bacteriană a cadavrelor.
Putrescina	$\text{C}_4 \text{H}_{13} \text{Az}_2$	

Printre alcaloizii ficși mai însemnați sunt:

Atropina $\frac{1}{2}$	$\text{C}_{17} \text{H}_{23} \text{Az O}_3$	din <i>atropa belladonna</i> (mătrăguna).
Aconitina $\frac{1}{2}$	$\text{C}_{33} \text{H}_{13} \text{Az O}_{13}$	din <i>aconitum napelus</i> (spânz).
Piperina	$\text{C}_{17} \text{H}_{19} \text{Az O}_3$	din <i>piper niger</i> (piper).
Morfina	$\text{C}_{17} \text{H}_{19} \text{Az O}_3$	} din <i>papaver somniferum</i> (mac.)
Codeina	$\text{C}_{18} \text{H}_{21} \text{Az O}_3$	
Chinina	$\text{C}_{20} \text{H}_{24} \text{Az}_2 \text{O}_2$	
Chinidina	"	} din <i>Rubiacee</i> .
Cinconina	$\text{C}_{10} \text{H}_{22} \text{Az O}$	
Cinconidina	"	
Strichnina	$\text{C}_{21} \text{H}_{12} \text{Az}_2 \text{O}_2$	} din <i>strychnos nux vomica</i> .
Brucina	$\text{C}_{23} \text{H}_{26} \text{Az}_2 \text{O}_4$	

Nicotina se găsește în foile de tutun. Ea are un miros foarte neplăcut, densitatea 1,01 (la 15°), e solubilă în etanol și fierbe la 241° . Este levogiră și foarte alcalină.

Formula de constituție a nicotinei este următoarea (*Cahours și Etard*).



Atropina se găsește în *atropa belladonna*, cristaliză în ace mățăsöse puțin solubile în apă, e solubilă în eter și mai cu sémă în etanol.

Ea este alcalină, cu gust amar și se combină ușor cu acizii.

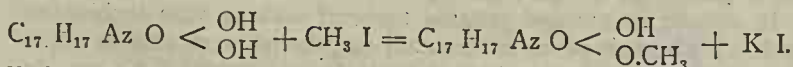
Atropina este foarte otrăvitoare, are proprietatea de a dilata pupila și produce uscăciunea în gât.

Piperina = $C_{17} H_{19} Az O_3$, a fost estrasă din pipcr. Ea este o substanță fără gust, cristaliză în prisme clinorombice, fuzibile la 128° . Este o bază slabă, se disolvă în etanol, eter și apă fierbinte. Soluțiunea alcoolică are gust înțepător și pipărat.

Morfina este în cantitate de 10—15% în opiul de Smirna, care e sucul uscat al macului (*papaver somniferum*). Ea cristaliză în prisme mici, are gust amar și produce somnul când e luată în cantitate mică.

Din reacțiunile sale rezultă că în molecula ei avem 2(OH), al căror hidrogen pôte fi înlocuit prin potasiu sau eterificat.

Ast-fel *Grimaux* la 1882, tratând o soluțiune de morfină în KOH și cu $CH_3 I$, a obținut codeina:



Morfina monopotasică. Metan monoiodat.

Morfina monometilică = Codeina.

Încăldită fiind, perde $H_2 O$ transformându-se în *apomorfina*: $C_{17} H_{17} Az O_2$ care se întrebuințază în medicină ca vomitiv.

Morfina e foarte otrăvitoare; antidotul ei este caféua.

Codeina sau metilmorfina cristaliză în prisme gróse ortorombice, fuzibile al 150° solubile în eter. Ea se întrebuințază în medicină și e otrăvitoare.

Chinina se găsește d'impreună cu alți alcaloiđi în speciile *Cinchona*, care cresc pe înălțimi de 1600^m.—2500^m. Cója acestor arbori conține aprópe 1% chinină.

Chinina este o substanță amorfă, fără colóre și miros, cu gust amar, se topesce la 177° . Cu acizii dă săruri solubile, între care mai însemnate sunt *sulfatii de chinină*.

Sulfatul bazic de chinină sau *sulfatul ordinar*, $C_{20} H_{24} (Az_2 O_2)_2 SO_4 H_2 + 7H_2 O$, cristaliză în ace prismatice fine mățăsöse, este eflorescent. El este greu solubil.

