

VF-685/K.9/2 Sept. 1900
Inv. 11489 ~~Inv.~~ 3690.
NOTIUNI ELEMENTARE
DE

CHIMIE

PENTRU SEMINARIILE, ȘCOLI NORMALE ȘI EXTERNATE

DE

DR C. I. ISTRATI

PROFESOR LA UNIVERSITATEA DIN BUCUREȘTI.



Charles Friedel. Fost profesor la Sorbona — Paris.



CU 133 FIGURI ÎN TEXT

BUCUREȘTI
INSTITUTUL DE ARTE GRAFICE CAROL GÖBL
Furnizor al Curții Regale

16, STRADA DÔMNEI 16

1899.



9755
BIBLIOTE
3690
COTA

CONTROL 195

1961

L

D. C. M. H. A. T. R. A. T. I

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'însul.

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

Știința care se ocupă cu descrierea tuturor corpurilor ceresci, și cu studiarea legilor după care ei urmăresc a se înroți sau a sta uniți 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 cunoștem 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 saū putem izola, alte bucățele cu mult mai mici din materia ce-l alcătuiesce, 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, alcătuiesce 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. Numirile ce li se dau sunt foarte numeroase, ast-fel avem, corpi ceresci, organizați, neorganici, simpli, gazoși, etc.

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

Corpi	2. Pămîntesci	Neorganisați	Neorganici	1. Ceresci: Stele, planete, cometi, nebulose, etc.					
				Simpli	Metalici	{	solidi: sulf, arsenic, iod, etc. . . .	{	Aparțin studiului chimiei neorganice.
				Compuși	Metale	{	gazoși: oxigen, azot, etc.	{	
				Organici		{	lichizi: mercuriu.	{	
						{	solidi: săruri, roce, etc.	{	Aparțin studiului chimiei neorganice și mineralogiei.
						{	gazoși: bioxid de carbon	{	
		{	solidi: sacharul, etc.	{	Aparțin studiului chimiei organice.				
						lichizi: spirtul, etc.			
		{	gazoși: gazul bălților (Metanul)	{					
Organisați		{	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 omienilor 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 saū derivate ale acestora (fibre, vase etc.). Organele se deosebesc între dinsele atît prin structura lor particulară cît și prin compozițiunea lor chimică

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

Corpi 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 porțiunile din diferite părți ale acestor corpi, vom constata că ele au același aspect și aceeași compozițiune chimică.

Corpi neorganizați se împart la rândul lor în *neorganici* și *organici*.

Corpi neorganici se pot găsi sau în natură la suprafață sau în interiorul pământului, sau sunt preparați cu ajutorul puterilor care există în natură, și pe care chimistul le poate întrebuința în același fel în laboratorul său.

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

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

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

Producțiunea lor în plante și animale fiind datorită acelorasi puteri naturale de care natura s'a servit și la crearea corpurilor neorganice, 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 mânăuirea 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, douăzeci 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 care nu putem ajunge pe calea aceasta.

Aceste molecule sunt alcătuite din alte particule 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 cohesiune.

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 oricât de mare.

Asemănarea și deosebirea între fizică și chimie.— Cu studiul moleculelor și al atomilor se ocupă *Fizica și Chimia*. Fiecare 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 încălđită 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 încălđit ar fi fost ferul, și el sub influența căldurei 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 cântărește 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 formează *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 fosfor, 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 umezélă, *ruginesce*, combinându-se cu oxigenul din aer și dă ast-fel *rugina*, care este uu *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, avënd 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 puté fi deosebite în scris, se mai forméază simbolul nu numai din litera începătoare, dar din acésta 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- țate de obicei	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 (Sodiū)	Na I	23,	22,99
Nichel	Ni II, IV	58,8	58,6
Oxygen	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
Stibiū (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.

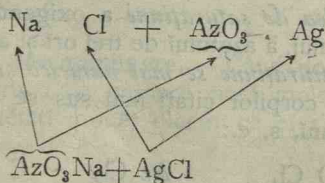
Ast-fel molecula de apă formată din un atom oxygen și doi atomi hidrogen se scrie : H_2O , iar molecula acidului sulfuric, formată din 1 atom sulf, 4 atomi oxygen și doi atomi hidrogen, se scrie SO_4H_2 . Acestea se numesc *formule chimice*.

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 ($\text{Az O}_3 \text{ Ag}$), 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 ($\text{Az O}_3 \text{ Na}$).

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 semnelui = avem acelaș fel și acelaș număr de atomi; avem prin urmare o *egalitate* sau *ecuațiune chimică*.

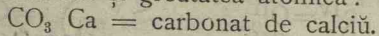
Greutatea moleculară și greutatea atomică. — Din faptul că atomii au volum variabil, ce conține o cantitate anumită de materie, rezultă că fie-care atom are o greutate deosebită. Cel mai ușor dintre toți atomii este atomul de hidrogen, care cântăresce abia o gr., 000,000,000,000,000,000,000,2. Din cauza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

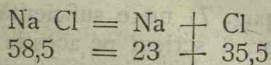
Ast-fel în 100 gr. marmoră găsim 40 gr. calciu, 12 gr. carbon și 48 gr. oxigen, ceea-ce se poate reprezenta în modul următor, având în vedere simbolul și greutatea atomică :



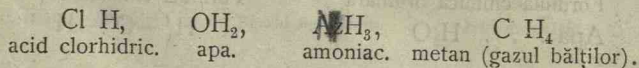
În 18 gr. apă găsim 16 gr. Oxigen și 2 gr. Hidrogen, ceea-ce se poate reprezenta prin formula : $\text{H}_2\text{O} = \text{apa.}$

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.

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



Clorura de clor Biclurura de oxigen Triclurura de azot Tetraciclurura de carbon Pentaclurura de fosfor
(o moleculă de clor) (anhidrida hipocloroasă)

Corpuri 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.

Corpuri 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.

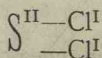
Corpi tetravalenți : C^{IV} , Si^{IV} , Sn^{IV} , etc.

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

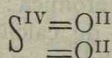
S'a indicat și corpi cu o valență superioară.

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 , (triclurura de fosfor), PhCl_5 (pentaclurura de fosfor).

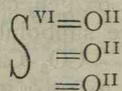
Tot ast-fel la sulf, din cele bivalente, valența poate crește numai în mod pereche, s. e.:



Biclurur de sulf



Bioxid de sulf



Trioxid de sulf.

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.

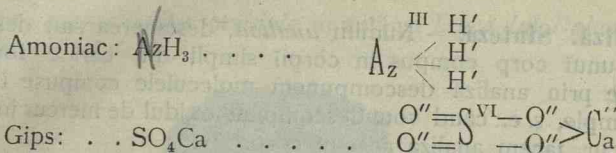
În acest caz dacă voim a reprezenta în scris o moleculă ore-care, *formula chimică* ordinară (vezi pag. 7) nu e suficientă; pentru a arăta modul de grupare al atomilor, 'i scriem pe aceștia legați prin valențele lor; în cazul acesta formula se numește *rațională* sau *formula de constituție*.

Formula chimică ordinară

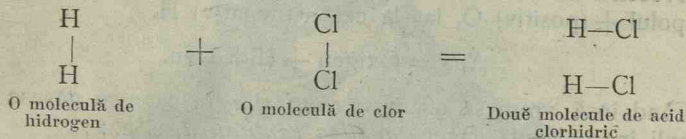
Apa . . . H_2O

Formula chimică rațională

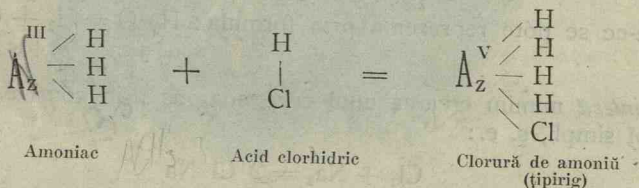
$\text{H}'-\text{O}''-\text{H}'$



Combi-na-țiune și descompunere. — Când două sau mai mulți atomi 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 *combi-na-țiune*, d. e.:



Combi-na-țiunile se fac și cu atomi din moleculele compuse, d. e.:



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

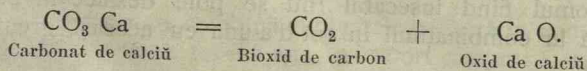
Nu tot-d'a-una când punem corpi unul lângă altul, atomii lor se combină. Ast-fel luând pulbere fină de fer și de sulf și amestecându-le ori-cât de bine împreună, ele nu se vor combina și le vom putea separa cu ușurință. În cazul acesta avem numai un *amestec*, iar nu o *combi-na-țiune*. Trecând pe d'asupra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

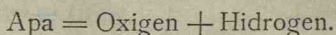


Analiză. Sinteza. — Numim *analiză*, desfacerea saŭ descompunerea unui corp compus în corpi simpli din cari e format. În realitate prin analiză descompunem moleculele compuse în molecule simple, s. e.: când vom descompune oxidul de mercur în oxigen și mercur, facem analiza acestui corp.

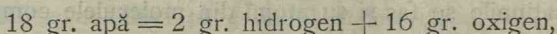
Analiza unui corp o facem cu scopul de a ne da sémă de felul și numărul atomilor, cari compun molecula lui.

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

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



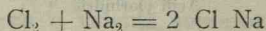
Când însă vrem să aflăm *și cantitatea* în care se găsesc corpi simpli în moleculă, facem *analiza cantitativă*, s. e.:



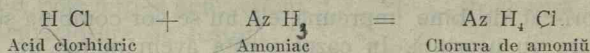
ceea-ce se pôte reprezenta prin formula: $\text{H}_2 \text{ O} = \text{H}_2 + \text{O}$

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

Sinteza 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 existau în natură și dintre cari unii sunt de o mare însemnătate pentru necesitățile vieței.

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

1. *Legea proporțiunilor 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.

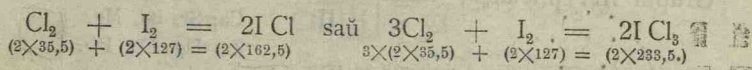
Acastă lege se explică prin faptul că combinațiunile se fac între atomi; atomul fiind insecabil (nu se pôte desface în părți mai mici), intră în combinațiuni în tot-d'a-una cu aceeași greutate caracteristică.

2. *Legea proporțiunilor 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)*. Corpuri 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 vaporii.

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

Aceste exemple probază 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 fiecare 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.
» III:	Zn, Hg, Cu, Pb.
» IV:	Au.
» V:	Al, Cr, Mn, Fe, Ni, Co, Pt.

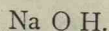
Hidrogenul formează un grup aparte, având caractere, ce aparțin și metaloizilor și metalelor. El e cel mai ușor dintre toți corpii simpli.

Metaloizii sunt corpuri gazoși, liciți sau solizi. În această ultimă stare nu au aspectul metalic, sunt răi conducători de căldură și electricitate; desfacuți fiind din combinațiile, în cari iau 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).

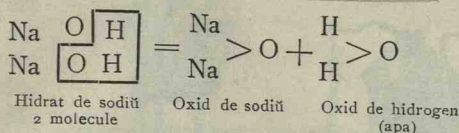
Metalele sunt toate solide la temperatura ordinară, afară de mercur. Ele au luciul caracteristic, numit *luciul metalic*, sunt bune conducătoare de căldură și electricitate. Dacă le scotem din combinațiunile lor, printr'un curent electric, ele trec la polul negativ. Ele dau combinațiuni chimice particulare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

Noțiuni relative la combinațiuni. — Punând sodiu (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:



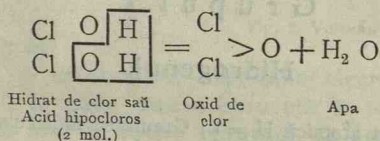
Aceste combinațiuni se pot obține cu toate metalele și compuși aceștia se numesc în genere *baze*. Bazele înălbăstresc *hârtia roșie de turnesol* și prin deshidratare dau oxizi metalelor, s. e.:



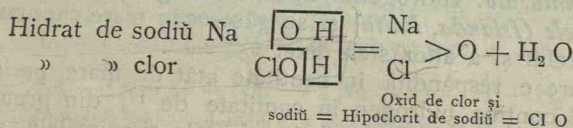
Același lucru se poate întâmpla și cu metaloizi.

Hidrații lor se numesc *acizi*.

Acizii înroșesc *hârtia albastră de turnesol* și dau prin deshidratare oxizi metaloizilor, s. e.:



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



Celelalte noțiuni mai dezvoltate relative la numirea (nomenclatura) combinațiunilor, se vor face treptat în cursul studiului corpurilor 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.)

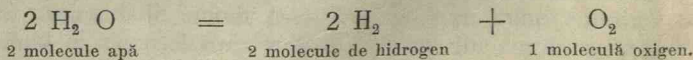
Starea naturală. Hidrogenul liber a fost găsit în gazele cărî es din *fumerole* (*Islanda, Italia*) și se găsește în mare cantitate în *fosfera* soarelui și a altor stele fixe.

Apa, care e răspândită în cantitate atât de mare pe suprafața pămîntului conține hidrogen în cantitate de $\frac{1}{8}$ din greutatea sa. Păcurile, cărbunii de pămînt și toate plantele și animalele, au hidrogen în substanțele din cărî 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 iaă 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 pôte 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 *voltametrul*.

Acest aparat este făcut dintr'un pahar de sticlă prin fundul căruia pătrund 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 sulfuric, pentru ca să conducă mai bine electricitatea. De-asupra fiecărui electrod se pune câte o epruvetă (1) umplută cu apă și întorsă 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 +).

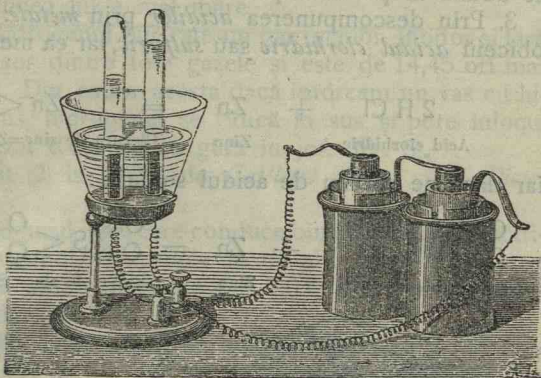
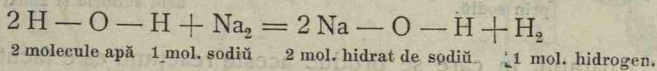


Fig. 2. Voltametrul.

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.



Acastă preparațiune se face în modul următor: Se aruncă o bucăciță de potasiū pe suprafața apei dintr'un vas. Hidrogenul pus în libertate se aprinde din cauza căldurei desvoltate 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 bucăcița de sodiū a fost pusă pe o hârtie ce plutesc pe apă, atunci el arde cu o flacără galbenă.

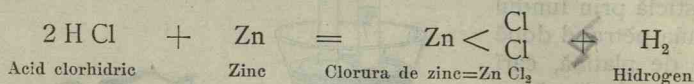
Hidrogenul în aceste condițiuni arde prin faptul că se găsește în contact cu oxigenul din aer.

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 sîrmă și-l introducem re-

(1) Se numesc epruvete sau cilindrii de sticlă, nisce 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 întrebuințează de obicei *acidul clorhidric* sau *sulfuric*, iar ca *metale* *zincul* sau *ferul*:



iar dacă ne servim de acidul sulfuric :

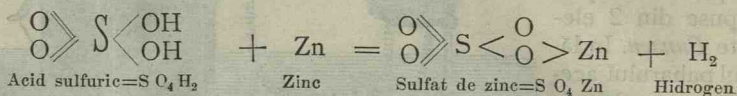


Fig. 3. Prepararea hidrogenului prin sodiu.

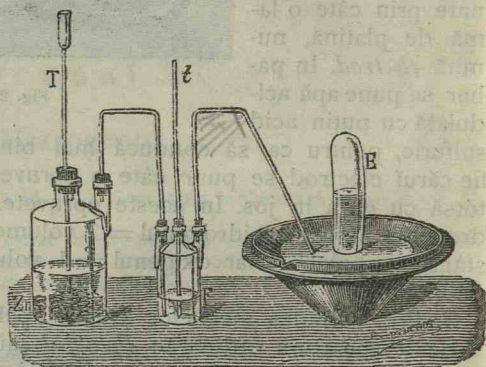


Fig. 4. Prepararea hidrogenului din acid sulfuric și zinc.

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 lăuntrul tubului cu atât mai sus cu cât presiunea lui e mai mare.

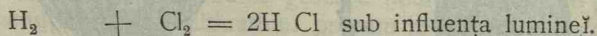
Proprietăți fizice. Hidrogenul pur este un gaz incolor, inodor și fără gust. El e cel mai ușor dintre toate gazele și este de 14,45 ori mai ușor de cât aerul (1). Din cauza aceasta dacă întorcem un vas cu hidrogen cu gura în sus, hidrogenul se ridică în sus și poate înlocui aerul din alt vas așezat d'asupra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



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

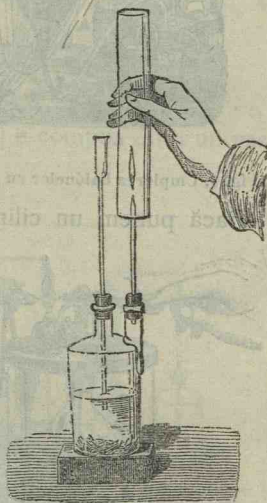
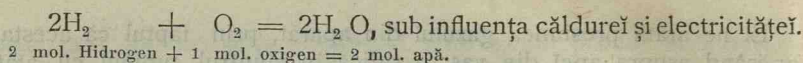


Fig. 7. Armonica chimică.

(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 cântărește 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 *comburant* (fig. 6).

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

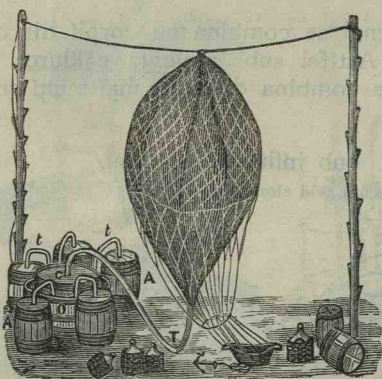


Fig. 8. Umplerea balonului cu hidrogen.

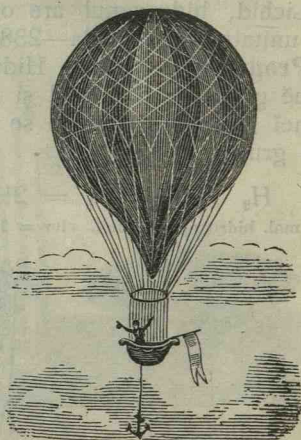


Fig. 9. Balon (aerostat) umflat cu hidrogen.

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 acesta poartă numele de: *Armonica chimică*.

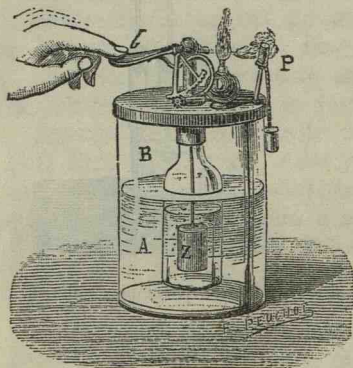


Fig. 10. Aprindătorul cu hidrogen.

Intrebuințarea hidrogenului. Hidrogenul fiind gazul cel mai ușor, se întrebuințează 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 în lăuntrul său o bucată de zinc Z. Hidrogenul produs în acest clopot poate să se aprindă la partea superioară când apăsăm pe pârghia C. Eșind întâlnesc în P spongia de platină, se aprinde și dă foc spirului 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.

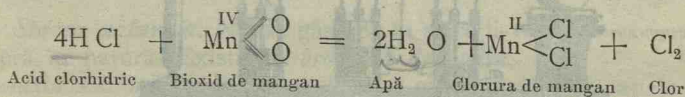
$\text{Cl} = 35,5$

$\text{Cl}_2 = 71$.

Istoricul. Clorul a fost descoperit de *Scheele*, chimist svedez în 1774. Numele de clor (galben verdușu) din cauza colôrei 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* (MnO_2):



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 ese 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.

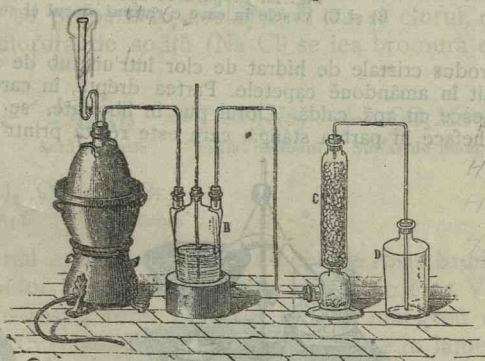
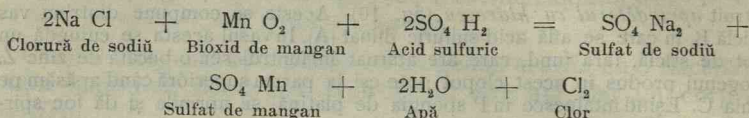


Fig. 11. Prepararea clorului uscat.

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 te prepara direct din *Clorura de sodiu*.



Propriet   fizice. Clorul e un gaz galben ver uiu, cu miros sufocant  i iritant. Inspirat fiind în cantitate ceva mai mare irită  i atacă căile respirat re, producând *hemoptis * (vărsări de s nge) (1).

La 0 , sub presiunea de 6 atmosfere el se licheface.

 n stare lichidă e uleios  i galben, are densitatea 1,33  i ferbe la $-33^{\circ}5$.

Apa disolvă clorul, soluțiunea lui se nume ce *apă de clor*,  i se prepară în aparatul fig. 12. Dacă răcim ac st  soluțiune, se depun cristale de hidrat de clor $= \text{Cl} + 10 \text{H}_2 \text{O}$. Aceste cristale se descompun prin  nc ldire în apă  i clor.

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

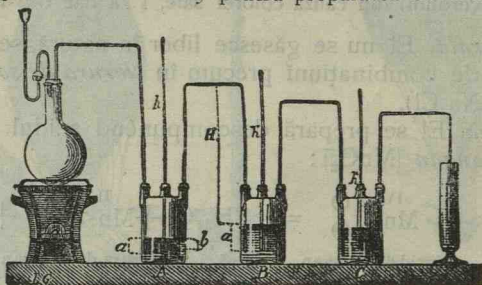


Fig. 12. Prepararea apei de clor. A) Vasul spl tor.
B)  i C) Vasele în care e reținut clorul  i se form z  apa de clor.

trodus cristale de hidrat de clor într'un tub de sticlă îndoit (fig. 13)  i  nc ldit în amândouă capetele. Partea drept , în care s'a pus cristalele, se  nc l  esce cu apă caldă. Clorul pus în libertate, se  ngr m desce în tub  i se licheface în partea st ng , care este răcită printr'un amestec de ghea    i sare.

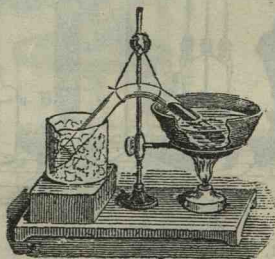


Fig. 13. Lichefacerea clorului.

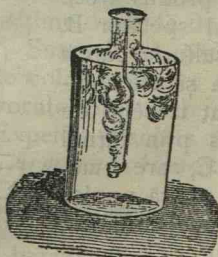


Fig. 14. Arderea fosforului în clor.

(1) $D = 2,45$. Un litru clor cântăresce 5 gr., 17.

Proprietăți chimice. Clorul se combină direct cu hidrogenul și aproape cu toți corpi 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. *Bertholet* la 1785 l'a propus din cauza acestei proprietăți, ca mijloc pentru albirea pînzelor, a cerei, etc.

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

Bromul.

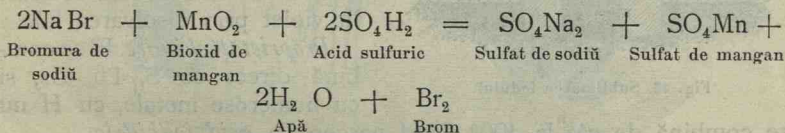
$\text{Br}_2 = 80$; $\text{Br}_2 = 160$

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



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 respirătoare. 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 l' disolvă în mare cantitate, colorându-se în roșu.

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

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

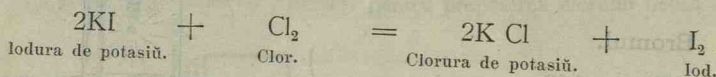
Iodul.

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

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

Starea naturală. El se găsește combinat, mai cu sēmă ca iodură de sodiū în cenușa plantelor maritime *fucus* și *vareck*, precum și în bureți și în ficatul pescelui *gadus morrhua* (din care se scôte oleul de ficat de pesce). 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 exterioare D (Fig. 16).

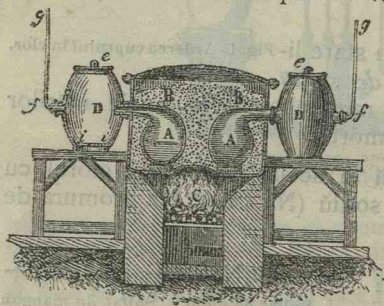


Fig. 16. Sublimarea iodului.

Proprietăți fizice. Iodul e corp solid, cenușiu. Densitatea sa este 4,5. El se topește la $113^{\circ},6$ 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 dissolvarea 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 naștere la *acid iodhidric*.

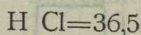
Iodul albăstrește scrobela (amidonul). Reacțiunea se face în modul următor: Se pune puțină cocă (amidon fiert cu apă) în o epruvetă, peste o soluțiune slabă de iodură de potasiū, la care se adaugă și o mică cantitate de apă de clor.

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.

Întrebuințarea. Iodul se întrebuințază în medicină și în fotografie.

Combi-na-ți-unile ha-lo-ge-ni-lor (F1, Cl, Br, I) cu Hi-dro-ge-nul.

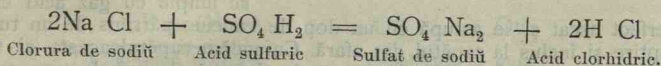
Acidul clorhidric.



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

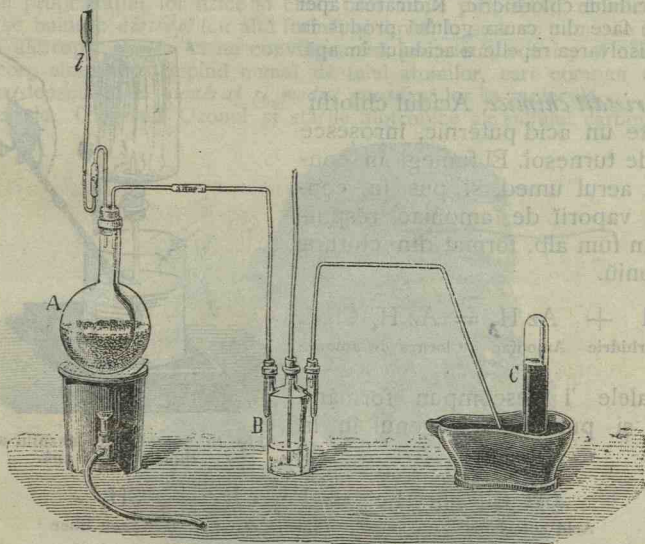


Fig. 17. Prepararea acidului clorhidric uscat.

se usucă în vasul B trecînd 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.

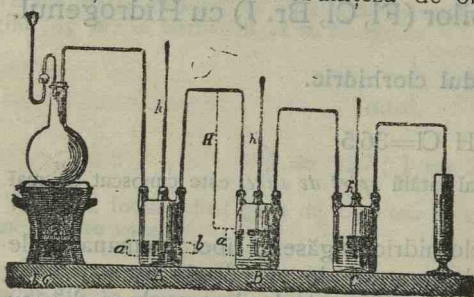
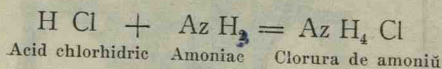


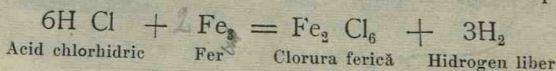
Fig. 18. Proprietatea soluțiunei apoșe de acid clorhidric.

hidric perfect uscat și se astupă cu un dop de cauciuc pătruns de un tub de sticlă suptre 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 ținând 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 dissolvarea repede a acidului în apă.

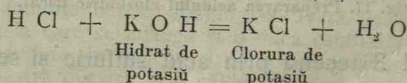
Proprietăți chimice. Acidul clorhidric este un acid puternic, înroșește hârtia de turnesol. El fumegă în contact cu aerul umed, și pus în contact cu vaporii de amoniac, respîndesce un fum alb, format din clorura de amoniu.



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



Aceiași acțiune o au asupra lui și ore-carî 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* (arđetor) și pentru facerea limonadelor acide.

Îutela cu care acidul clorhidric gazos se dissolvă în apă se poate arăta prin următorea experiență: sticla A (Fig. 19) se umple cu gaz acid clor-

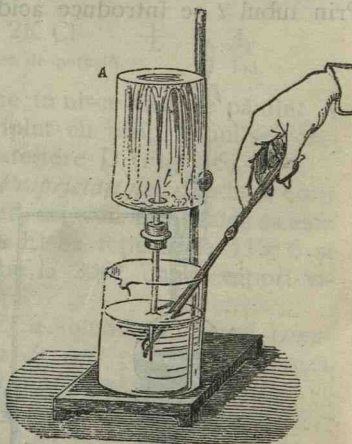


Fig. 19. Solubilitatea gazului acid clorhidric în apă.

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 aceeași fel se grupează în număr și în mod diferit pentru a forma moleculele, ei dau naștere la corpi simpli, cari se deosebesc între dinșii 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 același

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.

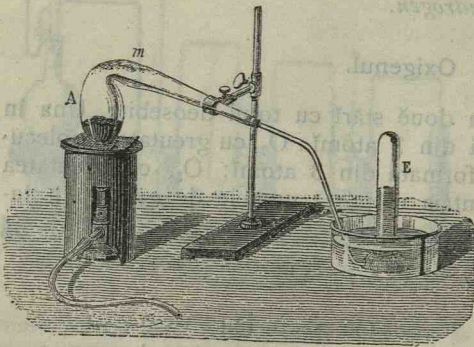


Fig. 21. Prepararea oxigenului din oxid de mercur.

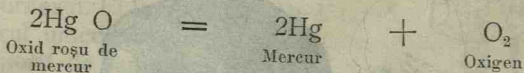
Starea naturală. Oxigenul este corpul cel mai răspindit în natură. În stare liberă se găsește în aerul atmosferic în cantitate de $\frac{1}{5}$ din volumul aerului.

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

afă 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:

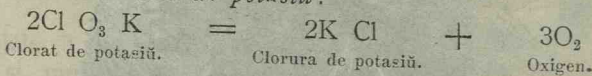


Fig. 22. Prepararea oxigenului din clorat de potasiu.

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.

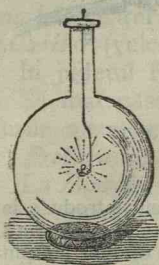


Fig. 23. Arderea carbonului în oxigen.

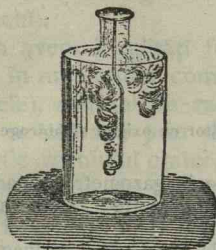


Fig. 24. Arderea fosforului sau sulfurului în oxigen.



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 desvoltare de căldură și lumină. El este tipul comburanților. Iată câte-va exemple :

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

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, seului, petrolului, 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 desvoltare 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, oxidă țesuturile diferitelor organe, producând căldura animală, apa și bioxid de carbon. Faptul a fost descoperit de *La-voisier* la 1777.

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

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

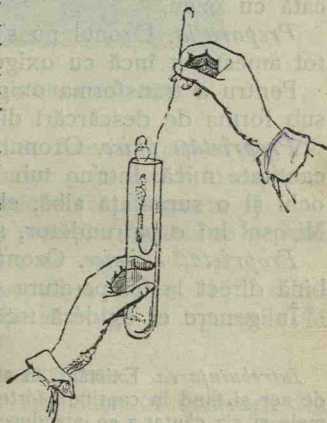


Fig. 26. Aprinderea unei luminări care are numai câte-va puncte înroșite, în oxigen.

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

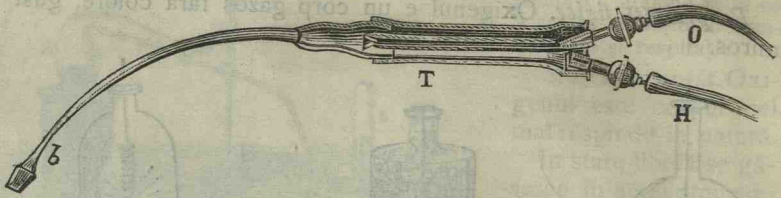


Fig. 27. Suflător cu oxigen și hidrogen.

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

Ozonul.

$$O_3 = 48.$$

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 absorbînd și descompunînd bioxidul de carbon, eliberînd o parte din oxigenul acestuia sub formă de ozon. Arborii, cari produc reșine, ca brașii, fac ca atmosfera d'împrejurul 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 difuze.

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 coloră albastră ca a cerului. Mirosul lui e pătrunzător, și sémnă 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 sau la rece.

Intrebuințarea. Existînd 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. Acesta ar confirma observația acelor cari susțin că epidemiile coincid cu dispariția ozonului din atmosferă.

Sulful (Puciösa).

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

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 *solfatarilor* (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 nisce vase de pământ A, cari sunt puse pe două rinduri într'un cuptor. Fiecare din ele comunică cu câte un vas exterior B, în care se condensază sulful și din care curge în nisce hârdae cu apă (fig. 28).

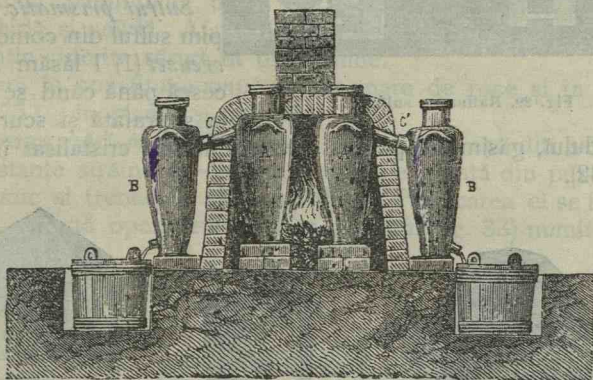


Fig. 28. Estragerea sulfului nativ prin distilare la Puzzole.

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 *flöre de sulf*.

