

M



ПБ6 481



610045485

COBISS ©





ЛУКА ТЕЛОВИЋ  
БЕОГРАД  
— — —  
LUKA CELOVIĆ  
BEOGRAD



Wg

512063837







Л. С. С.  
481

Лука Селовић

БЕОГРАД

Лука Селовић  
БЕОГРАД

УНИВ. БИБЛИОТЕКА  
И. Бр. 45745

# ХЕМИЈА

ЗА СРЕДЊЕ ШКОЛЕ

НАПИСАО

С. М. ЛОЗАНИЋ

---

БЕОГРАД

ШТАМПАНО У КРАЉ.-СРП. ДРЖАВНОЈ ШТАМПАРИЈИ

1895.







## ПРЕДГОВОР

---

Одвојен од школе и лабораторије, добих времена да моју давнашњу жељу остварим: да за наше средње школе напишем Хемију. У овој књижици износим на јавност тај мој рад.

При изради овог дела држао сам се истог реда и метода, кога сам се и у мојој Неорганској Хемији држао, а узео сам само оно, што је средњој настави потребно. Истог реда и метода држао сам се с тога: јер оно очигледно извођење хемиских закона из опита, ђацима је разумљиво потпуно; а оно предходно упознавање почетника са општим хемиским појмовима у засебном одељку не само да је лакше, јер се сасвим слободно и систематски извести може, већ је за разумевање специјалног дела и преко потребно. Размештање општег дела по специјалном делу има ту незгуду: што се много што шта у почетку учи без разумевања.

У органском одељку овог дела одступио сам од карбонидне систематике, по којој је моја Органска Хемија израђена, јер би иста завела младе ученике сувише далеко у лабиринат Органске Хемије, а ја сам се тога чувао нарочито. С тога сам се овде послужио простијом и прегледнијом систематиком хомологих редова. Истима је недоследност Органске Хемије наговештена, а обухваћене су само важније и простије врсте једињења, не улазећи у



#### IV

њихове измерије. Толко Органске Хемије довољно је, по мом мишљењу, средњој настави, јер даљи детаљи њени припадају стручним школама.

На примењену хемију и на тумачење хемиских појава природних обраћена је у овом делу већа пажња. Тиме се младићи, не само, знањем богате, већ им се и већа воља према науци отвара.

Између свију природних наука најтеже је, рекао бих Хемију спустити на ниво дечијег схватања. У колико је у овом уџбенику тај тешки задатак постигнут, видиће се на делу.

Београд, Септембра 1895 год.

С. М. Лозанић.



ЛУКА ЋЕЛОВИЋ  
БЕОГРАД  
LUKA ĆELOVIĆ  
БЕОГРАД

# ХЕМИЈА ЗА СРЕДЊЕ ШКОЛЕ

---

## ОПШТА ХЕМИЈА

— ← —

**Тело и материја.** *Телом* називамо све оно, што нашим чулима као нешто стварно осећамо. Тако васионска су тела: звезде, сунце, месец и земља; а земаљска су тела: животиње, биље, камење, вода и ваздух. Сем тога човек производи и разнолика вештачка тела, као: куће, лађе, жељезнице, мостове, кола, машине и т. д.

Оно из чега се тела састоје, зовемо *материја* (градиво, вештаство). Разна тела могу се састојати из исте, или из различите материје. Тако животиње, биље, камење, вода и ваздух јесу различита тела од различите материје; а сто, врата, кола и греда јесу различита тела, али од исте материје — од дрвета.

**Мењање природе.** Све се у природи непрестано мења. Тако сва је васиона у неком току и преображају. На нашој земљи животиње и биље постају, живе у непрекидним променама и умиру, исчезавајући најзад у „прах и пепео.“ Ни камење не остаје без промене; њега вода, мраз и друге непогоде непрестано мрве и наједају, а из тих рушевина постаје овај трошни нанос земљин. Вода тече у рекама без прекида, а мора имају свакога дана своју плиму и осеку. Овај ток воде производи многе промене на земљи нашој, много што шта руши, односи и доноси. У ваздуху се јављају такође разнолике промене: облачи се и ведри,



пада киша, снег или град, севају муње, грми и пуцају громови, дува ветар и т. д. Сва је природа, дакле, у току непрекидних преображаја и у тим променама састоји се биће њено. Културан човек пак, обрађујући поља, отварајући руднике и градећи разноврсне намјернице своје, увећава знатно промене наше земље.

**Физичке и хемиске промене.** Из наведених примера видимо да се тела од разне руке мењају; али поред све разноликости тих промена, све се оне могу на двоје поделити: 1) на *промене тела без промене њихове материје* и 2) на *промене тела са променом њихове материје*. Да објасним ово са неколико примера:

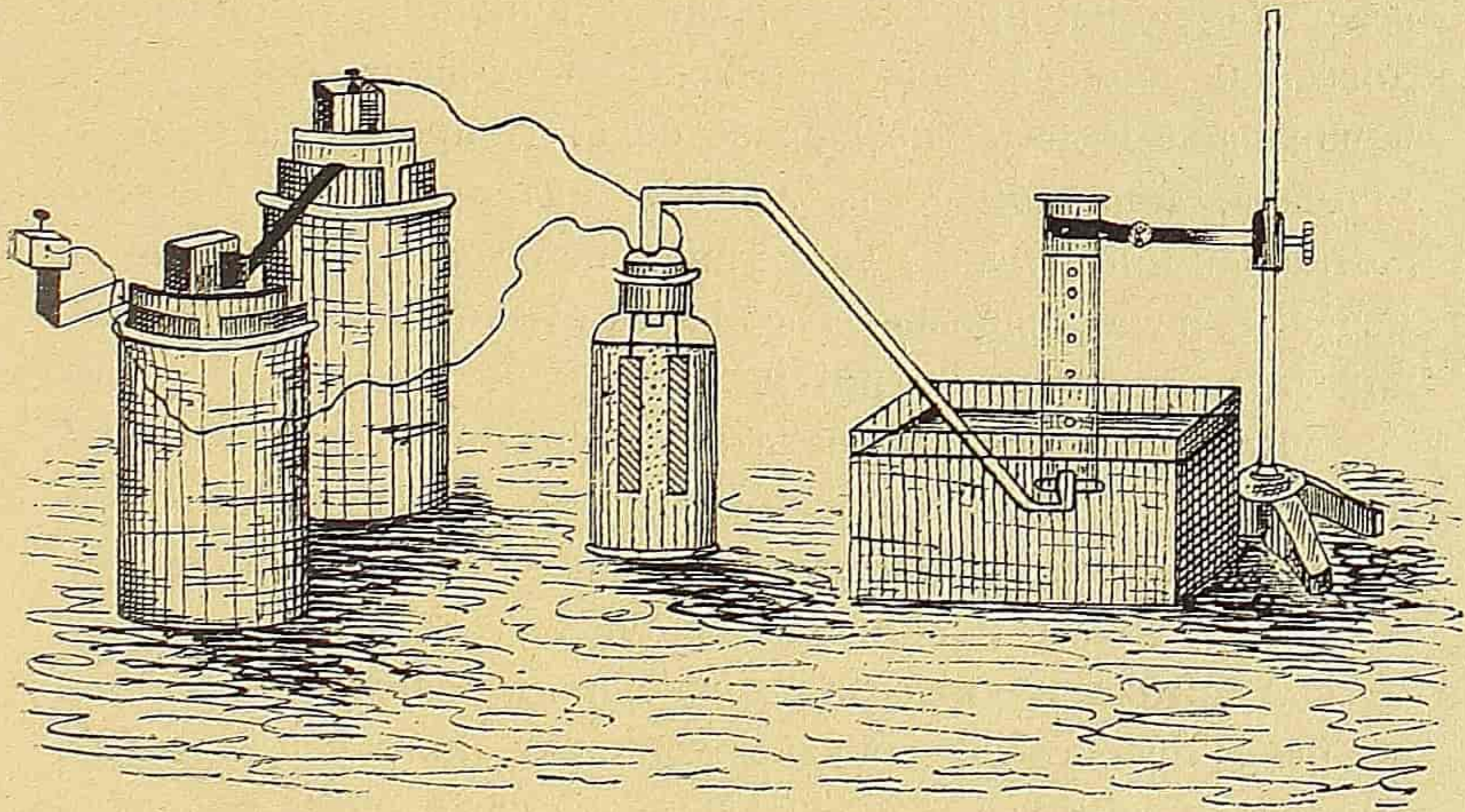
Кад столар изради од дрвета сто, врата, кревет или друго што, он је тиме само облик дрвету променуо, а материја му је остала непромењена. — Али кад дрво на ватру метемо и сагори, тада му се и сама материја мења: од чести одилази у ваздух као дим и пламен, а од чести остаје на огњишту као пепео.

Кад скулптор изради од мермера неку штатуу, он је том мртвом камену, тако рећи, живот дао; али и он је тиме само облик мермеру променуо, а у суштину његове материје није дирао. — Али кад кречар из мермера изпече креч, он је тиме и саму материју мермера променуо; јер се креч у води гаси, а мермер то не чини.

Ја ћу помешати ово ситно гвожђе са овим утуцаним сумпором; у тој смеси можемо лако лупом распознати делиће гвожђа од делића сумпора, што показује да им је материја остала непромењена. — Али ако ту смешу у овој стакленој цеви само мало на лампи нагрејем, запалиће се и сагореће сва, претварајући се у неку мрку масу, у којој се не могу више ни лупом распознати делићи гвожђа од делића сумпора. Овде се гвожђе и сумпор сјединише у неку нову материју, која се разликује и од гвожђа и од сумпора.



Знамо да се вода на зими леди, а на ватри загрева и кључа, прелазећи у пару. Вода може да постоји, дакле, у чврстом, течном и парном стању, и по томе оправдано је питање: да ли се материја воде мења кад се леди и кад испарава. Пошто се и лед и пара у течну воду враћају, кад их само на обичну температуру доведемо, то се лед, вода и пара састоје из исте материје, а налазе се само у различитом *агрегатном стању*. — Али ако замочим у воду електроде какве батерије електричне, развијаће се са истих неки гас, о коме ћемо се уверити, кад га уватимо (сл. 1).



Сл. 1.

да се не може више у воду вратити, и да пукне, кад га запалимо. Све ово тврди да се овај гас разликује од водене паре по самој материји својој.

Кад воду посолимо, со исчезава, јер се у води *раствара*. Али ни со не мења своју материју, кад се у води раствара, јер ако тај раствор укувамо, да вода испари остаће у суду со што беше растворена. — Али другојаче ће се у води растварати ово тело, што се зове *натријум*. Пазите како ће се ово парченце натријумово стопити, чим



у воду падне, и та усијана куглица трчаће по површини воде цврчећи, док не исчезне; у млакој води натријум се још и запали. И натријум се у води раствара, али не као со, већ се он једини са водом на неки начин; јер кад би тај раствор укували, не би у суду заостао натријум, већ нека бела трошна маса, која се и по својој материји разликује од натријума.

Из ових примера видимо да се тела могу на два битно различита начина мењати: при једним променама не мења им се материја, а при другима мења им се и материја. Оне прве промене, при којима се не мења материја тела, зовемо *физичким променама*; такве промене беху: прерада дрвета и мермера, мешање гвожђа и сумпора, мржњење и испаравање воде и растварање соли. Напротив оне друге промене, при којима се мења и материја тела, зовемо *хемиским променама*; такве промене беху: горење дрвета, печење креча, једињење гвожђа са сумпором, електролиза воде и растварање натријума у води.

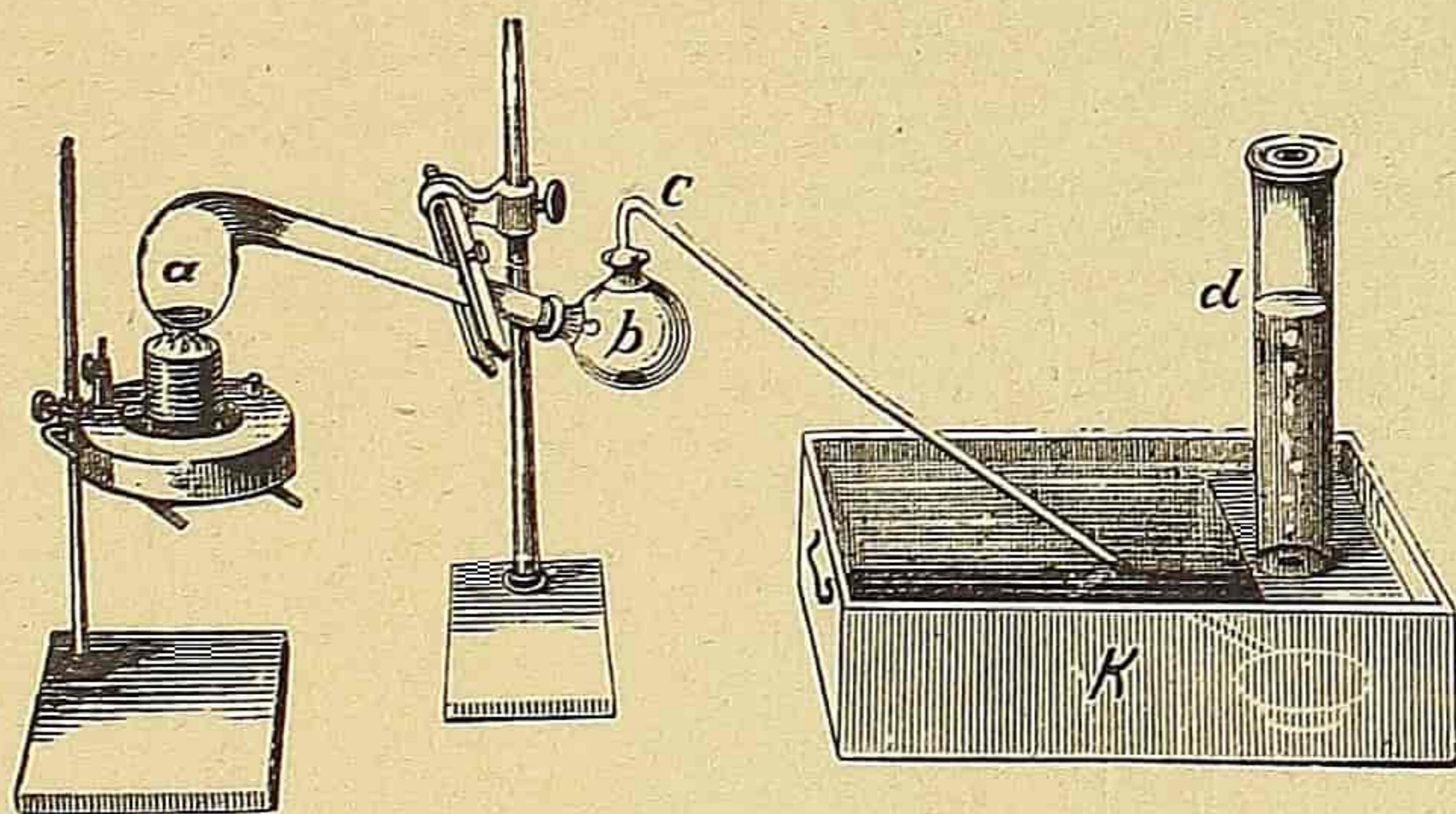
Наука физика има задатак да уреди и проучи физичке промене тела. Хемија пак има задатак да уреди и проучи хемиске промене тела. Задатак физике остављамо тој науци, а задатка хемије лаћамо се ми овде.

**Анализа и синтеза.** Два супротна пута стоје нам на расположењу за вршење хемиских промена, а то су *анализа* и *синтеза*. Та два важна хемиска појма извешћу из примера.

Овај црвени прашак загрејаћу у стакленој реторти *a* (сл. 2), на коју је натакнута стаклена лопта *b*, а ова је опет цевљу *c* спојена са цилиндром *d*, који је пун воде у воду поклопљен. При овом огледу спазићем ове појаве: 1.) у цилиндар ће улазити неки меурци гасни; 2.) у лопти ће се накупљати неке беле металне капи; и 3.) у реторти ће нестајати црвеног праха, а кад исчезне сав, престаће оне прве две појаве.



Из овог огледа сазнајемо да се црвени прашак распа-  
 пада на топлоти у два дела: у белу течност металног из-  
 гледа и у неки безбојан гас. Ближим испитивањем нађено  
 је: да је она бела метална течност *жива*, која је и народу  
 под тим именом позната. Онај гас пак, што нема боје ни  
 мириса, има ту значајну особину, што у њему запаљена  
 тела сагоревају бурно; тако дрвце са жишком букне у  
 њему на мах у пламен. Овај гас назват је *кисеоник*. Ки-



Сл. 2.

сеоник је састојак атмосферског ваздуха, па за то и могу  
 тела у ваздуху горети. Из овог огледа сазнајемо дакле:  
 да су *жива и кисеоник састојци црвеног прашка*.

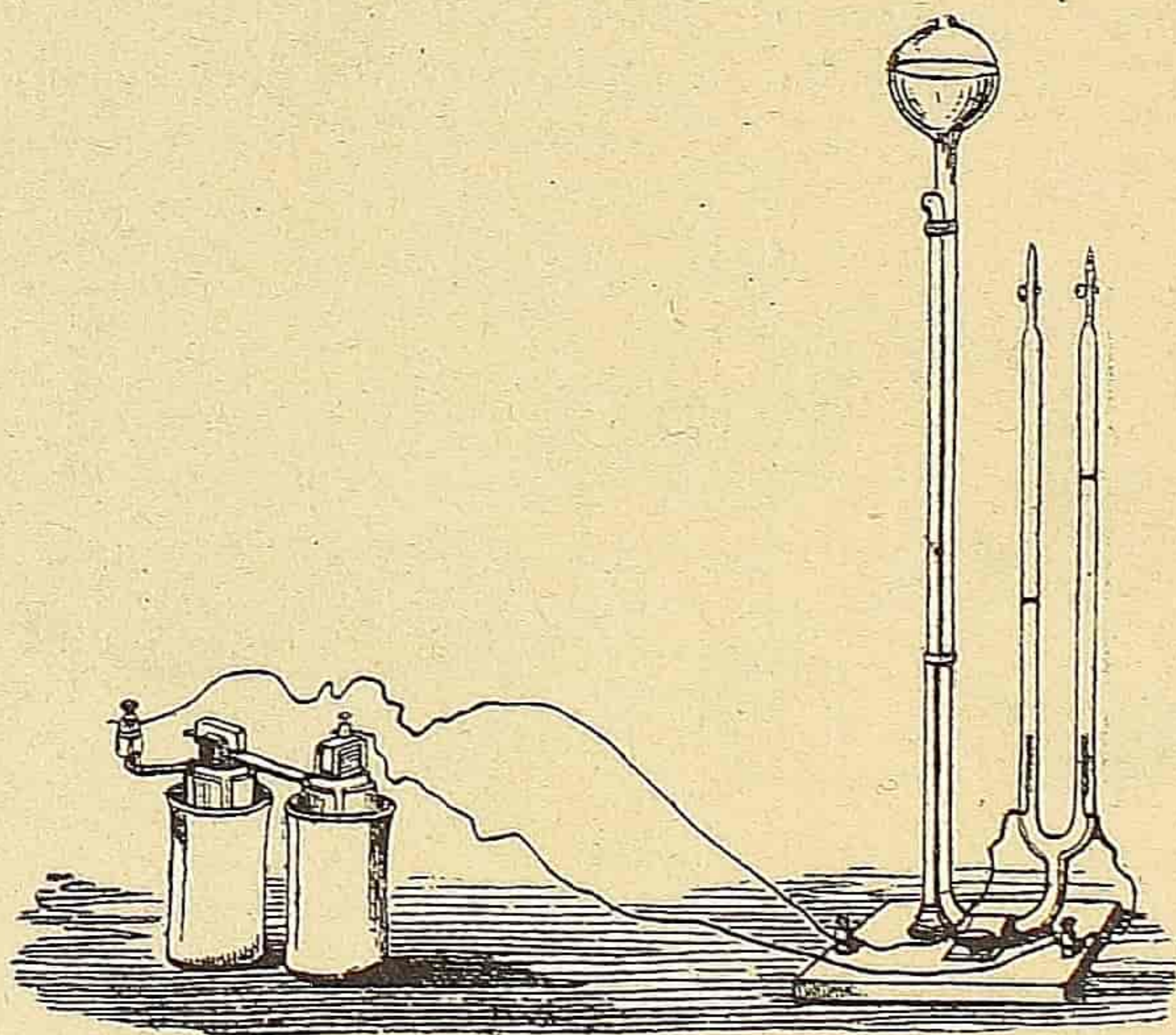
Као што се црвени прашак распада при грејању у  
 живу и кисеоник, исто се тако жива и кисеоник, на мало  
 нижој топлоти од горње, једине поново у црвени прах.  
 И ово је доказ да су *жива и кисеоник састојци црвеног  
 прашка*.

Састав црвеног прашка показасмо овде на два су-  
 протна начина: прво смо га јачим грејањем *раставили* у  
 два простија тела — у живу и кисеоник; за тим смо га  
 слабијим грејањем *саставили* из његова два састојка — из  
 живе и кисеоника. Први начин, кад неко тело растављамо  
 у његове састојке (два или више) зове се *анализа*. Други



начин пак, кад неко тело састављамо из његових састојака, зовемо синтеза.

Узмимо још један пример. Видели смо да се вода, под утицајем струје електричне, претвара у неки праскави гас. При том огледу ватасмо уједно гас са обе електроде, а [сада ћемо их у овом апарату (сл. 3), сваког за се одво-



Сл. 3.

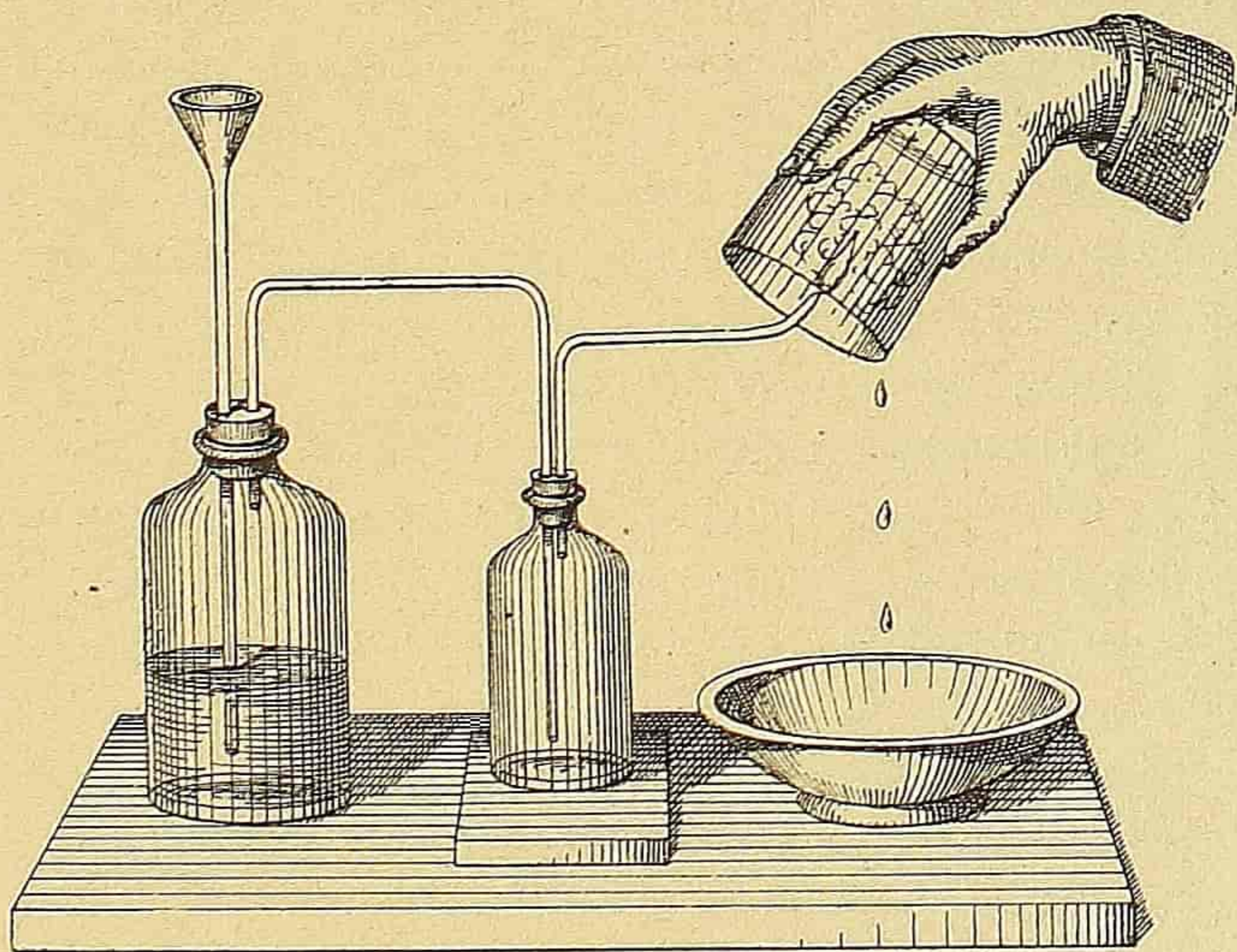
јити. Превијена цев стаклена има славине под врхом и електроде при дну. Та цев налива се водом на лопту, са којом је једном ужом цеви спојена. Кад растављамо воду струјом електричном у овом апарату, са сваке електроде пење се гас у свој крак, и тако ће бити одвојени.

При овом огледу спазићемо прво то: да се у краку негативне електроде накупља два пут више гаса но у краку позитивне електроде. Ако би пак ова два гаса испитали нашли би: да је у позитивном краку онај исти *кисеоник*, који мало час из црвеног прашка ослободисмо. У негативном краку пак налази се неки гас без боје и без ми-



риса, који је запаљив, али није праскав, јер гори мирно. Овај гас назват је *водоник*. — Овом анализом (или боље рећи електролизом) *сознајемо*, *дакле*, *да су кисеоник и водоник састојци воде*.

Састав воде можемо потврдити и синтезом њеном. Водоник и кисеоник не једине се, кад их помешамо, али ће се сјединити, кад ту смешу запалимо. Кисеонично-водонична смеша пуца, кад ју запалимо, с тога, што се при томе та два гаса једине у воду. Водоник гори на ваздуху с тога, што се са ваздушним кисеоником у воду једини. О томе ћемо се уверити, ако над водоничним пламеном неку чашу подржимо (сл. 4): иста ће се одма од поставше



Сл. 4.

воде замаглити, а после неког времена поцуреће из ње капи водене. Синтеза воде показује, дакле, да су јој *водоник и кисеоник састојци*.

**Елементи и једињења.** Кад смо у стању били црвени прах раставити у живу и кисеоник, а воду у водоник



и кисеоник, онда се само намеће питање: да ли је могуће живу, водоник и кисеоник даље у неке још простије састојке раставити? Овакви су покушаји чињени, али никоме није испало за руком да та тела у неке простије састојке растави, с тога се жива, водоник и кисеоник сматрају као недељива тела и називају се *елементима* (стихије, првине, почела основице). *Елеменат је свако тело, које не можемо у простије састојке разложити.* За сада имамо 68 елемената.

На супрот елементима стоје сложена тела или *једињења* (сложенице, спојеви), а као таква сматрају се сва она тела, која можемо у простија тела разлагати. И ако је број елемената мали, број једињења недогледан је; јер се оних шесет осам елемената у недогледно много комбинација јединити могу.

Поменуто је да су анализа и синтеза два супротна пута за вршење хемиских промена. Овде пак видимо како нас анализа једињења доводи до елемента, а синтеза елемената доводи нас до једињења.

**Распростирање елемената.** Само се неки елементи налазе у природи у елементарном стању; тако ваздух је смеша кисеоника и азота, а сем тога има у природи злата, сребра, платине, бакра и још само неколико слободних елемената. Сва наша земља пак састоји се из разноврсних једињења свију наведених елемената, а то показује да су сви били помешани и у приликама, под којима су та разноврсна једињења постати могла.

Подела појединих елемената по земљи врло је различита. Неки се елементи налазе у великој количини по целој земљи; неки су истина по целој земљи растурени, али по мало; а има их, који су само на по неком месту нађени.

Од значаја је и то, што је целом организованом свету основни елеменат угљеник, поред кога само још неколико њих улазе у састав тих тела. Тако угљеник, водоник и



кисеоник јесу главни састојци биља, а ти елементи и азот јесу главни састојци животиња.

На овом месту истиче се и то питање: *да ли ови наши елементи састављају и остала васионска тела?* Метеорити (врело камење), што из неба на нашу земљу падају, јесу нека васионска тела. До сада је анализано око три стотине метеорита, па ни у једноме није нађен неки нови елемент, кога не би на нашој земљи било. Видићете доцније шта је то спектрална анализа, а овде ћу само навести да је тим новим аналитичним методом доказано: да у атмосфери сунца и звезда има неких наших елемената. Све ово тврди: *да је цела васиона из исте материје састављена* и да је све из једне мешавине — једнога хаоса — постало.

**Састав једињења сталан је.** Пошто смо сазнали да су једињења спој два или више елемената, онда се истиче и ово питање: да ли је састав једињења сталан? т. ј. да ли су у једињењима увек исти елементи у истој сразмери сједињени? У току изучавања ове науке уверићемо се: *да је састав хемиских једињења сталан*, и то и по каквоћи и по коликоћи елемената. Може постати неко једињење под ма каквим приликама, оно ће увек исте елементе и у истој сразмери садржати. Тако вода садржи увек водоника и кисеоника, и то 1 део водоника и 8 делова кисеоника. У црвеном прашку налази се стално 2 дела кисеоника и 25 делова живе. Гвожђе и сумпор можемо помешати у каквој хоћемо сразмери, али ће из те смеше постати, кад ју нагреемо, једињење, које ће садржати 7 делова гвожђа и 4 дела сумпора. Ако би у тој смеси било једног или другог састојка преко ове сразмере, тај вишак остао би изван награђеног једињења.

#### **Квалитативан и квантитативан састав једињења.**

Кад истражујемо саставне елементе некога једињења, онда га аналишемо *квалитативно*. Тако кад огледом показасмо, да се црвени прах састоји из живе и кисеоника, а вода



из водоника и кисеоника, ми смо тиме та тела квалитативно анализали. Кад пак истражујемо колико од ког елемента има у неком једињењу, онда га аналишемо *квантитативно*. Ово квантитативно испитивање може бити или по *тежини* или по *запремини*. Ми ћемо проучити овде квантитативан састав неких једињења, како би отуда извели законе, по којима се елементи једине међусобно.

**Запремински састав једињења.** Запремински састав једињења очигледан је, зато почињемо њим. Са тог гледишта проучићемо сону киселину, воду и амонијак.

Из соли производи се један гас, зван *сона киселина*, који има кисео укус и загушљив мирис; раствор тог гаса у води долази у трговину под именом *сона киселина*. Електролизом соне киселине нађено је, да се она састоји из *водоника* и *хлора*. Хлор је елеменат, и то: зеленкасто-жут гас, загушљивог мириса, не може горети.

Састав воде познат нам је.

Из нишадора се производи један гас, зван *амонијак*, који има љут мирис и уједа за очи; трговински амонијак пак јесте водени раствор тог гаса. Електролизом амонијака нађено је, да се састоји из *водоника* и *азота*. Азот је такође елеменат и то: гас без боје, без мириса и није запаљив.

О запреминском саставу соне киселине, воде и амонијака нађено је огледима ово:

1	запр. водоника	и	1	запр. хлора	дају	2	запр. соне кис.
2	»	»	»	1	»	2	»
3	»	»	»	1	»	2	»

Код ових података прво нам пада у очи то, што су сви цели бројеви; то показује: да између запремине састојака и запремине једињења постоје прости бројни односи.

Из ових података видимо даље и то, да се елементи једине међусобно или у једнаким или у неједнаким запреминама. Али у тој неједнакости постоји извесна правил-



ност. Тако хлор и водоник једине се међусобно у једнаким запреминама, а кисеоник и азот не једине се са водоником у једнаким запреминама; али се 1 запремина кисеоника или азота једини управо са 2 или 3 запремине водоника.

Најзад на овим податцима видимо, да су запремине једињења једнаке ( $= 2$ ) и ако је збир запремина састојака у појединим случајима различит ( $= 2, 3$  или  $4$ ), а у последња два случаја већ од запремине једињења.

Све ово можемо са ова два закона исказати:

1. *Елементи се једине међусобно у целим запреминама, и то: једна запремина једнога елемента једини се са 1, 2, 3... запремина другог неког елемента.*

2. *Запремине једињења сталне су и не зависе од величине запремине састојака.*

**Запреминске тежине (густине).** Водоник је од свију познатих гасова најлакши. Мерењем је нађено: да је од једне запремине водоника 1 запремина хлора тежа  $35.5$  пута, 1 запремина кисеоника тежа је 16 пута и 1 запремина азота тежа је 14 пута. Ако дакле тежину једне запремине водоника узмемо за јединицу, онда је запреминска тежина (густина) хлора  $35.5$ , кисеоника 16 и азота 14.

**Тежински састав једињења.** Помоћу ових запреминских тежина можемо лако запремински састав соне киселине, воде и амонијака претворити у тежински састав њихов. У тој цељи треба само на место запремина ставити тежине, као одговарајуће им вредности. Ту замену видимо овде:

1	део водон.	и	$35.5$	дел. хлора	дају	$36.5$	дел. соне кис.	
2	дела	»	»	16	»	кисеон.	» 18	» воде
3	дела	»	»	14	»	азота	» 17	» амонијака.

Ова таблица представља нам тежински састав соне киселине, воде и амонијака; из ње се види колико од ког елемента има по тежини у саставу тих једињења.

Из ове таблице видимо да се елементи једине међусобно по својим запреминским тежинама, и то: једна за-



преминска тежина хлора једини се са једном запреминском тежином водоника, а једна запреминска тежина кисеоника или азота једини се са 2 или 3 запреминске тежине водоника.

Из ове таблице видимо и то: да је тежина једињења равна суми тежина састојака.

Све ово можемо са ова два закона исказати:

1. *Елементи се једине међусобно у целим запреминским тежинама, и то: једна запреминска тежина једнога елемента једини се са 1, 2, 3... запреминских тежина другог неког елемента.* Увиђавно је да овај закон потиче из оног првог закона о једињењу елемената по запреминама.

2. *Тежина једињења равна је суми тежина састојака.* Овај закон казује: да се хемиским процесом не може количина материје променути, — нити се може створити, нити поништити.

**Спајне тежине.** Запреминска тежина (гасна густина) елемената јесте, као што видосмо, важан податак хемиски, јер она представља тежину, којом елеменат у једињења ступа. Али како већина елемената нису гасовити, па им гасне густине не знамо, то већини елемената не знамо ни тежине, са којима се једине. Како се ту помажемо, налазећи *спајне тежине* показашу овде:

Запремински и тежински састав сѐне киселине, воде и амонијака показаше, да две запремине тих једињења садрже: хлора 35·5 дел. кисеоника 16 дел. и азота 14 дел. Ти бројеви подударашу се, као што видите, са гасним густинама тих елемената. На тај начин ми смо могли доћи до тих бројева, без да смо морали саме елементе у гасовитом стању мерити; довољно је било дакле одредити им само количину у две запремине водоничног једињења њиховог. Ове тежине зваћемо *спајним тежинама*.

Као правило постављамо: *спајна тежина неког елемента јесте количина његова, што се налази у две запремине водоничног једињења његовог.*



Спајна тежина хлора јесте дакле 35·5, кисеоника 16 и азота 14, јер се по толико од тих елемената налази у две запремине водоничног једињења њиховог.

**Спајна тежина угљеникова.** Угљеник је неиспарљив елеменат, и тако му запреминску тежину не можемо одредити; зато ћемо му из водоничног једињења метана одредити спајну тежину. Мерењем је нађено: да 2 запремине метана теже 16, а садрже 4 дела ( $\equiv$  4 запр.) водоника и 12 дела угљеника. Према горњој одредби: *12 је спајна тежина угљеникова.*

Запремински и тежински састав метанов ово је:

4 запр. водоника и ? запр. угљеника дају 2 запр. метана.
4 дела           »           » 12 дел.           »           » 16 дел.           »

Пошто су код водоника, хлора, кисеоника и азота запреминске и спајне тежине једнаке, то она два закона о једињењу елемената по запреминским тежинама вреде и за спајне тежине.

**Еквиваленти.** За одредбу запреминске тежине треба да је елеменат гасовит, а за одредбу спајне тежине треба елеменат да гради испарљива једињења. Али има доста елемената који нису гасовити, нити граде једињења гасовита, то њима не можемо одредити ни запреминске ни спајне тежине. Таквим елементима одређујемо *еквиваленте* (равновредности), а исте изводимо из квантитативних анализа њихових једињења.

Аналитична хемија уме сваком једињењу да одреди састав и да покаже колико од ког елемента садржи по тежини. Те бројеве исказује она обично у *процентима*, а то је количина састојака у 100 делова једињења. На тај начин нађено је да сона киселина садржи:

Водоника . . . . .	2·74%	(процент)
Хлора . . . . .	97·26	»
	<hr/>	
	100·00	



Ако из ових бројева израчунамо: колико долази хлора на једну спајну тежину (1 део) водоника, нашли би број 35.5; то је дакле хлорна равновредност или еквивалент са спајном тежином водоника.

Исто тако нађено је да се садржи:

Натријума . . . . .	39.3 %
Хлора . . . . .	60.7 »
	100.0

Ако из ових бројева израчунамо: колико долази натријума на једну спајну тежину (35.5 дел.) хлора, нашли би број 23; то је дакле натријумова равновредност или еквивалент са спајном тежином хлора.

Као правило постављамо: *еквивалент неког елемента јесте количина његова, која се једини са једном спајном тежином водоника или хлора.*

Из тежинског састава соне киселине, воде, амонијака и метана можемо израчунати, да се са једном спајном тежином водоника једини: хлора 35.5 делова, кисеоника 8 делова, азота 4.7 дела и угљеника 3 дела. То су дакле еквиваленти тих елемената. Ако еквиваленте ових елемената упоредимо са спајном тежином њиховом наћићемо: да су код водоника и хлора те две вредности једнаке; кисеоников еквивалент пак јесте половина његове спајне тежине, азотов трећина, а угљеников четвртина.

Из овога постављамо правило: *еквивалент некога елемента или је једнак са његовом спајном тежином, или је 2, 3, 4... пута мањи од исте.*

**Валенца.** Сам закон једињења елемената по запреминским или спајним тежинама казује, да те вредности нису једнаке моћи код свију елемената. Тако једна спајна тежина хлора једини се са једном спајном тежином водоника, а једна спајна тежина кисеоника, азота и угљеника једини се са две, три или четири спајне тежине водоника.



Та различита моћ елемената називље се *валенцом* и према томе: са колико се спајних тежина водоника једини једна спајна тежина неког елемента, каже се за овај да је једновалентан, двовалентан, тровалентан и т. д. Тако хлор је једновалентан, кисеоник је двовалентан, азот је тровалентан, угљеник је четворовалентан и т. д.

И валенца, као и еквивалент, представља дакле количине елемената што се једине са једном спајном тежином водоника или хлора, и по томе те две вредности истог елемента увек се подударају. Тако дакле једновалентни елементи имају вредност једног еквивалента, а више валентни елементи имају вредност више еквивалената. Из овога изилази: код једновалентних елемената спајне тежине једнаке су са еквивалентима; код двовалентних елемената спајне тежине веће су од еквивалената два пута; код тровалентних елемената веће су три пута и т. д.

**Знаци, формуле и једначине.** Ради лакшег прегледа елементи се бележе хемиским *знацима*, а исти су латинска почетна писмена њихових имена. Тако водоник (Hydrogenium) бележи се знаком *H*, хлор (Chlor) знаком *Cl*, кисеоник (Oxygenium) знаком *O*, азот (Nitrogenium) знаком *N*, угљеник (Carbo) знаком *C* и т. д. Узето је даље: да ови знаци представљају по једну запреминску или спајну тежину обележеног елемента, и по томе је:  $H = 1$ ,  $Cl = 35.5$ ,  $O = 16$ ,  $N = 14$ ,  $C = 12$  и т. д.

Помоћу ових знакова, стављајући их у хемиске *формуле*, бележимо састав једињења. Тако формула соне киселине је  $HCl$ , воде  $H_2O$ , амонијака  $H_3N$ , метана  $H_4C$  итд.

Ове формуле казују нам све што о запреминском и тежинском саставу тих једињења знамо; то ћемо на идућим једначинама видети.

Помоћу ових знакова и формула, стављајући их у хемиске *једначине*, представљамо хемиске процесе. Тако представљену синтезу соне киселине, воде, амонијака и метана видимо на овим једначинама:



H	+	Cl	=	HCl
1 запр.		1 запр.		2 запр.
1 део		35.5 дел.		36.5 дел.
2H	+	O	=	H <sub>2</sub> O
2 запр.		1 запр.		2 запр.
2 дела		16 дел.		18 дел.
3H	+	N	=	H <sub>3</sub> N
3 запр.		1 запр.		2 запр.
3 дела		14 дел.		17 дел.
4H	+	C	=	H <sub>4</sub> C
4 запр.		? запр.		2 запр.
4 дела		12 дел.		16 дел.

Ове једначине представљају одиста све, што о запреминском и тежинском саставу тих једињења знамо.

Према свему овоме, што о хемиским знацима и формулама рекосмо, на свакој формули читамо:

1. Квалитативан састав једињења.
2. Запремински састав једињења.
3. Тежински састав једињења.
4. Однос запремине једињења према запремини саставних елемената.

5. Гасну густину једињења. За ову цељ треба тежинску вредност формуле преполовити, јер она представља тежину две запремине, а гасна густина је тежина једне запремине.

**Молекул и атом.** Сви физички појави наводе нас на закључак: да материја тела није једноставна, као што нам изгледа, већ да је из неких веома ситних зрнаца састављена, звана *молекулима*. Тако кад би материја тела била једноставна, ми не би могли замислити н. пр. ширење њихово на топлоти. Кад пак узмемо да је материја тела из молекула састављена, онда њихово ширење представљамо себи као размицање њихових молекула једног од другога.

Сви хемиски појави пак доводе нас до закључка: да су и молекули тела сложене јединке и да су из два или



више делића састављени, који се зову *атомима*. Тако материја молекула соне киселине мора бити двојака, пошто се то једињење из двојаке материје, из водоника и хлора састоји; с тога узимамо да се молекули соне киселине састоје из водоничних и хлорних атома. Ми замислимо: да се молекули елемената састоје из два или више истоветних атома, а молекули једињења састоје се из два или више различитих атома.

**Кохезија, афинитет и енергија.** Кад усвојимо горњу поставку, да су тела састављена из молекула, а ови из атома, онда се јавља питање: шта држи молекуле и атоме у тој заједничкој вези? Узима се да и молекули и атоми имају неку нарочиту силу, којом се привлаче међусобно. Та привлачна сила молекула зове се *кохезија*, а привлачна сила атома зове се *афинитет*. Тим силама држе се молекули и атоми тела у заједничкој вези.

Али поред кохезије и афинитета постоји у телима још једна сила, која првим двома на супрот дејствује. Та трећа сила лежи у топлоти тела. *Топлота* тела проистиче из трептања *њихових молекула и атома*, и *енергија* тог кретања јесте та трећа сила, која кохезији и афинитету на супрот дејствује.

**Утицај топлоте на тела.** У обичном животу кажемо: ово је тело топло, а оно ладно. Но тиме само упоређујемо температуру нашег тела са температуром околних тела: па сва она што су од нашег тела топлија називамо топлим, а сва она што су од нашег тела ладнија називамо ладним. Савршено ладна тела, која ни мало топлоте немају, ми не познајемо; јер и најладнија тела имају извесан ступањ топлоте. Та топлота тела одржава њихове молекуле и атоме у кретању, и тако она ствара ту трећу силу, која кохезији и афинитету на супрот дејствује. Под утицајем те одбојне силе не могу се у телима ни молекули ни атоми додиривати, куда по свом привлачењу теже, већ су на неком извесном растојању размакнути један од другог. Кад загре-



вамо неко тело, ми му тиме повећавамо топлотну енергију молекула и атома, т. ј. повећавамо силу што кохезији и афинитету на супрот дејствује, и усљед тога се ове две привлачне силе умањују. Шта наступа у телима у сљед овог умањавања кохезионог привлачења молекула, а шта усљед умањавања афинитетског привлачења атома, пока- заћу овде.

**Ширење тела и њихова стања агрегатна.** Што се тела, при грејању, шире и мењају стање агрегатно, то до- лази у сљед умалења кохезионог привлачења њихових мо- лекула. Кад неко тело грејемо, расти одбијање његових молекула, а слаби привлачење истих; у сљед тога молекули тог тела размичу се јаче један од другог и тело се *шири*.

Однос између привлачења и одбијања молекула неког тела може бити тројаки: или је привлачење молекула јаче од одбијања њиховог; или су те две силе једнаке; или је одбијање молекула јаче од привлачења њиховог. Докле је у неком телу привлачење молекула јаче од одбијања, дотле је то тело *чврсто*. Кад се те две силе изравнају, тело је *течно*. Кад је пак одбијање молекула јаче од привлачења, тело је *парно (гасовито)*.

**Дисоцијација.** Кад неко тело грејемо, јача и одбијање његових атома, а слаби привлачење истих. Али докле је привлачење атома некога тела јаче од одбијања њиховог, дотле се они држе заједно у молекулима својим, — дотле то тело задржава хемиску природу своју. Кад пак одбијање атома савлада привлачење њихово, тада наступа *дисоција- ција* молекула таквог тела. т. ј. молекули му се распадају у простије молекуле, или у слободне атоме. Тако водена пара, пролазећи кроз бело усијану цев, распада се у во- доник и кисеоник.

**Тежина атома и молекула.** Атоми и молекули то- лико су сићушни, да их нашим чулима не можемо спазити, па по томе не можемо их ни мерити. Али колико је атом



или молекула једног тела тежи од атома или молекула другог неког тела, то можемо наћи.

Проучавањем природе атома и молекула дошло се до закључка: *да спајне тежине елемената јесу релативне тежине њихових атома.* Ако се дакле тежина водоничног атома стави  $= 1$ , онда је тежина хлорног атома 35.5, кисеоничног 16, азотног 14, угљеничног 12 и т. д. И тако знаци хемиски, који до сада представљаху спајне тежине елемената, представљаће од сада атомске тежине њихове, казујући: колико је атом неког елемента тежи од водоничног атома.

Молекулске тежине тела изводе се из гасне густине њихове, а помоћу Авогадровог закона, који гласи: *једнаке запремине гасова, исте температуре и напона, садрже једнак број молекула.* То значи: ако 1 запрем. водоника садржи  $n$  молекула, онда и 1 запрем. хлора, кисеоника, азота, амонијака, метана и т. д. садрже такође по  $n$  својих молекула. Како је 1 запр. хлора, кисеоника, азота, амонијака или метана, тежа од једне запремине водоника 35.5, 16, 14, 8.5 или 8 пута, то су и молекули тих тела толико пута тежи од водоничног молекула; од водоничног атома пак тежи су два пута толико (71, 32, 28, 17 или 16 пута), јер се водонички молекул састоји из два атома.

Према томе: *молекулска тежина тела равна је двострубој гасној густини.*

$$m = 2d$$

где  $m$  значи молекулска тежина, а  $d$  гасна густина.

Примера ради навешћу густине ( $d$ ) и молекулске тежине ( $m$ ) ових познатих тела:

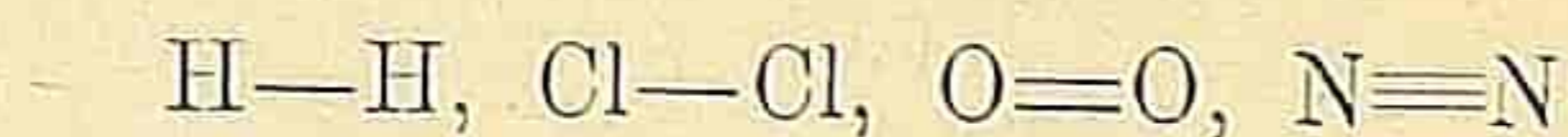
	$d$	$m$
Водоник . . . . .	1	2
Хлор . . . . .	35.5	71
Кисеоник . . . . .	16	32
Азот . . . . .	14	28



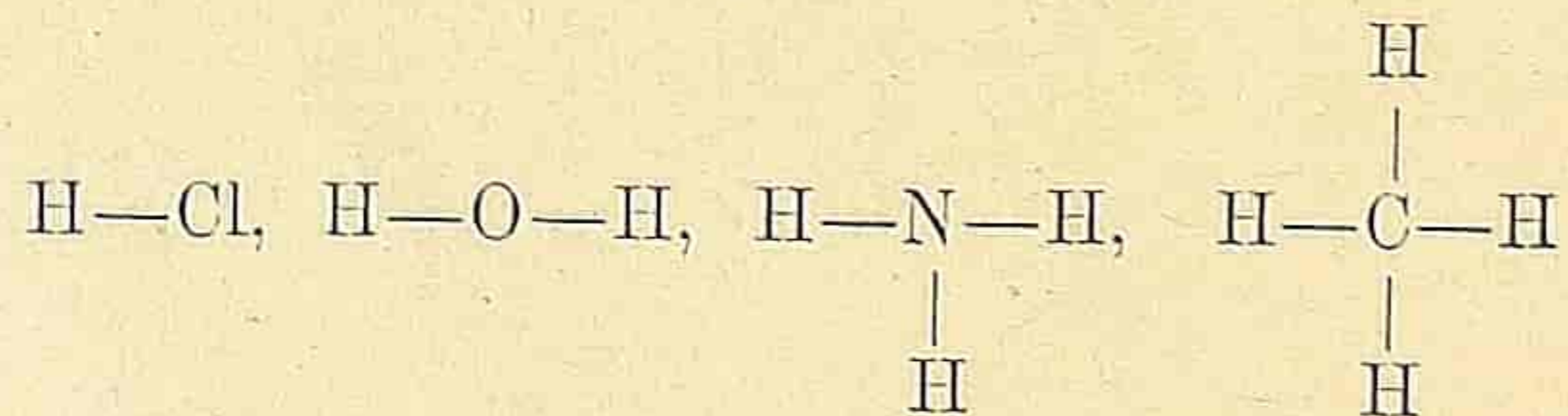
	d	m
Сона киселина. . . . .	18·25	36·5
Вода . . . . .	9	18
Амонијак . . . . .	8·5	17
Метан . . . . .	8	16

Из ових бројева видимо да се молекули наведених елемената састоје из два атома, а молекулске тежине једињења подударају се са вредностима њихових формула. Ово је природно, јер и формуле и молекулске тежине представљају тежину две запремине. Из овога видимо да нам хемиске формуле представљају и молекуле једињења; тако н. пр.  $H_2O$  представља молекул воде, који тежи 18, а који садржи два водонична атома, тежине 2, и један кисеонични атом, тежине 16.

**Конституција молекула.** Формуле хемиске, као што их до сада писасмо, казују колико и каквих атома садржи молекул обележеног једињења. Али ми тражимо од формула још и то: да представе и међусобно везивање атома у молекулу, т. ј. да представе *конституцију* молекула. Валенца елемената може нам послужити за ту цељ. Тако кад знамо да се молекули водоника, хлора, кисеоника и азота састоје из два атома, онда је, према валенци тих елемената, ово конституција њихових молекула:



Исто тако ово је, на основу валенце, конституција соне киселине, воде, амонијака и метана:



И процесу хемиске можемо молекулским формулама представити; тако представљену синтезу соне киселине видимо овде:



0-16  
H<sub>2</sub> = 2



Таблица елемената.

БРОЈ	И М Е	ЗНАК	АТОМСКА ТЕЖИНА
1	Азот . . . . .	N	14
2	Алуминијум . . . . .	Al	27
3	Антимон . . . . .	Sb	119·6
4	Арсен . . . . .	As	74·9
5	Бакар . . . . .	Cu	63·2
6	Баријум . . . . .	Ba	136·9
7	Берилијум . . . . .	Be	9
8	Бор . . . . .	B	10·9
9	Бром . . . . .	Br	79·8
10	Ванадијум . . . . .	V	51·1
11	Визмут . . . . .	Bi	207·5
12	Водоник . . . . .	H	1
13	Волфрам . . . . .	W	183·6
14	Галијум . . . . .	Ga	63·9
15	Гвожђе . . . . .	Fe	56
16	Германијум . . . . .	Ge	72·3
17	Дидим . . . . .	Di	145
18	Ербијум . . . . .	Er	166
19	Жива . . . . .	Hg	200
20	Злато . . . . .	Au	196·7
21	Индијум . . . . .	In	113·4
22	Иридијум . . . . .	Ir	192·5
23	Итербијум . . . . .	Yb	172·6
24	Итријум . . . . .	Y	89·6
25	Јод . . . . .	J	126·5
26	Кадмијум . . . . .	Cd	111·7
27	Калај . . . . .	Sn	118·4
28	Калијум . . . . .	K	39
29	Калцијум . . . . .	Ca	39·9
30	Кисеоник . . . . .	O	16
31	Кобалт . . . . .	Co	58·6
32	Лантан . . . . .	La	138·5
33	Литијум . . . . .	Li	7
34	Магнезијум . . . . .	Mg	24
35	Манган . . . . .	Mn	54·8

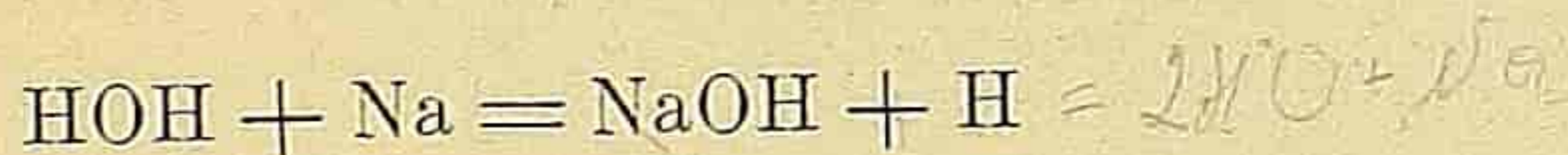


БРОЈ	И М Е	ЗНАК	АТОМСКА ТЕЖИНА
36	Молибден . . . . .	Mo	95·9
37	Натријум . . . . .	Na	23
38	Нијобијум . . . . .	Nb	93·7
39	Никал . . . . .	Ni	58·6
40	Олово . . . . .	Pb	206·4
41	Осмјум . . . . .	Os	191
42	Паладијум . . . . .	Pd	106·2
43	Платина . . . . .	Pt	194·3
44	Родијум . . . . .	Rh	102·7
45	Рубидијум . . . . .	Rb	85·2
46	Рутенијум . . . . .	Ru	101·5
47	Самаријум . . . . .	Sm	150
48	Селен . . . . .	Se	78·9
49	Силицијум . . . . .	Si	28
50	Скандијум . . . . .	Sc	44
51	Сребро . . . . .	Ag	107·7
52	Стронцијум . . . . .	Sr	87·3
53	Сумпор . . . . .	S	32
54	Талијум . . . . .	Tl	203·7
55	Тантал . . . . .	Ta	182
56	Телур . . . . .	Te	126·7
57	Титан . . . . .	Ti	50·3
58	Торијум . . . . .	Th	232
59	Угљеник . . . . .	C	12
60	Уран . . . . .	Ur	239·8
61	Флуор . . . . .	F	19
62	Фосфор . . . . .	P	31
63	Хлор . . . . .	Cl	35·4
64	Хром . . . . .	Cr	52·5
65	Цезијум . . . . .	Cs	132·7
66	Цер . . . . .	Ce	141
67	Цинк . . . . .	Zn	64·9
68	Цирконијум . . . . .	Zr	90·4



**Металоиди и метали.** Видели смо да се вода распада при електролизи у своја два састојка и да при томе водоник иде на негативан пол, а кисеоник на позитиван. Водоник је, дакле, позитивне а кисеоник негативне природе, јер се супротни електрицитети привлаче. И сва друга једињења разлаже струја електрична у њихове састојке, а ослобођени елементи иду увек на исти пол. Према тој особини подељени су елементи у електронегативне или *металоиде* и електропозитивне или *метале*.

**Киселине, базе и соли.** Видели смо да натријум на воду бурно дејствује; он јој заступа при томе један водонични атом:



и тако постаје једињење, у коме је натријум сједињен са групом ОН. Ова група ОН зове се *хидроксил*, а једињења хидроксилна зову се *хидрати*. Тако NaOH назива се *натријум-хидрат*.

Хемиска природа хидрата зависи од природе елемента, који је са хидроксилом сједињен. По томе елементи супротне хемиске природе граде хидрате супротних хемиских особина. Тако хидрати металоида, звани *киселине*, битно се разликују од хидрата метала, који се зову *базе*. Тако ClOH јесте киселина, јер је хлор металоид, а NaOH јесте база, јер је натријум метал.

Не само поједини елементи, већ и групе елемената могу се са хидроксилом јединити, градећи, према природи својој, киселине или базе. Тако NO<sub>2</sub>.OH јесте киселина, јер је група NO<sub>2</sub> електронегативна, а NH<sub>4</sub>.OH јесте база, јер је група NH<sub>4</sub> електропозитивна.

Прва важна особина киселина и база та је: што та једињења могу да измене свој хидроксилни водоник са елементима (или групама елемената) супротне електрохемиске природе. Тако киселине измењују свој хидроксилни водоник са металима:

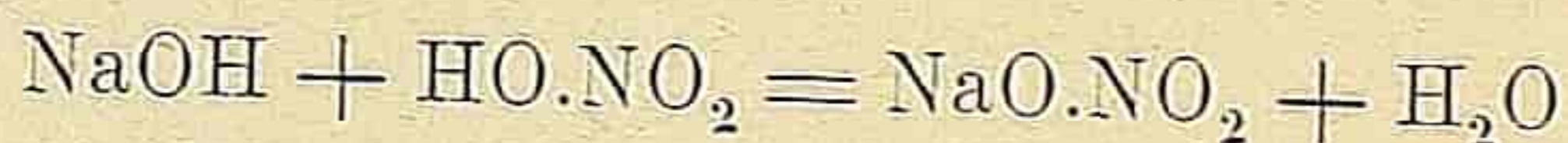




а базе га измењују са металопдима:



Друга важна особина киселина и база та је: што се та супротна једињења једине међусобно бурно, издвајајући из својих хидроксила воду:



Киселине и базе, што при овим процесима суделоваху, губе своје особине потпуно, јер поставша једињења нити су киселине нити базе, већ су *неутрална* тела. Та неутрална тела, што на поменута три начина постају, зову се *солима*; тако  $\text{AgO.NO}_2$ ,  $\text{NaOCl}$  и  $\text{NaO.NO}_2$  јесу соли.

Укус растворних киселина *кисео* је, растворних база *мужаст* је, а растворних соли *слан* је.

Киселине и базе можемо лако да распознамо *лакмусом*. Та плаветна биљна боја поцрвени од киселина, а тај поцрвенели лакмус поплави од база. Соли пак не мењају боју лакмусову. За ову целъ служимо се „лакмусовом артијом“, а имамо је плаве и црвене.

Најзад љу поменути да има и киселина и база са једним, два, и више хидроксила; н. пр.

Азотна киселина . . . . .	$\text{HO.NO}_2$
Сумпорна киселина . . . . .	$(\text{HO})_2\text{SO}_2$
Фосфорна киселина . . . . .	$(\text{HO})_3\text{PO}$
и т. д.	

Натријум-хидрат . . . . .	$\text{NaOH}$
Калцијум-хидрат . . . . .	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Визмут-хидрат . . . . .	$\text{Bi}(\text{OH})_3$
и т. д.	

За овакве киселине каже се да су *једно* или *вишебазисне*, а за базе да су *једно* или *вишекиселе*.



**Номенклатура.** Елементима се дају имена или по месту где се налазе, или по некој нарочитој особини њиховој. Једињењима пак дају се имена по извесним правилима.

Једињења елемената са хлором, бромом, јодом и флуором зову се: *хлориди*, *бромиди*, *јодиди* и *флуориди*. Тако NaCl зове се *натријум-хлорид*, KBr је *калијум-бромид*, LiJ је *литијум-јодид*, RbF је *рубидијум-флуорид*. Једињења елемената српског имена називаћемо на овај начин: AgCl је *сребров хлорид*.

Кад се неки елемент једини са више халогенских атома, тада се у имена тих једињења уводе одговарајући бројни предметици; н. пр. PCl<sub>3</sub> је *фосфор-трихлорид* и PCl<sub>5</sub> је *фосфор-пентахлорид*.

Једињења елемената са кисеоником зову се *оксиди*, а са сумпором *сулфиди*: CaO је *калцијум-оксид* и BaS је *баријум-сулфид*.

Једињења елемената са хидроксилом зову се *хидрати*, а са групом SH *сулфхидрати*; NaOH је *натријум-хидрат* и NaSH је *натријум-сулфхидрат*. Видели смо да се хидрати металојда називљу *киселинама*, а хидрати метала *базама*.