În apa acidulată cu $SO_4 H_2$ se disolvă ușor dând *sulfatul neutru*. Soluțiunea acestuia este foarte amară.

Sulfatul bazic este forma sub care se întrebuințază chinina de obicei în medicină.

Strichnina $C_{21} H_{23} Az_2 O_2$ se extrage din *strychnos nux vomica*. Ea este o substanță solidă, cristalizează în octaedri cu baza dreptunghiulară, este incoloră, fără miros, cu gust foarte amar. Se topește la 284° și ferbe în vid la 270° , este puțin solubilă în apă, etanol și eter și foarte otrăvitoare.

Brucina este strichnina, în care 2H sunt înlocuiți prin 2 grupuri ($O.CH_3$): $C_3 H_{26} Az_2 O_4$. Ea e tot atât de otrăvitoare.

Substanțe gelatinose și albuminoase.

În sucurile economiei animalelor și plantelor precum și în țesuturile insolubile ale lor se găsesc substanțe azotate foarte complexe, conținând sulf și fosfor, care nu se apropie de nici una din funcțiunile studiate până acum. Ele s'au împărțit în două grupe:

1) *Substanțe gelatinose sau cleioase*, între care avem următorii corpi:

Gelatina, care există în grâne și în special în grâu (în gluten) și cea care se găsește în oșe.

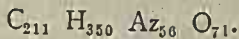
Ele se precipită prin etanol din soluțiunea apasă dând o masă solidă transparentă, fără gust și fără miros. Disolvate în apă caldă ele produc *pittia*. Taninul precipită gelatina din soluțiune, formând cu ea o combinație imputrescibilă: din cauza acesta se tăbăcesc cu tanin peile, cari conțin puțină gelatină.

În comerț se extrage gelatina fierbând oșele în vase închise (autoclave). Cleiul de pește (ichtiocolul) cu gelatină pură care se obține din membrana internă a beșiceii înotătoare a morunului. Ea este decolorată prin acid sulfuric. Cleiul ordinar (colle forte) se fabrică cu resturi de piele, córne, etc.

Chondrina se extrage prin fierbere din sclărciuri și tendóne. Și ea produce piftie cu apa fierbinte, se deosebesce de primele prin faptul că ea se precipită din soluțiunea apasă prin alaun (piatră acră) și săruri metalice.

2) *Substanțe albuminoase*, cari se impart în trei grupe:

Albumine, fibrine și caseine, cu următoarea formulă generală:



a) Între *albumine* sunt următoarele substanțe:

Albumina din albușul oului, care se coagulează la 72° , se precipită prin etanoatul de plumb și este dextrogiră. Ea se disolvă în alcalii și se precipită prin acizi, etanol și eter.

Albumina din serul sângelui numită *serină*, diferă puțin de cea d'întăiu prin proprietatea ce are că: injectată fiind în vinele unui animal, se asimilează, pe când cea l'altă este dată afară prin rinichi.

Albumina din plante are mare asemănare cu albumina din ou și se găsește în sucurile plantelor. *Vitelina*, care se găsește disolvată în gălbenușul oului este un amestec de albumină și caseină.

b) *Fibrina* din sânge, mușchi sau vegetale, din punctul de vedere

chimic, se comportă cu albumina insolubilă de care se deosebesc prin structura sa fibrasă și prin proprietatea ce are a discompune apa oxigenată. Cea din sânge se încheagă (cuagulează) în contact cu aerul.

c) *Caseinele* coprind următoarele două substanțe :

Caseina din lapte, pare a fi albumina disolvată în alcalii. Acidii și *chiagul* care conține puțin acid lactic și fermentul lactic, o precipită; căldura însă nu o cuagulează de cât la 130° — 140° .

Caseina din plante numită *legumină*, se găsește în grăunțele leguminoselor, este identică cu cea-laltă și se precipită prin acid.

F I N E.