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

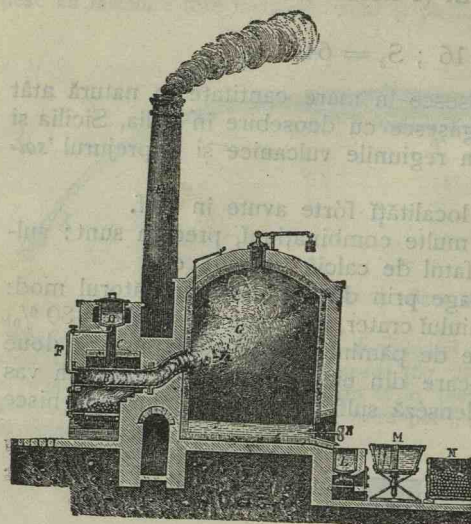


Fig. 29. Rafinarea sulfului.

Încălzindu-l observăm faptele următoare:

La 114° — 117° el este lichid, galben deschis, mobil. Turnându-l în apă rece, obținem sulf solid sfărâmicios, 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° ferbe dând vapori brunî.

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

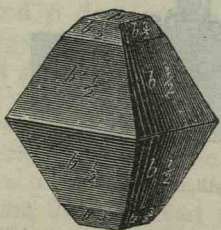


Fig. 30. Sulf octaedric.



Fig. 31. Creuzet.

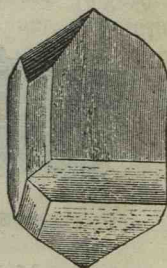
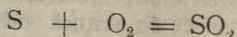


Fig. 32. Sulf prismatic.

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 greu fusibile (fig. 31).

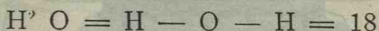
În oxigen combinațiunea e cu mult mai vie, dacă 'l introducem aprins (fig. 24).

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

Întrebuințarea.—Industria consumă pe fie-care an Țecimă de milioane de klgr. sulf pentru facerea ierbeii de pușcă, chibriturilor, numeroșele produse chimice, lucrarea cauciucului, desinfectarea butóielor, pentru fixarea ferului în piatră, etc.

În medicină se întrebuințéază în contra parașitilor.

Apa saű 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, arděnd hidrogenul în aer atmosferic, iar la 1784 d'împreună cu *Meusnier* făcu proba contrarie, descompuněnd apa în O și H.

Starea naturală. Apa este unul dintre corpi cei mai răspândiți la suprafața pământului, unde se găsește în tóte 3 stările; gazosă, lichidă și solidă. Afară de apa de plóie, tóte 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 tótă 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*. Acéstă operație se face în aparatul (fig. 33) numit *alambic*.

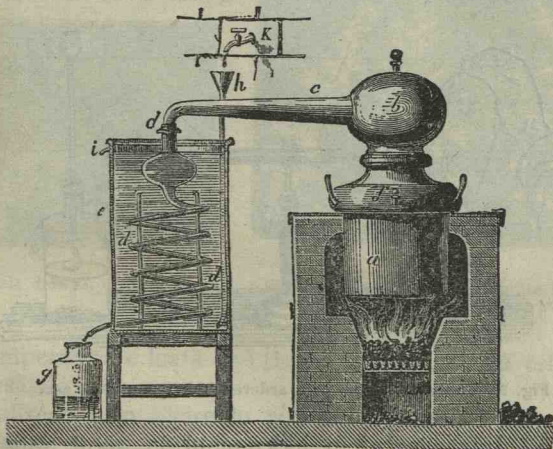


Fig. 33. Alambic pentru distilarea apei.

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

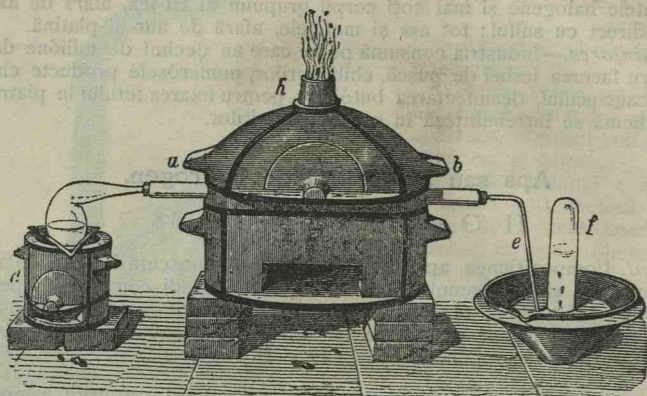


Fig. 34. Descompunerea apei prin fer.

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

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

Pentru acesta 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*.

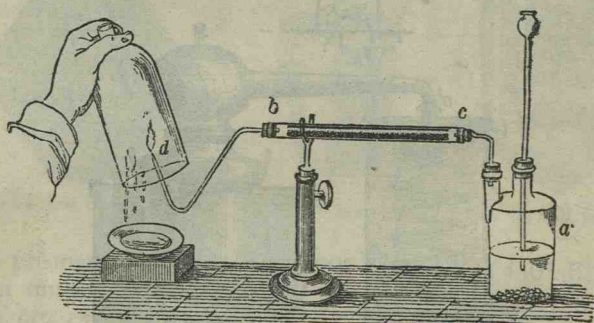


Fig. 35. Producerea apei prin arderea hidrogenului în aer.

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 *b* în care se află vată, și arde în *d*. Vaporii de apă se conden-

sază 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
	100,	18	2 volume	1 moleculă

Proprietăți fizice. Apa curată este fără colóre, fără gust și fără miros; dacă privim prin transparență un strat mai gros de apă, sub influența rașelor 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 îngheță iarna. Densitatea apei la 0° este 0,9998 iar a gheței 0,9167, așa dar gheața fiind mai ușoră pluteste pe apă. La +4° apa are densitatea cea mai mare; greutatea unui centimetru cub de apă

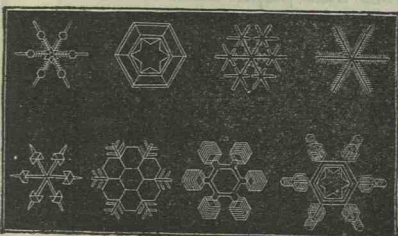


Fig. 36. Cristale de apă.

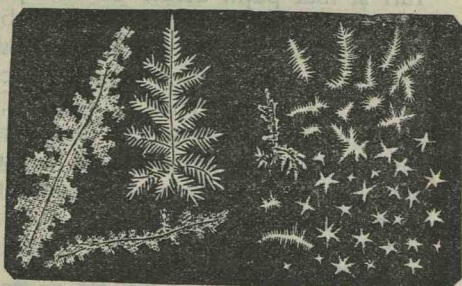


Fig. 37. Forme cristaline numite flori de gheață (în piciură și în omăt zăpadă).

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

Apa cristalisează prin răcire în *sistemul hexagonal* și în *sistemul prisme pătrate*: ea este prin urmare un *corp dimorf*.

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

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

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

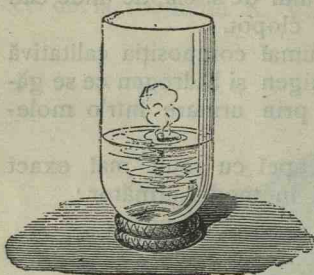


Fig. 38. Descompunerea apei prin potasiu.

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

Intrebuițarea apei. Apele ce se găsesc la suprafața pământului au întrebuițări 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^{gr},1 și 0^{gr},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 plöie.

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 plöie, culésă 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 celor-lalte 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 *sporî*, *alge*, *fermenți* și *mucegaiuri*.



Fig. 39. Bacili.

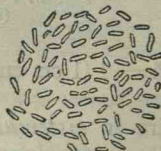


Fig. 40. Bacterii.

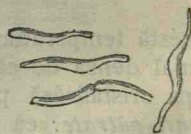


Fig. 41. Vibrioni.

Un centimetru cub de apă bună de băut conține de la 8.000—11.000 microbi, pe când o apă curgătoare poate conține de la 180.000—244.000 microbi în un cc.; ast-fel un pahar din această apă poate conține până la 30.000.000

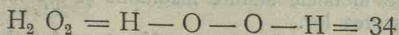
microbă. Mulți din acești microbi sunt germeii diferitelor bôle. Acești microbi pot fi depărtați făcând să trecă apa printr'un filtru cu porii fini.

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.

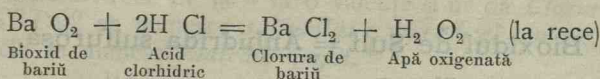
Când apele conțin mult carbonat de calciu, se numesc *incrustante*, căci acoper obiectele puse înăuntrul lor cu un strat de carbonat de calciu.

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

Apa oxigenată=Bioxidul de hidrogen.



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

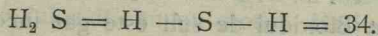


Proprietăți fizice și chimice. Apa oxigenată, obținută prin distilare în vid, este un lichid sirupos, cu gust metalic, și conține încă apă ordinară. Ea e foarte nestabilă.

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

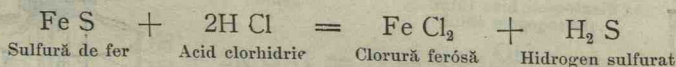
Tot din această cauză se întrebuințază la restaurarea tablourilor vechi, la cari părțile vâpsite în alb cu *ceruză* (carbonatul de plumb) s'aü înegrit cu timpul prin transformarea acestia în sulfură de plumb. Apa oxigenată transformând sulfura în sulfat de plumb care e alb, le realbește.

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.

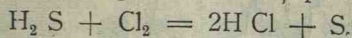
Preparația. El se prepară descompunând unele sulfure metalice prin acidul clorhidric sau sulfuric.



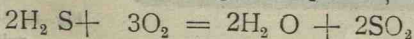
Töte aceste reacțiuni se pot face într'un aparat, ca acela pentru prepararea hidrogenului.

Proprietăți fizice. El e un gaz incolor, cu miros displăcut de ouă stricate. Apa disolvă de 3—4 ori volumul său de $\text{H}_2 \text{ S}$ și această soluțiune se întrebuințază de obiceiü ca reactiv. El a fost lichefăcut și solidificat la—85°.

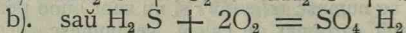
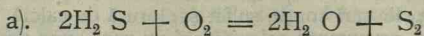
Clorul descompune hidrogenul sulfurat și produce acid clorhidric;



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.



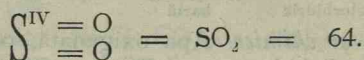
Din cauza acésta rufele de la stațiunile balneare sulfuröse sunt iute distruse prin formarea acidului sulfuric.

Dintre metale cuprul, plumbul și potasiul 'l descompun la temperatura ordinară dând sulfure: $H_2S + Pb = PbS + H_2$.

Intrebuițarea. El se întrebuițéază fórte mult în chimia analitică, căci forméază aprópe cu tóte metalele sulfure insolubile și colorate, ceea-ce facilitează separația și recunóscerea lor.

Apele minerale, carí conțin hidrogen sulfurat se întrebuițéază în medicină contra bólelor de piele, etc.; el este înéă vătámător sănátáței, când e inspirat $\frac{1}{250}$ din atmosferă omórá un cal, $\frac{1}{800}$ un cáine, $\frac{1}{1500}$ o pasére.

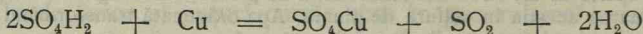
Bioxidul de Sulf = Anhidrida sulfurösă.



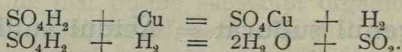
Starea naturală. El se găsește în emanațiunile vulcanilor activi.

Preparația. Bioxidul de sulf se prepară ardénd sulfurul în aer sau în oxigen: $S_2 + 2O_2 = 2SO_2$.

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



Reacțiunea trece prin fazele urmátóre:



Proprietăți 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 solidifică la -75° .

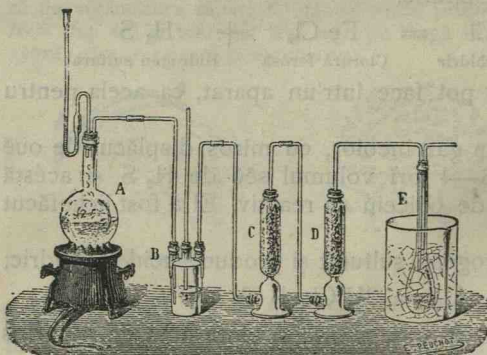


Fig. 42. Lichefacerea bioxidului de sulf.

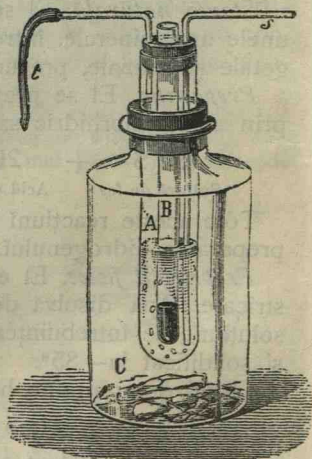


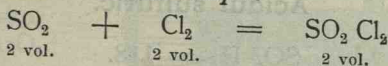
Fig. 43. Solidificarea mercuriului prin bioxid de sulf.

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.

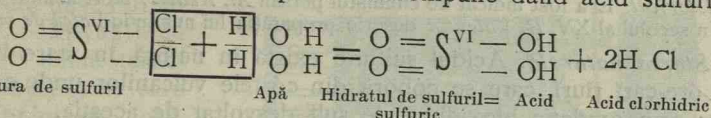
Bioxidul de sulf lichid, fiind evaporat repede în vid său într'un curent de aer uscat, face să cadă temperatura la -68° .

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. Acesta e fixată într'un vas C, a cărui atmosferă este uscată prin clorura de calciu (CaCl_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.

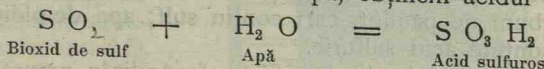
Proprietăți chimice. În reacțiunile lui are rolul de radical bivalent, ast-fel sub influența luminei directe se combină cu clorul prin faptul că sulful trece de la 4 la 6 valențe și ne dă *Clorura de sulfuril*. ($\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_2$) se numește *sulfuril* și e un *radical compus*, pe când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



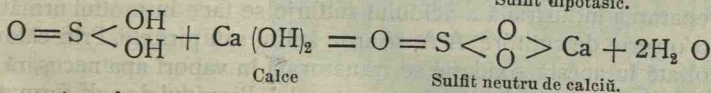
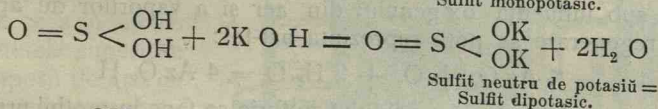
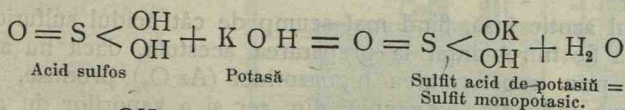
Acest compus tratat cu apă se descompune dând acid sulfuric :



Disolvând bioxidul de sulf în apă, obținem acidul sulfuros :



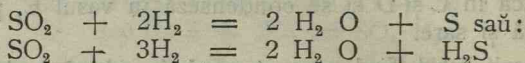
Unul său amîndoi atomii de hidrogen ai oxidrililor din acidul sulfuros pot să fie înlocuiți cu un metal, dându-ne săruri numite *sulfizi*. Dacă se înlocuiește un singur atom dintr'o moleculă, avem *sulfizi acizi*. dacă se înlocuiesc amîndoi atomii de H, avem *sulfizi neutri*, d. ex.:



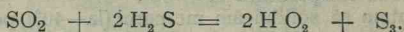
În acest mod se comportă toți acizii cari au doi oxidrilii în molecula lor. Ei dau 2 feluri de săruri : *monoacide*, în care numai un atom de hidrogen e înlocuit printr'un metal și *neutre*, în cari amîndoi atomii de hidrogen sunt înlocuiți. Ast-fel de acizi se numesc *acizi bibazici*.

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.

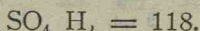


În acest mod se formează depozitul de sulf pe côstele vulcanilor.

Întrebuințarea. El se întrebuințează ca mijloc decolorant, ardând 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 hîrtiei. 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 ardînd cam 20 gr. sulf pentru 1 m. cub de aer.

Se mai întrebuințează 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.

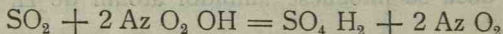
În secolul al XV, *B. Valentin* descrie preparația lui numindu-l *oleu de vitriol*.

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

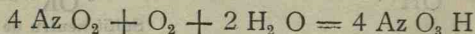
Același fapt se petrece și în orașele mari industriale, în cari se ard mulți cărbuni de pămînt, cari conțin sulf; apa de plôie din aceste orașe conține acid sulfuric.

Afară de acestea acidul sulfuric e fôrte răspândit în natură în stare de combinațiuni numite *sulfuri* precum: sulfat de calciu, de bariu, etc.

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



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



Prepararea industrială a acidului sulfuric se face în modul următor:

Într'o serie de cuptore *A A*, se arde sulful sau piritele. Prin căldura desvoltată în această oxidație se transformă în vapori 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-lalte camere ce urmează. În această cameră bioxidul de sulf se ridică în sus d'împreună cu vaporii de apă din *T*, și întălnesce în mer-sul său acidul sulfuric format deja, încărcat încă 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 stropitoare 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 , Az_2O_3 etc.) toate aceste gaze sunt duse într'un turn, captușit 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 dizolvă toți oxizii azotului iar aerul desoxigenat se perde pe coș. Acest acid sulfuric încărcat cu oxizii azotului este dus în vasul i, care se încălzește peste 100° , după ce s-au închis robinetele superioare r. Vaporii de apă ce se formează 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, Țit din camerele de plumb este prea diluat. Pen-

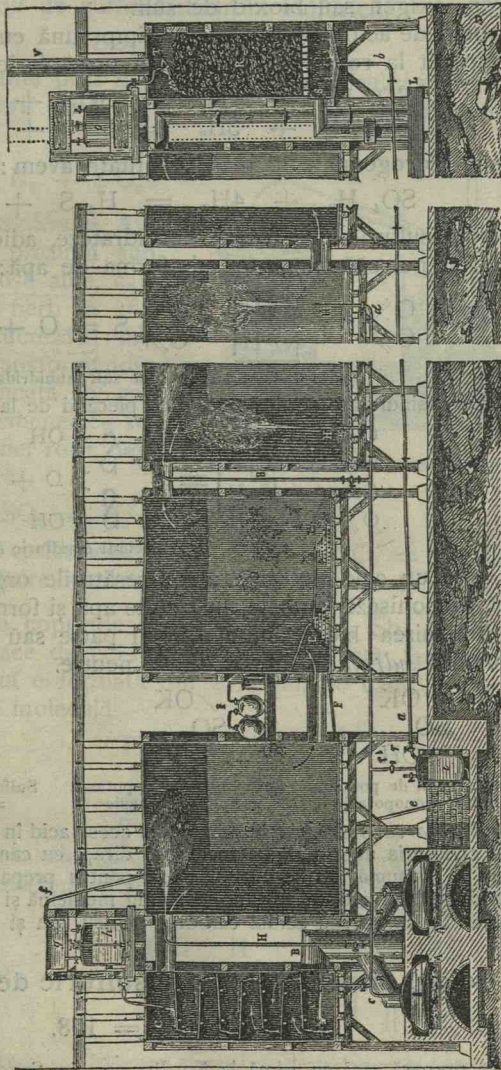


Fig. 44. Prepararea acidului sulfuric în camerele de plumb.

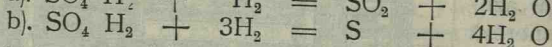
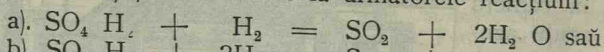
tru a-l concentra, l distilăm în vase de sticlă sau de platină, culegându-se părțile cari au densitatea 1,84.

Proprietăți fizice. El e un lichid uleios, fără coloré 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 sau prin ore-cari metaloidi sau metale, pentru a produce hidrogen, oxigen sau bioxid de sulf.

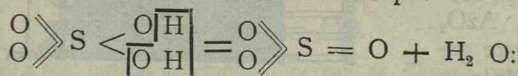
Vaporii de acid sulfuric, trecuți dimpreună cu hidrogenul printr'un tub încălzit la roșu, dau naștere la următoarele reacțiuni:



Dacă hidrogenul e în mare cantitate avem:

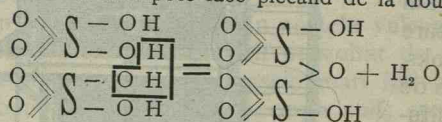


Acidul sulfuric poate să se deshidrateze, adică să piardă oxigenul și hidrogenul său în parte sub forma de apă:



Trioxid de sulf (anhidrida sulfurică) SO_3

Această deshidratare se mai poate face plecând de la două molecule:



Acidul disulfuric sau pirosulfuric.

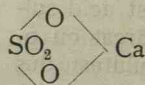
El este un acid puternic, atacă țesăturile organice producând arșături, carbonisează lemnele, luându-le apa și formeză numeroase săruri prin înlocuirea hidrogenului său în parte sau în total. Sărurile lui se numesc *sulfat* și sunt acide și neutre.



Sulfat acid de potasiu
Sulfat monopotasie



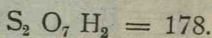
Sulfat neutru de potasiu
= Sulfat dipotasie



Sulfat neutru de calciu
= Sulfat calcie

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

Acidul disulfuric (Acidul sulfuric de Nordhausen).

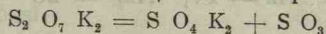


El se prepară mai cu sémă la Nordhausen în Saxonia și în Boemia, calcinându-se sulfatul de fer, care se obține prin oxidarea piritelor din aceste localități în contact cu apa și aerul.

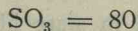
Proprietăți fizice și chimice El e un corp cristalizat, se topește la 35°, fierbe sub 100°, dând vaporii de anhidridă sulfurică. El fumegă la aer, din care cauză se numește *acid sulfuric fumans*.

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

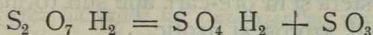
La o temperatură mai înaltă disulfatii se descompun în modul următor :



Trioxid de sulf=Anhidrida sulfurică.



De obicei se obține prin distilarea acidului disulfuric într'o retortă de sticlă. Vaporii de SO_3 se condensază într'un tub întors și răcit (fig. 45).



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

Anhidrida sulfurică lucrează în mod energic 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.

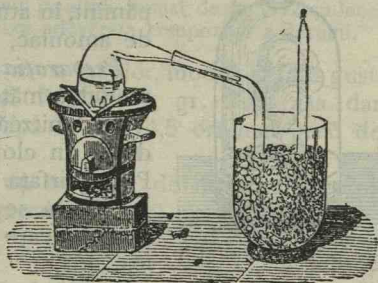
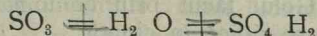


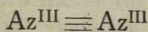
Fig. 45 Prepararea anhidridei sulfurice.



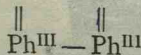
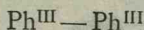
Cu oxizi metallici ea formează sulfat: $Ca O + SO_3 = S O_4 Ca$. Ea este foarte ardătoare, carbonizând corpi organizați.

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.

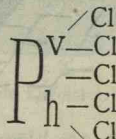
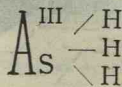
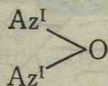


O moleculă de azot



O moleculă de fosfor

Toți acești corpi au valența nepereche ; de obicei sunt *trivalenți* adesea ori *pentavalenți* și numai prin excepție *monovalenți*.



Protoxid de azot

Hidrogen arseniat

Pentaclorura de fosfor

Compuși lor cu H și O au o mare asemănare între dînși.

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 ore-care ape sub forma de amoniac, acid azotos și azotic.

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



Fia. 46. Izolarea azotului prin fosfor.

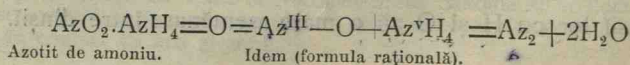
Se limitează o porțiune ore-care de aer punându-se un clopot de sticlă pe apa dintr'un vas. Pe suprafața apei se pune o bucată de plută; pe acesta se află o farfuriuță de porțelan (cap. sulă) în care se aprinde o bucățică de fosfor. (fig. 46).

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 soluțiune concentrată de azotit de amoniu, într'o retortă de sticlă (fig. 47). Azotul se culege sub apă.



Fig. 47. Preparația azotului prin azotitul de amoniu.



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 cântăresce (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 principală 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

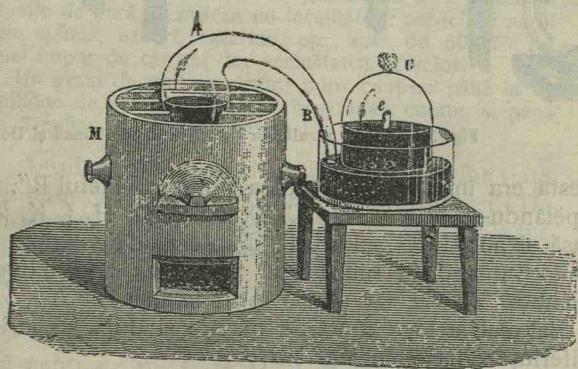


Fig. 48. Analiza aerului făcută de Lavoisier.

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'au obținut în urmă.

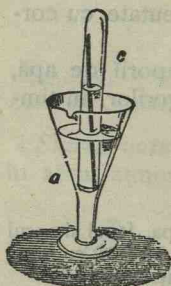


Fig. 49. Analiza aerului prin fosfor, la rece.

Acastă 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 încălzit. Experiența s'a făcut în modul următor (figura 50):

Un balon de sticlă, bine închis prin robinetul R'', s'a cântărit esact, 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-

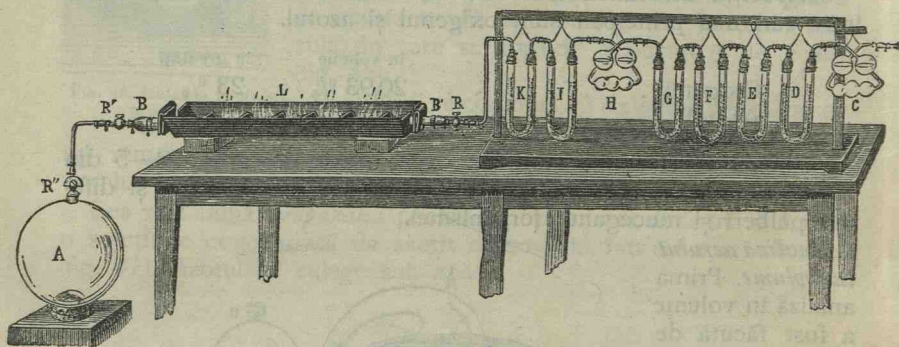


Fig. 50. Analiza aerului în greutate după Dumas și Doussingault.

cesta era înroșit se deschidea puțin robinetul R''. Aerul intră în tușpălându-se prin vasele C, D, E, F, G, H, I, K, (carî conțineu potasă și anhidridă sulfurică), de bioxidul de carbon și vaporii de apă ce-i 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.

Diferința între greutatea acestor tuburi la început și la sfîrșitul experienței ne dă cantitația de CO₂ și H₂O, aflate în cei 50 litri aer la temperatura (in-

dicată 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.

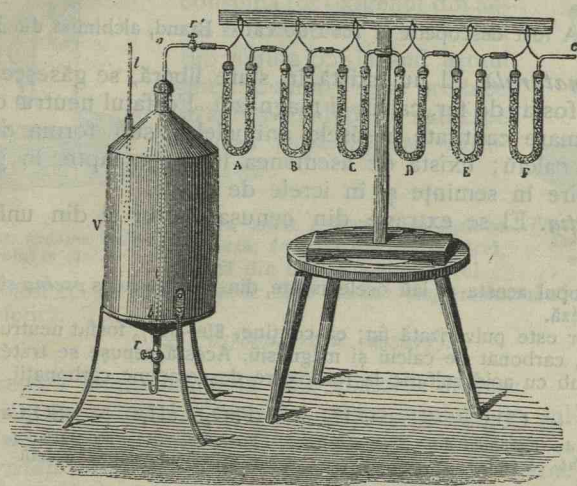


Fig. 51. Dosarea bioxidului de carbon și vaporilor de apă din aer.

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

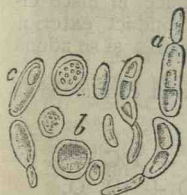


Fig. 52. *Torula* sau drojii din aer.

Numărul germenilor 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.

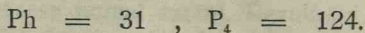
Aerul, prin oxigenul ce conține, întreține viața ființelor vii și face posibilă combustiuinea. De la puritatea lui depinde buna stare a ființelor ce trăesc într'însul. În el se revarsă neconținut cantități enorme de bioxid de carbon, produs prin respirația animalelor, a plantelor fără clorofilă și prin 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.



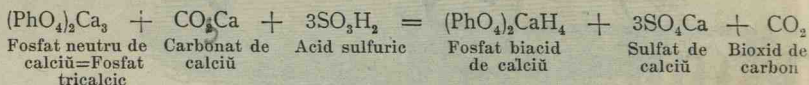
Istoricul. A fost descoperit la 1669 de către Brand, alchimist din Hamburg.

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 creier, 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.

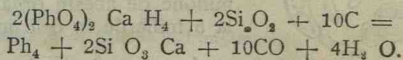
Pentru scopul acesta se iaū oșele uscate, din cari s'a scos *oscina* și grăsimea și se calcinează.

Cenușa lor este pulverizată fin; ea conține, 80—82 % fosfat neutru de calciū și 15—17 % carbonat de calciū și magneziū. Acestă cenușe se tratăză 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 evaporăză până când devine sirupos în nisce căldări puse d'asupra cup-torului (fig. 53), se amestecă apoi cu cărbune pulverizat, se usucă și se introduce în nisce cilindrii de gresă, uniți printr'un conduct exterior *a*, unde se calcinează. Fosforul distilă și se adună sub apă în butocele *b*.

Prin calcinarea fosfatului acid cu cărbune 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 môle în cât pôte fi sgăriat cu unghia.

Mirosul său semănă cu al usturoiului. El se topește la $44^{\circ}3$, și ferbe la 290° . În apă nu se dizolvă și este un corp otrăvitor.

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, transformându-se în tri sau pentaclorură: PhCl_3 sau PhCl_5 după cătimea de Cl present (fig. 54).

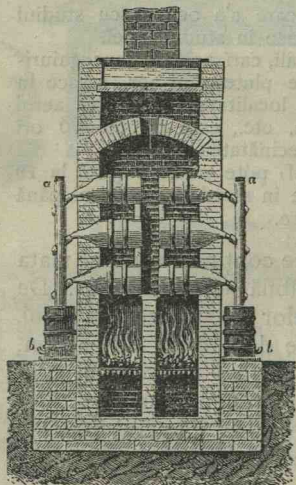


Fig. 53. Estragerea fosforului.

În contact cu oxigenul, la temperatura ordinară, el se oxidază cu încetul, transformându-se în anhidrida fosforică, 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*.

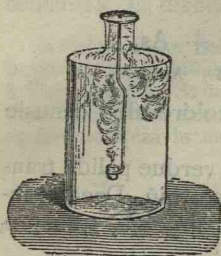


Fig. 54. Arderea fosforului în clor.

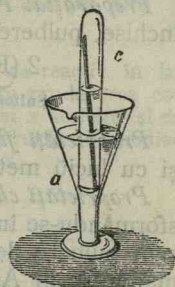


Fig. 55. Oxidarea fosforului în aer umed.

Din cauza ușurinței cu care se oxidază, se păstrează în apă fiartă, adică 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 înfierbântând la 250° fosforul ordinar.

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

Proprietăți chimice. El nu e fosforescent la întunecare 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 aceasta 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 oxizi 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 vînd.

Pasta de pe chibrituri conține:

Clorat de potasiu . . 100 părți.

Sulfură de stibiū . . 40 »

Cleiu 20 »

Pasta de pe cutie conține:

Fosfor roșu 100 părți.

Sulfură de stibiū. . 80 »

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* (As₂ S₂)

saŭ *Orpimentul* ($\text{As}_2 \text{S}_3$). Există în combinație în unele ape minerale.

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



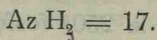
Proprietăți fizice. Arsenicul *cristalizat* e de colóre albă cenușie și cu luciŭ metallic.

Proprietăți chimice. Arsenicul, arde cu o flacără verđue palidă transformându-se în $\text{As}_2 \text{O}_3$ și răspândind miros de usturoiŭ. 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 încetul în contact cu aerul, devine otrăvitoare și se întrebuințază pentru facerea hârtiilor cu care se omără muscele.

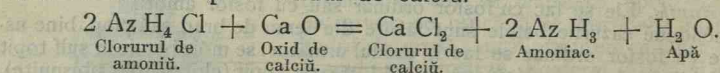
Compușii săi sunt otrăvitori și se întrebuințază în medicină.

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 datoresce descompunerii (putređiciunii) materiilor organice (urine, gunoie, cadavre, materii fecale, etc.), în care iea nascere sub forma de carbonat de amoniŭ.

Preparația. Amoniacul se prepară descompunând clorurul saŭ sulfurul de amoniŭ prin oxidul de calciŭ.



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° dissolvă 1270 volume de acest gaz.

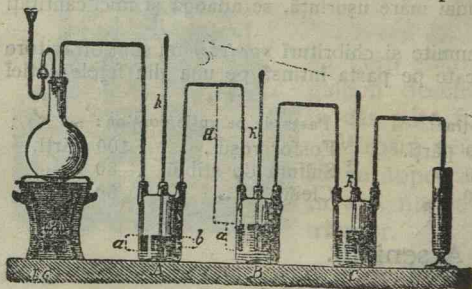


Fig. 56. Prepararea soluțiunei de amoniac.

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

Soluțiunea acésta se întrebuințază de obiceiŭ în locul amoniacului gazos; ea se numesce *amoniac*.

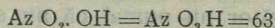
Pentru a obține soluțiuneade, amoniac trecem gazul prin mai multe vase cu apă distilată (fig. 56).

Solubilitatea marea amoniacului în apă se dovede-

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

Intrebuințarea. Soluțiunea de amoniac este întrebuințată ca reactiv în laboratoare, 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 îngrășămintă în agricultură.

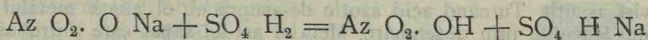
Acidul azotic (apa tare).



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 condensează în vasele E, E', E''.

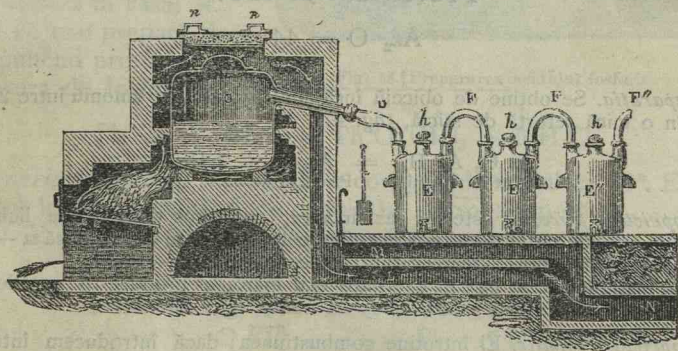
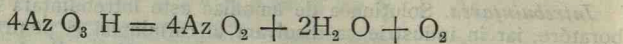


Fig. 57. Prepararea acidului azotic în industrie.