Номенклатуру соли видимо из ово неколико примера. Соли азотне киселине (acidum nitricum) зову се *нитрати*, соли сумпорне киселине (acidum sulfuricum) зову се *сулфати*, соли угљене киселине (acidum carbonicum) зову се *карбонати* и т. д. Према томе: KNO<sub>3</sub> је *калијум-нитрат*, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> је *натријум-сулфат*, CaCO<sub>3</sub> је *калцијум-карбонат* итд.

Са појединостима хемиске номенклатуре познаћемо се у специјалном делу.

**Подела елемената.** Поменуто је да се елементи, према својој електрохемиској природи, деле на двоје: на *металоиде* и *метале*. Карактерне особине те две гомиле елемената ово су: хидрати металоида јесу киселине, а хидрати метала јесу базе; и даље, металоиди немају металну сјајност, а метали ју имају.



Металоиди и метали деле се даље, према ближој подобности појединих елемената, у *фамилије*. Ту поделу видимо овде.

### I. Металоиди.

1. Фамилија водоникова: H.
2. » халогена: F, Cl, Br, J.
3. » кисеоникова: O, S, Se, Te.
4. » азотова: а) N, P, As, Sb, Bi, В.  
б) Va, Nb, Ta.
5. » угљеникова: а) C, Si, Ge, Sn.  
б) Ti, Zr, Th.

### II. Метали.

1. Фамилија алкалија: Li, Na, K, Rb, Cs.
2. » земноалкалија: Ca, Sr, Ba.
3. » берилијумова: Be, Mg, Zn, Cd.
4. » живе: Hg, Cu, Ag, Au.
5. » олова: Pb.
6. » алуминијумова: а) Al, Ga, In, Tl.  
б) Ce, La, Di, Sm.  
в) Y, Er, Yb, Sc.
7. » гвожђева: Fe, Co, Ni, Cr, Mn.
8. » платине: Pt, Pd, Jr, Rh, Ru, Os.
9. » молибденова: Mo, W, Ur.

Ми ћемо проучити у овом поретку важније елементе са важнијим једињењима њиховим. Само ћемо издвојити у засебан одељак угљенична једињења, због многобројности њихове, те тако ћемо целокупну хемију поделити у два дела: у *Неорганску Хемију*, где се излажу сви елементи са једињењима њиховим, и у *Органску Хемију*, где се излажу угљенична једињења.



## НЕОРГАНСКА ХЕМИЈА.

### МЕТАЛОИДИ.

**I. Водоникова фамилија.** Водоник није ни металоид ни метал, јер је његов оксид (вода) неутрално тело; он нема подобности ни према ком другом елементу, већ је неки особени елемент, који гради фамилију за себе. Водоник је стално једновалентан.

Водоник, Hydrogenium H.

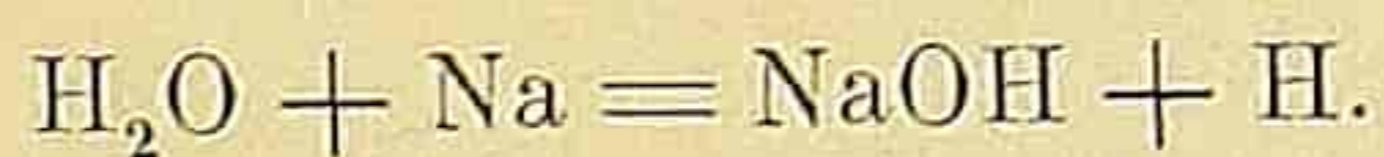
АТОМ. ТЕЖИНА 1. МОЛЕКУЛСКА ТЕЖИНА 2.

Водоник је спазиио Парацелзус још у 16 веку, Кевн-диш га је пронашао 1766 год. а Лавоазије га је уврстио у ред елемената 1783 год.

Слободног водоника има по мало у вулканском гасу. Једињења његова пак јако су распрострањена; тако састојак је воде, многих минерала и свог биља и животиња.

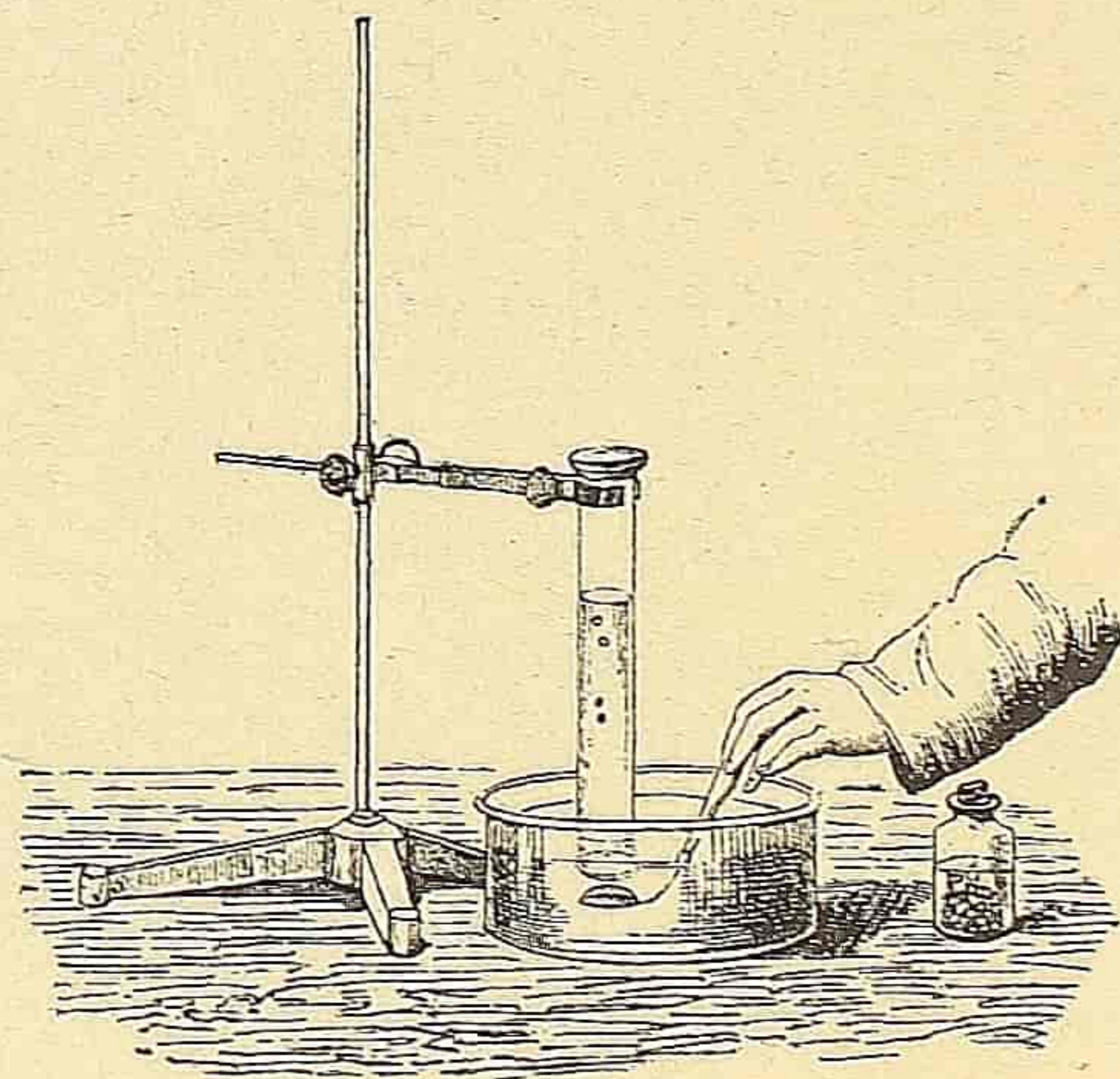
Видели смо како струја електрична раставља воду у водоник и кисеоник.

Водоник можемо ослободити из воде металима, који велико сродство према кисеонику имају, те могу води одузети кисеоник. Алкални метали чине то и на обичној температури, и оно бурно дејство натријумово на воду, јесте таква реакција:





Да би уватили водоник, што га натријум из воде ослобађа, подметућемо парченце натријума, у металној мрежи увијено, под овај цилиндар, који је пун воде у воду поклопљен (сл. 5), те ће се у истоме ослобођени водоник накупити.



Сл. 5.

Други неки метали (гвожђе, бакар, цинк и т. д.) растављају воду тек на вишој температури. Тако кад кроз усијану цев, пуну гвоздених опшљака, проводимо пару водену, ослобађаће се водоник (сл. 6).



Неки метали пак (злато, сребро, платина и др.) не могу да раставе воду ни на вишој температури, јер им је сродство према кисеонику слабо.

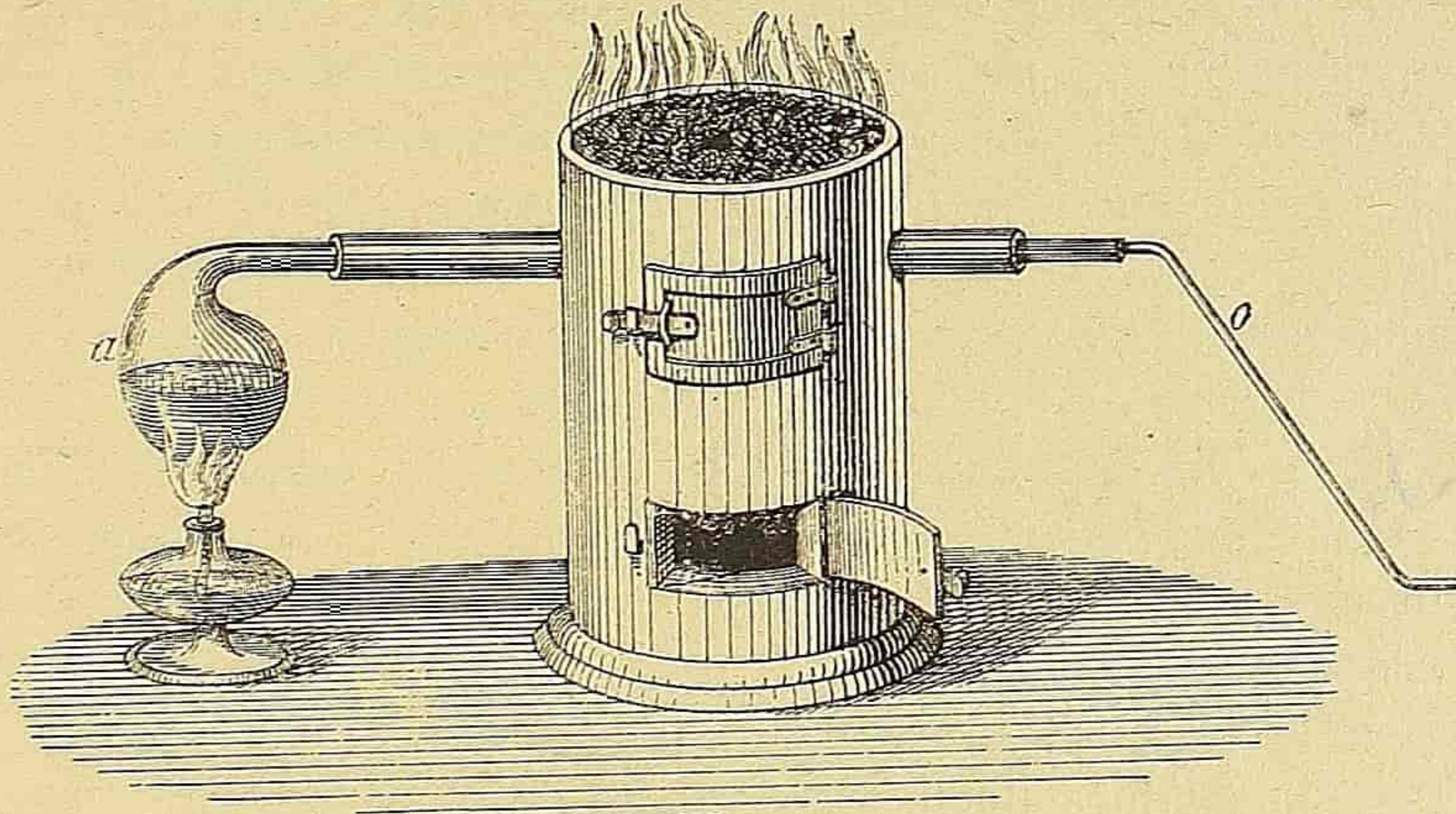
Кад се метали у киселинама растварају ослобађа се водоник, јер метал заступа хидроксили водоник киселине:



Ово је најподеснији начин за добијање водоника, а најпростији апарат за ту цел видимо на сл. 7. У боцу а

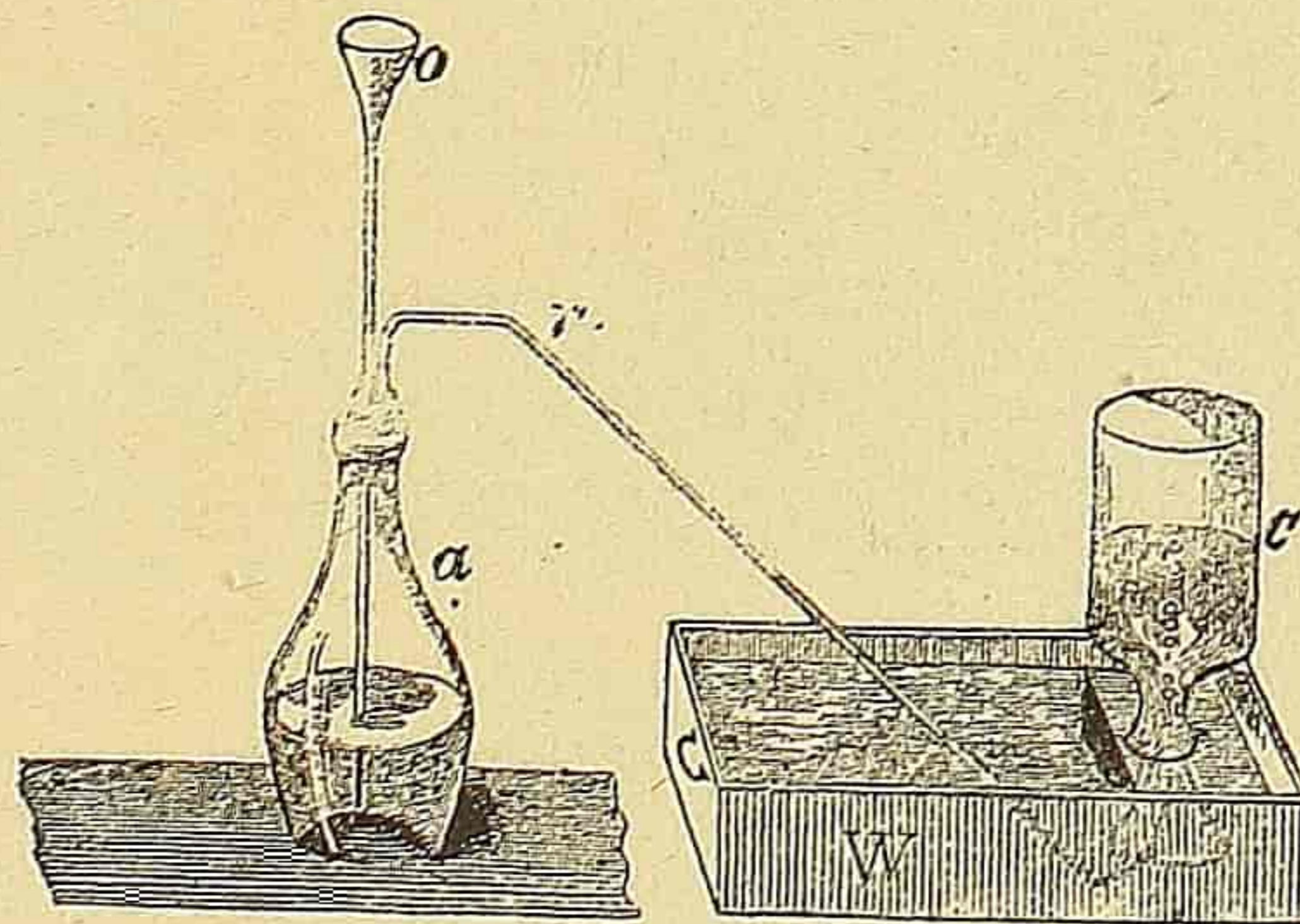


мете се комађе цинка и исти се, на левак *o*, прелије раз-  
блаженом сумпорном киселином. Водоник, што се ослобађа,  
одилази одводном цеви *r* у суд *c*, који је пун воде у воду  
поклопљен.



Сл. 6.

Водоник је гас без боје, укуса и мириса; 1 литар  
водоника тежи 0.0896 грама, лакши је дакле од ваздуха



Сл. 7.

14.4 пута и јесте најлакши гас; под великим притиском  
и јаким лађењем згусне се у белу течност.



Водоник је запаљив и гори на ваздуху плаветникастим пламеном; пламен му светли врло слабо, али је толико топао, да се у њему топи и платина, која је врло тешко топка. Видели смо да горење водоника ништа друго није до једињење његово са кисеоником и да производ тог хемизма јесте вода. Због тога смеша кисеоника и водоника пуца, кад ју запалимо, и зато се зове *праскави гас*.

Водоником се пуне ваздушне лопте, јер је најлакши гас. Кисеонично-водоничним пламеном топи се платина и производи *Дримонова светлост*, усијавајући комад креча у том пламену.

275-104 KW II. **Халогенска фамилија.** У ову фамилију увршћује се: *хлор, бром, јод и флуор*. Халогене су врло сродни елементи; једине се лако и са металоидами и са металима, градећи подобна једињења. Њихова једињења са металима налаже на соли, па зато је овој фамилији и дато ово заједничко име *халогене* (долазе од грчке речи, која значи соли рађати). Халогене су стално једновалентне према металима, а према кисеонику могу бити и вишевалентне.

### Х л о р Chlor Cl,

АТОМ. ТЕЖ. 35.5. МОЛ. ТЕЖ. 71.

Хлор је пронашао Шеле 1774 год. Име му је реч грчка, а значи жутозелен.

Слободног хлора нема у природи. Најраспрострањеније његово једињење јесте *обична со* (NaCl), а налази се у земљи и у морској води. Хлорних једињења има у биљу и у животињама.

Хлор се може ослободити из хлороводоничне киселине, одузимљући јој водоник кисеоником:



Сва тела јачег оксидишућег дејства (врућ кисеоник, широлузит, азотна кис. и т. д.) могу да изврше ову оксидацију на соној киселини.

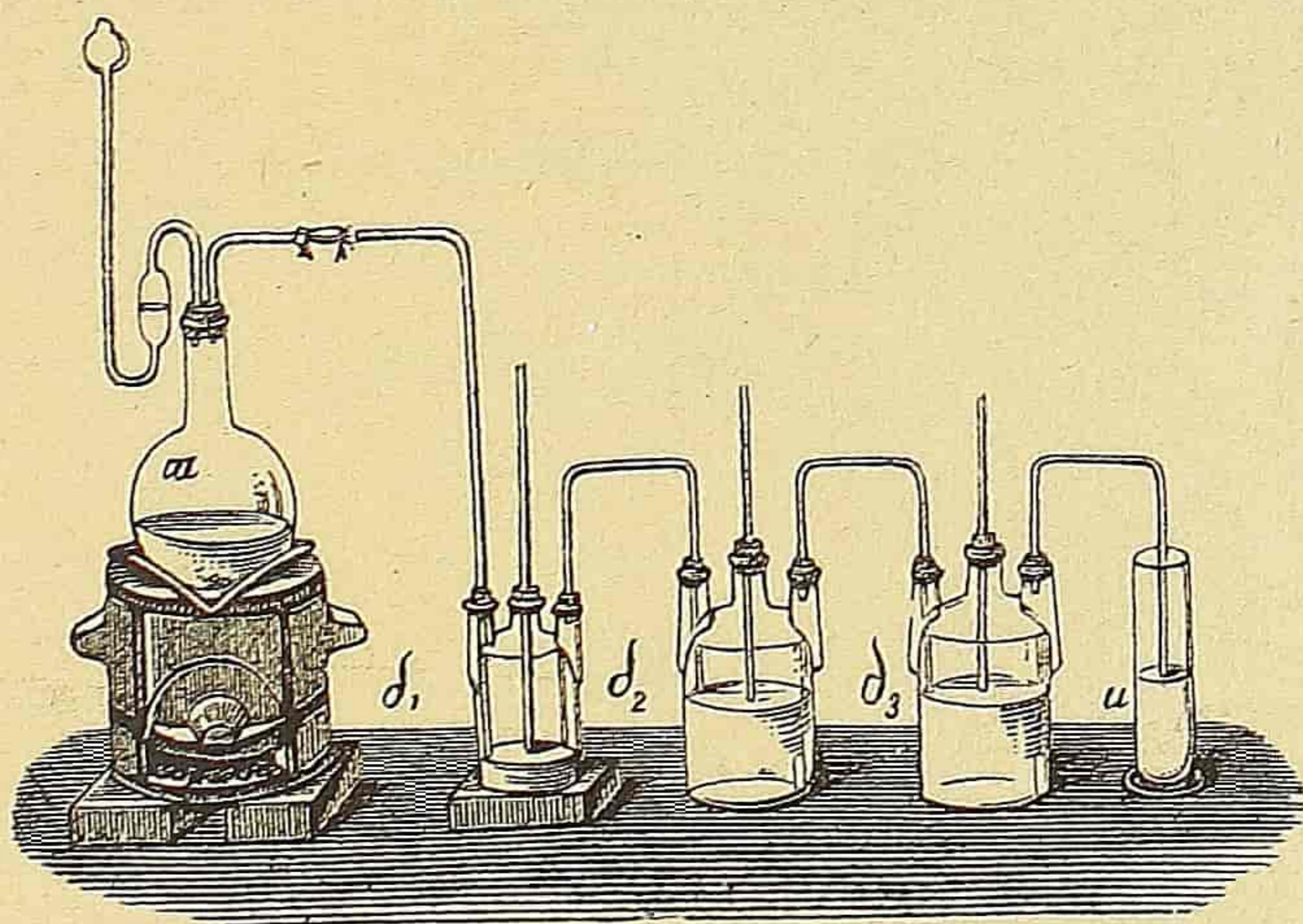


По лабораторијама добија се хлор из сѐне киселине и пиролизита:



а употребљује се за ту цељ апарат представљен у сл. 8. У боци се загрева пиролизит у сѐној киселини, а ослобођени хлор пролази у *Вулфовој* флаши кроз воду или сумпорну киселину, да се пропере или осуши.

Хлор је зеленкасто-жут гас непријатног, загушљивог и штодљивог мириса. Под притиском 6 атмосфера згусне се у жуту течност, која се мрзне на  $-100,0^\circ$  а кључа на  $-34^\circ$ . Раствара се у ладној води до 3 запремине и то је *хлорна вода*.



Сл. 8.

Хлор се једини лако и са металоидима и са металима и то често под појавом ватре. Тако смеша водоника и хлора запали се и пукне, чим ју на сунце изнесемо, а фосфор, антимон и гвожђе запале се чим их у хлор бацимо. Органске боје избеле од хлора, зато се њиме беле



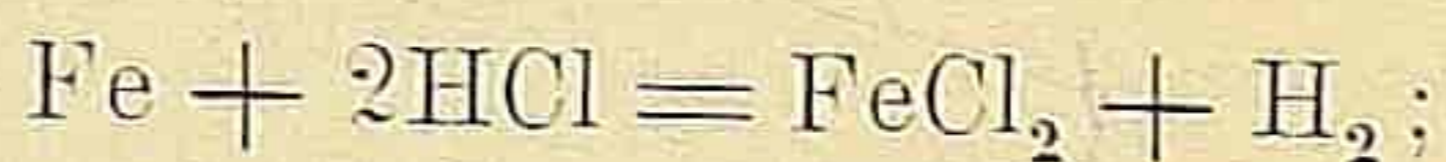
вегетабилна ткива; а како утире мијазме, употребљује се и за дезинфиковање.

**Хлороводонична (со̀на) киселина** HCl. Има је у желучном соку сисара, где служи за варење ране. Добија се из обичне соли, грејући је са сумпорном киселином (у апарату сл. 8):



Со̀на киселина јесте гас без боје, загушљивог мириса и киселог укуса. Раствара се у води јако (до 500 запр.), па зато се на ваздуху дими. Овакав водени раствор со̀не киселине производи се по фабрикама соде.

Со̀на киселина понаша се као права киселина; тако: реагише на лакмус кисело; раствара многе метале, развијајући водоник:



и неутралише се базама:



градећи хлориде, који су неутрална једињења, подобна солима.

### Б р о м Br

АТОМ. ТЕЖ. 80.

Бром је пронађен 1826 год. Слободног брома нема у природи, а једињења његова (NaBr) по мало се налазе у морској води и сланим изворима. Испарени остатак ове слане воде (пошто је извађена со) служи за добијање брома, а ослобађа се као и хлор.

Бром је мркоцрвена густа течност непријатног и штодљивог мириса, јако је подобан хлору. Алкални бромиди употребљују се у медицини и фотографији.

*Бромоводонична кис.* HBr одговара со̀ној киселини.



Ј о д Ј.

АТОМСКА ТЕЖИНА 127.

Јод је пронађен 1811 год. У природи нема слободног јода; његова једињења нису тако ретка, али их нигде нема много. У морској води, сланим изворима, неким киселим водама и чилској шалитри има по мало јода (као NaJ). Највише јода има у неком морском биљу (Fucus) и одатле се добија, ослобађајући га из пепела тог биља хлором:



Јод је мрк, сјајан и кристалан, има слаб непријатан мирис; испарава и на обичној температури у љубичасту пару; раствара се у води врло мало, а у алкохолу лако, градећи црвен раствор. Јод и алкални јодиди употребљују се у медицини и фотографији.

*Јодоводонична киселина* HJ одговара сјој киселини.

Флуор F.

АТОМСКА ТЕЖИНА 19.

Флуор је пронађен 1810 год., а одвојен је 1886 год. електролизом ладне флуороводоничне киселине, при чему се флуор развија са позитивног пола. Слободног флуора нема у природи; најчешће се налази сједињен са калцијумом, као минерал *флуорит* (CaF<sub>2</sub>).

Флуор је зеленкаст жут гас непријатног и врло штодљивог мириса. Сем кисеоника, једини се са свима елементима; тако са водоником и многим другим елементима запали се; води одузима водоник и на обичној температури, а кисеоник јој ослобађа као озон.

**Флуороводонична киселина** HF. Добија се из флуорита и сумпорне киселине, грејући их у реторти од платине:





Ова је киселина гас без боје, загушљивог и штетног мириса. У води се раствара лако и тај раствор врло је љут, јер нагриза кожу и гради тешке ране. Ова је киселина подобна сђној, и она гради са металима сољаста једињења, звана *флуориди*.

Флуороводонична киселина нагриза стакло, зато се за шарање истога употребљује, а то се ради овако. Стакло се премаже воском и на тој превлаци уреже се шара, да црте допру до стаклета. Нашарано место изложи се дејству флуороводоничне киселине, те ће шаром одголићено стакло бити нагрижено, и нашарано.

III. **Кисеоникова фамилија.** У ову фамилију долази: *кисеоник, сумпор, селен и телур*. Сви ови елементи имају неку извесну заједничку подобност, али се иста јавља нарочито код последња три. Елементи ове фамилије јесу дво-валентни, а последња три јављају се према металоицима и као четири и шесвалентни.

#### Кисеоник, Oxygenium O.

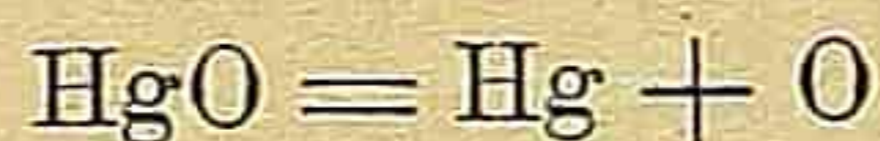
АТОМСКА ТЕЖИНА 16. МОЛ. ТЕЖ. 32.

Кисеоник је пронашао Пристли 1774 год. Одма за тим проучио је Лавоазије улогу кисеоникову при горењу и тим радом оборио је стару теорију флогистона, поставив појам наших данашњих елемената, који су основа модерној хемији.

Кисеоник је најраспрострањенији елеменат на земљи нашој. Као елеменат саставља  $\frac{1}{5}$  атмосферског ваздуха. Сједињен са водоником саставља  $\frac{8}{9}$  воде. Остала његова једињења састављају разноврсне минерале, где кисеоника има до половине. У градиву биља има кисеоника такође до  $\frac{1}{2}$ , а у градиву животиња има га око  $\frac{1}{4}$ . Ако додам још да је наша земља готово из самих кисеоничних минерала састављена, онда је увиђавно да је кисеоник најраспрострањенији елеменат на земљи нашој.

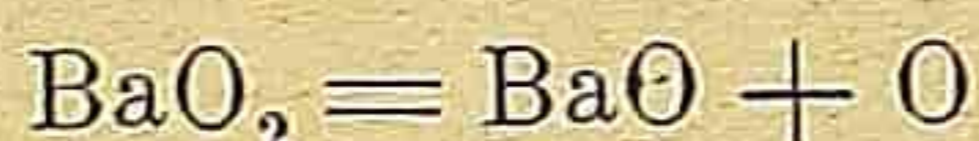


Видели смо да се црвени прах (оксид живе) распада на топлоти у живу и кисеоник :



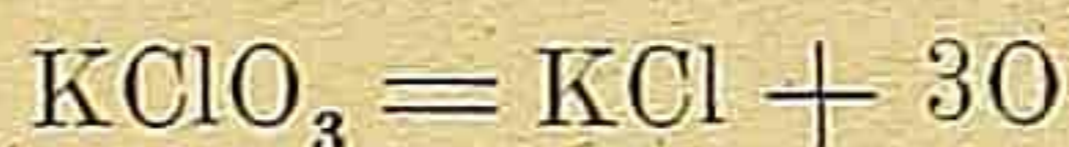
Исто се тако распадају оксиди: сребра, злата и платине. То значи да је афинитет ових метала према кисеонику мали.

Оксиди вишег ступња, звани *супероксиди* ( $\text{BaO}_2$ ,  $\text{MnO}_2 \dots$ ), одпуштају на топлоти један део свога кисеоника:

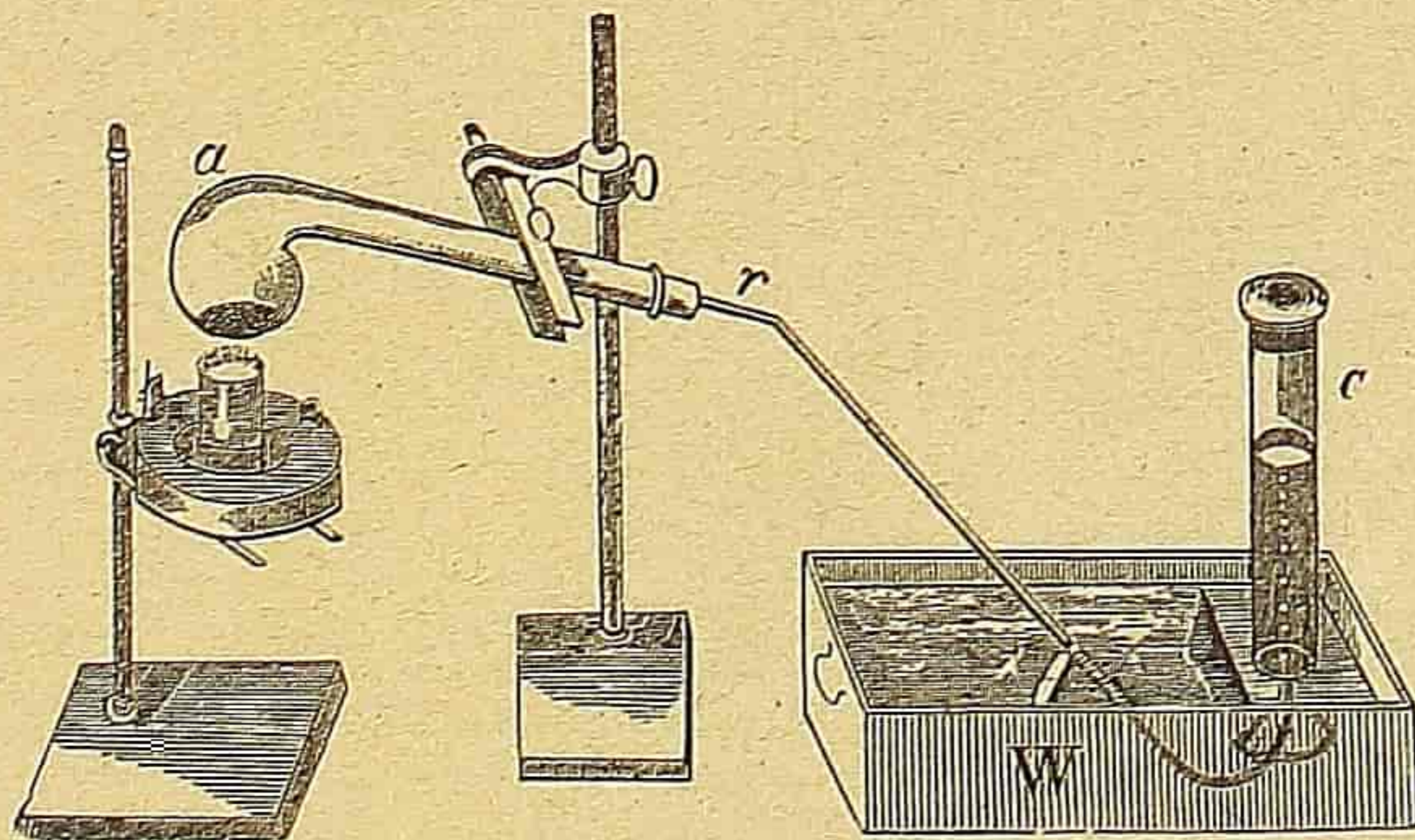


То значи да су ови оксиди вишег ступња мање постојани од оксида нижег ступња.

Најлакше се добија кисеоник из калијум-хлората ( $\text{KClO}_3$ ) грејући га:



За ту целъ служи нам апарат представљен у сл. 9.



Сл. 9.

У реторти а загревамо хлорат (измешан са пиролузитом), а у цилиндру с ватамо ослобођени кисеоник.

Кисеоник је гас без боје, укуса и мириса. Великим притиском и лађењем може се згуснути у безбојну течност. Сви елементи, сем флуора, једине се са кисеоником



градећи *оксиде*, а сама та радња зове се *оксидација*. Бурне оксидационе процесе пак, где се јавља ватра, зовемо *горење*. Тако кад гвожђе рђа, оно се оксидише лагано без појаве горења. Запаљен водоник, дрво, свећа, угаљ и т. д. горе с тога, што се та тела са ваздушним кисеоником једине бурно. Пошто је горење бурна оксидација, то ће исто бити далеко живље у чистом кисеонику, но у ваздуху, где је кисеоник са  $\frac{4}{5}$  азота помешан. Ми смо видели да жишка на дрвету тиња у ваздуху, а у кисеонику букне у пламен. И гвожђе, кад је успјано, гори у чистом кисеонику, бацајући варнице на све стране.

Дисање је такође процес оксидације. Венозна крв упија у плућима кисеоник, те као артеријозна оксидише тим кисеоником извесне делове нашег тела. Та оксидација извор је топлоти, а по томе и животу животиња. Све ово довољно нам наглашује: да је кисеоник важан састојак ваздушни.

**Озон**  $O_3$ . И озон је кисеоник, а разликује се од обичног кисеоника у томе: што се озонски молекули састоје из три кисеонична атома ( $O_3$ ), а молекули обичног кисеоника садрже их по два ( $O_2$ ).

Овакав случај, кад се неки елеменат, усљед различитог молекулског склопа, појављује у облику различитих тела, зове се *алотропија*. Кисеоник и озон јесу, дакле, два алотропска тела.

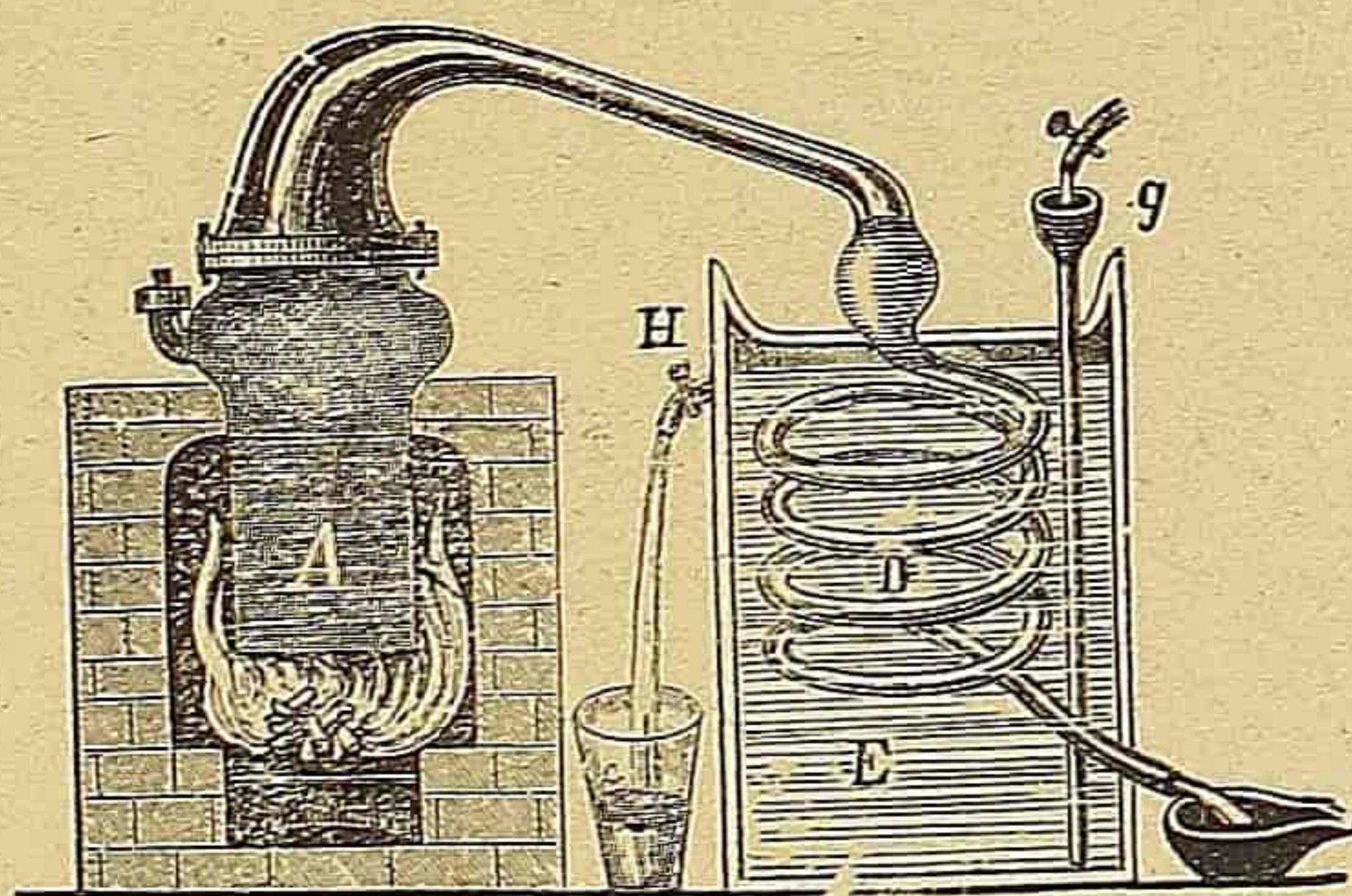
Озона има по мало у ваздуху, јер постаје из његовог кисеоника, под утицајем атмосферског електрицитета. Производимо га, пуштајући да електричне варнице кроз ваздух пролећу.

Озона је мирис силен и отужан, па зато је и добио ово име од грчке речи мирисати. Онај мирис, што се јавља где гром удари, од озона долази. Озон има врло јаку оксидишућу моћ. Многа тела, па и сребро, оксидише до највишег ступња. Органске боје утире, јер их оксидише, с тога је употребљен за бељење ткива. Кад га удишемо иза-



жива кијање и кашаљ, јер запаљује слузокоже, а може бити и смртоносан, ако га јачег дуже удишемо.

**Вода  $H_2O$ .** Природне воде нису чисте, јер садрже разних растворених тела. Чисту воду добијамо дестилишући обичну воду из котла и згушњавајући пару у табарци лађењем (сл. 10).



Сл. 10.

Чиста вода нема укус ни мирис, а у танком слоју нема ни боју; али реке, језера и мора изгледају плаво или зелено. Вода се леди на  $0^{\circ}$ , а кључа на  $100^{\circ}$  (под притиском 760 мм.) и те две тачке узете су за поделу термометра. Размак између те две тачке подељен је на Целзијусовом термометру у 100 делова; тим термометром служи се наука, па и у овом делу мерена је температура тим термометром. Вода је најгушћа на  $4^{\circ}$ , зато је тежина 1 куб. см. воде на тој температури узета за јединицу, и то је *грам*. Вода увећава запремину кад се леди; с тога водоводне цеви пуцају, кад се у њима вода смрзне. Вода и лед испаравају на свакој температури. Многа чврста, течна и гасовита тела може вода да раствори.

**Природне воде.** Природне воде деле се у атмосферске и терулске. Прве нам падају из ваздуха као: *киша, снег, град, роса, слана и иње*, а друге теку или мирују на земљи као: *подземна, изворска, речна и морска вода*.



Текуће воде *слатке* су, а морска вода *слана* је. Кад слатка вода садржи много „креча,“ каже се да је *тешка*, а кад га садржи мало, каже се да је *лака*. По неке воде садрже неке нарочите минералне састојке, то су *минералне* или *лековите воде*. Топле воде зову се *терме* или *бање*.

**Кружење воде у природи.** Са површине мора и са копна испарава вода непрестано и та пара разилази се струјама ваздушним на све стране у атмосферу. У ваздуху има водене паре до 1 $\frac{0}{10}$ %. Кад се неки део атмосфере разлади буди којим узроком, тада се један део њене паре згусне у *облак* и одатле пада на земљу као *киша* или *снег*, како је кад температура изнад или испод 0°. Кад се пред зору око ладних предмета олади ваздух, згусне се његова пара на те предмете као *роса* или *слана*, према томе да ли је температура изнад или испод 0°. Магла се, према владајућој температури, вата на чврсте предмете као *роса* или *иње*. Постанак *града* још није протумачен; од значаја је то, што га олуја и грмљавина прате и што обично пада дању и лети.

Атмосферска вода, падајући кроз ваздух, раствара му састојке и купи прашину; зато ни та вода није чиста, али је од свију природних вода најлакша. Кад атмосферска вода на земљу доспе, упија се у исту и силази на ниже до каквог непробојног слоја, где се скупља у *подземну воду*. Подземна вода тече у жицама преко површине непробојног слоја и кад негде избије на површину, јавља се као *извор*. Из *бунара* црпемо подземну воду вештачки. Атмосферске воде, продирући кроз скважљиву земљу, растварају минерална тела њена, зато су подземне воде често доста тешке. Кад неко земљиште садржи неке нарочите минерале, тада је подземна вода тог места минерална. Тако имамо *слане, алкалне, угљокиселе, сумпорне, јодне, звожђане воде* и т. д.

Изворске воде спајају се потоцима у *реке*, а ове утичу у *мора*. Речне су воде слатке и лаке, а морска вода слана је.



Слатке воде садрже: Са, Mg, Na, Ка и Fe и то као: карбонате, хлориде, сулфате, силикате и нитрате У подземним водама има тих једињења око 0.5 г. а у речним око 0.3 г. у једном литру.

У морској води главни је састојак натријум-хлорид, а после њега је хлорид и сулфат магнезијумов, с тога је та вода горкослана. Морска вода садржи тих соли око 35 г. у једном литру.

**Једињења кисеоника са халогенама.** Само посредним путем може да се једини кисеоник са халогенама (сем флуора). Тако постоје ова једињења.

Хлор-моноксид $\text{Cl}_2\text{O}$ и Хипохлораста кис.	$\text{HClO}$
Хлор-триоксид $\text{Cl}_2\text{O}_3$ и Хлораста кис.	$\text{HClO}_2$
Хлорна кис.	$\text{HClO}_3$
Перхлорна кис.	$\text{HClO}_4$
Јод-пентоксид $\text{J}_2\text{O}_5$ и Јодна кис.	$\text{HJO}_3$
Перјодна кис.	$\text{HJO}_4$
Бромна кис.	$\text{HBrO}_3$

Сва су ова једињења врло непостојана, па се нека од њих распадају експлозивно. И соли ових киселина непостојане су; тако видели смо како се калијум-хлорат ( $\text{KClO}_3$ ) на топлоти распада (у  $\text{KCl}$  и  $3\text{O}$ ). Због тога сва ова једињења дејствују својим кисеоником оксидишући.

### Сумпор, Sulfur S.

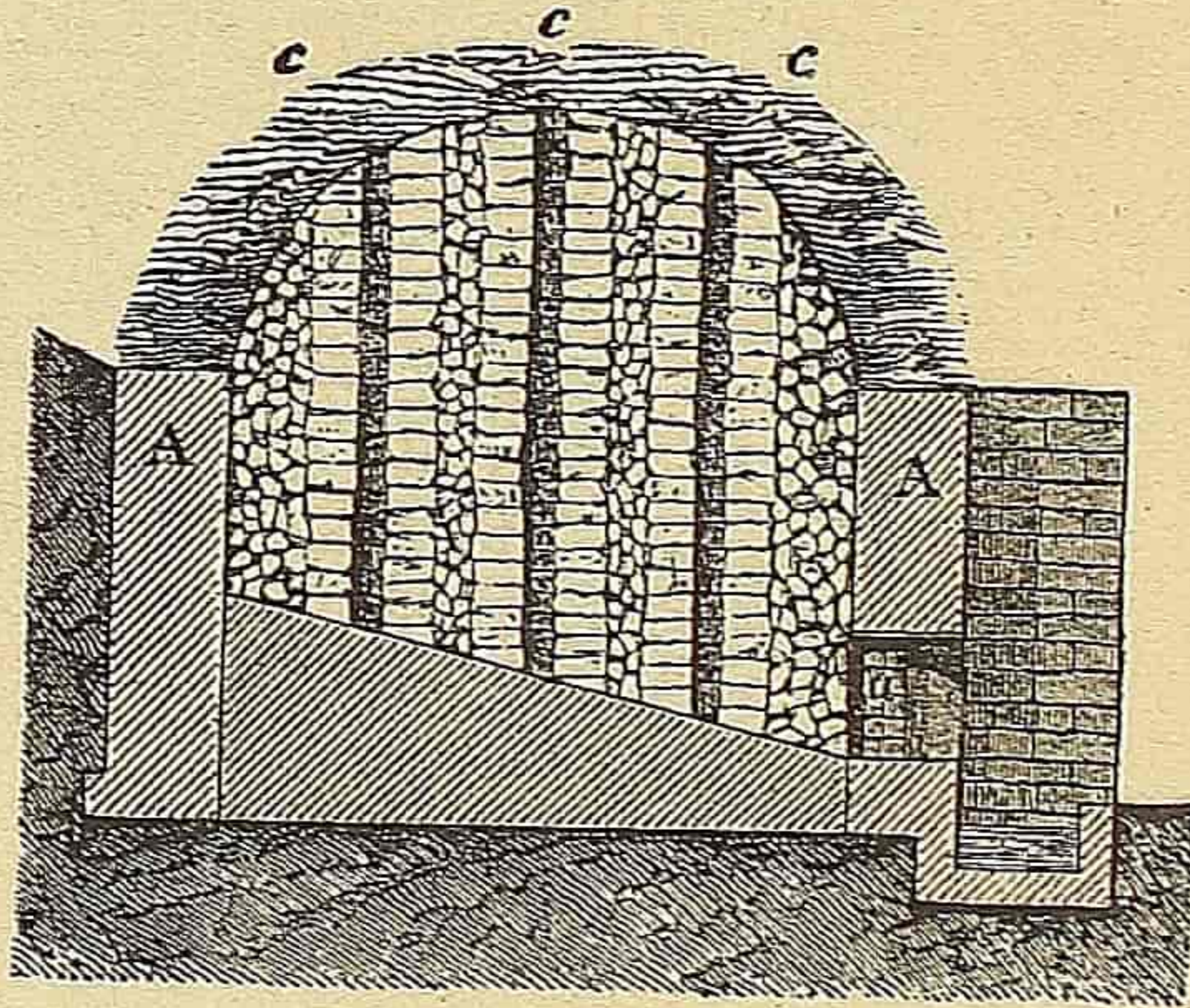
АТОМ. ТЕЖ. 32. МОЛЕК. ТЕЖ. 64.

За сумпор се зна од вајкада. Налази се у природи као елеменат у моћним слојевима (Сицилија). Сједињен са металима саставља многе минерале, који су важне руде, као: галенит  $\text{PbS}$ , цинкбленда  $\text{ZnS}$ , цинабарит  $\text{HgS}$ , пирит  $\text{FeS}_2$  и т. д. Од сулфата најчешће се налази гипс  $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Сумпора има и у биљу; тако љутина рена, лука, роткве, слачице и т. д. долази од неких сумпорних једињења. Сумпор је редован састојак и животињског тела.



28-8-1947

Сицилија је најважније место за производњу сумпора; ту се из руде сумпорне одваја сумпор од примешане стене истапањем, а то се ради овако: Руда се наслаже у пећ (сл. 11) и гомила се подпали при дну, те нешто сумпора



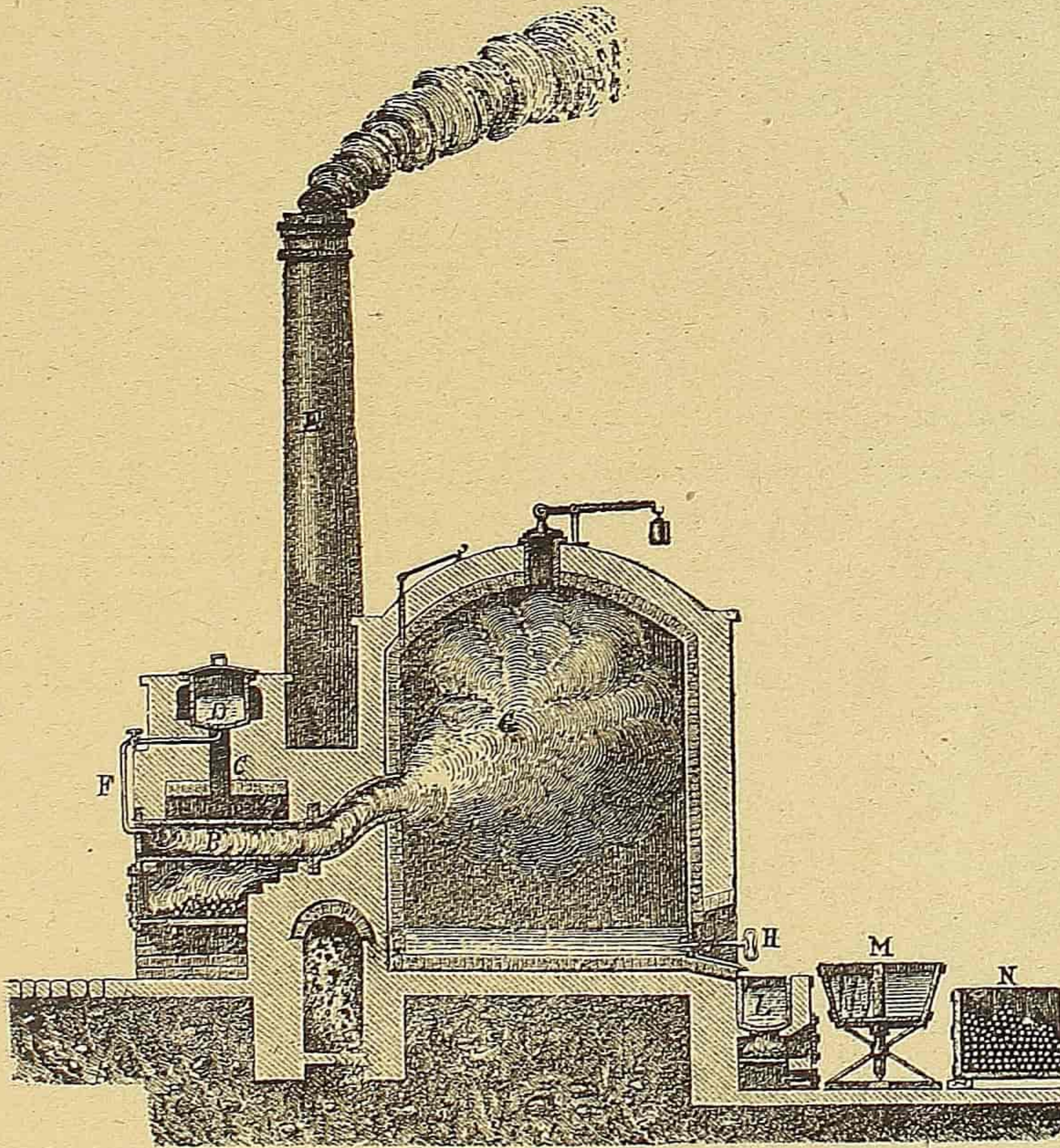
Сл. 11.

сагори, а од те топлоте остали се сумпор стопи и сцури на дно пећи, одакле се повремено отаче. Тако се добија *сирови сумпор*, који садржи доста труња и земље, зато се пречишћује дестилујући га из котла А (сл. 12) и згушњавајући му пару у соби G. С почетка, док је соба ладна, вата се згуснути сумпор по поду и дуваровима исте као иње и то је *цвет сумпорни*. Доцније, кад је соба топла, згушњава се сумпор у течност, и тај се сумпор разлива у *шишке*.

Сумпор је жуто кристално тело, топи се на  $112^{\circ}$ , а кључа око  $450^{\circ}$ , прелазећи у неранцасту пару. Природан сумпор кристалише у ромбским октаједрима, а тако кристалише и из раствора у сумпороугљенику ( $CS_2$ ). Кад пак кристалише сумпор на топлоти, из растопа, тада се одваја у монокличним призмама. Због тога што сумпор може да узме два кристална облика, каже се да је *диморфан*.



Кад близо до кључања загрејани сумпор нагло оладимо, изручив га у ладну воду, остаје аморфан, еластичан и прозрчан. Овај сумпор не раствара се у сумпороугље-



Сл. 12.

нику и то му је друга алотропска модификација. Но овај аморфан и *нерастворан сумпор* распада се, кад стоји, у растворан кристаласт прах. Нерастворан сумпор враћа се дакле стајањем у растворан.



Сумпор се једини лако и са металоидима и са металима, и то често са појавом ватре.

Сумпор се употребљује за грађење барута, жижица, ракета и т. д.

**Сумпороводоник**  $\text{H}_2\text{S}$ . Има га у вулканском гасу и у »сумпорним водама.« Постаје из органских материја кад труле, зато га има у поквареном јајету. Добијамо га растварањем металних сулфида у киселинама :



Сумпороводоник је гас без боје, непријатног и штетног мириса; у води се раствара нешто мало; непостојан је, јер се распада у састојке кад га кроз усијану цев проводимо; запаљив је, а при горењу сагоревају му оба састојка (у  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{SO}_2$ ). Због тога што је сумпороводоник непостојан, може он да таложи многе метале као сулфиде из њихових растворених једињења :



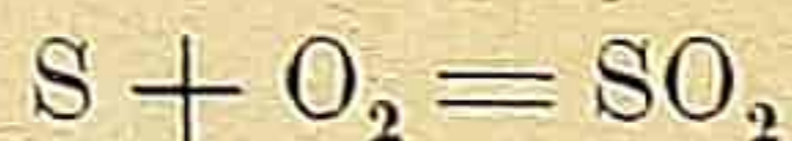
**Једињења сумпора са халогенама.** Сумпор се једини са халогенама и на обичној температури, градећи разна једињења, н. пр.  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SCl}_2$ ,  $\text{SCl}_4$  и т. д.

**Једињења сумпора и кисеоника.** Сумпор гради два оксида и две одговарајуће киселине :

Сумпор-диоксид  $\text{SO}_2$  и Сумпораста кис.  $\text{H}_2\text{SO}_3$

Сумпор-триоксид  $\text{SO}_3$  и Сумпорна кис.  $\text{H}_2\text{SO}_4$

**Сумпор-диоксид**  $\text{SO}_2$ . Има га у вулканском гасу. Постаје кад гори сумпор :



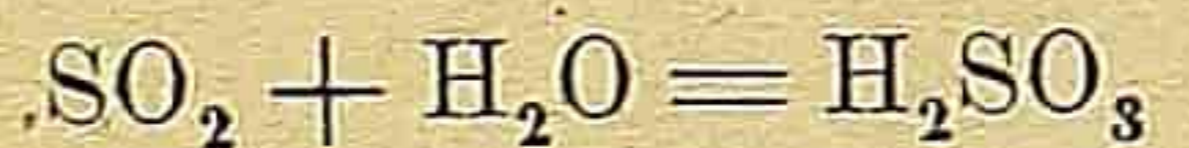
или кад пржимо сулфиде :



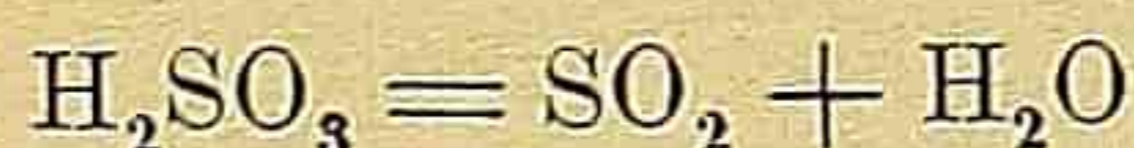


Сумпор-диоксид је гас без боје, познатог загушљивог мириса, који дражи на кашаљ. На  $-11^{\circ}$  згусне се у безбојну течност. Раствара се у води прилично. Органске боје избеле од сумпор-диоксида; тако црвена ружа побели, кад ју запаљеним сумпором окадимо. На томе је основана употреба његова за бељење тканина. Сумпор-диоксид јесте и антисептик добар; зато се запаљеним сумпором каде бурад, да се у њима вино не квару.

**Сумпороста киселина**  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Њен водени раствор добија се растварањем сумпор-диоксида у води:



Позната је само у воденом раствору, јер се изван истога распада:

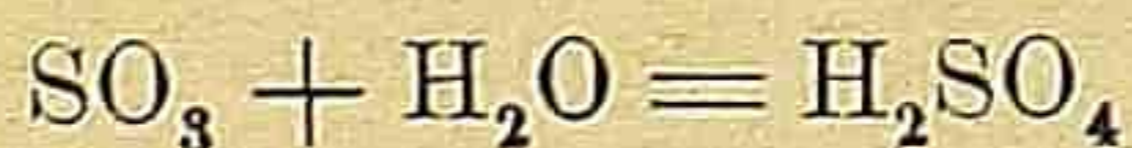


Соли сумпоросте киселине, *сулфити*  $\text{MHSO}_3$  и  $\text{M}_2\text{SO}_3$ , постојане су.

**Сумпор-триоксид**  $\text{SO}_3$ . Добија се оксидацијом сумпор-диоксида:



То се постиже кад смешу сумпор-диоксида и кисеоника проводимо преко загрејане ситне платине. Сумпор-триоксид је бео и кристаласт; топи се на  $15^{\circ}$ , а кључа око  $46^{\circ}$ . Са водом се једини снажно, прелазећи у сумпорну киселину:



**Сумпорна киселина**  $\text{H}_2\text{SO}_4$



Слободне сумпорне киселине има по мало у изворима вулканских предела, а *гипс* ( $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ ) је најраспрострањенија со њена.



Сумпорна киселина постаје из сумпор-диоксида, када поред воде оксидишемо:



Разна оксидишућа тела могу да изврше ову оксидацију, тако и сам ваздух оксидише водени раствор сумпорасте киселине у сумпорну киселину. Фабрике производе сумпор-диоксид пржењем пирита или других сулфидних руда. Оксидацију врше азотном киселином, а процес руководе у великим оловним собама.

Сумпорна киселина је густа течност без боје и без мириса; густину има 1.85; кључа на 338°. Са водом се меша ослобађајући топлоту, јер према истој велико сродство има; с тога привлачи воду из ваздуха и одузима је многим органским телима (дрво, шећер и др.) угљенишући их. Сумпорна киселина гради соли *сулфате*  $\text{MHSO}_4$  и  $\text{M}_2\text{SO}_4$ , од којих сви су у води растворни, сем земноалкалних и оловног.