TABLA DE MATERIE

	PAG.
Introducere	3
Moleculă. Atomă. Corpă simplă și corpă compusă	5
Asemănarea și deosebirea între fizică și chimică	6
Simbol. Formule și ecuațiuni chimice	7
Greutatea moleculară și greutatea atomică	9
Valența atomilor	9
Combi-națiuni și descompunere	11
Analiză. Sinteză	12
Legile combinațiunilor chimice	12
Clasificarea corpilor simpli	14
Noțiuni relative la combinațiuni	14
Chimia neorganică. Grupul I. Hidrogenul.	16
Grupul II. Familia I.	21
Clorul	21
Bromul	23
Iodul	24
Combi-națiunea halogenelor cu hidrogenul. Acidul clorhidric.	25
Familia II. Oxigenul	27
Oxigenul ordinar	27
Ozonul	30
Sulfur	31
Apa saă Protoxidul de Hidrogen	33
Apa oxigenată = Bioxidul de hidrogen	37
Hidrogenul sulfurat = Acidul sulfhidric	37
Bioxidul de sulf = Anhidrida sulfurosă	38
Acidul sulfuric	40
Acidul disulfuric (de Nordhausen)	42
Trioxidul de sulf = Anhidrida sulfurică	43
Familia III	43
Azotul (Nitrogenul)	44

Aerul	45
Fosforul	47
Arsenicul	49
Amoniacul	50
Acidul azotic (apa tare)	51
Protoxidul de azot	52
Pentoxidul de azot (Anhidrida azotică). Acidul fosforic normal	53
Pentoxidul de fosfor (Anhidrida fosforică)	54
Trioxidul de arsen (Anhidrida arsenioasă). Combinațiunile arsenicului cu sulfurul	55
<i>Familia IV. Carbonul</i>	55
Staniul (Cositorul)	58
Acidul carbonic. Oxidul de carbon	59
Bioxidul de carbon	60
<i>Familia V. Borul</i>	63
Acidul boric	63
Grupul III (Metale). <i>Familia I.</i>	63
Sodiul Natriul)	64
Potasiul (Kaliul)	69
Argintul	72
<i>Familia II.</i>	73
Calciul	74
Magneziul. Zincul	78
Mercuriul (Hidrgirul)	80
Cuprul (Arama)	82
Plumbul	83
<i>Familia III. Aurul</i>	85
Aluminiul	86
Ferul	89
Platinul	94
Chimia organică. Noțiuni preliminare.	95
<i>Hidrocarbure.</i>	96
Hidrocarburele saturate	102
Metanul (gazul bălților)	103
Hidrocarbure nesaturate	104
Etena (Etilena)	105
Etina (Acetilena)	107
Benzenul (Ciclohexantrien)	113
Petroleul brut (Pecură = Țiței)	116
Gazul de luminat	117
Compuși hidrocarburilor cu Cl, Br și I	118
Hidrații hidrocarburelor (Alcoolii și fenolii)	119
Alcoolii	120
Alcoolii monoacizi	123
Alcoolii biacizi = Glicolii	124
Alcoolii Triacizi. Propantriolul 1. 2. 3. = Glicerina	125
Alcoolii tetraacizi	127

Etan oxietan = Oxidul de etil (Eterul ordinar)	128
Fenoli	129
Aldehidele	131
Etanal = Aldehida acetică	133
Cetone	134
Chinone	136
Corpi cu funcțiuni mixte	137
Glucoza. Levuloza	138
Bioze sau Biglucoze = Zacharoze. Zaharoza (Zacharul)	139
Lactoza. Alcoolii poliglucozici	140
Celuloza	141
<u>Fermentațiuni</u>	142
<u>Acidii</u>	143
Acidii monobazici	144
Metanoic = Acidul formic. Etanoic = Acidul acetic	145
Fenil metanoic = Toluenoic (Acidul benzoic). Acidii bibazici. Etandioic = Acidul oxalic	148
Butandioic = Acidul succinic. Dimetil benzen dioic = Acidul ftalic. Acidii. Alcoolii și acidii fenoli	149
Propanol 2 oic = Acidul lactic. Butanol dioic = Acidul malic. Butandiol dioic = Acidul tartric	150
Acidul citric	151
Metil fenoloic 1. 2. = Acidul salicilic. Metil fentrioloic = Aci- dul galic	152
Acidul tanic = Acidul digalic	153
Aminele	154
Fenilamina = Anilina.	155
Triamina trifenilmentanului (Para-Leucanilina)	157
Amidele	158
Carbodiama = Urea.	159
Nitrili	160
Metan nitril = cianhidric	161
Etandinitril = Cianogenul	162
<u>Alcaloidii</u>	163
Nicotina	163
Atropina. Piperina. Morfina. Codeina. Chinina.	164
Strichnina. Brucina.	165
Substanțe gelatinose și albuminoase	166

VERIFICAT
2017