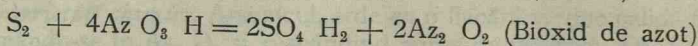
Proprietăți fizice. Acidul azotic este un lichid incolor cu densitatea 1,52 la 15°. El fierbe la 89° și se solidifică la — 40°.

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 disolvați 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.

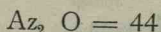
Cuprul este atacat de acidul azotic, dând azotat de cupru și hipoazotidă.

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

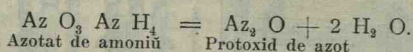
Pe o placă lucie de metal, acoperită cu un strat subțire de ceară, desemnăm cu un vîrf ascuțit. Turnând acid azotic de-asupra ei, el atacă metalul numai în părțile desvelite prin desemnare. Metalul ast-fel săpat este întrebuințat ca și o piatră litografică și se zice că e «gravat cu apă tare».

Apa regală. Metalele rare ca aurul, platinul, sunt indisolubile în acizi; pentru a le dissolve 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, dissolve 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 asemenea beției; din această cauză Davy l-a numit «gaz ilariant».

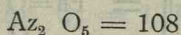
Proprietăți chimice. El întreține combustiuinea; dacă introducem într'însul o luminare cu câte-va puncte aprinse sau o bucată de fosfor aprins, acestea ard mai bine de cât în aerul liber. Se poate face experiența ca la fig. 26.

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

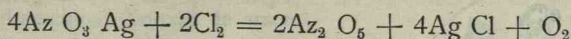
La presiunea ordinară produce o adormire trecătoare, din cauza acesta se întrebuințează la scoterea dinților.

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

Pentoxidul de azot (Anhidrida azotică).

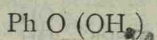


Acest corp a fost preparat la 1849 de *Deville*, trecând clorul uscat asupra azotatului de argint la 60°.



El e solid, fuzibil la 30°, fierbe la 47° și se descompune la 80° în O și Az O₂. 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.

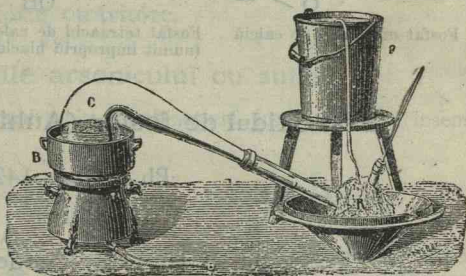
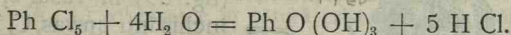
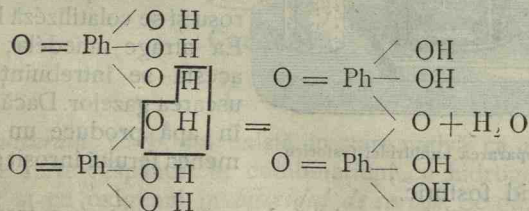


Fig. 58. Prepararea acidului fosforic.



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

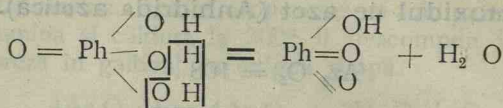
La 315° pierde o moleculă de apă în modul următor:



2. mol. Acid fosforic.

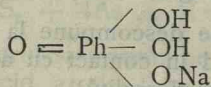
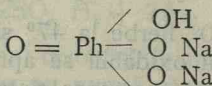
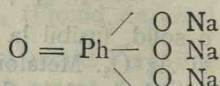
Acid difosforic sau pirofosforic

La 400° se deshidratăză dând acidul *metafosforic*.

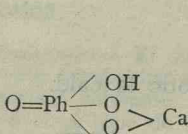


Acid metafosforic

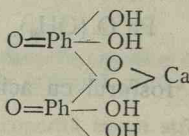
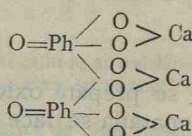
Sărurile lui se numesc *fosfați*; ele sunt *monoacide*, *biacide* și *neutre*, d. e:

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

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



Fosfat monoacid de calciū

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

Pentoxidul de fosfor (Anhidrida fosforică).

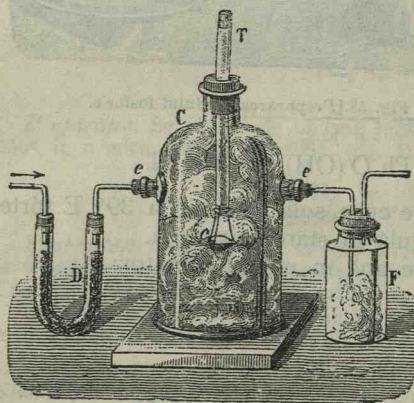
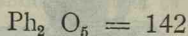
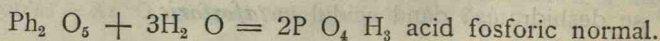


Fig. 59. Prepararea anhidridei fosforice

formă în acid fosforic.

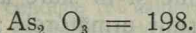
Ea absorbē diferite cantități de apă pentru a se transforma în modul următor:



Acest corp se produce când ardem fosforul în aer sau în oxigen. El se prepară făcēnd să cadă bucățile de fosfor prin țēva 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.

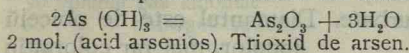
Anhidrida fosforică e corp solid, alb ca zăpada, se topește la roșu și se volatilizează la roșu-alb. Ea atrage umezēla; din cauza acēsta se întrebuintēază pentru uscarea gazelor. Dacă o aruncăm în apă produce un sunet asemenea ferului înroșit și se trans-

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 sticlă, 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 pierdere de căldură.

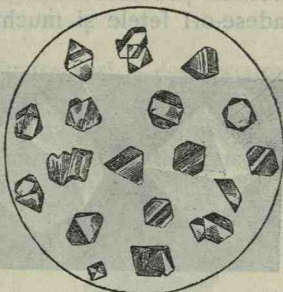
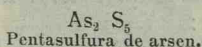
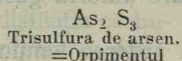


Fig. 60. Cristale de $\text{As}_2 \text{O}_3$

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

Combi-na-ți-unile arsenicului cu sulful.

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



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.—Corpuri principale 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 corpuri 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 romboidală și scalenoedrii (sistem cubic). Cristalele de diamant au foarte adese-ori fețele și muchile lor curbate. Diamantul este de obicei

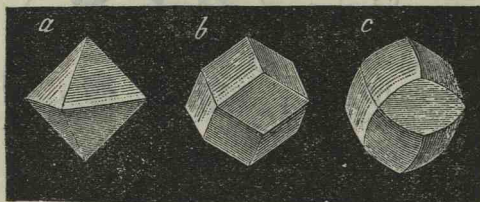


Fig. 61. Cristale de diamant.

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

2. *Grafitul* se prezintă sub forma de lame hexagonale, de coloră cenușie, cu lăciu ca ale oțelului și unsurose 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 tuci 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 iea ramuri de lemn verde, lungi de 60^{cm} și se pun împrejurul a patru pari lungi bătuți în pământ, cari servesc de coș (fig. 62 și 63). Se acoper apoi cu frunze și pământ, lăsând și la partea de jos nisce mici deschideri, pentru intrarea aerului.



Fig. 62 și 63. Așezarea și arderea lemnului pentru fabricarea cărbunelui.

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

Carbonul preparat în aceste moduri cu lemne ușoare de plop, castan, tei, etc.,

cam pe la 400° , servește la fabricarea ierbei de pușcă. Cel preparat cu lemne mai 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° — 1500° 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, mai cu seamă pe cele vătămătoare; ast-fel un volum de carbon de lemn absorbă:

90 volume 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 forméază 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 creiônelor 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 mai pôte obține ardînd în incomplect cărbunii de pămînt aprópe în aceleași condiții ca și carbonul din lemne.

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

Carbonul animal are proprietatea de a decolora substanțele organice. Ast-fel, dacă amestecăm vinul roșu cu acest carbon într'o sticlă și îl filtrăm după cât-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 tóte, chiar și diamantul, lasă cenușe prin ardere.

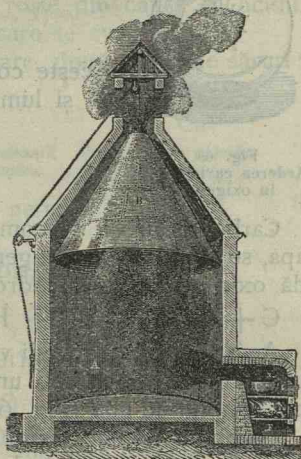


Fig. 64. Prepararea carbonului din fum

(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 ferul 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 :

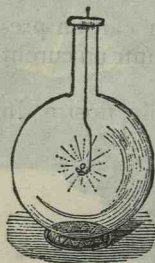
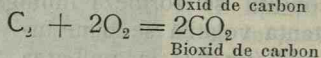
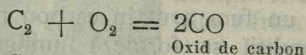
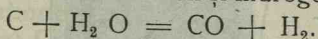


Fig. 65.
Arderea carbonului
în oxigen.



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:



Acosta 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.

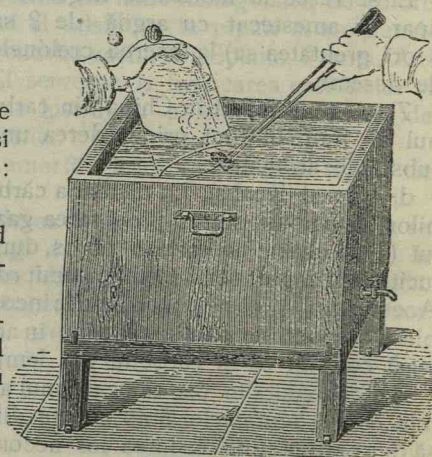
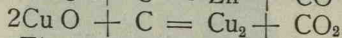
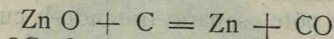


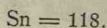
Fig. 66. Descompunerea apei prin cărbune înroșit



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

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

Staniul (Cositoriul).



Starea naturală. El se găsește mai cu seamă sub forma de bioxid SnO_2 (Cassiterita) în Anglia.

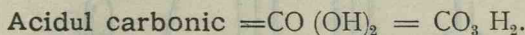
Preparația. Pentru a-l prepara se calcinează bioxidul de staniua mestecat cu cărbune: $\text{Sn O}_2 + \text{C} = \text{CO}_2 + \text{Sn}$.

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 ducil.

Proprietăți chimice. El nu se oxidează în contact cu aerul de cât la 2000° .

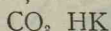
Intrebuințarea. El intră în compoziția bronzurilor. Ast-fel monetele de aramă sunt făcute din 95 părți cupru, 4 p. staniu și 1 p. zinc. Cu staniu se spoesc vasele de bucătărie din cauză că el nu e ușor atacat de acizi. Tinicheaua se face luând table de fer, spălate bine cu acizi și acoperindu-le cu un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



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 apăsă 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 *bibazic*, dă, prin urmare, două feluri de săruri: *monacide* și *neutre*.



Carbonat acid de potasiu
= Carbonat monopotasic.



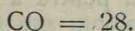
Carbonat neutru de potasiu
= Carbonat bipotasic.



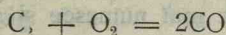
Carbonat de calciu.
(neutru)

Aceste săruri sunt foarte răspândite în natură.

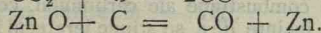
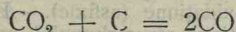
Oxidul de carbon.



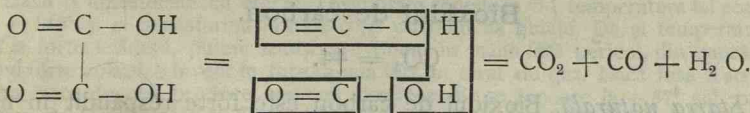
Preparația. El se prepară arzând carbonul într-o cantitate mică de O:



saă reducând prin C bioxidul de carbon și unui oxidă 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 calciu (Ca (OH)_2) saă de potasiu (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 măi 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.

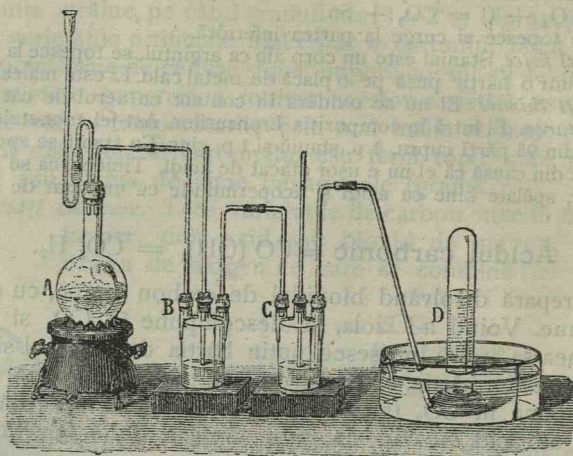
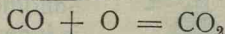
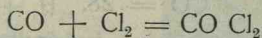


Fig. 67. Prepararea oxidului de carbon.

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*;

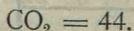


Clorura de carbonil = Oxiclorura de carbon.

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

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

Bioxidul de carbon.



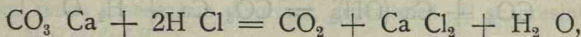
Starea naturală. Bioxidul de carbon este foarte răspândit în natură. Ast-fel se găsește în atmosferă, în apă și în pământ. Prezența lui se datorește vulcanilor, respirațiunii animalelor, fermentațiunilor și combustiuinilor. Cantitatea ce o găsim în atmosferă (3 până la 4 la 10.000 volume) variază în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

În orașe cantitatea este cu mult mai mare, ea poate să ajungă până la 35 sau 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.

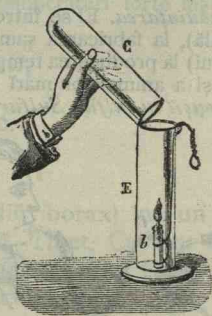


Fig. 69. Stingerea unei luminări aprinse turnând peste ea CO_2 .

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 . 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.

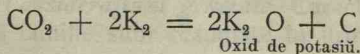
El a fost lichefăcut și fierbe la -78° .

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, acesta se stinge.

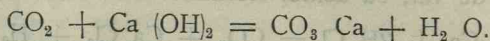
Potasiul 'l ia tot oxigenul și lasă carbonul liber:



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 bazică, el formăză săruri fixe numite *carbonați*.



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

Intrebuintarea. El se întrebuințază la facerea apei gazeze (sifon, apă de Seltz artificială), la fabricarea șampaniei, la scóterea varului din zahăr (la fabricarea zahărului) la producerea temperaturilor scădute, etc. Póte produce imediat mórtea omului și a animalelor mari când ocupă cel puțin 30% din volumul aerului.

Compuziți cu sulfur. Sulfura de carbon = CS_2 . Se prepară introducând prin T

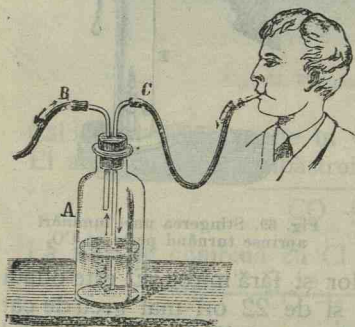


Fig. 70. Producerea precipitatului de carbonat de calciū.

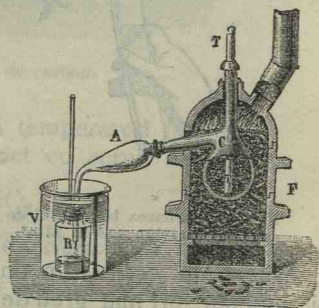


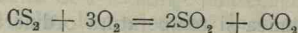
Fig. 71. Prepararea sulfurei de carbon

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, său aer, face explozie în contact cu un corp aprins.

Sulfura de carbon este anhidrida acidului *sulfocarbonic*, CS_3H_2 (comparabil cu acidul carbonic), cu cari se pot obține săruri numite *sulfo-carbonați*, precum:

$\text{S} = \text{C} < \begin{smallmatrix} \text{SK} \\ \text{SK} \end{smallmatrix}$. Atât sulfură de carbon cât și sulfocarbonații sunt întrebuințați

Sulfocarbonatul de potasiū.

în contra bólei de vie numită *filoxera*.

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

B o r u l.

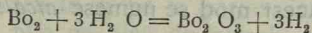
Bo = 10,9

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 verduie, care înegresce degetele, e rău conducător de electricitate, fuzibil numai la temperaturi înalte. Borul cristalizat în sistemul hexagonal este incolor, transparent, infuzibil la temperatura cupțoarelor.

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 izvoare 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 acesta se depune acidul boric.

Proprietăți fizice. Acidul boric se prezintă în foițe albe sidefoase, unsuroase 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 coloro roșietică slabă hârtiei de turnesol.

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

Întrebuințarea. El se întrebuințează pentru fabricarea smalțurilor: 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 arderei și ast-fel să ardă complet. El e un antiseptic puternic; în cantitate de una la mie împiedecă fermentația laptelui. Din cauza acestei proprietăți se întrebuințează în medicină.

Grupul III. (Metale).

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

Metale alcaline. Considerațiuni generale. Caracterele generale ale corpurilor din această 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 *alcali*, de unde și numele lor de *metale alcaline*.

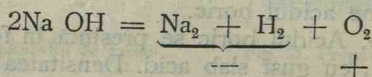
Aceștia sunt foarte stabili și nu pot fi descompuși prin căldură

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 sodiū.

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



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

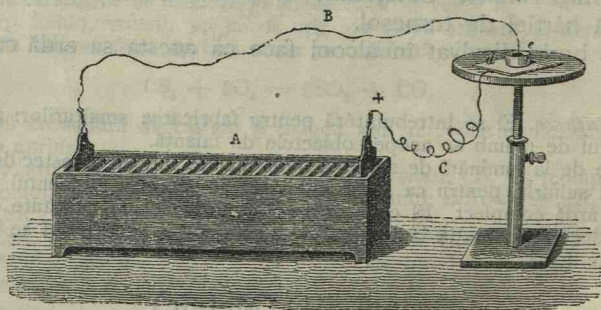
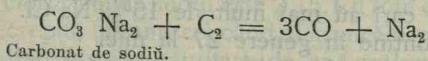


Fig. 72. Prepararea sodiului prin electroliză.

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

al unei pile puternice, iar în mercuriū 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 scôte în urmă prin distilarea mercuriului în o atmosferă de H.

Sodiul se extrage topind împreună carbonatul de sodiū cu cărbune:



Carbonat de sodiū.

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 superiōră în v, pe la partea inferiōră curge sodiul în vasul de tuciū V, plin cu oleū de petrol.

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

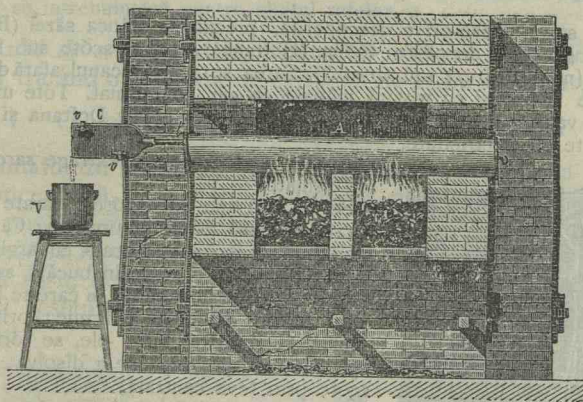
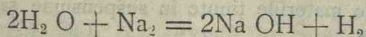


Fig. 73. Prepararea sodiului.

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 colōre albă cenușie. El păstrează luciul său dacă 'l conservăm în aer perfect uscat sau în vid. La temperatura ordinară e mōle și maleabil ca cēra, iar sub 0° e dur și sfărâmicios. El se topește la 95,6 și distilă la roșu. Dacă-l aruncăm în apă el pluteste pe suprafața acesteia, o descompune cu violență, transformându-se în hidrat de sodiū și desvoltând hidrogen:



Întrebuințarea. El se întrebuințează 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 sodiù, 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 sodiù se pôte scôte prin ajutorul minelor din stâncile de sare, sau prin metode speciale din apele sărate, fie din pufuri, 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: Târgul-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 (Buzău) și are la noi o grosime de peste 400 m. (Doftana); sarea se scôte sub forma de bucăți mari, (numite *dropi* sau *formali*). Sarea setae cu ciocanul, afară de Slănic, unde se face acesta și cu mașini mânate cu aer comprimat. Tôte minele au ascensor cu vaporii pentru scôtirea sărei și personalului. Doftana și Slănicul sunt iluminate cu electricitate.

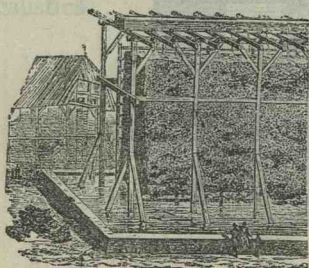


Fig. 74. Extragerea sărei din apele sărate.

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

Se iea saù apa din isvórele sărate saù 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 tornă 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

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

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

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 ghiata 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

nisce mici rezervoarii, unde depune clorurul de sodiu. Cu el se fac nisce 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.

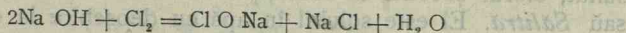
Proprietăți fizice și chimice. Clorurul de sodiu e corp solid incolor, transparent, cu gust sărat. Ea cristalizează în cubi.

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

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

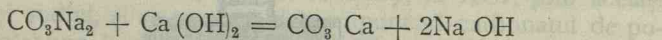
Întrebuințarea. Clorurul de sodiu se întrebuințează la fabricarea acidului clorhidric, a sulfatului și carbonatului de sodiu, la amestecuri răcitore și ca aliment. Ghiata pisată, amestecată bine cu sare fin pulverisată, răcoresce până la -25° .

Hipocloritul de sodiu Cl O 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 întrebuințează 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 formează carbonați.

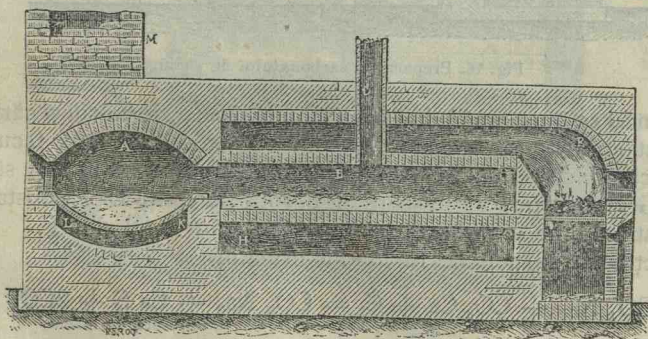


Fig. 75. Prepararea sulfatului de sodiu.

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

pele de mare și în numeroase izvoare minerale, precum la Bălțătesci, (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 dizolvare, pe când fumul ce înconjură cuptorul prin canalele F, G, I, H, K, L, iese prin coșul M. Când încetază dizolvarea de acid clorhidric, substanța este împinsă din A în B, unde este calcinată.

Sulfatul de sodiu cristalizează 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 întrebuințează la fabricarea carbonatului de sodiu, a sticlei și în medicină ca purgativ.

Azotatul de sodiu. $\text{AzO}_3 \text{Na}$. 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 întrebuințează 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

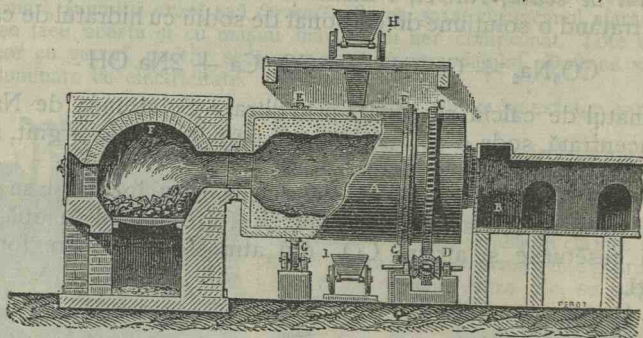
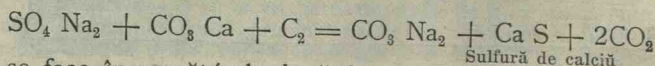


Fig. 76. Prepararea carbonatului de sodiu.

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 întorțe împrejurul axului său pe roțile GG și e pus în mișcare prin roata cu dinți DC. Substanțele sunt ast-fel bine amestecate și încălzite prin focul din F.

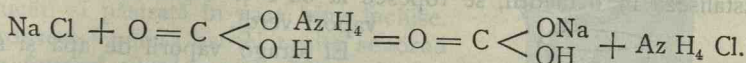
Reacțiunea se petrece în modul următor:



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. $\text{Na}_2 \text{S} + \text{CO}_3 \text{Ca} = \text{Ca S} + \text{CO}_3 \text{Na}_2$

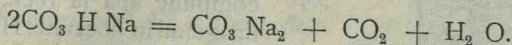
Procedul lui Solvay. El se mai prepară întrebunțând direct clorurul de sodiu :



Carbonat acid de amoniū.

Carbonat acid de sodiū.

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 potasiu prin cărbune la cald: $2\text{CO}_3 \text{ K}_2 + 2\text{C}_2 = 2\text{K}_2 + 6\text{CO}$.

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

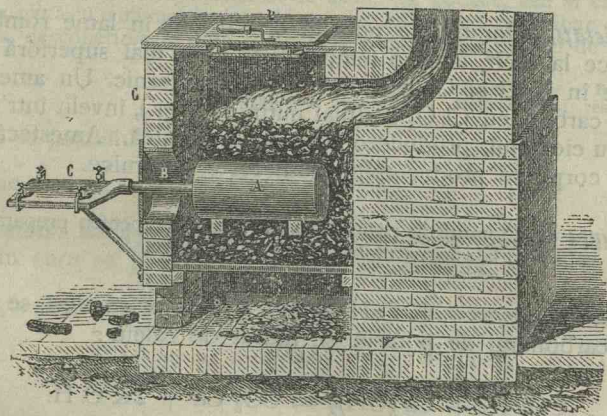


Fig. 77. Prepararea potasiului.

bîntă 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 luciu metalic, môle și maleabil ca cêra; sub 0° e dur și sfărâmăcios. El cristalisază în octaedrii, se topește la 62°5 și distilă la 720°, dând vaporî verđi.

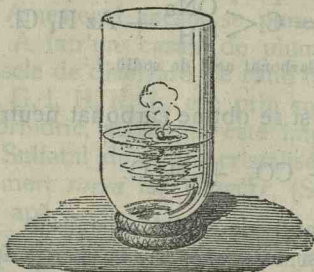


Fig. 78. Descompunerea apei prin potasiu.

El atrage vaporii de apă și se oxidază cu înlesnire, perđându-și luciul metalic. Din această cauză se păstrează în oleu de petrol. El descompune apa la rece, punând hidrogenul în libertate. Hidrogenul se aprinde și arde cu flacără violetă (fig. 78).

Bromurul de potasiu KBr se prepară saturând cu brom o soluțiune de hidrat de potasiu: $6KOH + 3Br_2 = 5KBr + BrO_3K + 3H_2O$. Amestecul de bromur și bromat se calcinează. Bromatul perde oxigenul și se transformă în bromur. El cristalisază în cuburi anhidre, foarte solubile în apă, cu gust sărat, și se întrebuințează în mediciră.

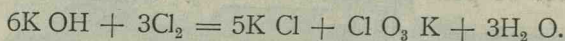
Iodurul de potasiu. KI , se prepară ca și bromurul de potasiu.

Intrebuințarea. Acestă sare e foarte întrebuințată în medicină și fotografie.

Hipocloritul de potasiu. $ClO K$.

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

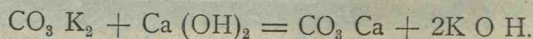
Cloratul de potasiu. $ClO_3 K$, se prepară trecând clor într'o soluțiune de hidrat de potasiu.



Proprietăți. Cloratul de potasiu cristalisază în lame romboidale, se topește la 359°, iar la o temperatură ceva mai superiôră se descompune în KCl și O . El e un oxidant puternic. Un amestec de sulf saú carbon cu $ClO_3 K$ (mai puțin de 1 gr.), învelit într'o hârtie și lovit cu ciocanul, produce o esplosie puternică. Amestecând toți acești 3 corpi, se produc esplosiuni foarte puternice.

Intrebuințarea. Cloratul de potasiu se întrebuințează pentru prepararea oxigenului, a capselor, fabricarea chibriturilor și în medicină.

Hidratul de potasiu, KOH , numit și *potasa caustică*, se prepară tratând carbonatul de potasiu cu hidrat de calciú:



Carbonatul de calciú se separă prin filtrare, iar soluțiunea concen-

trată 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-oră potasa ast-fel topită se toarnă în tiparuri cilindrice (fig. 79).

Proprietăți fizice și chimice. Hidratul de potasiu 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 potasiu, $\text{AzO}_3 \text{ K}$, numit și *salpetru* sau *silitră*, se găsește destul de răspândit la suprafața pământului în unele câmpii din țările calde ca: China, Indiă, Ceylan, Egipt, etc., cari adesea-oră sunt acoperite cu un strat pulverulent și alb de silitră, precum și pe pereții grajdurilor, latrinelor, etc.

El se poate prepara fierbându-se azotatul de sodiu cu clorurul de potasiu: $\text{AzO}_3 \text{ Na} + \text{KCl} = \text{AzO}_3 \text{ K} + \text{Na Cl}$.

Amestecul acestor săruri se tratăză cu puțină apă, care disolvă numai azotatul de potasiu.

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

Azotatul de potasiu se topește la 340° .

Intrebuințare. El se întrebuințază la fabricarea pulberei de pușcă, la focurile de artificii și în medicină.

Pulberea de pușcă este un amestec de azotat de potasiu, 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:

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

Carbonatul de potasiu $\text{CO}_3 \text{ K}_2$ se extrage din cenușa plantelor terestre, în care se găsește în diferite proporțiuni.

Ast-fel lemnul de brad conține	3,40%	cenușe cu 0,47%	carb. de potasiu.
» » » stejar »	13,50%	» » 1,50%	» » »
» » » salcie »	28,00%	» » 2,85%	» » »
» » » viță »	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 întrebuințază la fabricarea sticlei și a săpunurilor moi.

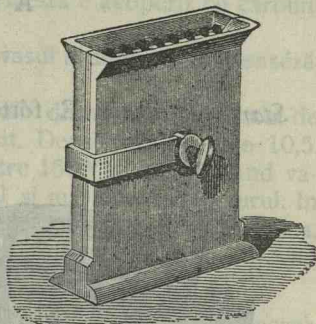


Fig. 79. Tipar pentru obținerea potasei în cilindre.

Argintul.

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. Procedul de la Freiberg (Saxonia.) Se ia piritele (1), care conțin 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.

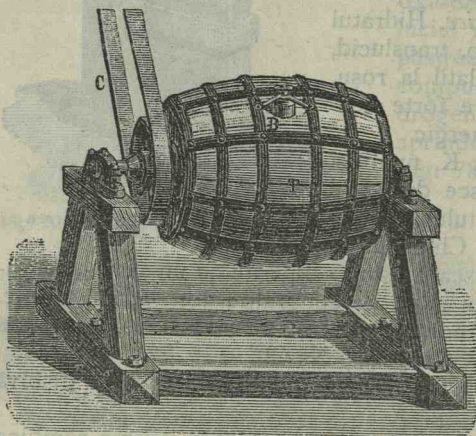


Fig. 80. Butoiul de amalgamare (metodă saxonă).

Sulful din pirite, în prezența oxigenului din aer și față cu sodiul din Na Cl, e transformat în sulfat de sodiu, iar clorul formează 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.

Clorurul 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 butoi.

Sulful din pirite, în prezența oxigenului din aer

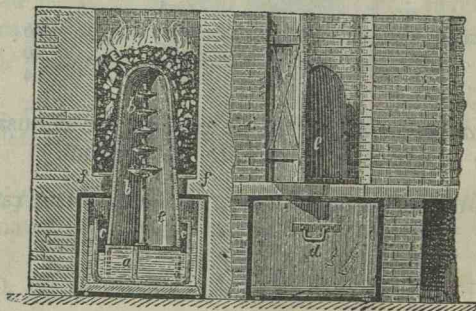


Fig. 81. Distilarea amalgamului de argint.

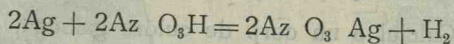
(1) Se numesc pirite sulfurile metalice, în special: sulfura de cupru și fer.

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

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

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

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



Azotat de argint.

Întrebuințarea. Argintul se întrebuințează numai ca aliagiă 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 vînd 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. $\text{AzO}_3 \text{ Ag}$ 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 pôte fi turnat în tiparuri (fig. 79) pentru a fi transformat în cilindri.

Întrebuințări. El se întrebuințează în fotografie, la facerea oglinzilor și în medicină, ca caustic. Bastonașele (cilindree) de azotat de argint poartă numele de «piatra iadului».

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

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

$S(OH)_2$ = hidrat de sulf, *acid* hidrosulfuros.

$Ca(OH)_2$ = hidrat de calciu, *bază*.

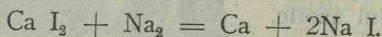
Metale alcalino-terose: Ca, Sr, Ba. Acești corpi se numesc *alcalino-terozii* din cauză că oxizii lor se asemănă și cu oxizii metalelor alcaline (familia I) și cu ai celor terose (Aluminiu, familia IV-a).

C a l c i u l.

Ca = 39,9.

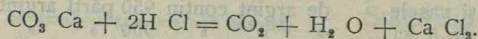
Starea naturală. Calciul e foarte răspândit în natură cu deosebire ca carbonat, sulfat și fosfat de calciu.

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



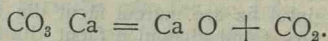
Proprietăți. Calciul e un corp de culoare galbenă, cu luciu metalic, cu densitatea 1,6. Umedăla 'l hidratăză. Încălzit în contact cu aerul, se aprinde și descompune apa la temperatura ordinară.

Clorurul de calciu, $CaCl_2$, se obține tratând carbonatul de calciu cu acid clorhidric;



El cristălisăză în romboedri, este delicuescent și făcând un amestec de 3 părți $CaCl_2$ cristălizat și două părți zăpadă, temperatura scade la -48° .

Oxidul de calciu, CaO , (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 calcinăză 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 *ligniți*. 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 Têrgoviște, 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 adăogă din nou pietre de var. Ele lucrăză necontentit.

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

El atrage umezela 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.