Употреба сумпорне киселине велика је. Помоћу сумпорне киселине, као најјаче, производе се све остале киселине (сона, азотна, угљена и т. д.). Помоћу сумпорне киселине производе се многи сулфати (стипса, галица и т. д.). И за многе друге цељи употребљује се сумпорна киселина.

Раствор сумпор-триоксида у сумпорној киселини зове се *пушљива сумпорна кис.*

Селен  $\text{Se} = 79$  и Телур  $\text{Te} = 128$ .

Ова два елемента доста су ретки. Они су и у физичком и у хемиском погледу јако подобни сумпору, па и њихова једињења веома су подобна међусобно.

IV. **Азотова фамилија.** У ову фамилију увршћују се: а) азот, фосфор, арсен, антимон, визмут и бор и б) ванад, нијоб и тантал. Међ елементима ове фамилије опажа се



доста велика подобност. Понашају се као три и петвалентни, сем бора, који је стално тривалентан. Хидрати ових елемената од антимона (сем бора) понашају се и као киселине и као базе.

### Азот, Nitrogenium N(Az).

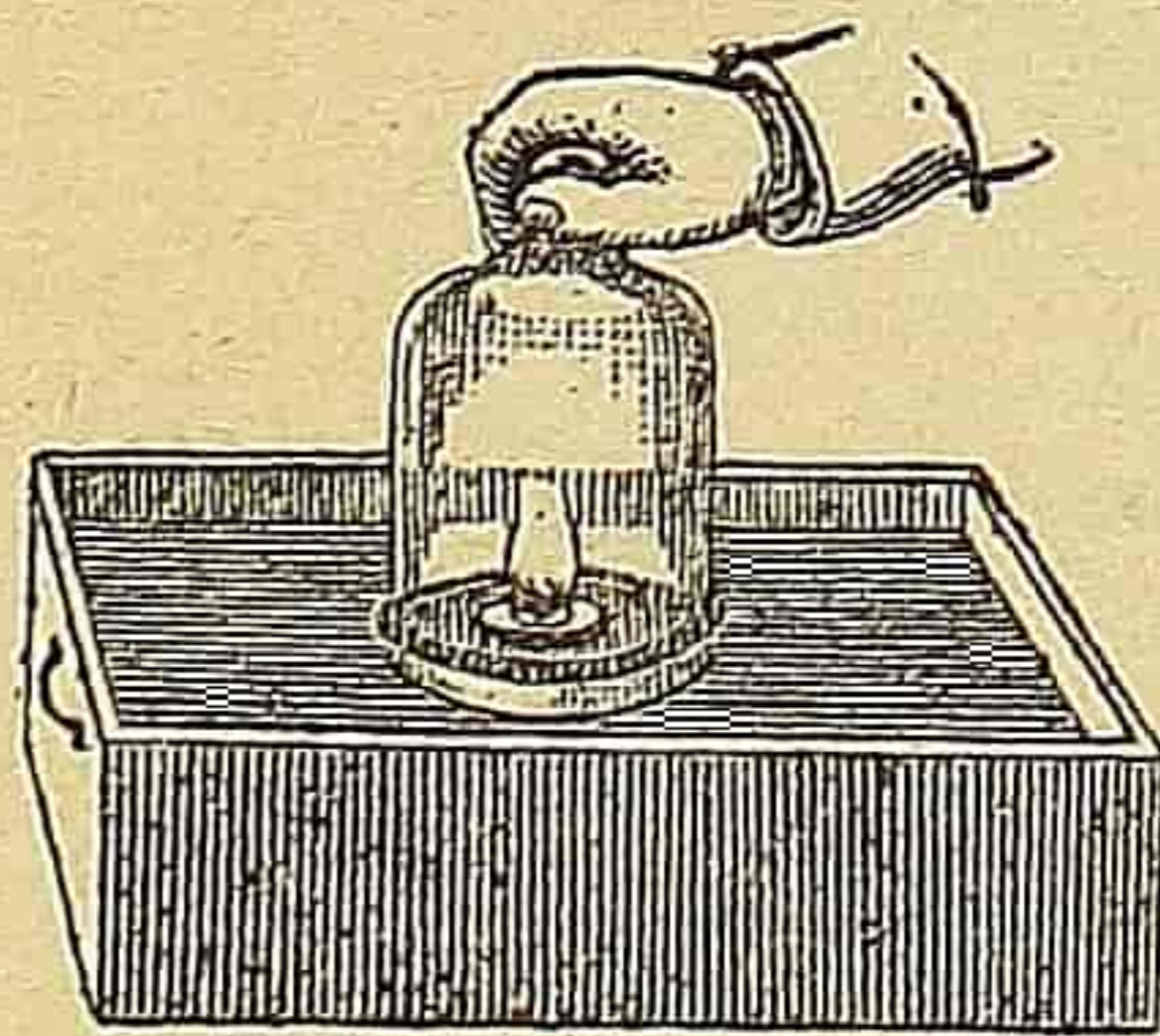
АТОМСКА ТЕЖИНА 14. МОЛ. ТЕЖ. 28.

Азот је одвојен из ваздуха 1772 год. Слободан азот саставља  $\frac{4}{5}$  атмосферског ваздуха. Једињења његова састављају животињска тела, а има их и у биљу (нарочито у семену). Као нитрат саставља минерал *шалитру* ( $\text{NaNO}_3$ ).

Азот можемо добити из ваздуха, ако му кисеоник одузмемо. Под звоном стакленим, на води поклопљено (сл. 13), запалићемо парченце фосфора у чанчету, што на води плива, те ће из поклопљеног ваздуха покупити кисеоник, градећи шњим чврсто растворно једињење, а под звоном остаће сам азот. Или ћемо у некој цеви усијати парчад гвожђа или бакра и кроз исту ћемо ваздух проводити; гвожђе или бакар задржаће из пролазећег ваздуха кисеоник, а из цеви ће изилазити сам азот.

Азот је гас без боје, куса и мириса. Хемиска немарност јесте главна особина његова; тако са другим елементима не једини се непосредно (изузев неколико), с тога не може ни горети. У њему се животиња угуши, али не зато што је отрован, већ што нема кисеоника.

**Аргон**  $\text{N}_3$ . Пре кратког времена нађен је аргон у ваздуху. Он је гас без боје и мириса, па је и од азота немарнији. Аргон стоји према азоту онако, као озон према кисеонику.

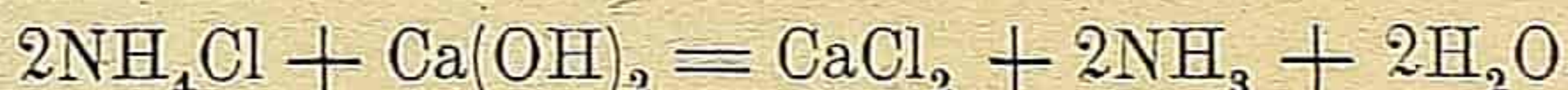


Сл. 13.



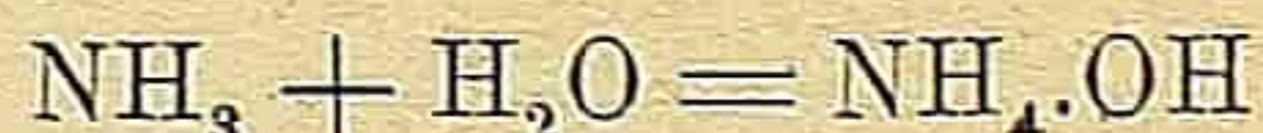
**Амонијак**  $\text{NH}_3$ . Амонијак се ствара трулењем азотних органским материја, одакле иде у ваздух, земљу и у воду, где га само мало има.

Амонијак се добија из нишадора ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), грејући га са угашеним кречом:



Смешу креча и нишадора загрејаћемо у некој боци и из ње ће се развијати амонијак. Ако овај гас спроведемо у воду, добићемо водени раствор његов.

Амонијак је гас без боје, силног загушљивог мириса, љутог укуса и уједа за очи. Притиском може се у белу течност згуснути, која кључа на  $-34^\circ$ . Једна запремина воде раствара преко 1000 запремина амонијака; ту постаје *амонијум-хидрат*  $\text{NH}_4\text{OH}$ :



Ово једињење амонијаково са водом врло је непостојано, распада се и у воденом раствору, кад га грејемо, зато одлази из њега амонијак:



**Једињења азота и кисеоника.** Посредним путем једини се азот са кисеоником, градећи пет оксида и две киселине:

Азот-моноксид	$\text{N}_2\text{O}$
Азот-диоксид	$\text{N}_2\text{O}_2$
Азот-триоксид	$\text{N}_2\text{O}_3$ и Азотаста кис. $\text{HNO}_2$
Азот-тетроксид	$\text{N}_2\text{O}_4$
Азот-пентоксид	$\text{N}_2\text{O}_5$ и Азотна кис. $\text{HNO}_3$

Ови су оксиди гасовити, сем последњег, који је чврст, а добивени су из азотне киселине, одузимајући јој кисеоник од чести. Сви су ови оксиди врло непостојани, јер се



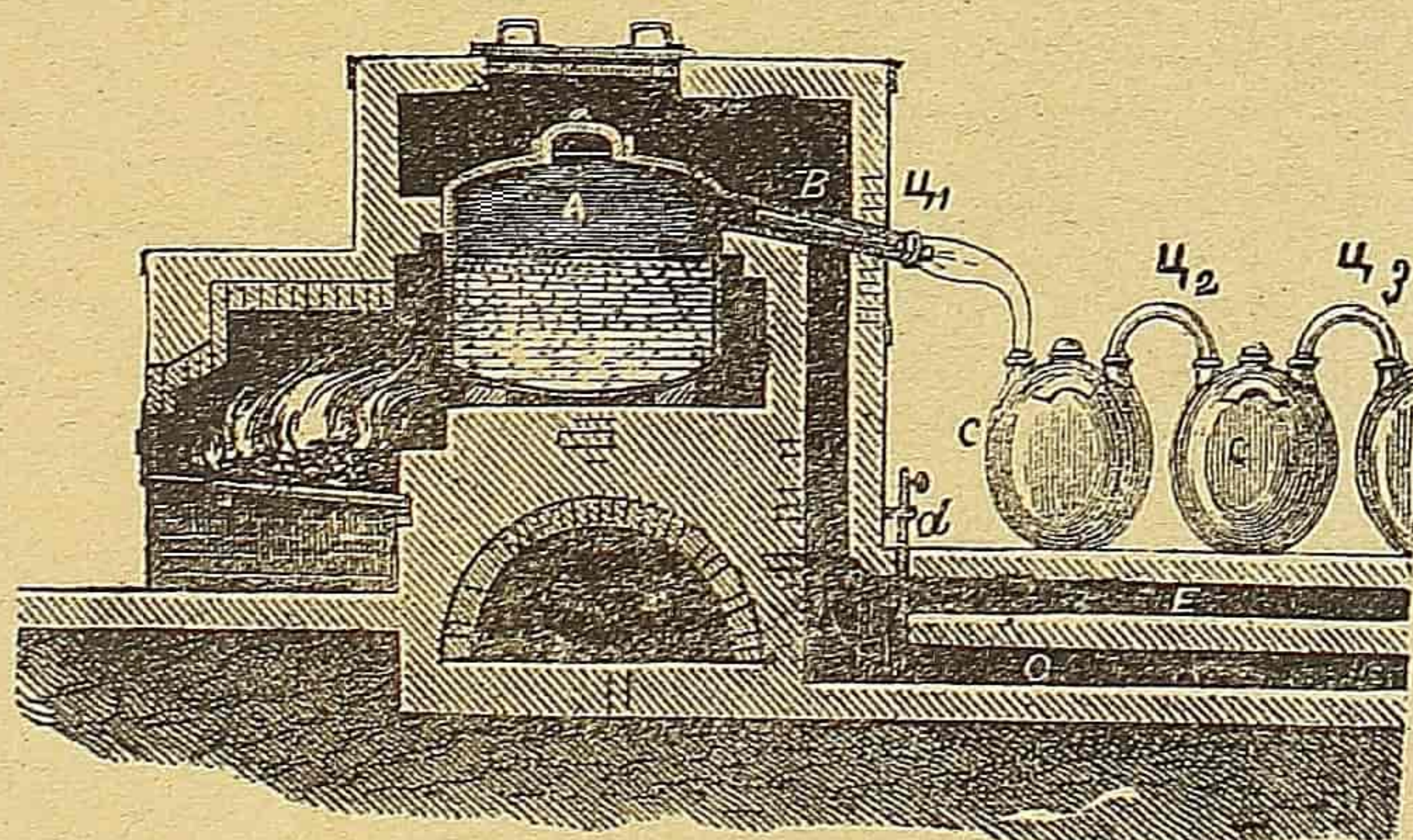
лако у састојке распадају, па зато могу да дејствују оксидишући. Ми ћемо се познати само са азотном киселином.

**Азотна киселина**  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HO}\cdot\text{NO}_2$ . Налази се у природи у облику соли као минерал *шалитра* ( $\text{NaNO}_3$ ), а иста постаје из азотних органских материја, кад у присутности база труле на ваздуху.

Азотна киселина добија се из шалитре, дестилишући је са сумпорном киселином:

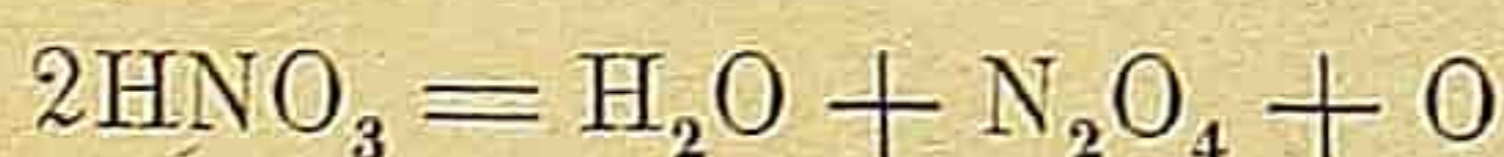


Ова смеша загрева се у гвозденом котлу *A* (сл. 14), а поставша азотна киселина дестилише и згушњава се у ђупама *C*.



Сл. 14.

Азотна киселина је безбојна течност, слабог мириса, густине 1.53. Кључа на  $86^\circ$ , распадајући се од чести:



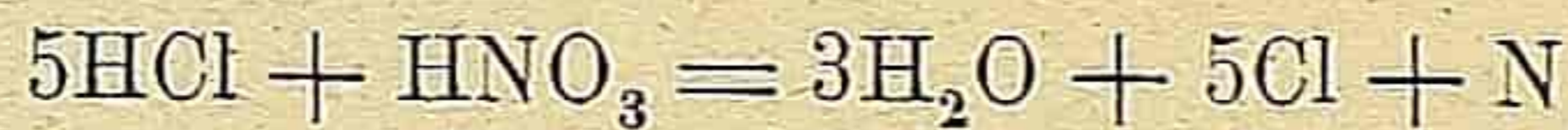
с тога је дестилат од тетроксида обојен жуто. Кад овог оксида садржи више, онда се зове *пушљива азотна кис.*

Кисеоник у азотној киселини лабаво је везан, зато може она да дејствује и оксидишући. Тако сумпор, фосфор,



арсен и т. д., кувани у азотној киселини, оксидишу се до својих највиших киселина, а органска једињења сагору у њој потпуно. То је узрок што азотна киселина нагриза кожу и боји је жуто.

Од тог оксидишућег дејства азотне киселине долази и то, што она може да ослободи соној киселини хлор:



Ту кисеоник азотне киселине оксидише соној киселини водоник (у воду), а хлор остаје слободан. Због тога смеша азотне и соне киселине дејствује хлоришући, па зато раствара и злато, са чега је назвата *царска вода*.

Од оксидишућег дејства азотне киселине долази и то, што се не развија водоник, кад се метали у њој растварају:



јер се тај водоник оксидише кисеоником азотне киселине у воду. Услед тога редукује се азотна кис. у ниже оксиде до слободног азота, а овај се најзад једини са водоником у амонијак. Водоник и азот не једине се непосредно, али у тренутку ослобађања (*status nascendi*) једине се, јер су тада у слободним атомима, којима сав афинитет на расположењу стоји.

Азотна киселина јака је, гради соли *нитрате*  $\text{MNO}_3$ , који су у води растворни и кристалишу лепо.

#### Атмосферски ваздух.

Гасовито тело што нашу земљу омотава назива се атмосфером, а материја исте атмосферски ваздух. Ваздух је смеша азота и кисеоника, а садржи:

Азота	79	запр.	или	77	дел.
Кисеоника	21	»	»	23	»

Сем тога у ваздуху има водене паре (до 1<sup>0</sup>/<sub>10</sub>), угљен-диоксида (3 запр.  $\text{CO}_2$  у 10.000 запр. ваздуха) и врло мало:



амонијачних соли, нитрата, озона, прашине, спора, клица и т. д. 1 литар ваздуха на 0° и под притиском 760 мм. тежи 1.2932 грама.

Ови састојци ваздушни условљују многе важне хемиске процесе, што на земљи бивају. Тако што у ваздуху може ватра горети и животиње могу дисати, то од кисеоника долази; јер горење и дисање јесу процеси оксидације, који без кисеоника бити не могу. Водена пара ваздушна спушта се на земљу као киша или снег, и та вода рони током својим брда, а насипље низине, раствара нешто на једном месту, а таложи га на другом, и тако је она била чињеница многих геолошких творевина. Сем тога вода одржава живот биља и животиња. Угљен-диоксид важан је састојак ваздушни с тога, јер се биље његовим угљеником рани. Амонијачне соли и нитрате ваздушне сноси киша на земљу и ту служе биљу као рана азотна. Клице и споре ваздушне подстичу разне хемизме у многим телима, развијајући се у разноврсне ниже организме, који се у устојаној кишници и голим оком видети могу. Тако врење шире, кишељење вина, труљење меса, буђање влажних дуварова и т. д. све то производе извесне споре или клице ваздушне, развијајући се у тим телима у ниже организме. И заразне болести преносе се неким клицама, зване микробе.

Животиње и биље ране се ваздухом. Тако животиње упијају из удисаног ваздуха кисеоник, оксидишу њиме извесне делове свога тела и издишу га најзад као угљен-диоксид. Биље пак упија лишћем из ваздуха угљен-диоксид, и задржавајући из истога себи угљеник, враћа ваздуху кисеоник. Сунчана светлост покретач је овом биљном хемизму, зато се обавља само дању а ноћу не. Живот животиња и живот биља јесу дакле две супротне радње хемиске: животиње удишу кисеоник, а издишу угљен-диоксид; биље напротив удише угљен-диоксид, а издише кисеоник. Ова супротност животињског и биљног живота чини те угљеник кружи између та два жива царства. Тако угљен-диоксид



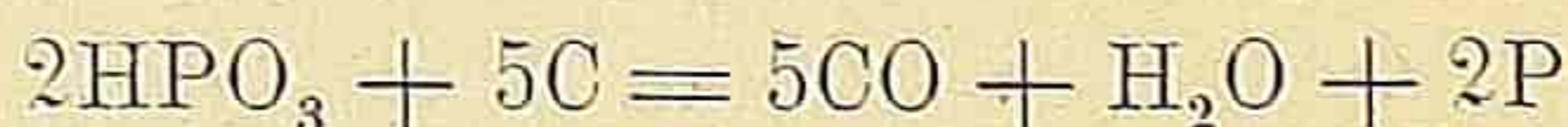
ваздушни, прелазећи у биље, претвара се у биљно градиво, и то вероватно посредовањем хлорофила. Биљно градиво пак, служећи као рана животињама, претвара се у животињско градиво. Животињско градиво сагорева са удисаним кисеоником у угљен-диоксид, који се издисајем у ваздух враћа, да одатле опет исти пут понови. Између биља и животиња, а преко ваздуха, кружи дакле угљеник непрекидно.

### Фосфор, Phosphorus P.

АТОМ. ТЕЖ. 31. МОЛ. ТЕЖ. 124.

Фосфор је пронађен 1669 год. У природи нема слободног фосфора, јер му је сродство према кисеонику велико. Најчешће се налази у минералу *апатиту* и *фосфориту*, који су фосфати калцијумови. Тих минерала има по мало у свима старим стенама и одатле доспевају у трошну земљу, где служе биљу као рана. Кости животиња састоје се у главном из калцијум-фосфата, а сем њих има фосфора у мозгу, крви, месу, млеку и т. д. Потрошена фосфорна једињења у организму животиња луче се у мокраћи као фосфати.

Фосфор се добија фабрично из костију. Из њих извуку помоћу киселина (HCl и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) фосфорну киселину (HPO<sub>3</sub>), а из ове ослобађају фосфор, дестилишући је са угљеном измешану из земљане реторте:



Дестилат се доводи у воду, да се згусне, и чисти се од труња, цедећи га у млакој води кроз кожу.

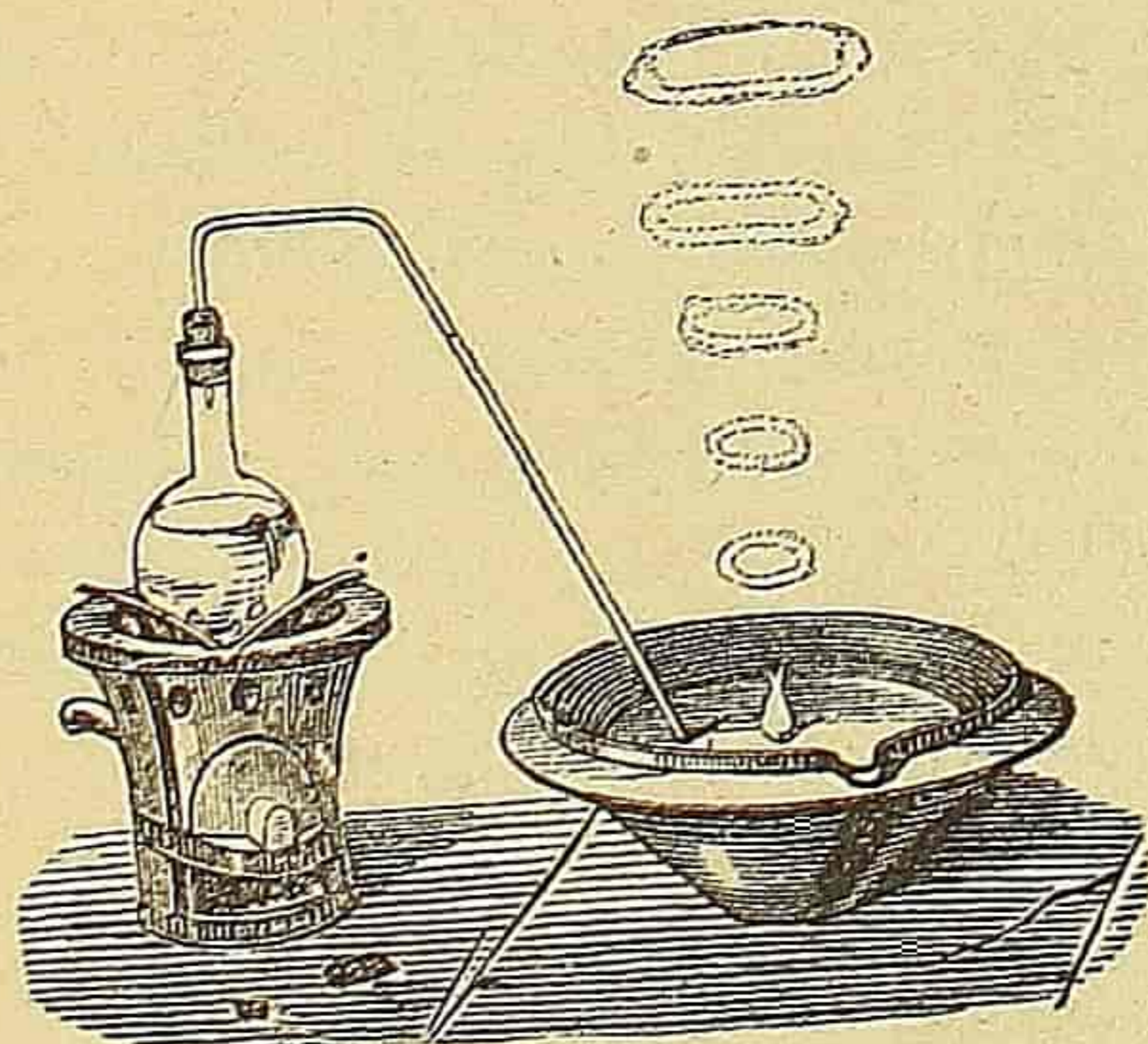
Фосфор је чврсто безбојно тело. Топи се на 44°, а кључа на 290°. У води се не раствара, а у сумпороугљенику доста лако. На ваздуху се дими и светли (у мраку), што долази од лаганог оксидисања; том приликом ствара се озон, зато фосфор има мирис истога. Лако се пали, зато га чувамо у води и не смемо га руком ватати, јер су његове изгоретине опасне. Фосфор се једини лако и са металодима и са металима. Фосфор је јак отров.



Фосфор поцрвени, кад дуже на светлости стоји, а брже кад га у затвореном суду до  $250^{\circ}$  загрејемо. Овај *црвени фосфор* разликује се од обичног фосфора, тако: није отрован, тешко се пали, не раствара се у сумпороутљенику и са осталим елементима једини се споро. Црвени фосфор јесте дакле друга алотропска модификација.

Фосфор се поглавито употребљује за грађење *жижица*, а има их двојаких: са и без фосфора. Запаљиви главићи *фосфорних жижица* садрже фосфора, супероксида оловног и песка, а све је то гумом у једно слепљено. Ове жижице пале се кад их о ма какав рапав предмет протремо. Главичи *жижица без фосфора* (шведске) садрже калијум-хлората, стакленог праха и арапске гуме. Ове се жижице не пале кад их о какво рапаво тело таремо, али се лако пале кад их преко оне црвене превлаке кутијине превучемо, која садржи: црвеног фосфора, антимон-трисулфида и лепка.

**Фосфороводоник  $H_3P$ .** Фосфор се не једини са водоником непосредно, а ово једињење добија се кад у калијум-хидрату грејемо фосфор (сл. 15). Гасни меурци, што

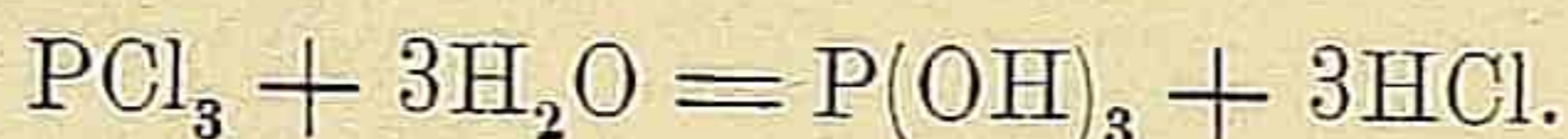


Сл. 15.

из одводне цеви одилазе, пале се чим на ваздух изађу, јер се фосфороводоник од себе пали. Фосфороводоник је безбојан гас непријатног и отровног мириса.



**Једињења фосфора са халогенама.** Фосфор и халогене запале се, чим у додир дођу, и граде по два једињења, н. пр.  $\text{PCl}_3$  и  $\text{PCl}_5$ . Ова су једињења према води врло непостојана, јер фосфор има према кисеонику јаче сродство, за то се са водом нагло распадају:



**Једињења фосфора са кисеоником.** Фосфор има јак афинитет према кисеонику; гради два оксида и две одговарајуће киселине:

Фосфор-триоксид  $\text{P}_2\text{O}_3$  и фосфораста кис.  $\text{H}_3\text{PO}_3$

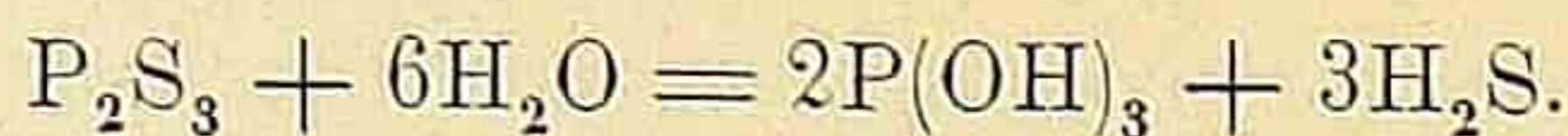
Фосфор-пентоксид  $\text{P}_2\text{O}_5$  и фосфорна кис.  $\text{H}_3\text{PO}_4$

*Фосфор-пентоксид*  $\text{P}_2\text{O}_5$  или  $\text{O}_2\text{P.O.PO}_2$ . Постаје кад фосфор гори; онај бео дим, што се при томе гради, јесте врло ситан прах овог оксида. Са водом се једини у фосфорну киселину, а колико му је велико сродство према истој, показује то, што чвркне, кад га у њу бацимо.

*Фосфорна киселина*  $\text{H}_3\text{PO}_4$  или  $(\text{HO})_3\text{PO}$ . Минерали *апатит* и *фосфорит* јесу калцијумове соли ове киселине. Фосфорна киселина добија се оксидацијом фосфора поред воде, а као оксидишуће тело служи обично азотна киселина. Фосфорна киселина је чврста и кристална, али се брзо расплини, јер привлачи влагу. Гради соли *фосфате*  $\text{MH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{M}_2\text{HPO}_4$  и  $\text{M}_3\text{PO}_4$ , од којих само су алкални у води растворни. Губи воду на јачој топлоти и прелази у *метафосфорну киселину*  $\text{HPO}_3$



**Једињења фосфора са сумпором.** Фосфор се једини са сумпором непосредно, градећи више једињења; но поред два оксида постоје и два сулфида:  $\text{P}_2\text{S}_3$  и  $\text{P}_2\text{S}_5$ . Ова су једињења непостојана према води, са истом се распадају:



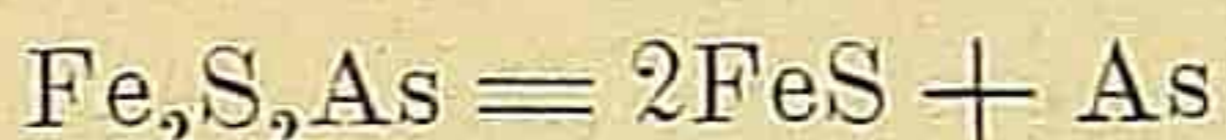


## А р с е н As.

АТОМ. ТЕЖ. 75. МОЛ. ТЕЖ. 300.

Још стари су познавали арсен. Слободног арсена има и у природи, али ретко; као сулфид саставља минерале *реалгар*  $As_2S_2$ , *аурипигмент*  $As_2S_3$ , и *арсенопирит*  $Fe_2S_2As$ . Овај последњи чести је пратиоц других руда. Арсена има и у неким минералним водама.

Арсен се добија фабрично из арсенопирита, дестилишући га из земљане реторте:



Арсен је пепељаст, сјајан и кристаласт. Испарава пре топљења, прелазећи у жуту пару. На ваздуху се оксидише по површини и превуче мрком покожицом; кад га запаљимо гори плаветникастим пламеном, развијајући бео дим ( $As_2O_3$ ) и неки непријатан мирис, налик на мирис белог лука. Једини се и са металоидима и са металима. Арсенова једињења отровна су.

**Арсеноводоник**  $AsH_3$ . Постаје кад насцентан водоник дејствује на оксид арсенов. Кад метемо оксида арсеновог у апарат, где се водоник развија, градиће се и арсеноводоник. Арсеноводоник је безбојан гас непријатног и отровног мириса; гори плаветникастим пламеном.

**Једињења арсенова са халогенама.** Арсен се једини са халогенама непосредно и то уз појаву ватре, а гради само по једно једињење, н. пр.  $AsCl_3$ . И ова се једињења распадају са водом као и фосфорна.

**Једињења арсенова са кисеоником.** Арсен се једини непосредно са кисеоником и гради, као и фосфор, два оксида и две киселине:

Арсен-триоксид  $As_2O_3$ . Арсенаста кис.  $H_3AsO_3$

Арсен-пентоксид  $As_2O_5$ . Арсенова кис.  $H_3AsO_4$

*Арсен-триоксид (сичан)*  $As_2O_3$  или  $OAs.O.AsO$ . Постаје кад арсен гори. Фабрично се производи пржењем ар-



сенопирита; гасови пржења проводе се кроз дужи канал, и ту се овај триоксид слеже као ситан прах (*брашно арсеново*). Ово брашно чисти се сублимисањем, а сублимат се вата као стакло, зато се и зове *арсеново стакло*. Арсен-триоксид јак је отров, но горштаци га узимљу против умора и навикну се на повећу дозу истога. Употребљује се у медицини (тинктура Фовлерова).

Овом оксиду одговара *арсенаста киселина*  $\text{As}(\text{OH})_3$ , која гради соли *арсените*  $\text{M}_3\text{AsO}_3$ .

*Арсенова киселина*  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  или  $(\text{HO})_3\text{AsO}$ . Постаје из триоксида кад га поред воде оксидишемо азотном киселином. Ова киселина гради соли *арсенате*  $\text{M}_3\text{AsO}_4$ , од којих само су алкални у води растворни.

**Једињења арсенова са сумпором.** Арсен и сумпор једине се непосредно градећи два сулфида и две тијоки-селине:

Трисулфид  $\text{As}_2\text{S}_3$ . Тијоарсенаста кис.  $\text{H}_3\text{AsS}_3$   
 Пентасулфид  $\text{As}_2\text{S}_5$ . Тијоарсенова кис.  $\text{H}_3\text{AsS}_4$ .

#### АНТИМОН, Stibium Sb.

АТОМ. ТЕЖ. 120.

Једињења антимонова познавли су још стари. Најчешће се налази антимон као минерал *антимонит* ( $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ), одакле се добија, топећи ту руду са неким додатцима.

Антимон је сив, сјајан, кристаласт и крт; специфич. тежину има 6.7; топи се на  $430^\circ$ . Кад је усијан запали се у кисеонику и сагори у триоксид ( $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ). Са халогенама запали се и на обичној температури, градећи по два једињења:  $\text{SbCl}_3$  и  $\text{SbCl}_5$ , која се, као и фосфорна, у води распадају. Са насцентним водоником гради, као и арсен, запаљиво гасовито једињење  $\text{SbH}_3$ .

Антимон и кисеоник граде два оксида и две киселине:

Триоксид  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ . Антимон-хидрат  $\text{HSbO}_2$   
 Пентоксид  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ . Антимонова киселина  $\text{HSbO}_3$



Триоксид постаје кад антимон на ваздуху гори. Његов хидрат ( $\text{HO.SbO}$ ) понаша се као база. Његова киселина пак права је киселина и гради соли антимонате  $\text{M'SbO}_3$ .

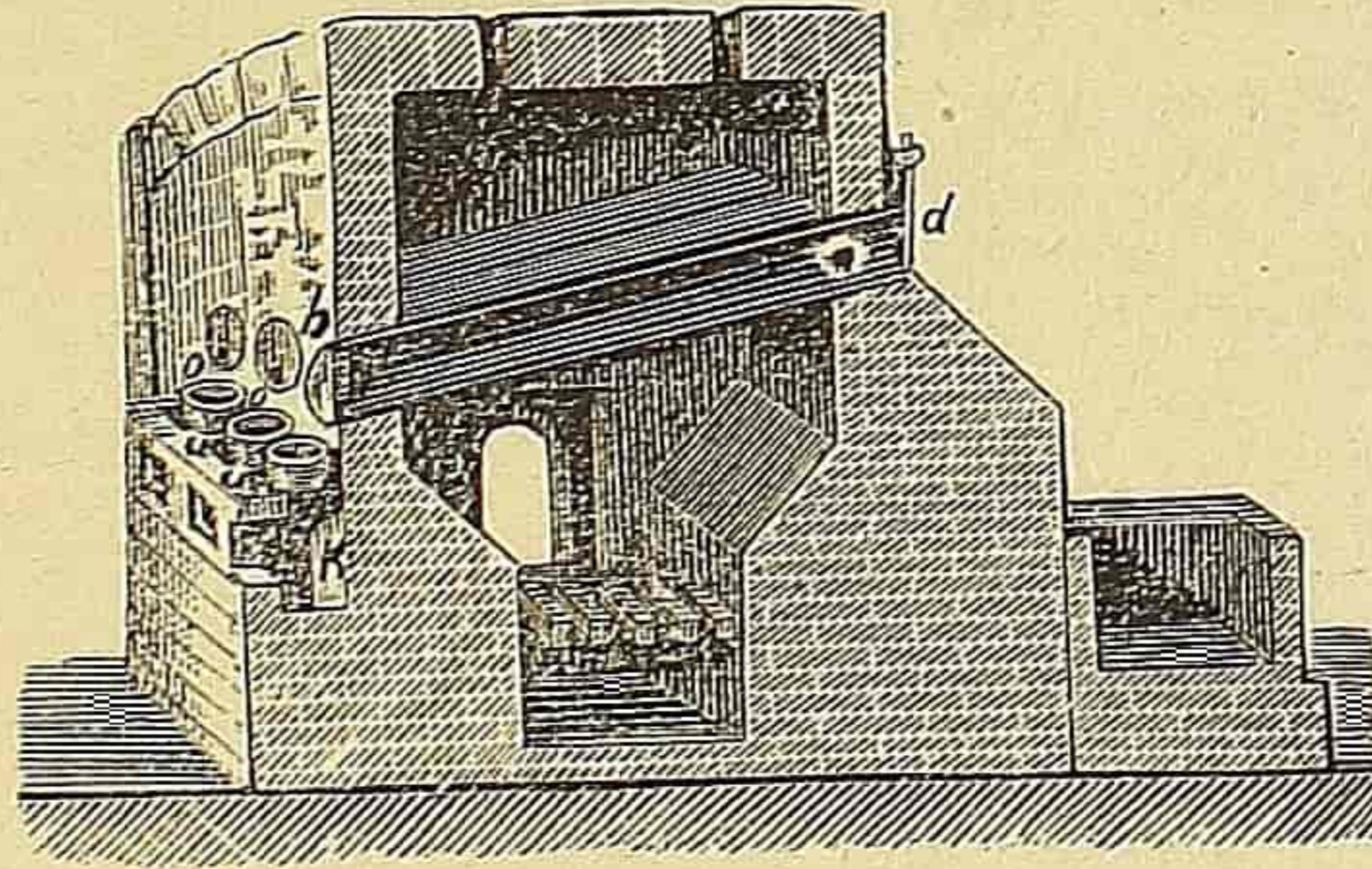
Антимон и сумпор граде два сулфида и две тијоки-селине (као соли):

Трисулфид  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ . Тијоантимонити  $\text{M'SbS}_2$   
 Пентасулфид  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ . Тијоантимонати  $\text{M}_3\text{SbS}_4$

### Визмут $\text{Bi}$ .

АТОМСКА ТЕЖИНА 208.

Визмут је познат одавно. Најчешће се налази у природи слободан и из те руде одваја се од примешане стене истапањем. Истапље се у косо положеним цевима (сл. 16), а стопљени визмут цури у судове *a*.



Сл. 16.

Визмут је црвенкасто бео, сјајан и крт; спец. теж. има 9·8; топи се на  $249^\circ$ . Кад га усијамо на ваздуху оксидише се доста нагло у триоксид ( $\text{Bi}_2\text{O}_3$ ). Са халогенама једини се уз припомоћ топлоте, узимљући по три атома, н. пр.  $\text{BiCl}_3$ . Његове легуре са неким металима (олово, калај, кадмијум) лако су топке (испод  $100^\circ$ ).

Визмут и кисеоник граде два главна оксида и два хидрата:

Триоксид  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ . Хидрат  $\text{HBiO}_2$   
 Пентоксид  $\text{Bi}_2\text{O}_5$ . Киселина  $\text{HBiO}_3$



Хидрат се понаша као права база, а киселина гради соли *визмутате*  $\text{MBiO}_3$ .

### Бор $\text{B} = 11$ .

Бор је пронађен 1808 године. Налази се у природи као *сасолин*  $\text{B}(\text{OH})_3$ , *боракс*  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и т. д. Добија се као мркозелен аморфан прах, кад оксид боров стопимо са натријумом. Усијан бор запали се на ваздуху и сагори јаким бљеском у триоксид ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ). Са халогенама, сумпором и фосфором једини се са појавом ватре, а једини се непосредно и са азотом ( $\text{BN}$ ). Борна киселина  $\text{B}(\text{OH})_3$  гради соли *борате*. Боракс и борна киселина употребљују се за конзервусање мяса, млека и друге ране.

**V. Угљеникова фамилија.** У ову фамилију увршћују се:

- а) угљеник, силицијум, германијум и калај и
- б) титан, циркон и тор.

Угљеник и силицијум четиривалентни су, а остали су дво и четиривалентни. Хидрати ових елемената од калаја јесу и киселине и базе. Ми ћемо проучити само угљеник, силицијум и калај.

### Угљеник, *Carbo C*.

АТОМ. ТЕЖ. 12.

Дијаманат, графит и дрвени угаљ познавали су још стари, али је тек Лавоазје уврстио угљеник у елементе, пошто је открио природу горења.

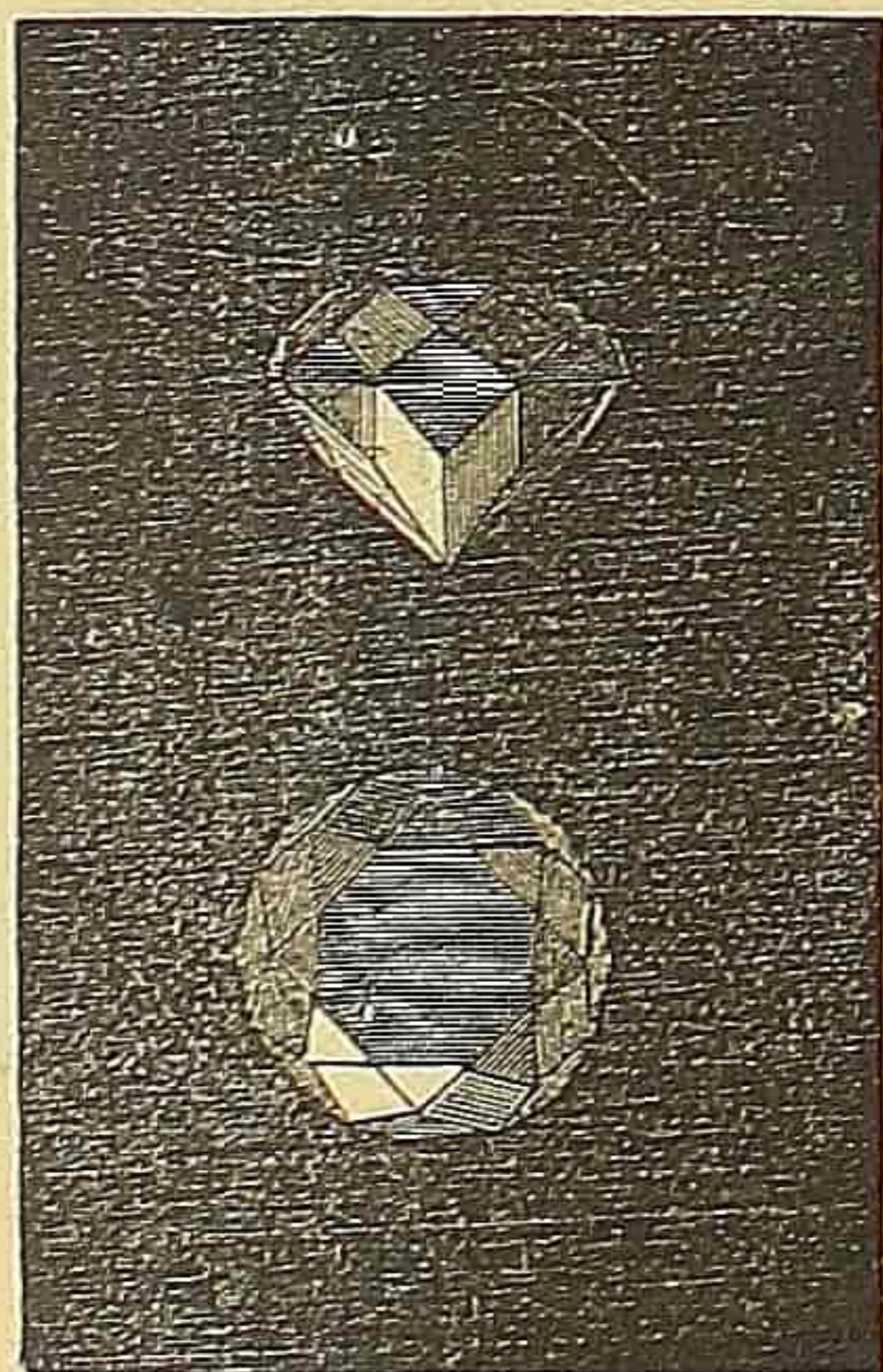
Елементаран угљеник налази се у природи као *дијаманат* и *графит*. Као *угљен-диоксид* ( $\text{CO}_2$ ) налази се у ваздуху и води, а соли угљене киселине — *карбонати* — састављају читаве ланце брда. Угљенична једињења јесу градиво биља и животиња. Остатке некадашњег биља налазимо у земљи као *фосилан угаљ*. Угљеник је дакле обилато на земљи распростра и јесте важан састојак њен.

Постоје три алотропске модификације угљеникове, а те су: *дијаманат*, *графит* и *аморфан угаљ*.

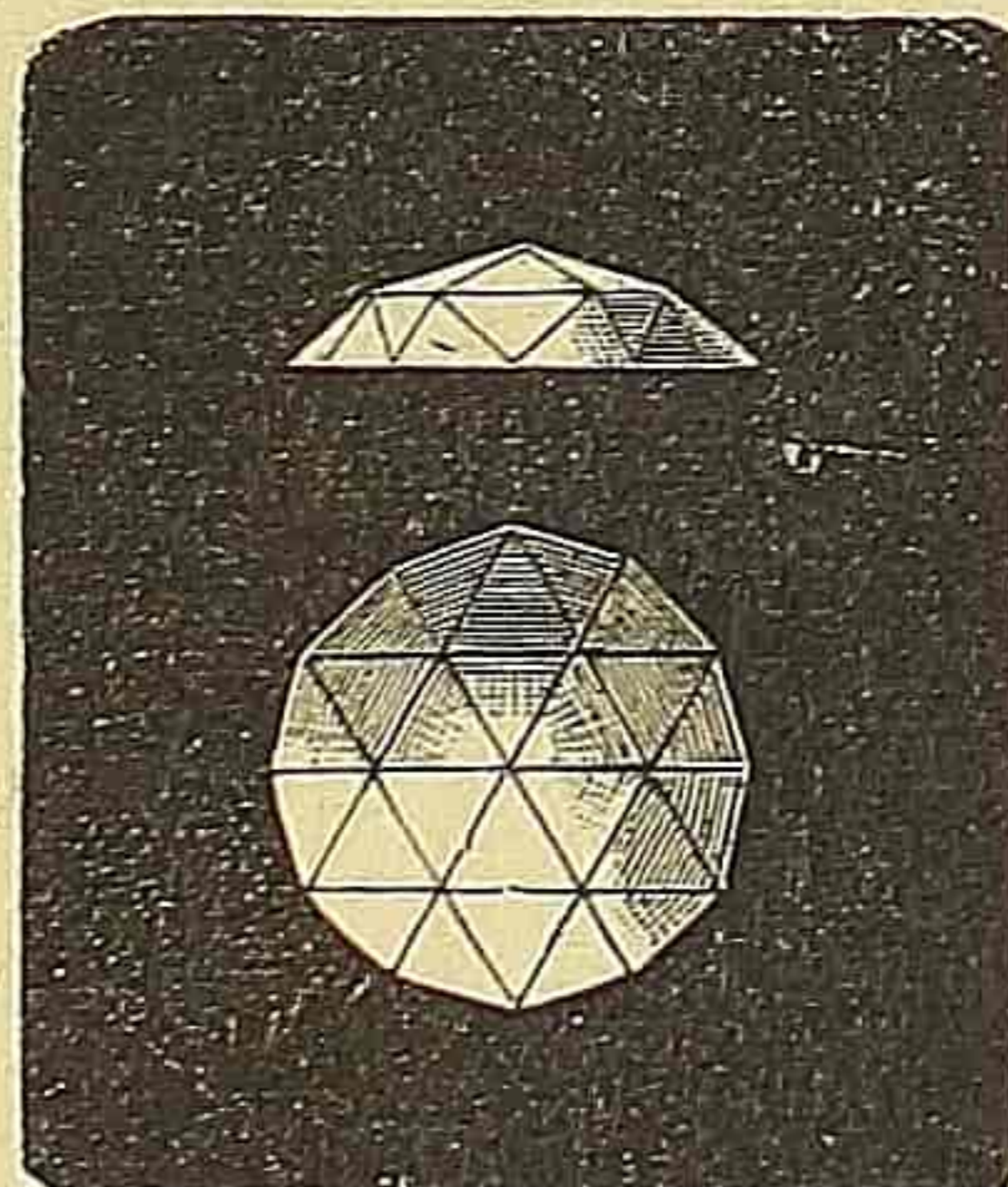


**Дијаманат.** Налази се у неким песковима у Индији, Бразилији, Калифорнији и т. д., одакле се одваја испирањем. Дијаманат кристалише тесерално; обично је безбојан и провидан, а има их и разно обојених. Дијаманат је најтврђе тело и прелама светлост најјаче, па зато сјаји и прелива боје. Дијаманат се не мења у ватри, а ако му усијаном прилази кисеоник, сагори у  $\text{CO}_2$ ; не раствара се ни у чему

Дијаманат је најцењенији драги камен. За накит реже се у ова два облика: *бриљант* (сл. 17) и *розет* (сл. 18).



Сл. 17.



Сл. 18.

Дијаманат се мери на *карат* ( $= 0.2054$  грама). Један карат чистог израђеног дијаманта кошта око 250 дин., но тежи дијаманти знатно су скупљи.

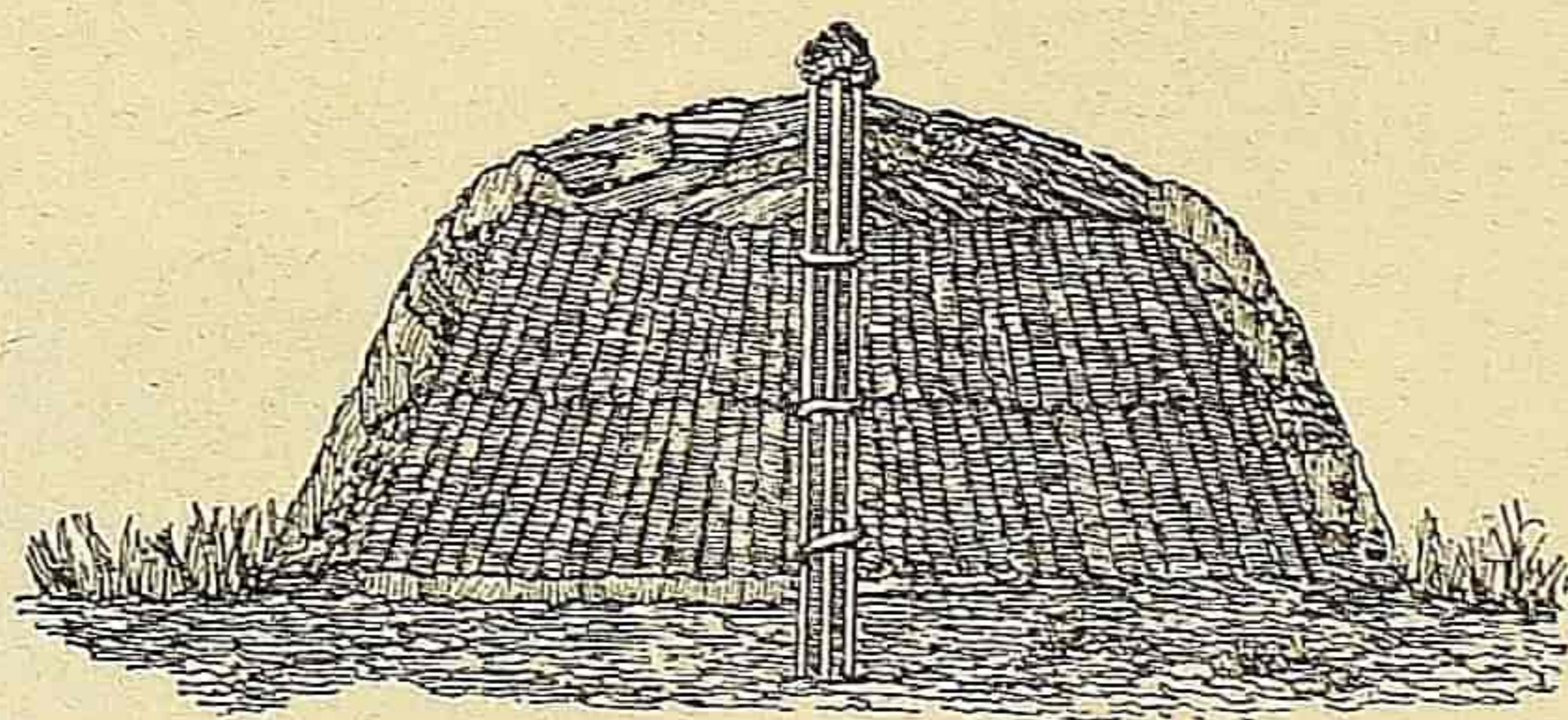
Ситни и нечисти дијаманти употребљују се за глађење дијаманата и другог драгог камења; од њих се, даље, граде сечива за сечење стакла, пера за писање по стаклету ит.д.

**Графит.** Има га код нас на Столовима, а особито је цењен Цејлонски, Сибирски и Калифорниски графит. Кристалише у шестостраним плочама, има мрку сјајну боју, масан је под прстима и нагари кожу. Од графита се граде писаљке, ђупе, украси и т. д.



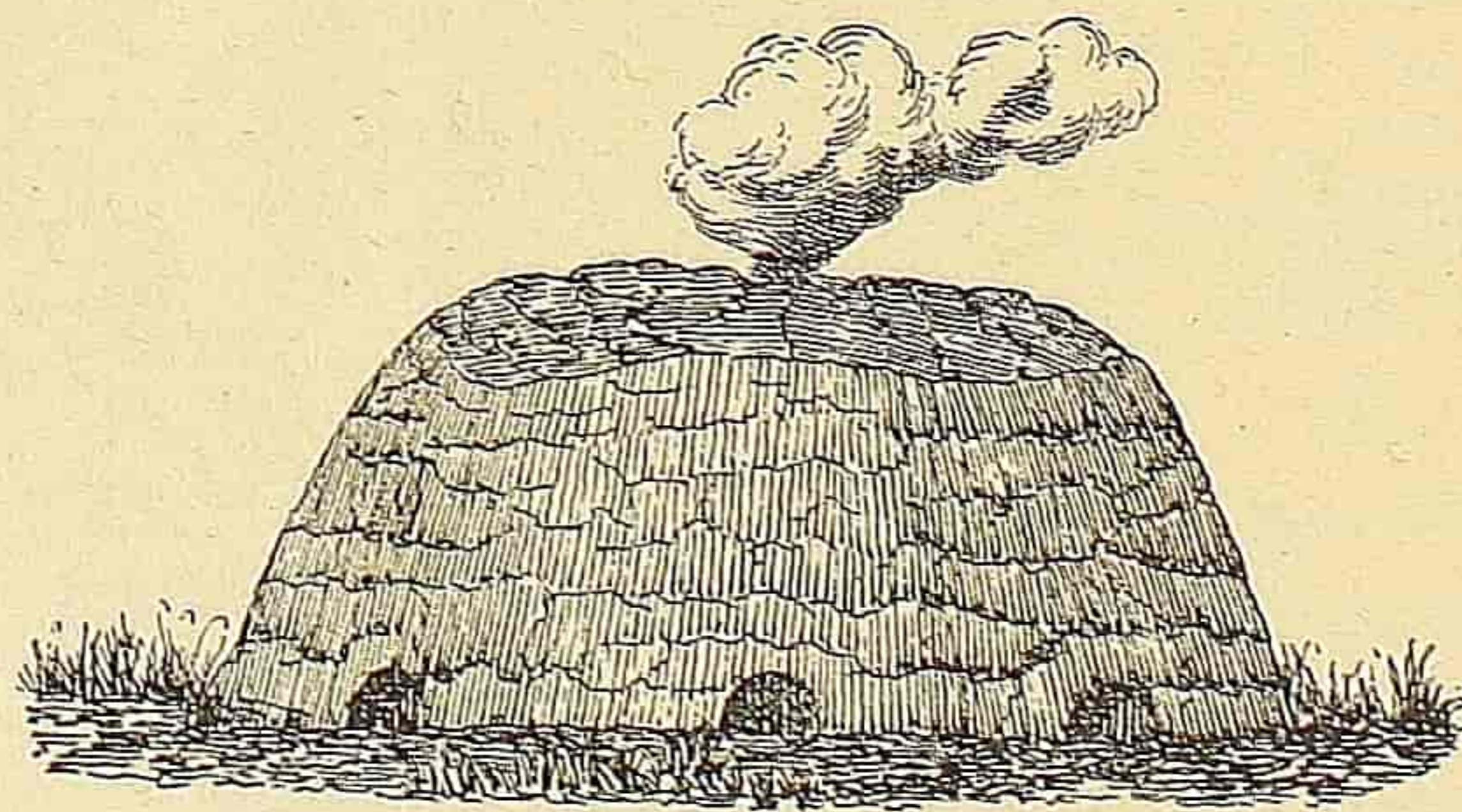
**Аморфан угаљ.** - Биљна и животињска тела (дрво, кост...) распадају се, кад их у затвореном суду жаримо, и одпуштају водоник, кисеоник и азот са једним делом угљеника у облику разних испарљивих једињења, а други део угљеника остаје у суду као аморфан угаљ. Ова радња зове се *угљенисање* или *сува дестилација*. На тај начин производи се из дрвета *дрвени угаљ*, из фосилног угља *кокс*, из костију *коштани угаљ* и т. д.

Угљенисање дрвета у гомилама видимо на сл. 19 и 20. Гомила се покрије земљом озго и подпали оздо. Да не



Сл. 19.

би ватра ма узела, умери јој се притицај ваздуха. У гомили сагори неки део дрвета, а од те топлоте остало се



Сл. 20.

дрво угљенише; испарљиви гисови пак, што при томе постају, пролазе кроз кровину у ваздух.



Аморфан угаљ је црн, нетопљив и нерастворан. Кад је усијан гори на ваздуху, а једини се непосредно и са сумпором и флуором. Раствара се у растопљеном гвожђу. одакле, при стињавању, кристалише као графит.

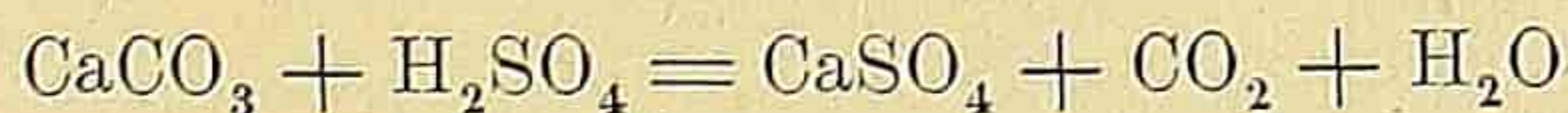
**Фосилни угаљ.** Постао је из некадашњег биља, које се је у земљи угљенисало. Према томе докле је дошао тај процес угљенисања, разликујемо три врсте фосилног угља: *мрки угаљ*, *камени угаљ* и *антрацит*. Мрки угаљ постао је у терцијерној перијоди и то у влази; он се је само у пола угљенисао, а по где што ни толико, те изгледа као дрво (*лигнит*). Камени угаљ старији је; он је постао у карбонској формацији и то у сувоти и топлоти, с тога је јаче угљенисан, па је усљед тога црн и смоласт. Антрацит је још старији, често се на саме еруптивне стене наслања, и тако је од те јаке топлоте угљенисан скоро потпуно. Фосилни угаљ важно је гориво данашњој индустрији.

Сем овог фосилног угља, који је некада у геолошкој прошлости постао, имамо га који се данас ствара, а то је *тресет*. Тресет постаје по барама и подводним местима из барског биља, које на тим местима живи и умире, и из шумског шушња, који буице у та места носе. У тресету је угљенисање тек одпочело, и поједине биљке могу се у њему распознати.

**Угљенична једињења.** Поменуто је да су угљенична једињења многобројна и да ћемо их у засебном одељку — у Органској Хемији проучити. Овде ћемо изнети само његов оксид и сулфид.

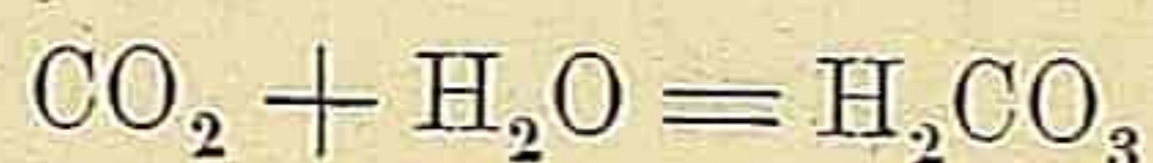
**Угљен-диоксид**  $\text{CO}_2$ . Ствара се дисањем, горењем и труљењем органских тела, зато га има у ваздуху, земљи и у свима водама. Од карбоната калцијумов се налази најчешће и највише.