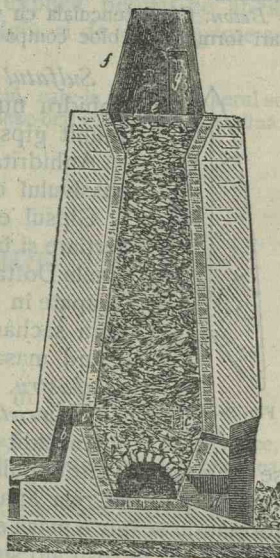


Fig. 83. Cuptor continuu.

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 calcarose). Tratat cu apă se împetresce imediat și se întrebuințează pentru facerea temeliiilor 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 cărămișile cu cari se fac construcțiile. Se crede că duritatea mare a tencuelor se capetă 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 care formează un bloc compact și solid, se numește beton.

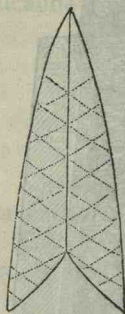


Fig. 84. Cristal de gips.

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 noî, 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 sacharoidă 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 coloră albă numită *ipsos*. Acesta poate să reia apa de cristalizare dezvoltând 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 prezintă sub forma unei mase cristaline.

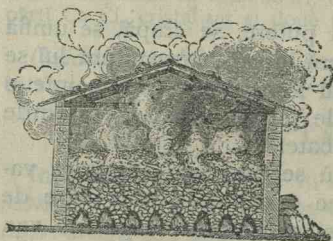


Fig. 85. Fabricarea ipsosului.

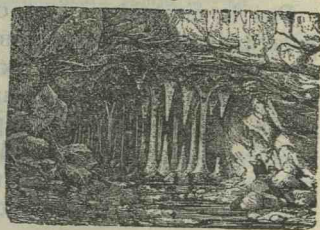


Fig. 86. Grotă cu stalactite și stalagmite

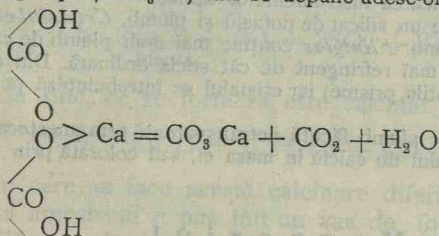
Ipsosul se prepară calcinând 10—12 ore gipsul la o temperatură ce nu trebuie să treacă peste 160° (fig. 85). El se macină în urmă și muiat cu apă servește la facerea tencueleur sau a diferitelor ornamente, când se poate turna în forme.

Stuc. Ipsosul muiat cu apă, în care s'a dizolvat puțin clei, formează 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 sacharoidă*; 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 formează *stalactite* și *stalagmite*.

În acest caz se formează 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 întrebuințează în construcțiuni, la facerea pietrelor litografice, la facerea ornamentelor, când are structură cristalină (marmora) și la prepararea varului și a bioxidului de carbon (apa gazoasă).

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, aluminiu, fer și plumb, se topesc foarte greu și tendința de a cristaliza prin răcire și sunt insolubili în apă. Dacă amestecăm însă un silicat alcalin cu unul teros sau de plumb, obținem o masă insolubilă în apă, transparentă, care se topește la o temperatură mijlocie și e foarte puțin alterabilă prin apă și acizi, acesta este sticlă.

Ea e cunoscută din timpurile cele mai vechi.

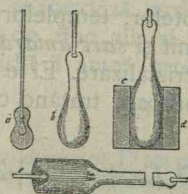


Fig. 87. Diferitele faze de fabricație ale unei butelii.



Fig. 88. Interiorul unei fabrici de sticlă.

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

Geamurile sunt făcute apröpe 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 sodiu, e un silicat dublu de calciu și sodiu; e ușor, fuzibilă, puțin cam verducă când o privim în spărtură și se întrebuintează pentru gémuri și oglinzi.

Sticla de potasiu, e un silicat de calciu și potasiu; 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 potasiu și calciu și se întrebuintează pentru fabricarea instrumentelor optice.

Sticla de plumb, este un silicat de potasiu 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 staniu sau fosfatului de calciu în masa ei, sau colorată prin diferiți oxizi metalici.

M a g n e z i u l.

Mg = 23,9.

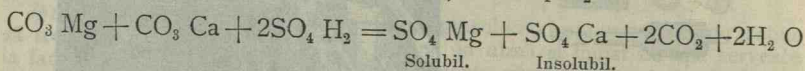
Starea naturală. Există sub formă de clorur în apele minerale și în minele de la Stassfurth. Mai există: ca carbonat (*Giobertita*) sau ca carbonat de magneziu și calciu (*dolomia*), ca sulfat în ore-cari ape minerale precum la Epsom (Anglia) și la noi la Cozla (Piatra).

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

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 0mm., 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 magneziu, $\text{SO}_4 \text{Mg} + 7\text{H}_2 \text{O}$, numit și *sare amară*, este eflorescent, iar la 210° pierde totă apa de cristalizare. El e foarte solubil în apă, căreia îi dă gust amar și se prepară tratând carbonatul de calciu și magneziu (*Dolomia*) cu $\text{SO}_4 \text{H}_2$:



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

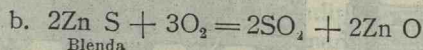
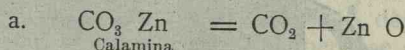
El e întrebuintat ca purgativ în medicină.

Z i n c u l.

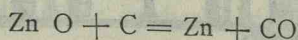
Zn = 46,9

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

Preparația. Din cauză că zincita este foarte rară, se întrebuințează 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.



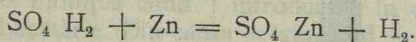
Modul în care se face această calcinare diferă după localități.

În Silezia amestecul e pus într'un vas de fontă M (fig. 89), iar zincul distilă prin A și se condensează 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 topește 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 oxid de zinc alb și ușor care se ridică în aer.

Acizii îl atacă producând săruri și hidrogen liber:



Întrebuințarea. 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 alamelor și se întrebuințează 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 condensează într'o serie de cutii M.

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

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

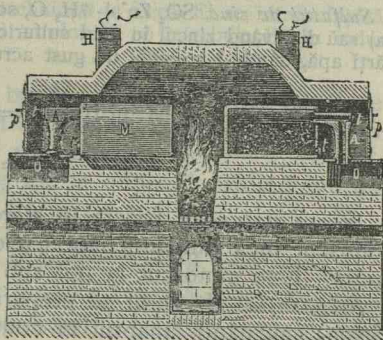


Fig. 89. Prepararea zincului în Silezia.

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

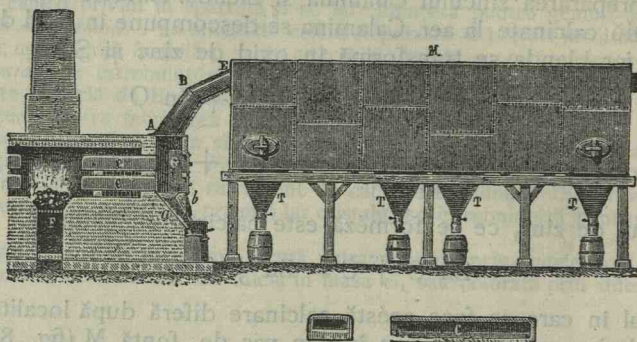


Fig. 90. Prepararea oxidului de zinc.

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 21/2 părți apă, dându-i acesteia un gust acru. Se întrebuințează în medicină.

Mercuriul = Hidrargirul

$$\text{Hg} = 199,8.$$

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 vii».

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

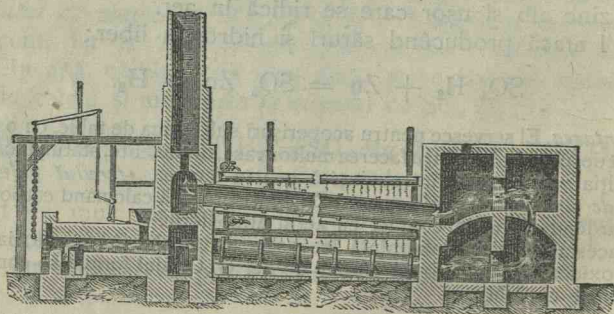
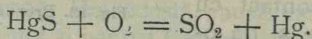


Fig. 91. Prepararea mercuriului la Idria (Iliria).

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° cristaliséază 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 ($\text{Hg}_2 \text{O}$) 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.

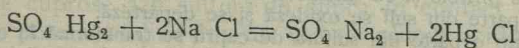
Fierbându-l cu acid sulfuric se disolvă dând sulfat de mercur și bioxid de sulf.

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

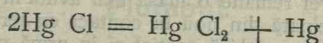
Întrebuințarea. Este metalul cel mai întrebuințat în fisică. El se întrebuințéază în metalurgie la extracțiunea argintului și aurului. El se întrebuințéază în industrie și medicină și e un corp otrăvitor.

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 mercurous = *Calomel*, Hg Cl , se obține încăldînd într'un vas de sticlă sulfatul mercurous cu clorur de sodiú.



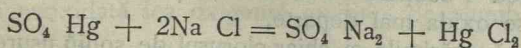
Calomelul se subliméază la partea superiöră a balonului. Acesta e un corp incolor și transparent, cristalisând în prisme pătrate drepte. E insolubil în apă, alcool și acídî diluați. Clorurile alcaline la o temperatură înaltă 'l transformă în modul următor:



Acelaș lucru se întîmplă 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 öre-ce clorul mercuric (Hg Cl_2) ce se forméază e förte otrăvitor.

Calomelul se întrebuințéază în medicină.

Clorul mercuric = *Sublimatul corosiv*. Hg Cl_2 , se obține încăldînd 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 förte otrăvitor: câte-va centigramme omórá un om.

Întrebuințarea. Se întrebuințéază pentru conservarea colecțiunilor de sciințe naturale sau de anatomie, din cauza proprietăților sale antiseptice förte pronunțate.

Se mai întrebuințează și în medicină. În cazuri de otrăvire se dă ca contra otrăvă 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 vătăruri: $\text{Hg Cl}_2 + \text{Fe S} = \text{Hg S} + \text{Fe Cl}_2$.

Cuprul (Arama.)

$\text{Cu} = 63,2$

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

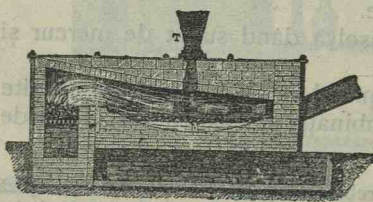


Fig. 90. Cuptor pentru arderea piritelor cuproase.

Starea naturală. Se găsește în natură în stare nativă cristalizat în octaedrii sau cuburi în: Bolivia, Lacul Superior, Suedia, etc.

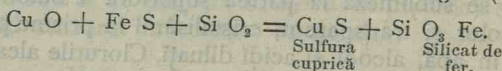
Există de asemenea ca suboxid (*cuprita*) și ca carbonat (*malachita*, *azurita*). Combinațiile cele mai răspândite ale cuprului sunt: sulfura cuprosă (*Calcosina*) $\text{Cu}_2 \text{S}$ și sulfura dublă de cupru și fer (*calcopirita*) Cu S, Fe S .

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

Din pirită se scote cuprul în modul următor:

Se zdrobesc pirită și se calcinează într'un curent de aer. Arsenicul, stibinul, fosforul și o parte din sulf se oxidază și se depărtază.

În acest timp o parte din sulfura de cupru se transformă în oxid. Calcinat fiind în urmă cu nisip, ferul se depărtază 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 oxidază parțial și în urmă calcinată fiind fără aer, sulfurul din sulfura rămasă, se oxidază luând oxigenul oxidului, iar metalul rămâne liber: $2\text{Cu O} + \text{Cu S} = 3\text{Cu} + \text{SO}_2$.

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.

Acizi slabi, grăsimile și chiar clorurul de sodiu ușurează oxidarea cuprului prin oxigenul din aer sau din licide. Toți metaloiții afară de azot și carbon se unesc direct cu cuprul.

Acidul clorhidric dă clorurul cupros $\text{Cu}_2 \text{Cl}_2$.

Hydrogenul sulfurat l'înegrește transformându-l în sulfură.

Întrebuințarea. Din cupru se fac: vase de bucatărie, căldări, îmbrăcămintea co-

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

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

Iată principalele aliage 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		
Giuvueruri	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 vînată), 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.

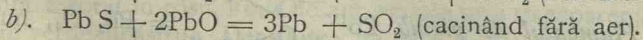
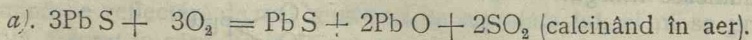
El e de o coloră albastră.

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. Calcinățiunea se continuă în urmă fără aer și ast-fel sulfurul 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.

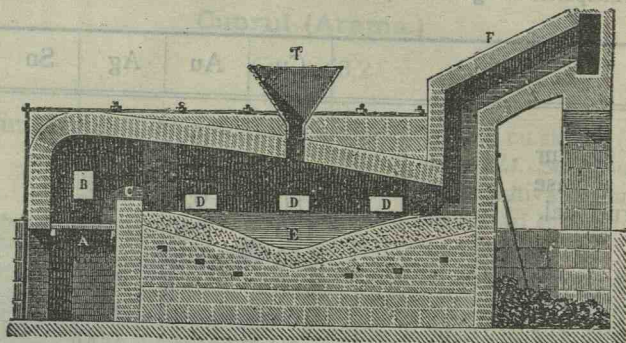


Fig. 93. Cuptor pentru prepararea plumbului prin reacțiune.

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.

Sulfur, 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 colici (numite colici saturnine), tremurături și paralizii, la persoanele cari lucrăză cu el, precum tipografii, etc.

Intrebuințarea. Se întrebuințéază 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 gârlă 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 saă de plóe dă un hidrat de plumb care póte produce otrăviri.

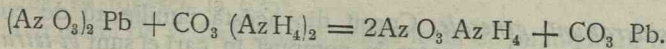
Oxidul de plumb, PbO , se obține calcinând plumbul la roșu în aer. El se numește *masicot* și e o pulbere galbină și amorfă. Dacă 'l topim capétă o colóre roșietică și cristaliséază; în starea acésta se numește *litargă*.

Miniul = *Plumbatul de plumb*, Pb^{IV} $\begin{matrix} \diagup O \\ -O \\ -O \\ \diagdown O \end{matrix} \begin{matrix} Pb^{II} \\ Pb^{II} \end{matrix} = Pb_3O_4$, numit

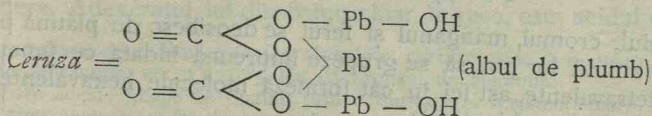
și *oxid roșu*, se póte prepara calcinând plumbul saă litargă la o temperatură de 600° într'un curent puternic de aer. El e o pulbere

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. Între 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 colorie portocalie foarte întrebuintată în pictură.

Familia a III-a. — Au.

Aurul.

$\text{Au} = 196,6$.

Starea naturală. El există adese-ori în stare nativă în filone sau nisipuri, ce rezultă, din sdrobirea 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 piua specială, amestecându-se cu mercuriu. Acesta disolvă aurul dând un amalgam.

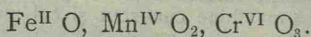
Amalgamul de aur ca și cel de argint este distilat la cald; mercurul se distilă și se condensază în o cameră răcită, iar aurul rămâne liber.

Proprietăți. Aurul e un metal de colorie 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 colorie 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 .

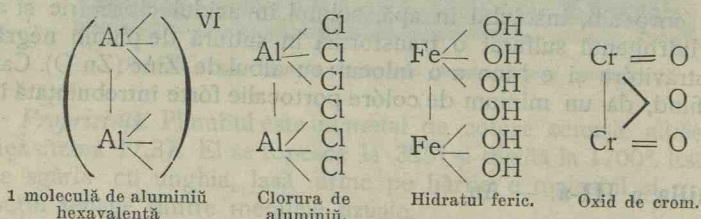
Aurul fiind foarte m^ole se us^ză repede, din cauza ac^esta se aliază cu cuprul său cu argintul formându-se ast-fel aliage mai tari, din cari se fac monede, etc. (Veđi tabela de la pagina 81).

Familia IV: Cr, Mn, Fe, Ni Co, Pt.

Considerațiuni generale. Corp^ui din ac^estă familie a^u de comun proprietatea de a da nascere la compu^si, în cari ei sunt *bi-tetra*, sau *hexavalenți*, d. e.:

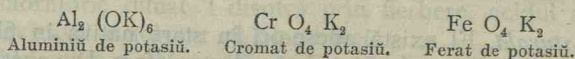


Aluminiul, cromul, manganul și ferul se deosibesc de platină prin faptul că atomiⁱ lor pot să se grupeze împreună îndată ce funcționează ca tetravalente, ast-fel în cât form^ză molecule hexavalente în foarte numeroase combinațiuni:



Hidrați lor $\text{Al}_2 (\text{OH})_6$, $\text{Fe}_2 (\text{OH})_6$, etc., a^u caracter bazic destul de pronunțat și dau săruri cu aciđi, precum: $(\text{SO}_4)_3 \text{Al}_2$, $(\text{SO}_4)_3 \text{Fe}_2$.

Făță cu bazele puternice, ac^ești hidrați a^u caracter acid și dau săruri:



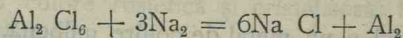
Alumini^u.

Al = 27.

El a fost izolat pentru întâia oară de Wöhler la 1827, descompun^und clorurul de alumini^u prin potasi^u.

Starea naturală. Aluminiul este unul dintre corp^ui cei mai r^es-pândiți în natură. Se găsește cu deosebire ca oxid și ca silicat.

Preparația. El se obține topind clorurul de alumini^u cu sodi^u și cu *criolită* (fluorur de alumini^u și sodi^u).



În Elveția și Franța, pe cale industrială, se prepară în cantități mari prin electroliza oxidului de alumini^u. Aluminiul se adună la polul negativ pe când oxigenul se combină cu carbonul din care e făcut electrodul pozitiv. Metalul ast-fel adunat p^ote să se întrebuințeze pentru diferite lucrări.

Proprietăți. Aluminiul e un metal de col^ore alb-albăstrue, 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°.

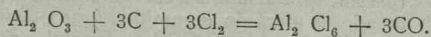
Din punctul de vedere chimic ocupă locul de mijloc între metalele comune și prețioase. El nu se oxidază la rece, nici în aer uscat nici în aer umed, nu deseompune apa și nu se înegresce prin hidrogenul sulfurat, prin urmare e superior argintului din acest punct de vedere. Adevăratul lui disolvant, chiar la rece, este acidul clorhidric.

Întrebuințarea. Din el se fac obiectele, cari trebuiesc să fie ușoare, precum lunete, telescoape, etc. Cu 10% Cu dă bronzul de aluminiu.

Tóte aceste aliaje se disting prin o duritate și rezistență mare, fiind în același timp ușoare; ast-fel dacă se adaogă numai 0,20% aluminiu la fer, rezistența acestuia crește cu 25%.

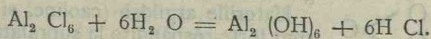
Din această cauză el se întrebuințează foarte mult în industrie și e merit a deveni metalul cel mai întrebuințat în viitor.

Clorul 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 calcat.



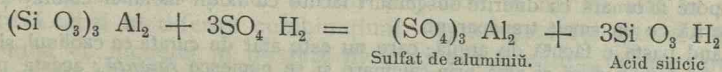
Obținut fiind în modul acesta, el e cristalizat, puțin colorat în galben prin urmele de fer ce le conține ($Fe_2 Cl_6$).

Aruncat fiind în apă, produce un sunet ca al fierului roșu și dă hidrat de aluminiu și acid clorhidric:

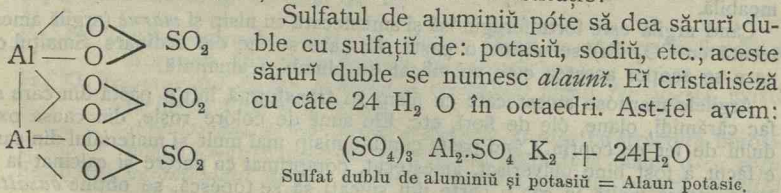


Întrebuințarea. La 1877 *Friedel* și *Crafts* au introdus clorul de aluminiu ca mijloc de sinteză în chimia organică și cu ajutorul lui s'au obținut și se obțin încă un mare număr de compuși noi, mai cu seamă în seria aromatică (vezi chimia organică).

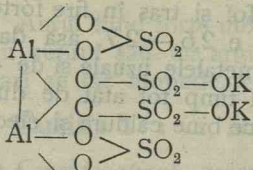
Sulfatul de aluminiu, $(SO_4)_3 Al_2 + 16H_2 O$, se obține tratând silicatul de aluminiu cu acid sulfuric:



El e solubil în apă și are formula de constituție:



Constituția acestor corpuri este următoarea:



Alaun potasic = Piatra acră.



Fig. 94. Cristale de alaun.

incolor solubil în apă și cristălisază în octaedri mari. La 92° se topesce în apa sa de cristălisare, 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 numesce *alaun calcinat*.

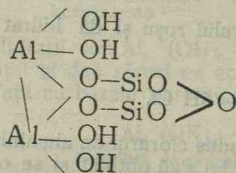
Întrebuințări. El se întrebuințază în văpsitorie și în medicină.

Silicați de aluminiu. Există în natură numeroși silicați, atât anhidrii cât și hidratați, cari conțin adesea afară de aluminiu și fer, potasiu, etc.



Fig. 95. Alaun calcinat.

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 le 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, cărămiți, etc.).

Pasta acesta fiind uscată și arsă bine se întăresce.

Dacă pasta s'a făcut din caolin, feldspat și nisip, ea se topesce prin căldură căpătând o structură cristalină prin faptul că feldspatul topindu-se umple pori, argilului. Masa dură, translucidă și impermeabilă, ce rezultă, se numesce *porțelan*. Ea poate fi ornată cu diferite desemnuri făcute cu oxizi metalici colorați și acoperită cu un smalț 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 numesce *faianță*; acesta poate să fie acoperită cu un smalț sticlos, colorat sau nu pentru a o face impermeabilă.

Când argila este foarte feruginoasă și amestecată cu nisip și *marne* (argilă amestecată cu CO_2 , Ca) se obține o pastă din care se fac ole ordinare. Smalțul cu care se acoperă acestea este un silicat de plumb și aluminiu.

Argilele marnose amestecate cu nisip se transformă într'o pastă din care se fac cărămiți, 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 *bazaltul artificial*.

Oricare ar fi natura pastei din care se fac vasele, lucrarea ei se face cu mâna

pe o masă, ce se învîrtesce cu piciorul său cu o mașină de vaporî, după trebuință. Figura 96 arată dispoziția unui atelier de olărie.



Fig. 96. Interiorul unui atelier de olărie.

Ferul

$\text{Fe} = 55,9$.

Istoricul. După ore-cărî scrieri ale poeților greci este sigur stabilit că ferul se cunoșce cel puțin cu 1000 ani înaintea erei creștine. La începutul imperiului roman întrebuințarea lui era răspândită și se practica călirea oțelului.

Starea naturală. Ferul e foarte 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 Urali. Între combinațiuni mai însemnate avem oxidii, carbonatul și sulfura de fer.

$\text{Fe}_3 \text{O}_4$ *Oxidul magnetic de fer*, de coloré neagră, se găsește în Suedia și Norvegia. Din el se face fer de calitate bună.

$\text{Fe}_2 \text{O}_3$ *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 fibrasă, numit *hematită roșie*, sau cu structura pămîntoasă numit *acru roșu*.

$\text{Fe}_2 (\text{OH})_6$ *sesquioxidul de fer hidratat*; pulberă galbenă numită *limonită*, sau brună numită *hematită brună*.

$\text{CO}_3 \text{Fe}$ *carbonatul de fer* numit și *sideroza* sau *fer spatic*, se găsește în Pirinei, în Anglia și în Stiria.

FeS_2 *bisulfura de fer* numită *pirită*.

Metallurgia fierului. Orice ar fi mineralul de fer, ce se întrebuințează pentru prepararea fierului, el este mai întâi zdrobit într-o piuă B (fig. 97) care e pusă în mișcare printr'un curent de apă ER. Această apă spală în același timp minereul de pământul cu care e amestecat. Spălarea se continuă și pe cutiile înclinate (fig. 98).

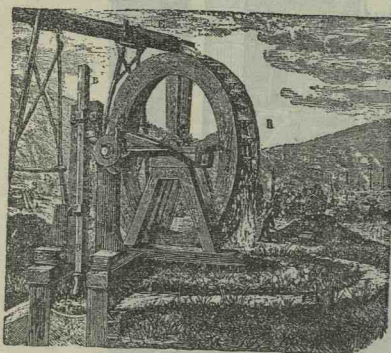


Fig. 97. Sdrobirea minereului de fer.

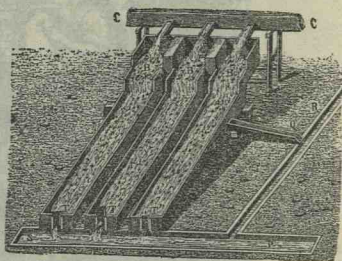
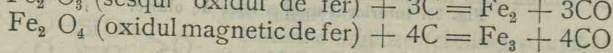
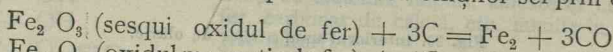


Fig. 98. Spălarea minereului de fer.

Preparația fierului se bazează pe reducerea oxizilor săi prin cărbune:



Cărbunele întrebuințat poate fi sau cocș sau cărbune de lemn. Aceste operațiuni se fac prin următoarele două metode:

1. *Metoda catalană* consistă în a reduce sesqui oxidul de fer prin cărbune de lemn. Ea se întrebuințează numai în localitățile unde pădurile sunt ieftine și minereul foarte avut în fer, precum în: Corsica, Pirinei și în Bulgaria la Somacoff (lângă Sofia). Minereul se introduce într'un creuzet 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.

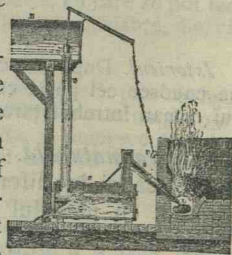


Fig. 99. Prepararea fierului (metoda catalană).

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 cuptorul L. Cutia C. se umple neconținut cu aer care e absorbit prin deschiderile din T, când lăsam să cadă apa, ridicând dopul prin manivela P.

În cuptorele catalane reducerea se face în modul următor:

Aerul transformă carbonul în CO_2 , care trecând peste cărbune înroșit se transformă în CO. Acesta reduce minereul de fier, îi iea oxigenul și se transformă în CO_2 .

Ferul topit la scôtirea sa din fundul cuptorului este bătut 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*.

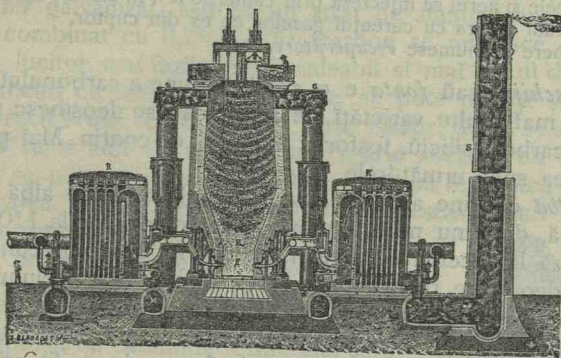


Fig. 100. Prepararea ferului (metoda cuptórelor înalte).

2. *Metoda cuptórelor înalte.* Cea mai mare cantitate de fer se scôte 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 silicioasă 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 superioară prin deschiderea A, numită gura cuptorului, pe unde se introduce minereul și cărbunii de pământ. La partea inferioară 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 inferioară o deschidere, prin care curge tuciul, iar la partea anterioară are un brâu de zidărie numit: *damă*, pe deasupra căreia se scôte *sgura*. Intre creuzet și cilindru pătrund suflătóarele.

Cuptóarele acestea au o înălțime cam de 18 m. Ele se încarcă în mod alternativ cu minereu și coc (sau cărbune de pământ).

Cărbunele în apropierea suflătórelor e transformat în CO, care ridicându-se în sus peste cărbunele înroșit e transformat în CO. Acesta întâlnește minereul înfierbântat 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 fonta 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 trecând prin o serie de

camere R', de unde prin N' sunt duse în coșul S. Când camerele R', făcute de cărămidă refractară, sunt înroșite, aceste gaze sunt trecute prin H în camerele R și de acolo prin N în același coș S; astfel 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 sufătorele TI'; când R s'a răcit se conduc în el gazele și aerul se injectează prin camerele R'. În ambele cazuri curentul urmează 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 care 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, sfărâmițoasă, dară nu pōte fi pilită și se topește pe la 1100°. Ea se întrebuițēză la facerea obiectelor turnate în tipare precum: colōne, etc. și cu deosebire pentru prepararea ferului și a oțelului.

Fonta cenușie conține o cantitatea 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 coloră cenușie. Acestă fontă e grăunțosă, se pote găuri și pili, și se topește la 1200°.

Din ea se fac o multime de obiecte turnate.

Descarburarea = (afinagiul) fontei pentru prepararea ferului m^ole (ordinar):

In procedeul englez (pudlaj) acesta consistă în a descărba fonta înferbîntându-o la roșu deschis într'un cuptor special prin flacăra cărbunilor de pămînt. Fiind că masa trebuie amestecată neconținut, fonta

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 fibrasă, el este maleabil, ductil și cel mai tenace dintre metale; un fir cu diametrul de 2mm. poate ținea

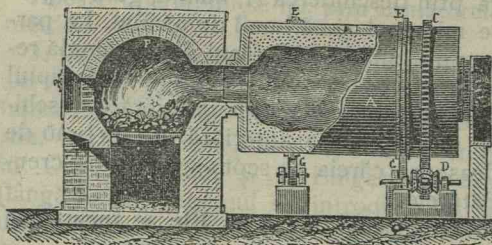


Fig. 101. Cuptorul *Danks*.

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, astfel în cât se poate lucra cu înlesnire.

Cu timpul structura lui devine granulată și el capătă un aspect luciu, atunci e sfărâmicos 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 metaloidii afară de azot. La tempe-

ratura ordinară nu e atacat de aerul uscat; aerul umed și bioxidul de carbon îl oxidază dând *rugina*, care e un hidrat de sesquioxid de fer conținând puțin amoniac. Această 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 numește *oțel*. Acesta este alb, lucitor, mai fuzibil, mai maleabil și mai ductil de cât ferul. Dacă 'l răcim cu încetul după topire, se poate pili ca și ferul.

Oțelul răcit brusc (călit) devine foarte elastic, dur și se sparge ușor. Durețea lui e atât de mare în cât sgârie sticla și nu se poate pili.

Oțelul se poate căli turnându-l brusc în apă rece, oleu sau mercur.

Fabricarea oțelului. El se prepară sau descarburând în mod incomplet fontele sau carburând ferul.

Oțelul Bessemer se obține descarburând fonta, pentru acesta se introduc până la 10.000 kilogr. fontă într'un creuzet (fig. 102) de fer căptușit cu cărămidă refractară, care se poate mișca împrejurul axului său de suspensiune Hm, și se numește convertisorul lui Bessemer. Prin partea inferioară se introduce un curent de aer care oxidază carbonul, etc.

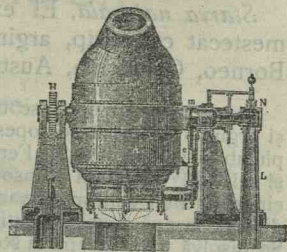


Fig. 102. Convertisorul lui Bessemer.

Oțelul de cementație se prepară înferbătând 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 cuvânt că o țară consumă fer cu atât mai mult, cu cât civilizația ei este mai înaintată.

Întrebuințarea. Oțelul cu deosebire se întrebuințează pentru un mare număr de obiecte necesare. Din el se fac arcuri, instrumente mecanice sau chirurgicale, arme, cuțite, șine, topore, etc.

Ferul are două feluri de săruri: *feroase* în care avem Fe^{II} și *ferice* în care avem $(\text{Fe}^{\text{III}} - \text{Fe}^{\text{IV}})^{\text{VI}}$.

Clorurul feric, $\text{Fe}_2 \text{Cl}_6$, se obține trecând un curent de clor peste bucăți de fer. Combinația se face cu incandescență și se obțin lamele hexagonale de coloro roșie prin transparentă. El e foarte solubil în apă alcool și eter.

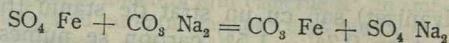
Clorurul feric încheagă albumina și sângele și se întrebuințează în medicină, pentru oprirea hemoragiilor. Apa cu *clorur feric* (sesquiclorur de fer) trasă pe nas, opresce sângele.

Oxidul feric, $\text{Fe}_2 \text{O}_3$, este foarte răspândit în natură. El e de coloro roșie brună. se numește și *colcotar* și se întrebuințează pentru fabricarea vâpselilor și pentru lustruirea metalelor.

Sufaltul feros, $\text{SO}_4 \text{Fe} + 7\text{H}_2 \text{O}$ (*calaican verde*), se obține calcinând piritele la aer, sau tratând resturile de fer cu acid sulfuric impur. Este cristalizat în prisme rombice oblice, de coloro verde ca smaraldul. Calcinat la 300° perde totă apa luând o coloro albă.

El se întrebuintează 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 precipitat e alb și amorf.

El se întrebuintează 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 amândouă cîstele Uralului.

Preparația. Minereul se tratăză mai întâi cu mercur pentru a dizolva aurul și argintul. În urmă se topește într'un creuzet de pămînt cu părți egale de plumb și galenă (Pb S). Ferul și cuprul se transformă în sulfure pe cîud platinul și cei-l'alți corpi cari o însoțesc se dizolvă în plumb. Amestecul acesta se calcinează într'un cuptor de var pentru a depărta excesul de plumb, în urmă se dizolvă în apă regală. Soluțiunea acesta se evaporăză și rezidul ei se calcinează. Se dizolvă apoi în apă și soluțiunea se tratăză cu clorur de amoniu. Se obține un precipitat galben roșietic de $2\text{AzH}_4 \text{ Cl} + \text{Pt Cl}_4$.

Amestecul acestor două săruri se calcinează 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 oxidăză și intră în oxidul de calciu, iar platinul rămîne curat și se tórna în tipare de fer.

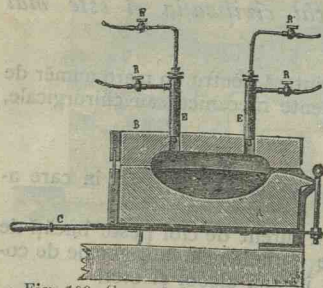


Fig. 103. Creuzet de Ca O pentru topirea platinului.

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 dizolvant al ei este apa regală.

Negrul de platin (care se obține precipitând clorurul de platin prin potasă și zahăr) condensăză până la 250 volume oxigen și 745 volume hidrogen.

Temperatura lui se ridică atât de mult în cît hidrogenul se aprinde (vezi fig. 10). Alcoolul, picat pe negrul de platin, se aprinde oxidându-se prin oxigenul absorbit de platin din aer.