Угљен-диоксид добија се из неког карбоната (мермер, креда, магнезит) растављајући га киселинама:



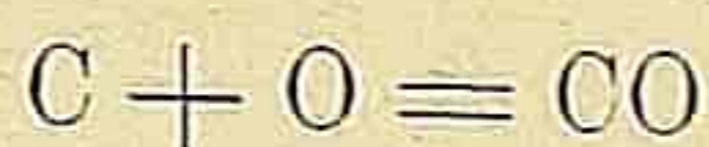


Угљен-диоксид је гас без боје, накиселог укуса и мириса. Притисак 36 атмосфера претвара га у течност, која кључа на  $-78^{\circ}$ , а мрзне се на  $-100^{\circ}$ . Запаљена тела гасе се, а животиње се угуше у њему. Угљен-диоксид раствара се у води нешто мало, градећи *угљену киселину*  $\text{H}_2\text{CO}_3$  или  $(\text{HO})_2\text{CO}$ :



Ова је киселина непостојана, с тога се ван воденог раствора не може одржати; али су њене соли *карбонати*,  $\text{MHC}_3$  и  $\text{M}_2\text{CO}_3$  постојани. Алкални карбонати растворни су у води, а осталих метала не, но и они се растварају у угљокиселој води.

**Угљен-моноксид**  $\text{CO}$ . Постаје кад угаљ, усљед недовољног притицаја ваздуха, сагорева непотпуно:



или кад угљен-диоксид пролази кроз усијани угаљ:



Угљен-моноксид је гас без боје, куса и мириса. Гори модрикастим пламеном (прелази у  $\text{CO}_2$ ). За дисање врло је отрован; изазива прво главобољу, затим несвестицу и смрт.

**Сумпороугљеник**  $\text{CS}_2$ . Постаје кад кроз усијани угаљ пролази пара сумпорна. У цилиндар *A*, пун усијана кокса, доводи се на цев *E* пара сумпорна (сл. 21). Поставши сумпороугљеник иде у лопту *J* и табарку *T* да се згусне.

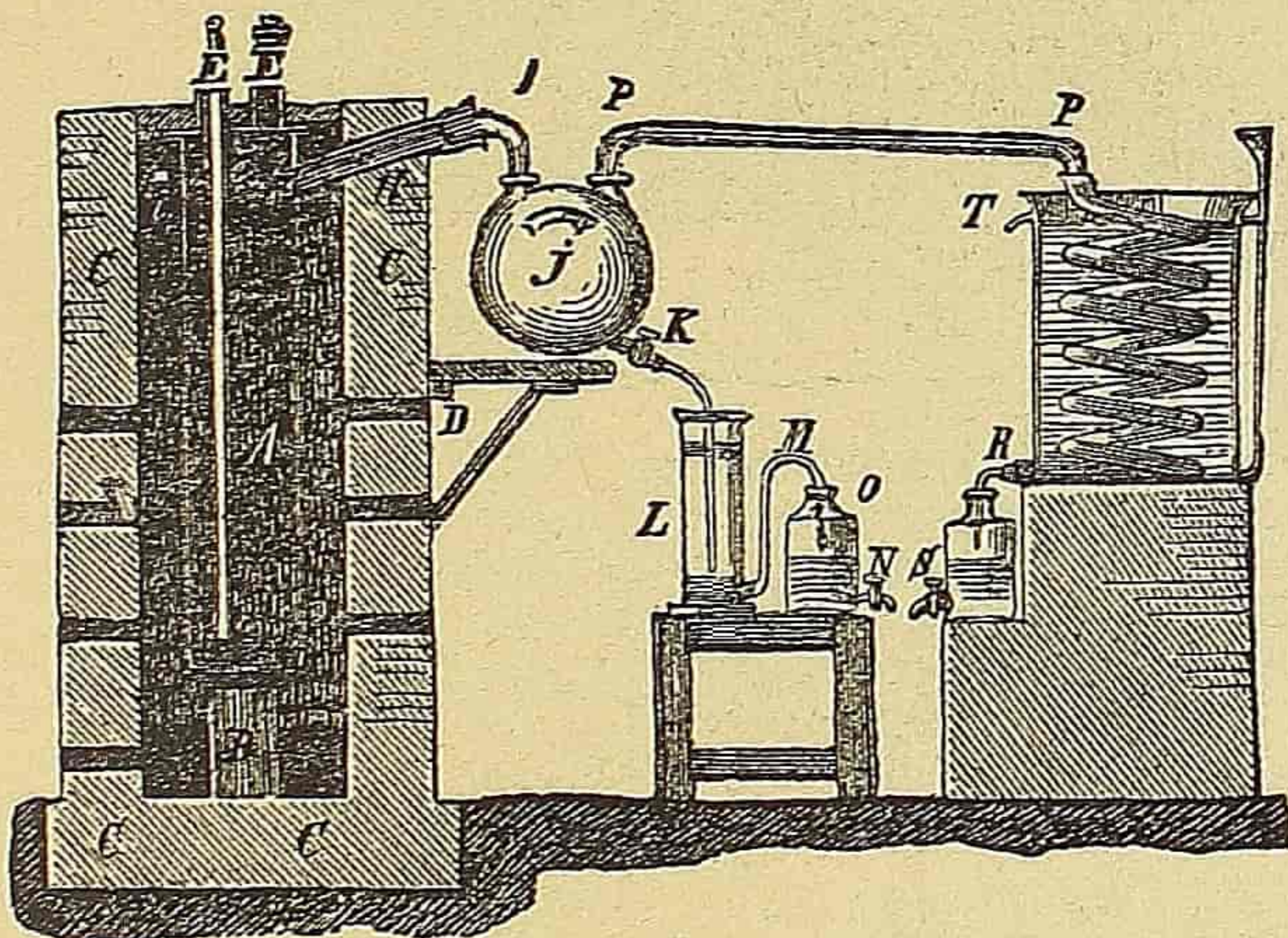
Сумпороугљеник је безбојна течност непријатног мириса; кључа на  $46^{\circ}$ ; у води се не раствара, али он раствара масти, смоле и многа у води нерастворна тела; запаљив је и гори плаветникастим пламеном; за дисање отрован је. Сумпороугљеник употребљује се за утамањивање инсеката (филоксере, мољаца).

Поред сумпороугљеника постоји одговарајућа му *тијоугљена киселина*  $\text{H}_2\text{CS}_3$ , која гради соли *тијокарбонате*  $\text{M}_2\text{CS}_3$ .



## Светљиви гас.

Горљиви гас, што се ствара сувом дестилацијом каменог угља, употребљен је за осветљење. Постројење фаб-



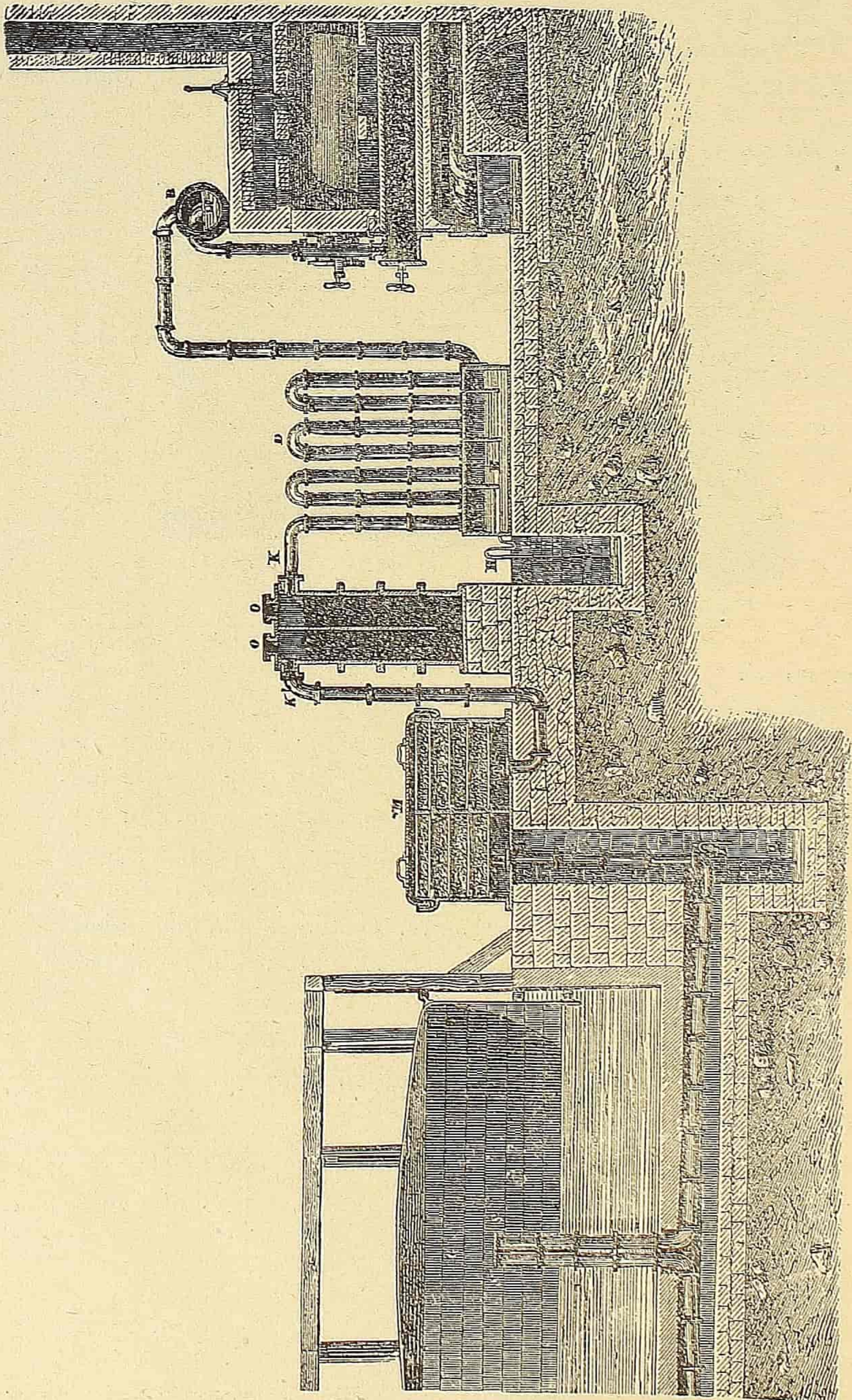
Сл. 21.

рично за производњу светљивог гаса видимо у сл. 22. Угаљ се дестилише у земљаним ретортама С, смештене по пет на једној ватри А. Из ретората иде дестилат цевима у кондензатор D, да ту остави катрањиви део; затим пролази коксни кондензатор O O, где капље вода, да њој преда амонијак; после тога у сандуку H пролази преко Ламингове масе (креч и оксид гвожђа), те му ова узме угљен-диоксид и сумпороводоник. Овако пречишћен светљиви гас иде у гасометар G, одакле се одводи до потрошача цевима.

Светљиви гас састоји се у главnome из водоника и метана, а садржи и нешто мало незасићених угљоводоника, да јачу светлост има.

Фабрике светљивог гаса производе узгредно: кокс амонијачну воду и катран.



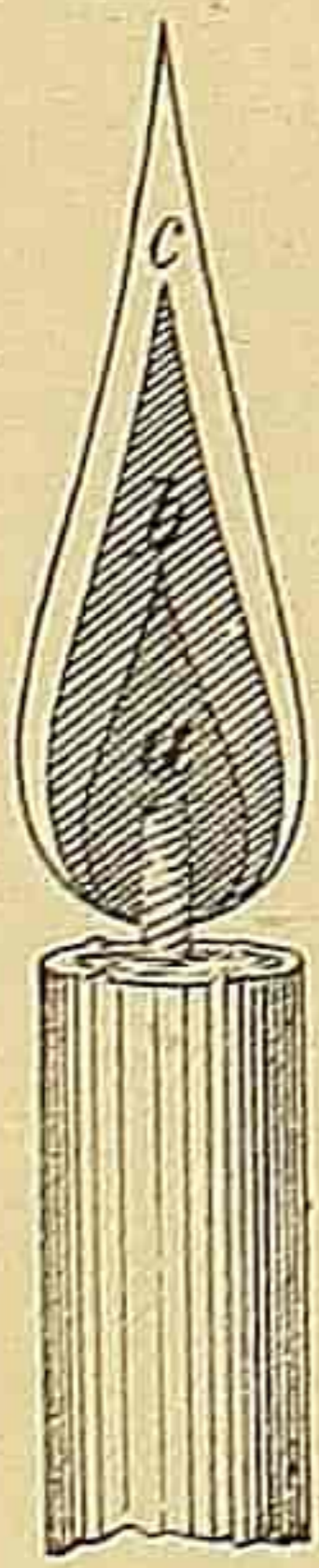




## П л а м е н.

Знамо да нека тела горе са пламеном а нека без пламена. Тако водоник, сумпор, дрво и т. д. горе са пламеном, а дрвени угаљ, кад је распаљен, не даје пламен, већ само сија. Као правило можемо поставити: *са пламеном горе сви гасови, а чврста тела само сијају, т. ј. горе без пламена.* Што пак и сумпор и дрво са пламеном горе, то долази отуда, што се сумпор при горењу у пару претвара, а из дрвета се, усљед суве дестилације, горљиви гас ствара, те тако и у овим случајима горе у самој ствари гасови, а не чврста тела. Према овоме: *пламен је усијани горљиви гас.*

Јачина светлости разних пламенова врло је различита. Видели смо да се водоников пламен једва види на дану, колико је слабе светлости, а ево како магнезијумов пламен светли јако. Магнезијумов пламен светли јако с тога, што он сагорева у чврсти оксид, па овај сија у пламену. У водониковом пламену нема никаквог чврстог тела, па зато му је светлост слаба. Али ако у водоников пламен



Сл. 23.

метемо какво чврсто тело, н. пр. жицу платинску или га попрашимо угљеном, светлиће и он јако, јер ће та чврста тела у њему сијати. Што пламен свеће и петролејске лампе лепо светли, то долази од усијаног угљеничног праха, што се у пламену одваја. Да ова два пламена садрже угљеног праха, уверава нас то, што се ова жица нагари, кад ју у та два пламена унесем.

Кад погледамо у пламен свеће, видимо да се исти из три дела састоји (сл. 23). Одма око стењка види се тамни део пламена *a*; у том делу пламена распада се стеарин, што стењком прилази, од околне топлоте у гасовита тела, (суво дестилише); температура тог дела пламена ниска је, зато је таман. Тамни део пламена омотава други светли део *b*; у том делу пламена усијани су гор-



љиви гасови јаче, и усљед тога ту се из угљеничних једињења одваја угљенични прах, па зато је тај део пламена светао. Светли део пламена омотан је трећим једва видљивим пламеном *c*; у том делу пламена бива горење, а од те топлоте загрева се унутрашњост пламена; тај део пламена слабо светли *c* тога, што је у њему угљени прах сагорео.

### Гориво.

Горивом називамо она тела, којима у домовима и у индустрији топлоту производимо, а та су: *дрво* и *фосилни угаљ*, и вештачки производи њихови: *дрвени угаљ (ћумур)*, *кокс* и *гасожен*. За неке извесне цељи употребљују се као гориво и ова тела; светљиви гас, петролеум, шпиритус и т. д.

Ако помислимо колико је вештачка топлота корисно употребљена у домовима и у индустрији за разна грејања и за кретања разноврсних машина, онда ћемо створити себи појам о важности горива и умећемо да ценимо утицај његов на развитак данашњег културног живота.

Вредност неког горива цени се према томе: колико може при горењу топлоте ослободити, а то му условљује хемиски састав његов. Горива се састоје у главном из *угљеника*, *водоника* и *кисеоника*, а сем тога садрже *воде хигроскопне* и *минералних примесака* (пепео). Међ овим састојцима само угљеник и водоник производе топлоту, с тога је оно гориво боље: које та два састојка садржи више, а осталих мање. На овом прегледу видимо колико поједина горива ослобађају топлоте:

Антрацит . . . . .	до 8000 калорија
Камени угаљ . . . . .	» 7500 »
Мрки угаљ . . . . .	» 5000 »
Лигнит . . . . .	» 4000 »
Тресет . . . . .	» 3000 »
Дрво . . . . .	» 3200 »
Дрвени угаљ . . . . .	» 7500 »

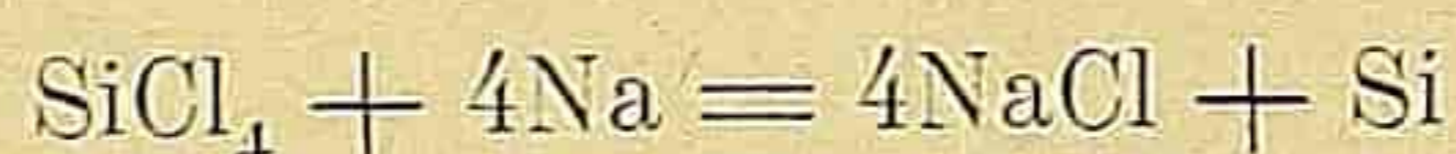


У новије доба производи се из овог природног чврстог горива и гасовито гориво — *гасожен*, који је у индустрији врло корисно употребљен.

### С и л и ц и ј у м Si.

АТОМ. ТЕЖ. 28.

Силицијум је одвојен 1822 год. дејством натријума на силицијум-хлорид:



Слободног силицијума нема у природи, а његова кисеонична једињења јесу главно градиво наше земље. Што је угљеник за органско царство, то је силицијум за минерално. Вероватно је да силицијумова једињења састављају и остала васионска тела, јер се камени метеорити из силиката састоје. После кисеоника силицијум је најраспрострањенији елеменат на земљи нашој.

Силицијум је аморфан мрки прах; раствара се у растопљеном цинку и одатле се, при стињавању, одваја у кристалима. Кад га усијамо на ваздуху, упали се и гори бљештећи. Силицијум има највеће сродство према кисеонику, и само су му та једињења постојана.

**Силицијум-диоксид.**  $\text{SiO}_2$ . Налази се у природи као минерал *кварц* и *ахат*, први је кристалисан а други аморфан. Састојак је многих стена (гранит, сијенит, гнајс), а песак, што распадањем тих стена постаје, јесте готово сам кварц.

Силицијум-диоксид је тешко топак и нерастворан; у флуороводоничној киселини раствара се, јер гради флуорид:

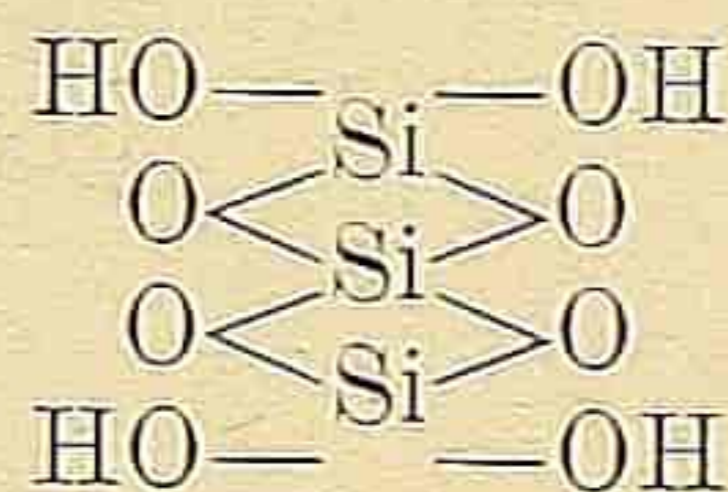
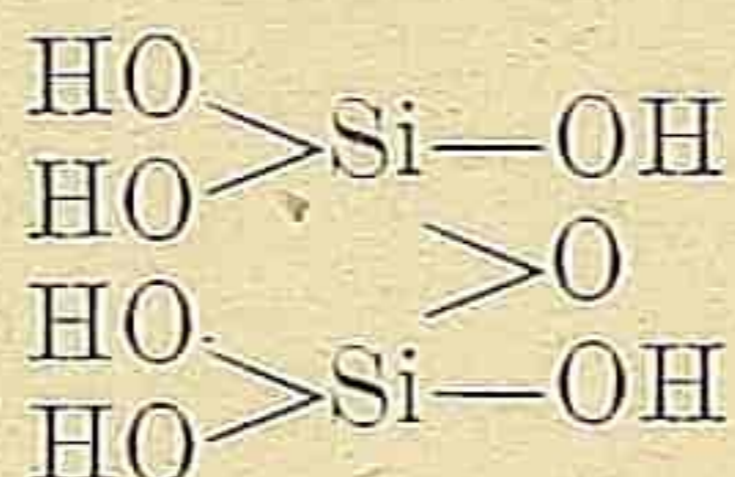
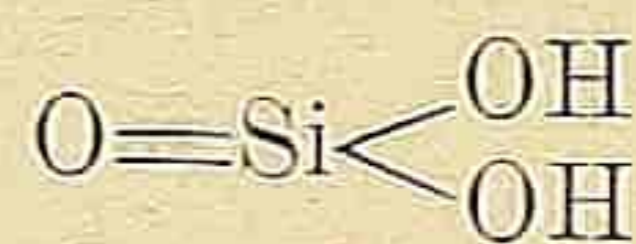
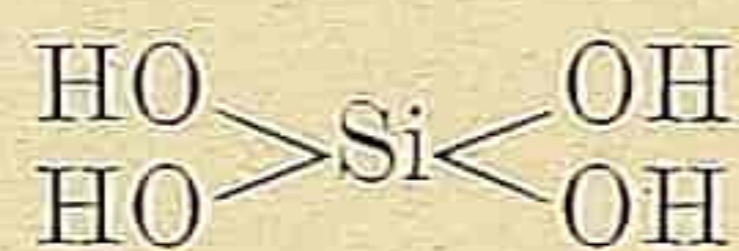


**Силицијумске киселине.** Издвојене су четири силицијумске киселине овог састава:





Конституција тих киселина ово је:



Соли ових силицијумских киселина зову се *силикати*; они се налазе у природи обилато распрострањени и састављају главно градиво земљино.

### Калај, Stannum Sn.

АТОМ. ТЕЖ. 118.

Калај је један од прастарих метала. Минерал *каситерит* ( $\text{SnO}_2$ ) једина је руда калајна, из које се добија калај топљењем.

Калај је бео, сјајан, мек и тегљив; спец. тежину има 7.3; топи се на  $230^\circ$ . Калај се једини лако са металопцима, а са металима се легира. Калај се употребљује за грађење стањола, њиме се калапше бакарно посуђе и састојак је многих легура.

**Калајева једињења.** Калај се понаша у његовим једињењима као дво и као четривалентан, и тако гради двојака једињења: *стано-једињења* ( $\text{SnCl}_2$ ) и *стани-једињења* ( $\text{SnCl}_4$ ). Халогенска једињења калајна постају непосредно из елемената, но она се са водом лако распадају. Калај гради два оксида и два одговарајућа хидрата:

Стано-оксид  $\text{SnO}$  и Стано-хидрат  $\text{Sn(OH)}_2$

Стани-оксид  $\text{SnO}_2$  и Калајна кис.  $\text{Sn(OH)}_4$

Хидрат се понаша према јаким киселинама ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) као база, а према јаким базама ( $\text{KOH}$ ) као киселина. Други хидрат пак једино је киселина и гради соли *станате*  $\text{M}_2\text{SnO}_4$ . Постоје и два сулфида:  $\text{SnS}$  и  $\text{SnS}_2$ .



## М Е Т А Л И

**I. Алкална фамилија.** У ову фамилију долази: *литијум, натријум, калијум, рубидијум и цезијум*. Подобност међ овим металима врло је велика. Међ свима металима алкални метали имају најјачи афинитет према металоидима; међ самим њима пак јачина афинитета расте са величином атомске тежине. Алкални метали једновалентни су.

### Н а т р и ј у м Na.

АТОМ. ТЕЖ. 23.

Натријум је одвојен електролизом 1807 год. Слободног натријума нема у природи, због његовог великог сродства према кисеонику, а не налази му се ни оксид ни хидрат, јер се ови опет са угљеном киселином радо једине. Најчешће и највише се налази натријум као хлорид (обична со). Натријумових једињења има и у биљу и животињама.

Натријум се добија фабрично из соде, дестилишући је измешану са угљеном:



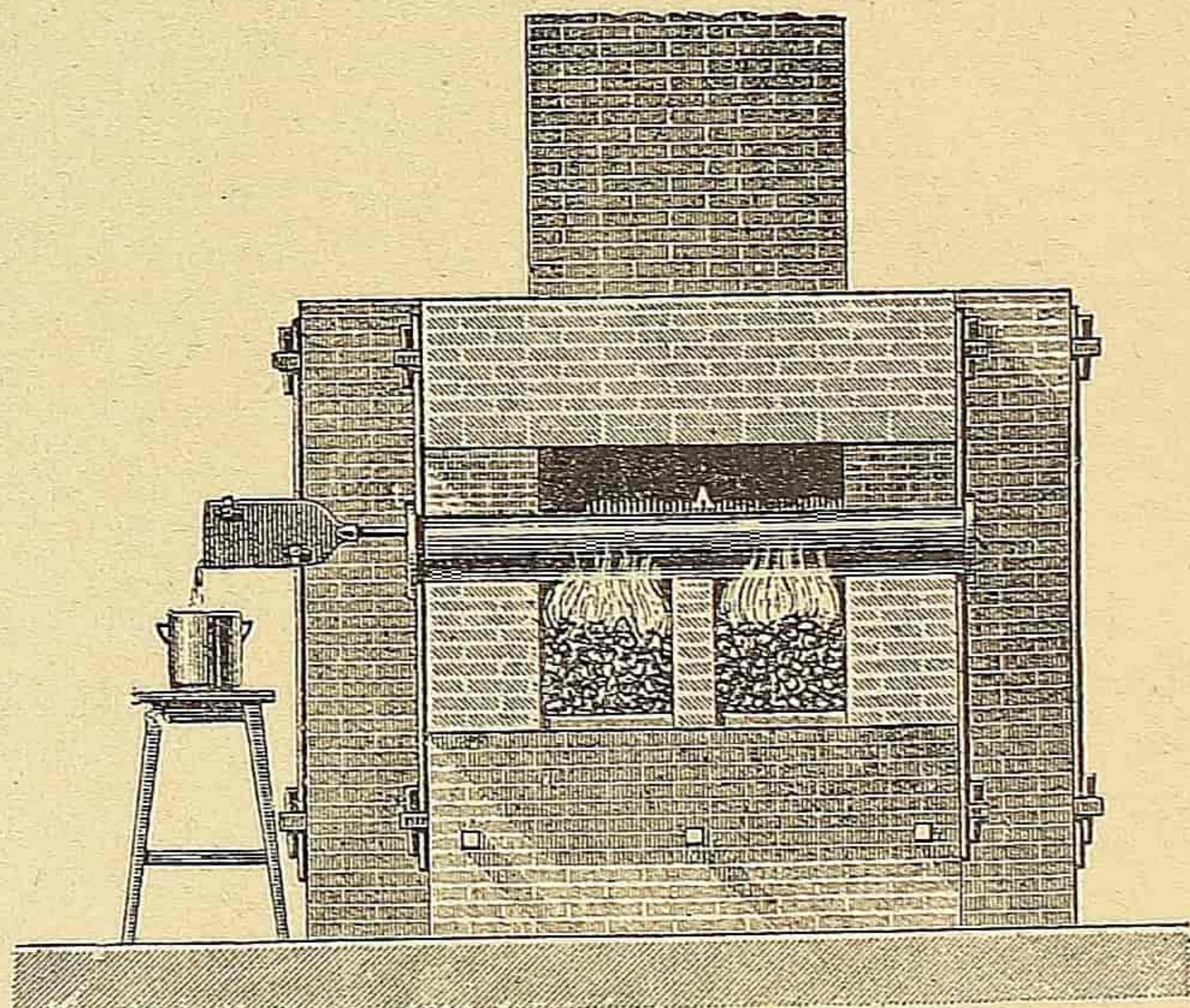
Ова смеша дестилише се из гвоздене цеви (сл. 24), а пара натријумова згушњава се у лиманој кутији и капље у подметути суд у петролеум.

Натријум је бео, металносјајан и мек као восак. На ваздуху се оксидише, зато га држимо у петролеуму, а кад га загрејемо он се запали. Воду раставља бурно и на обичној температури. Са халогенама, сумпором и фосфором једини се са појавом ватре. Са металима легира се.

✓ **Легуре и амалгами.** Кад два или више метала заједно стопимо, постаје *легура* њихова; а ако је од метала један жива, онда је то *амалгам*. Метали се легирају и амалгамишу у свакој могућој сразмери, и из тога би се могло извести: да легуре и амалгами нису хемиска једињења, већ смеша стопљених метала, какве постају у опште



при мешању течности. Али се метали легирају и амалгамишу са знатним ослобађањем топлоте (неки се и запале),



Сл. 24.

а добивена легура има другу боју, другу густину и лакше је топка. Ово опет тврди: да су легуре и амалгами хемиска једињења метала. И овде се једине метали у сталној сразмери, а вишак појединих састојака остаје у молекулској мешавини са награђеном легуром.

**Натријум-хлорид** (обична со)  $\text{NaCl}$ . Ово се једињење назива со у обичном животу. Соли има у земљи у моћним слојевима, где је остала као испарени остатак некадашњих мора. Соли има даље у морској води и сланим изворима. Соних рудника има свуда по свету: Вилчка у Пољској, Хал у Тиролу, Салцбург у Аустрији, Штасфурт у Немачкој и т. д. Из рудника се вади со у комађу, која се, обично, у *крушце* теше. Из морске воде добија се со испаравањем на сунцу у морским солилама, докле не изкрис-

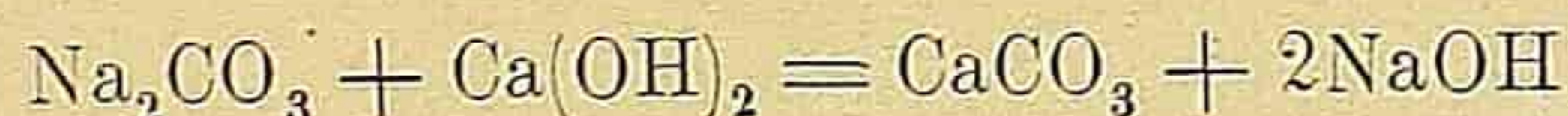


талише сва сѐ. Изворска слана вода укувава се у гвозденим котловима, докле се из ње одваја со. Остатак ове течности служи за добијање брома.

Натријум-хлорид кристалише у бистрим коцкама; 1000 дел. воде растварају 33 дел. соли; има чист слан укус. Кад се со раствара у води везује се топлота, а кад се раствара у снегу снизи се температура до  $-21^{\circ}$ .

Со се употребљује: за сођење јела, крмљење стоке и конзервисање ране. Из соли се производи: сода, сѐна киселина, хлор и т. д.

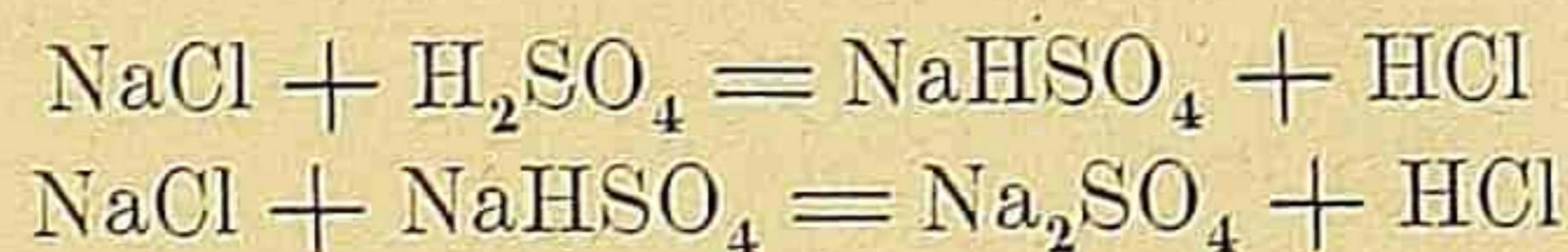
**Натријум-хидрат** NaOH. Постаје кад натријум на воду дејствује. Фабрично се производи из соде, кувајући је са кречом:



За овај посао узимљу се гвоздени котлови. Кад је кување довршено и поставши калцијум-карбонат спао на дно, оточи се бистар раствор натријум-хидрата. Ако се овај раствор у сребрном суду јако укува, счврснуће, кад се олади, кристаласто. Најважнија му је употреба за производњу сапуна.

**Натријум-карбонат.** (сода)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Има га у египатским натронским језерима и у пепелу приморског биља, и то су били, некада, једини извори за добијање соде. Данас се производи сода вештачки из обичне соли по *Лебланковом* и *амонијачном процесу*.

По *Лебланковом процесу* со се помоћу сумпорне киселине претвара прво у сулфат:



При овој радњи добија се узгредно сѐна киселина, а вата се у води. За овим се добивени сулфат измеша са



угљеном и кредом, па се у пламеној пећи жари. Овде угаљ редукује сулфат у сулфид:



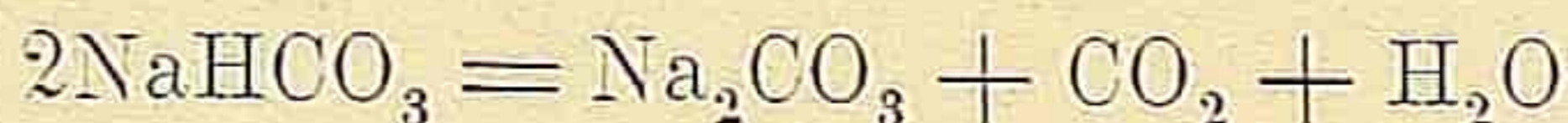
а овај под утицајем креде прелази у соду:



По амонијачном процесу со се амон-бикарбонатом претвара у натријум-бикарбонат:



а овај се грејањем претвара у соду:



Сода кристалише у бистрим призмама са  $10\text{H}_2\text{O}$ , но ту воду губи на ваздуху и распада се у бео прах. Кад се соди отера ова вода грејањем, онда се назива *калцини-сана сода*.

Сода се употребљује за производњу стакла и за грађење осталих натријумових једињења.

**Натријум-бикарбонат**  $\text{NaHCO}_3$ . Налази се у киселим водама. Постаје кад на соду дејствује угљен-диоксид. Употребљује се у лекарству.

**Натријум-нитрат** (*шалитра*)  $\text{NaNO}_3$ . Налази се у моћним и распрострањеним слојевима у јужној Америци у Перу и Чили, и одатле се снабдева шалитром цео свет. — Натријум-нитрат кристалише у бистрим ромбоједрима, у води се лако раствара, па с тога се на ваздуху разплини. Употребљује се за грађење азотне киселине, калцијумове шалитре и као ђубре у земљорадњи.

**Натријум-сулфат**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Налази се у неким минералним водама (Карлсбад). Кристалише у белим призмама са  $10\text{H}_2\text{O}$  (*глауберова со*); куса је горкосланог. Употребљује се за грађење соде, стакла и у лекарству.



**Натријумови силикати.** Кад утуцан кварц са содом то-  
пимо, постају силикати натријумови  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$  до  $\text{Na}_2\text{O} \cdot 4\text{SiO}_2$ .  
Фабрично *растворно стакло* јесте смеша тих силиката. Тим  
стаклом превлачи се дрво, платно и артија, да се не пале  
и не труле; њиме се лепо разбивено стакло и порцелан,  
натапа дувар за стереохромију (живопис на дувару) и т. д.

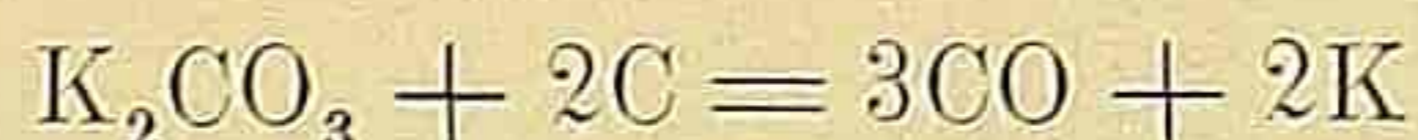
**Натријумови сулфиди.** Натријум и сумпор једине  
се и на обичној температури, а на топлоти запале се,  
градећи према сразмери смеше ове сулфиде:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2$ ,  
 $\text{Na}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_4$  и  $\text{Na}_2\text{S}_5$ . Поред првог сулфида постоји *сулф-*  
*хидрат*  $\text{NaSH}$ .

### К а л и ј у м К.

АТОМ. ТЕЖ. 39.

Калијум је пронађен 1807 год. електролизом. Ни ка-  
лијума не може бити у природи слободног, нити се може  
као оксид одржати, већ се једино у облику соли појав-  
љује. Калијумови минерали *силвин* и *карналит* (хлориди)  
покривају обичну со на неким местима (Штасфурт). Кали-  
јумових једињења има у водама и у трошној земљи, где  
биљу као рана служе, а има их и у организму животиња.

Калијум се добија фабрично из калијум-карбоната,  
дестилишући га са угљеном измешаног :

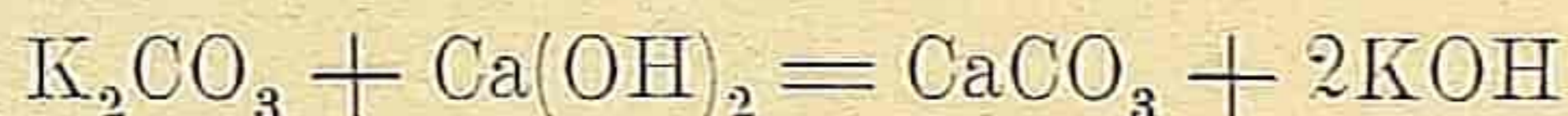


Калијум је бео и сјајан. На ваздуху се оксидише, а  
при грејању и запали, зато га чувамо у петролеуму. Воду  
раставља бурније од натријума, а и са осталим елементима  
живље се једини, јер је афинитет калијумов јачи од на-  
тријумовог.

**Калијум-хлорид.**  $\text{KCl}$ . Налази се као минерал *силвин*  
изнад обичне соли. *Бромид*  $\text{KBr}$  и *јодид*  $\text{KJ}$  граде се из  
калијум-хидрата и брома или јода. Сва су три кристална  
у води растворна тела; употребљују се у медицини и фо-  
тографији.



**Калијум-хидрат** KOH. Добија се из калијум-карбоната кувајући га са кречом:



Калијум-хидрат је бео и кристаласт; раствара се у води јако, с тога се на ваздуху брзо расплини; међ прстима се љигави, јер кожу раствара; понаша се као врло јака база. Употребљује се за грађење меког сапуна, у хирургији и т. д.

**Калијум-карбонат** (*поташа*)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Растворни део биљног пепела састоји се поглавито из овог карбоната, и некада је једино отуда добијан. Из пепела се награди прво цеђ, а затим се исти до сува укува; тај суви остатак јесте *сирова поташа*. Данас се поташа производи из калијум-хлорида по Лебланковом процесу, који је наведен код соде.

Поташа је бело кристално тело, у води се раствара лако, с тога се на ваздуху расплини. Употребљује се за грађење стакла, хидрата и других калијумових једињења.

**Калијум-нитрат** (*шалитра*)  $\text{KNO}_3$ . Постаје у природи на оним местима, где труле азотне хумусне материје у присутности база. У Шпанији, Индији и Угарској постаје на тај начин шалитра и цвета по површини земље после киша; ту исцветалу шалитру скупљају и пречишћују. Данас се калијумова шалитра производи из натријумове, додајући њеном раствору калијум-хлорида:



Шалитра кристалише у бистрим ромбиским призмама; куса је сланог и ладећег; на ваздуху неће да се расплини и у томе има превагу над натријумовом шалитром. Шалитра одпушта кисеоник на температури усцјања, па с тога може да дејствује оксидишући. Тако на жар бачена подстиче бурно горење истога; помешана са запаљивим телма (угаљ, сумпор, шећер) даје експлозивне смеше.



**Барут.** Барут је смеша шалитре, сумпора и дрвеног угља, и то садржи око :

Шалитре	75	дел.
Сумпора	12·5	»
Угља	12·5	»

Ова смеша пали се лако и сагорева нагло, а потребан кисеоник за то даје шалитра. Главни процес барутног сагоревања ово је :



1 грам барута даје, кад сагори, око 200 куб. см. гаса; тај гас загрејан је до  $3000^\circ$  и у томе лежи узрок оном великом напону барутног гаса.

**Калијум-хлорат**  $\text{KClO}_3$ . Добија се сићењем врелог раствора калијум-хидрата хлором :



Кристалише у сјајним плочицама, на ваздуху је постојан, на топлоти одпушта кисеоник. Хлорат дејствује јако оксидишући, јер му је кисеоник лабаво везан, а смеша његова са запаљивим телима експлозивна је. Употребљује се у медицини и у ватрометима.

**Калијумови сулфиди.** Као код натријума тако и код калијума постоји пет сулфида:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2$ ,  $\text{K}_2\text{S}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}_4$  и  $\text{K}_2\text{S}_5$ , а поред првога постоји *сулфхидрат*  $\text{KSH}$ .

**Литијум**  $\text{Li} = 7$ .

Пронађен је 1807 год. Налази се доста често, али по мало. Има га у минералу *лепидолиту*, а доказан је у пепелу многог биља (дуван, чај, кафа) и у неким минералним водама. Литијум је у свему подобан натријуму, само му је афинитет нешто слабији.

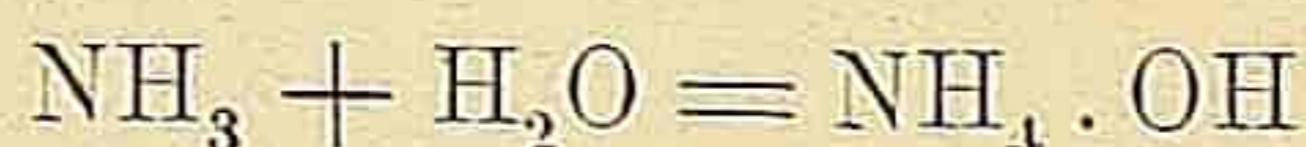


Рубидијум Rb = 85 и Цезијум Cs = 133.

Пронађени су 1860 год. спектроскопом. Сви алкални метали у опште у друштву се налазе, па и ова два често их прате, али увек у врло малој количини. Налазе се по нешто у лепидолиту, карналиту, ортокласу и у другим неким минералима; има их даље у пепелу многог биља (дуван, репа, чај, кафа), у морској води и у неким киселим водама. Ова два алкална метала јако су подобни калијуму, само им је афинитет још јачи. Цезијум се сам запали на ваздуху и на обичној температури и јесте метал најјачег афинитета.

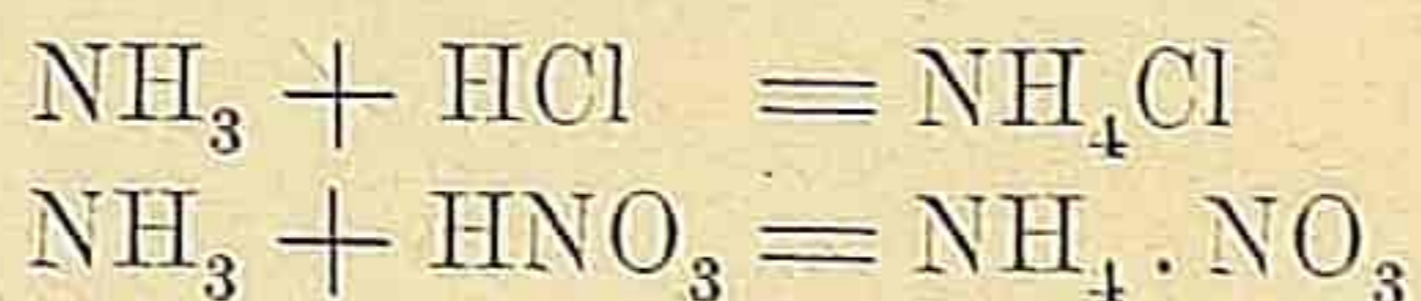
#### Амонијум $\text{NH}_4$ .

Видели смо да се амонијак једини са водом у амонијум-хидрат :



Ту азот из тривалентног стања прелази у петвалентно, привлачећи четири водонична атома и један хидроксил.

На подобан начин једини се амонијак и са киселинама, градећи *амонијум-соли* :



Сва ова једињења садрже једновалентну групу *амонијум*  $-\text{NH}_4$ , па с тога их и називамо амонијумовим једињењима. Група амонијум не може постојати слободна, јер би једна привлачна моћ азотова била незасићена, већ се налази само у једињењима. Амонијумова једињења подобна су једињењима алкалних метала, зато их излажемо овде.

**Амонијум-хлорид** (*нишадор*)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . У старије доба доношен је нишадор из Египта, где се добија из чађи. Тамо камиља балега служи као гориво, па се нишадор тог



измета вата по димњацима, и отуда га има у чађи. Данас се нишадор добија из амонијачне воде гасних фабрика, ситећи је соном киселином.

Нишадор изгледа као ледена кристаласта маса, сланог је укуса, лако се у води раствара. Употребљује се у медицини, за добијање амонијака, при калапсању и лемљењу метала и т. д.

**Амонијум-сулфат**  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Добија се из амонијачне воде гасних фабрика, ситећи је сумпорном киселином. Употребљује се за произвођење амонијака, ђубрење земље и т. д.

**Амонијум-сулфиди.** Као алкални метали тако и амонијум гради више сулфида од  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  до  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_7$ , а поред моносулфида постоји и *сулфхидрат*  $\text{NH}_4\cdot\text{SH}$ .

**II. Земноалкална фамилија.** У ову фамилију долази: *калцијум*, *стронцијум* и *баријум*. Међ овим елементима подобност је велика. По јачини афинитета стоје одма до алкалних метала. Сви су стално двовалентни.

### К а л ц и ј у м Ca.

АТОМ. ТЕЖ. 40.

Калцијум је одвојен електролизом 1808 год. Слободног калцијума у природи нема, а не налази се ни као оксид. Као карбонат саставља *кречњак*, као сулфат саставља *гипс*, а као силикат саставља многе минерале. Калцијумових једињења има у свима водама и у земљи, одакле прелазе у биље и животиње.

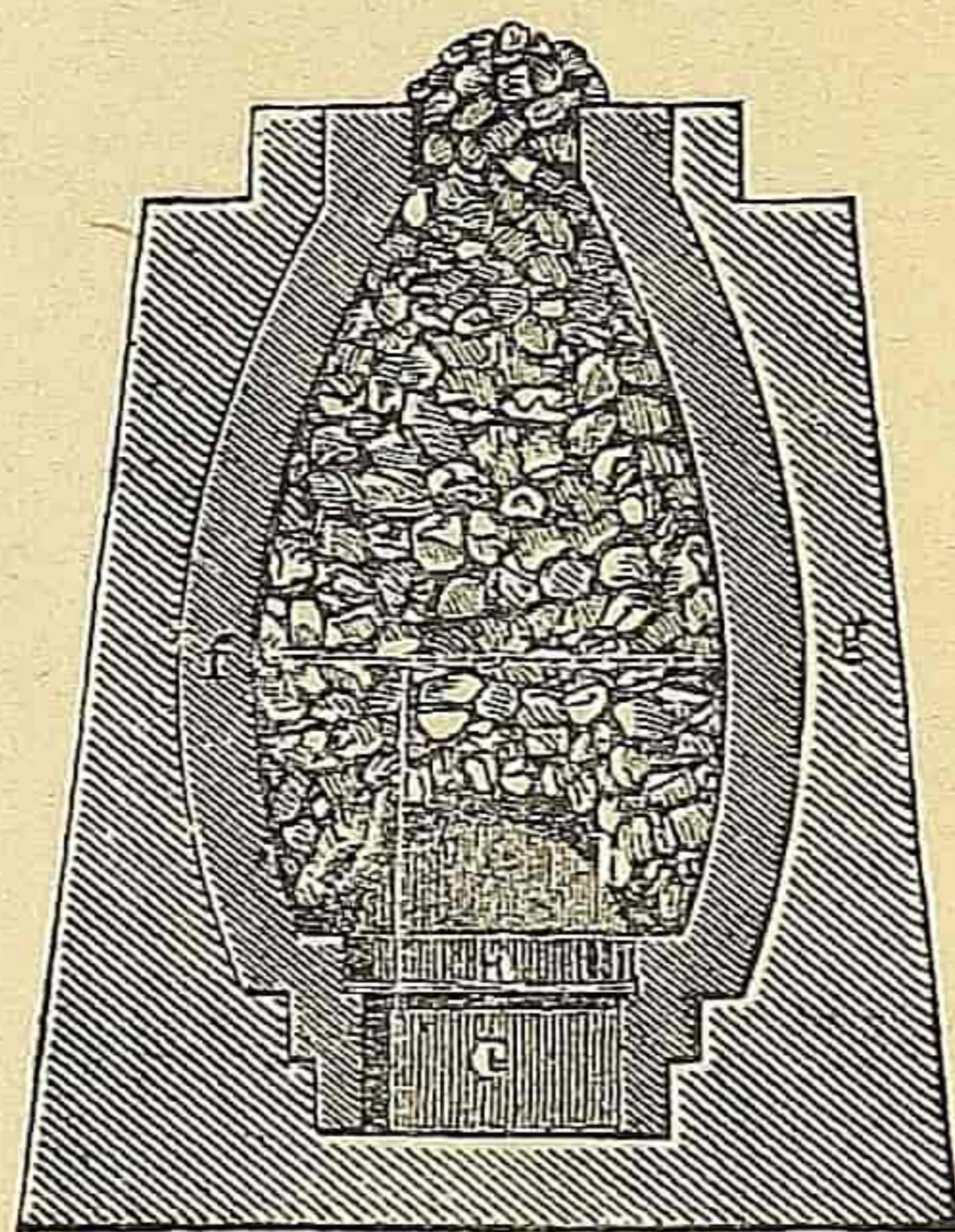
Калцијум је жућкаст, сјајан и кован. Воду раставља и на обичној температури. На ваздуху се оксидише брзо, а усијан запали се. Са халогенама једини се уз појаву ватре. У киселинама се раствара бурно. Са металима се легира.

**Калцијум-оксид** (*живи креч*)  $\text{CaO}$ . Добија се печењем (жежењем) кречњака :





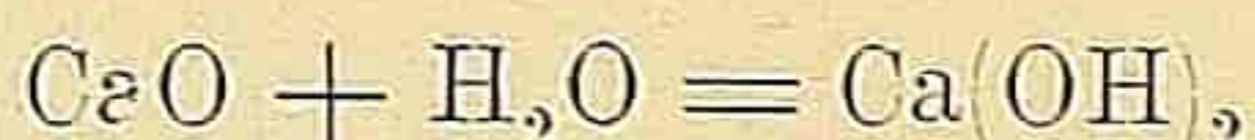
Најпростију пећ за печење креча видимо на сл. 25. Кад се та пећ пуни, прво се над решетком а озидва (суво)



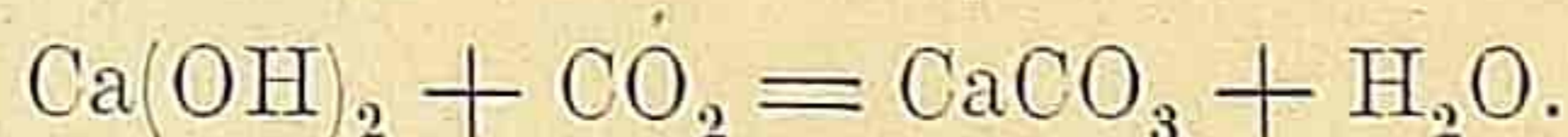
Сл. 25.

свод од крупног комађа кречњака, а на овај набаца се ситније комађе до врха пећи. После тога наложи се ватра на решетку и поста се поступно појачава, док се пећ не доведе до белог усијања. За 48 сати печење је довршено.

Креч је бео, аморфан и нетопљив; ако је пепељаст знак је да има примесака (песак, глину); са водом се једини снажно (гаси се), прелазећи у хидрат:



**Калцијум-хидрат** (*угашен креч*)  $\text{Ca(OH)}$ . Живи креч може да упије воде за трећину своје тежине и брзо се почне са истом јединити, загревајући се до  $150^\circ$  и кокајући се у прах. Ако угасимо креч са више воде (3 запр.), тада се претвара у белу кашу, која је масна код чистог креча, а оштра код нечистог. Размућен креч у води зове се *кречно млеко*. Креч се раствара у 700 дел. воде, и бистар раствор његов зове се *кречна вода*. Креч је јака база, привлачи из ваздуха угљен-диоксид и прелази у карбонат:



Од креча и песка гради се *малтер* за зидање, и та употреба креча најважнија је. Креч се стврдне у малтеру и слепи у једно цигљу или камен, чиме је зидано, јер га



ваздушни угљен-диоксид претвара у карбонат. Сем тога креч се употребљује за многе фабричне цељи, јер је јака а јефтина база.

Глиновити кречњаци (*лапорци* са 30% глине) дају жежењем креч, који се стврдне у води; тај производ зове се *хидрауличан креч* или *цемент*. На који се начин мењају лапорци за време печења и зашто се цемент у води стврдне, то се не зна поуздано.

Неке земље вулканског порекла (*пуцолан, трас*) стврдну се, кад се са кречом у води замесе. То су били први цементи, које су још Римљани за зидање употребљавали.

Цемент се употребљује за зидање у води, а сем тога од њега се граде: цигље, патос, цеви и т. д.

**Калцијум-карбонат**  $\text{CaCO}_3$ . Распрострањен је у природи јако. Као *калцит* и *аргонит* налази се кристалисан, а као *мермер* зрнасто кристаласт; као *кречњак*, са више или мање примесака (глина, песак и др.), саставља читаве ланце брда. Калцијум-карбоната има у води и у земљи, одакле прелази у биље и у животиње. Нерастворни део биљног пепела састоји се поглавито из овог карбоната. Корали, љуштуре шкољака и пужева, љуспа јајета и т. д. састоје се из калцијум-карбоната. И *креда* је такав карбонат, јер је постала из љушчица неких ситних изумрлих животиња (фораминифера).

Калцијум-карбонат не раствара се у чистој води, али се раствара у води, која садржи угљене киселине, јер прелази у кисели карбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Тако је растворен калцијум-карбонат у природним водама. Но кисели карбонат калцијумов одпушта лако угљен-диоксид и прелази у нерастворни неутралан карбонат:



Ово растварање и таложење калцијум-карбоната играло је у геологији важну улогу. Сви су кречњаци у природи по површини заокругљени и од разне руке наједени (шкрапе),

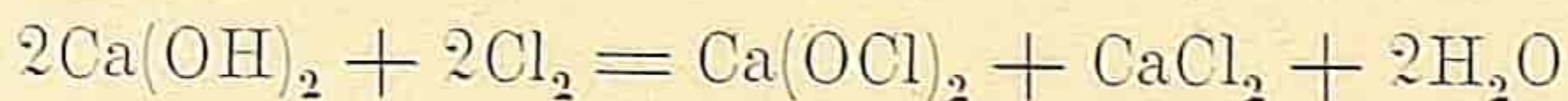


имају одозго нека удубљења (вртаче) а у унутрашњости разнолике шупљине (пећине, одила, канале), све је то наградла вода растворним дејством својим. Тамо пак где кречњаком засићене воде теку, таложи се то једињење поново, стварајући често моћне слојеве.

**Калцијум-сулфат**  $\text{CaSO}_4$ . Налази се поглавито као минерал *гипс* са  $2\text{H}_2\text{O}$ . Грејањем може се ова вода из гипса отерати и тај *печени гипс* привлачи воду поново, кад га водом замесимо, и од тога се стврдне. На томе је основана употреба гипса. Тако од каше печена гипса лију се разни изливци (штатуе, орнаменти). Од гипса, са нешто цинк-сулфата и лепка, а и какве боје, гради се леп на дуваровима, те изгледа као мермер (*stucco*). Гипс се употребљује у земљорадњи као ђубре.

**Калцијум-фосфат**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Налази се у природи као минерал *апатити* и *фосфорит* (први садржи и  $\text{CaCl}_2$ ). Има га даље у земљи, биљу и животињама. *Кости* су у главном из овог фосфата састављене. *Гуано* је нагомилани измет неких морских тица, са знатном количном овога фосфата (има га у Перу). *Копролити* су окамењен измет неких препотопских животиња, а састоје се готово из самог овог фосфата. Сви ови фосфати употребљују се у земљорадњи као ђубре. У тој цељи граде из њих *суперфосфат*, т. ј. претварају их сумпорном киселином у растворан кисели фосфат.

**Калцијум-хипохлорит** (*хлорни креч*)  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ . Добија се дејством хлора на угашен креч:



Долази у трговину као овуго прах. Употребљује се за бељење биљног ткива и за дезинфиковање.

**Калцијумови силикати.** Минерал *воластонит*  $\text{CaSiO}_3$  најпростији је силикат калцијумов. Сем тога има много двојних силиката његових, који су важни минерали. И стакло је двојни силикат калцијумов.



**Калцијумови сулфиди.** Кад у кречном млеку сумпор кувамо, постају сулфиди калцијумови од  $\text{CaS}$  до  $\text{CaS}_5$ . Поред првог сулфида постоји и *сулфхидрат*  $\text{Ca}(\text{SH})_2$ .

Стронцијум  $\text{Sr} = 87$  и Баријум  $\text{Ba} = 137$ .

Ова два метала одвојени су електролизом 1807 год. Налазе се у природи као карбонати (*стронцијанит* и *витерит*) и сулфати (*целестин* и *барит*). Подобни су калцијуму и граде подобра једињења. Употребе немају.

**III. Магнезијумова фамилија.** У ову фамилију долазе: *магнезијум*, *цинк*, *кадмијум* и *берилијум*. Ови су метали двовалентни.

### Магнезијум $\text{Mg}$ .

АТОМ. ТЕЖ. 24.

Магнезијум је одвојен тек 1837 год. У природи се налазе само соли магнезијумове. Као карбонат саставља минерал *магнезит*, а *доломит* је  $\text{Ca-Mg}$ -карбонат. Као силикат саставља *серпентин* и многе друге минерале. У свима водама (нарочито горким), у земљи, пепелу биља и у животињама има магнезијумових једињења.

Магнезијум се добија фабрично топљењем његовог хлорида са натријумом :



Магнезијум је бео, сјајан и тегљив. Усијан пали се на ваздуху и гори са јаком белом светлости. Светлост магнезијумова употребљена је у фотографији, нарочито за снимање пећина, до којих дневна светлост не допире. Магнезијум раставља лагано и ладну воду; у хлору и пари сумпорној запали се.

**Магнезијум-оксид**  $\text{MgO}$ . Постаје кад магнезијум гори или кад карбонат жаримо. Исти је бео лаки прах; у води



се не раствара, али се са њом једини лагано и прелази у хидрат  $Mg(OH)_2$ . Употребљује се у медицини.

**Магнезијум-карбонат**  $MgCO_3$ . Налази се као минерал *магнезит*. Има га у свима водама (као кисели карбонат).

**Магнезијум-сулфат** (*горка со*)  $MgSO_4$ . Налази се у горким водама (морска и неке минералне). Постаје растварањем магнезита у сумпорној киселини. Кристалише из воденог раствора у бистрим призмама са  $7H_2O$ . Употребљује се у медицини.

Овај сулфат једини се са сулфатима алкалних метала у двојне сулфате:  $MgSO_4 \cdot M'_2SO_4 \cdot 6H_2O$ . Таква једињења граде и сулфати осталих магнезијумових метала, Општа формула за сва та једињења ово је:  $M''SO_4 \cdot M'_2SO_4 \cdot 6H_2O$ .

$M''$  је: Mg, Zn, Cd, Be, Cu, Fe, Mn, Ni, Co.

$M'$  је: K, Na, Li, Rb, Cs,  $NH_4$ .

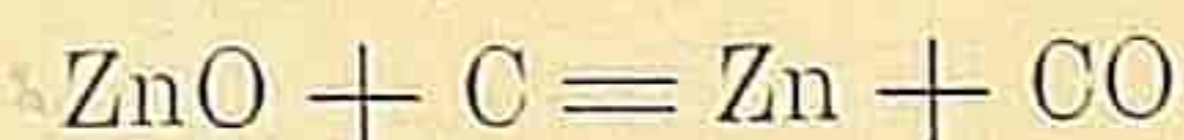
**Магнезијумови силикати.** У природи има разних силиката магнезијумових. *Оливин* је  $Mg_2SiO_4$ , где неки део магнезијума, или сав, може бити заступљен гвожђем или калцијумом. *Амфиболи* су  $MgSiO_3$ , где поред магнезијума има калцијума или гвожђа. *Серпентин* је  $Mg_3Si_2O_7 \cdot 2H_2O$ .

Ц и њ а к Zn.

АТОМ. ТЕЖ. 65.

Још у 16 веку доношен је цинак у Европу из Хине и Индије. У природи се налази као минерал *смитсонит*  $ZnCO_3$ , *каламин*  $Zn_2SiO_4 \cdot 2H_2O$ , *сфалерит* или *цинкбленда*  $ZnS$  и т. д.

Ове се руде прво пеку, да пређу у оксид, затим се, измешане са угљем, дестилишу из земљане реторте:



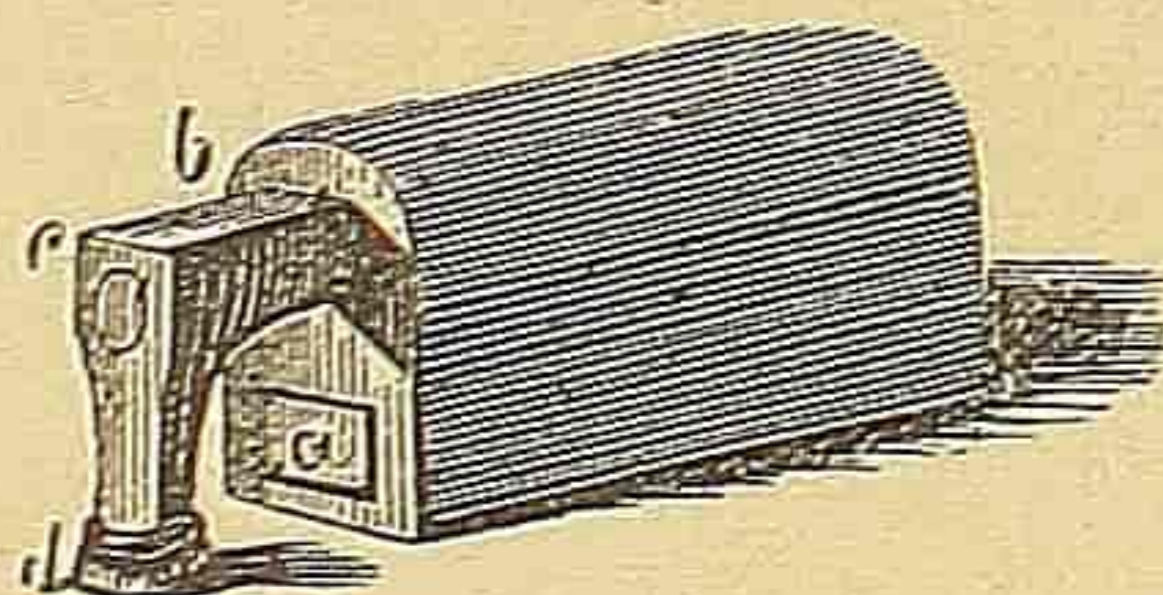
Реторту за ову цел и пећ, у којој се иста загрева, видимо на сл. 26 и 27. Реторта се пуни смешом на отвор а,



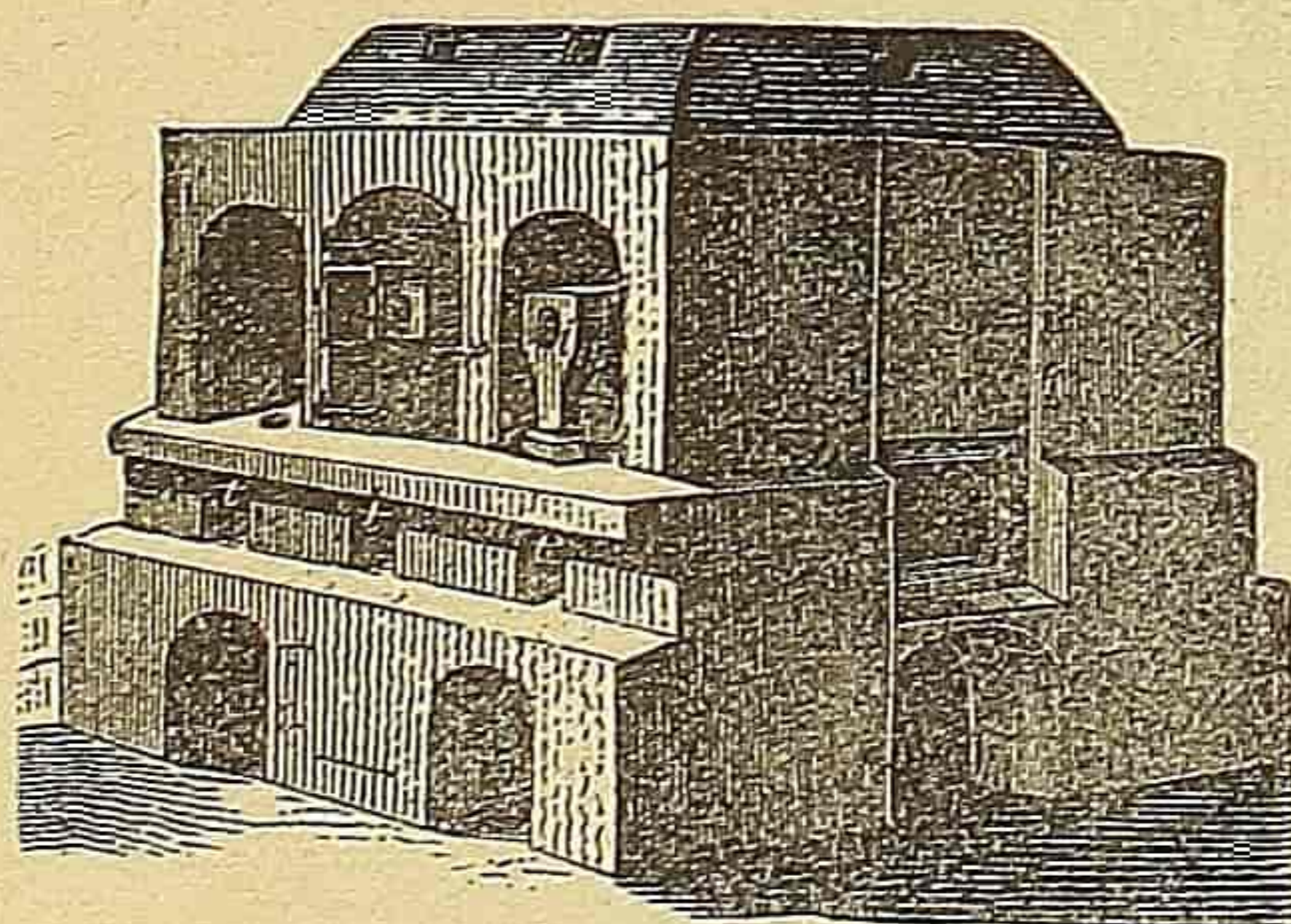
цинкова пара одилази из реторте цевљу *b c d* у кондензатор *t*. Више таквих ретората стоје у једној пећи.

Цинак је плаветникасто бео, сјајан и крт; кован је између  $100^{\circ}$  и  $150^{\circ}$ , а изнад те температуре опет је крт; топи се на  $412^{\circ}$ , а кључа на  $930^{\circ}$ . На црвеном усцању гори. Раставља врелу воду. Раствара се у киселинама.

Од цинка се гради лим, који је постојанији од гвозденог, јер се само по површини оксидише. Цинком се превлачи гвожђе да не рђа (жица, лим, цеви). Цинак је састојак многих легура (мед, ново сребро).



Сл. 26.



Сл. 27.

**Цинк-оксид**  $ZnO$ . Добија се фабрично као бео ситан прах горењем цинкове паре. Употребљује се у мрсним бојама.

**Цинк-сулфат**  $ZnSO_4$ . Добија се растварањем цинка у разбл. сумпорној киселини. Кристалише у бистрим призмама са  $7H_2O$ .

**Цинк-карбонат**  $ZnCO_3$ . Налази се у природи као минерал *галмај* или *смитсонит*,

**Цинк-сулфид**  $ZnS$ . Налази се као минерал *сфалерит* или *цинкбленда*.

К а д м и ј у м  $Cd = 112$ .

Пратиоц је цинкових руда, па се и добија узгредно по топионицама цинка. Кадмијум је бео, мек и тегљив



метал. Његове легуре са оловом и визмутом лако су топке (испод  $100^{\circ}$ ). Слабо се употребљује. Кадмијум гради једињења подобна цинковим.

### Б е р и л и ј у м $Be = 9.$

Берилијум је састојак ретког минерала *берила*, и по истоме је добио ово име. Берилијум је бео, сјајан и тегљив, изгледа као цинак. Ни усијан не раставља воду.

IV. **Живина фамилија.** У ову фамилију увршћени су ови метали: *жива*, *бакар*, *сребро* и *злато*. Подобност међ њима слаба је, а злато је нема никакву. Жива и бакар двовалентни су, сребро је једновалентно, а злато једно и тривалентно.

### Ж и в а, Hydragyrum Hg, АТОМ. ТЕЖ. 200. МОЛ. ТЕЖ. 200.

Жива је један од прастарих метала. Налази се у природи и као метал, али је *цинабарит* ( $HgS$ ) руда њена, из које се добија жива пржењем:



Руда се пржи у пламеној или јамастој пећи, а ослобођена пара живина води се у кондензатор, да се лађењем у течност згусне.

Жива је бела, сјајна течност; мрзне се на  $-40^{\circ}$ , а кључа на  $360^{\circ}$ ; спец. тежину има 13.6. Оксидише се пред температуром кључања. Са халогенама, сумпором и фосфором једини се са појавом ватре. Амалгамише се са многим металима. И сама жива а и њена једињења отрована су.

Живом се пуне термометри и барометри, амалгамом калаја облажу се огледала, помоћу живе позлађује се, нека једињења живина употребљују се у медицини.

Жива гради двојака једињења: *меркуро-једињења* (н. пр.  $Hg_2Cl_2$ ) и *меркури-једињења* (н. пр.  $HgCl_2$ ).



**Меркури-хлорид** (*сублимат*)  $\text{HgCl}_2$ . Постаје грејањем живе<sup>2</sup> у струји хлора. Кристалише из воденог раствора у белим призмама; куса је љутог и веома је отрован, па с тога је поуздан антисептик.

**Меркуро-хлорид** (*каломел*)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ . Добија се из првог хлорида сублимишући га са живом:



Каломел је бео и кристаласт, у води се не раствара, није отрован. Оба ова хлорида употребљују се у медицини.

**Меркури-оксид**  $\text{HgO}$ . Добија се као црвен кристаласт прах грејањем живе на ваздуху близо до тачке кључања. Око  $400^\circ$  распада се у састојке.

**Соли живе**. Растварањем живе или њеног оксида у киселинама постају меркуро и меркури-соли. Ове друге соли постојаније су од првих.

**Меркури-сулфид**  $\text{HgS}$ . Налази се као минерал *цинбарит*. Постаје из живе и сумпора непосредно, грејући смешу њихову; тако се добија црвена боја *цинобер*.

## Б а қ а р, Cuprum Cu.

АТОМ. ТЕЖ. 63.

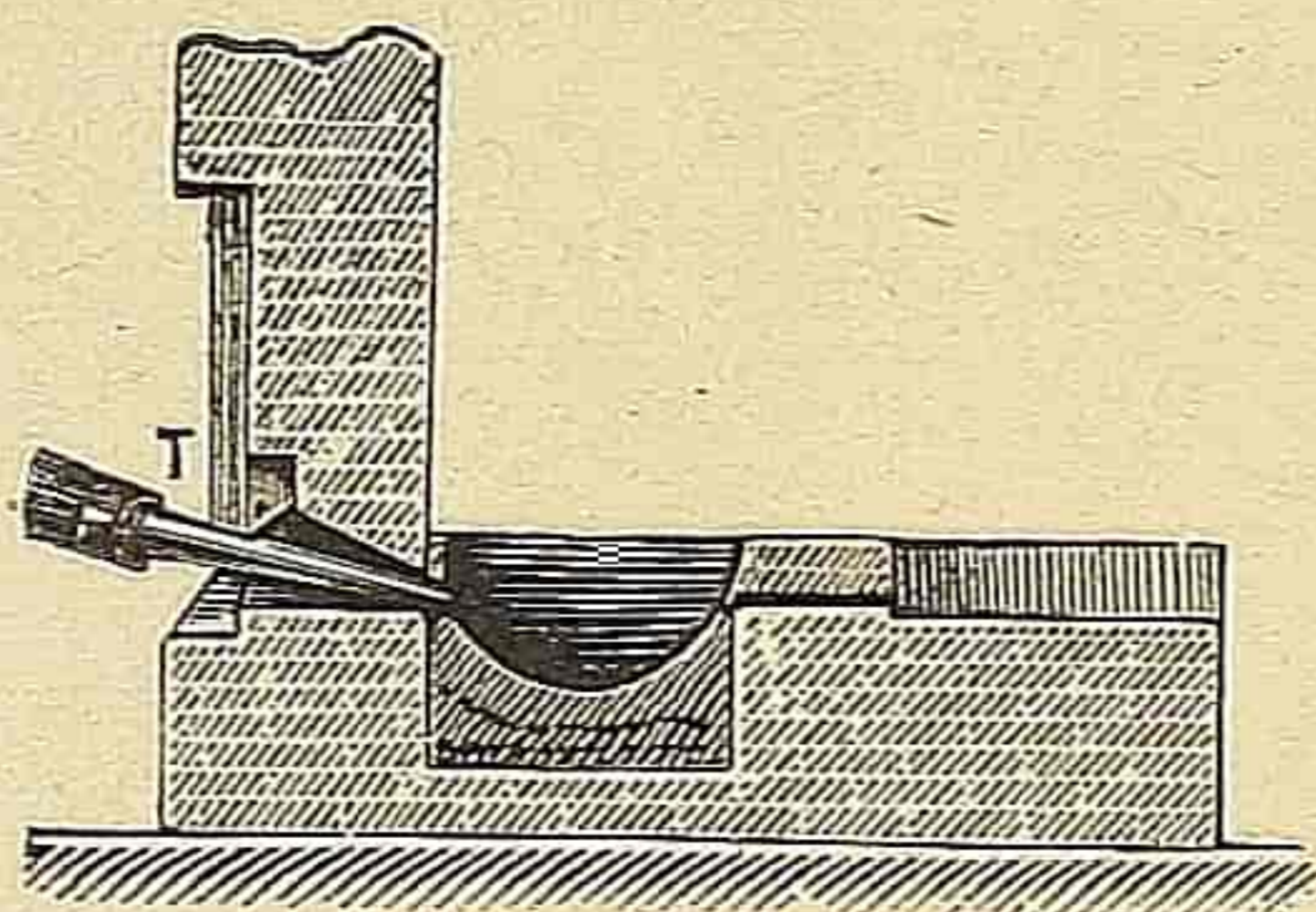
И бакар је прастари метал, који је, у давној прошлости, заступао гвожђе. Тако Египћани су од бакарно-калајне легуре градили: алате, ножеве, мачеве, стреле, посуђе и т. д.

Бакар се налази у природи и слободан, али су обилатија једињења његова. Најважнија му је руда *халкоширит*  $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$ .

Ова се руда прво пржи у пола, а за тим се у јамастој или пламеној пећи топи, да јој гвожђе са стеновитим примеском награди згуру и да се бакар као сулфид ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) стопи. Овај сулфид пржи се поново, да пређе у оксид ( $\text{CuO}$ ), а овај се топи редукујући у *црни бакар*.



Црни бакар чисти се (*рафинише*) топећи га на огњишту и дувајући у њ дугаљком ваздух, док му примесци (сумпор, гвожђе) не сагору (сл. 28).



Сл. 28.

Бакар је црвен, кован и тегљив; спец. тежину има 8·9; топи се на 1200°. На влажном ваздуху оксидише се по површини, а кад је усцјан распростире се оксидација и у дубину. Са халогенама, сумпором и фосфором једини се непосредно; раствара се у

киселинама, нарочито у азотној. Бакарна једињења отровна су.

Бакар гради као и жива двојака једињења: *купро-једињења* (н. пр.  $\text{Cu}_2\text{Cl}_2$ ) и *купри-једињења* (н. пр.  $\text{CuCl}_2$ ).

**Легуре бакрене.** — *Бронза* садржи бакра и калаја; има жутоцрвену боју; од ње се лију топови, звона и штатуе. Наш *бакарни новац* садржи: 95 дел. бакра, 4 дел. калаја и 1 део цинка. *Мед (месинг)* садржи бакра и цинка; та је легура црвенкаста кад има мање цинка, а жута кад га садржи више; од те легуре лију се разноврсни изливци за кућну и индустријску потребу. *Ново себро, (алфениди, алпака, хина сребро)* садржи бакра, цинка и никла; ова је легура жућкастобела, од ње се израђује домаће посуђе, украси и много друго шта.

**Бакреви оксиди.** Бакар гради два оксида и два хидрата:

Купро-оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$  и хидрат  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2$

Купри-оксид  $\text{CuO}$  и хидрат  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Оба ова оксида налазе се у природи; први је црвен, а други црн.

**Бакреве соли.** Растварањем метала или ових хидрата у киселинама постају соли бакреве. Купро-соли немају боје, а купри-соли плаве су; друге су постојаније од првих.



*Купри-сулфат (плави камен)*  $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ . Производи се фабрично. Кристалише из воденог раствора у плавим призмама. Употребљује се у медицини, галванопластици и т. д.

*Купри-карбонат базисан*  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ . Налази се као минерал *малахит*.

**Бакреви сулфиди.** Бакар и сумпор једине се непосредно градећи према сразмери смеше:  $\text{Cu}_2\text{S}$  и  $\text{CuS}$ . Оба ова сулфида налазе се у природи, *халкозин* је први, а *ковелин* други.

### Сребро, Argentum Ag.

АТОМ. ТЕЖ. 108.

Сребро је прастари метал. Налази се у природи и као метал, али најчешће као сулфид, пратећи друге руде. Тако халкопирити, галенити и цинкбленде готово су увек сребровити.

Сребровити галенити, кад се стопе, дају сребровито олово. Сребровите бакарне и цинкене руде топе се прво са оловом, те им ово покупи сребро. Сребровито олово пак оксидише се у пламеној пећи, те олово сагори у оксид (глеђ), а сребро остаје као метал, јер се не оксидише на тој температури.

Сребро је бело, сјајно и тегљиво; спец. тежину има 10.43; топи се на  $954^\circ$ . Са кисеоником не једини се непосредно, али у озону поцрни. Са халогенама, сумпором и фосфором једини се непосредно, али уз припомоћ топлоте. Раствара се лако у азотној киселини.

Сребрн *новац* латинске конвенције, већи од два динара, кује се од легуре, која у 1000 дел. саржи сребра 900 дел. и бакра 100 дел. Сребрн новац пак од два динара на ниже кује се од легуре, која у 1000 дел. садржи сребра 835 дел. и бакра 165 дел. 1 динар тежи 5 грама.

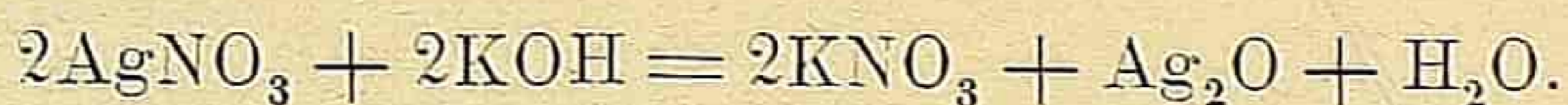


**Сребров хлорид**  $\text{AgCl}$ . Одваја се као бео сираст талог, кад раствору нитрата сребра додамо соне киселине.



Овај талог постаје на светлости љубичаст. Бромид и јодид жућкасти су, а на светлости помрче. Фотографисање се оснива на овој промени халогенских једињења сребрових на светлости.

**Сребров оксид**  $\text{Ag}_2\text{O}$ . Одваја се као мрк талог, кад раствору нитрата сребра додамо алкалног хидрата.



**Сребров нитрат**  $\text{AgNO}_3$ . Добија се растварањем сребра у азотној киселини. Кристалише из воденог раствора у бистрим плочама. У додиру са органским телима поцрни на светлости; зато се јављају мрље на руци, кад се раствором овог нитрата овлажимо. Нитрат сребра употребљује се у хирургији за нагризање рана и у фотографији.

**Сребров сулфид**  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Налази се као минерал *аргентит*. Добија се као пепењаста кристаласта маса, кад сребро са сумпором стопимо, а као црн талог кад проводимо сумпороводоник кроз раствор нитрата сребровог.

### Злато, *Aurum Au.*

АТОМ. ТЕЖ. 196.

Злато је прастари и од вајкада најцењенији метал. Налази се у природи обично регуларно, и то најчешће у кварцу ситно подељено. У пределима где има таквог кварца реке носе злато у свом песку и стварају златовите наносе. Злато и сребро јесу узајамни пратиоци, зато у природном злату увек има сребра (до 50%); и обрнуто, у природном сребру има по мало злата. Златоносне су реке: Дунав, Тимок, Шек, Рајна, Рона и т. д.



Из песка се добија злато испирањем у води, но чешће се раствара из тог материјала живом или хлорном водом.

Злато је жуто, меко и веома тегљиво; спец. тежину има 19.3; топи се на  $1100^{\circ}$  у зелену течност. Не оксидише се непосредно, а са халогенама једини се, па зато се раствара у хлорној и царској води.

Златан *новац*, латинске конвенције кује се од легуре, која у 1000 делова садржи 900 дел. злата и 100 делова бакра. 1 златник од 20 динара тежи 6.451 грама.

Злато је у својим једињењима једно и тривалентно; прва се зову *ауро-једињења* ( $\text{AuCl}$ ), а друга *аури-једињења* ( $\text{AuCl}_3$ ). Најпостојанија су му халогенска једињења. *Аури-хлорид* (трихлорид)  $\text{AuCl}_3$  добија се растварањем злата у царској води. Оксиди су му врло непостојани и могу се само посредним путем добити. Соли златове не постоје.

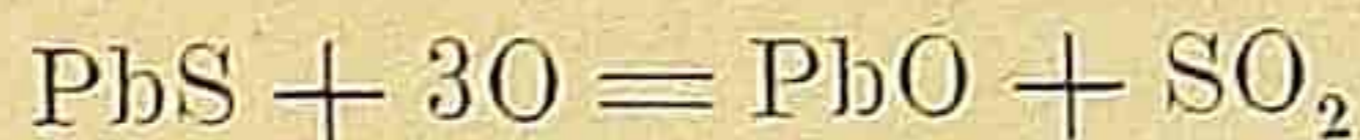
V. **Оловова фамилија.** Олово је усамљен метал; већином је двовалентно, а по где што четиривалентно је.

### Олово, Plumbum Pb.

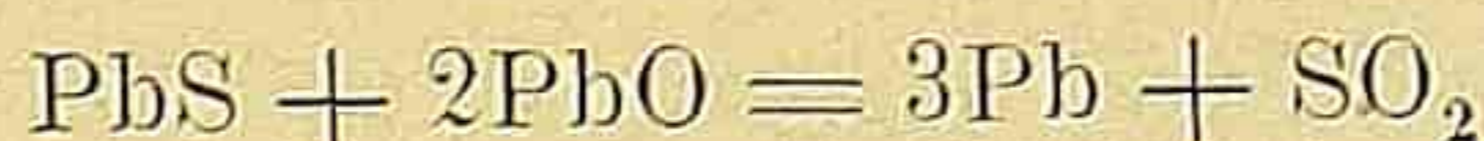
АТОМ. ТЕЖ. 207.

Олово је такође прастари метал. Најчешће се налази као минерал *галенит* ( $\text{PbS}$ ), и то му је главна руда.

Олово се добија по топионицама из галенита наизменичним пржењем и мешањем у пламеној пећи (сл. 29). Пржењем се галенит претвара у оксид:



Мешањем пак доводи се у додир пржења руда са непржењом, те се њиховом међусобном реакцијом ослобађа олово;

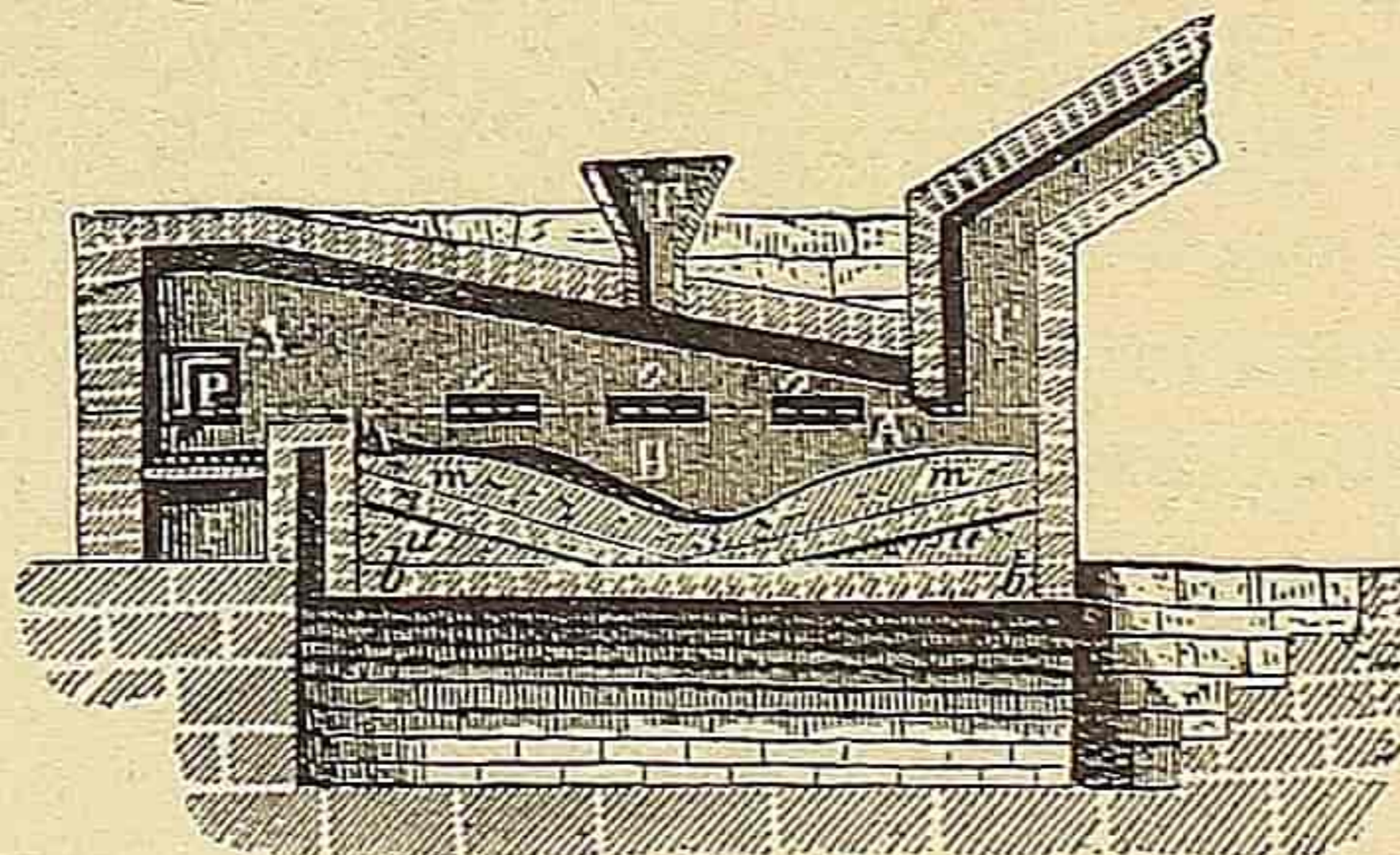


Пећ има огњиште *P*, са кога иду ватрени гасови простором *B* и каналом *C* у димњак. На левак *T* упушта се руда у пећ, која се кроз отворе *O O O* распростре по поду. Ват-



рени гасови оксидишу руду по површини, а повременим мешањем доводи се у додир оксидисана руда са неоксидисаном. Ослобођено олово слива се у удубљење пода, одакле се од времена на време отаче.

Олово је плаветникасто бело, сјајно и врло меко; спец. тежину има 11.37; топи се на  $334^{\circ}$ . Олово на ваздуху потамни, превлачећи се оксидном покожицом, но та га покожица чува од даље оксидације; кад је усијано пак оксидише се скроз. Раствара се у азотној киселини лако, са халогенама и сумпором једини се на топлоти. Оловова једињења отровна су.



Сл. 29.

Од олова се граде: цеви, куршуми, сита, плоче, артија и т. д.; од легуре олова и антимона лију се штампарска слова; од легуре олова и калаја гради се домаће посуђе (калајлије).

**Оловов хлорид**  $PbCl_2$ . Постаје кад преко стопљеног олова проводимо хлор, а одваја се као бео талог кад раствору оловне соли додамо соне киселине. Из врелог воденог раствора кристалише у сјајним иглицама.

**Оловови оксиди.** Има их више, а главни су ови: *Глеф*  $PbO$ , добија се узгредно, кад се оксидише олово рад добијања сребра. Жут је на обичној температури, а црвен на топлоти. Употребљује се за стакло, глазуру, пфластер и т. д. *Супероксид*  $PbO_2$ , добија се као мрк талог,



кад неку оловну со (ацетат) са хипохлоритом кувамо. Употребује се за жижице. *Мениге (минијум)*  $Pb_3O_4$ , добија се из првог оксида, грејући га на ваздуху између  $300^\circ$  и  $400^\circ$ ; овај је оксид црвен прах, на јачој топлоти одпушта кисеоник и враћа се у први оксид. Употребљује се као мрсна и посна боја, за кит, у стакларству и т. д.

**Оловове соли.** Први оксид раствара се у киселинама, градећи соли. *Нитрат*  $Pb(NO_3)_2$  је растворан у води и кристалише лепо. *Карбонат*  $PbCO_3$  је нерастворан, а налази се као минерал *церузит*. *Сулфат*  $PbSO_4$  је нерастворан у води, и у томе је подобан сулфатима земноалкалних метала.

**Оловов сулфид**  $PbS$ . Налази се као минерал *галени т*. Добија се стапањем олова и сумпора. Одваја се као црн талог, кад проводимо сумпороводоник кроз неку растворену со оловову.

VI. **Алуминијумова фамилија.** У ову фамилију улази више елемената, који се, према својој ужој подобности, у три подфамилије поделити могу:

- а) Al, Ga, In, Tl.
- б) Ce, La, Di, Sm.
- в) Y, Er, Yb, Sc.

Ови су елементи три и четиривалентни. Хидрати алуминијумове подфамилије понашају се и као базе и као киселине. Хидрати пак церијумове и итријумове подфамилије само су базе, и то јаке. Церијумови и итријумови метали толико су подобни међусобно, да је тешко одвојити их једног од другога, па зато их немамо чисте. Ми ћемо проучити само алуминијум, а остале, као ретке и за практику неважне метале, изоставићемо.

### А л у м и н и ј у м Al.

АТОМ. ТЕЖ. 27.

Алуминијум је одвојен 1827 год. У природи нема слободног алуминијума, а у једињењима је, после кисео-



ника и силицијума, најраспрострањенији елемент. Тако алуминијумови двојни силикати састављају у главном кору наше земље, а распадањем истих постаје *глина* ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), која саставља *каолин*, *уму*, *иловачу* и *ораћу земљу*, где је са страним примесцима (песак, калцијум-карбонат) јаче или слабије помешана.

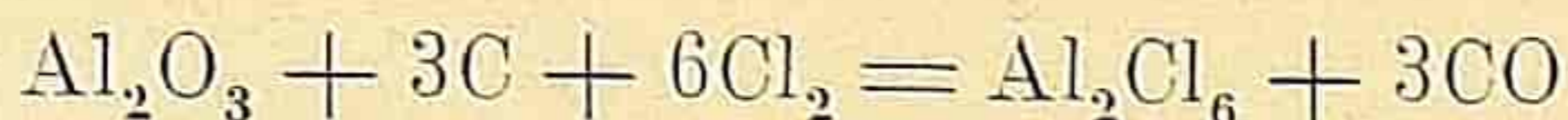
Алуминијум се производи фабрично на два начина: електролизом његовог оксида, или топљењем његовог хлорида са натријумом:



Алуминијум је плаветникастобео, сјајан и тегљив; спец. тежину има 2.56; топи се на  $700^\circ$ . Не мења се ни у влажном ваздуху, и јесте после злата и платине најпостојанији метал. Оксидише се тек на белом усијању. Раствара се у киселинама и у алкалним хидратима.

Од алуминијума граде се украси, кутије, посуђе и разни други предмети. Његова легура са бакром (*алуминијумова бронза*) има постојану жуту боју, с тога се радо за накит и украсе употребљује. Легура алуминијумова са сребром (10%) изгледа као право сребро, зато се од ње граде украси и посуђе.

**Алуминијум-хлорид**  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  или  $\text{Cl}_3 \equiv \text{Al} - \text{Al} \equiv \text{Cl}_3$ . Производи се фабрично из оксида алуминијумовог, жарећи га са угљеном измешаног у струји хлора:



**Алуминијум-оксид**  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Налази се у природи као *корунд* (без боје), *рубин* (црвен) и *сафир* (плав). Сви су кристални, у киселинама се не растварају.

**Алуминијум-хидрат**  $\text{Al}_2(\text{OH})_6$ . Одваја се као пиктијаст талог кад раствору неке алуминијумове соли додамо амонијака. На топлоти губи воду и прелази у оксид. Раствара се и у киселинама и у базама, јесте дакле и база и киселина.



**Алуминијум-сулфат**  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Производи се фабрично растварањем глине у сумпорној киселини. Кристалише из воде у листићима са  $18\text{H}_2\text{O}$ .

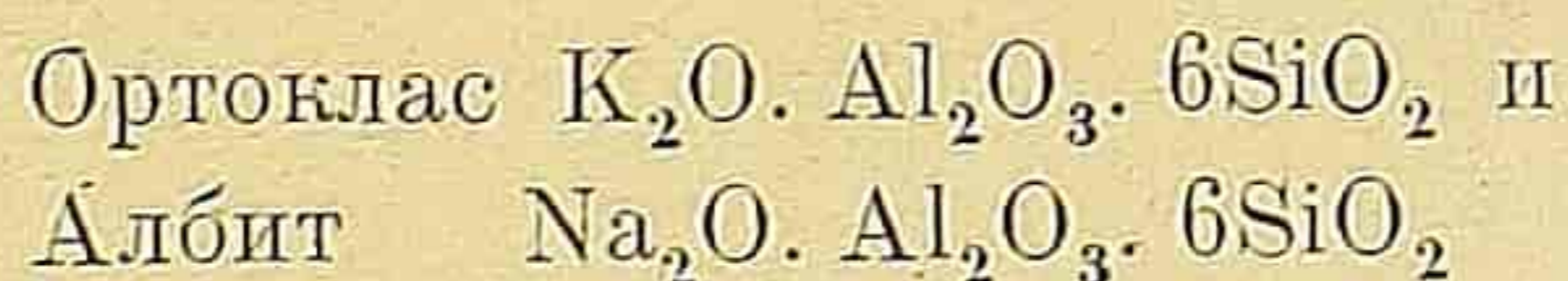
**Стипсе.** Сулфат алуминијумов једини се са сулфатима алкалних метала, градећи двојне сулфате, који се зову *стипсе*:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{M}'_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . То исто чине и сулфати осталих четиривалентних метала, и тако општа формула за стипсе ово је:  $\text{M}_2^{\text{VI}}(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{M}'_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

$\text{M}'$  је: К, Na, Li, Rb, Cs,  $\text{NH}_4$ , Tl.

$\text{M}_2^{\text{VI}}$  је:  $\text{Al}_2$ ,  $\text{Fe}_2$ ,  $\text{Cr}_2$ ,  $\text{Mn}_2$ ,  $\text{Ga}_2$ ,  $\text{Jn}_2$

Обична стипса је алуминијум-калијум-сулфат. Све стипсе кристалишу по тесералној системи. Стипса се употребљује као мочило, да тканине могу боју примити. Сем тога стипсом се чини кожа, бистри мутна вода и т. д.

**Алуминијумови силикати.** Двојни силикати алуминијумови састављају кору наше земље; међ њима су најчешћи *фелдспати*, а ту долази:



Под утицајем воде распадају се фелдспати лагано у своја два силикатна састојка: у *глину*  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и алкални силикат  $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{SiO}_2$ . Глина, као нерастворна, остаје на месту где је постала, а алкални силикат односе протичуће воде, јер је растворан. Но овај у том путу ступа у реакцију са угљеном киселином:



и тако постаје алкални карбонат, који биљу као рана служи, и силицијумова киселина, из које постаје *калцедон*, *опал*, *кремен* и друге хидратне силиције.

Глина може остати на месту свога постанка, или је може буица у нижа места снети. Каолин је непренашана глина, а иловача, у свима својим маснијим и поснијим ва-



ријететима до обичне ораће земље, јесте пренашана глина. Каолин садржи увек нераспаднутог фелдспата, а иловача прима узпут разне примеске (песак, калцијум-карбонат, оксид гвожђа и т. д.).

Глина је пластична и нетопљива, и на тим особинама њеним основана је употреба глиновитих материјала у индустрији керамичкој.

**Ултрамарин** Пређе је из ретког минерала *лазулита* добијана жарењем нека плава земљаста боја, звана ултрамарин; данас се пак та боја производи из каолина, жарећи га измешаног са натријум-сулфатом и угљеном.

### С т а к л о .

Стакло је двојни силикат оваквог састава:  $M'_2O \cdot 3SiO_2 \cdot M''O \cdot 3SiO_2$ , где  $M'$  представља натријум или калијум, а  $M''$  калцијум или олово. Фабрично се производе ове три врсте стакла.

1. *Натријумово стакло*  $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ . Ово је стакло тврдо, лакотопко и јефтино, с тога је за обичну стакларију подесно.

2. *Калијумово стакло*  $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ . Ово је стакло тешко топко и меко, с тога се од тог стакла израђују предмети, који имају да издрже топлоту, или који ће се резати.

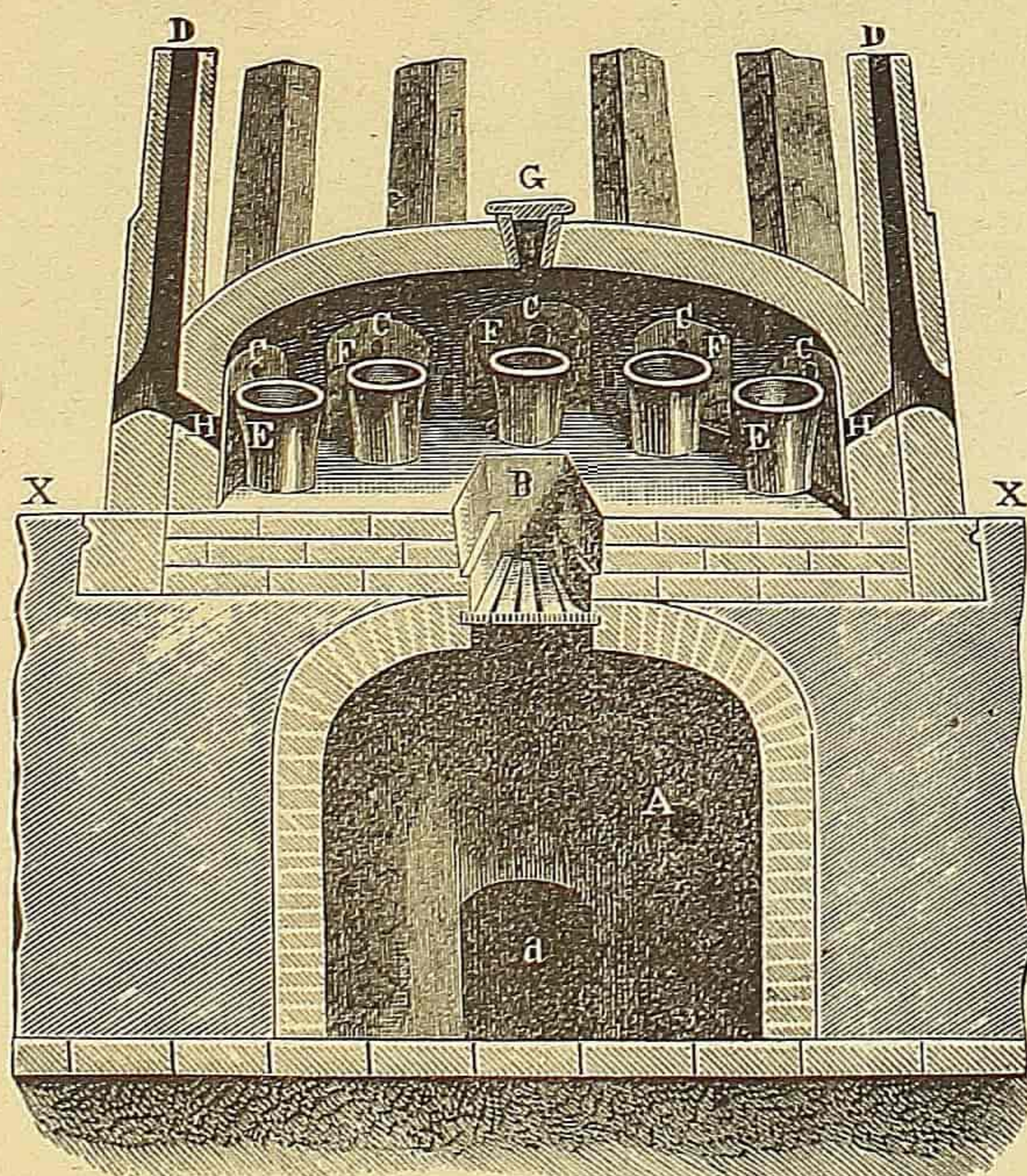
3. *Оловно стакло*  $K_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$ . Ово стакло сјаји и прелама светлост јако, зато се од њега граде оптичка стакла (*флинт*) и они предмети, од којих се тражи да сјаје (*кристал, штрас*).

За неке извесне цељи гради се *мешано стакло*, састављено из два или сва три наведена стакла. Сем тога у наведеном стаклу неки део калцијума може бити заступљен магнезијумом, алуминијумом или другим којим металом. Хоће ли се да је стакло *обојено*, додају му се извесни



метални оксиди: хромов за зелено, кобалтов за плаво, манганов за љубичасто и т. д.

Сировина за стакло јесте: *песак* или *кварц*, *сода* или *поташа*, *кречњак* или *креда* и *глеђ* или *минијум*. За чисто стакло тражи се сировина без примесака, а ако садржи гвожђа, биће стакло обојено (зеленкасто до мрког). Ова се сировина *туца* и за тим се из ње гради смеша; тако н, пр. за натријумово стакло узима се песак, сода и кречњак. Та смеша топи се у земљаним *фуцама*, које се у нарочитој *пећи* загревају (сл. 30 и 31).

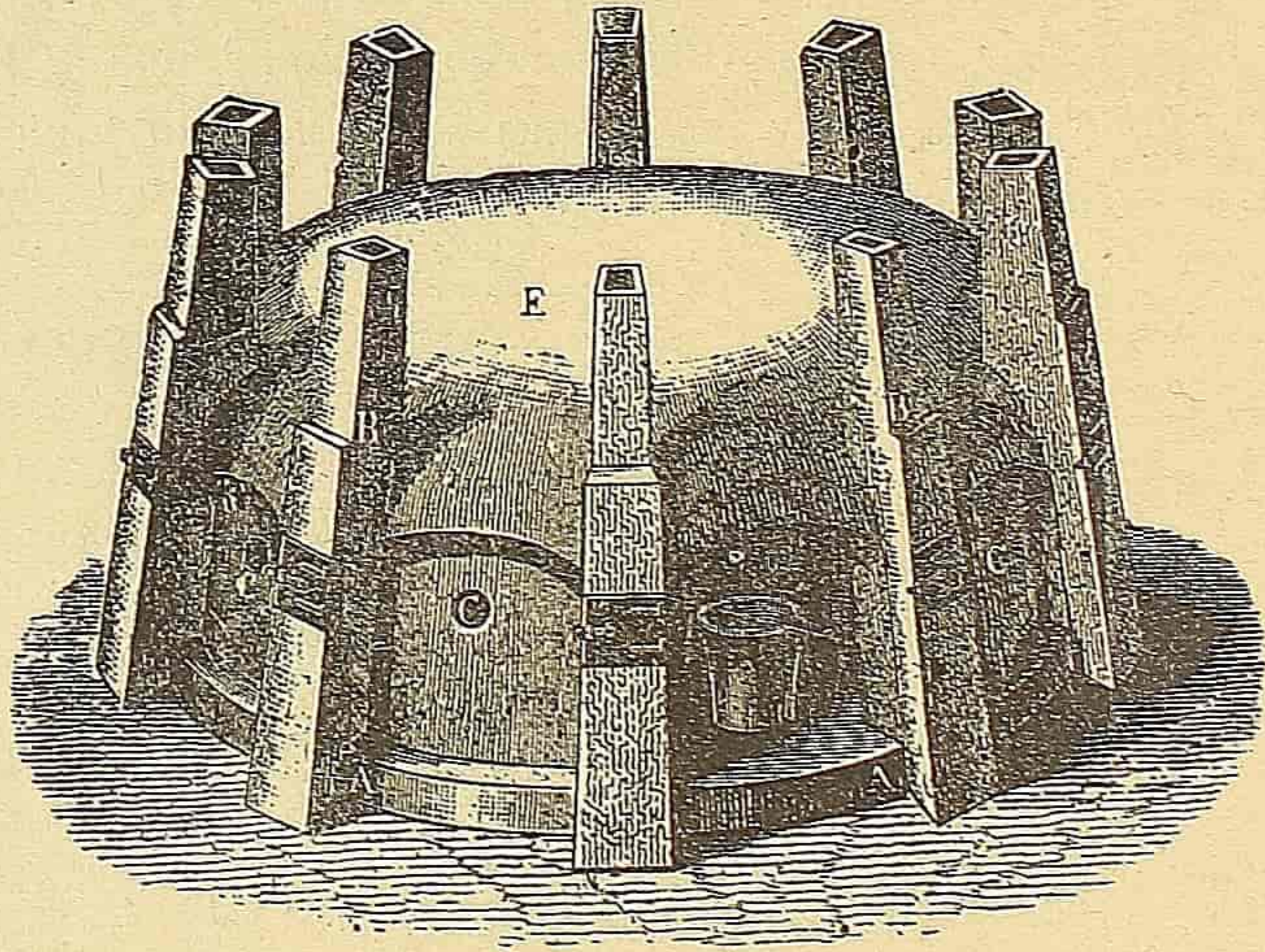


Сл. 30.

Из стопљеног стакла израђују се шупљи предмети *дувањем*. За ту цел служи *дуваљка*, представљена на сл. 32, а то је гвоздена цев са јабучастим крајевима, уви-



јена с једне стране крпом, да се и угрејана у руци држати може. Дуваљка се крајем *b* замочи у стопљено стакло и на истоме ће, кад се извуче, остати лопта стаклена. Та лопта меког стакла надуће се у кlobук, кад се на дуваљку дува, а облик тог кlobука условљује положај и покрет дуваљке за време дувања. Како се дувањем у меко стакло



Сл. 31.

долази поступно до боце, представљено је на сл. 33. Како се гради стакло за прозоре представљено је у сл. 34; прво се издува ваљак, а овај се расече уздуж и у плочу развије.

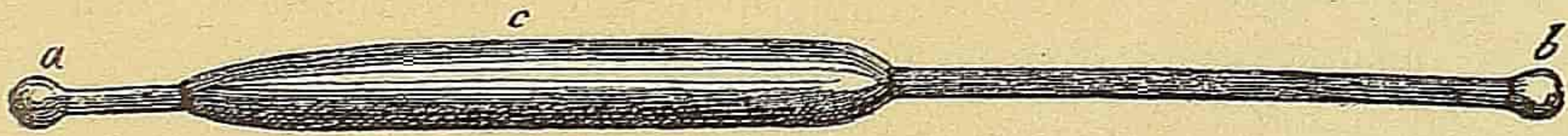
Велике плоче стаклене граде се, *развлачећи* меко стакло ваљком. Ово је стакло рапаво, зато се *глади*, трљајући га песком.

Према ступњу чистоте стакла, дели се исто у *бело*, *полубело* и *мрко*. Поменуто је да гвожђе чини ову разлику у стаклу.

Оловно стакло разликује се, према количини олова, у *кристал*, *флинт* и *штрас*. Кристал садржи најмање олова, флинт га има више, а штрас највише. Од кристала граде

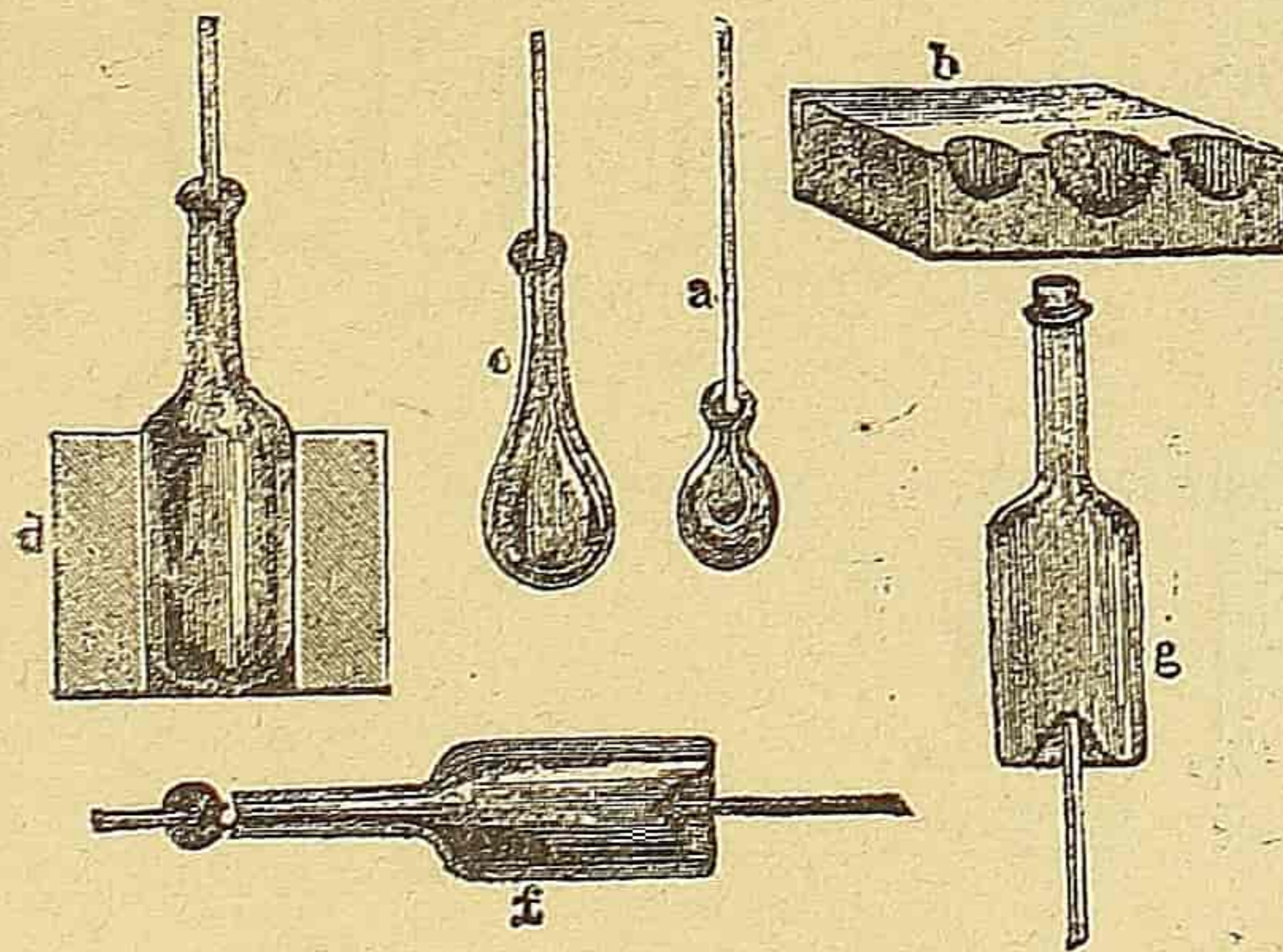


се луксузни предмети, који су обично глађени и резани (огледала, полилеи). Од флинта граде се оптичка стакла (сочива, призме). Од штраса гради се вештачко драго камење.



Сл. 32.

Стакло је пронађено у давној прошлости, али кад и где не зна се. Једни приписују тај проналазак Финицијанима, а други Египћанима. После тих старих народа цветала је индустрија стакла у Риму, Византији и Млеткама. Од 16 века та индустрија узима мах у целој Европи.



Сл. 33.

### К е р а м и к.

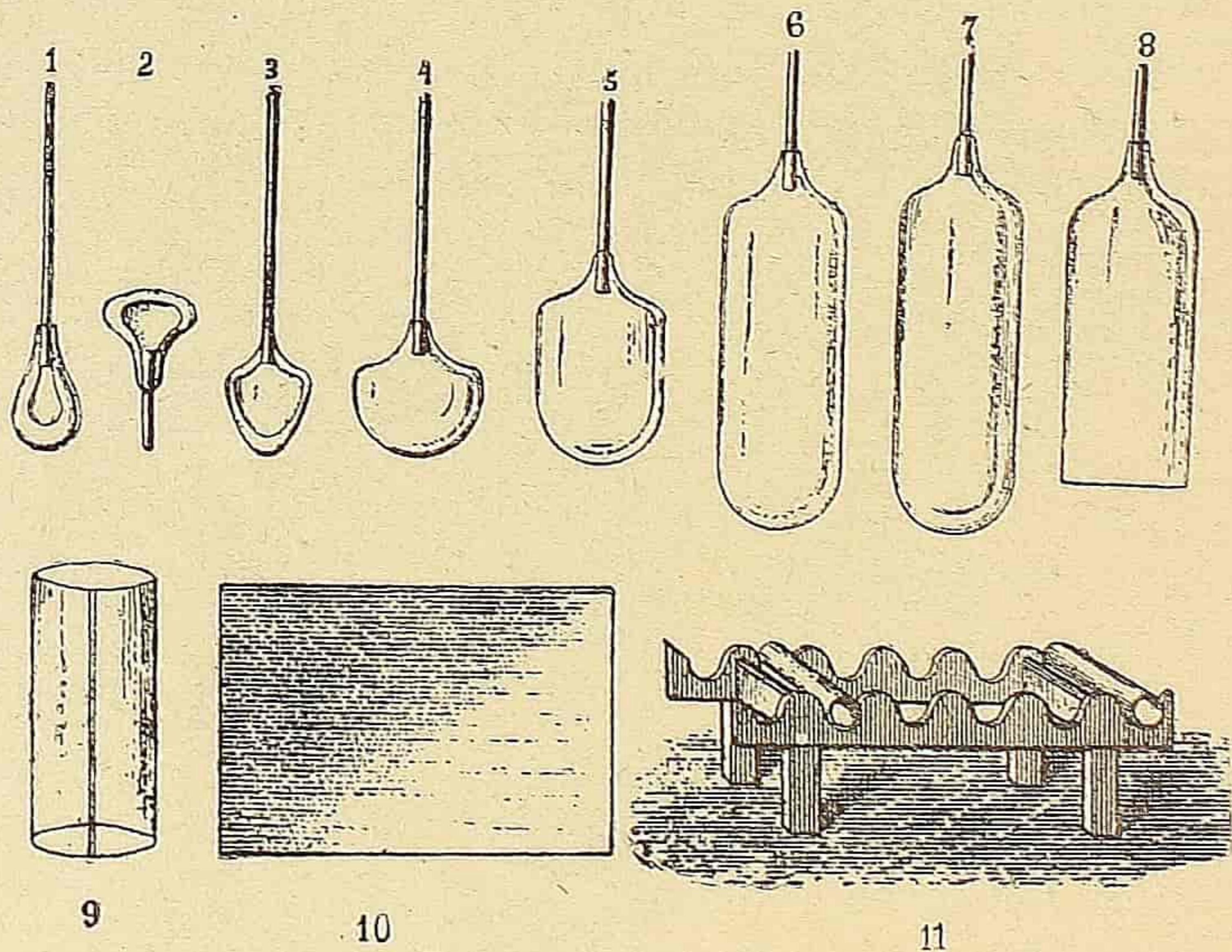
Под речи *керамик* разумемо индустрију глиновитих материјала.

Глиновити материјали *пластични* су, т. ј. од њиховог блата могу се лепо предмети израђивати. Сем тога чисти глиновити материјали *нетопљиви* су. На првој особини



основана је употреба тих материјала за израду посуђа, а на другој особини основана им је употреба за израду шамот-цигаља, које се у ватри не топе.

Како чисти глиновити материјали нису топки, то би предмети, од истих израђени, и после печења били порозни. Али ако се глиновитом материјалу дода каквог топког тела (песак, фелдспат), оно ће се при печењу стопити и све у једно слепити. То је узрок што се чистим глиновитим материјалима додају *тошила*, кад се од њих посуђе израђује.



Сл. 34.

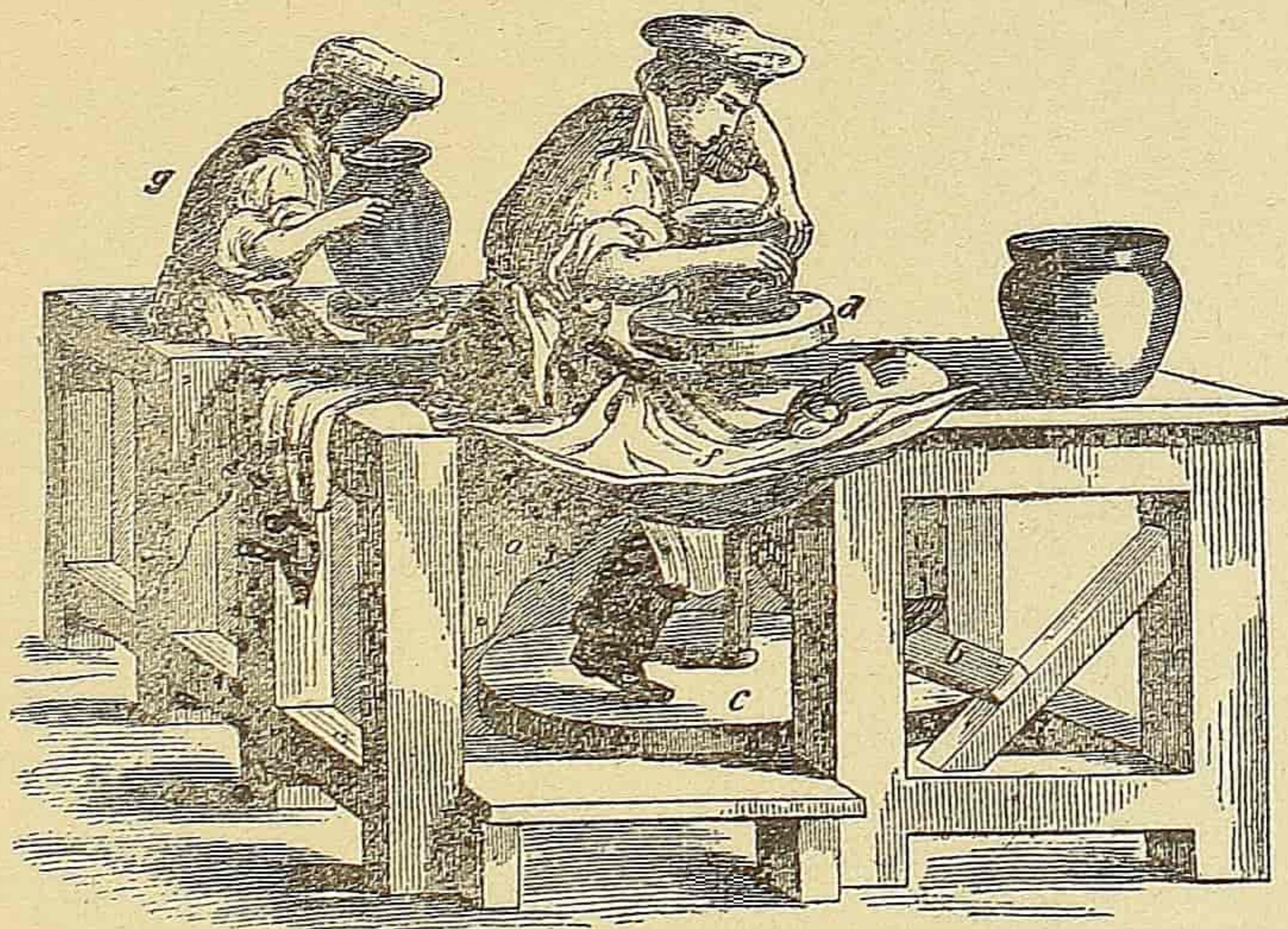
Највећи део грнчарије израђује се на *грнчарском котуру* (сл. 35). Неки се пак отискују или лију у *калуше*. Израђена грнчарија *суши* се у ладу, да не би пуцала, а за тим се *пече*.