Platinul nu se oxidăză la nici o temperatură în contact cu aerul sau oxigenul.

CHIMIA ORGANICA

Noțiuni preliminare.

Corpi organisați, fie plante sau animale, în timpul vieții lor produc în mod normal numeroase combinațiuni, cari nu se produc în alt mod în natură și se numesc *corpi organici*.

Acești corpi (veți pag. 3) sunt compuși din carbon, pe lângă cari se mai află hidrogen, oxigen, azot, sulf, fosfor, clor, fer, sodiū, potasiū, calciū, etc.

În total în corpi organici și chiar în corpi organizați, cari 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 organici se numește *chimia organică*.

Prin mijlocele de sinteză foarte numeroase, de cari dispune chimia organică, s'au putut face din elemente nu numai corpi organici naturali, dar și numeroși alții cari 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 organici atât naturali cât și sintetici, nu facem alt-ceva de cât a ne da seama despre modurile variate în cari carbonul se combină cu unul, două sau mai multe elemente de-odată, din cele trei grupe, care formeză chimia neorganică.

Pentru a înțelege bine modul cum aceste combinațiuni 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:

CH_4	CAzH	$\text{AzH}_3 \text{ (CH}_3\text{)OH}$
Tetrahidru de carbon (Metan)	Metan nitril= Acid cianhidric	Hidratul de amoniu monometilic=Hidrat de metilamoniu.

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 ne-conținut prin cercetările noui, care prin sinteze reușesc a lega ace-leași elemente în mod cu totul diferit, de unde rezultă și corpi cu alte funcțiuni.

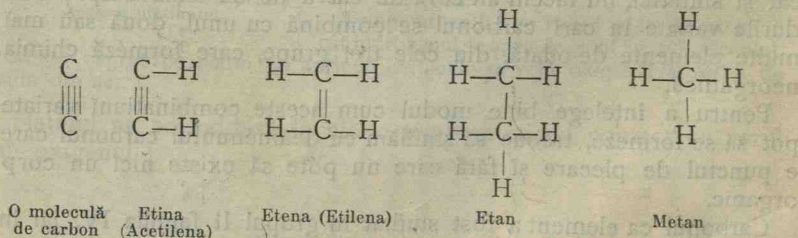
Principalele funcțiuni cunoscute în chimia organică sunt următoarele:

- | | |
|-----------------------|------------|
| 1. Hidrocarbure | 5. Chinone |
| 2. Alcoolii și fenoli | 6. Acizi |
| 3. Aldehyde | 7. Amine |
| 4. Cetone | 8. Amide |

Hidrocarbure.

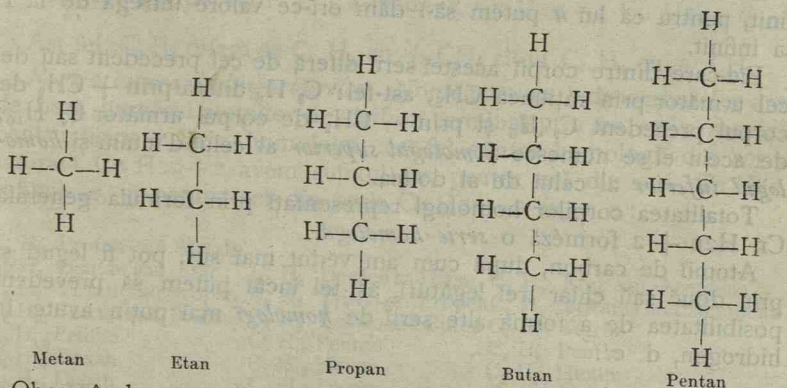
Prin *hidrocarbure* înțelegem corpi, cari sunt constituiți numai din carbon și hidrogen. Acești corpi sunt foarte numeroși și servesc ca schelet tuturor celor-l'alți corpi organici, cari sunt formați prin substituirea ăre-căror radicali simpli sau compuși în locul hidrogenului din molecula lor.

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 legă între dinșii 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 ei 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, astfel în cit grupării întregi i mai rămân libere opt valențe, care sunt satisfăcute cu H. În butan și pentan găsim 2 și 3 atomi de C mijlocii, care 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 4 n 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 ₁₂
$n = 2$	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.	

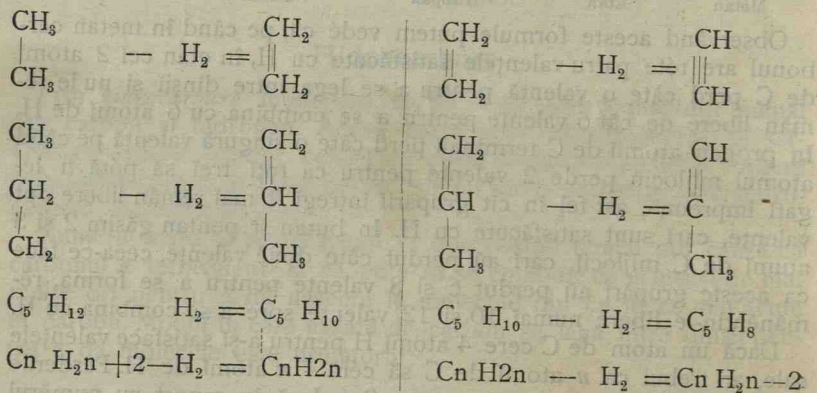
Hydrocarburele cuprinse în formula generală $C_n H_{2n+2}$ au mai multe caractere comune; ast-fel ori-care dintre ele conține cantitatea cea mai mare posibilă de H și nu mai pot să primescă alți atomi de hidrogen în plus fără ca să se desfacă legăturile dintre atomii de C. Din această cauză ele se numesc *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 sau 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 aceea el se numește *homologul superior* al celui d'întăiu și *homologul inferior* al celui de al doilea.

Totalitatea corpurilor homologi reprezentați prin formula generală $C_n H_{2n+2}$ formează o *serie homologică*.

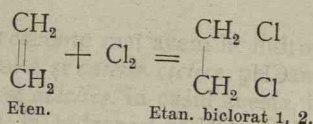
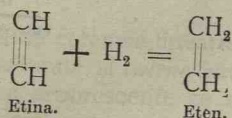
Atomii de carbon, după cum am vădut mai sus, pot fi legați și prin două sau chiar trei legături, ast-fel încât putem să prevedem posibilitatea de a forma alte serii de *homologi* mai puțin avute în hidrogen, d. e.:



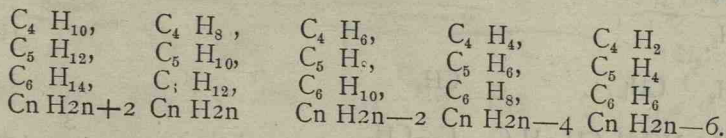
Putem, prin urmare, să formăm în acest mod o succesiune de serii cu termenii homologi:

$C_n H_{2n+2}$, $C_n H_{2n}$, $C_n H_{2n-2}$, $C_n H_{2n-4}$, $C_n H_{2n-6}$, etc.

Tôte 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 monovaleuți, fără ca ultima legătură dintre atomii de carbon să fie desfăcută, s. e.:



În 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 homologică; ast-fel pentru homologii 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.:

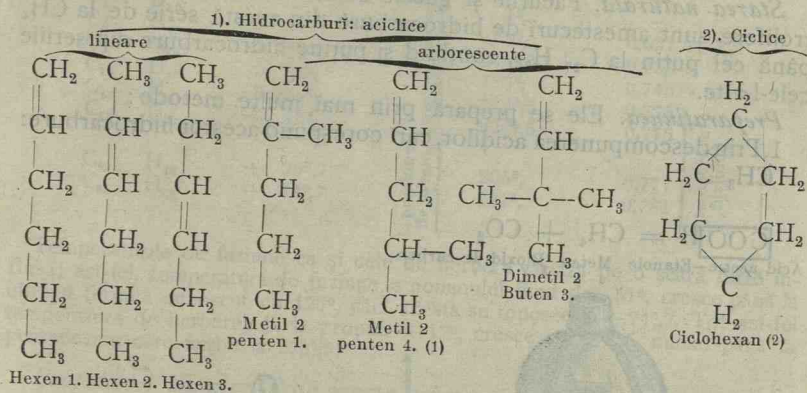
$\text{C}_1 \text{H}_4$ Protan sau Metan	—	
$\text{C}_2 \text{H}_6$ Deutan sau Etan	$\text{C}_2 \text{H}_4$ Deuten sau Eten	$\text{C}_2 \text{H}_2$ Etin sau Acetilena
$\text{C}_3 \text{H}_8$ Tritan sau Propan	$\text{C}_3 \text{H}_6$ Triten sau Propen	$\text{C}_3 \text{H}_4$ Tritin sau Metilacetilena
$\text{C}_4 \text{H}_{10}$ 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 formează 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 posibili	
CH_4	1	1
CH_3	1	1
CH_3		
CH_3		
CH_2	1	1
CH_3		

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 principală.



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.

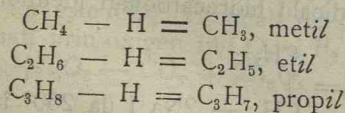
Între aceste corpuri se află și grăsimile, din care cauză multă vreme această parte s'a numit *seria grasă*.

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. Orice 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.

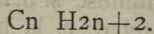
Acești radicali nu pot exista de cât în combinațiuni. Numele lor se formează din al hidrocarburelor în modul următor:



(1) Se indică ast-fel la al câteleva carbon are loc dubla legătură.

(2) Tote hidrocarburele cu catena închisă, ce joacă rolul de hidrocarburi saturate vor purta prefixul *Ciclo*, pentru a reaminti că catena e închisă, și sufixul *an* pentru a arăta că joacă rolul unor hidrocarburi saturate.

Hidrocarburele saturate



Starea naturală. Păcurile și gazele ce se dezvoltă 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 celelalte.

Preparațiunea. Ele se prepară prin mai multe metode:

1. Prin descompunerea acizilor, cari corespund acestor hidrocarbure:

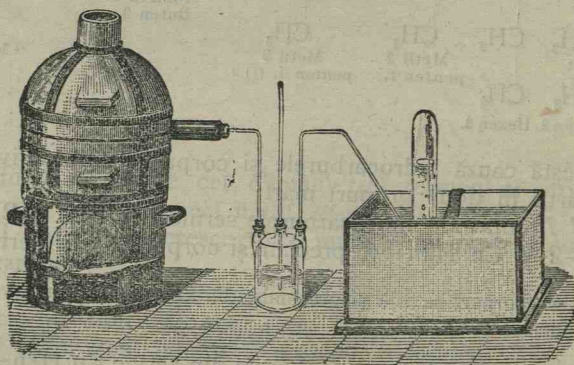
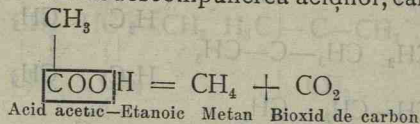
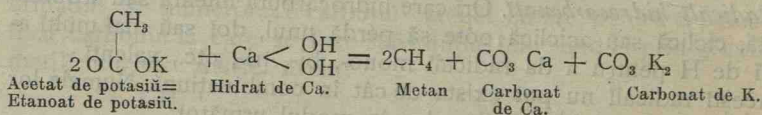
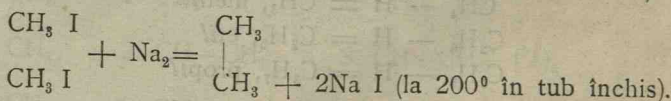


Fig. 104. Prepararea metanului.

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.A.
C.H.

Ast-fel, pe când densitatea pentanului este numai 0,627 la 17°, densitatea pentatriacontanului ($C_{35} H_{72}$) se ridică la 0,781 la + 74°,7

		Temperatura de fuziune	Temperatura de fierbere	Densitatea
C	H ₄	—	—	—
C ₂	H ₆	—	—	—
C ₃	H ₈	—	—	—
C ₄	H ₁₀	—	—	—
C ₅	H ₁₂	—	—	—
C ₉	H ₂₀	— 51°,	38°,	0,627 la 17°
C ₁₀	H ₂₂	— 32°,	149°,5	0,733 » »
C ₁₄	H ₃₀	+ 4°,	173°,	0,746 » »
C ₁₅	H ₃₂	+ 10°,	252°,5	0,775
			270°,5	0,775
C ₂₀	H ₄₂	+ 36°,7	205°,	0,777
C ₃₅	H ₇₂	+ 74°,7	331°,	0,781

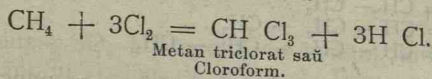
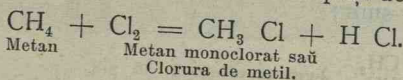
la presiunea de 760 mm.
la presiunea de 15 mm.

la temperatura
de fuziune

Temperaturile de fuziune ca și cele de fierbere variază pe o scară foarte înținsă; ast-fel, temperatura de fuziune, a nontanului 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 substituie, adică la corpi, cari se forméză înlocuind în parte saú în total hidrogenul lor prin oricare din elementele celor trei grupe ale chimiei neorganice saú prin radicalii compuși la care acestea pot da naștere. Ele sunt, în general, foarte puțin influențate de diferiți agenți.

1. Clorul, bromul și iodul, puși în contact cu vaporii oricareia din aceste hidrocarburi, cu deosebire sub influența razelor solare, pot să se substituie în locul hidrogenului, dând compuși de forma următoare:



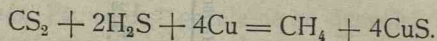
2. Prin oxidațiune, hidrocarburele de la hexan în sus pot fi oxidate și transformate în acizi. In cele mai multe cazuri molecula lor este desfăcută în altele mai simple. Corpul din urmă care se forméză prin oxidarea lor este CO₂. Termenii inferiori, în special metanul, sunt transformați prin oxigen în CO₂ și H₂O; reacțiunea se face cu explozie: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

CH_4 = Metanul (gazul bălților).

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 Lopătară (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.

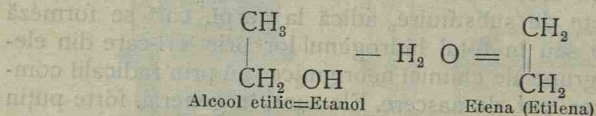
El arde în contact cu aerul cu o flacără albăstrue, puțin luminosă, transformându-se în CO_2 și H_2O . Acestui fapt se datorează exploziile în minele de hule.

Hidrocarbure nesaturate.

Seria: $\text{C}_n \text{H}_{2n}$.

Starea naturală. Etena se găsește împreună cu metanul în gazele ce ies din pământ în regiunile petrolifere, iar câți-va din termenii superiori ai seriei mai ales cu catena ciclică, se găsește în petrolu.

Preparația. Metoda generală pentru prepararea acestor hidrocarbure consistă în deshidratarea alcoolilor corespunzători:



Proprietăți fizice. Și la aceste hidrocarbure putem observa aceleași fapte ca și la hidrocarburele saturate. Temperatura fuziunii și a fierberii crește în mod regulat cu înmulțirea atomilor de C în moleculă. Principalele sunt:

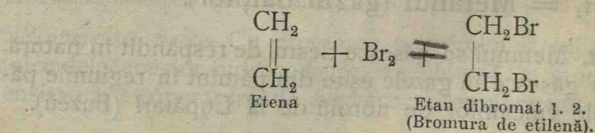
	Temperatura fierberii.
Etena $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	— 105°
Propena $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$	— 90°
Butena $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	— 5°
Pentena $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	+ 37°

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 *compusi de adițiune*. Următoarele exemple ne dovedesc acest lucru: $\text{C}_3\text{H}_6 + \text{H}_2 = \text{C}_3\text{H}_8$

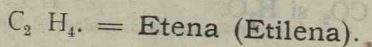
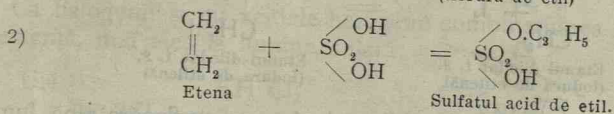
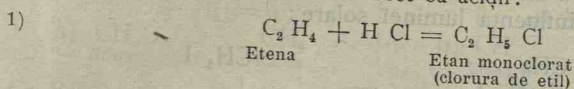
Propena

Propan

Același lucru se petrece cu clorul, bromul sau iodul:



Din aceiași cauză ele se combină direct cu acizii:



Pentru a prepară etena, în cantitate mai mare, deshidratăm etanolul (alcoolul etilic) prin SO_4H_2 . Pentru acesta se amestecă 1 vol.

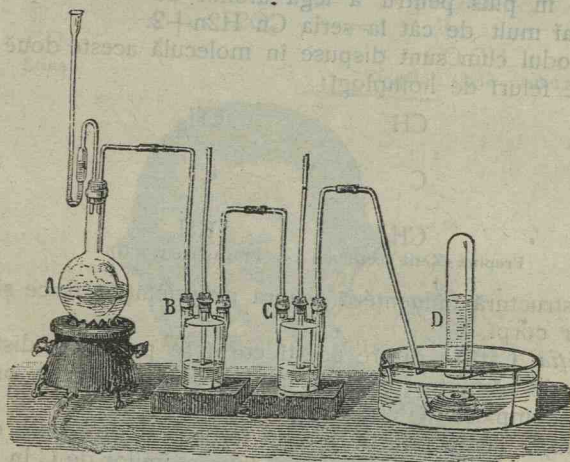
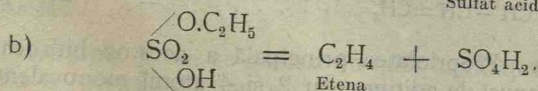
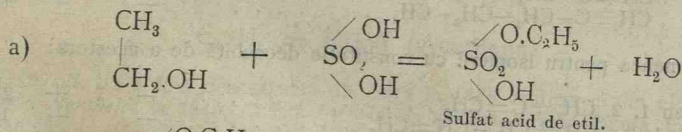


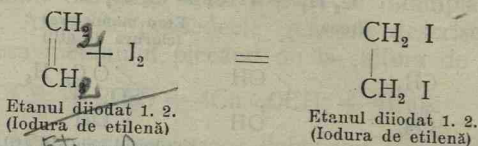
Fig. 105. Prepararea etenei.

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:

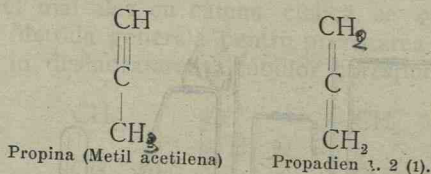


Etena este un gaz combustibil, arde în aer cu flacăra albă, luminoasă, producând CO_2 și H_2O .

Seria: $\text{C}_n \text{H}_{2n-2}$.

Hidrocarburele 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 homologii:



Acastă structură influențează asupra proprietăților fizice și chimice ale acestor corpuri.

Preparația. Câți-va dintre acești corpuri 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 corpuri cu structura lineară din această serie sunt următorii:

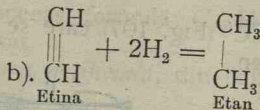
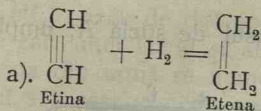
		Temperatura de	
		Fuziune	Fierbere
Etina . . .	$\text{CH}\equiv\text{CH}$	—	gaz
Propina . . .	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	—	gaz
Butina . . .	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	—	18°
Pentina . . .	$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	—	48°

De asemenea pentru isomerii cu constituție deosebită de a acestora:

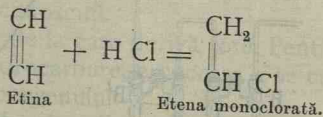
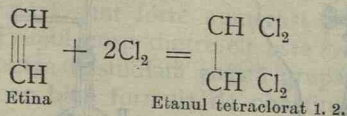
Propadien 1. 2.	$\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$	—	+	gaz
Butadien 1. 3.	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	—	+	18°

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:

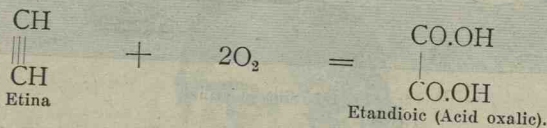
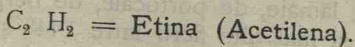


Fig. 106. Berthelot născut la 1827. Profesor la Collège de France (Paris).



Istoricul. Ea a fost descoperită de Davy la 1836. Sinteza ei din elemente a făcut-o Berthelot la 1848. Acesta 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 scînteii electrice între căr-

bunii CC' (Fig. 107) care se află în vasul de sticlă A, umplut cu hidrogen.

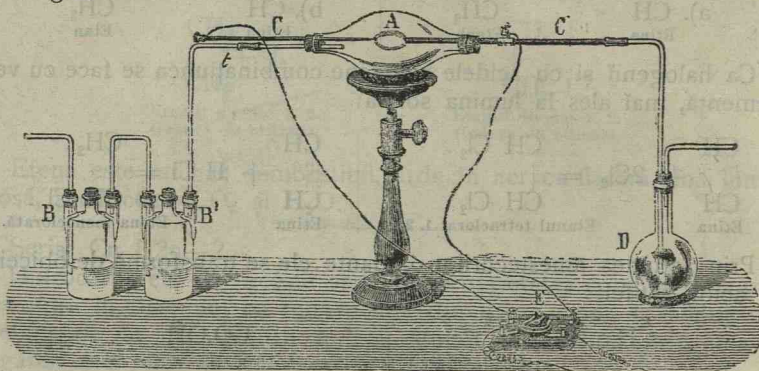


Fig. 107. Sinteza etinei.

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 lichefăcută la 0° sub presiune de 48 atmosfere.

Sub influența căldurii etina se condensază, transformându-se în benzen (Berthelot 1865, fig. 108): $3\text{C}_2\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_6$.

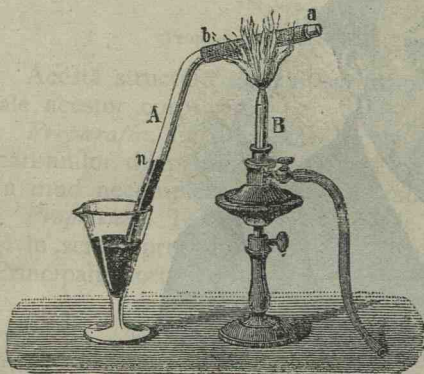


Fig. 108. Polimerizarea etinei.

Seria: $\text{C}_n \text{H}_{2n-4}$.

În această serie hidrocarburile cu catenă ciclică sunt cele mai bine cunoscute. Se cunosc astfel 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 cuișoare, 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 secretă de arborii rășinoși ca: bradul, moliftul, etc. Prin distilare ea se împarte în *terebentină* și *colofoniă* (sacâz).

Ea e lichidă și fierbe la 161° .

Lăsată fiind la aer, absorbă oxigenul, se întărește și se transformă cu timpul în colofoniă.

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 forméază sunt foarte numeroși și bine cunoscuți.

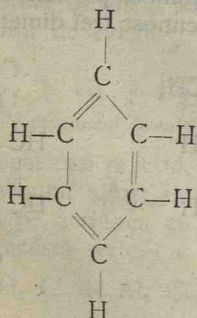
Primul corp dintre ele este *benzenul*, de la care derivă tóte. Pentru a putea fi studiată acéastă grupă de hidrocarbure, e necesar a se cunoște bine formula de constituție a benzenului.

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 următoarea, cunosută sub numele de *hexagonul lui Kekule*:



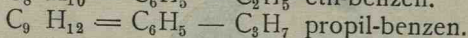
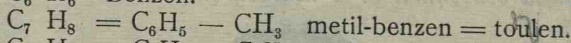
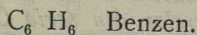
Benzen = *Ciclo hexantrien*, căci derivă de la *Ciclo hexanul* $C_6 H_{12}$, care perdând 3 H_2 are trei duble legături.

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

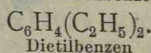
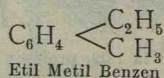
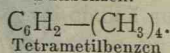
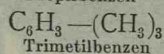
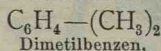
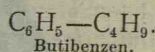
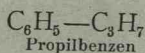
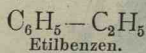
Ast-fel avem următorii corpi:



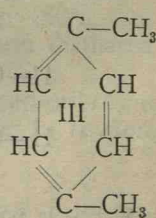
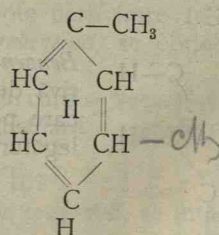
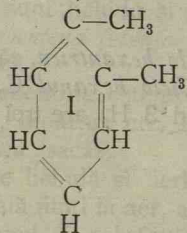
etc.

În ce privește metilbenzenul, un putem avea de cât un singur corp, de ôre-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 scôte un atom de H de la benzen și a-l înlocui prin etil, propil, etc., putem să scôtăm 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.:

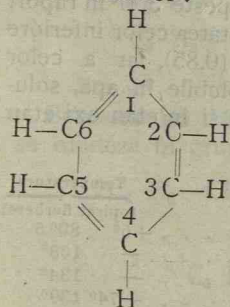


Numărul acestor isomeri este mult mai mare prin faptul că în molecula benzenului îndată ce avem 2 atomi de hidrogen substituiți, obținem trei corpi diferiți după pozițiunile, pe cari radicalii introduși le ocupă în moleculă; ast-fel se cunosc trei dimetilbenzeni, cari au proprietăți cu totul deosebite.



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 numerotează 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).

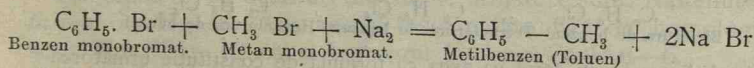
Ast-fel pentru dimetilbenzenul de sus vom avea numirile următoare: *Ortodimetilbenzen* (I), *metadimetilbenzen* (II), *paradimetilbenzen* (III).

Numărul isomerilor prin pozițiune devine din ce în ce mai mare, cu cât substituția este mai înaintată, mai ales când radicalii substituiți sunt diferiți.

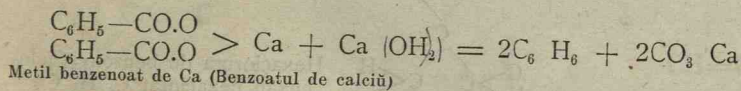
Starea naturală. Câte-va dintre aceste hidrocarbure s'au găsit în petrolurile de la: Rangon (Siam), Caucaz, România etc.

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.

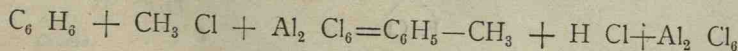


3. Prin distilarea uscată a acizilor corespunzători acestor hidrocarbure cu hidrat de calciu.

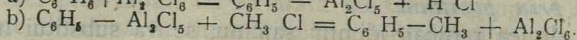
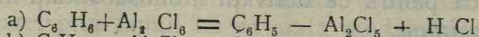


4. Procedul cel mai practic, cu care s'au obținut foarte mulți homologi ai benzenului a fost introdus de *Friedel și Crafts* la (1877).

El se bazează pe acțiunea ce o are clorurul 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: $C_6(CH_3)_6$.

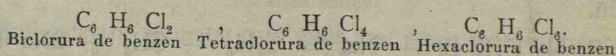
Proprietăți fizice. Aceste hidrocarbure sunt, în genere, lichide. Temperatura lor de fierbere crește de la 80,5 până peste 300° în raport cu grămădirea atomilor de C în moleculă. Densitatea celor inferioare ca benzenul, etc., este mai mică de cât apei (0,85), iar a celor superioare este cu mult mai mare. Ele sunt insolubile în apă, solubile însă în etanol (alcool), metanol (alc. metilic) și în etan oxetan (eter). Principalii corpi din această serie sunt :

			Temperatura topirei fierberii
Benzenul	C_6H_6		+ 6° 80° 5
Metilbenzenul=Toluenul	$C_6H_5-CH_3$		— 108°
Etibenzenul	$C_6H_5-C_2H_5$		— 134°
Dimetilbenzenul=Silenul	$C_6H_4 \cdot (CH_3)_2$	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°
Hexametilbenzenul	$C_6(CH_3)_6$		109° 264°

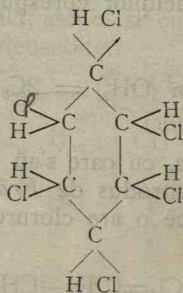
Proprietăți chimice. Corpii din această serie au proprietăți foarte variate din cauza constituțiunii lor; ast-fel vom avea de studiat două feluri de produse ale lor: de adădire și de substituție.

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 :

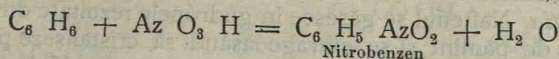


Ultimul dintre acești corpi va avea ca formulă de constituție următoarea :



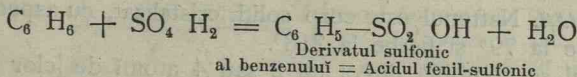
Hexaclorura de benzen=Ciclohexan hexaclorat $C_6H_6Cl_6$

Acidii azotic și sulfuric, dau produse de substituire numai în locul hidrogenului din radicalul benzenului, numite *derivați nitrici*.

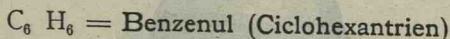
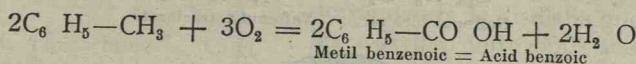


În acest mod s'au putut obține derivați nitrici cu mai multe grupe AzO_2 substituite în moleculă precum: $\text{C}_6\text{H}_3(\text{AzO}_2)_3$ trinitrobenzenul.

Cu SO_4H_2 se obțin *derivați sulfonici*:



Benzenul nu dă produse definite prin oxidațiune; homologii săi se oxidază în grupurile substituite:



Starea naturală. Benzenul există în mici cantități în unele păcuri.

Preparația. Gudronele, ce rezultă din distilația cărbunilor de păământ 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 $80^\circ,5$.

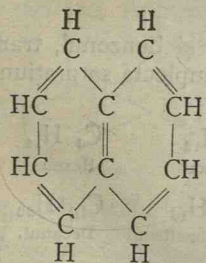
Aprins fiind, arde cu o flacără fuliginosă și vaporii săi, arși în un curent de hidrogen, produc o lumină vie.

Benzenul încălzit la 400° , într'o țevă închisă, perde o parte din hidrogenul său și se transformă în *difenil*: $2\text{C}_6\text{H}_6 = \text{C}_6\text{H}_5\text{—C}_6\text{H}_5 + \text{H}_2$.

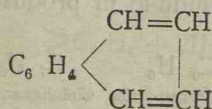
Întrebuințarea. Benzenul și unii dintre homologii săi, ca metilbenzenul, sunt foarte întrebuințați ca materii prime pentru prepararea materiilor colorante.

Principalele hidrocarburi din seriile următoare sunt: Naftenul = *Naftalina* C_{10}H_8 , care are aceeași însemnătate față de homologii din seria $\text{C}_n\text{H}_{2n-12}$ ca și benzenul în seria $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$.

Formula de Constituție a naftenului este următoarea:



Ce se poate scrie și:



Cu naftenul se pot obține derivați 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 sidefos se topește la 79° și fierbe la 218° .

Naftenul se combină direct cu 2 sau 4 atomi de clor formând corpi.

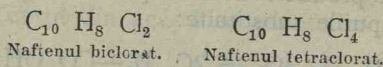


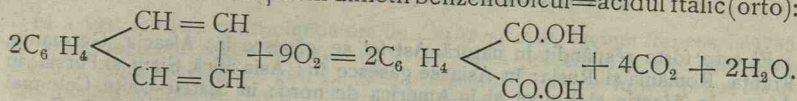
Fig. 110. Adolf Baeyer, născut la 1835, profesor la München.

Berthelot și *Baeyer*, au hidrogenat naftenul ca și benzenul, transformându-le în produse hidrogenate până la completa saturație:

C_6H_6	C_6H_8	C_6H_{10}	C_6H_{12}	C_6H_{14}
Ciclohexan-trien	Ciclohexan-dien	Ciclohexan-ien	Ciclohexan	Hexan
$C_{10}H_8$	$C_{10}H_{10}$	$C_{10}H_{12}$	$C_{10}H_{18}$	$C_{10}H_{22}$
Naftenul	Dihidronaftenul	Tetrahidronaftenul	Decahidronaftenul	Decanul.

facultativ
Lam

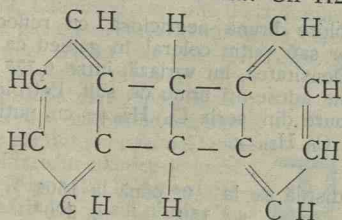
Oxidând naftenul obținem dimetil benzendioicil=acidul ftalic(orto):



Dimetilbenzendioic = Acid ftalic.

Intrebuințarea. Naftenul se întrebuințează pentru fabricarea unor materii colorante și ca insecticid.

Antracenul din seria: $C_n H_{2n} - 18$.



Antracenul

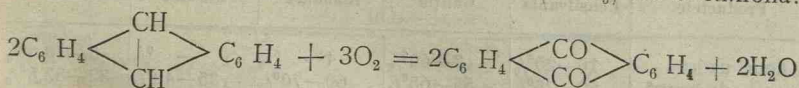
Istoricul. Antracenul a fost descoperit de *Dumas* și *Laurent* la 1852 în gudronele din distilația cărbunilor de pământ.

Preparația. Antracenul 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. Antracenul cristalisază în lame, se topește la 213° și ferbe la 360°. Oxidat cu trioxidul de crom (CrO_3) dă o chinonă:



Antracen.

Antrachinona.

Cu acidul sulfuric dă derivați sulfonici.

Intrebuințarea. Antracenul se întrebuințează la prepararea unor materii colorante și în special a *alizarinei* = 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 Tega (Buzău), Băicoi și Câmpina (Prahova) și Glodeni (Dâmbovița). Exploatațiunea păcurei din țara noastră este foarte veche; ast-fel se scie cu siguranță, ca 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 $C_n H_{2n}$ (ciclice) 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 lămpi</i>	» » »	150° » » 300°
<i>Oleuri grele</i>	» » »	300° » » 400°

și resturi numite *saț* sau *păcură*.

Oleuri ușore se impart 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 întrebuințează pentru a disolva resinele. *Gazolina* pentru fabricarea gazului de luminat artificial și pentru extragerea oleului de rapiță și alte oleuri vegetale.

Benzina se întrebuințează pentru curățirea petelor și disolvarea cauciucului.

Esența minerală se întrebuințează pentru luminat în lămpi speciale, iar terebentina artificială servește la fabricarea vâpselelor și lacurilor ordinare.

Oleul de lampă (fotogen, kerosen) trebuie să fie incolor, să nu aibă miros plăcut și să nu se aprindă mai jos de $+25^{\circ} C$ (Aparatul Abel Penschy) (1).