Пећ за печење грнчарије видимо на сл. 36 и 37; она има три спрата  $L$ ,  $L'$  и  $L''$ ; прва два спрата имају у нао-



коло по пет огњишта  $f$ ; ватрени гасови нижег спрата иду у виши каналима  $с с с$ , а из највишега изилазе у ваздух. На врата  $P$  пећ се пуни и празни, а иста су, за време печења, зазидана.

Печена грнчарија рапава је по површини, а ако је материјал био гвожђевит, тада је жута или црвена. Ово се прикрива *глазуром*, т. ј. предмет се облије неким стопљеним силикатом. У тој цељи грнчарија се намаже неким

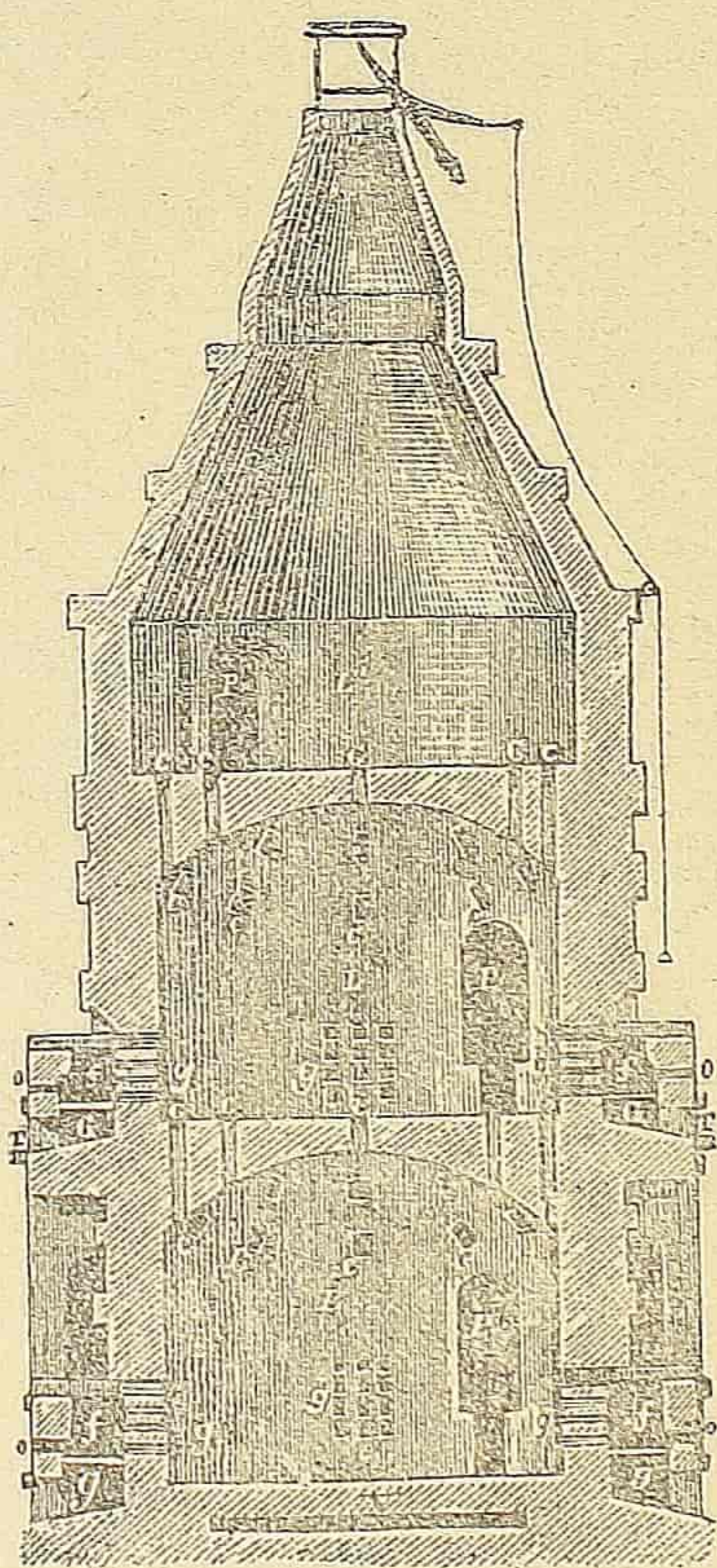


Сл. 35.

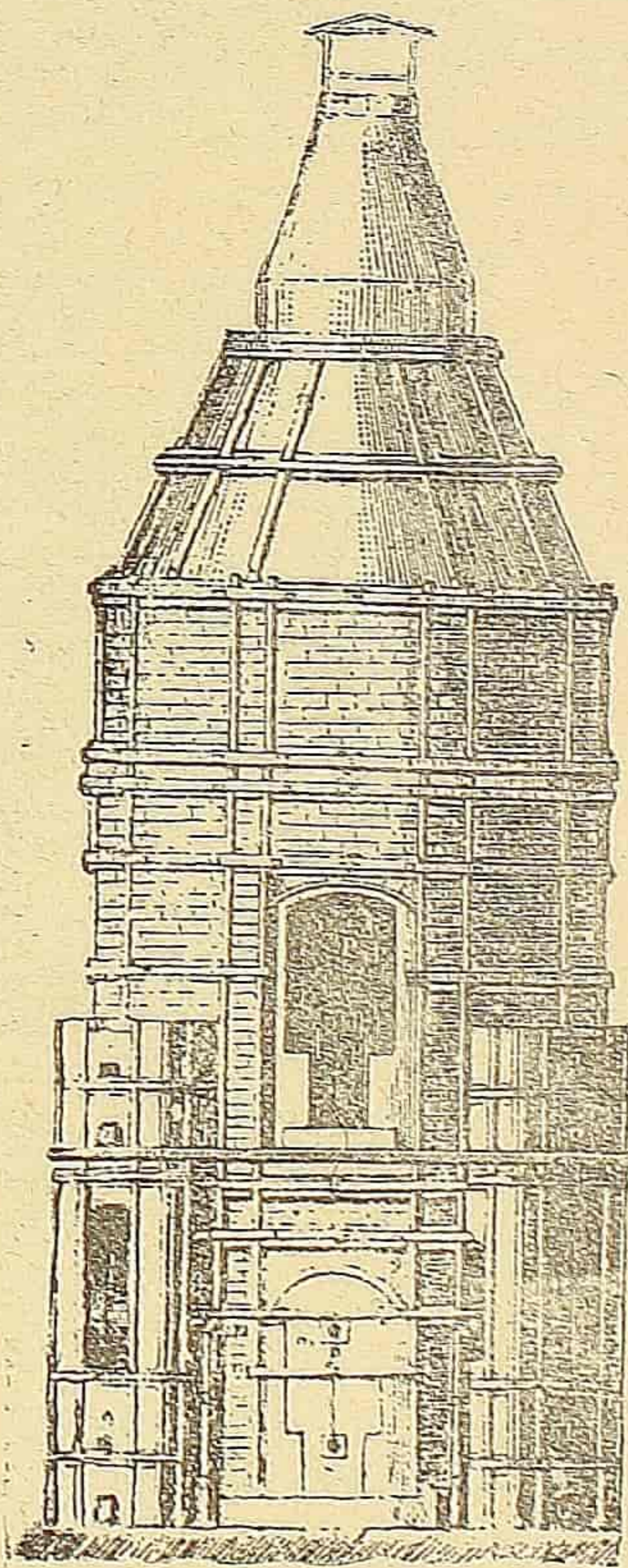
лако топким телом, те се оно при печењу стопи и цео предмет облије. Проста грнчарија превлачи се непечена глазурном масом, па се у исти мах и пече и глазира. Боља грнчарија пак превлачи се глазурном масом печена, па се онда поново, рад глазури, пече. Порцелан се превлачи безбојном и провидном (стакластом) глазуром, да му се не би она лепа бела боја прикрила; та се глазура састоји из каолина, кварца и гипса. Проста грнчарија превлачи се оловном глазуром — *глеђоше се*: још непечено



посуђе попраши се оксидом олова, који се при печењу са силикатима у стакло стопи и предмет облије. Помоћу оксида олова и калаја производи се бела непровидна глазура, звана *емаљ*. Грнчарија се *боји* као и стакло металним оксидима.



Сл. 36



Сл. 37.

Важније врсте грнчарије ово су:

1. *Прави порцелан*. Гради се од смеше каолина, фелдспата и песка. Ово је најсавршенији керамички производ. Његова је маса бела, прозачна, тврда и компактна.



2. *Фрит-порцелан*. Гради се од утуцаног стакла (фрит), које је додатком иловаче и креде замућено, а тиме му је и топлјивост отежана. Овај порцелан изгледа као прави, али је мекши и јефтињи од правога.

3. *Камено посуђе*. Гради се од иловаче и каквог топила (песак, фелдспат). Компактно је, јер се је натопило, па зато је тврдо и хемиски постојано. Од њега се граде боце за минералне воде, мастило, киселине и т. д.

4. *Фајанс*. Гради се од иловаче са малим додатком топила, а пече се слабо, зато му је маса порозна. Старе мајолике јесу емаљисани и декорисани фајанси.

5. *Обична грнчарија*. Гради се од сваке масније земље. Одликује се јефиноћом и нарочито је добра за кујнско посуђе.

6. *Цигље (опеке)*. Граде се од обичне земље, која није сувише посна, нити јако кречљива.

Керамичка вештина јесте, по свој прилици, почетак културе човечије. Тако зидано је цигљом још на 12.000 година пре Христа, а још су Египћани производили елегантну грнчарију.

## Земља.

Земљом називамо овај трошни слој, што покрива кору земљину. Видели смо да је земља постала, а и данас постаје, распадањем разних стена. Тај трошан материјал носиле су воде у нижа места и тако је земља нанос водени.

Са агркултурног гледишта слој земље дели се на двоје: у *живицу* и *мртвицу*; живица је горњи хумусни део земље, а испод тога лежећи део, што не садржи хумуса, зове се мртвица. Називи ови створени су по томе, што у живици може биље успевати, а у мртвици не може.

Биљне и животињске материје, трулећи у горњем слоју земље, оксидишу се у неку црну материју, звану *хумус*, и тако образују горњи хумусни слој земље — живицу.



Необрађена земља зове се *ледина*, а она што се оре зове се *орница*. Онај део орнице пак, што лежи испод домашаја плуга, зове се *здравица*. Здравица може бити и живица и мртваца, то зависи од дебљине хумусног слоја.

Главни састојци родне земље (живице) јесу: *глина*, *песак*, *кречњак* и *хумус*; песак се пак састоји из кварца, разних силиката, фосфата и других минерала. Песак, кречњак и хумус јесу трошан прах, но исти је глином у једно слешњен. Према томе *физички склоп* земље зависи од сразмере, у којој су ти састојци помешани. Тако *глинуша* (*смољњача*) је збивена, влажна и ладна. *Пескуша* је растрешена, сува и топла. *Кречуља* је лака, сува и топла. *Хумуша* (*црница*) је скважљива, мокра и ладна. За земљорадњу је најподеснија она земља, која садржи ове састојке подједнако; јер таква је земља умерено растрешена, влажна и топла. Плодност земље јако зависи од њеног физичног склопа.

Ови главни састојци земљини условљују јој само физички склоп, али се њима не рани биље; они су само средина, у којој се биље развија, а ово се рани раном, што је тим састојцима примешана. Биље узима рану из ваздуха и из земље. Из ваздуха упија лишћем *угљен-диоксид*, одакле узима угљеник за стварање свог угљеничног градива. Из земље пак сише жилама у земној влази растворену *минералну рану*, која садржи: *фосфате*, *сулфате*, *нитрате*, *хлориде*, и *силикате* ових метала: *калијума*, *натријума*, *калцијума*, *магнезијума* и *гвожђа*. Земља треба да садржи све ове делове минералне ране биљне; јер ако јој недостаје ма и један, неплодна је.

Како постаје ваздушна рана биљна — угљен-диоксид, поменуто је кад је о ваздуху говорено. Минерална биљна рана пак постаје из земљиних минерала (песак, кречњак), који се, као што знамо, под утицајем воде и угљене киселине у растворуна једињења претварају. При овоме има важну улогу и онај угљен-диоксид, што се оксидацијом



хумуса ствара. Нитрати (азотна рана биљна) постају од чести оксидацијом азотних органских материја земљиних (хумуса), а од чести их киша из ваздуха на земљу сноси; неко биље пак рани се ваздушним азотом непосредно. Атмосферилије стварају дакле у земљи минералну рану биљну, па зато се и тражи да је земља растрешена, како би атмосферилије у њу лакше продирати могле. Орање и друго обрађивање земље има ту цел, да јој се растреситост одржи.

Сваке жетве односи се са једног хектара земље преко 100 килограма минералне ране биљне. За сваку жетву треба дакле да се створи у земљи толико нове минералне ране. Нове, скоро разоране, земље накнађују тај издатак саме, само кад се добро ураде. Али дуго култивисане земље немају ту моћ, с тога им се минерална рана додаје вештачки, т. ј. *ђубре се*; за коју цел употребљује се сточно и вештачко ђубре (суперфосфат и др.).

**VII. Гвожђева фамилија.** У ову фамилију долазе: *гвожђе, кобалт, никал, хром и манган*. Ови су метали дво, четири и шесвалентни.

### Г в о ж ђ е, Ferrum Fe.

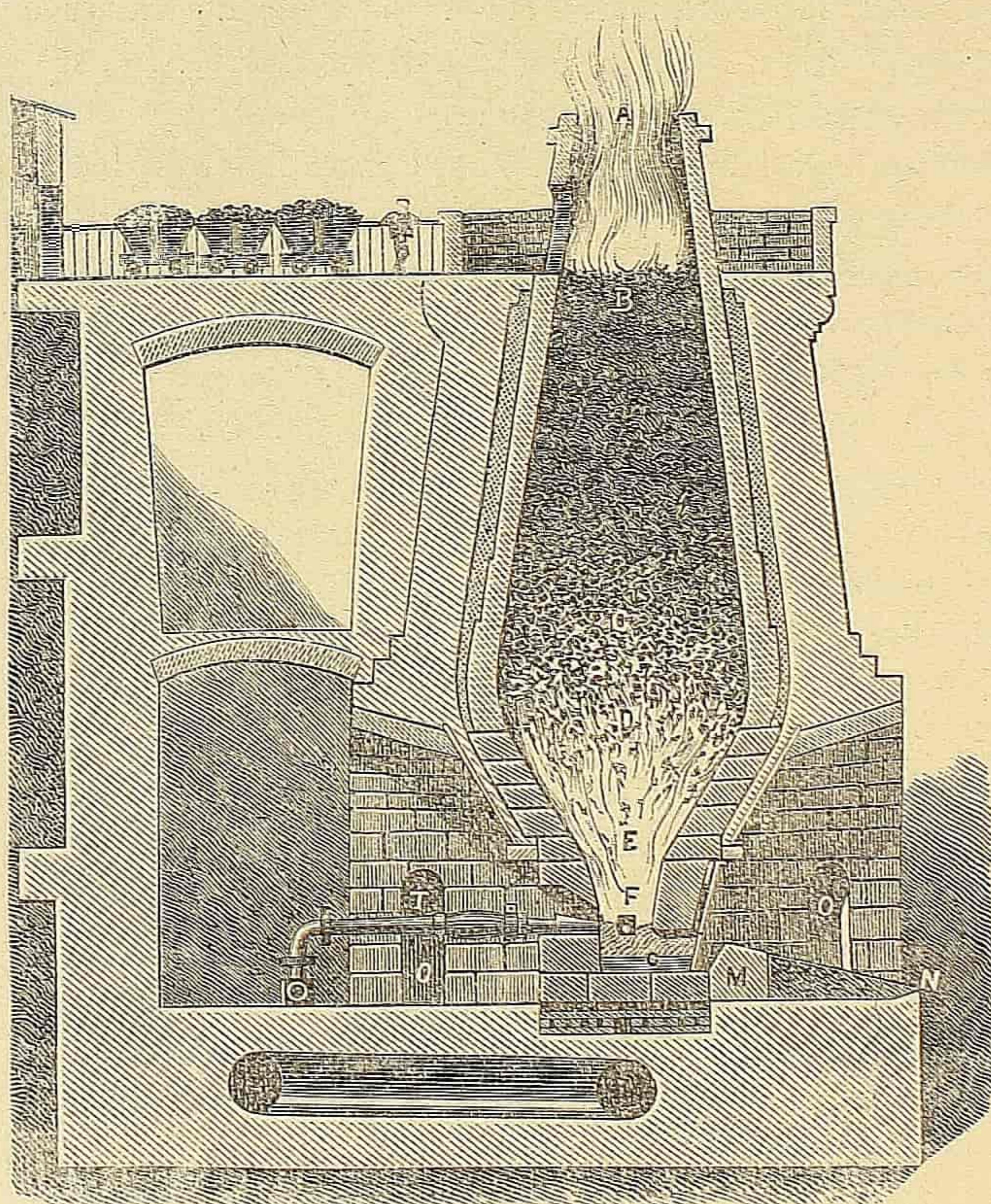
АТОМ. ТЕЖ. 56.

Гвожђе је прастари метал. Не налази се на земљи слободно, а једињења су му јако распрострањена. Важније су руде гвоздене: *магнетит*  $Fe_3O_4$ , *хематит*  $Fe_2O_3$ , *ширит*  $FeS_2$ , *сидерит*  $FeCO_3$  и т. д. Гвожђе је примесак многих минерала, има га у земљи и у води, и састојак је биљног зеленила и крвног црвенила.

Индустриско гвожђе није чисто, већ садржи и угљеника као прави састојак, који му условљује особине физичке. Гвожђе се према количини угљеника дели на троје: *сирово гвожђе* садржи угљеника 3 до 5%, *челик* га садржи 0.6 до 2% и *ковано гвожђе* садржи га до 0.5%.



**Сирово (ливено) гвожђе.** Добија се топљењем гвоздене руде у високој јамастој пећи (сл. 38). Пошто је рас-



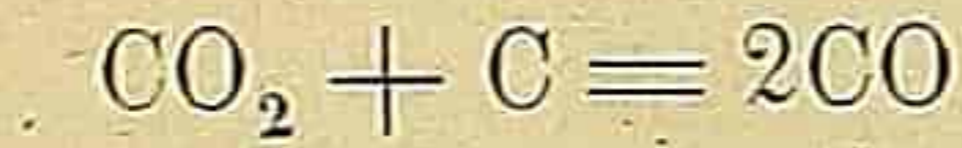
Сл. 38.

паљено гориво у пећи (ћумур, кокс), баца се у псту наизменце ред руде и ред горива. У колико угаљ сагори а руда се стопи, у толико се садржина пећска слеже на ниже, а тај упразњен простор попуњује се новим слојем руде и горива и тако пећ ради без прекида годинама.

Гориво сагорева у пећи пред дуваљком у простору *F* и од те топлоте загрева се унутрашњост пећи. Пред



дуваљком сагорева гориво у угљен-диоксид, но тај гас, пењући се на више, удара на усијани угаљ и дели са њим свој кисеоник :

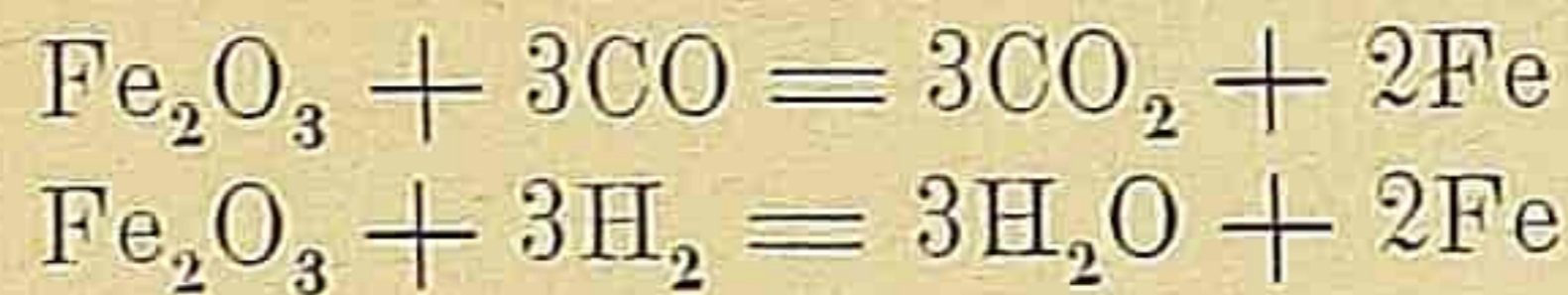


Водена пара, што са ваздухом у пећ улази, одаје свој кисеоник угљу усијаном :



Кроз високу пећ пролазе, дакле, угљен-моноксид и водоник, поред непромењеног азота ваздушног.

Гвоздена руда, силазећи кроз високу пећ на ниже, загрева се поступно, а кад се усија, тада ју угљен-моноксид и водоник у метал редукују :



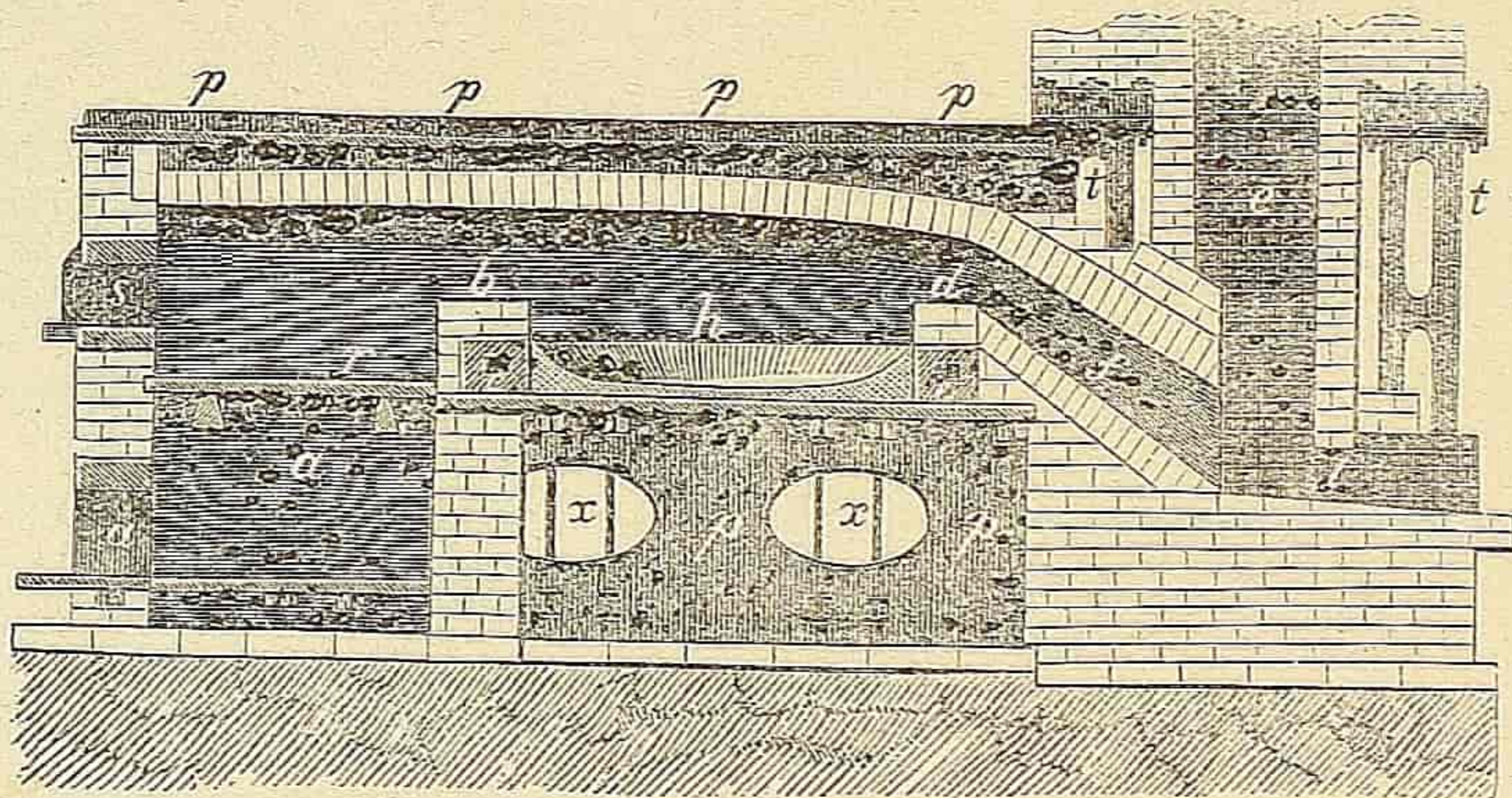
Редуковано гвожђе, силазећи на ниже, загрева се јаче и услед тога угљенише се поступно; кад се пак угљеником засити, топи се и капље на дно пећи, одакле се повремено отаче. У исто време топи се и стеновити рудни примесак у *згуру*. Згура се скупља изнад гвожђа, јер је лакша, одакле се повремено отаче.

У сировом гвожђу угљеник је или са гвожђем хемиски сједињен, или је у облику графитских листића по њему подељен; прво је *бело*, а друго *мрко* сирово гвожђе. Бело гвожђе тврђе је и лакше се топи од мрког гвожђа. Сирово гвожђе не може се ковати ни варити, јер не омекша кад је усијано. Употребљује се за грађење изливака и за производњу кованог гвожђа и челика.

**Ковано гвожђе.** Производи се из сировог гвожђа, сагоревајући му угљеник до извесне мере. То се ради обично у пламеној пећи (сл. 39 и 40). На топишту *h* стопи се сирово гвожђе и изложи утицају ватрених гасова, што долазе са огњишта *r*, те му они сагору угљеник до одре-

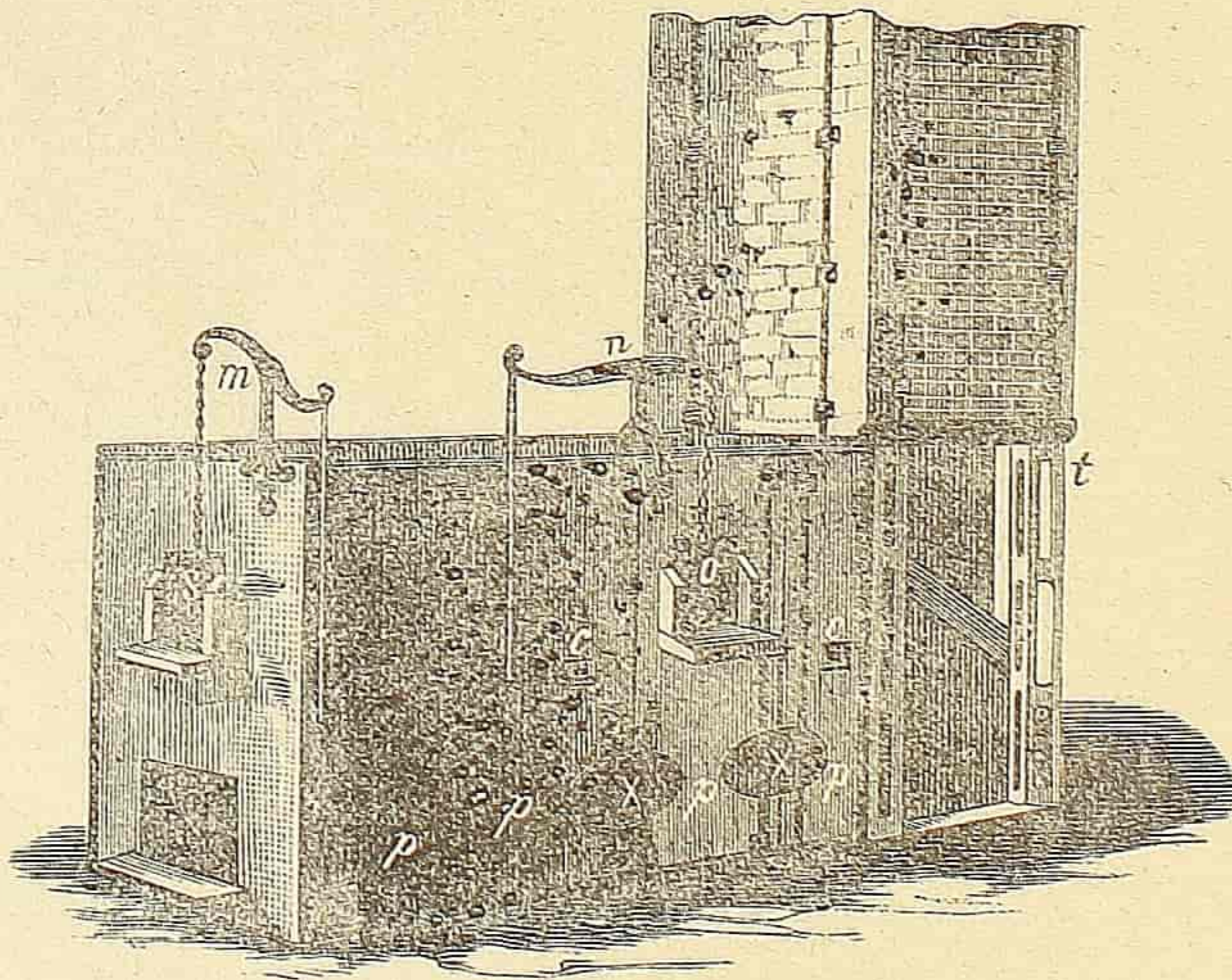


ђене мере. — Ово је гвожђе кончастог прелома, може се ковати и варити, а не може се калити.



Сл. 39.

**Челик.** Добља се из сировог гвожђа сагоревајући му угљеник, или из кованог гвожђа додајући му угљеник до



Сл. 40.

одређене мере. Или се сирово и ковано гвожђе стопе у сразмери да постане челик. Челик је ситног зрнастог пре-



лома, може се ковати, варити и калити. Нарочита му је употреба за сечива.

**Чисто гвожђе.** Добија се редукцијом оксида помоћу водоника. Ово је гвожђе меко и тешко топко. Угљенично гвожђе пак, у колико је угљеником богатије, све је тврђе и лакше топко. Усијано гвожђе запали се у кисеонику, хлору и сумпору; раствара се у киселинама.

Гвожђе гради двојака једињења: *феро-једињења* (н. пр.  $\text{FeCl}_2$ ) и *фери-једињења* (н. пр.  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$ ,  $\text{Cl}_3 \equiv \text{Fe} - \text{Fe} \equiv \text{Cl}_3$ ); у првима је двовалентно, а у другима четири-валентно.

✓ **Гвожђеви хлориди.** *Феро-хлорид*  $\text{FeCl}_2$  постаје растварањем гвожђа у соној киселини. *Фери-хлорид*  $\text{Fe}_2\text{Cl}_6$  постаје жарењем гвожђа у струји хлора. Оба су ова хлорида кристални и растворни, први се оксидише на ваздуху и прелази у фери-једињење.

**Гвожђеви оксиди.** Постоје три оксида и два хидрата:

Феро-оксид  $\text{FeO}$  и хидрат  $\text{Fe}(\text{OH})_2$   
 Фери-оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и хидрат  $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$   
 Феро-фери-оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  или  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$

Минерал *хематит* је други оксид, а *магнетит* трећи. Хидрати се добијају таложењем (амонијаком) одговарајућих хлорида.

**Гвожђеви соли.** Растварајући у киселинама феро- или фери-хидрат постају феро- или фери-соли. *Сулфат* (*галица*)  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  кристалише у зеленим призмама. *Карбонат*  $\text{FeCO}_3$  налази се као минерал *сферосидерит*.

**Гвожђеви сулфиди.** Има их више: *моносулфид*  $\text{FeS}$  постаје стапањем гвожђа и сумпора; *дисулфид*  $\text{FeS}_2$  налази се као минерал *ширит*.



Никал  $Ni = 59$  и Кобалт  $Co = 59$ .

Ова два метала и гвожђе подобни су међусобно, па се и у природи заједно налазе. Тако гвоздени метеорити садрже редовно никла и кобалта; пирити и арсенопирити често садрже и ова два метала по мало. Никал се употребљује за поникљавање и у легури новог сребра; наш *никлов новац* садржи: 25 делова никла и 75 дел. бакра. Кобалтовим оксидом боји се плаво стакло и порцелан. Никлова и кобалтова једињења одговарају гвожђаним.

Хром  $Cr = 52.5$ .

Најчешћи је хромни минерал *хромит*  $FeO \cdot Cr_2O_3$ . Хром гради, подобно гвожђу, *хромо-једињења* ( $CrCl_2$ ) и *хроми-једињења* ( $Cr_2Cl_6$ ). Сем тога хром гради *хромну киселину*  $H_2CrO_4$  и њене соли *хромате*  $M_2CrO_4$ , од којих само су алкални растворни, а постају стапањем хромита са шалитром. Оксидом хромовим боји се зелено стакло и порцелан.

Манган  $Mn = 55$ .

Најчешће се налази у минералу *пиролузиту*  $MnO_2$ . Као гвожђе и хром, тако и манган гради *мангано-једињења* ( $MnCl_2$ ) и *мангани-једињења* ( $Mn_2Cl_6$ ). Поред хромата постоје овде *манганати*  $M'_2MnO_4$ . Но манган гради и *перманганате*  $M'MnO_4$ . — Манганове руде додају се гвожђаним, јер је манган повољан примесак сировом гвожђу и челику. Из пиролузита и соне киселине производи се хлор фабрично. Мангановим оксидом боји се љубичасто стакло и порцелан.

VIII. **Платинова фамилија.** У ову фамилију долазе: *платина, паладијум, иридијум, родијум, рутенијум и осмијум*. Ови се метали у друштву налазе. Нарочита подоб-



ност постоји између прва, друга и трећа два. Понашају се као дво и четиривалентни, а последња два и као осамвалентни.

### П л а т и н а $Pt = 194.5$ .

Платина се налази у песку неких река на Уралу и у јужној Америци, одакле се добија испирањем.

Платина је пепељаста, сјајна и тегљива; спец. тежину има 21.5; топи се на  $1775^{\circ}$ . Не оксидише се непосредно; не раствара се у киселинама, сем царске воде; са халогенама и сумпором једини се на топлоти. Од платине гради се хемиско посуђе.

Платина гради двојака једињења: *плато-једињења* ( $PtCl_2$ ) и *плати-једињења* ( $PtCl_4$ ). *Плати-хлорид* постаје растварањем платине у царској води. Постоје два *оксида* и *хидрата*:  $PtO$  и  $Pt(OH)_2$ ,  $PtO_2$  и  $Pt(OH)_4$ , чије су соли врло непостојане. Постоје и два *сулфида*:  $PtS$  и  $PtS_2$ .

**IX. Молибденова фамилија.** У ову фамилију долазе: *молибден*, *волфрам* и *уран*. Ови су метали четири и шесвалентни. Прва два најрадије прелазе у оксиде највишег ступња, који са базама граде соли: *молибдате*  $M'_2MoO_4$  и *волфрамате*  $M'_2WO_4$ , а та једињења одговарају хроматима. Уран пак има неку сличност са гвожђем.





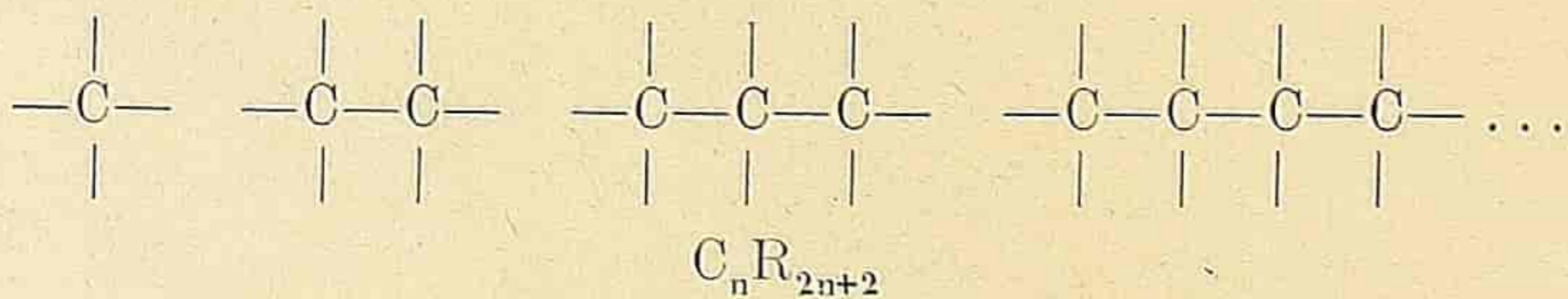
## ОРГАНСКА ХЕМИЈА.

### ПРИСТУП.

**Органска Хемија.** Органска Хемија бави се проучавањем угљеничних једињења, обухватајући и она што се налазе у живом царству, и она што се производе вештачки по лабораторијама. Угљенична једињења издвајамо у засебан одељак с тога, што их има врло много, па ћемо их одвојена лакше и боље проучити.

Првобитно су у Органској Хемији проучавана само једињења организованих тела (биљна и животињска), па зато је и добила ово име. У то доба држало се да та угљенична једињења постају у организму биља и животиња под утицајем животне силе њихове и по томе она се не могу обичним хемиским силама градити. Али кад је *Велер* 1828 год. прво органско једињење (уре) вештачки наградио, тада је оборно горње веровање. Од тог доба коракнула је синтеза органских једињења јако, и ми их данас многа производимо вештачки.

**Облици угљеничних једињења.** Угљеник се разликује од осталих елемената тиме, што он може многа једињења да гради, колико не могу да награде ни сви остали елементи заједно. Ова обилатост угљеничних једињења долази отуда, што се угљенични атоми могу по два, три, четири и т. д. до преко тридесет међусобно споити, градећи овакве облике:

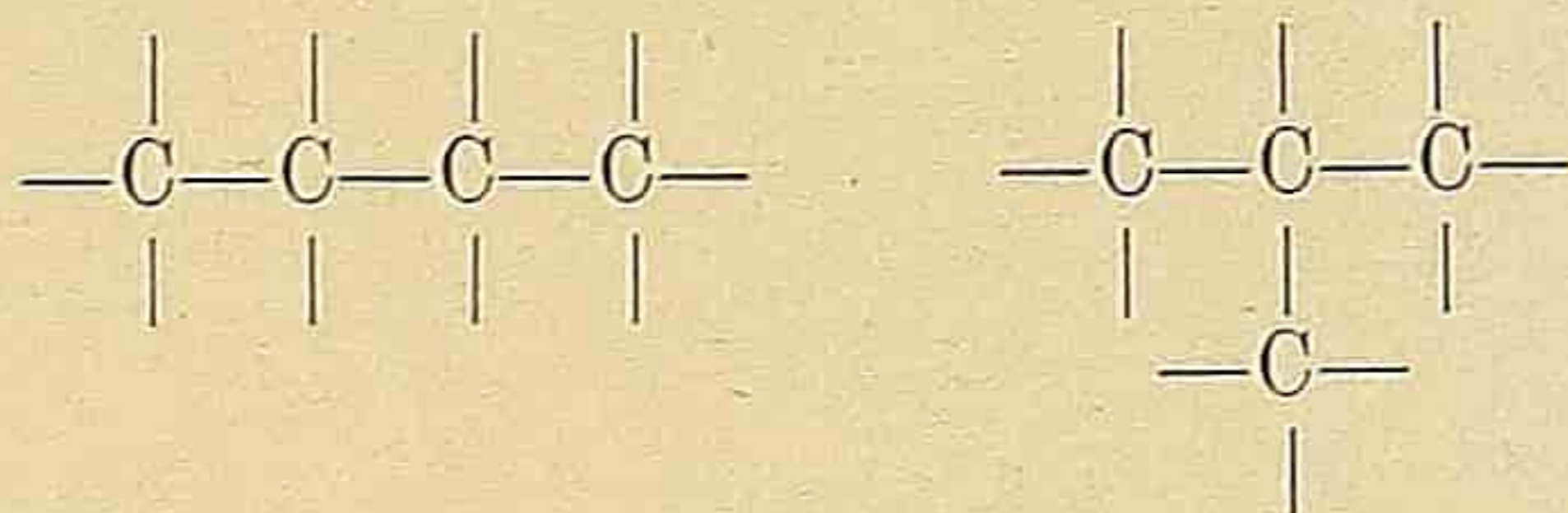




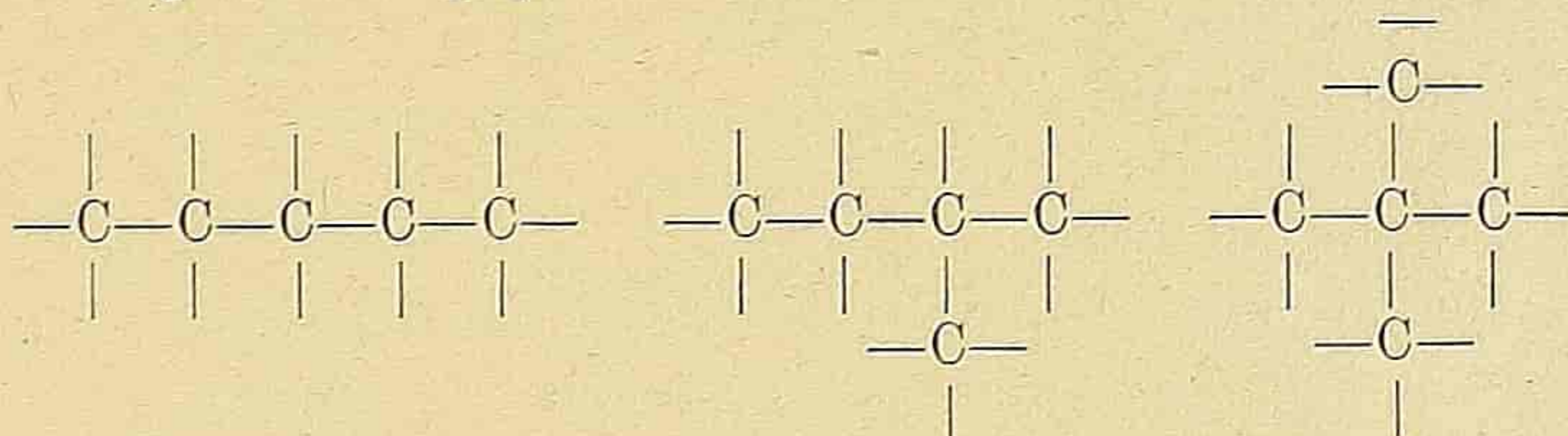
на којима се слободне привлачне силе другим елементима у разним комбинацијама ситити могу. На тај начин из тих облика постају разноврсна једињења угљенична. Ако то сиђење извршимо н. пр. водоником, добићемо ред угљоводоника, који се по саставу разликују правилно:



Овакав ред једињења, где је разлика састава правилна, зове се *хомологи ред*. Сем тога тетракарбонски облик може имати двојаки склоп:

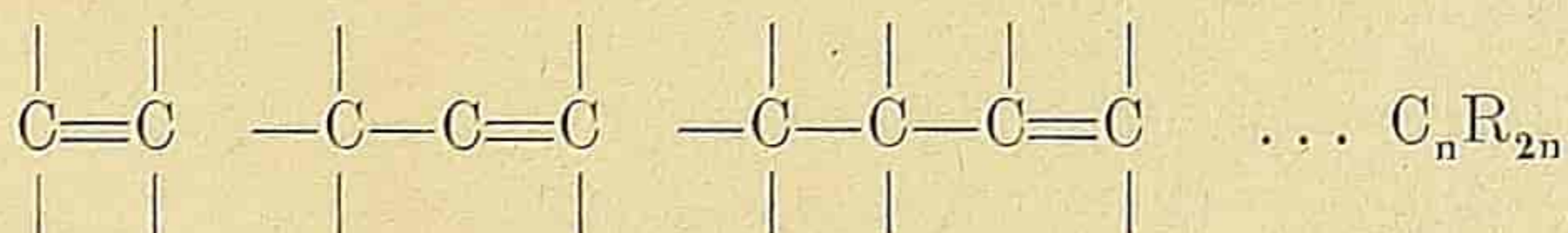


пентакарбонски тројак:

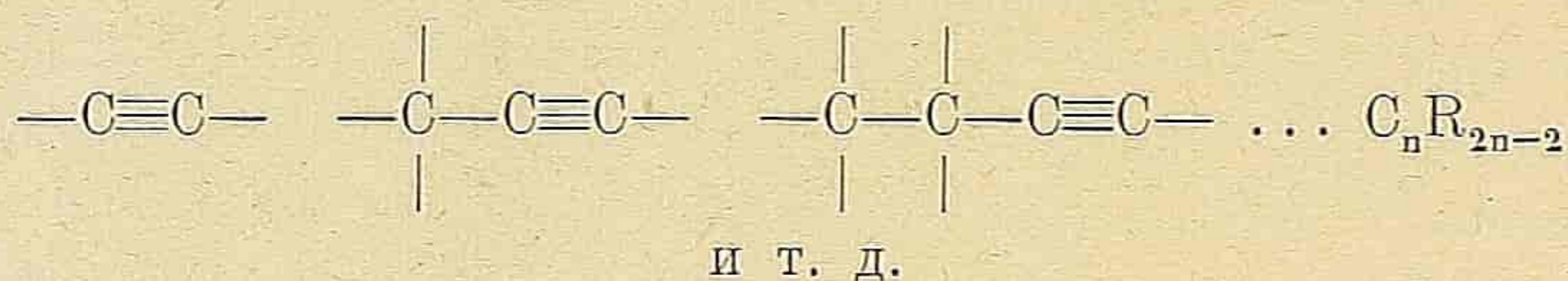


а виши карбонски чланови дају све већи број оваквих комбинација. Из овога видимо да свако тетракарбонско једињење постоји у двојаком склопу, свако пентакарбонско у тројаком и т. д. Оваква једињења, чиј се молекули састоје из истих, а различито склопљених атома, називамо *изомерним*. Тако постоје два изомерна квартана  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  и три пентана  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ .

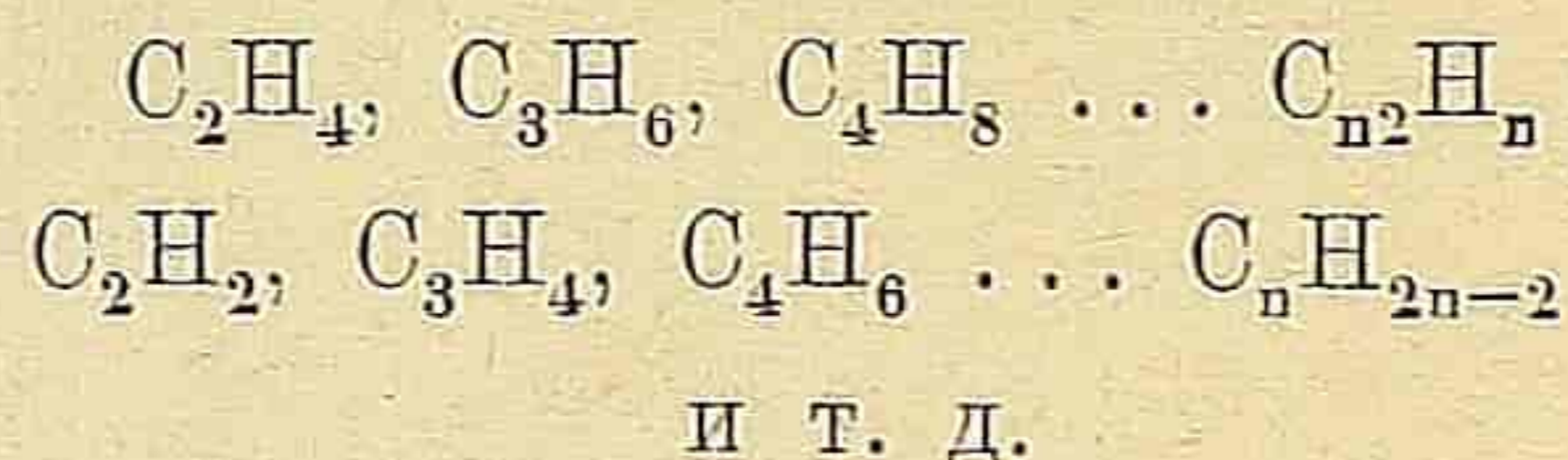
Угљенични атоми могу се у овим облицима на једном или више места везивати дво или троструко:







Ови се облици називају *незасићени*, за разлику од првих ( $\text{C}_n\text{R}_{2n+2}$ ), који се називају *засићени*. Хомологе редове незасићених угљоводоника видимо овде:



**Подела органске хемије.** Сва органска једињења могу се, према саставу свом, у ове гомиле поделити:

- Угљоводоници.
- Халогенски деривати угљоводонични.
- Алкохоли.
- Алдехиди.
- Киселине.
- Угљени хидрати.
- Нитро-једињења, Амини, Амиди, Нитрили.
- Непроучена једињења: Терпени, Камфори, Смоле и Каучук. Природне боје и др. Алкалоиди. Беланчевине.

#### Угљоводоници.

**Парафини**  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . Засићени угљоводоници називају се парафинима с тога, што су постојана тела (од *parum affinis* значи слаб афинитет). Парафини се налазе у природи у сировом петролеуму. Постају при сувој дестилацији органских тела, зато их има у светљивом гасу и у катрану. Вештачки се могу добити по многим реакцијама.

Хомологи низ неколико парафина видимо овде:

Метан	$\text{CH}_4$	кључа на:	гас
Етан	$\text{C}_2\text{H}_6$	»	» гас



Пропан	$C_3H_8$	кључа на:	$-17^\circ$		
Бутан	$C_4H_{10}$	»	»	$+1^\circ$	
Пентан	$C_5H_{12}$	»	»	$38^\circ$	
Хексан	$C_6H_{14}$	»	»	$70^\circ$	
Хептан	$C_7H_{16}$	»	»	$98^\circ$	
Октан	$C_8H_{18}$	»	»	$125^\circ$	
Нонан	$C_9H_{20}$	»	»	$150^\circ$	топи се на $-51^\circ$
Декан	$C_{10}H_{22}$	»	»	$173^\circ$	» » » $-32^\circ$
Пентадекан	$C_{15}H_{32}$	»	»	$270^\circ$	» » » $+10^\circ$
Икозан	$C_{20}H_{42}$	»	»	—	» » » $37^\circ$
Тетракозан	$C_{24}H_{50}$	»	»	—	» » » $51^\circ$
Пентатријаконтан	$C_{35}H_{72}$	»	»	—	» » » $75^\circ$

На овом прегледу видимо како тачка топљења и кључања код овог хомологог реда расту поступно. И густина им у том поретку расте, но сви су они лакши од воде. Парафини се не растварају у води, а у етару и течним парафинима растварају се лако.

*Метан (барски гас)  $CH_4$ .* Метан избија из петролејских извора и из земљиних пукотина петролејских предела. Тако света ватра, што гори у Баку од вајкада, јесте запаљени метан. У шупљинама каменог угља има сабивеног метана, зато га има по подкопима тих рудника и то је онај опасни руднички гас, од чијег пуцња, кад се случајно запали, страдају ти рудници. Метан постаје из биља кад у бари трули, зато га има у барском гасу. Постаје даље при сувој дестилацији органских тела, зато га има у светљивом гасу.

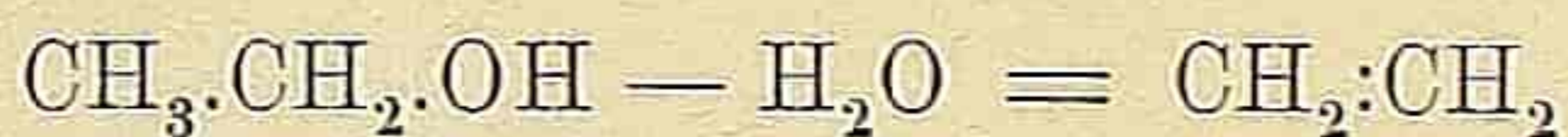
Најлакше добијамо метан из натријум-ацетата, кад га са кречом измешана у стакленој цеви жаримо:



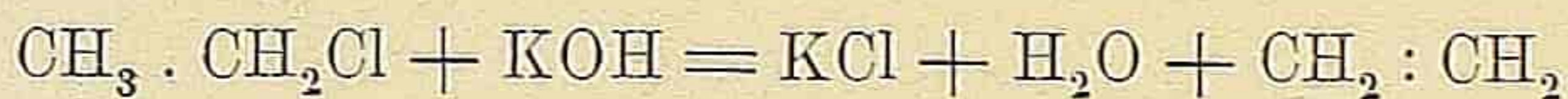
Метан је гас без боје, укуса и мириса; од водоника је тежи 8 пута. Згусне се у безбојну житку течност, кад га притиснутог са 300 атмосфера на  $-20^\circ$  нагло раширимо. Метан гори плаветникастим пламеном слабе светлости.



**Олефини**  $C_nH_{2n}$ . Налазе се у сировом петролеуму, а постају при сувој дестилацији органских тела. Најлакше их добијамо из одговарајућег алкохола, одузимајући му воду сумпорном киселином; н. пр.



Или дејствујући калијум-хидратом на монохалогене угљоводоничне; н. пр.



Хомологи ред олефина видимо на овом прегледу:

Етилен	$C_2H_4$	кључа	на	$-105^\circ$
Пропилен	$C_3H_6$	»	»	$-90^\circ$
Бутилен	$C_4H_8$	»	»	$-5^\circ$
Пентилен	$C_5H_{10}$	»	»	$+37^\circ$
Хексилен	$C_6H_{12}$	»	»	$69^\circ$
Хептилен	$C_7H_{14}$	»	»	$98^\circ$
Октилен	$C_8H_{16}$	»	»	$122^\circ$
Мелен	$C_{30}H_{60}$	»	»	$375^\circ$ топи се на $50^\circ$ .

Нижи олефини гасовити су, виши су течни, а највиши су чврсти. Кључају на нижој температури од засићених угљоводоника. Не растварају се у води, а у алкохолу се растварају.

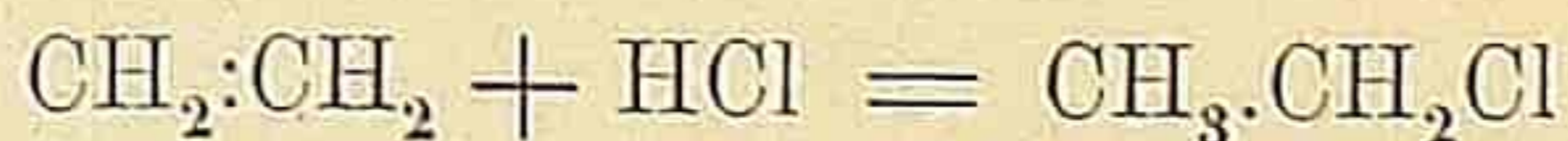
Олефини се једине непосредно са многим елементима и једињењима, јер раскидају лако на једном месту свој двоструки спој. Тако са насцентним водоником једине се у етан:



са халогенама граде:



а са халоген-водоницима дају:



и т. д.



**Ацетилен**  $C_nH_{2n-2}$ . Неки од ових угљоводоника постају при сувој дестилацији смоластих тела (камени угаљ), зато их има, нарочито ацетилена, у светљивом гасу и катрану. Општа реакција за њихово добијање ово је:—



Хомологи ред ацетилена видимо овде:

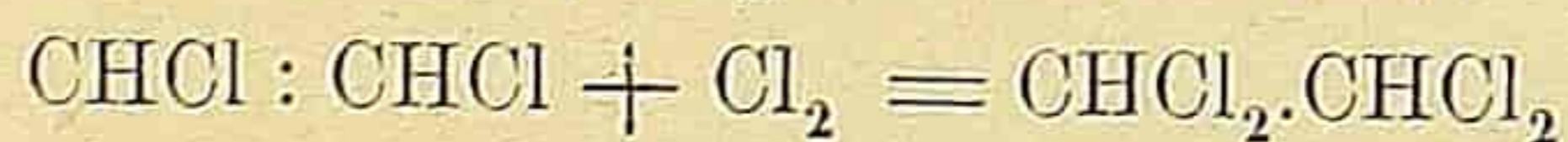
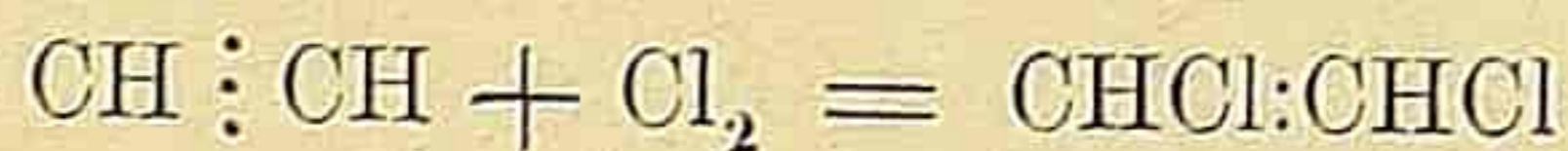
Ацетилен	$C_2H_2$		гас
Валилен	$C_3H_4$		гас
Кротонилен	$C_4H_6$	кључа на	$18^\circ$
Пентилен	$C_5H_8$	» »	$48^\circ$
Додецин	$C_{12}H_{22}$	» »	$105^\circ$ топи се на $9^\circ$
Октадецин	$C_{18}H_{34}$	» »	$184^\circ$ » » » $30^\circ$

Прва два ацетилена гасовити су, а остали су течни, сем највиших, који су чврсти. У води се не растварају, а у алкохолу су растворни.

И ацетилени раскидају лако свој вишеструки спој и тако се једине са 2 или 4 једновалентна атома. Тако са насцентним водоником дају:



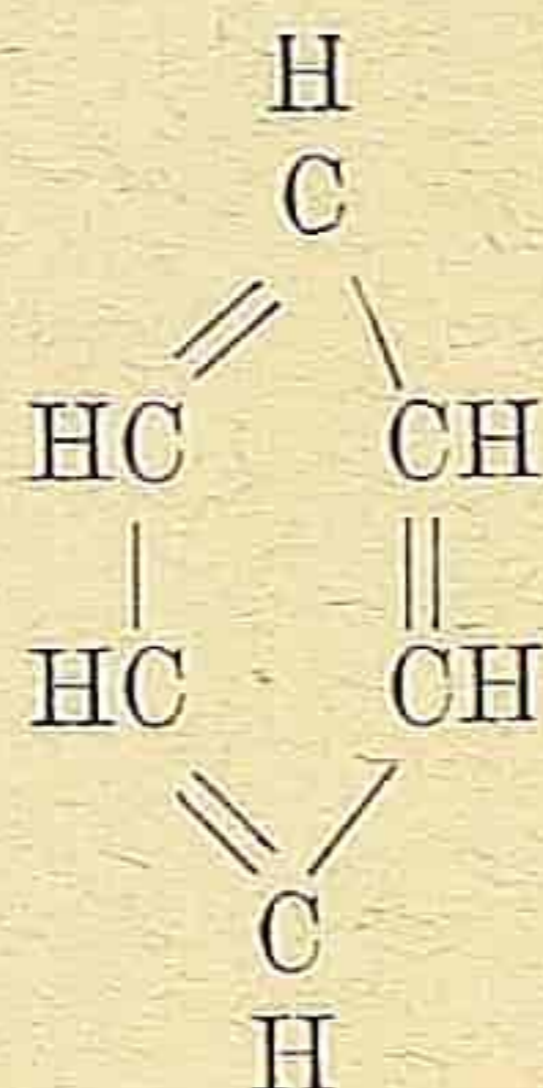
а са халогенама дају:



Ацетилени имају ту нарочиту особину, што се могу јединити са металима, од којих једињења бакрева и среброва експлозивна су.

**Бензини**  $C_nH_{2n-6}$ . Ови многобројни и важни угљоводоници изводе се из бензола  $C_6H_6$ , чију конституцију видимо овде:





Остали бензини јесу деривати бензолови, где су један или више водоничних атома заступљени угљоводоничним групама (метил  $\text{CH}_3$ , етил  $\text{C}_2\text{H}_5$ , пропил  $\text{C}_3\text{H}_7$ , бутил  $\text{C}_4\text{H}_9$  и т. д.) Тако постоје:

Метил-бензол (толуол)  $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{CH}_3$

Диметил-бензол (ксилол)  $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$

Триметил-бензол  $\text{C}_6\text{H}_3(\text{CH}_3)_3$

Тетраметил-бензол  $\text{C}_6\text{H}_2(\text{CH}_3)_4$

Хексаметил-бензол  $\text{C}_6(\text{CH}_3)_6$

Даље имамо:

Етил-бензол  $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{CH}_2\cdot\text{CH}_3$

Пропил-бензол  $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{CH}_2\cdot\text{CH}_2\cdot\text{CH}_3$

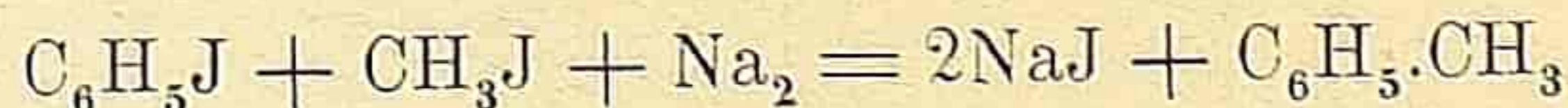
Бутил-бензол  $\text{C}_6\text{H}_5\cdot\text{CH}_2\cdot\text{CH}_2\cdot\text{CH}_2\cdot\text{CH}_3$

Метил-етил-бензол  $\text{CH}_3\cdot\text{C}_6\text{H}_4\cdot\text{C}_2\text{H}_5$

и т. д.

Ови угљоводоници постају при сувој дестилацији каменог угља, зато их има у катрану гасних фабрика, одакле се многи добијају фабрично.

Општа реакција за синтетично добијање тих угљоводоника ово је:



Бензини су течна мирисава тела, зато се они и њихови деривати називају ароматичним једињењима. Бензини се у води не растварају, а са алкохолом се мешају; они пак растварају масти, смоле и т. д.



**Бензол**  $C_6H_6$ . Катран гасних фабрика јесте сировина одакле се бензол и други неки бензини производе фабрично. Катран се дестилише и оно што прелази до  $200^\circ$  називље се *лаки зејтин*, а оно што прелази преко  $200^\circ$ , јесте *тешки зејтин*. Лаки зејтин дестилише се на ново; при томе око  $80^\circ$  прелази бензол, око  $110^\circ$  толуол и т. д.

Бензол је житка безбојна течност пријатног мириса; мрзне се на  $0^\circ$ , а кључа на  $80.5^\circ$ ; прелама светлост јако; гори светлим пламеном димећи се.

Бензол и неке његове хомологе употребљују се за грађење боја.

**Нафталин**  $C_{10}H_8$ . Добија се из тешког зејтина катрановог, кристалишући га лађењем. Он је бело, кристално и мирисаво тело; топи се на  $79^\circ$ , а кључа на  $217^\circ$ . Употребљује се за грађење неких боја и као антисептик.

**Антрацен**  $C_{14}H_{10}$ . Има га у катрану, а налази се у тешком зејтину, одакле се добија кристалисањем. Кристалише у белим листићима, топи се на  $213^\circ$ , а кључа преко  $360^\circ$ . Из њега се гради црвена боја *ализарин*.

**Петролеум** (*нафта*). Петролеум се налази у природи доста често; има га у свима частима света, а највише се производи у Америци (у Пенсилванији) и у Русији (у Баку). Петролеум је познат од вајкада, али је индустрија његова врло млада — одпочета је тек 1860 год.

Постанак петролеума није још објашњен поуздано. Како се налази у пределима каменог угља, то се држи да је постао некадашњим угљенисањем дрвета. Како је пак петролеум и пратиоц соли, то неки држе да је постао распадањем риба и других морских животиња на месту усанутих мора.

Петролеум се вади из земље на избушене рупе, из којих у почетку шикља сам, а доцније га извлаче шмрком.

Петролеум је обично мрка, густа или житка течност, плаветникастог рефлекса. Састоји се у главном из заси-



ћених угљоводоника (од  $\text{CH}_4$  до  $\text{C}_{27}\text{H}_{56}$ ), а садржи и неза-  
сићених.

Сирови петролеум не може се у лампама за осветљење употребити, јер садржи лако и тешко испарљивих угљоводоника, од којих први су за лампе опасни, а други запуше фитиљ. Зато се сирови петролеум дестилише, да се лако и тешко испарљиви део одвоји од оног дела, што за осветљење служи. На тај начин производи се:

Лаки зејтин	који дестилише од	до	$150^\circ$
Фотоген	»	»	$150^\circ$ » $300^\circ$
Тешки зејтин	»	»	$300^\circ$ » $400^\circ$

Лаки зејтин дестилише се наново, и према температури кључања дели се у *петролеум-етар*, *газолин*, *бензин* и *лигроин*. Ови дестилати употребљују се: за екстраховање масти, прање вуне, растварање смола, вађење мрља и т. д.

Фотоген (или керозен) употребљује се за осветљење.

Тешки зејтин употребљује се за подмазивање машина и грађење мрсних боја; из њега се одваја *вазелин*, који служи у косметици, и *парафин*, од кога се граде свеће.

### Халогенски деривати угљоводонични.

Хлор и бром могу непосредно да заступе водоничне атоме у угљоводонцима, градећи са истима супституционе деривате редом; н. пр.



Монохалогенски деривати угљоводонични најлакше се добијају из одговарајућег алкохола и халогенског једињења фосфорног; н. пр.





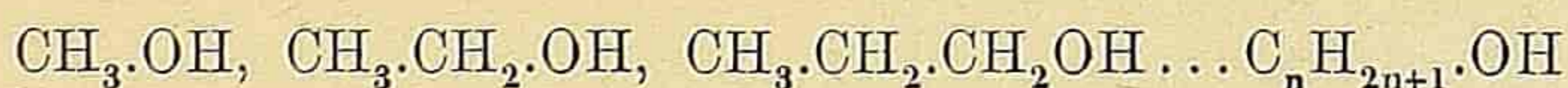
Халогенски деривати угљоводонични јесу зејтињаве течности, или су кристална тела; имају мирис пријатан; у води се не растварају, а у алкохолу су лако растворни. Ових једињења има много, но њихова важност само је теориска. Налазе честу примену при синтезама органских једињења. Навешћу два, која се употребљују у медицини.

*Хлороформ*  $\text{CHCl}_3$ . Течност без боје пријатног мириса; кључа на  $61^\circ$ ; раствара масти и смоле; опија јако, зато се употребљује у медицини.

*Јодоформ*  $\text{CHI}_3$ . Жуто кристално тело шафрановог мириса; топи се на  $119^\circ$ ; јак је антисептик, с тога се употребљује у хирургији.

### Алкохоли.

Алкохоли су хидроксилни деривати угљоводоника, где је по један водонични атом заступљен хидроксилом; н.пр.



Сем тога код угљоводоника са више угљеничних атома, може се за два, три или више угљеничних атома везивати по један хидроксил; н. пр.



и према томе разликујемо алкохоле у једнохидроксилне, двохидроксилне, трихидроксилне, и т. д.

**Монохидроксилни алкохоли**  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}.\text{OH}$ . Први осам хомологих алкохола ове врсте постају врењем шећера, а неки од доцнијих чланова налазе се у природи. Тако цетил-алкохол састојак је китове мождане масти (*спермацети*), а церил- и мирицил-алкохол јесу састојци воска. Општа реакција за њихово добијање ово је:



Хомологи ред ових алкохола видимо овде:



Метил-алкохол	$\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$	кључа на	$66^\circ$
Етил-алкохол	$\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{OH}$	» »	$78^\circ$
Пропил-алкохол	$\text{C}_3\text{H}_7 \cdot \text{OH}$	» »	$97^\circ$
Бутил-алкохол	$\text{C}_4\text{H}_9 \cdot \text{OH}$	» »	$117^\circ$
Амил-алкохол	$\text{C}_5\text{H}_{11} \cdot \text{OH}$	» »	$137^\circ$
Хексил-алкохол	$\text{C}_6\text{H}_{13} \cdot \text{OH}$	» »	$157^\circ$
Хептил-алкохол	$\text{C}_7\text{H}_{15} \cdot \text{OH}$	» »	$176^\circ$
Октил-алкохол	$\text{C}_8\text{H}_{17} \cdot \text{OH}$	» »	$190^\circ$
Цетил-алкохол	$\text{C}_{16}\text{H}_{33} \cdot \text{OH}$	топи се на	$50^\circ$
Церил-алкохол	$\text{C}_{27}\text{H}_{55} \cdot \text{OH}$	» » »	$79^\circ$
Мирицил-алкохол	$\text{C}_{30}\text{H}_{61} \cdot \text{OH}$	» » »	$88^\circ$

Први алкохоли овог хомологог реда јесу житке течности, које се са водом мешају; за тим долазећи чланови јесу густе течности, које се са водом не мешају, већ се у истој само до некле растварају; највиши чланови пак јесу чврсти и у води нерастворни. Алкохоли су неутрална тела, пријатног мириса и опијају.

*Метил-алкохол*  $\text{CH}_3 \cdot \text{OH}$ . Постаје при сувој дестилацији дрвета, а налази се у оној водњики, што на катрану плива, па се отуд и добија. Овај је алкохол житка безбојна течност пријатног мириса и палећег укуса; јако је отрован, а кад је водом разблажен може се пити, али и тада опија. Раствара масти и смоле, с тога се употребљује за грађење лакова и фирниса.

*Етил-алкохол*  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{OH}$  или  $\text{CH}_3 \cdot \text{CH}_2 \cdot \text{OH}$ . Ово је то тело што се у обичном животу зове алкохол и што саставља пића алкохолна. Постаје врењем шећера, с тога слатко воће (грожђе, шљиве и др.) може врењем да пређе у пиће алкохолно.

Алкохол се производи по фабрикама из жита, кукуруза или кромпира, о којој радњи биће речи доцније, кад будемо о врењу говорили. Фабрични алкохол зове се *шпиритус*, а садржи нешто воде и других виших алкохола, који се заједно називљу *патока*, јер дестилишу најзад.



Кад се алкохолу кречом одузме вода, зове се *абсоlutни алкохол*.

Алкохол је житка безбојна течност пријатног мириса и палећег укуса. Кључа на  $78.3^{\circ}$ , а мрзне се на  $-130^{\circ}$ . Алкохол је јак отров, а кад је разблажен водом, може се пити, али опија; но ако се и овај разблажени алкохол злоупотреби, оставља зле посљедице, које доводе до лудила. Алкохол раствара масти, смоле и многа друга у води нерастворна тела.

Од алкохола се граде: многа пића алкохолна, вештачко сирће и разни индустриски производи. Алкохолни раствор неке смоле јесте лак, што се брзо суши. Кад се од алкохола гради пиће, ослобађа се патоке, јер ова не само да је непријатног мириса и голица на кашаљ, већ је и за здравље штетљива.

**Етари.** Етари су анхидрити алкохолни; тако кад из два молекула метил-алкохола иступи један молекул воде, постаје метил-етар:



Етари су дакле оксиди, где су две угљоводоничне групе преко кисеоника спојене. Ово одузимање воде алкохолу учинићемо, ако га са сумпорном киселином дестилишемо.

Етаре можемо сматрати и као деривате алкохолне, где је хидроксилни водоник заступљен неком угљоводоничном групом. Кад н. пр. у етил-алкохолу хидроксилни водоник заступимо групом метил ( $\text{CH}_3$ ), добићемо мешовит метил-етил-етар:  $\text{CH}_3.\text{CH}_2.\text{O}.\text{CH}_3$ .

Етари су већином течности пријатног мириса; са водом се не мешају; кључају на нижој температури од одговарајућег алкохола.

*Етил-етар*  $\text{C}_2\text{H}_5.\text{O}.\text{C}_2\text{H}_5$  или  $\text{CH}_3.\text{CH}_2.\text{O}.\text{CH}_2.\text{CH}_3$ . Ово је то тело што се у обичном животу зове етар. Он је жидка безбојна течност пријатног мириса и палећег укуса. Кључа на  $35^{\circ}$ . Употребљује се у медицини и у ин-



дустрији за растварање колодијума, екстраховање уља, алкалоида и т. д.

**Полихидроксилни алкохоли.** Оваквих алкохола нема много; важнији су ово:

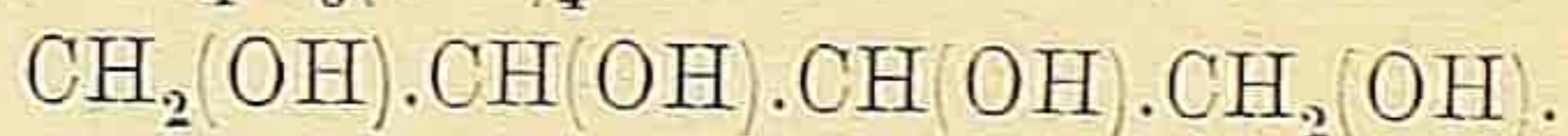
*Гликол*  $C_2H_4(OH)_2$  или  $CH_2(OH).CH_2(OH)$ . Ово је једињење густа, безбојна и сладећа течност; кључа на  $197^\circ$ ; са водом се меша.

*Глицерин*  $C_3H_5(OH)_3$  или  $CH_2(OH).CH(OH).CH_2(OH)$ . Постаје по мало при алкохолном врењу шећера, зато га има у вину и пиву. Животињске и биљне масти јесу једињења глицеринова са разним органским киселинама. Фабрике сапуна и стеарина, које прерађују масти, производе глицерин узгредно.

Глицерин је густа, безбојна и сладећа течност, која се са водом меша. Употребљује се у медицини и косметички; додаје се пићу, есенцијама и екстрактима да се не кваре.

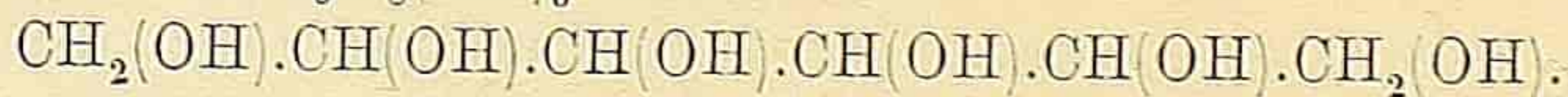
Глицерин се помоћу азотне киселине претвара у *нитроглицерин*  $C_3H_5(O.NO_2)_3$ , који је зејтињава експлозивна течност. Замешен нитроглицерин са инфузоријском земљом, зове се *динамит*. Динамит је јака експлозива, с тога се за распрскавање стена употребљује.

*Еритрит*  $C_4H_6(OH)_4$  или



Налази се у маховинама. Он је чврсто кристално тело сладећег укуса; топи се на  $120^\circ$ ; раствара се у води лако. Са азотном киселином гради експлозивно једињење *нитроеритрит*  $C_4H_6(O.NO_2)_4$ .

*Манит*  $C_6H_8(OH)_6$  или



Јако је у биљу распрострањен; тако има га у коринином соку јабуке, трешње, липе, јасена, клена и т. д. Зато је манит главни састојак *мане*, која је сасушени сок, што цури из засечене коре јасеновог дрвета.



Манит је бело кристално тело слатког укуса; топи се на  $160^{\circ}$ ; раствара се у 6 делова воде. Употребљује се у медицини.

**Феноли.** Хидроксилни деривати бензолови и његових хомолога називљу се фенолима. Феноли се разликују од алкохола у томе, што они нису потпуно неутрални, већ се нешто киселинама приближују. Феноли се налазе у ка-трану каменог угља, па се одатле и добијају; извлаче се из тешког зејтина алкалним хидратом. Они имају неки нарочити мирис и јесу добри антисептици.

*Карболна киселина (фенол)*  $C_6H_5.OH$ . Ово је једињење кристално и без боје, али на светлости поцрвени; има пријатан мирис и љут укус; топи се на  $40^{\circ}$ ; у води се раствара мало, а ако садржи и најмање воде, тада је течна. Са базама гради *фенолате*  $C_6H_5.OM'$ , који су у води растворни.

Постоји *дифенол*  $C_6H_4(OH)_2$  и *трифенол*  $C_6H_3(OH)_3$ .  
*Крезол* је  $C_6H_4(OH).CH_3$ .

**Меркаптани.** Меркаптани су алкохоли, где на место хидроксила стоји група  $SH$ ; н. пр. метил-меркаптан  $CH_3.SH$ . Ова једињења миришу врло гадно.

### Алдехиди.

Алдехиди су такви кисеонични деривати угљоводоника, где се за исти угљенични атом везује један кисеонични атом обема валенцама својим:



Најлакше постају алдехиди оксидацијом алкохола; на пр.



Хомологи ред алдехида видимо овде:

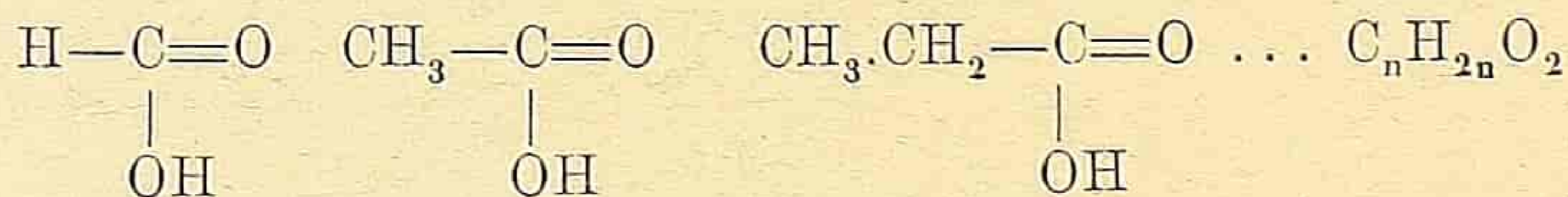


Формалдехид	$\text{CH}_2\text{O}$		гас
Ацеталдехид	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	кључа на	$21^\circ$
Пропијоналдехид	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	» »	$49^\circ$
Бутиралдехид	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$	» »	$75^\circ$
Валералдехид	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$	» »	$102^\circ$
Цетилалдехид	$\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}$	топи се на	$59^\circ$
Стеариналдехид	$\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}$	» » »	$64^\circ$

Нижи алдехиди течни су, а виши су чврста тела; имају неки нарочити пријатан мирис, који је код нижих чланова загушљив; оксидишу се лако и прелазе у одговарајућу киселину; исто тако једине се са два насцентна водонична атома, па прелазе у одговарајући алкохол. Алдехиди се полимеришу при стајању, т. ј. спајају им се по три молекула у један.

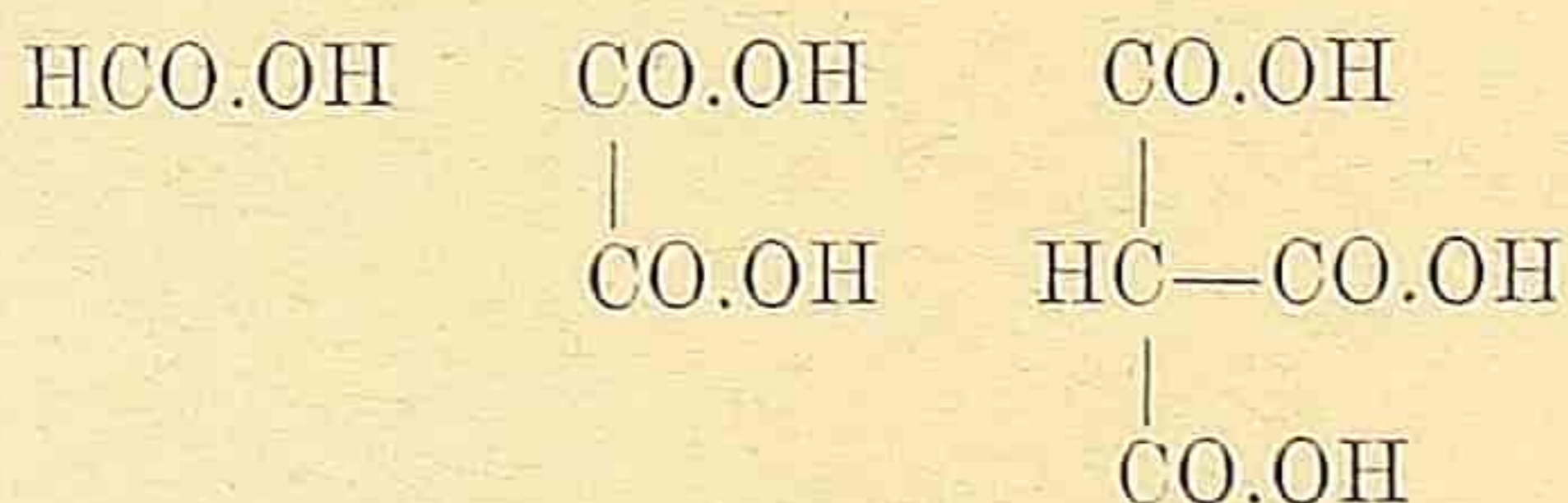
### Киселине.

Киселине су такви кисеонични деривати угљоводоника, где се за један исти угљенични атом везује: један кисеонични атом и један хидроксил. Такве деривате хомологих угљоводоника видимо овде:



У киселинама се налази дакле група  $\text{CO.OH}$ , која се назива *карбоксил*.

Органске киселине могу садржати један, два, три и више карбоксила; н. пр.



и према томе их разликујемо у једно, дво, трибазисне ит.д.



**Једнобазисне киселине**  $C_nH_{2n}O_2$ . Ове су киселине доста јако у биљу и животињама распрострањене, а налазе се слободне, у облику соли и са глицерином сједињене (масти). Постају при многим хемиским процесима, а најлакше их добијамо оксидацијом алкохола; н. пр.



Хомологи низ ових киселина видимо овде:

Мравља кис.	$CH_2O_2$	кључа на	$99^\circ$
Сирћетна кис.	$C_2H_4O_2$	»	» $118^\circ$
Пропијонска кис.	$C_3H_6O_2$	»	» $140^\circ$
Бутерна кис.	$C_4H_8O_2$	»	» $163^\circ$
Валеријанска кис.	$C_5H_{10}O_2$	»	» $185^\circ$
Капронска кис.	$C_6H_{12}O_2$	»	» $205^\circ$
Палмитинска кис.	$C_{16}H_{32}O_2$	топи се на	$62^\circ$
Стеаринска кис.	$C_{18}H_{36}O_2$	»	» » $69^\circ$
Церотинска кис.	$C_{27}H_{54}O_2$	»	» » $79^\circ$
Мелисинска кис.	$C_{30}H_{60}O_2$	»	» » $91^\circ$

Прве киселине овог хомологог реда јесу житке течности, које се са водом мешају; доцнији чланови јесу густе течности, које се са водом не мешају, већ се у њој само до некле растварају; највиши чланови пак јесу чврста у води нерастворна тела. Први чланови овог хомологог реда јесу јаке киселине, а доцнији су поступно све слабије.

*Мравља киселина*  $CH_2O_2$  или  $HCO \cdot OH$ . Многи инсекти и биље опале нам кожу, кад их додирнемо или кад нас убоду или уједу, а то чине својом мрављом киселином. Тако има мравље киселине у мравима, комарцима, пчели, осици, неким гусеницама, коприви и т. д.

Мравља киселина је безбојна течност загушљивог мириса; толико је љута да на кожи извлачи плик. Гради соли *формате*  $HCO \cdot OM'$ , који су у води растворни и кристалишу лепо.

*Сирћетна киселина*  $C_2H_4O_2$  или  $CH_3 \cdot CO \cdot OH$ . Налази се у многим биљним и животињским соковима. Постаје

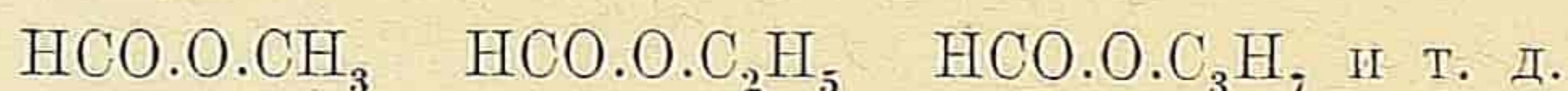


при сувој дестилацији дрвета, а налази се у оној водњики, што на катрану плива. Поменуто је да постаје оксидацијом алкохола, па зато се вино на ваздуху укисели. Познато је да се на тај начин од вина гради *сирће*, које је врло разблажена сирћетна киселина. Како сирћетна маја посредује кишељење вина, видићемо кад будемо о врењу говорили.

Сирћетна киселина производи се фабрично на два начина: кишељењем разблаженог шпиритуса помоћу сирћетне маје и прерадом катранске водњике.

Сирћетна киселина је безбојна течност загушљивог мириса; толико је љута да извлачи на кожи плик. Гради соли *ацетате*  $\text{CH}_3\text{CO.O.M}'$ , који су у води растворни и кристалишу лепо.

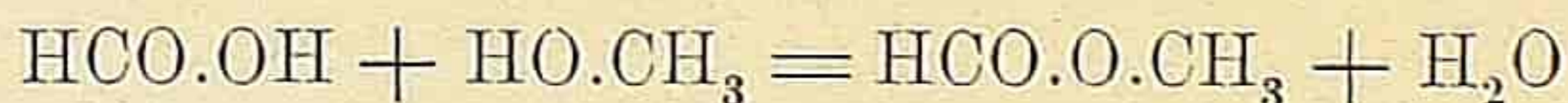
**Естари.** Естари су деривати органских киселина, у којима на место карбоксилног водоника стоји нека угљоводонична група; н. пр.



Естари су дакле подобни етарима, који су, као што видосмо, деривати алкохола, где на место хидроксилног водоника стоји нека угљоводонична група:



Естари се добијају анхидрисуњем смеше органске киселине и алкохола:



и то дестилишући је са сумпорном киселином.

Често добијамо естаре из соли органских киселина и угљоводоничних јодида; н. пр.



Естари нижих киселина течни су, миришу пријатно и са водом се не мешају, а налазе се у мирисавом цвећу



и вођу. Естари виших киселина чврсти су, у води се не растварају, а састављају масти, восак и т. д.

Са водом загрејани естари распадају се у киселину и алкохол:



а тај процес лакше се свршава под утицајем алкалних хидрата:



Ово распадање естара назива се *сапонификацијом*, јер по истом процесу постаје сапун из масти.

**Полибазисне киселине.** Многе од ових киселина налазе се у биљу, а многе су награђене вештачки.

*Оксална киселина*  $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$  или



Соли ове киселине јако су у биљу распрострањене; тако њена калцијумова со саставља половину грађе маховина, а њене калијумове соли има у детелини, кисељаку, неким печуркама и т. д.

Оксална киселина производи се фабрично из струго-тине дрвета, топећи је са натријум-хидратом.

Оксална киселина кристалише из воденог раствора у белим иглицама са  $2\text{H}_2\text{O}$ . У већој дози отровна је. Гради соли *оксалате*  $\text{C}_2\text{O}_4\text{HM}'$  и  $\text{C}_2\text{O}_4\text{M}'_2$ , од којих само су алкални у води растворни. Употребљује се за бељење лана, грађење мравље киселине и т. д.

*Млечна киселина*  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$  или  $\text{СН}_3\text{.СН(ОН).СО.ОН}$ . Има је у киселом млеку, киселом купусу и киселим крас-тавцима. Има је даље у желучном соку и у многим другим животињским соковима. Постаје врењем шећера под ути-цајем нарочите маје. Млечна киселина је густа безбојна течност. И ако има два хидроксила, опет је само једно-

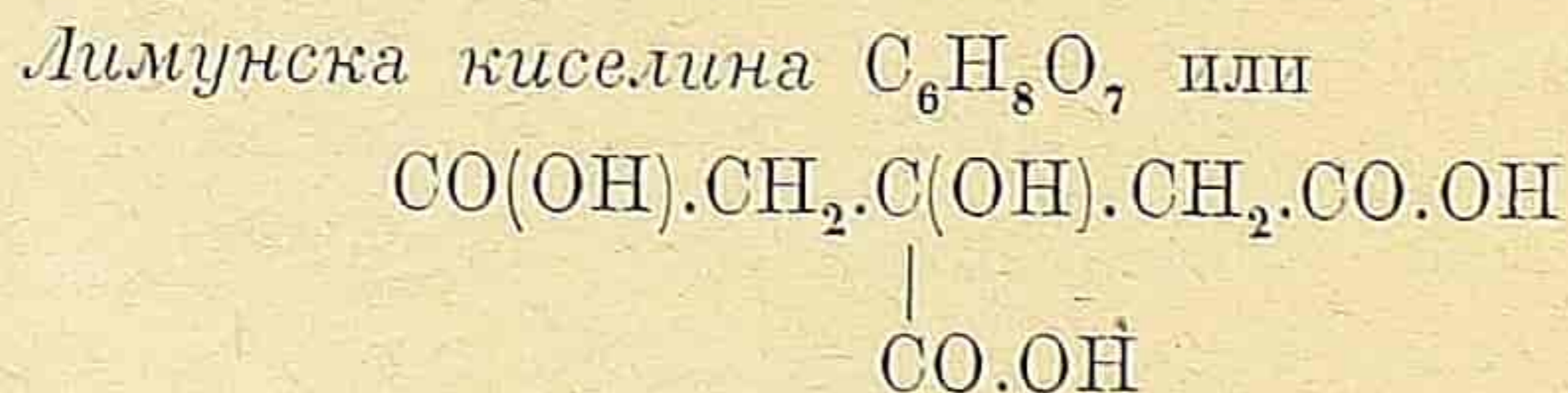


базисна, јер има само један карбоксил; онај други хидроксил алкохолне је природе. Гради соли *лактате*, који су растворни и кристални.

*Ћилибарна киселина*  $C_4H_6O_4$  или  $CO(OH) \cdot CH_2 \cdot CH_2 \cdot CO.OH$ . Из ђилибара је добивена први пут дестилацијом, па отуда јој ово име. Налази се у крви, мокраћи и другим животињским соковима. Постаје по мало при алкохолном врењу шећера, зато је има у вину и пиву. Ћилибарна киселина је чврсто и кристално тело, непријатног укуса; раствара се у води. Гради соли *сукцинате*.

*Јабучна киселина*  $C_4H_6O_5$  или  $CO(OH) \cdot CH(OH) \cdot CH_2 \cdot CO.OH$ . Има је у наkisелом воћу, нарочито док није зрело, где ју винска и лимунска киселина прате; тако има је у јабукама, шљивама, трешњама, грожђу, смрдљиковини и т. д. Ова је киселина чврста, кристална и у води растворна; гради соли *малате*.

*Винска киселина*  $C_4H_6O_6$  или  $CO(OH) \cdot CH(OH) \cdot CH(OH) \cdot CO.OH$ . Налази се у многим воћу, нарочито у зрелом грожђу. Кад шира ври одваја се, усљед поставшег алкохола, кисела калијумова со ове киселине и вата се по дугама бурета као кристална кора; то је вински *стреш*. Винска киселина кристалише у бистрим призмама; раствара се у води лако; гради соли *тартарате*. Ова киселина и њене соли употребљују се у медицини и индустрији.



Налази се у соку лимуна и у многим наkisелом воћу (огроз, рибизла). Кристалише у бистрим призмама са  $H_2O$ ; раствара се у води лако; гради соли *цитрате*. Употребљује се у медицини и индустрији.

**Ароматичне киселине.** Ових киселина има много, а ми ћемо проучити само неколико.



*Бензоева киселина*  $C_6H_5.CO.OH$ . Налази се у многим биљним смолама и у мокраћи травоеда. Добија се из бензоеве смоле (*измирна*) сублимисањем. Ова киселина кристалише у белим сјајним листићима; сублимише пре топљења; у води се раствара мало; гради соли *бензоате*  $C_6H_5.CO.OM'$ , који су у води растворни.

*Салицилна киселина*  $C_6H_4(OH).CO.OH$ . Има је у цвету сурочице, а производи се и вештачки. Она је бела и кристална; добар је антисептик, зато се у медицини употребљује.

*Танин*  $C_{14}H_{10}O_9$ . Главни је састојак шишарке, што постају на растовом листу или младару, где је извесни инсект своја јаја забоо. Танин је аморфан, горак и купи уста; раствара се у води лако; са базама гради соли *танате*  $C_{14}H_9M'O_9$ , а мастило је таква со гвожђева. Танином се чини кожа и употребљује се у медицини.

У разном биљу налазе се нека танину подобна једињења, т. ј. која купе уста, са гвожђем граде мастило и могу да учине кожу. Тих једињења има у кори раста, букве, јеле, врбе и т. д. зато се ти материјали употребљују за чињење коже. Има их у теју, кафи, вину и т. д. зато та пића купе уста.

**Масти.** Масти су естари глицеринови са вишим органским киселинама:  $C_3H_5(OR)_3$ , где R представља остатак стеаринске, палмитинске или олеинске киселине; а под остатком разумемо оно, што тим киселинама преостане, кад одпусте хидроксил. Масти су смеша ова три глицеринова естара:



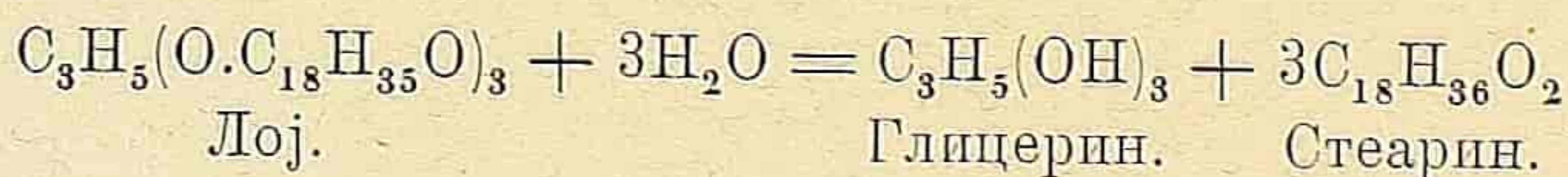
и то у чврстим мастима (лој) превлађује стеаринов естар, а у течним (уља) превлађује олеинов. Млечно масло пак јесте естар глицеринов са бутерном киселином  $C_3H_5(O.C_4H_7O)_3$ .



Биљне су масти: *палмова, какаова и кокосова маст*, а уља су: *маслиново, бадемово, рицинусово, ланеново, коношљево, маково, орахово, сунцокрето* и т. д. Животињске су масти: *лој, свињска маст, масло, рибља маст* и т. д.

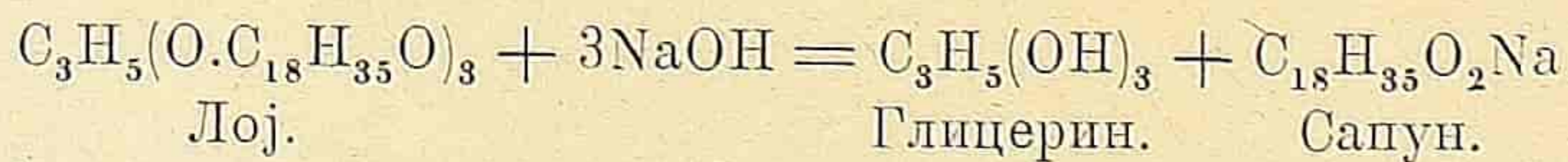
Чврсте масти изтапљу се из дебљина загревајући их у котлу, а уље се из уљевитог семена цеди пресом, и то прво се цеди ладно, а за тим загрејано; први је производ бољи од другог. Сем тога што се животињске и биљне масти употребљују за јело, производи се из њих много што шта, а најважнији су производи *стеарин* и *сапун*.

*Стеарин*. Фабрична *стеаринска* киселина, са нешто *палмитинске* и *олеинске* киселине, зове се *стеарин*. Сапонификацијом *лоја* ослобађају се три његове киселине: *стеаринска*, *палмитинска* и *олеинска*, међ којима прва је у превази:



Овај производ цеди се пресом прво ладан, да се течне *олеинске* киселине ослободи, а за тим млак, да се лако топка *палмитинска* киселина удали. Но опет зато остаје у *стеарину* и од тих киселина по нешто. Од *стеарина* се лију свеће и ту му је најважнија употреба.

*Сапун*. Сапун је алкална со оних киселина, што састављају масти (*стеаринска*, *палмитинска* и *олеинска*), а производи се сапонификацијом ма какве масти помоћу алкалних хидрата:



Маст се кува у алкалном хидрату док се не раствори, а затим се раствор соли (са *NaCl* или *KCl*), да се сапун одвоји и на површину издигне. Производи се *калијумов* и *натријумов сапун*; први је мек и употребљује се више за медицинске цељи, а други је тврд и то је обичан сапун.



Сапун се раствара у води распадајући се у неку киселу со (пена) и слободан алкални хидрат. Овај раствара масне мрље и тако их пере. У тешкој води не пени се сапун, јер се таложи као нерастворан калцијумов сапун. Тај нерастворан сапун не може се из рубља испрати, зато рубље, у тешкој води прано, мириши на сапун.

За медицинске цељи гради се оловов сапун (*пфластер* кувајући у зејтину оксид олова.

*Глицерин*. При производњи стеарина и сапуна остаје глицерин у оној води, где је сапонификација вршена. Из те воде добија се глицерин. Та се вода цеди кроз кош-тани угаљ, да се обезбоји, а затим се у вакуму укува, те вода испари, а глицерин остаје сам. Овај сирови глицерин чисти се најзад дестилисањем.

*Фирнис*. Кад се ланено уље са оксидом олова кува, тада се лако суши на ваздуху у смолу, и под именом *фирниса* употребљује се за премазивање дрвених и металних предмета, да се од влаге и ваздуха заклоне. Кад се неки метални оксид (цинков, гвожђев и др.) у фирнису растрља, добија се *мрсна боја*. Кад се нека смола у фирнису раствори, добија се *лак*.

**Восак**. Пчелив восак јесте смеша церотинске киселине  $C_{27}H_{54}O_2$  и овог естара  $C_{30}H_{61}O \cdot C_{16}H_{31}O$ . Восак је чврсто тело жуте боје и пријатног мириса; на сунцу и од хлора побели.

### Угљени хидрати.

У овај одељак увршћујемо: шећере, штирак, целулозу и многа друга једињења, која су у биљу јако распрострањена. Сви се угљени хидрати, према свом саставу, деле у три гомиле:

1. *Гликозе*  $C_6H_{12}O_6$  обухватају: грожђани шећер (декстрозу), воћни шећер (левулозу) и лактозу.

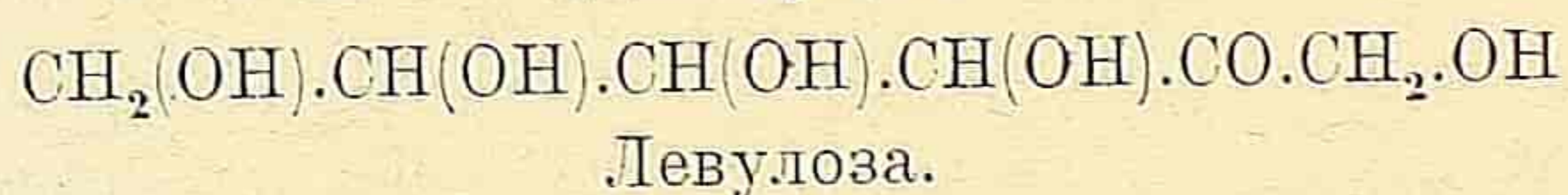
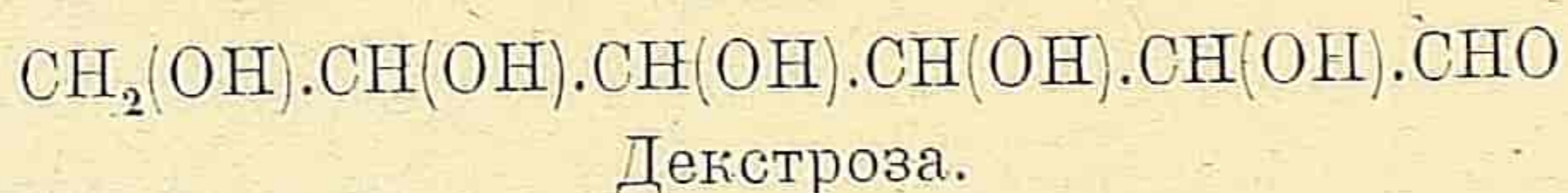
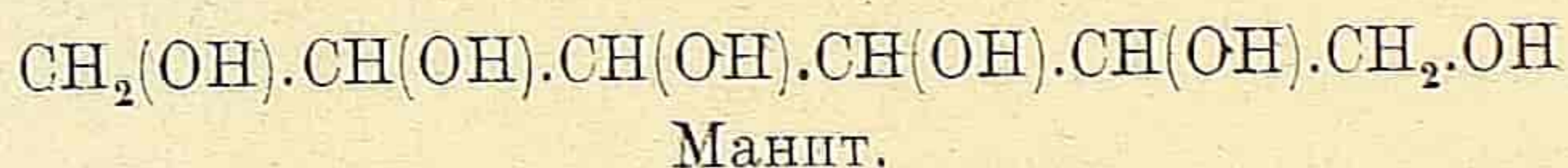


2. Дигликозе  $C_{12}H_{22}O_{11}$  обухватају: тршчани (обичан) шећер и млечни шећер.

3. Полигликозе  $(C_6H_{10}O_5)_n$  обухватају: штирак и целулозу.

Ова једињења називају се угљеним хидратима с тога, што садрже водоник и кисеоник у сразмери 2:1 (као и вода).

Угљени хидрати стоје у блиском односу према шес-хидроксилом алкохолу маниту. Тај однос гликоза (декстрозе и левулозе) према маниту видимо из њихових конституционих формула:

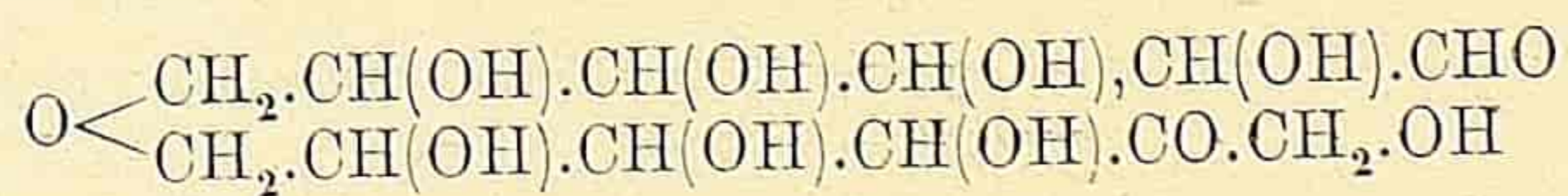


Декстроза и левулоза имају, дакле, по једну алдехидну групу, коју манит нема, па с тога оне садрже по два водонична атома мање од манита. И одиста, као што алдехиди постају оксидацијом алкохола, тако и декстроза постаје оксидацијом манита. И обрнуто, као што алкохоли постају из алдехида и насцентног водоника, тако исто и манит постаје из декстрозе и насцентног водоника.

Дигликозе пак јесу гликозни анхидрити:



Тако тршчани шећер јесте анхидрит декстрозе и левулозе:



а млечни шећер је анхидрит декстрозе и лактозе. И одиста дигликозе примају лако воду, кад их у раствору са каквом

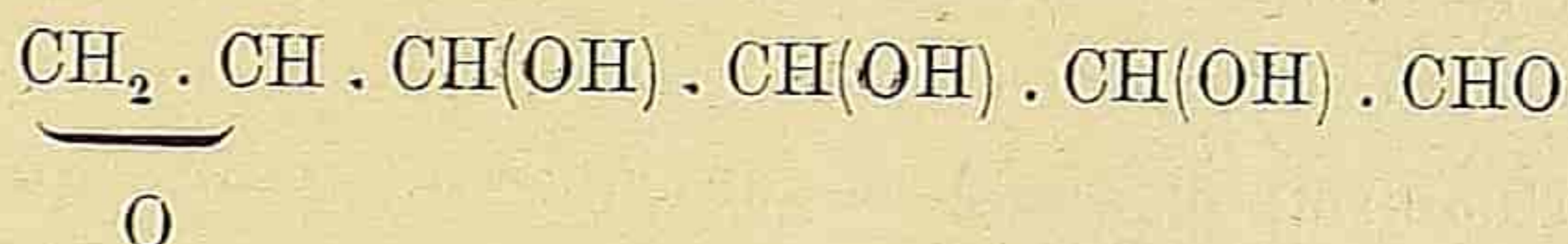


киселином кувамо, па се распадају у своја два гликозна састојка (*инверзија*):

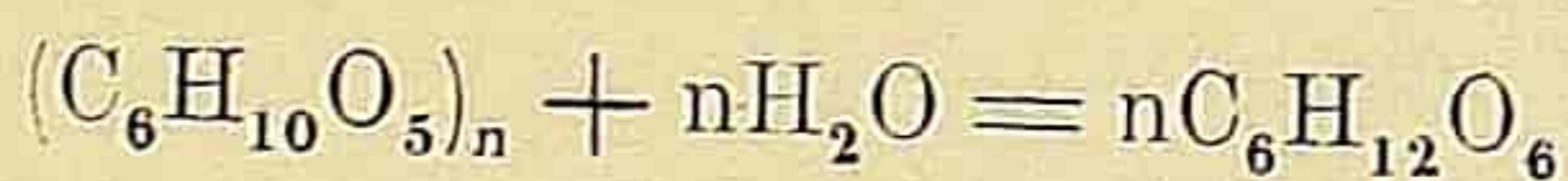


При овоме се тршчани шећер распада у декстрозу и левулозу, а млечни шећер у декстрозу и лактозу.

Полигликозе су такође гликозни анхидрити, и то  $C_6H_{10}O_5$  или



само што су у њима по неколико таквих молекула спојени у један  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . И одиста, полигликозе прелазе у гликозе кад их у води са каквом киселином кувамо:



На тај начин производи се из штирка грожђани шећер.

**Гликозе**  $C_6H_{12}O_6$ . Главни представници јесу: грожђани шећер (декстроза), воћни шећер (левулоза) и лактоза.

*Грожђани шећер (декстроза)*  $C_6H_{12}O_6$ . Има га у слатком воћу и у меду поред воћног шећера. У шећерној болести налази се и у мокраћи човечијој. Поменуто је да дигликозе и полигликозе, куване у закишељеној води, прелазе у овај шећер, па се из штирка производи на тај начин и фабрично.

Грожђани шећер је бео, кристаласт и слadak; раствара се у води лако. Овим шећером поправља се неслатка шира грожђана; кад је печен служи као боја за рум, коњак и друге ракије; посластичари га употребљују у место меда.

*Воћни шећер (левулоза)*  $C_6H_{12}O_6$ . Налази се у слатком воћу и у меду поред грожђаног шећера. Овај шећер не може да кристалише; у води се јако раствара; слађи је од грожђаног шећера.



**Дигликозе**  $C_{12}H_{22}O_{11}$  или  $C_6H_{11}O_5 \cdot O \cdot C_6H_{11}O_5$ . Овде долази тршчани и млечни шећер.

*Тршчани (обичан) шећер*  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Има га у шећерној репи и трсци, и одатле се добија фабрично. Из тог биља цеди се прво сок, а за тим се из овога кречом таложе страни примесци. Очишћени сок цеди се кроз угаљ коштани, да се обезбоји, а после тога укува се толико, да из њега кристалише шећер, кад се олади. Крупно кристалисани шећер зове се *кандис*.

Шећер кристалише у бистрим призмама; има пријатан слатак укус; вода раствара три дела овог шећера; кад га у мраку туцамо, или два комада један о други таремо, светли (фосфорише); при инверзији распада се у грожђани и воћни шећер.

*Млечни шећер*  $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$ . Има га у млеку сисара. Из укуване сурутке кристалиши овај шећер у крупним бистрим кристалима. Овај шећер раствара се у 6 делова воде; мање је слатак од обичног шећера; при инверзији распада се у декстрозу и лактозу.

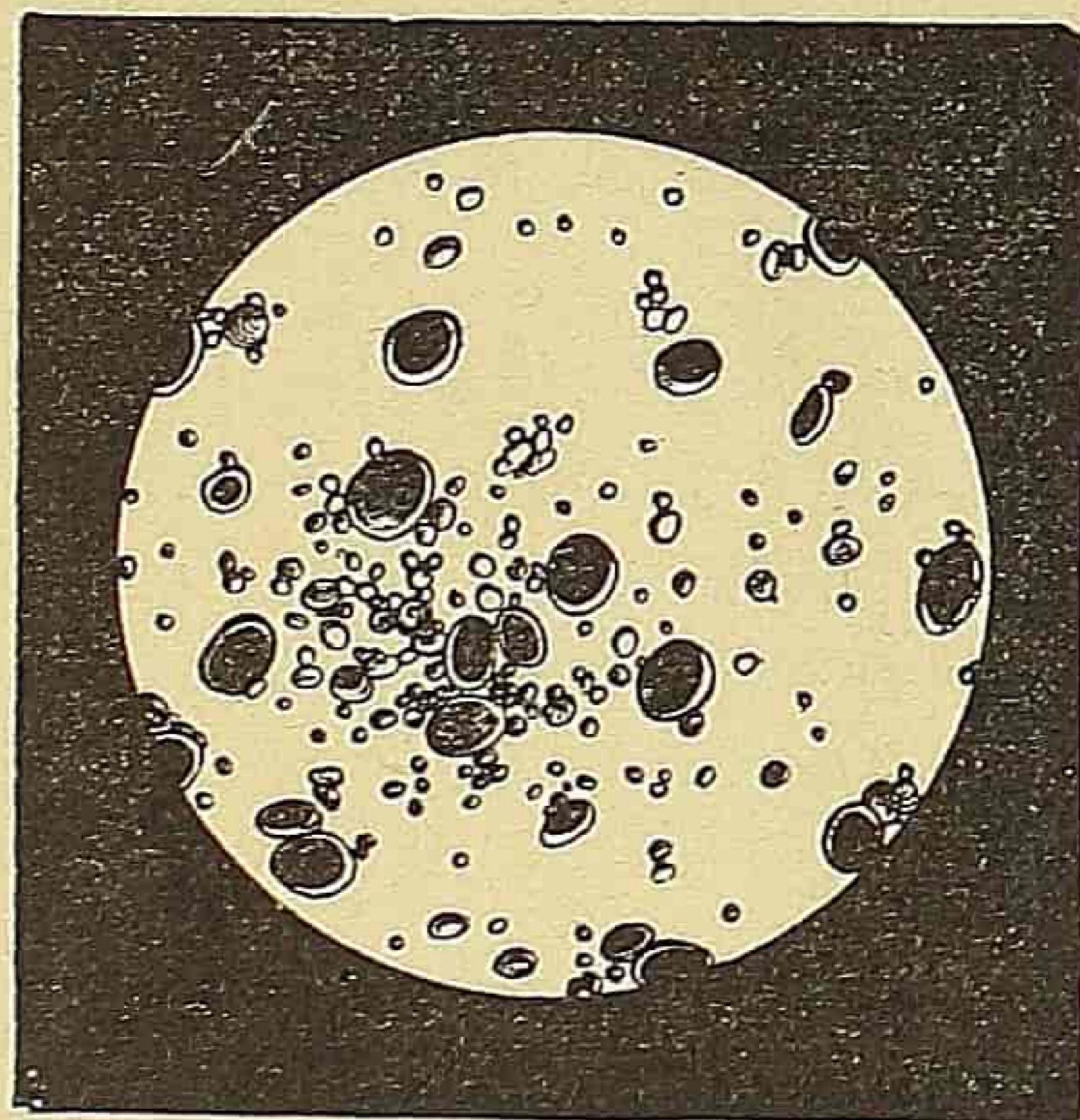
**Полигликозе**  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . Овде долази штирак и целулоза.

*Штирак (скроб, амилум)*  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . Јако је у биљу распрострањен; тако има га у семену жита, кукуруза и пиринца; даље: у плоду кестена и жира, у корену кромпира, у стаблу неких палма и т. д. Штирак је важан састојак ових плодова, јер клица отуда прву рану црпе, а ми их због штирка као рану употребљујемо. Из брашна житног одвојићемо штирак ако га у некој платненој кеси у води гњечимо; штирак ће проћи кроз платно у воду, а остало ће у кеси остати; из воде ће се штирак после неког времена сталожити. Тако и фабрике одвајају штирак из жита и кромпира.

Штирак је бео прах, састављен из округлих или јастих зрнаца. Како изгледа под микроскопом скробни

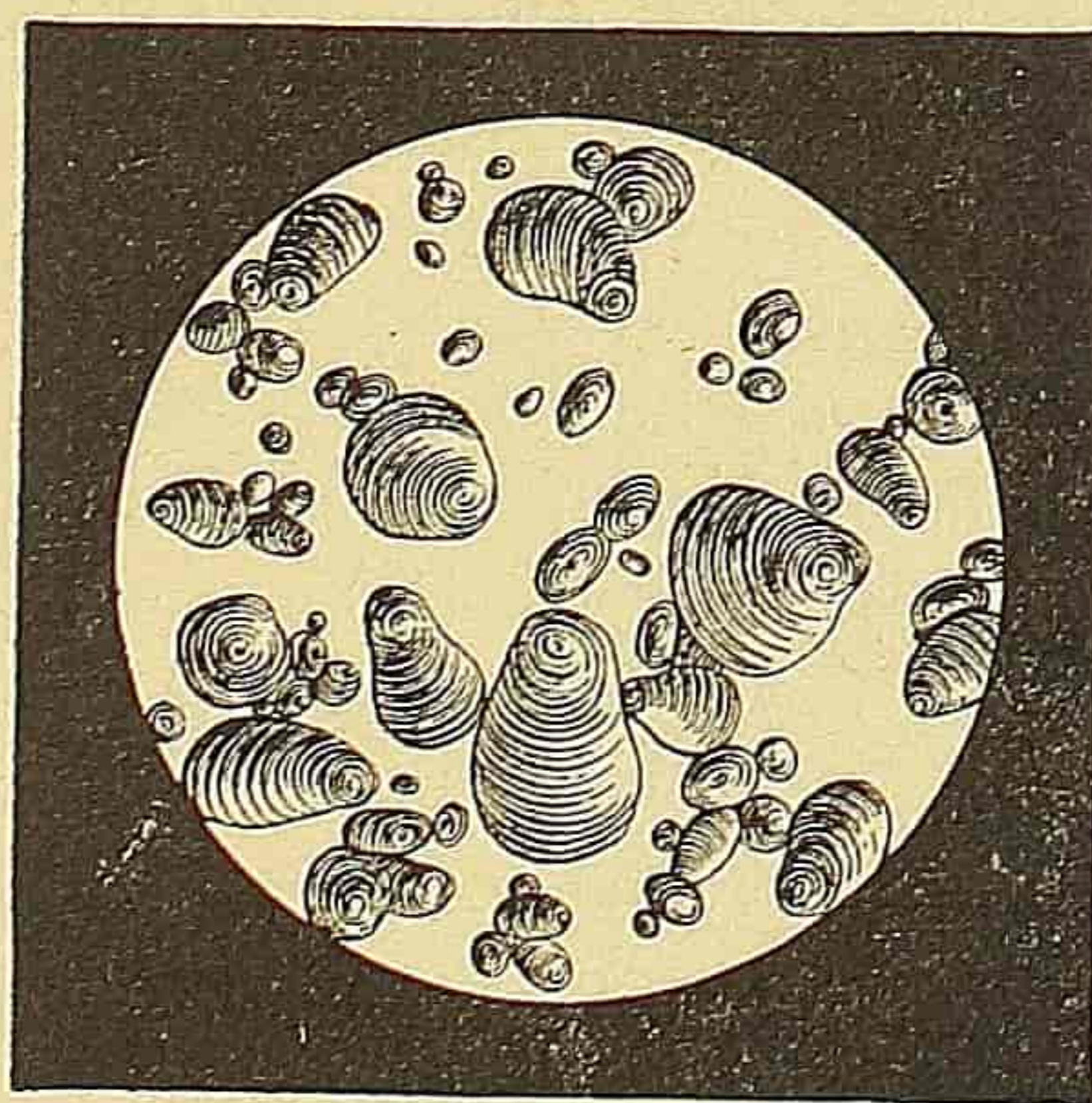


Штирак од жита и кромпира видимо на сл. 41 и 42. Штирак



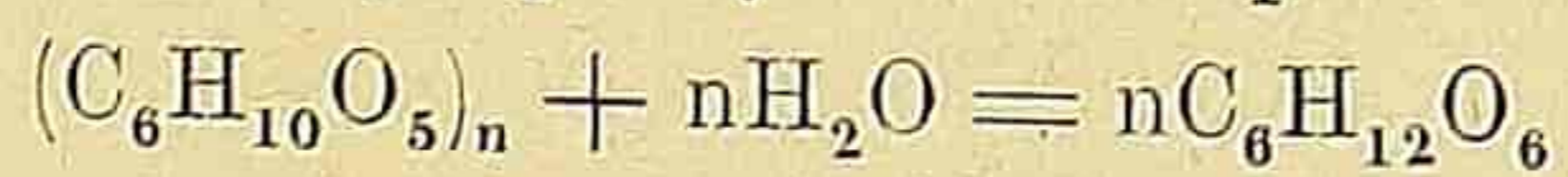
Сл. 41.

нема укус ни мирис; не раствара се у ладној води, а у врелој набубри и претвара се у кашу; са јодом боји се



Сл. 42.

плаво; кад га у закишељеној води кувамо, раствара се лагано, јер прелази у грозђани шећер:





На температури  $160^{\circ}$  претвара се штирак у неко гу-масто растворно једињење, звано *декстрин*, који се употребљује као лепак. Декстрину су подобне две природне гуме *арабин* и *басорин*, први саставља арапску гуму, а други басорску.

*Целулоза (биљно влакно)*  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . Целулоза саставља дуварове биљних ћелија и по томе она је скелет биљни. Памук и лан јесу скоро чисте целулозе, а у целулози дрвета има органских и неорганских примесака.

Целулоза је без боје, укуса и мириса; не раствара се у води, киселинама и базама. Кувана у јакој сумпорној киселини раствара се лагано, јер се претвара у гликозу. Кад лист артије у сумпорну киселину замочимо и одма га водом исперемо, изгледа, кад се осуши, као кожа; тако се гради *биљни пергаменат*.

Азотна киселина претвара целулозу у *динитроцелулозу*  $[C_6H_8O_5(NO_2)_2]_n$  и *тринитроцелулозу*  $[C_6H_7O_5(NO_2)_3]_n$ . Динитроцелулоза, растворена у етару, јесте *колодијум*, што фотографи употребљују. Тринитроцелулоза, звана *пироксилин* (праскави памук), употребљује се као експлозива.

**Гликозиди (сахариди)**. Ово су етари гликоза, где су оне са разним органским телима сједињене. Гликозиди су јако у биљу распрострањени. Они су већином кристални, многи су горки, а неки су отровни. Кад их у закишељеној води кувамо, распадају се у своја два дела: у гликозу и оно друго једињење, што је са гликозом сједињено. Само ћу поменути ове гликозиде: *амигдалин* се налази у горком бадему, *популин* у корену јасике, *фраксин* у кори јасена, *сапонин* у кукољу, *салицин* у кори врбе, *кониферин* у кори четинара и т. д.

#### Азотни деривати.

**Нитро-једињења.** Нитро-једињењима називамо оне деривате угљоводоничне, где на место једног или више

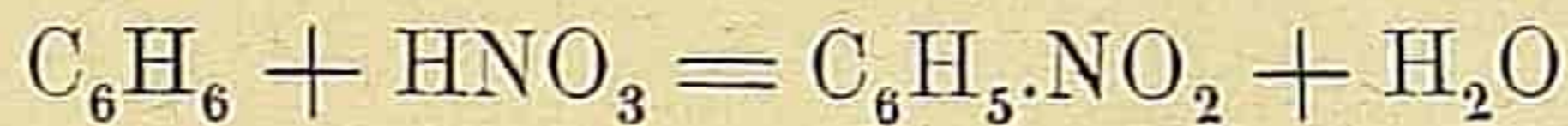


водоничних атома стоји нитро-група:  $-\text{NO}_2$ . На пр. нитро-метан  $\text{CH}_3\cdot\text{NO}_2$ , тринитро-метан  $\text{CH}(\text{NO}_2)_3$  тетранитро-метан  $\text{C}(\text{NO}_2)_4$  и т. д.

Нитро-једињења засићених угљоводоника постају по овој реакцији:



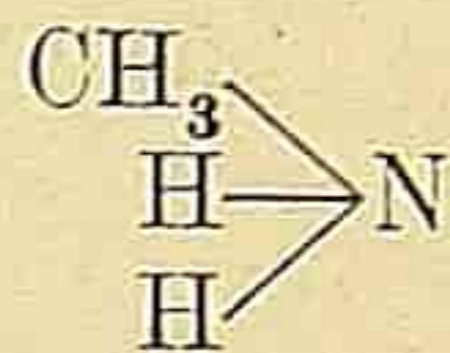
Ароматична нитро-једињења пак постају кад азотна киселина (пушљива) на ароматични угљоводоник дејствује:



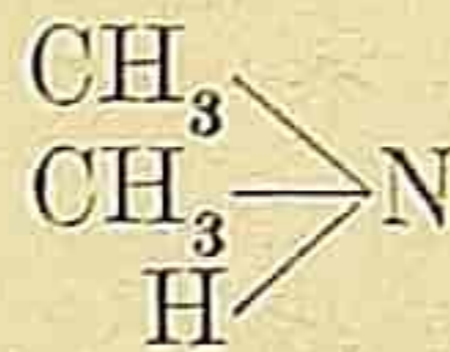
Нитро-једињења јесу уљане течности, или у води нерастворна чврста тела пријатног мириса. Насцентан водоник претвара их у амине:



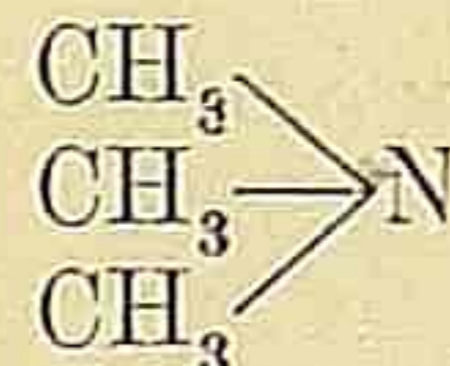
**Амини.** Амини су деривати амонијачни, где су један, два или сва три водонична атома заступљени угљоводоничним групама; н. пр.