Oleurile grele se întrebuințează la ungerea 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 întrebuințează 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 $C_{27} H_{56}$ și se întrebuințează la fabricarea *luminărilor*. Cu ea se falsifică cêra de albine.

Păcurile noastre sunt dintre cele mai avute în *oleii de lampă*, după cum se vede din alăturatul tabel:

Productele	Pensilvania	Galiția	România	Alsacia	Baku
Oleuri ușore . . .	10—20%	3—60%	4— %	— %	5—10,6%
» de lampă.	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 petroleu nu e primejdios, trebuie cel puțin să nu se aprindă mai jos de $25^{\circ} C$, pus fiind în o cêșcă de cafea négră—pe jumătate—in care se află un termometru și de care se apropie un chibrit.—Cêșca se încălzește până la $25^{\circ} C$, punénd-o în o cêșcă mai mare cu apă ferbinte.

Gazul de luminat.

El a fost fabricat pentru întâia dată 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 iluminarea 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 eficient 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, fenoli, etc.) duse cu dinsul, 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.

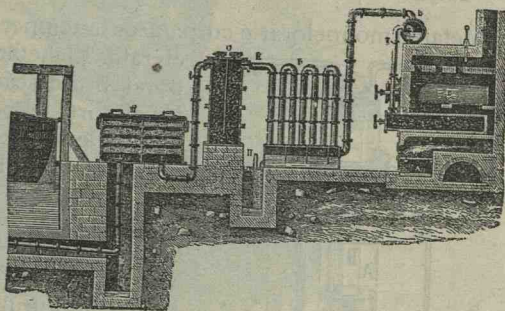


Fig. 112. Fabricarea gazului de luminat din cărbuni de pământ.

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 monosubstituiți a hidrocarburelor ca: $\text{CH}_3 \text{ Cl}$, $\text{C}_2 \text{ H}_5 \text{ I}$, $\text{C}_6 \text{ H}_5 \text{ Br}$, etc., se mai numesc și *eteri simpli* sau *eteri haloidi*, din cauză că ei se formează când tratăm hidrații hidrocarburelor (alcooli și fenoli) cu acizii hidrogenați ai halogenilor.

Printre acești corpi mai întrebuințați 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:

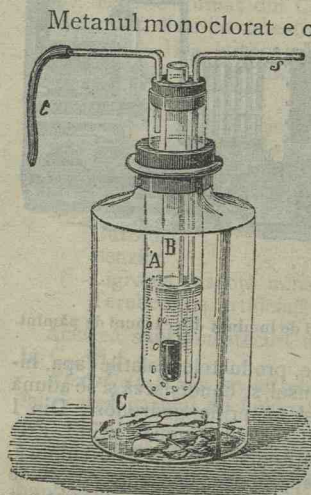
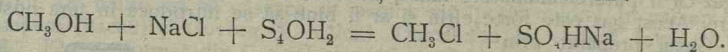


Fig. 113. Solidificarea mercuriului prin $\text{CH}_3 \text{ Cl}$.

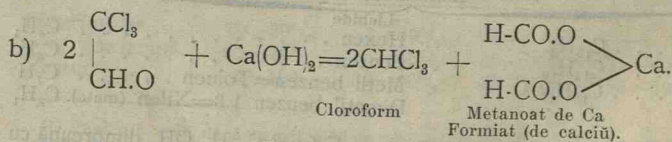
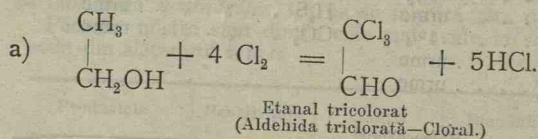
Metanul monoclorat e corp gazos la temperatura ordinară, cu culoare eterată. Lichefiacut fierbe la $-23^{\circ},7$. Evaporat brusc scade temperatura sub -40° . Cu ajutorul lui putem să solidificăm mercuriul. Pentru scopul acesta punem mercuriul în tubul B (fig. 113) care e cufundat într'un vas cu metan 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 întrebuințează ca răcitor la laboratoarele de chimie și în medicină ca anestezic.

Metanul tricolorat = *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:



Cloroformul e corp lichid, cu miros aromatic plăcut și cu gust

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. Iustus Liebig. 1802—1873.

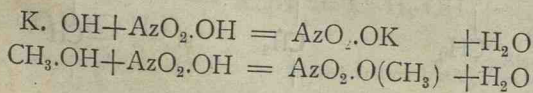
Metanul triiodat = Iodoformul, CH I_3 , se prepară încălzind etanolul cu iod și carbonat de sodiu la 80° . Reacțiunea este aceeași ca la metanul tricolorat (cloroform).

El e corp solid, cristalisează în table hexagonale, galbene ca sulful, cu miros pătrunzător. Se topește la 119° și se volatilizează cu înlesnire.

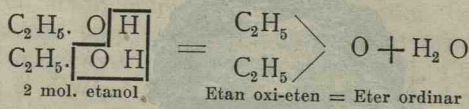
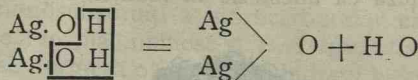
El se întrebuințează în medicină ca antiseptic.

Hidrații hidrocarburelor (Alcoolii și fenoli).

Radicali 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 aceştia, prin deshidratare pot să formeze oxizi, d. e:



Hidrații se împart în două grupuri mari:

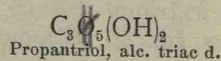
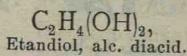
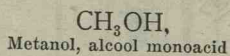
1. *Alcoolii*, sunt hidrații hidrocarburelor aciclice.
2. *Fenolii*, sunt hidrații hidrocarburelor ciclice.

Alcoolii.

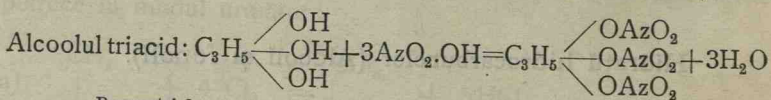
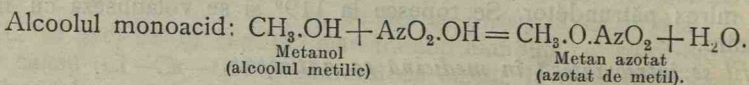
Istoricul. Acastă funcțiune a fost cunoscută la 1836 de *Dumas* și *Peligo*t studiind spirtul de lemn (metanol).

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; astfel 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 bazează 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.:



Propantriol 1, 2, 3 = Glicerina

Propantriol triazotic = Nitro-Glicerina

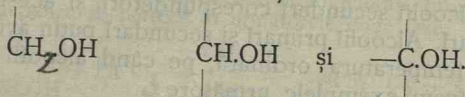
Este foarte important a se ști din punctul de vedere al isomerilor și al derivaților ce se pot obține, locul pe care oxidrilul îl ocupă în moleculă. El poate să fie substituit numai în locul unui atom de H de la următoarele trei grupuri, cari formează hidrocarburele lineare sau arborescente:



și



dând naștere la următoarele substituțiuni :

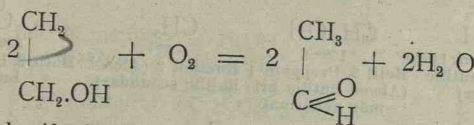


Prezența acestor grupuri în moleculă ne indică trei alcooli diferiți. Acei în cari se găsește grupul $\text{—CH}_2\text{OH}$ se numesc *alcooli primari*.

» » » » » » » $=\text{CH.OH}$ » » *alcooli secundari*.

» » » » » » » $\equiv\text{C.OH}$ » » *alcooli terțiari*.

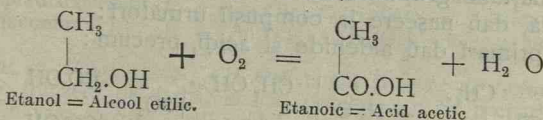
1. *Alcoolii primari*, dau prin oxidațiune, două feluri de corpui. Deshidrogenându-i prin oxigen obținem *aldehida* (*alcohol dehidrogenatum*).



Etanol = Alcool etilic.

Etanal = Aldehida etilică.

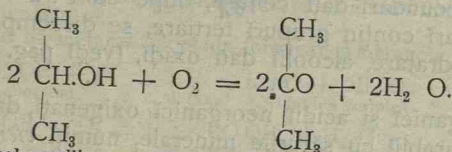
Inlocuind 2H prin O obținem *acizi* :



Etanol = Alcool etilic.

Etanoic = Acid acetic

2. *Alcoolii secundari*, dau, deshidrogenându-se (prin oxidațiune) un singur fel de corpui, numiți *cetone* :



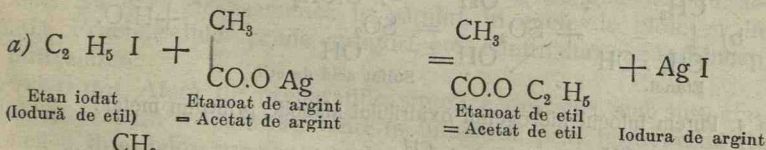
Propanol 2 = Alcool propilic secundar.

Propanon = Acetona.

3. *Alcoolii terțiari* nu dau nici aldehide, nici cetone, nici acizi ci se discompun prin oxidațiune.

Sintesa alcoolilor. Sunt numérose procedeele, prin cari se poate face sinteza alcoolilor. Principalul e următorul :

Inlocuind halogenii, substituiți în molecula hidrocarburelor, prin oxidrii (*Berthelot* și *Wurtz* 1854—1856). Reacțiunea se face în modul următor :



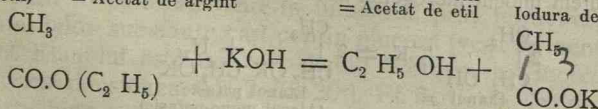
Etan iodat
(Iodură de etil)

Etanoat de argint
= Acetat de argint

Etanoat de etil
= Acetat de etil

Iodura de argint

b)

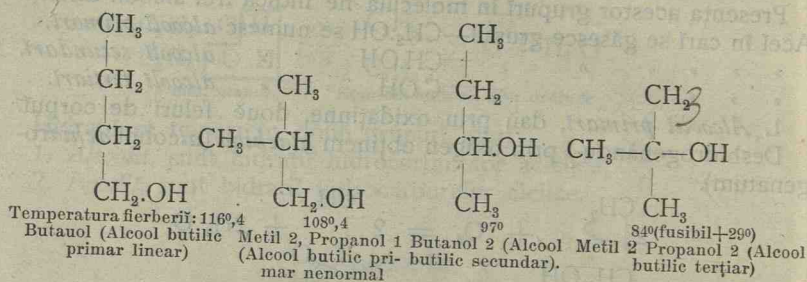


Etanoat de etil = Acetat de etil

Etanol = Alcool etilic

Etanoat de potasiu
= Acetat de potasiu

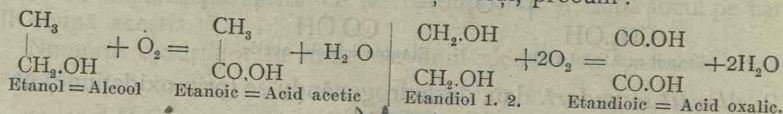
Proprietăți generale. Alcoolii primari au temperatura fierberii mai înaltă de cât alcoolii secundari corespunzători, și aceștia mai înaltă de cât cei terțiar. Alcoolii primari și secundari puțin avuți în carbon, sunt lichizi la temperatura ordinară, pe când alcoolii terțiar sunt solizi. Ast-fel avem exemplele următoare:



Proprietățile chimice principale sunt următoarele:

1. Prin oxidațiune grupurile alcoolice, ori cât de numeroase ar fi într-o moleculă, dau naștere la compuşii următori:

a) Alcoolii primari dau aldehyde și acizi, precum:

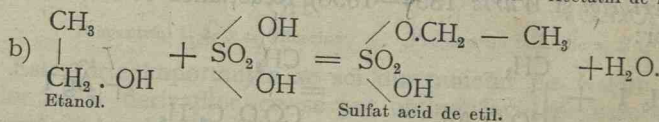
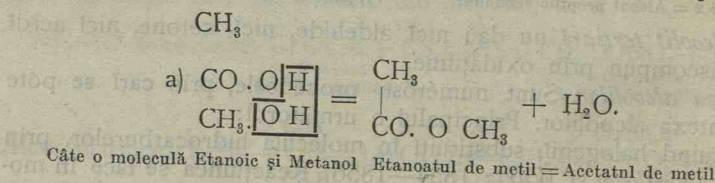


b) Alcoolii secundari dau cetoze, după cum s'a văzut mai sus.

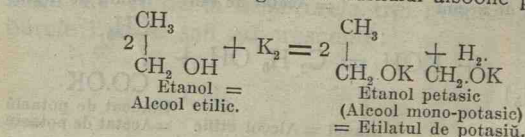
c) Alcoolii cari conțin grupuri terțiare, se discompun.

2. Prin deshidratare, alcoolii dau oxidii, (veđi pag. 118).

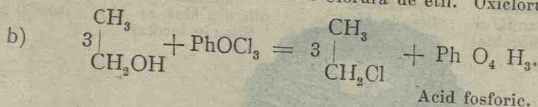
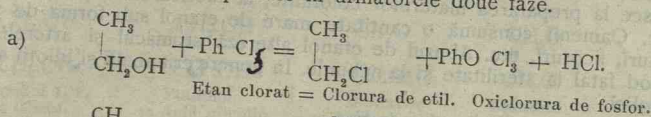
3. Acizii organici și acizii neorganici oxigenați, dau cu alcoolii, compuşii comparabili cu sărurile minerale, numiți *eteri compuşii*:



4. Putem înlocui hidrogenul oxidrilului alcoolice printr'un metal:



5. Oxidrilul alcoolic, ori-care ar fi grupul din care face parte, p te să fie înlocuit prin Cl, Br sau I, cu ajutorul derivaților clora i, broma i sau iodați ai fosforului. Reacțiunea se petrece în următoarele două faze.



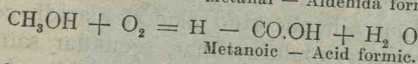
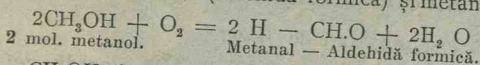
Alcooli monoaci i.

Linear�	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� probabil	Hexadecanol (alcool cetilic)	$\text{C}_{16}\text{H}_{33}\text{OH}$	fuzibil + 50 se descompun
	Heptadecanol (" cerilic)	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{OH}$	" + 70° " "
	Triacanol (" miricic)	$\text{C}_{30}\text{H}_{61}\text{OH}$	" + 88° " "
			" " " "

Metanol = Alcool metilic, CH_3OH , numit  i *spirt de lemne*, se g seste în natură în frunzele de iarbă, urzică, porumb, etc. Se prepară prin distilarea lemnului în vase închise (ve i acidul pirolignos), cari dau de la 0,5% p n  la 1,5% metanol.

Metanolul e corp lichid, incolor, cu miros particular spirtos, cu densitatea 0.814. El ferbe la 66° , este f rte solubil în apă  i aprins fiind arde cu flacără albăstrie, puțin luminătoare.

Prin oxida iune d  metanal (aldehida formică)  i metanoic (acidul formic):



El se  ntrebu n te z  la lustruit (cu lacuri) din cauză că se usucă cur nd.

Etanol = Alcool etilic (spirt, alcool): $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Istoricul. Descoperirea etanolului se atribue lui *Abu-Kazis*, chimist arab (care a întrodus  i alambicul în chimie), care l'a numit *al-ka-hal*, adecă * spirt ușor*.

Starea naturală. S'a găsit etanolul în corpul animalelor  i chiar la  meni precum  i în laptele erbivorelor, cari nu be  lichide alcoolice. S'a găsit de asemenea în p m nt, în apele de ploie  i în zăpadă. Fructele dulci: prune, struguri, etc., conțin etanol când încep să putreziasc .

Preparația. Afară de prepara iile sintetice descrise mai sus, etanolul se prepară în cantita i mari în industrie, prin fermenta ia alcoolică a diferitelor substanțe cari conțin glucoză (ve i fermenta ia).

Proprietăți. Etanolul este un corp lichid, f rte mobil, incolor, cu miros plăcut, cu densitatea 0,792 (la 20°). El fierbe la $78^\circ,4$. Apa l' disolvă f rte bine.

Intrebuințarea. Etanolul este unul dintre corpi cei mai întrebuințați în industrie și în laborator. Cu el se extrage foarte mulți alcaloizi, acizi organici, etc.

El servește la prepararea materiilor colorante, la fabricarea vâpselor, lacurilor, etc. Oamenii consumă o cantitate mare de etanol sub forma de vin, bere, rachiuri, licoruri, etc. Abuzul de etanol alterează stomacul și arterele și duce în mod fatal la sterilitate și la nebunie. În genere criminalii și idioții sunt fii de alcoolici.



Fig. 115. Charles Adolphe Würtz 1817 - 1884.

Alcoolii biacizi = Glicoli.

Istoricul. Glicolii au fost preparați de Würtz.

Nomenclatura glicolilor. Glicolii fiind alcoolii biacizi, cei doi oxidrilii ai lor pot aparține grupului primar, secundar sau terțiar. În modul acesta putem să avem șase 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:

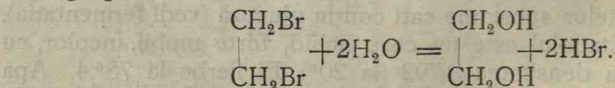
Cu un grup primar și altul secundar.

» » » » » terțiar.

» » » secundar » »

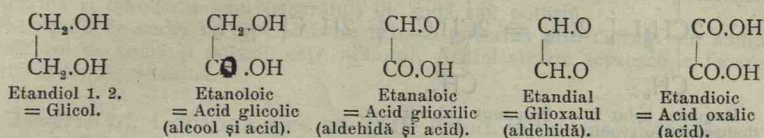
Etandiolul 1. 2 = Glicolul etilenic: $C_2H_4(OH)_2$ se topește la 11,5 și fierbe la 197°,5. ($D=1.125$).

Se prepară cu multă înlesnire ferbând etanolul dibromat 1. 2 cu apă:



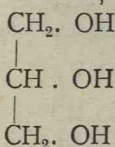
El a fost găsit de Henninger în vin.

Priu oxidatie glicolii pot da compusi cu functiuni mixte. Ast-fel de la etandiolul 1, 2 (glicolul etilenic) avem compusi urmatoari:



Alcoolii Triaciđi.

Se cunosc până în prezent puțini alcoolii 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*.

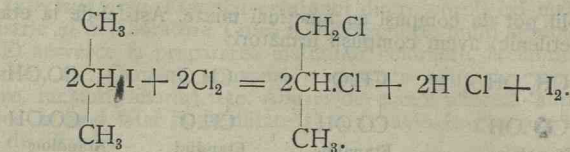


Fig. 116 Charles Friedel, Profesor la Sorbona-Paris 1832—1899.

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 (spiritul) de sfeclă.

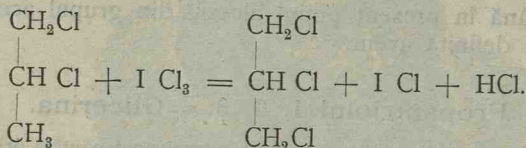
Tôte materiile grase vegetale sau animale nu sunt de cât eteri ai glicerinei resultați din combinațiunea ei cu diferiți acizi derivați din seria $\text{C}_n \text{H}_{2n} + 2$ și $\text{C}_n \text{H}_{2n}$.

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:



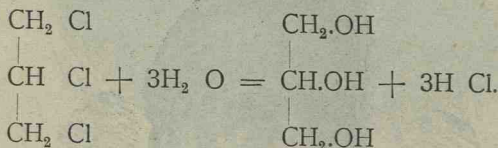
Propanul iodat 2 (Iodura de isopropil). Propanul biclorat 1. 2.

Pentru a se obține derivatul triclorat să tratéză în vase închise cu I Cl_3 .



Propanul triclorat 1. 2. 3 = Triclorhidrina glicerinei.

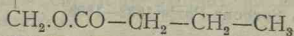
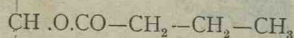
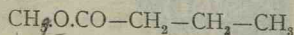
Derivatul tricloric, fiert cu apă sub presiune, ne dă glicerina:



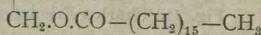
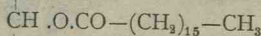
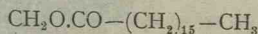
Propanul triclorat 1. 2. 3. Propan triol 1. 2. 3—Glicerina.

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:

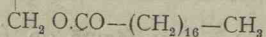
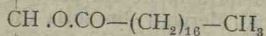
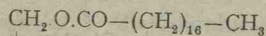


Butirina (tributiratul glicerinei)—
Propantriol tributanolic.

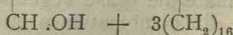


Margarina (trimargaratul glicerinei)—
Propantriol triheptadecanoic.

Saponificarea lor se face în modul următor:



Stearina (tristearatul glicerinei)—
Propantriol trioctodecanoic.



Glicerina—
Propantriol 1. 2. 3.



Acid stearic.—
Octodecanoic.

După răcirea vasului, în care s'a făcut saponificarea, apa conține glicerină, iar la suprafața ei plutesc acidul stearic în stare solidă.

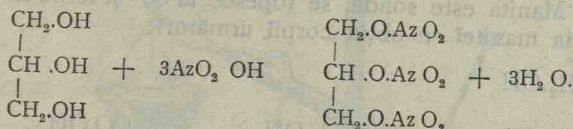
Cuvîntul «saponificare» s'a născut prin faptul că această descompunere a materiilor grase se face de regulă cu sodă, sau potasă, ast-fel în cât apa conține glicerină și octodecanoatul (stearatul) de sodă sau potasiu.

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 cristalizează 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 întrebuințează în medicină, în parfumerie și la prepararea materiilor explosibile. *Dinamita* e făcută, în genere, din 25% silice și 75% nitroglicerină.

Alcooli tetraacizi și poliacizi.

Se cunoște în natură un singur alcool tetraacid: *Eritrita* = *Bulantetrolul* 1. 2. 3. 4., $\text{C}_4\text{H}_6(\text{OH})_4$.

Eritrita este corp solid, cristalizează în prizme pătrate incolore, se topește la 120° și fierbe la 300° , descompunându-se. *Eritrita* nu fermentează.

Prin oxidația ei s'au obținut acid tartric:

$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ | \\ \text{CH.OH} \\ | \\ \text{CH.OH} \\ | \\ \text{CH.OH} \end{array}$ 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*.

Mana este o substanță zaharosă, care se scurge din tăeturile făcute în coaja arborelui *fraxinus sacharifera* din Sicilia.

$\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{OH} \\ | \\ \text{CH.OH} \\ | \\ \text{CH.OH} \\ | \\ \text{CH.OH} \end{array}$ Manita se mai găsește în țelină, măslina, mustul de mere și de cephă și în câte-va ciuperci.

Preparația. Mana se disolvă în apă și se decolorează cu cărbune animal. Soluțiunea se filtrează și manita se depune, prin concentrarea acestei soluțiuni. Ea se disolvă în etanol, din care cristalizează în prizme pătrate subțiri, cu aspect mătășos.

$$\begin{array}{ccc}
 \begin{array}{c} \text{CH}_2.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{O} \end{array} & \text{sau} & \begin{array}{c} \text{CH}_2.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CO} \\ | \\ \text{CH}_2.\text{OH} \end{array} + \text{H}_2 = \begin{array}{c} \text{CH}_2.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}.\text{OH} \\ | \\ \text{CH}_2.\text{OH} \end{array}
 \end{array}$$

Manoza=Hexan pentolal (aldehidă și alcool). Hexan pentolon 2.=Manitoza=Levuloza (cetonă și alcool). Hexan hexol.=Manita

$$\begin{array}{ccc}
 \begin{array}{c} \text{CH}_2.\text{OH} \\ | \\ (\text{CH}.\text{OH})_3 \\ | \\ \text{CO} \\ | \\ \text{CH}_2.\text{OH} \end{array} &
 \begin{array}{c} \text{CH}_2.\text{OH} \\ | \\ (\text{CH}.\text{OH})_4 \\ | \\ \text{CO}.\text{OH} \end{array} &
 \begin{array}{c} \text{CO}.\text{OH} \\ | \\ (\text{CH}.\text{OH})_4 \\ | \\ \text{CO}.\text{OH} \end{array} \\
 \text{Hexanpentol 2.} & \text{Hexan pentoloic} = \text{Acid} & \text{Hexan tetrol dioic.} \\
 = \text{Manitoza (levuloză)}. & \text{mantic.} & = \text{Acid zacharic.}
 \end{array}$$

Acest corp se numește impropriu și eter sulfuric sau *eter*.

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{SO}_4\text{H}_2 = \text{SO}_4\text{H}.\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$$

Etanol Sulfuric acid ethyl.

$$\text{SO}_4 \text{ H.C}_2 \text{ H}_5 + \text{C}_2 \text{ H}_5.\text{OH} = (\text{C}_2 \text{ H}_5)_2 \text{ O} + \text{SO}_4 \text{ H}_2$$

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.

Întrebuințarea. Eterul se întrebuințează ca disolvant și pentru diferite sinteze în

chimie. Se întrebuintează de asemenea în medicină ca stimulant și din cauza temperaturii scădute ce se obține prin evaporarea lui este un bun anestezic local.

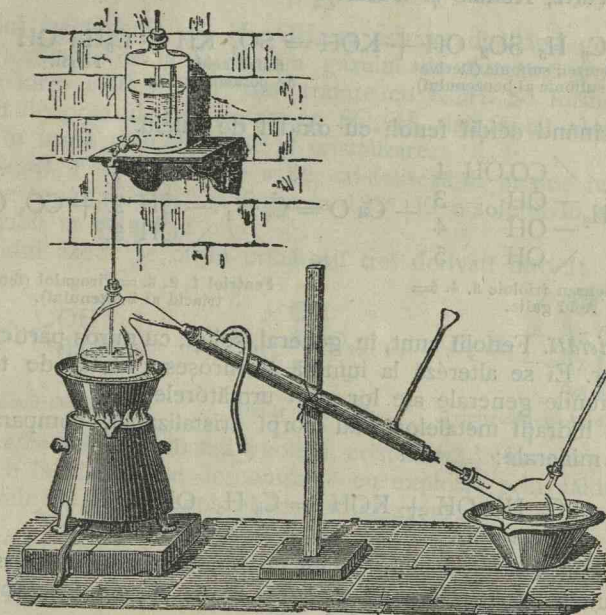
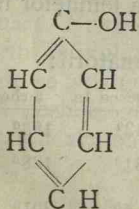


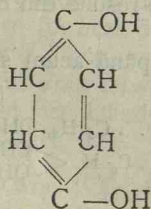
Fig. 117. Prepararea etan oxietanului (eterului ordinar).

F e n o l i i .

Se numesc fenoli corpi, cari rezultă din substituirea unuiu său mai multor oxidrilă în locul hidrogenului dintr'o hidrocarbură cu catenă închisă. Așa dar ei sunt hidrați ai hidrocarburelor ciclice. Ei pot fi *mono-acidi*, *biacidi*, *triacidi*, etc., după numărul oxidrilor, ce au în moleculă, d. e.:

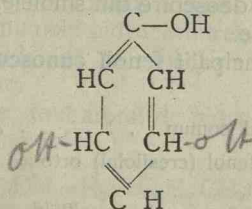


Fenol monoacid
al benzenului



Feniol I. 4=Hidrochinona.

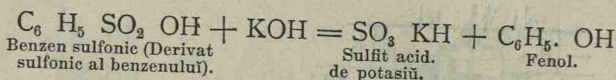
Fenoldiacid al benzenului



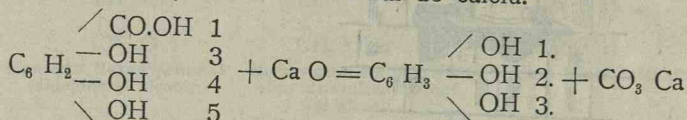
Fenoltriacid al benzenului

Preparațiunea. Intre procedeele generale, prin cari prepară fenoli, mai însemnate sunt următoarele:

1. Prin descompunerea derivaților sulfonici ai hidrocarburelor prin KOH (Würtz, Kekule și Dusart):



2 Calcinând acizii fenoli cu oxidul de calciu.



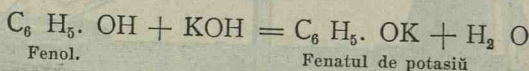
Metil 1. benzen triolici 3. 4. 5 =
Acid galic.

Fentriol 1. 2. 3. = Pirogalol (fenol
triacid al benzenului).

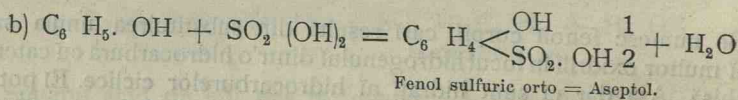
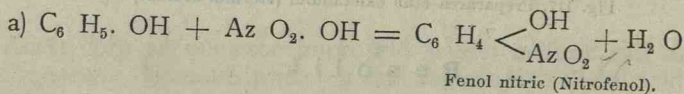
Proprietăți. Fenoli sunt, în general, solizi, cu miros particular pătrunzător. Ei se alterează la lumină și înroșesc hârtia de turnesol.

Reacțiunile generale ale lor sunt următoarele:

1. Cu hidrații metalelor dau corpuri cristalizabile, comparabili cu sărurile minerale:



2. Acidul azotic și sulfuric dau cu fenoli produse de substituție numite *derivați nitrici* și *sulfonici*, ca și cu hidrocarburele ciclice, lăsând neatins oxidrilul fenolic:



Se cunosc numeroși fenoli 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 fenoli cunoscuți până acum sunt următorii:

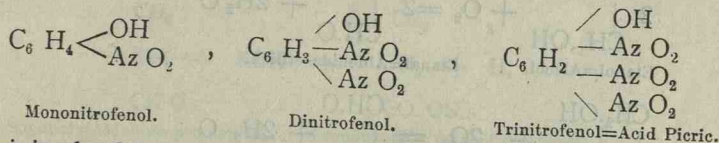
		se topește la	ferbe la
Fenolul comun	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	42°	183°
Metil fenol (cresilolul) orto	$\text{C}_6\text{H}_4 \begin{array}{l} \text{CH}_3 \\ \text{OH} \end{array}$	1 31°	188°
» » » meta	»	1 5°	201°
» » » para	»	1 36°	198°
		4	

Propil metil fenol (timolul)	$C_9 H_7$	$\begin{array}{l} \diagup C H_3 1 \\ C_9 H_7 4 \\ \diagdown O H 3 \end{array}$	44°	230°
Naftol	$C_{20} H_7$	$\begin{array}{l} \diagup O H 1 \\ \diagdown O H 1 \end{array}$	94°	278°—280°

Fenolul (acid fenic) $C_6 H_5 \cdot OH$, se estrage distilând gudronele (smolele) rămase de la fabricarea gazului de iluminat. Porțiunile, cari trec între 180° și 220° sunt tratate cu KOH. Se formează 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.

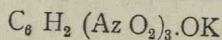
Cu acidul azotic se obțin următorii trei derivați nitrici:



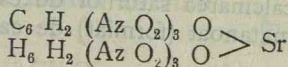
$C_6 H_2 \begin{array}{l} \diagup OH \\ \diagdown Az O_2 \end{array}$ Trinitrofenol=Acid Picric.

Trinitrofenolul este substanță solidă, cristalisază în lamele galbene, se topește la 122° și se descompune cu explozie prin căldură.

Cu bazele dă săruri explosibile; astfel avem:



Picratul de potasiu.



Picratul de stronțiu.

Amendouă aceste săruri se întrebuințază în pirotehnic pentru prepararea fulminatelor explosibile și a focurilor de artificii.

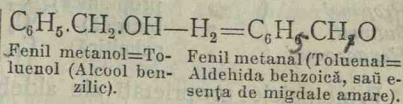
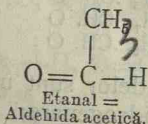
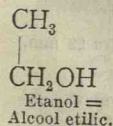
Acidul picric e corp otrăvitor, cu gust amar și are o mare putere de a colora în galben.

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 formează 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: $CH_2 \cdot OH$, d. e.:

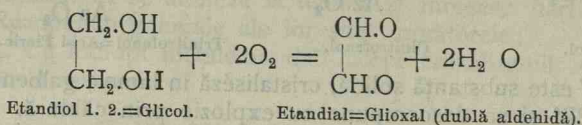
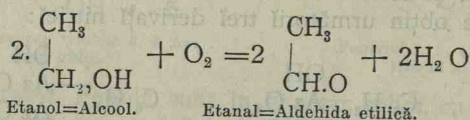


În aldehyde nu se află oxidul de și avem O și H la același atom de carbon; amândouă aceste elemente sunt legate direct de carbon, pe când în oxidul hidrogenul e legat de oxigen și prin acesta de carbon.

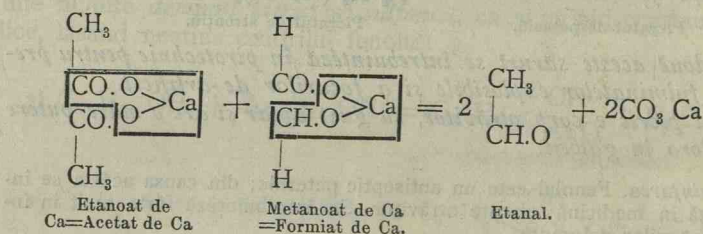
Starea naturală. Câte-va aldehyde există în stare naturală sub forma de uleiuri esențiale sau în combinațiuni ce conțin și *glucosă* numite *glucoside*. Act-fel alhehida benzoică se poate extrage din glucosidul *amigdalina*, care se găsește în migdalele amare.

Preparația. Sunt mai multe metode generale pentru prepararea alchidelor, principalele sunt următoarele:

1. Prin oxidația alcoolilor corespunzători:



2. Prin calcinarea sărurilor de calciu ale acizilor organici, amestecate cu metanoat (formiat) de calciu:



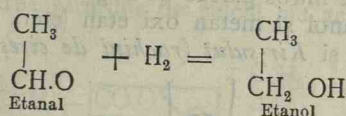
Proprietăți generale. Alhehidele în genere sunt corpuri lichide, cei cu catena lineară au temperaturile de fierbere mai sus decât cei cu catena arborescentă.

Tabelul următor ne arată variațiunea temperaturii de fierbere la principalii corpuri din această grupă:

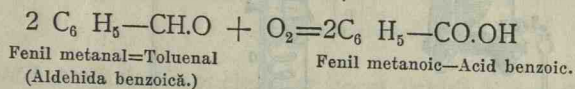
				Se topește la:	Fierbe la
Metanol	(Alhehida formică).	H .CH O	—	—	gaz
Etanol	(» acetică).	C H ₃ .CH. O	—	—	21°
Propanal	(» propionică)	C ₂ H ₅ .CH. O	—	—	49°
Butanal	(» butirică)	C ₃ H ₇ .CH. O	—	—	75°
Hexadecanal	(» palmitică)	C ₁₅ H ₃₁ .CH. O	58°,5	192°	(la 22 mm.)

Principalele proprietăți ale alchidelor sunt următoarele:

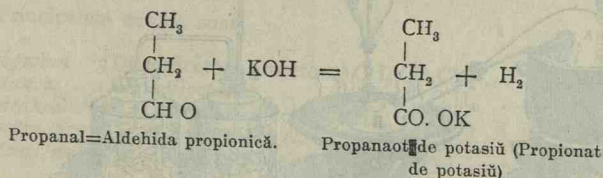
1. Alhehidele dau alcoolii prin hidrogenare:



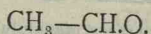
2. Prin oxidație aldehydele dau acizi:



3. Acelaș lucru se produce prin acțiunea hidraților alcalini:



Etanal = Aldehidă acetică

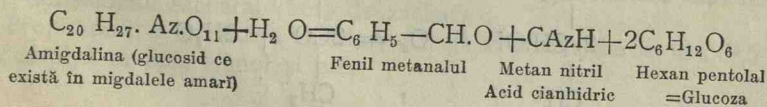


Istoricul. Etanalul (Aldehida etilică) a fost preparat deshidrogenând prin oxidație alcoolul (*alcohol dehidrogenatum*).

Se prepară în cantități mari oxidând etanolul (alcoolul prin $\text{Cr}_2 \text{O}_7 \text{K}_2$ și $\text{SO}_4 \text{H}_2$. 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 ($\text{Cr}_2 \text{O}_7 \text{K}_2$) încălădită pe o baie cu apă.

Etanalul (Aldehida) d'împreună cu alte substanțe, cari se formează în același timp, trece prin vasul B și recitorul C. În acestea se condensă și se adună substanțele cu care este amestecată (precum e etanoatul de etil), iar aldehida se condensă în vasele D și E răcite prin gheață 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 amare), $\text{C}_6 \text{H}_5\text{—CHO}$, se prepară discompunând amigdalina prin apă:



Este corp uleios cu miros plăcut de migdale amare fierbe la 180° se disolvă în apă, etanol și metan oxi etan (eter).

Ea dă miros *țuicel* și *Kir-șului* (*rachiul de cireșe*).

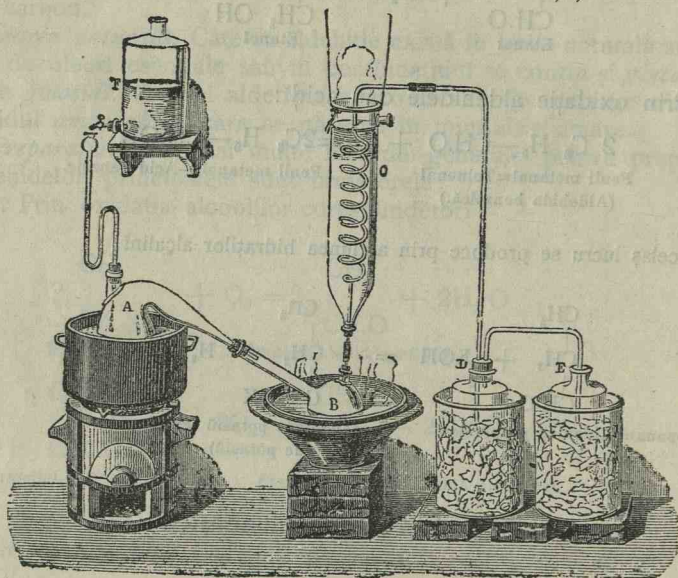
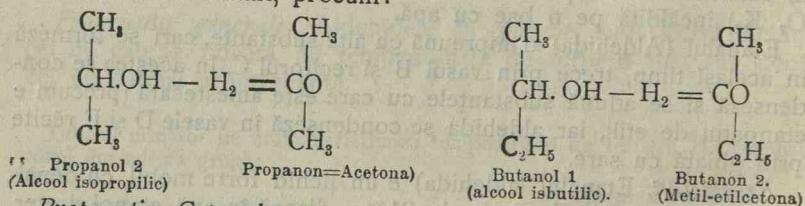


Fig. 118. Prepararea etanalului (aldehidei).

Cetone

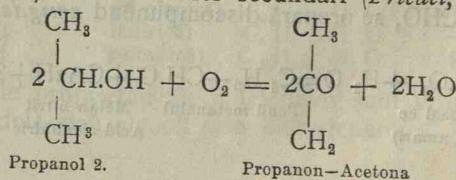
Cetonele sunt corpuri care se formează prin deshidrogenarea alcoolilor secundari. Numele lor se formează, din acel al hidrocarburei, terminat cu sufixul *On*. Când e o dublă cetona, se adaugă sufixul *dion* și așa mai departe *trion*, etc.

Acastă deshidrogenare se face scoțând $2H$ din grupul $=CH.OH$ al alcoolilor secundari, precum:

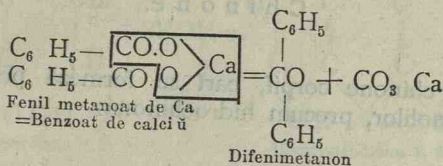


Preparația. Cetonele se prepară:

1. Prin oxidațiunea alcoolilor secundari (*Friedel*, 1858);



2. Prin distilarea sărurilor de calciu ale acizilor organici:



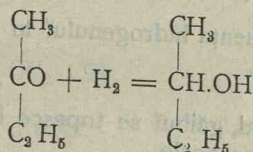
Proprietăți generale. Cetonele sunt corpuri lichide și solide, la care se observă aceeași creștere regulată a temperaturii fierberii, ca și la aldehyde, alcooli și hidrocarburi.

Principalele cetone sunt:

		Temperatura	
		Topirei	Fierberii
Propanon	(Dimetilcetona=acetona) CH_3COCH_3	—	56°5
Butanon	(Metililcetona) $\text{CH}_3\text{CO.C}_2\text{H}_5$	—	81°
Pentanon 2	(Metilpropilcetona) $\text{CH}_3\text{CO.C}_3\text{H}_7$	—	103°
Pentanon 3	(Dietilcetona) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{CO}$	—	101°
Difenil metanon	(Difenilcetona) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{CO}$	48°—49°	295°

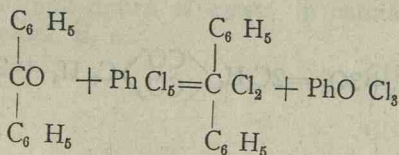
Dintre reacțiunile cetonei principale sunt următoarele:

1. Prin hidrogenare cetonele dau alcooli secundari:



Butanon (Metililcetona). Butanol 2 (Alcool isobutolic).

2. Cu Ph Cl_2 , oxigenul cetonei este înlocuit prin clor, întocmai ca la aldehyde:



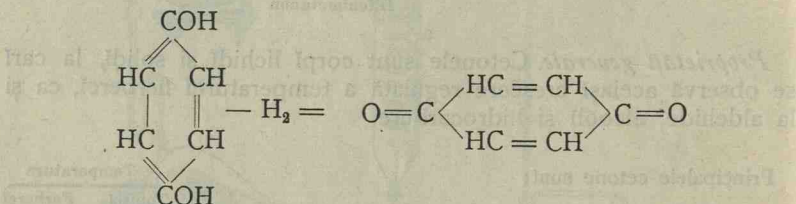
Difenil metanon (Difenilcetona). Difenilmetan diclorat. Oxidul de fosfor.

Propanona= Acetona $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, a fost preparată prin destilarea 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.

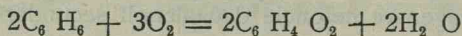
Se numesc chinone corpui, cari se forméază prin deshidenarea paradifenolilor, precum hidrochinona:



Maî însemnată în această grupă este: *Chinona benzenului*.

Preparația. Afaă de metoda generală prin deshidenarea paradifenolului, s'a maî obținut chinona și în modul următor:

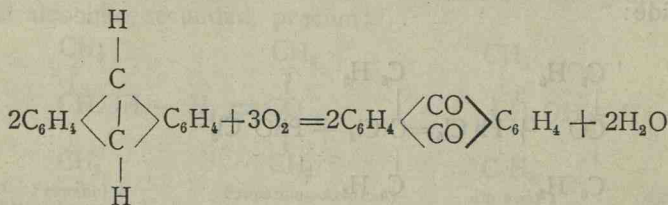
Oxidând benzenul:



Proprietăți. Sub influența hidrogenului în stare născând chinona dă iarăși hidrochinona.

Chinona e corp solid, gălbuî se topește la 116° și se subliméază în cristale prismatice ca acele.

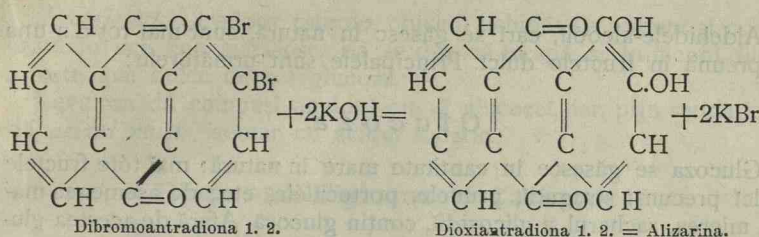
Antradiona = *Antrachinona*. Atracenu dă prin oxidațiune un compus numit antrachinona;



Antracen.

Antradiona
= Antrachinona

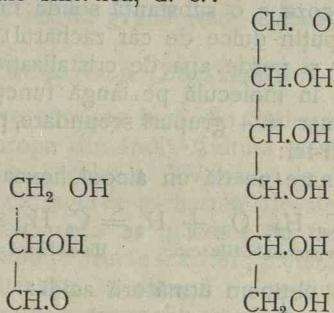
Antradiona e corp solid, cristalizat în ace galbene, se topește la 273°. Tratată cu Br sau SO_4H_2 dă derivați bisubstituiți în pozițiile 1.2. Acești derivați tratați cu potasă ne dau *dioxi-antradiona* (1. 2) numită *alizarina*, care are 2 grupuri cetonice și 2 grupuri fenolice în moleculă:



Acastă sinteză a fost făcută de *Græbe* și *Lieberman* (1869). Alizarina există în rădăcinile de garanță, (roibă) din care s'a extras multă vreme înainte de preparăția ei sintetică, roșul de garanță. Ea e o materie colorantă foarte căutată, cristălisază 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 violetă și negre.

Corpi cu funcțiuni mixte.

Aldehyde-alcoolii. Se găsesc în natură numeroși corpi cari au în molecula lor grupuri alcoolice și aldehyde în același timp; unii au fost obținuți și pe cale sintetică, d. e.:

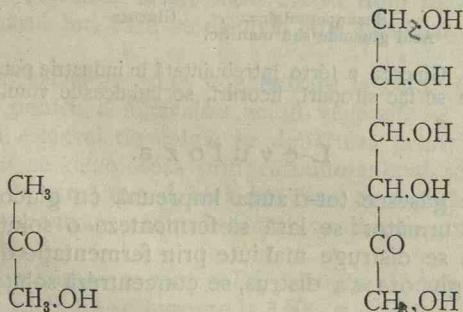


Propandiolal=Aldehida glicerică
(alcool primar, secundar și aldehida).

Hexan pentolal=Glucosa

(aldehidă, alc. primar și de 4 ori alc. secundar).

Cetone alcoolii se numesc corpi, cari au în moleculă grupuri alcoolice și cetone, unii dintre ei există în natură, alții au fost preparați prin sinteză, d. e.:



Propanolon=Alcool
piruvic (cetonă și alcool).

Hexan pentolon 2 = Levuloza
(cetonă, alcool primar și secundar).

Aldehidele-alcoolii, cari se găsesc în natură, sunt mai tot-d'a-una împreună în fructele dulci. Principalele sunt următoarele:

Gluc o z a.

Gluc o z a se găsește în cantitate mare în natură: mai toate fructele dulci precum: strugurii, prunele, portocalele, etc., de asemenea mănăna, mierea, zăchărul și glicosidii, conțin gluc o z a. Afară de acestea gluc o z a se mai găsește și în corpul animalelor precum și în urina persoanelor cari sufer de diabet zaharat.

Preparația. Gluc o z a se estrage din mustul strugurilor în modul următor:

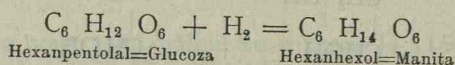
Mustul se filtrază, se decolorază cu cărbune animal, se concentrează prin evaporare și gluc o z a se depune în mase compacte cristaline. Aceste cristale se tratăză cu etanol rece, care le spală de urmele de levuloză pe cari le conțin.

De regulă, gluc o z a se prepară din zăchăr sau din amidon (scrobélă) care se fierbe cu acid sulfuric. Și celuloza pusă în aceleași condiții dă gluc o z a.

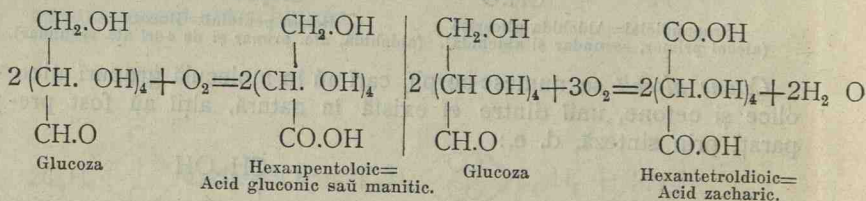
Proprietăți. Gluc o z a e o substanță solidă incoloră, cu gust dulce (de $2\frac{1}{2}$ ori mai puțin dulce de cât zăchărul). Ea se înmăie la 60° se topește la 86° și pierde apa de cristalizație la 110° .

Gluc o z a, 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 hexacid manita:



2. Prin oxidație obținem următorii acizi:



Întrebuințarea. Gluc o z a e foarte întrebuințată în industrie pentru a înlocui zahărul. Cu gluc o z a se fac siropuri, licoruri, se îndulcesc vinul etc.

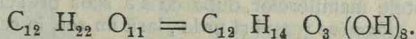
L e v u l o z a.

Levuloza, se găsește tot-d'auna împreună cu gluc o z a. Ea se prepară în modul următor: se lasă să fermenteze o soluțiune apăsă de miere. Gluc o z a se distruge mai iute prin fermentație de cât levuloza. După ce totă gluc o z a 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.

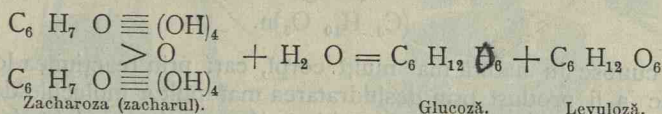
Levuloza dă compuși analogi cu ai glucozei, iar prin oxidațiune dă *acidul mucic* isomer cu acidul saharic.

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 cunósce încă din anticitate. *Alexandru cel Mare* l'a adus în Europa din Indiă. 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 cocenii de porumb, etc.

Preparația. Zacharoza se extrage din trestia de zahăr și din sfeclă. Din acésta se scóte suc^{ul} zacharat în modul următor:

a) Trestia este stórsă de suc^{ul} sêu fiind trecută între două cilindre metalice apropiate, car^{ile} se învîrtesc în sens invers.

b) Sfecele sunt tăiate prin aparate speciale în fâșii subțiri cu formă prismatică. Acestea, lăsate fiind cât-va timp în apă, da^u prin exosmoză zacharul lor, care se disolvă. Apa cu zahar este separată prin presă.

Aceste suc^{uri} zacharate sunt concentrate la cald și tratate cu hidrat de calci^u pentru a neutraliza aci^{di}i vegetali.

Se filtréză și excesul de calci^u se depărtéză printr'un curent de CO_2 . Soluțiunea se decoloréză prin cărbune animal, se avaporéză și se concentreză în urmă în vid, încăl^{di}tă fiind cu vapori sub presiune.

Soluțiunile concentrate, rēcitate în forme conice, depun zacharul sub forma de căpêțâni.

Proprietăți. Zacharoza e corp solid, cristalizat în prisme clinorombice (zachar candel). Ea se topesce la 160° , și e fôrte 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.

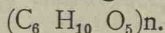
Lactoza.

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 redisolvate în apă și decolorate cu cărbune animal, dau lactoză curată.

Ea are un gust puțin dulce, și fermentând dă naștere acidului lactic care produce închegarea lăptelui.

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.

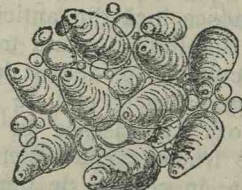
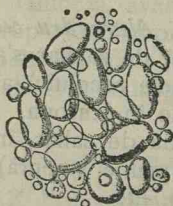


Fig. 119. Amidon. Fig. 120. Feculă (amidon din cartofi). Fig. 121. O celulă de amidon umflată și crăpată prin apă.

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 putrească, 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 sdrobesce 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 ia 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 (macaróne, 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.

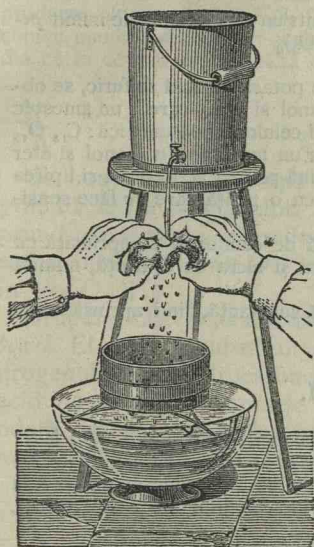


Fig. 122. Prepararea amidonului.



Fig. 123. Prepararea feculei.

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*.

Acidul sulfuric diluat, transformă amidonul în glucoză. Coca de amidon se colorază în albastru cu cantități mici de iod. Această colorare dispare când o încălțim și reapare când o răcim. *Dextrina*, se prepară, după cum am vădut mai sus prin deshidratarea amidonului său prin încălțirea lui la 170° — 200° . Ea e o substanță solidă, solubilă în apă, dând o soluțiune cleioasă numită *ciriș*.

Dextrina fiartă cu acizi diluați dă glucoza.

Celuloza.

Celuloza este substanța care formeză scheletul vegetalelor.

Celuloza se găsește în stare destul de curată în mēduva de soc, în bumbac, etc. Ea se prepară ferbēnd așchi de lemn cu o soluțiune apōsă 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 mai multe ore, o transformă în glucoză.

Celuloza, muiată în acid sulfuric concentrat și spēlacă imediat în

apă dă *hidroceluloza*: $(C_6 H_{10} O_5)_2 + H_2 O$, numită și *pergament vegetal*.

Acésta este o substanță translucidă, mai tenace de cât hârtia.

Acidul azotic concentrat transformă celuloza într'un eter hexanitric numit *piroxil*, a cărui formulă este: $C_{12} H_{14} O_4 (O. Az O_2)_6$.

Acésta snbstanță 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: $C_{12} H_{16} O_6 (O, Az_2O)_4$ și celuloza pentanitrică: $C_{12} O_{15} (O. Az O_2)_5$. 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 fermentarea 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 vădut și în acest caz că zaharul din lapte (lactoza) dispare și e înlocuit prin propanoic (acid lactic).

Acelaș acid lactic se produce la facerea borșului din țărâte 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.

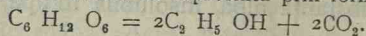
De asemenea ori-ce substanță organică (lemn, cadavre, etc.) putrezesc eliminând: amoniac, hidrogen sulfurat, CO_2 și $H_2 O$. Tóte aceste transformări se numesc *fermentațiuni*.

Cauza lor a fost cunoscută de curând. *Pasteur* încă de la 1859 a dovedit că în tóte 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'au 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 excretăză etanol (alcool etilic) și CO_2 . Ea este cauza principală a fermentațiunei alcoolice, prin care se obține vinul, berea, țuica, rachiurile, romul și tóte băuturile spirtóse fermentate.

La facerea pâinei, când aluatul dospesce, se petrece tot o fermentație alcoolică. Drojdia introdusă în aluat, prin învertină, 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).

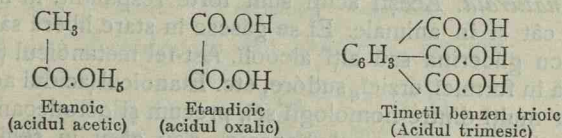
Fermentațiunea lactică, se produce printr'un ferment special *mycoderma lactis* care desface mai întâiu lactoza în galactosă și glucoză și pe acestea în propanoic (acid lactic). Odată cu formarea propanoicului în lapte, caseina (cașul) se îngheță și se produce lapte acru.

Fermentațiunea putredă, prin care se descompun substanțele azotoase, dând ca produse ultime: Az , H_2 , 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 în $-\text{CO.OH}$) sau a înlocui H prin OH în grupul aldehydic ($-\text{CO.H}$ se transformă în $-\text{CO.OH}$).

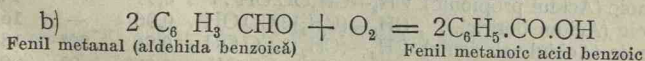
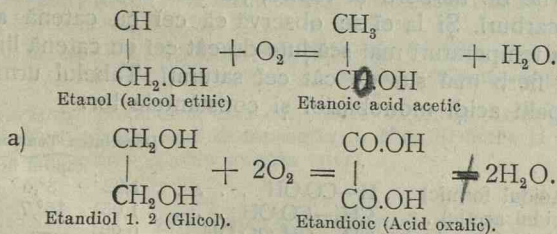
Grupul $-\text{CO.OH}$, caracterisează funcțiunea acidă și se numește *carboxil*. El poate fi substituit odată sau de mai multe ori în locul hidrogenului din hidrocarburele aciclice sau ciclice. Pentru a numi un acid ne servim de numele hidrocarburei, terminat prin sufixul *oic* odată, ori de mai multe ori, după cum carboxilul se repetă de mai multe ori d. ex.



Bazicitatea acizilor se socotesc după numărul carboxililor, ce se află în molecula lui; ast-fel acidul acetic (cu un CO.OH este *monobasic*, acidul oxalic (cu 2COOH) *bibasic*, acidul trimesic *tribasic*, etc.

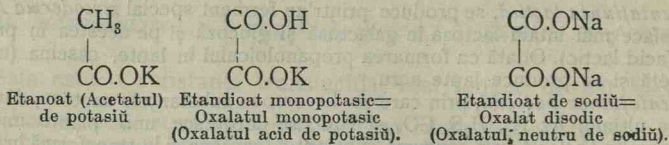
Preparația. Metodele generale, prin care se prepară acizii sunt foarte numeroase; principalele sunt următoarele:

I. Prin oxidația grupurilor alcoolice primare *a* și a grupurilor aldehydice *b*:



Proprietăți. Intre reacțiunile acizilor cele mai principale sunt următoarele:

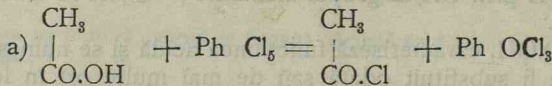
I. Cu bazele ei pot da săruri acide, neutre sau baze:



Tot ast-fel cu alcoolii dau eteri acizi sau neutri: d. e.



2. Pentaclorura de fosfor înlocuiește OH dintr'un acid prin clor;



Etanoic (acid acetic).

Clorura de etanol (acetil).

Oxi-clorura de fosfor.

Acizii monobazice.

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 octodecenoicul (oleic). Fenil metanoicul (acidul benzoic) există în smirnă și urinele ierbivorilor.

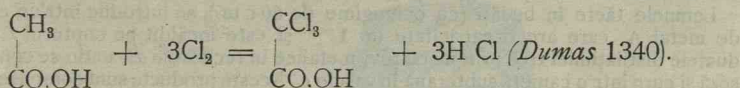
Proprietățile generale. Acizii monobazici prezintă aceleași relațiuni între temperaturile de fierbere și topire, pe cari le-am observat la alcoolii și hidrocarburi. Și la ei se observă că cei cu catenă arborescentă fierb la temperaturi mai scădute de cât cei cu catenă liniară și cei nesaturați fierb mai sus de cât cei saturați. Tabelul următor ne arată principalii acizi monobazici și constantele lor:

		Densitatea		Temperatura	
				topirei	fierberei
l i n i a r	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	—

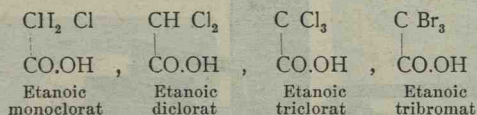
acizi carboxilici	Metil 2 Propanoic (Acidul isobutiric) $(CH_3)_2=CH-COOH$. 0,95 — 155°
acizi monocarboxilici	Octodecenoic (Acidul oleic) $C_{18}H_{34}O_2$ — 14° —
acizi dicarboxilici	Fenil Metanoic (1) (Acidul Benzoic) $C_6H_5-CO.OH$ 1,29 120° 240°

Intre proprietățile chimice ale acestor acizi mai însemnate avem următoarele :

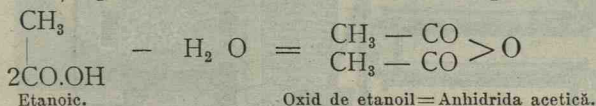
1. Clorul, bromul și iodul se pot substitui în locul hidrogenului legat de carbon. Reacțiunea se face în modul următor :



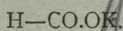
Ast-fel se cunosc corpi următori:



2. Acizii prin deshidratare dau *anhidride*, precum :

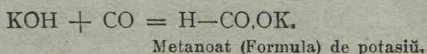


Metanoicul = Acidul formic.



Istoricul. El a fost desoperit 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).

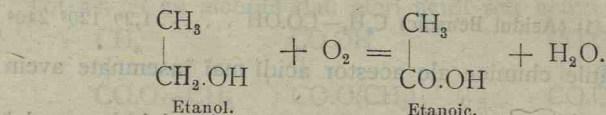
Etanoicul = Acidul acetic.

Istoricul. El a fost găsit în oțet (*vinum acidum*).

Preparația. Afară de sintezele generale descise mai sus, se prepară etanoicul prin metodele următoare :

(1) Sau 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 oxidază 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 încălzit pe coptorul f. Productele distilaţiunei trec prin nisce ţevi metalice în răcitorele B, unde se condensază şi curg într'o cameră subterană în vasele C. Aceste produse sunt compuse din :

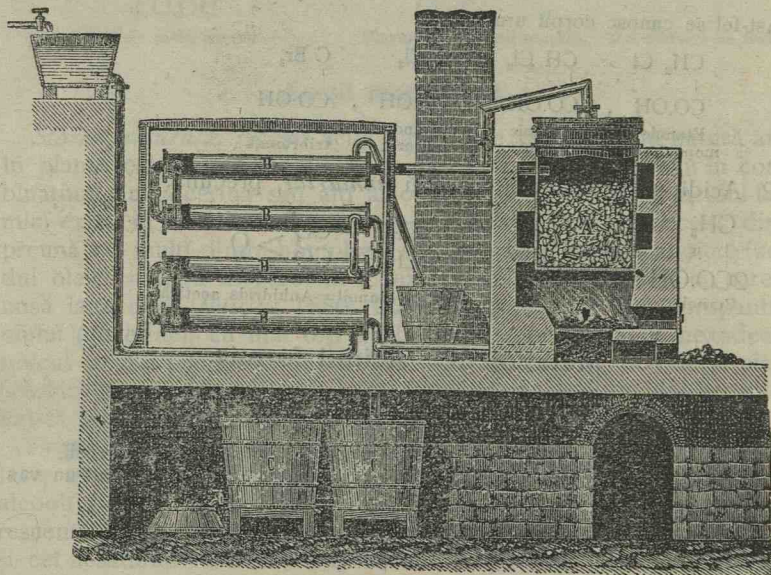


Fig. 124. Prepararea acidului piroligos.

Gaze	27 — 30	la 100 kgr. lemne
Apă acidă	23 — 30	» » » »
Smolă	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 aproape identice cu cele de la distilarea cărbunilor de pământ. 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)

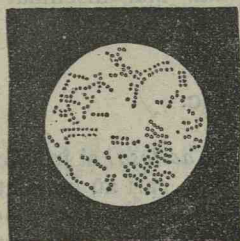


Fig. 125. *Micoderma aceti*.

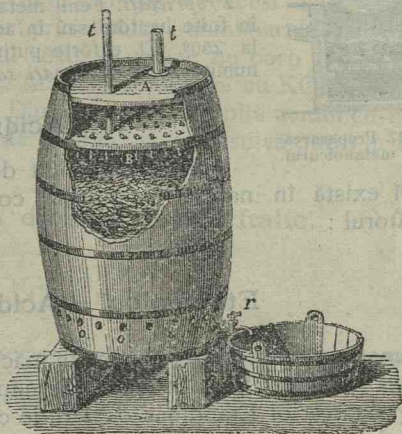


Fig. 126. Prepararea oțelului din etanol (alcool).

Intr'un butoiu (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 cînsună 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 topesc la 17°.

Etanoicul dă numeroase săruri cu metalele numite *Etanoați (acetați)*, cari se întrebuințază 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).

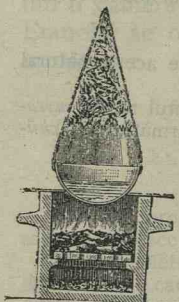
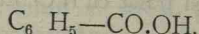


Fig. 127. Prepararea Fenil metanoicului.

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 metanoicul (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*).

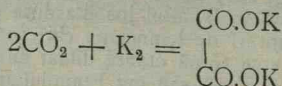
Acidii bibazici.

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, cari au jumătate din greutatea lor Etandioat (oxalat) de calciu. Câte odată, în stări ne-normale, urina conține atât de mult etandioat de calciu, în cât acesta se depune în bășică, dând naștere la *calculi* sau pietre.

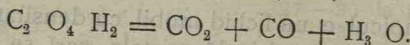
Preparația. Sinteza din elemente a etanoicului (acidului oxalic) s'a făcut trecând CO_2 asupra potasiului.



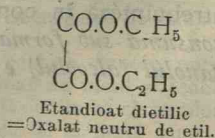
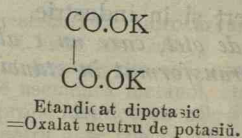
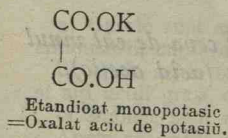
Etandioat dipotasie
= Oxalat de potasiu.

În cantități mari se prepară în industrie încăldind rădătura de lemn cu KOH la 200° pe table de tuci.

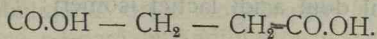
Proprietăți. Etandioicul nu poate da anhidridă prin deshidratare (cu $SO_4 H_2$), pentru că se descompune cu ușurință în modul următor :



El poate da două feluri de săruri și eteri :



Butandioic = Acidul succinic.

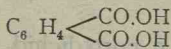


El a fost descoperit la 1550 de *Agricola* în succin (chihlibar), care l'a numit «*sal succinae volatila*». Se găsește foarte răspândit în natură, în chihlibar, reșina brașilor, etc. Absintul, lăptucile, sângele și urina oamenilor conțin mici cantități de acest acid.

El se prepară în cantități mari prin distilația chihliarului pulverizat într-o retortă (fig. 47). În vasul răcit se culege un corp uleios, care conține cristale de butandioic. Acestea se dizolvă cu KOH, formându-se butandioatul de potasiu. Dîu acesta se precipită acidul cu HCl.

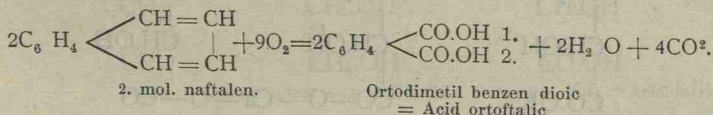
El se topește la 180° , distilă la 235° și se disolvă puțin în eter.

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).

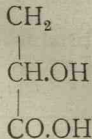
El se obține prin oxidațiunea naftalenului său a antracenului:



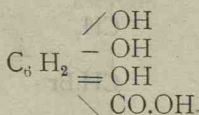
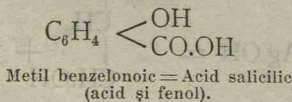
Ortodimetil benzen dioicul cristalisază în prisme scurte, solubile în apă caldă, etanol și etan oxi etan. El se topește mai sus de 200°.

Acizi alcoolici și acizi fenolici.

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 alcool prin grupurile alcoolice (primare, secundare sau terțiare) sau ca fenoli prin oxidările fenolică. Următorii corpi ne pot servi ca exemple :



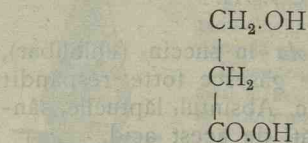
Propanol 2. oic = Acid lactic (acid și alcool secundar).



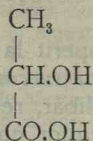
Metil benzentrialeic = Acid
galic (acid monobazic și fenol).

Propanol 2 oic = Acidul lactic.

Există următorii două acizi lactic isomeri:



Propanol 1 oic = Acidul lactic normal.



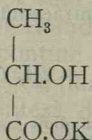
Propanol 2 oic = Acidul lactic de fermentație.

Cel d'întăiu nu s'a găsit până acum în natură și a fost obținut numai prin sinteză.

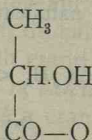
Propanol 2 oic = Acidul lactic de fermentație s'a găsit de *Scheele* în laptele acru. El e foarte răspândit în natură. Se găsește în mușchi, sânge, urină, lacrimi, salivă, fiere. suctul gastric, etc. În suctul gastric se găsește mai cu seamă în tinerețe. Tote varietățile de lapte acru, borșul, zema de 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 propanoloați (*lactați*), ca:



Propanaloat (Lactat) de potasiu.

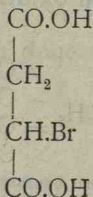


Propanaloat (Lactat) de calciu.

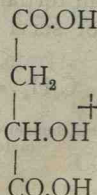
Butanol dioic = Acidul Malic.

El a fost descoperit de *Scheele* la 1785. Se găsește alături de acidul oxalic, citric, tartric și tanic în numeroase plante și fructe precum în: mere, cireși, fragi, bobe de soc, lăptucă, tutun, bobe de sorb (surbus aucuparia), etc.

Preparația. Prima sinteză a acidului malic a fost făcută tratând butanol dioic bromat cu hidratul de argint:



Butanol dioic bromat
= Acid bromosuccinic.

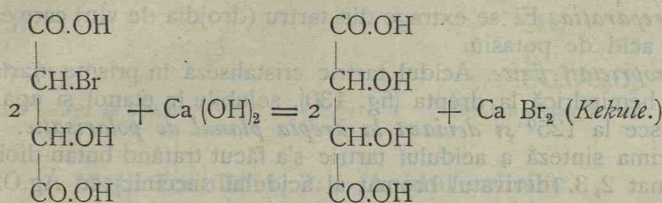


Butanol dioic
= Acid malic.