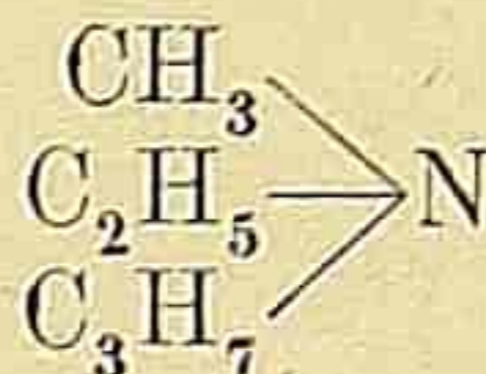
Метиламин.



Диметиламин.



Триметиламин.



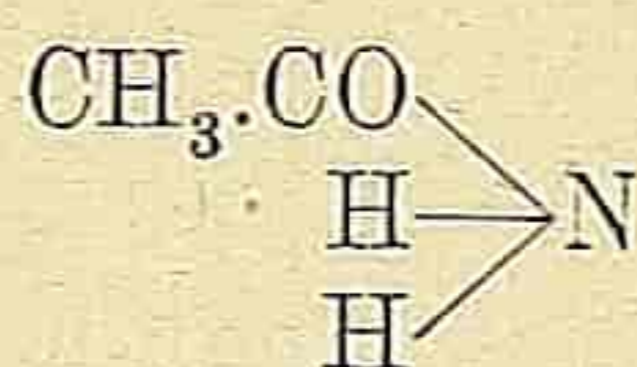
Метил-етил-пропиламин,

Амини су у хемиском погледу јако подобни амонијаку, па и мирис им је једнак. Метиламин је гасовит, а остали су течни; у води су растворни; са киселинама једине се као и амонијак, градећи соли; н. пр. метил-амонијум-нитрат  $(\text{NH}_3\text{CH}_3)\text{NO}_3$ , диметил-амонијум-нитрат  $[\text{NH}_2(\text{CH}_3)_2]\text{NO}_3$  и т. д.

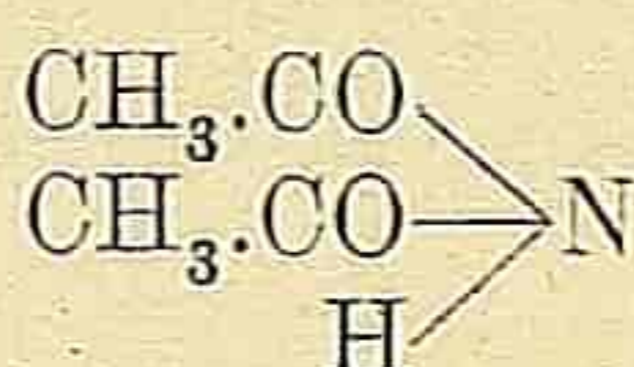


Из ароматичних амина: *анилина*  $C_6H_5.NH_2$  и *толуидина*  $CH_3.C_6H_4.NH_2$  производи се један сложенији амин, зван *розанилин*  $HO.C(C_6H_4.NH_2)_3$ , чија хлороводонична со, звана *фуксин*  $Cl.C(C_6H_4.NH_2)_3$ , јесте лепа црвена боја.

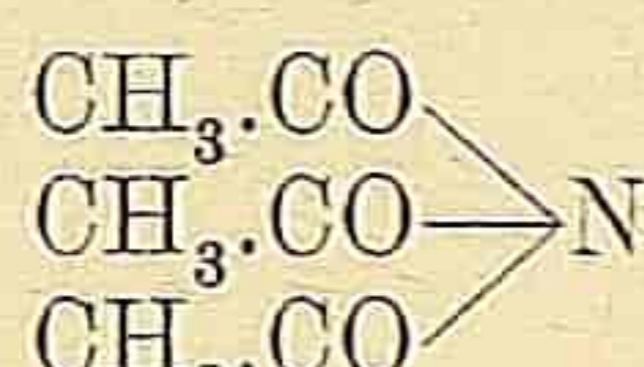
**Амиди.** Амиди су амонијачни даривати, у коме су један, два или сва три водонична атома заступљени остатцима киселина; н. пр.



Ацетамид.



Диацетамид.



Триацетамид.

Нарочиту пажњу заслужује амид угљене киселине, а то је:

*Карбамид* (уре)  $CO(NH_2)_2$ . Налази се у мокраћи чове-чијој и многим другим соковима његовим. Уре је производ оксидације азотних материја нашег тела, зато га има у крви, одакле га бубрези лаче у мокраћу.

Уре кристалише у безбојним бистрим призмама; у води се раствара лако; куса је шалитриног и мало горакне; понаша се као слаба база.

*Мокраћна киселина*  $C_5H_4N_4O_3$ . Налази се по мало у мокраћи сисара, а више у измету тица, змија, крокодила, корњача и т. д. Беланчевине се оксидишу у нашем организму поглавито у карбамид, а само по мало у мокраћну киселину, која је нижи ступањ оксидације од карбамида. Због тога при поремећеној оксидацији (у грозници) има у мокраћи мокраћне киселине више, и од ње је мутна. По где што мокраћна киселина гради камен у мокраћној бешици.

Мокраћна киселина је бео кристаласт прах; у води се раствара врло мало. Гради соли *урате*  $C_5H_2M_2N_4O_3$ , од којих само су алкалне у води растворне.



**Цијанска једињења (нитрили).** Једновалентна група  $—C \equiv N$ , звана *цијан*, налази се сједињена са разним елементима ( $R—CN$ ) и та једињења називају се *цијанским једињењима* или *нитрилима*. Група цијан не може постојати слободна. Њена једињења веома су подобна једињењима халогена.

*Цијановодонична киселина*  $HCN$ . У горком бадему и у језгри коштица: трешања, шљива, бресака, кајсија и т. д. налази се гликозид *амигдалин*, који се у закишељеној води распада, ослобађајући цијановодоничну киселину.

Цијановодоничну киселину добијамо из калијум-цијанида и сумпорне киселине дестилишући их:



Цијановодонична киселина је житка безбојна течност; мириши на горки бадем; мрзне се на  $-15^{\circ}$ , а кључа на  $25.5^{\circ}$ ; са водом се меша; веома је отровна и дејствује врло брзо; тако канута у око псу, умори га за по минута.

Цијановодонична киселина гради соли *цијаниде*  $M'CN$ . Калијум-цијанид постаје, кад азотна угљенична једињења са поташом стопимо. Алкални цијаниди растворни су у води и отровни су. Цијаниди осталих метала нису растворни у води, но они се растварају у раствору алкалних цијанида, градећи двојне цијаниде, који су кристална тела. Такви су: *калијум-фероцијанид*  $4KCN \cdot Fe(CN)_2$  и *калијум-феррицијанид*  $6KCN \cdot Fe_2(CN)_6$ .

*Цијанска киселина*  $H—O—C \equiv N$ . Ово је безбојна кисела течност загушљивог мириса. Гради соли *цијанате*  $MCON$ , поред којих постоје и естари.

*Тијоцијанска киселина*  $H—S—C \equiv N$ . Ово је безбојна кисела течност непријатног мириса. Гради соли *тијоцијанате*  $MCSN$ , поред којих постоје и естари.



## Терпени, Камфори, Смоле и Каучук.

**Терпени.** Овако се називају нека мирисава, у биљу јако распрострањена уља, која имају састав  $C_{10}H_{16}$  или  $(C_{10}H_{16})_n$ .

*Терпентиново уље*  $C_{10}H_{16}$ . Из засечене коре четинара цури неки густе сок (*терпентин*), који је раствор смоле *колофонијума* у терпентиновом уљу. Из терпентина одваја се терпентиново уље дестилацијом, а колофонијум, као неиспарљив, остаје у котлу.

Терпентиново уље је жидка безбојна течност пријатног мириса; кључа око  $160^{\circ}$ ; у води се не раствара, већ плива на њој, а са алкохолом се меша; раствара смоле, зато се употребљује за грађење лакова, а употребљује се и у лекарству.

У терпене се увршћују и ова уља: *лимуново, неранцино, бергамотово, зовино, рузмариново, лавендулово, боровичино* и т. д.

**Камфори.** Камфори су неки кисеонични деривати терпена. Налазе се у неком тропском биљу, а јесу кристални, мирисави и у води нерастворни.

*Борнеол*  $C_{10}H_{18}O$ . Налази се у сржи дрвета *Dryobalanops camphora*, које расте на Борнеу. Кристалише у безбојним провидним призмама; топи се на  $198^{\circ}$ , а кључа на  $212^{\circ}$ ; у води се раствара мало, а у алкохолу доста.

*Лауринол* (обичан камфор)  $C_{10}H_{16}O$ . Налази се у дрвету *Laurus camphora*, које расте у Хини и Јапану. Добија се из тог дрвета сублимацијом у колачима леденог изгледа. Камфор има јак пријатан мирис и палећи укус; топи се на  $175^{\circ}$ , а кључа на  $205^{\circ}$ , али испарава и на обичној температури; на води плива растварајући се мало, а у алкохолу се раствара лако. Употребљује се у медицини.

Борнеол се, при оксидацији, претвара у лауринол; и обрнуто: лауринол се, куван у алкохолном калијум-хидрату, претвара у борнеол. Оксидацијом терпентиновог



уља постаје обичан камфор. То показује генетичан однос њихов.

У многим мирисавим (етарским) уљима налазе се разни камфори растворени у терпенима; та су уља: *биберово*, *мељово*, *геранијумово*, *камилово*, *еукалиптусово* и т. д.

**Смоле.** Смоле су неки оксидациони производ терпена. Налазе се у биљу, а стварају се у кори, одакле или цуре напоље, или се нагомилавају у унутрашњости биља. Често су смоле у терпену растворене, и тај раствор цури напоље, кад таквој биљци кору насечемо, па се на ваздуху, усљед оксидисања терпена, сасуши.

Смоле су аморфна тела жуте или мрке боје; немају укус ни мирис, кад не садрже мирисавих примесака; у води се не растварају, а у алкохолу и терпентиновом уљу растворна су; неке смоле понашају се као киселине. Раствор смола употребљује се као *лак* или *фирнис* за премазивање дрвених и металних предмета, да се од ваздуха заклоне. Сем тога и за многе друге цељи, па и у медицини, употребљују се смоле.

Важније су смоле: *колофонијум*, *шелак*, *копал*, *дамар*, *тамњан* или *олибанум*, *измирна*, *филибар* и т. д. Смоле долазе већином из тропских крајева.

**Каучук**  $C_{10}H_{16}$ . Каучук је сасушени сок тропских млечика. Он је мрка еластична маса, која се на ладноћи стврдне, а на топлоти размекша; али кад му се дода сумпора, тада и на ладноћи и топлоти задржава своју еластичност, и то је *вулканисани каучук*. Кад се каучуку дода до 10% сумпора и са чађи обоји црно, тада се употребљује за аљине, обућу, црева и т. д. Ако му се дода сумпора преко 30%, а поред тога креде и какве боје, тада је рожастог изгледа (*ебонит*). Од ебонита граде се чешљеви, држаља, кутије, накит и т. д.

Каучуку је подобна *гутаперха*, која се за исте цељи употребљује, као и каучук.



### Природне боје и друга једињења.

*Индиго (чивит)*  $C_{16}H_{10}N_2O_2$ . Ова лепа и постојана плава боја добија се у тропским пределима (Индија) из индигофера, а гради се и вештачки.

*Ализарин*  $C_{14}H_8O_4$ . Ова лепа и постојана црвена боја добија се из броћа, а гради се и вештачки из антрацена.

*Варзило* (фернамбуковина) садржи у води растворну црвену боју.

*Куркума*. Ова жута боја налази се у корену куркуме.

*Лакмус*. Ова плава боја добија се из неких лишаја.

*Хлорофил*. Саставља биљно зеленило; из лишћа се може извући етаром.

*Сантонин*. Налази се у семену *Artemisia Santonica*. Бело кристално тело. Употребљује се против дечијих глиста.

*Кусеин*. Састојак је биљке кусо; он је жуто кристално тело. Употребљује се против глисте пантљичаре.

*Алоин*. Има га у сасушеном соку алоа. Горког је укуса и јак је пургатив.

*Кантаридин*. Има га у кантаридима. Бело кристално тело, служи као лек.

### Алкалоиди.

У биљу се налазе нека азотна органска једињења базисних особина, па с тога су назвата алкалоидима. Алкалоиди су горки и отровни. Важнији су:

*Никотин*  $C_{10}H_{14}N_2$ . Налази се у листу и семену дувана. Никотин је течност без боје, која на ваздуху помрчи; има мирис дуванског дима; јако је отрован.

*Морфијум*  $C_{17}H_{19}NO_3 + H_2O$ . Главни је састојак опијума, а то је сасушени млечни сок, што цури из засеченог зеленог плода маковог. Морфијум је бео, кристалан и горак; јако је отрован, а дејствује успављујући. У медицини је цењен лек.



*Хинин*  $C_{20}H_{24}N_2O_2 + 3H_2O$ . Налази се у кори цинкона и отуда се добија. Хинин је бео, аморфан и врло горак. Његов хлорид и сулфат употребљују се у медицини против грознице.

*Стрихнин*  $C_{21}H_{22}N_2O_2$ . Налази се у многим стрихнозама. Он је бео кристалан и јако отрован.

*Вератрин*  $C_{30}H_{52}N_2O_8$ . Налази се у корену чемерике. Он је бео кристалан и отрован, а његов прах јако дражи на кијање.

*Атропин*  $C_{17}H_{23}NO_3$ . Налази се у велебиљу и татули. Он је бео кристаласт и љутогорак; кад га у око метемо шири зеницу. с тога се употребљује у медицини.

*Кокаин*  $C_{17}H_{21}NO_4$ . Налази се у неком тропском биљу. Он је бео и кристалан; кад се њиме кожа натрља, постаје неосетљива, зато се употребљује у хирургији.

*Кафеин (теин)*  $C_8H_{10}N_4O_2$ . Налази се у кафи и теју. Он је бео, кристаласт, горак и отрован.

### Беланчевине.

У овај одељак увршћујемо азотна органска једињења, што састављају грађу животиња. Она садрже: С, Н, N, О и S, а у неким има и фосфора. Ова једињења још не познајемо добро, па им ни формулу поставити не умемо; она су, по свој прилици, најсложенија хемиска тела и садрже, вероватно, више стотина атома у молекулу свом.

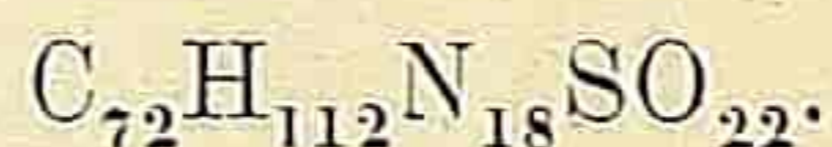
Беланчевине су аморфне, без боје, укуса и мириса. У води су растворне, али многе коагулишу при грејању, т. ј. претварају се у нерастворну модификацију. Јаке киселине таложе их такође. Са разблаженим киселинама и базама једине се, градећи са првима синтонине, а са другима албуминате.

Беланчевине се деле у три гомиле: у албумине, фибрине и казеине.



**Албумини.** Имамо два животињска албумина (јајни и крвни) и један биљни.

*Јајни албумин.* Главни је састојак беланцета тичијих јаја. Кад испаримо беланце до сува (испод  $50^{\circ}$ ), остаје овај албумин као жућкаста, аморфна и прозачна маса; коагулише око  $60^{\circ}$ . Неки му дају ову формулу:



*Крвни албумин.* Има га у крвном серуму, лимфама, хилусу и у свима животињским соковима, а у неким болестима има га и у мокраћи. Кад крвни серум испаримо до сува, остаје овај албумин као мрка, аморфна и прозачна маса; коагулише око  $70^{\circ}$ .

Ова два албумина употребљују се за чишћење мутних течности (шећерни сок, ракију), јер коагулишући у њима купе им мутљаг.

*Биљни албумин.* Налази се по мало у свима биљним соковима, нарочито у семењу. Подобан је јајном и крвном албумину.

**Фибрини.** Имамо два животињска фибрина и један биљни; они коагулишу чим на ваздух дођу.

*Фибрин (крвни).* Има га у крвном серуму, лимфама и хилусу. Ти се животињски сокови усире, кад из организма изађу, јер у њима фибрин коагулише. Усирена крв црвена је од покупљених крвних зрнаца; али ако по скорашњој крви штапићем мутимо, наватаће се на њему коагулисани фибрин као кончаста еластична маса, која ће бити само мало црвенкаста, ако ју добро водом исперемо.

*Мијозин.* Налази се у мишићној плазми. У мртвом телу коагулише мијозин, зато се леш укочи.

*Биљни лепак.* Има га у житу. Кад брашно у платненој кеси у води гњечимо, изаћи ће штирак, а у кеси ће остати овај лепак, као бела еластична маса. Ово је важан састојак жита, јер нам он као азотна рана служи.



Кад жито клија, ово нерастворно једињење претвара се у растворно, звано *дијастаза*; ова претвара штирак житни у шећер, те обоје служе клици као прва рана.

**Казеини.** Имамо један животињски казеин и један биљни. Казеини не коагулишу при грејању, а сириште их усири.

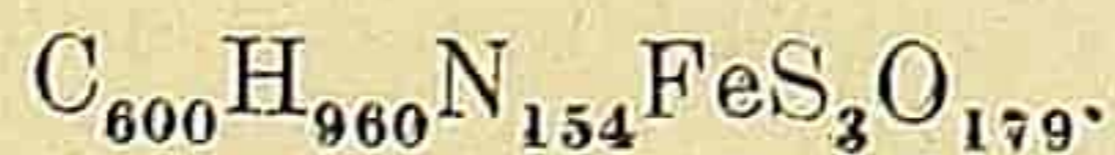
*Казеин* (млечни). Главни је састојак млека сисара, одакле га киселине таложе као белу сиревину. Кад се угрејаном млеку до  $50^{\circ}$  дода сиришта (јагњећи желудац), усириће се, јер му казеин коагулише.

*Легумин.* Налази се у семену легуминоза (пасуљ грашак, сочиво, боб). У води се раствара мало; кад га у води кувамо коагулише.

**Хемоглобин.** Ово црвено кристално једињење саставља црвена крвна зрнца, и јесте црвена боја крвна. Важно је код овог једињења то, што поред С, Н, N, О и S садржи и *жвожђа* и што му је један део кисеоника везан лабаво. Тај лабаво везани кисеоник одаје хемоглобин телима, која се оксидисати могу; а тај одпуштени кисеоник узима хемоглобин на ново, кад на ваздух дође. На тим особинама хемоглобиновим основан је процес дисања. Црвена крвна зрнца улијају у плућима својим хемоглобином кисеоник (артеријозна крв) и кружећи затим крвотоком по организму, оксидишу му лабаво везаним кисеоником састојке његове. Пошто је крв свој лабаво везани кисеоник одала, а поставши угљен-диоксид примила (венозна крв), враћа се у плућа, да ту угљен-диоксид испусти а кисеоник прими, те да опет исти пут понови.

Угљен-моноксид може заузети место лабаво везаног кисеоника у хемоглобину, зато је тај гас отрован.

Хемоглобин се распада са киселинама и базама у албумин и *хематин*  $C_{68}H_{70}N_8Fe_2O_{10}$ . Хемоглобин је, према томе, врло сложен; неки му дају ову формулу:



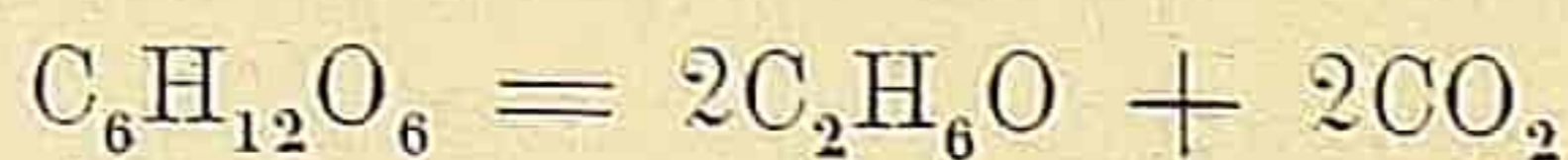


**Гелатин** (*туткало*). Животињска кожаста ткања (кожа, крвни судови, лигаманти) и кости садрже нека нерастворна азотна једињења (*колаген* и *осеин*), која су беланчевинама подобна. Но та се једињења, при дужем кувању у води, растварају, јер прелазе у *туткало*, а тај раствор спиктијоше се, кад се олади. На томе се оснива кување пиктија и грађење туткала из кожних одпадака и костију.

### Врење (ферментација).

Под врењем (ферментацијом) разумемо оне промене органских тела, што их изазивају неки сићушни најпростији, биљни или животињски организми, звани *ферменти* (*маја*). Тако врење грожђане шире, кишељење вина, труљење меса и т. д. све су то радње извесних фермената. Има много врсти фермената, па по томе и врења су многобројна, а важнија су ово:

**Алкохолно врење.** Ферменат алкохолног врења јесте *квасац*, а то је нека врста гљива (*Saccharomices cerevisiae*). Квасац се састоји из ситних округлих ћелија, одвојене свака за се, или по две у једно спојене. Он има ту моћ да растворене гликозе раставља у алкохол и угљен-диоксид:



Но поред овог главног производа постају по мало и ова тела: виши алкохоли (нарочито амил-алкохол), глицерин и ћилибарна киселина. Сем тога квасац се множи, за врење, на рачун шећера.

Само гликозни шећери могу да пређу у ово врење, а тршчани и млечни не могу; али кад су инвертисани могу да вре и они. И штирак, кад је у гликозу претворен, може да ври овим врењем.

Алкохолно врење шећера примењено је корисно за многе цељи. Тако врењем грожђане шире производимо *вино*. Овде ври грожђани шећер под утицајем квашчевих



спора, које су из ваздуха на грозђе и у ширу пале. Вино се пије непосредно пошто се, по довршеном врењу, избистри. На исти начин добија се из јабука *јабуковача*.

Дестилацијом преврелог воћа (шљиве, трешње, боровнице, дуње, брескве, лубенице, диње и т. д.) добија се *ракија*. Воћни мирис прелази и у ракију, зато свако воће даје ракију нарочитог мириса.

Из жита, кукуруза и кромпира производи се *шпиритус* такође овим врењем. Ту се прво штирак тих плодова претвара у гликозу, а то се постиже мешајући их у води са клијалим јечмом, зван *слад*. Овде дијастаза слада претвара штирак у шећер. Слад се гради остављајући влажан јечам у гомили да проклија, а после се даље развијање клица угушује сушењем. У слаткој води подстиче се врење квасцем, а из превреле течности добија се шпиритус дестилисањем.

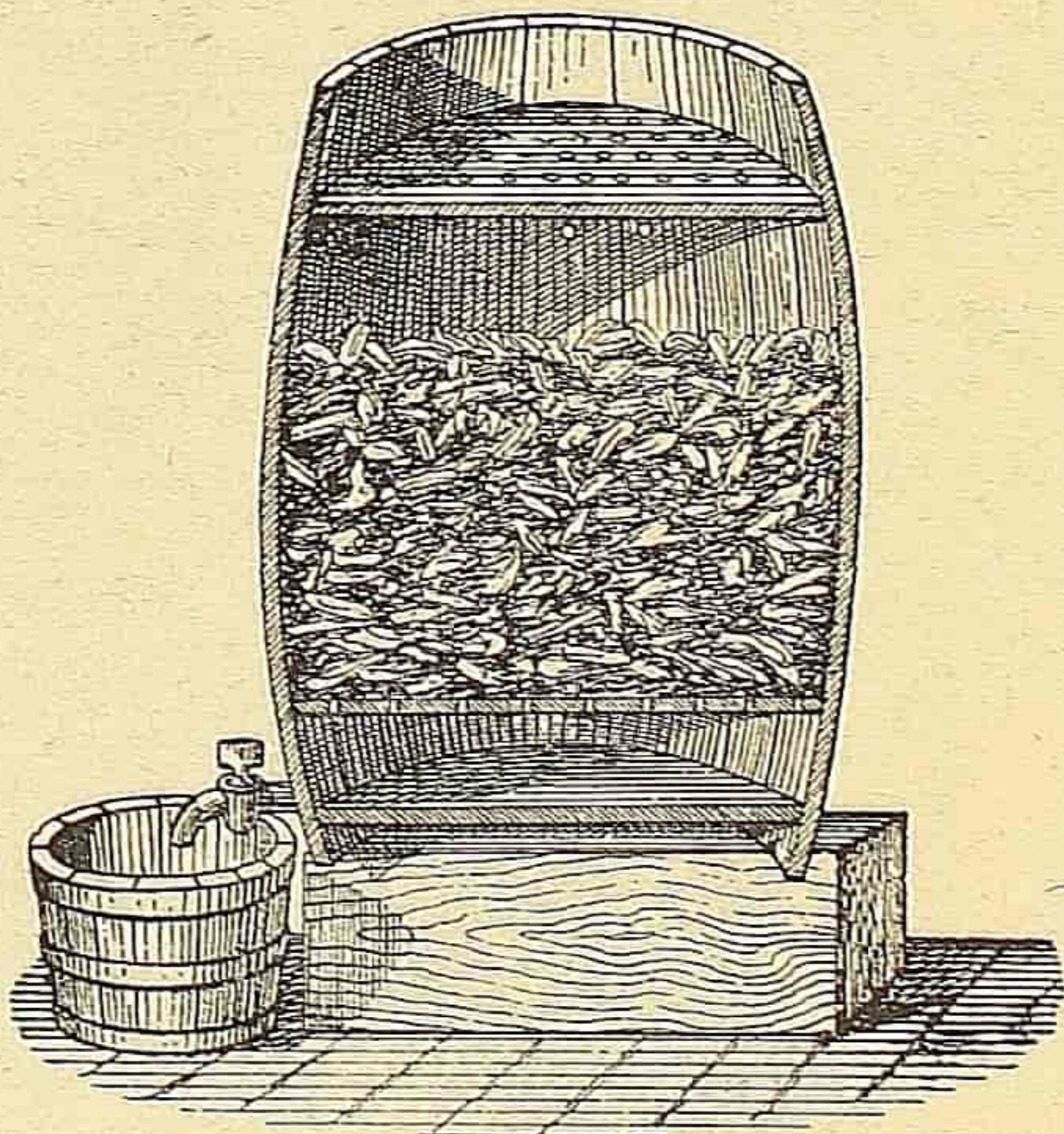
На подобан начин производи се из јечма *пиво*. Јечам се прво претвори у слад, а из смлевоног слада гради се *слатка шира*, мутећи га у врућој води, да дијастаза претвори јечмов штирак у шећер. После овога кува се слатка шира са *мељом*, да пивски укус добије. Олађена шира одводи се у врионик, где у кацама, по додатку квасца, а на температури око  $8^{\circ}$ , преври. Ово младо пиво одводи се у подрум, где је температура испод  $5^{\circ}$ , и ту у бачвама наставља лагано своје врење даље. На овако ниској температури треба да ври пиво с тога, да се не би и млечна киселина стварала, која би га покварила. Кад се пиво у бачвама избистри, тада је зрело; сад се на бачви запуши врањ, и кад се у пиву накупи довољно угљене киселине, отаче се у малу бурад за потрошњу.

И *кишељење теста* јесте алкохолно врење шећера. Кад се тесто са квасцем замеси, наступа у њему двојаки хемизам: један састојак квашчев (*инвертин*) претвара му неки део штирка у шећер, а овај затим ври. Док кисне тесто, расти оно од поставшег угљен-диоксида, а кад се



ускисло тесто пече, надима се у њему овај гас (и алкохол) и гради оне шупљике лебне.

**Сирћетно вреће.** Разблажене алкохолне течности (вино, пиво) укиселе се, т. ј. претварају се у сирће, кад на ваздуху стоје. Ту се алкохол оксидише у сирћетну киселину кисеоником ваздушним, али тај хемизам посредује нарочити ферменат (*Mucoderma aceti*); он предаје алкохолу кисеоник из ваздуха, који му је за ову оксидацију потребан.



Сл. 43.

Овим врећем производи се сирће, и то у домовима из вина или пива, а у фабрикама из разблаженог шпиритуса. Буре за кишљење вина (сл. 43) има две избушене преграде, међ којима је иверје натопљено сирћетом. Вино се сипље одозго и оно капље на иверје, па се кисели. Рад обнављања утрошеног ваздуха, буре има у наоколо рупе. На славину се точи сирће са дна.

**Вреће млечне киселине.** Један нарочити ферменат (*Mucoderma lactis*) претвара гликозе у млечну киселину:





а то исто чини и са дигликозама, пошто их инвертише. Кад се млеку дода маје, кисели се оно усљед оваквог постанка млечне киселине из његовог млечног шећера, а од ове коагулише казеин и млеко се згусне.

**Труљење.** Распадање азотних органских материја (беланчевина) под утицајем неких микроорганизама (*бактерије*) називамо *труљење*. При томе се та сложена органска једињења распадају у простија, прелазећи најзад у  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$ .

**Желучно варење.** Варење ране у желудцу јесте такође нека врста врења, а подстиче га један неорганизован ферменат, зван *пепсин*, који је састојак желучног сока. Пепсин поред сџне киселине претвара беланчевине у нека растворна једињења, која се зову *пептони*, и тако их вари.

**Конзервисање органских материја.** Многе органске материје кваре се у сљед врења, која извесни ферменти у њима изазивају, а ти ферменти падају на њих из ваздуха, из оне прашице његове. Да у неком органском телу наступи врење, нужна су три услова: 1) да се са ферментом додирује, 2) да има довољно воде и 3) да је на извесној температури. Ако који му драго од ова три услова не постоји, врења бити не може. Тако осушено месо не квари се с тога, што довољно воде нема. У леду се опет не квари месо зато, што ту температура није довољно висока. Завијено месо у артији, фенолом натопљеној, не квари се с тога, што тај антисептик утире ферменте.

На овим принципима учињени су у пракци велики успеси у конзервисању ране. Тако чак из Индије се доноси у Европу смрзнуто месо, где се као свеже троши. По великим варошима постоје ладне зграде за чување меса, које се вештачки близо до  $0^\circ$  ладе. У тим зградама задржава месо своју свежину по годину дана. Конзерве су јела, затворена у лиманој кутији херметично и стерилвана грејањем до  $110^\circ$ . Конзерве се држе годинама неукварене,



јер им ваздух прићи не може, с тога су путницима, морепловцима и ратницима важна рана.

И у конзервисању дрвета од труљења учињен је леп успех. У тој цели импрегнише се дрво разним растворима, којима је задатак: или да се сједине са састојцима дрвеног сока, који изазивају труљење дрвета; или да дејствују на дрво антисептички; или да му хигроскопност умале. Дрво се импрегнише разним металним солима ( $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ), сѐном киселином, катраном и т. д. Импрегнисани прагови жељезнички много дуже издржавају од неимпрегнисаних.

### Промет животињског организма.

**Крв.** Кроз све органе нашега тела тече крв непрестано и са њима одржава непрекидну измену материје. Тако све што појединим органима треба, из крви узимају; а тако исто све што поједини органи имају да избаце, крви предају. Да би крв овај издатак накнадила, а примљени измет избацити могла, везан је крвоток с једне стране са апаратом за варење, те отуда сварену рану прима, а с друге стране са плућима и бубрезима, те на њих измет истура. Крв је дакле посредник целокупног промета нашег организма.

Крв сисара састоји се из бистре и скоро безбојне течности (*плазма*), у којој *црвена* и *бела* (*лимфна*) *крвна зрнца* пливају, а од оних првих има црвену боју. Црвених зрнаца има у крви много више но белих, а обоја су толико ситна, да се само микроскопом видети могу. Источена крв из организма *усури се* брзо, јер јој фибрин коагулише. Крвни сирац црвен је од покупљених крвних зрнаца, а од њега оцеђена течност (*серум*) жућкаста је.

Црвена крвна зрнца садрже: хемоглобина, албумина, соли (поглавито фосфат и хлорид калијумов) и воде.



Бела крвна зрна садрже то исто, што садрже и црвена, само немају хемоглобина.

Плазма садржи: фибрина, албумина, масти, карбамида, соли (поглавито  $\text{NaCl}$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) и воде; реагише базисно, јер садржи натријум-карбоната.

Сем тога у артеријозној крви има кисеоника, а у венозној угљен-диоксида.

100 дел. коњске крви садрже:

Крвних зрнаца	33	(= 14·5 чврстог)
Плазме . . . . .	67	(= 6·2 чврстог)

100 дел. плазме садрже:

Фибрина . . . . .	1·0
Албумина . . . . .	7·8
Орг. једињења других	0·5
Соли . . . . .	0·8
Воде . . . . .	89·9

**Дисање.** Сав кисеоник, који је за оксидацију нашег тела потребан, добијамо дисањем; а сав угљен-диоксид, који при тој оксидацији постаје, изтурамо из организма издисајем. Ми смо видели да црвена крвна зрна својим хемоглобином упијају у плућима кисеоник и да та оксидисана (артеријозна) крв, кружећи по организму, оксидише тим кисеоником у ткањима извесне делове њихове. Та редукована (венозна) крв пак, упија из ткања поставши угљен-диоксид и доноси га у плуће, да ту издисајем у ваздух оде. Ето зашто животиње без прекида дисати морају и зашто се угуше, кад им се дисање обустави.

Сем тога ми дишемо и кожом, али врло мало.

**Мокраћа.** Бубрези су орган, који из крви лучи мокраћу, а та радња бубрега важна је с тога, што тиме избацујемо из организма утрошена азотна једињења и неорганичке соли. Азотна једињења избацујемо поглавито као



карбамид, а соли као алкалне хлориде, фосфате и сулфате. Сем тога, све што случајно у крв дође (отрови и друго), то бубрези одма у мокраћу одводе.

100 дел. човечије мокраће садрже:

Карбамида . . . . .	2·3
Боје и другогa орган. . . . .	0·2
Соли . . . . .	1·5
Воде . . . . .	96·0

И кожа, лучећи зној, врши ову исту функцију коју и бубрези, јер у зноју има: соли, карбамида, киселина и т. д.

**Рана човечија.** Сви се органи у нама крећу, а сем тога још идемо и радимо. Снагу за све то даје нам она оксидација, што се у нашем организму непрекидно врши. Али тиме сагоревају извесни делови нашега тела, а тај губитак мора се накнадити. То се постиже ранењем.

Човек се рани животињском и биљном раном, а да би све своје потребе подмирио, мора узимати: *беланчевине, масти, угљене хидрате* (штирак и шећер) и *воде*. Сем тога човек потребује и *неорганске соли*, али њих налази довољно у природној рани. Гледећи на састав ових састојака ране човечије, ми је разликујемо у *азотну* и *безазотну*; у прву долазе беланчевине, а у другу угљени хидрати и масти. Азотна рана служи поглавито за обнављање органског ткива; безазотна рана пак служи поглавито као гориво за стварање топлоте. Човечија рана мора у извесној сразмери садржати ове две врсте ране. У средњу руку одрасао човек троши на 24 часова:

Беланчевине . . . . .	130 грама
Масти. . . . .	90 »
Угљених хидрата. . . . .	390 »
Воде . . . . .	3000 »



Важнија природна рана човечија јесте: месо, млеко, јаја, жита, легуминозе, кромпир, зелен и воће. Састав те ране видимо на овом прегледу:

	ВОДЕ	БЕЛАНЧЕВ.	УГЉЕНИ ХИДР.	МАСТ.	ЦЕЛУЛ.	СОЛИ.
Месо	73	20	—	5	—	2
Млеко	86	5.4	4	4	—	0.6
Јаја	75	12	—	12	—	1
Пасуљ	14	23	53	1	5	4
Сочиво	14	23	52	1	6	4
Пиринач	13	8	77	0.5	0.5	1
Брашно	12	10	76	0.5	0.5	1
Леб	41	6	51	0.5	0.5	1
Кромпир	76	2	20	—	1	1
Спанаћ	86	3	6.5	—	0.5	4
Воће	85	0.5	9	—	5	0.5

Сем тога човек пије алкохолна *пића*, *кафу*, *чај* и др., додаје јелима *разне зачине*, пуши *дуван* и т. д. али ни једно од тога није рана, већ само служи за *уживање*.

Између ових природних рана млеко је најсавршенија, јер садржи све што човеку треба; осталу рану пак треба међусобно мешати, те да поједине састојке у горњој сразмери садржи. То се постиже готовљењем јела и састављањем јеловника. Тако месо и јајима треба додати угљених хидрата (јести их са лебом), легуминозе треба замастити, цереалије треба јести уз месо и т. д.

Човек једе ову рану *сирову* или *зготовљену*, и то *печену* или *кувану*. Готовљење јела има ту цел: да рану умекша и да ју у неколико хемиски промени; при томе беланчевине коагулишу, кожаста и коштана ткива прелазе у туткало, штирак у декстрин и т. д. Сем тога рана се грејањем стерилује, и тако јој се утиру шткодљиви (патогени) микроорганизми, ако би их случајно имала; ово нарочито вреди за месо и млеко.



Кад се месо пече, вата се на њему кора свуда у наоколо и ова не да да сок из њега изцури. Због тога печење садржи скоро све хранљиве делове сировог меса, а то нарочито вреди за пецива на ражњу печена. Кад се пак месо кува, растворени делови његови прелазе и у воду, где беланчевине коагулишу у пену, а друга органска једињења и соли остају у води растворена. Кад се месо пристави у ладној води, тада губи више од свог сока, но кад се пристави у врелој води; јер му се у врелој води брзо згруша беланчевина по површини и тако затвори унутарњи сок. Кад хоћемо, дакле, да имамо јаку чорбу, приставићемо псецкано месо у ладној води. Хоћемо ли пак да имамо добро месо, приставићемо га у повећем комаду у кључалој води. Од истог комада меса не може се обадвоје добити.

**Варење.** Све што крв појединим органима изда, нагнајује јој се раном. Да би рана у крв прећи могла, мора се спремити, т. ј. *сварити*. Апарат за варење ране састављају: *уста, желудац и црева*.

У устима се чврста рана *жваће* и са *пљувачком* меша, и у колико је та радња у устима боље извршена, у толико ће се рана у желуци и цревима лакше сварити.

Сажвакана рана гута се кроз једњак у желудац. У желуци се меша рана са соком његовим, коме су *пепсин* и *сона киселина* главни састојци. Ово мешање врши перисталтично кретање желуца, који је затворен, за то време, према једњаку *кардијом*, а према цревима *пилорусом*. У желуци се штирак, под утицајем пљувачке, претвара у шећер, а беланчевине се, под утицајем пепсина и соне киселине, претварају у растворне пептоне, и тако се ту знатан део узете ране раствара. Тај растворени део ране гради са нераствореним делом житку кашу, која се зове *химус*.

Готов химус тиска желудац кроз *пилорус* у црева, где наилази он на *жуч*, *панкреасов сок* и *цревну слуз*.



Под утицајем ових течности химус се мења даље, и то: штирак се претвара у шећер, масти се емулгују, а беланчевине се претварају у растворне пептоне, али овде то бива у базисном раствору, јер је панкреасов сок базисан.

Још у желудцу, а поглавито у цревима, упија се течни део сварене ране (*хилус*) и одводи се нарочитим судовима у крв, да јој издатке накнади.

Својим перисталтичним кретањем потискују црева рану лагано унапред, упијајући из ње сварени део, и кад је иста до краја црева доведена, сварени део упивен је, а несварени део (целулоза, мишићна влакна, сувишна рана и друго) избацује се као *измет* напоље. Измет је од жучи обојен жуто, а од одпочетог труљења мириши непријатно.





## ИСПРАВКЕ

---

На страни	4 ред	5 оздо	стоји :	спазићем,	стави :	спазићемо		
»	»	8	»	18 озго	»	елемента	»	елемената
»	»	37	»	3 оздо	»	терулске	»	телурске
»	»	66	»	1	»	$M_2SnO_4$	»	$M_2SnO_3$
»	»	69	»	5 озго	»	1000	»	100
»	»	76	»	14 оздо	»	$Ca(OH)$	»	$Ca(OH)_2$
»	»	78	»	16 озго	»	апатити	»	апатит
»	»	109	»	1 оздо	»	$\begin{array}{c}   \quad   \\ C - C = C \\   \quad   \end{array}$	»	$\begin{array}{c}   \quad   \quad   \\ -C - C = C \\   \quad   \quad   \end{array}$
»	»	110	»	6 озго	»	$C_{n^2}H_n$	»	$C_nH_{2n}$
»	»	113	»	10	»	Пентилен	»	Пентин.

---



# САДРЖАЈ

## ОПШТА ХЕМИЈА

СТРАНА

Тело и материја. Мењање природе. Физичке и хемиске промене. Анализа и синтеза. Елементи и једињења. Распрострање елемената. Састав једињења стадан је. Квалитативан и квантитативан састав једињења. Запремински састав једињења. Запреминске тежине (густине). Тежински састав једињења. Спајне тежине. Спајна тежина угљеникова. Еквиваленти. Валенца. Знаци, формуле и једначине. Молекул и атом. Кохезија, афинитет и енергија. Утицај топлоте на тела. Ширење тела и њихово стање агрегатно. Дисоцијација. Тежина атома и молекула. Конституција молекула. Таблица елемената. Металоиди и метали. Киселине, базе и соли. Номенклатура. Подела елемената. . . . . 1— 26

## НЕОРГАНСКА ХЕМИЈА

### МЕТАЛОИДИ

I. *Водоникова фамилија* : Водоник . . . . . 27— 30  
II. *Халогенска фамилија* : Хлор. Бром. Јод. Флуор. . . . . 30— 34  
III. *Кисеоникова фамилија* : Кисеоник. Сумпор. Селен. . . . . 34— 44  
IV. *Азотова фамилија* : Азот. Атмосферски ваздух.  
Фосфор. Арсен. Антимон. Визмут. Бор. . . . . 44— 56  
V. *Угљеникова фамилија* : Угљеник. Светљиви гас. Пламен. Гориво. Силицијум. Калај . . . . . 56— 66

### МЕТАЛИ

I. *Алкална фамилија* : Натријум. Калијум. Литијум.  
Рубидијум. Цезијум. Амонијум. . . . . 67— 75



	СТРАНА
II. <i>Земноалкална фамилија</i> : Калцијум. Стронцијум.	
Баријум . . . . .	75— 79
III. <i>Магнезијумова фамилија</i> : Магнезијум. Цинак. Кадмијум. Берилијум . . . . .	79— 82
IV. <i>Живина фамилија</i> : Жива. Бакар. Сребро. Злато . . . . .	82— 87
V. <i>Оловова фамилија</i> : Олово. . . . .	87— 89
VI. <i>Алуминијумова фамилија</i> : Алуминијум. Стакло.	
Керамик. Земља . . . . .	89—101
VII. <i>Гвожђева фамилија</i> : Гвожђе. Никал. Кобалт.	
Хром. Манган . . . . .	101—106
VIII. <i>Платинска фамилија</i> : Платина . . . . .	106—107
IX. <i>Молибденова фамилија</i> . . . . .	107

## ОРГАНСКА ХЕМИЈА

<i>Приступ</i> . Органска Хемија. Облици угљеничних једињења. Подела Органске Хемије . . . . .	108—110
<i>Угљоводоници</i> : Парафини. Олефини. Ацетилен. Бензини. Нафталин. Антрацен. Петролеум . . . . .	110—116
<i>Халогенски деривати угљоводонични</i> . . . . .	116—117
<i>Алкохоли</i> : Монохидроксилни алкохоли. Етари. Полихидроксилни алкохоли. Феноли. Меркаптани . . . . .	117—121
<i>Алдеҳиди</i> . . . . .	121—122
<i>Киселине</i> : Једнобазисне киселине. Етари. Полибазисне киселине. Ароматичне киселине. Масти. Восак . . . . .	122—129
<i>Угљени хидрати</i> . Гликозе. Дигликозе. Полигликозе. Гликозиди . . . . .	129—134
<i>Азотни деривати</i> : Нитроједињења. Амини. Амиди. Цијанска једињења (нитрили) . . . . .	135—137
<i>Терпени. Камфори. Смоле. Каучук.</i> . . . . .	138—139
<i>Природне боје и друга једињења</i> . . . . .	140
<i>Алкалоиди.</i> . . . . .	140—141
<i>Беланчевине</i> : Албулини. Фибрини. Казенини. Хемоглобин. Гелатин (туткало) . . . . .	141—144
<i>Врење (ферментација)</i> : Алкохолно врење. Сирћетно врење. Врење млечне киселине. Труљење. Желучно варење. Конзервисање органских материја . . . . .	144—148
<i>Промет животињског организма</i> : Крв. Дисање. Мокраћа. Рана човечија. Варење . . . . .	148—153



## РЕГИСТАР

---

Агрегатно стање 3

Азот 45

Албит 41

Албумин 142

Албуминати 141

Алдехиди 121

Ализарин 140

Алкалоиди 140

Алкохоли 117

Алоин 140

Алотропија 36

Алпака 84

Алуминијум 89

Алфениди 84

Амалгам 67

Амигдалин 134, 137

Амиди 136

Амилум 132

Амини 135

Амонијак 46

Амонијум 74

Амонијум-хидрат 46

Аморфан угаљ 58

Амфибол 80

Анализа 5

Анилин 136

Антимон 54

Антрацен 115

Антрацит 59

Апатит 78

Арабин 134

Арагонит 77

Аргентит 86

Аргон 45

Ароматичне кис. 126

Арсен 53

Арсенопирит 53

Атом 16

Атропин 141

Аури-једињења 87

Аурипигмент 53

Ауро-једињења 87

Афинитет 17

Ахат 65

Ацетати 124

Ацетилени 113

Базе 23

Бакар 83

Баријум 79

Барит 79

Барски гас 111

Барут 73

Басорин 134

Беланчевине 141

Бензини 113

Бензоати 127

Бензоева кис. 127



- Бензоева смола 127  
 Бензол 115  
 Берилијум 82  
 Биљни лепак 142  
 Биљни пергаменат 134  
 Биљно влакно 134  
 Боракс 56  
 Борнеол 138  
 Бриљант 57  
 Бром 32  
 Бромиди 25  
 Бронза 84  
 Бутан 111  
 Бутерна кис. 123  
 Бутилен 112 113
- Вазелин** 116  
 Ваздух 48  
 Валенца 14  
 Валилен 113  
 Валеријанска кис. 123  
 Варење 147 152  
 Варзило 140  
 Вератрин 141  
 Визмут 55  
 Вино 144  
 Винска кис. 126  
 Витерит 79  
 Вода 37  
 Водоник 27  
 Воластонит 78  
 Восак 129  
 Воћни шећер 131  
 Врење 144  
 Вртаче 78
- Газолин 116  
 Галенит 89  
 Галица 105  
 Гасожен 64  
 Гвожђе 101  
 Гелатин 144
- Гипс 78  
 Глазура 97  
 Глауберова со 70  
 Глеђ 88  
 Гликозе 129, 131  
 Гликозиди 134  
 Гликол 120  
 Глина 90  
 Глинуша 100  
 Глицерин 120, 129  
 Горење 36  
 Гориво 64  
 Горка со 80  
 Графит 57  
 Грнчарија 99  
 Грождани шећер 131  
 Гуано 78  
 Густине 11  
 Гутаперха 139
- Дамар** 139  
 Декан 111  
 Декстрин 134  
 Декстроза 131  
 Дијаманат 57  
 Дијастаза 143  
 Диморфан 40  
 Динамит 120  
 Дисање 149  
 Дисоцијација 18  
 Додецин 113  
 Доломит 79  
 Дримонова светлост 30
- Ебонит** 139  
 Еквиваленти 13  
 Елементи 8  
 Емаљ 98  
 Енергија 17  
 Еритрит 120  
 Естари 234  
 Етан 110



- Етари 119  
 Етарска уља 139  
 Етилен 112
- Жива** 82  
 Живица 99  
 Жижице 51
- Запреминске тежине** 11  
 Згура 103  
 Здравница 100  
 Земља 99  
 Злато 86  
 Знаци 15
- Измирна** 127, 139  
 Изомерије 109  
 Икозан 111  
 Иловача 90  
 Инверзија 131  
 Инвертин 145  
 Индиго 140
- Јабуковача 145  
 Јабучна кис. 126  
 Једињења 8  
 Једначине 15  
 Јод 33  
 Јодиди 25  
 Јодоформ 117
- Надмијум** 81  
 Казеин 143  
 Калај 66  
 Каламин 80  
 Калијум 71  
 Каломел 83  
 Калцедон 91  
 Калцијум 75  
 Калцит 77  
 Камфор 138  
 Кандис 132
- Кантаридин 140  
 Каолин 90  
 Капронска кис. 123  
 Карат 57  
 Карбамид 136  
 Карбоксил 122  
 Карболна кис. 121  
 Карбонати 60  
 Карналит 71  
 Каситерит 66  
 Каучук 139  
 Кафеин 141  
 Кварц 65  
 Квасац 144  
 Керамик 95  
 Керозен 116  
 Киселине 23  
 Киселине орг. 122  
 Кисеоник 34  
 Кобалт 106  
 Ковелин 85  
 Кокаин 141  
 Кокс 58  
 Колаген 144  
 Колодијум 134  
 Колофонијум 139  
 Конзервисање 147  
 Кониферин 134  
 Конституција 20  
 Копал 139  
 Копролит 78  
 Корунд 90  
 Кохезија 17  
 Крв 148  
 Креда 77  
 Крезол 121  
 Кремен 91  
 Креч 75, 76, 78  
 Кречњак 77  
 Кречуља 100  
 Кротонилен 113  
 Ксилол 114



Купри-једињења 84  
 Купро-једињења 84  
 Куркума 140  
 Кусеин 140  
  
**Лазулит** 92  
 Лак 129 139.  
 Лакмус 24 140  
 Лактати 126  
 Лактоза 131  
 Ламингова маса 61  
 Лапорци 77  
 Лауринол 138  
 Левулоза 131  
 Легумин 143  
 Легуре 67  
 Ледина 100  
 Лепидолит 73  
 Лигнит 59  
 Литроин 116  
 Лимунска кис. 126  
 Литијум 73  
 Лој 128  
  
**Магнезијум** 79  
 Магnezит 80  
 Магнетит 105  
 Маја 144  
 Малати 126  
 Малахит 85  
 Малтер 76  
 Манган 106  
 Мана 120  
 Манит 120  
 Масло 127  
 Масти 127  
 Материја 1  
 Мелен 112  
 Мелисинска кис. 123  
 Мениге 89  
 Меркаптани 121  
 Меркури-једињења 82

Меркуро-једињења 82  
 Мермер 77  
 Месинг 84  
 Метали 23  
 Металоиди 23  
 Метан 111  
 Мијозин 142  
 Минијум 89  
 Млечна кис. 125 146  
 Млечни шећер 132  
 Мокраћа 149  
 Мокраћна кис. 136  
 Молекул 16  
 Морфијум 140  
 Мравља кис. 123  
 Мртваца 99  
  
**Натријум** 67  
 Нафта 115  
 Нафталин 115  
 Никал 106  
 Никотин 140  
 Нитрати 48  
 Нитрили 137  
 Нитро-једињења 135  
 Нишадор 74  
 Ново сребро 84  
 Нонан 111  
  
**Одила** 78  
 Озон 36  
 Оксална кис. 125  
 Оксалати 125  
 Оксидација 36  
 Оксиди 36  
 Октадецин 113  
 Октан 111  
 Октилен 112  
 Олџини 112  
 Олибанум 139  
 Оливин 80  
 Олово 87



- Опал 91  
 Опијум 140  
 Орница 100  
 Ортоклас 91  
 Осеин 144
- Палмитинска кис. 123  
 Парафини 110, 116  
 Патока 118  
 Пентадекан 111  
 Пентадецин 113  
 Пентан 111  
 Пентатријаконтан 111  
 Пентилен 112,  
 Пепсин 147  
 Пептони 147  
 Пескуша 100  
 Петролеум 115  
 Пиво 145  
 Пирит 105  
 Пироксилин 134  
 Пирулузит 106  
 Плави камен 85  
 Плазма 148  
 Пламен 63  
 Платина 107  
 Популин 134  
 Порцелан 98  
 Поташа 72  
 Праскави гас 30  
 Праскави памук 134  
 Пропан 111  
 Пропијонска кис. 123  
 Пропилен 112,  
 Пуцолан 77  
 Пластер 129
- Ракија 145  
 Рана 150  
 Реалгар 53  
 Розанилин 136  
 Розет 57
- Рубидијум 74  
 Рубин 90
- Салицилна кис. 127  
 Салицин 134  
 Сантонин 140  
 Сапонин 134  
 Сапонификација 125  
 Сапун 128  
 Сасолин 56  
 Сафир 90  
 Сахариди 134  
 Светљиви гас 61  
 Серпентин 80  
 Серум 148  
 Силвин 71  
 Силикати 66  
 Силицијум 65  
 Синтеза 6  
 Синтониини 141  
 Сирће 124, 146  
 Сирћетна кис. 123  
 Сичан 53  
 Скроб 132  
 Слад 145  
 Смитсонит 80  
 Смоле 139  
 Смољњача 100  
 Сода 69  
 Соли 24  
 Сова кис. 32  
 Спајне тежине 12  
 Спермацети 117  
 Сребро 85  
 Стакло 92  
 Стакло растворно 71  
 Стани-једињења 66  
 Стано-једињења 66  
 Стеарин 128  
 Стеаринска кис. 123  
 Стиисе 91  
 Стреш 126



- Стрихнин 141  
 Стронцијанит 79  
 Стронцијум 79  
 Стуко (stucco) 78  
 Сублимат 83  
 Сува дестилација 58  
 Сукцинати 126  
 Сулфати 44  
 Сулфити 43  
 Сулфидрати 25  
 Сумпор 39  
 Супероксиди 35  
 Суперфосфат 78  
 Сфалерит 80  
 Сферосидерит 105
- Тамњан 139  
 Танати 127  
 Тавин 127  
 Тартарати 126  
 Теин 141  
 Тело 1  
 Терпени 133  
 Терпентин 138  
 Тетракоза 111  
 Трјокарбонати 60  
 Толуидин 136  
 Толуол 114  
 Трас 77  
 Тресет 59  
 Труљење 147  
 Тршчанн шећер 132  
 Туткало 144
- Угаљ 58, 59  
 Угљеник 56  
 Угљенисане 58  
 Угљени хидрати 129  
 Уља 128, 139  
 Ультрамарин 92  
 Ума 90  
 Урати 136
- Уре 136
- Фајанс 99  
 Федспат 91  
 Феноли 121  
 Ферр-једињења 105  
 Фермент 144  
 Ферментација 144  
 Феро-једињења 105  
 Фибрин 142  
 Физичке промене 4  
 Фирнис 129, 139  
 Флинт 92  
 Флуор 33  
 Формати 123  
 Формуле 15  
 Фосфани угаљ 59  
 Фосфор 50  
 Фосфорит 78  
 Фотоген 116  
 Фраксин 134  
 Фуксин 136
- Халкозин 85  
 Халкопирит 83  
 Хексан 111  
 Хексилен 112  
 Хематин 143  
 Хематит 105  
 Хемиске промене 4  
 Хемоглобин 143  
 Хептан 111  
 Хептилен 112  
 Хидроксил 23  
 Хидрати 23  
 Хилус 153  
 Химус 152  
 Хина сребро 84  
 Хинин 141  
 Хлор 30  
 Хлорни креч 78  
 Хлорофил 140



Хлороформ 117  
 Хомологе 109  
 Хром 106  
 Хромит 106  
 Хумус 99  
 Хумуша 100

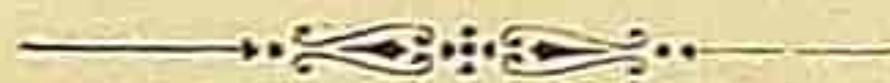
Царска вода 48  
 Цезијум 74  
 Целестин 79  
 Целулоза 134  
 Цемент 77  
 Церотинска кис. 123  
 Церусит 89  
 Цигље 99  
 Цијанска једињења 137  
 Цинабарит 83  
 Цинак 80

Цинкбленда 80  
 Цинобер 83  
 Цитрати 126  
 Црница 100

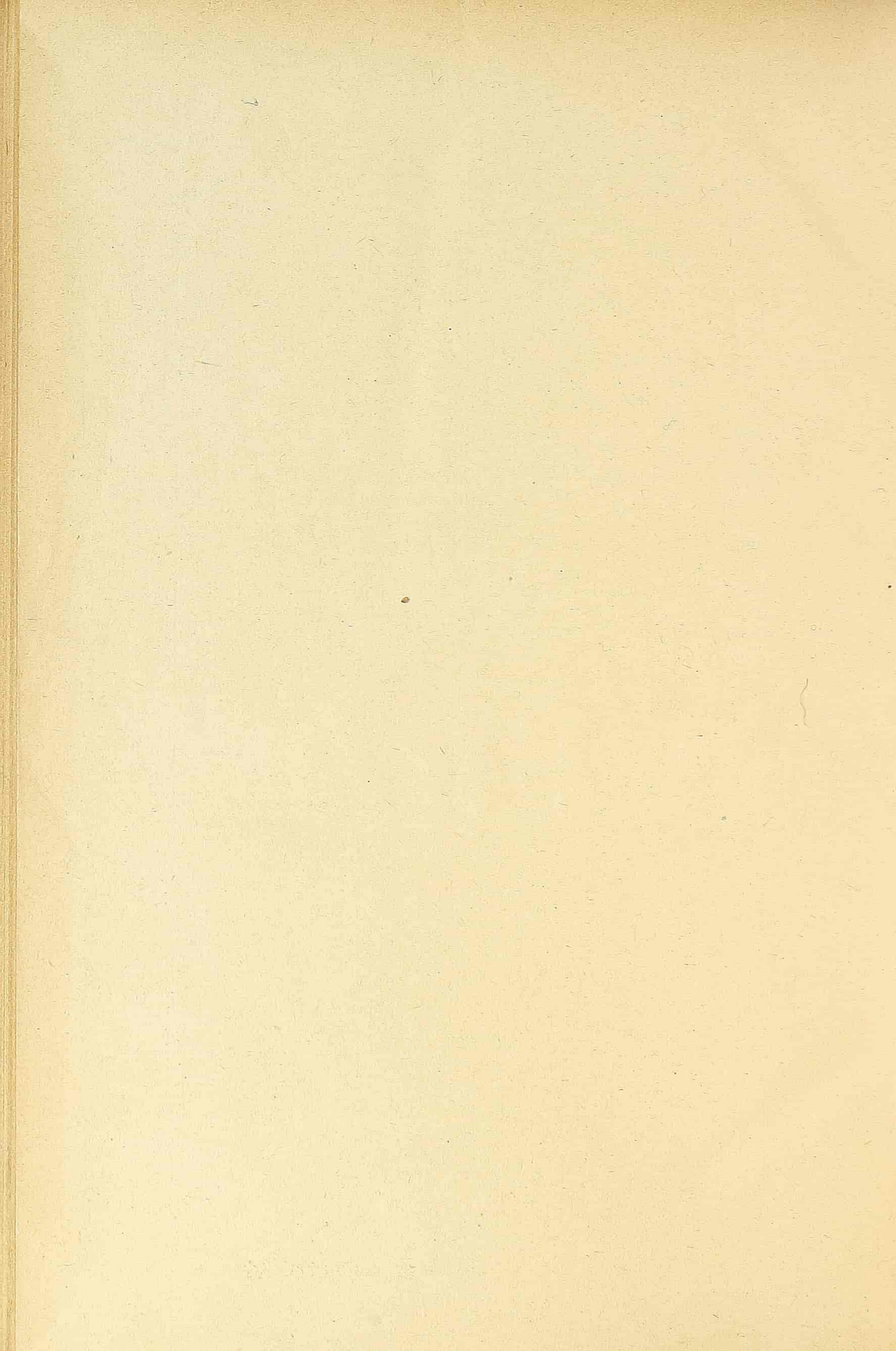
Челик 104  
 Чивит 140

Шалитра 70, 72  
 Шелак 139  
 Шкрапе 77  
 Шпиритус 118, 145  
 Штирак 132  
 Штрас 92

Ћилибар 139  
 Ћилибарна кис. 126  
 Ћумур 64

















BELEGAD  
LUKA CELOVIC  
NYKA TEAOBNA  
EENNA