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):

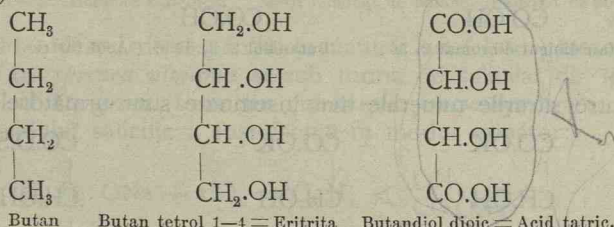


Butanol dioic bromat.

Butandiol dioic = Ac. 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).



Butan

Butan tetrol 1-4 = Eritrita

Butandiol dioic = Acid tartric.

De fapt se cunosc patru corpi, cari corespund la formula de mai sus a acidului tartric:

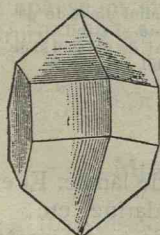


Fig. 128. Cristale de tartru.

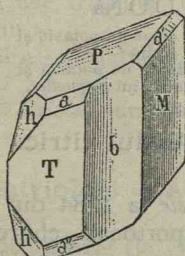


Fig. 129. Acid tartric levogir.

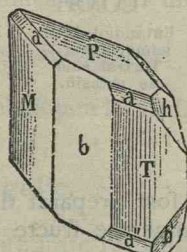


Fig. 130. Acid tartric dextrogir.

Acidul tartric *dextrogir* (1).

» » *levogir*
» » *inactiv*

(1) Dextrogir = care duce la dreapta raza luminei polarizate.

Levogir = » » » stânga » » »

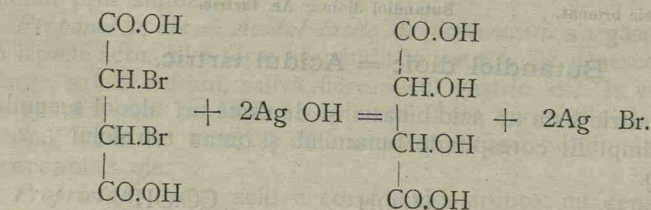
La acestea se mai adaugă acidul paratartric sau *racemic*, inactiv, rezultând din amestecul unei molecule dextrogire cu una levogiră.

Acidul tartric ordinar (dextrogir) există destul de răspândit în natură în: struguri, seva viței, gorun, ananas, pădărie, garanță, cartofi, napi, etc.

Preparația. El se extrage din tartru (drojdia de vin) care este tartrat acid de potasiu.

Proprietăți fizice. Acidul tartric cristălisază 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.

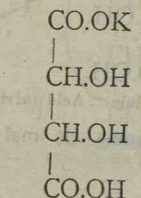
Prima sinteză a acidului tartric s'a făcut tratând butan dioicil dibromat 2, 3. (derivatul bromat al acidului succinic) cu Ag.OH:



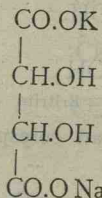
Butan dioicil dibromat 2, 3.

Butandiol 2, 3. dioic = Acid tartric.

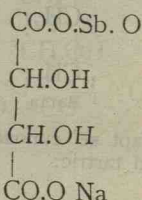
Între sărurile minerale mai însemnate sunt următoarele:



Butandiol dioat
monopotasic =
Tartrat acid
de potasiu.



Butandiol dioat de potasiu și
sodiū =
Tartrat dublu de potasiu și
sodiū (sarea lui *Seignette*).



Butandiol dioat de po-
tasiu și stibil =
Tartrat de potasiu și de
stibil (emeticul).

Acidul citric.

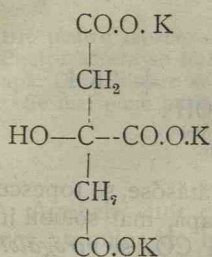
A fost preparat de *Scheele* la 1784 din sucii de lămâie. El există în numeroase fructe acide: portocale, chitre, mandarine, etc.

Din sucii acestor fructe se extrage acidul citric transformându-l în citrat de calciu, și descompunându-l pe acesta cu SO_4H_2 .

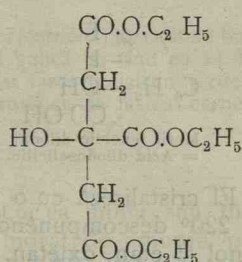
Proprietăți. Acidul citric cristălisază în prisme romboidale mari cu o moleculă de apă și se topește la 100° . El se disolvă în 4 părți apă și e puțin solubil în etanol.

Acidul citric este tribazic și monoalcoolic. El formează numeroase săruri și eteri numiți *citrați*.

Se cunosc săruri și eteri de forma următoare:



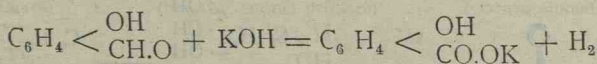
Citratul neutru de potasiu.



Citratul neutru de etil.

Metil fenolic 1, 2. = Acidul salicilic.

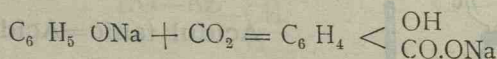
Dintre cei trei acizi metil fenolici cunoscuți, cel mai important e acidul *salicilic*. El a fost obținut tratând cu KOH metil fenolul (aldehida salicilică).



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:

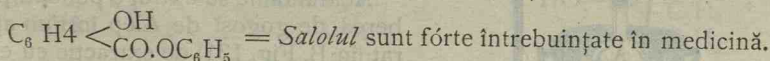


Fenat de sodiu.

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:

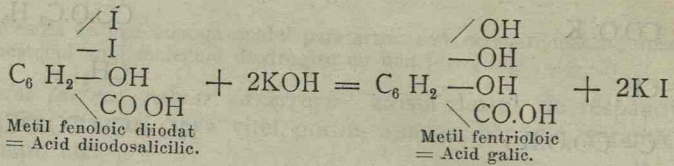


Metil fentrioloic = Acidul galic.

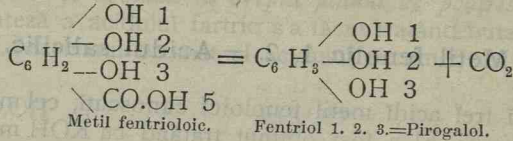
El a fost descoperit de *Scheele* (la 1785). Este foarte răspândit în natură în numeroase plante, d. e.: în cojile de măr și capsulele de *quercus aegylops*, etc.

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.

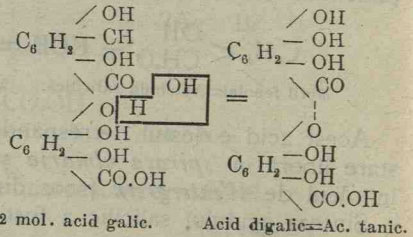
Sinteza lui a fost făcută plecând de la metil fenolul diiodat (acidul diiodosalicilic), care se obține din acidul salicilic și iod:



El cristalisază cu o moleculă de apă în ace mătăsoase, se topește 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.



Încălzit cu PhO Cl₃ la 130° se eterifică dând acidul digalic.



Acidul tanic=Acidul digalic.

El a fost descoperit de *Löwis* în secolul trecut, în coja de stejar, unde se găsesc până la 13%. Gogoșile de ristic și în specie cele de *Alep* (*gal-lae turcicae*) conțin până la 62 %.

Acidul tanic se extrage punând pulberea 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 albumi-nose și este foarte astringent.

Întrebuințarea, El se întrebuințează în indu-

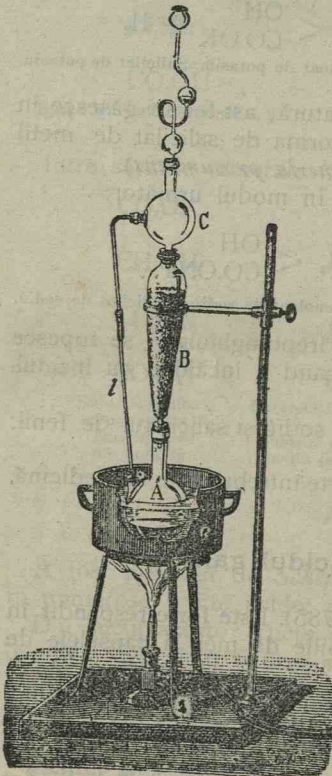


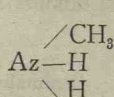
Fig. 131.—Aparat de extracție.

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 soluțiunei 500 gr. sulfat feros (calaican verde).

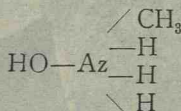
Se mai pune puțină gomă arabică și zăchar pentru a se da lustru cernelei.

Aminele.

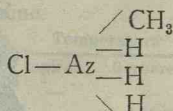
Aminele sunt corpuri, care rezultă prin înlocuirea unuia sau tuturor atomilor de hidrogen din amoniac sau hidrat de amoniu prin radicalii mono sau polivalenți ai hidrocarburelor. După numărul substituirilor făcute în moleculă, aminele se numesc, *primare, secundare* sau *terțiare*, d. e.



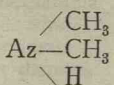
Metilamina
(amină primară)



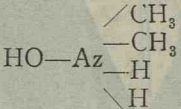
Hidratul de metilamoniu
(hidratul aminei primare)



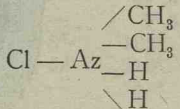
Clorur de metilamoniu
(clorura aminei primare).



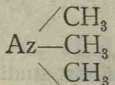
Dimetilamina
(amină secundară).



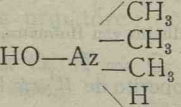
Hidratul de dimetilamoniu
(hidratul aminei secundare).



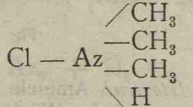
Clorura de dimetilamoniu
(clorura aminei secundare).



Trimetilamina
(amină terțiară).

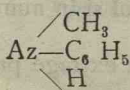


Hidratul de trimetilamoniu
(hidratul aminei terțiare).

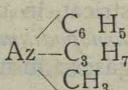


Clorur de trimetilamoniu
(clorura aminei terțiare)

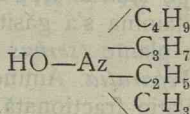
Radicalii substituiți pot fi și deosebiți, d. e.:



Fenil metilamina



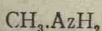
Fenil propil metilamina



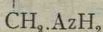
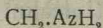
Hidratul de butil-propil
etil-metil amoniu.

Acești corpi se mai numesc și monoamine, fiindcă molecula lor se formează din o moleculă de amoniac. Se cunosc și corpi care se formează din două sau mai multe molecule de amoniac prin faptul că hidrocarbura întrebuințată este bivalentă sau polivalentă, acești corpi se numesc *diamine, triamine*, etc.

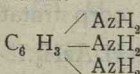
Monoamine:



Diamine:



Triamine



Metanamina=Metilamina. Etandiamina 1. 2. Benzen triamina=Feñilenil triamina (1).

(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)' înlocuiește OH alcoolic sau fenolic, pentru a da naștere la amine.



Fig 132. August Wilhelm von Hofmann, 1818–1892.

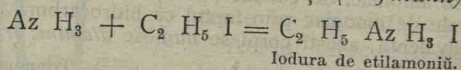
Istoricul. Aminele au fost descoperite de Würtz la 1849. Ele au fost studiate în special de Würtz și Hofman (1850).

Starca naturală. Aminele se găsesc în mare cantitate în produsele de distilație ale materiilor azotate (córne, carne, alcaloiđi, etc.). În secul de pe lâna oilor, s'a găsit metilamina și trimetilamina. Tot ast-fel trimetilamina s'a găsit în peștele stricat, în urinalele omului și în numeroase plante (*sorbus aucuparia*, *chenopodium*).

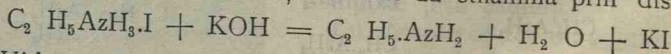
Preparația. Aminele, cari se găsesc în natură se pot extrage prin distilație fracționată.

Între metodele sintetice, prin cari se prepară aminele, mai însemnate sunt următoarele:

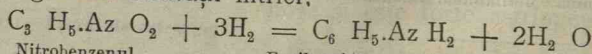
1. Tratatând amoniacul cu eterii haloidei (*Hofmann*):



Acest corp tratat cu hidrații alcalini dă etilamina prin distilare:



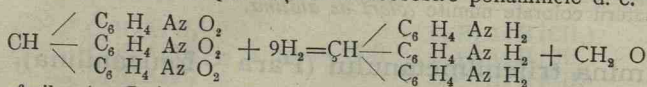
2. Hidrogenând derivații nitrici:



Nitrobenzenul

Fenil-amina = Anilina

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 corpi lichizi la temperatura ordinară și foarte volatili.

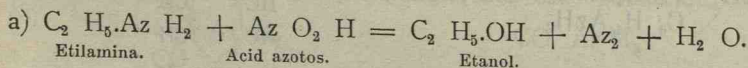
Temperatura lor de fierbere crește cu cât ne urcăm în seria homologilor adevărați, fiind mai înaltă pentru aminele hidrocarburilor ciclice.

Alăturatul tablou conține exemple de diferite feluri de amine.

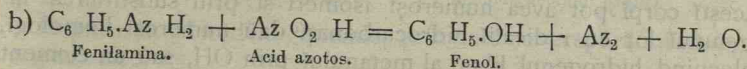
		Temperatura	
		topirei	fierberei
Metilamina	$\text{CH}_3\text{—Az H}_2$	—	—
Etilamina	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—Az H}_2$	—	18°,7
Propilamina	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—Az H}_2$	—	31°
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{=Az H}$	—	64°,4
Trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{=Az}$	—	9°,3
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:

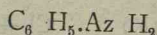
1. Aminele primare, fie ele mono sau di-amine, etc., tratate cu $\text{Az O}_2 \text{H}$ dau reacțiunea următoare:



Tote aminele obținute cu hidrocarburi ciclice dau fenoli prin această reacțiune:

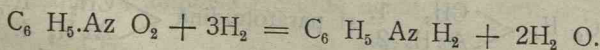


Fenilamina = Anilina.



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 fer și acid clorhidric.

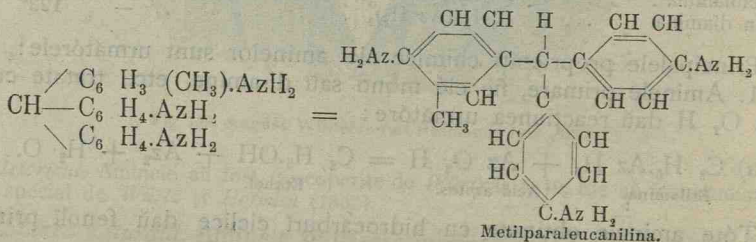
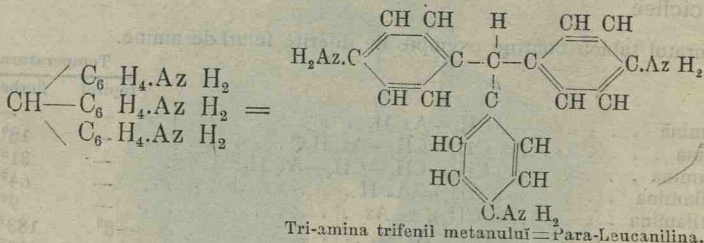
Proprietăți. Anilina e un lichid incolor, cu miros slab caracteristic. Ea se topește la — 18° și ferbe la 183°.

Este foarte puțin solubilă în apă, ușor solubilă în etanol și etan oxietan.

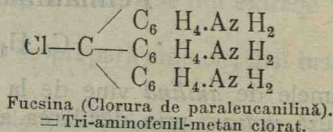
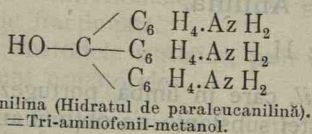
Intrebuintarea. Anilina și câți-va din homologii săi sunt bazele unei serii întregi de materii colorate numite *colori de anilină*.

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:

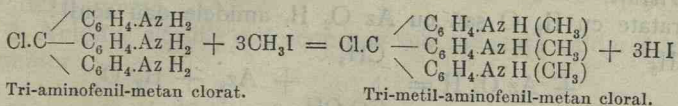


Rozanilina se naște prin oxidația unui amestec de anilină, ortotoluidină $\text{C}_6 \text{H}_4 \begin{array}{l} \diagup \text{CH}_3 \\ \diagdown \text{Az H}_2 \end{array}$ 1. și paratoluidină $\begin{array}{l} \text{CH}_3 \\ \diagdown \text{Az H}_2 \end{array}$ 2. cu acid arsenic. Ea este o substanță cristalizată în ace sau lamele mici, se înroșește la aer și se disolvă în etanol și în apă caldă.

Tratată cu HCl dă fucsina.

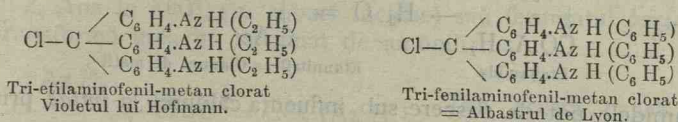
Fucsina, cristalisază în lamele de coloré verdue, cu luciū metalic. Este foarte solubilă în apă, pe care o colorază în roșu intens.

Violetul de Paris, a fost obținut tratând fucsina cu metanul iodat:



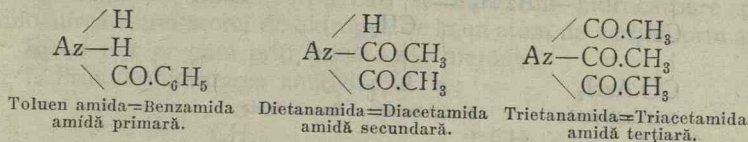
Când se ia $\text{C}_2\text{H}_5\text{I}$ în loc de CH_3I , se obține *violetul lui Hofmann* numit *Dahlia*.

Substituind 3 radicali fenili obținem *albastrul de fucsina* numit și *albastrul de Lyon*:

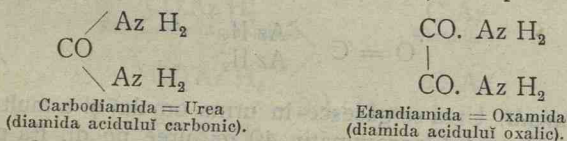


Amidele.

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.:

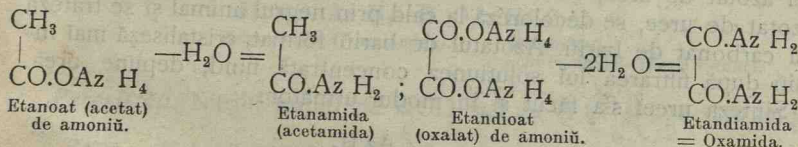


Acizi polibazici (carbonic, etandioic, etc.) dau poliamide:

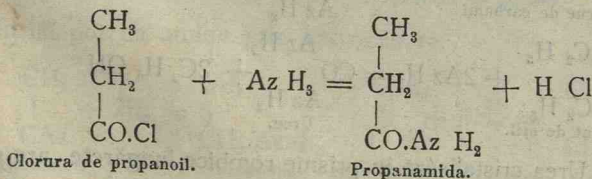


Preparația. Metodele generale, prin care se prepară amidele, sunt următoarele:

1. Deshidratând sărurile de amoniu ale acizilor mono sau polibazici.

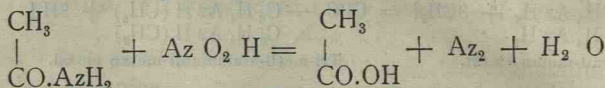


2. Tratând cu amoniac clorurile acide sau eterii acizilor:

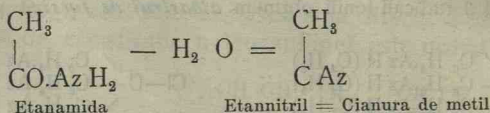


Proprietăți.

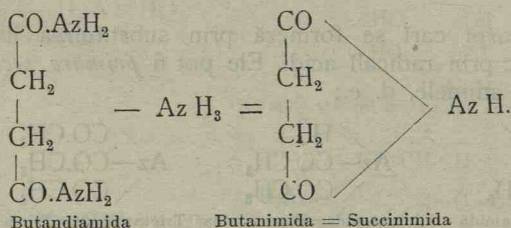
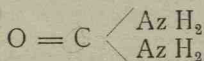
1. Tratate cu H_2O sau cu AzO_2H , amidele dau acizi:



2. Prin deshidratare dau nitrili:



3. Diamidele pot da naștere sub influența căldurii la *imide*, prin pierderea unei molecule de amoniac:

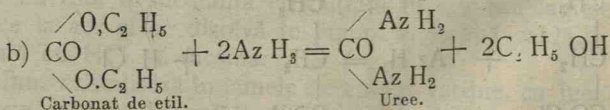
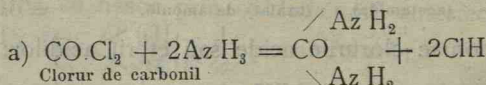
**Carbodi-amida = Urea.**

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.

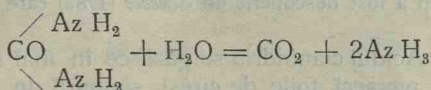
Sinteza ureei s'a făcut și în modul următor:



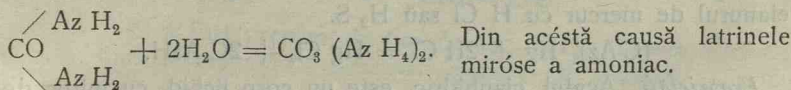
Proprietăți. Urea cristalizează în prisme rombice lungărețe, are gus-

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:



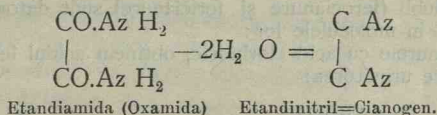
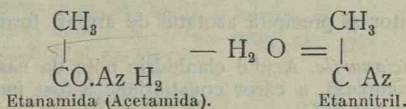
2. Apa la 140° (în tuburi închise) sau fermentul *bacillus ureae* transformă urea în carbonat de amoniu:



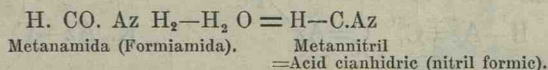
Nitrili.

Se numesc nitrili, corpi care se nasc din hidrocarbure prin înlocuirea a trei atomi de hidrogen de la un atom de carbon prin azot. E' se pot prepara prin următoarele metode:

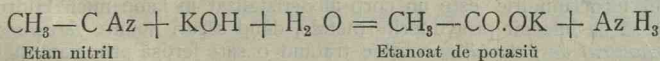
1. Prin deshidratarea amidelor, d. e.:



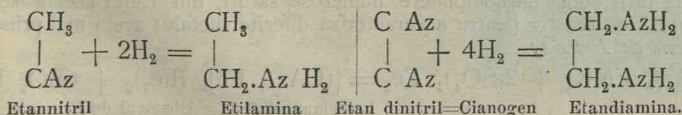
Din acestea se poate vedea că prima amidă posibilă, metanamida (formiamida), ne-ar da prin deshidratare corpul următor, numit *acid cianhidric*:



Proprietăți. Nitrili tratați cu KOH sau cu H Cl și apă dau acizi.



Nitrili pot da amine prin hidrogenare.



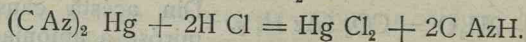
Metan nitril Acidul cianhidric.

HC Az.

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, zarzăr, cireșe, migdale amare și în rădăcina de *iatropa maniho*. Țuica, ratafia, kirșul, conțin mici cantități de acid cianhidric.

Preparația. El se prepară discompunând amigdalina saú tratând cianurul de mercur cu H Cl saú H₂ S.



Proprietăți. Acidul cianhidric este un corp lichid, cu miros de migdale amare și foarte otrăvitor. El ferbe la 26°,5 și se solidifică la — 15°.

Aprins fiind, arde cu o flacără albastrue violetă.

Cu metale dă numeroase săruri, (prin înlocuirea hidrogenului sētu) numite *cianure*, cari se asemănă mult cu sărurile haloide.

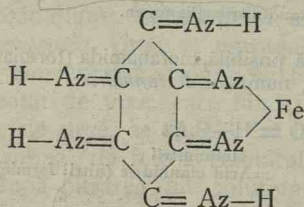
Cianurul de potasiu = *Metan nitrilul potasic*, AzCK, cristalisează în cubi și se topește la roșu. Soluțiunea lui este alcalină și se transformă cu timpul în metanoat (formiat).

El este foarte otrăvitor și precipită azotatul de argint, formând cianurul de argint.

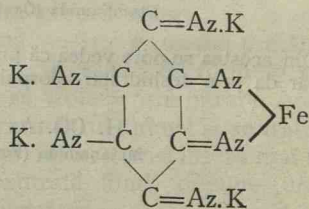
Ferocianurile și fericianurile. Acidul cianhidric pôte da nascere prin polimerizare, la corpi mai complexi, a căror constituțiune a fost indicată de *Friedel* de la 1887, numiți *cianuri dubli*.

Acești cianuri dubli (ferocianure și fericianure) sunt datoriti prezenței acidului ferocianhidric în moleculele lor:

Tratând ferocianurile cu acid clorhidric, obținem acidul ferocianhidric, a căru constituție este următoarea:



Acidul ferocianhidric

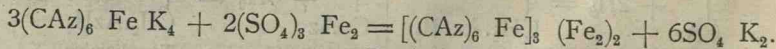


Ferocianurul de potasiu.

Acidul ferocianhidric este un corp alb cristalizat în lame mici. Hidrogenul lui pôte 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: (C Az)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.

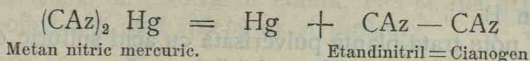
Ferocianurul feric e un corp albastru, numit *albastru de Prusia*, foarte întrebuințat în văpsitorie.

Întrebuințarea. Ferocianurul de potasiu se întrebuințează ca reactiv în laborator din cauză că dă precipitate sau colorațiuni caracteristice cu numeroase metale. Nici unul dintre acești corpi nu este otrăvitor, ceea-ce dovedește 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), discompunând prin căldură metan nitrilul mercuric (cianurul de mercur):



Etandinitrilul = Cianogenul, e un corp gazos, se licheface la -25° .

El fierbe la -21° și cristaliză la -34° . Este foarte otrăvitor și arde cu flacără roză. Trecut peste potasiu încălzit într-o țevă, dă cianurul de potasiu.

Soluțiunea lui apăsă, lăsată la lumină, se înegrește; 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 (alcaloidi naturali), în animale (leucomaine), în timpul putrezirii materiilor organice (ptomaine) și prin sinteză în laborator (alcaloidi 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-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., substituite în catenele ciclice ce au și azot.

Starea naturală. În numeroase plante se găsesc unul sau mai mulți alcaloidi, adesea combinați cu taninul său cu corpi analogi acestuia.



Fig. 133. Extragerea alcaloizilor.

În lichidele otrăvitoare, secretate de diferite animale: șerpî, scorpiî, etc., precum și în lichidele putredirii cadavrelor, există numeroase leucomaine și ptomaine în stare liberă sau combinate cu diferiți acizi.

Extragerea alcaloidilor. În genere, prepararea alcaloidilor naturali se face în două moduri:

1. Făcînd să lucreze asupra plantei pulverizate o bază puternică ca hidratul de calciu, care se combină cu acidul alcaloidului, pe cînd acesta este izolat prin diferiți disolvanți (benzen, metan triclorat, etc.), sau prin distilație dacă e volatil.

Se pòte face și în mic acéstă extracție, punînd 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 distilînd din vasul A prin tubul 1 și condensîndu-se în balonul C, de unde curge peste substanța din B.

2. Se mai pòte trata planta pulverisată cu acid sulfuric diluat, care forméză cu alcaloidul un sulfat solubil în apă.

Acéstă soluțiune izolată prin filtrare de restul pulberei, se tratéză cu KOH sau $\text{Ca}(\text{OH})_2$ pentru a se izola alcaloidul.

Alcaloidii 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'întîi se numesc și *alcaloidi volatili*, iar cei-l'alți *alcaloidi ficsi*.

Principalii alcaloidi volatili sunt următorii:

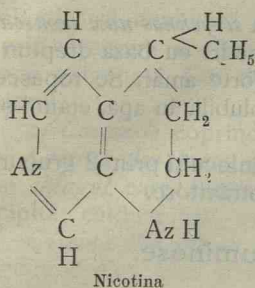
Piperidina	$\text{C}_6 \text{ H}_{11} \text{ Az}$	în <i>piper niger</i> (piper).
Conicina	$\text{C}_8 \text{ H}_{17} \text{ Az}$	din <i>cicuta virosa</i> (cucută).
Nicotina	$\text{C}_{10} \text{ H}_{14} \text{ Az}_2$	din <i>nicotiana tabacum</i> (tutun).
Cadaverina	$\text{C}_5 \text{ H}_{14} \text{ Az}_2$	} produse prin fermentația bacteriană a cadavrelor.
Putrescina	$\text{C}_4 \text{ H}_{12} \text{ Az}_2$	

Printre alcaloidii ficsi mai însemnați sunt:

Atropina 	$\text{C}_{17} \text{ H}_{23} \text{ Az O}_3$	din <i>atropa belladonna</i> (mătrăguna).
Aconitina 	$\text{C}_{33} \text{ H}_{13} \text{ Az O}_{12}$	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*, cristalisează în ace mătăsoase puțin solubile în apă, e solubilă în eter și mai cu seamă în etanol.

Ea este alcalină, cu gust amar și se combină ușor cu acizii.

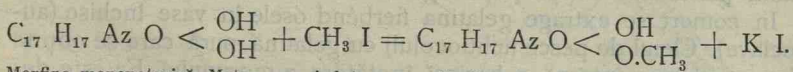
Atropina este foarte otrăvitoare, are proprietatea de a dilata pupila și produce uscăciunea în gât.

Piperina = $C_{17} H_{19} Az O_3$ a fost extrasă din piper. Ea este o substanță fără gust, cristalisează 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 cristalisează 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 poate 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 menometilică = Codeina.

Încăldită fiind, perde $H_2 O$ transformându-se în *apomorfina*: $C_{17} H_{17} Az O_2$ care se întrebuințează în medicină ca vomitiv.

Morfina e foarte otrăvitoare; antidotul ei este cafeaua.

Codeina sau metilmorfina cristalizează în prisme groase ortorombice, fuzibile al 150° solubile în eter. Ea se întrebuințează în medicină și e otrăvitoare.

Chinina se găsește d'impreună cu alți alcaloiți în speciile *Cinchona*, care cresc pe înălțimi de 1600^m.—2500^m. Cója acestor arbori conține aproape 1% chinină.

Chinina este o substanță amorfă, fără color și miros, cu gust amar, se topește la 177° . Cu acizii dă săruri solubile, între care mai însemnate sunt *sulfatii de chinină*.

Sulfatul bazic de chinină sau *sulfatul ordinar*, $C_{20} H_{24} (Az_2 O_2)$, $SO_4 H_2 + 7H_2 O$, cristalisează în ace prismatice fine mătăsoase, 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 întrebuințează 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'aă 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 aceea care se găsește în oșe.

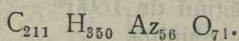
Ele se precipită prin etanol din soluțiunea apăsă dând o masă solidă transparentă, fără gust și fără miros. Dissolvate în apă caldă ele produc *pittia*. Taninul precipită gelatina din soluțiune, formând cu ea o combinație imputrescibilă: din cauza acesta se tăbăcesc cu tanin peile, cari conțin puțină gelatină.

În comerț se extrage gelatina fierbând oșele în vase închise (autoclave). Cleiul de pesce (ichtiocolul) cu gelatină pură care se obține din membrana internă a beșiceî 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 sgîrciuri și tendóne. Și ea produce piftie cu apa fierbinte, se deosebesce de primele prin faptul că ea se precipită din soluțiunea apăsă prin alaun (piatră acră) și săruri metalice.

2) *Substanțe albuminoase*, cari se împart 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 acidi, etanol și eter.

Albumina din serul sângelui numită *serină*, diferă puțin de cea d'întăi 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 acidi.

F I N E.



TABLA DE MATERIE

	PAG.
Introducere	3
Molecule. Atomî. Corpî simpli şi corpî compuşî	5
Asemănarea şi deosebirea între fizică şi chimie	6
Simbol. Formule şi ecuaţiuni chimice	7
Greutatea moleculară şi greutatea atomică	9
Valenţa atomilor	9
Combinaţiune şi descompunere	11
Analiză. Sintează	12
Legile combinaţiunilor chimice	12
Clasificarea corpilor simpli	14
Noţiuni relative la combinaţiuni	14
Chimia neorganică. Grupul I. Hidrogenul.	16
Grupul II. Familia I.	21
Clorul	21
Bromul	23
Iodul	24
Combinaţiunea halogenelor cu hidrogenul. Acidul clorhidric.	25
Familia II. Oxigenul	27
Oxigenul ordinar	27
Ozonul	30
Sulfur	31
Apa saû Protoxidul de Hidrogen	33
Apa oxigenată = Bioxidul de hidrogen	37
Hidrogenul sulfurat = Acidul sulfhidric	37
Bioxidul de sulf = Anhidrida sulfurósă	38
Acidul sulfuric	40
Acidul disulfuric (de Nordhausen)	42
Trioxidul de sulf = Anhidrida sulfurică	43
Familia III	43
Ázotul (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 arseni- cului cu sulful.	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 (Hidrargiul).	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 = Țițeiū)	116
Gazul de luminat	117
Compuși hidrocarburilor cu Cl, Br și I.	118
Hidrați hidrocarburelor (Alcoolii și fenoli).	119
Alcoolii.	120
Alcoolii monoacizi.	123
Alcoolii biacizi = Glicoli.	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
Glucosa. Levuloza	138
Bioze sau Biglucoze = Zacharoze. Zaharoza (Zacharul)	139
Lactoza. Alcoolii poliglucozici	140
Celuloza	141
<u>Fermentațiuni</u>	142
<u>Acizi</u>	143
Acizi monobazici	144
Metanoic = Acidul formic. Etanoic = Acidul acetic	145
Fenil metanoic = Toluenoic (Acidul benzoic). Acizi bibazici. Etandioic = Acidul oxalic	148
Butandioic = Acidul succinic. Dimetil benzen dioic = Acidul ftalic. Acizi. Alcoolii și acizi fenoli	149
Propanol 2 oic = Acidul lactic. Butanol dioic = Acidul malic.	150
Butandiol dioic = Acidul tartric	151
Acidul citric	152
Metil fenoloic 1. 2. = Acidul salicilic. Metil fentrioloic = Aci- dul galic	153
Acidul tanic = Acidul digalic	154
Aminele	155
Fenilamina = Anilina.	157
Triamina trifenilmentanului (Para-Leucanilina)	158
Amidele	159
Carbodiamida = Urea.	160
Nitrili	161
Metan nitril = cianhidric	162
Etandinitril = Cianogenul	163
<u>Alcaloidi</u>	163
Nicotina	164
Atropina. Piperina. Morfina. Codeina. Chinina.	165
Strichnina. Brucina.	166
Substanțe gelatinose și albuminoase	166

VERIFICAT
2017

