



№ 3. ДИАТ  $\bar{V}$

Y Toixh .C.M.

KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

---

CHEMIA MINERALNA.

Napisała

Zofia Joteyko-Rudnicka.

(Z 61 rysunkami w tekście).



---

Wydawnictwo „Przeglądu Pedagogicznego”



WARSZAWA

Druk L. SZKARADZIŃSKIEGO i S-ki, Mazowiecka 2.

—  
1899.



89465

Дозволено Цензурою  
Варшава, 8 Декабря 1899 года.

## WYKŁADY NAUKOWE.

## KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

Serya I.

(1)

## CHEMIA.

## Wstęp. Gatunek chemiczny. Pierwiastki.

Przyglądając się ciałom, które nas otaczają, spostrzegamy, że wygląd ich jest rozmaity. Oto woda, granit, sól morską, wapniowiec, siarka, miedź, rtęć, cukier, oliwa i t. p.; na pierwszy rzut oka każda z tych substancji zdaje się być złożoną z jakiejś specjalnej i odmiennej materii.

Głębsze badanie wykaże nam, że pomiędzy temi ciałami jedne są całkowicie jednolite, inne zaś nie są jednolite. Cukier naprzykład lub siarka złożone są z masy tak jednolitej, że nie potrafimy wyodrębnić z nich, przy pomocy mechanicznych sposobów, żadnej substancji odmiennej, a badania przez szkła powiększające nie wykryją w ich proszku żadnego składnika odrębnego. Ciała te zowiemy jednorodnemi.

Przeciwnie, gdy badać będziemy granit, oliwę lub nawet wodę z naszych źródeł i rzek, to spostrzemy łatwo, że te ciała naturalne są zbiorowiskiem substancji różnych. W granicie, na pierwszy rzut oka widzimy trzy rodzaje materii: jedna złożoną jest z łamiących się łatwo blaszek miki, druga krystaliczna, bardzo twarda i przezroczysta stanowi kwarc, trzecia nie tak twarda, krystalizująca odmiennie, nieraz barwna, jest feldspatem.

Jeśli poddamy oliwę działaniu chłodu zimowego, to ujrzymy, że oddzieli się z niej część stała, ciężka, na dno opadająca, krystaliczna, gdy część druga od zimna nie cięższe i pozostaje w stanie płynnym: część stała i część płynna różnią się nie tylko wyglądem, ale własnościami i jak to później zobaczymy—składem chemicznym.

W podobny sposób najczystsza woda rzeczna, ogrzewana w odpowiednich naczyniach, rozdzieli się na trzy części: wydzieli się z niej najprzód gazy, potem ulotni się para wodna, którą można skroplić i otrzymać z niej *wodę czystą*, w naczyniu wreszcie pozostanie część stała, będąca mieszaniną rozmaitych substancji.

Ciała całkowicie jednolite, czyli jednorodne, takie, które ani przez działanie mechaniczne, ani przez ciepło, zimno, rozpuszczalniki i t. p. nie dają

ze siebie wydzielić żadnej materii odrębnej, które przedstawiają się nam zawsze w jednakowej formie fizycznej i z temi samemi własnościami chemicznemi, nazywamy *gatunkami chemicznymi*. Wszystkie ciała, spotykane w przyrodzie, są z nich ukształtowane; niektóre z ciał przyrodzonych złożone są z jednego tylko gatunku chemicznego, takimi są siarka, rtęć, miedź, cukier, sól morską, skryształizowany wapińowiec i t. p. Większość jednak ciał naturalnych składa się z kilku lub wielu tych gatunków chemicznych: skały, gleba, powietrze atmosferyczne, tkanki roślinne i zwierzęce, są doskonałymi przykładami podobnych agregatów. Gatunki chemiczne można oddzielać, wyodrębnić, odosabniać za pomocą rozmaitych sposobów mechanicznych, to znów na mocy odpowiednich płynów, zwanych *rozpuszczalnikami*, dlatego, że rozpuszczają *jedne* gatunki, pozostawiając inne w stanie stałym, lub przez umiarkowane ogrzewanie, za pomocą którego jedne z nich lotne przechodzą w stan pary, gdy stałe pozostają w pierwotnym stanie skupienia.

Weźmy teraz każdy z wyżej wymienionych gatunków chemicznych i podajmy je działaniu czynników fizycznych takich jak ciepło, elektryczność, światło, lub działanie innych gatunków chemicznych, odpowiednio dobranych; wówczas zobaczymy, że większość tych ciał jednorodnych wydziela ze siebie rozmaite substancje, będące w nich jakby utajone, niewidzialne dla bezpośredniej obserwacji.

W tygielku ogrzejmy kilka gramów soli morskiej krystalicznej; ogrzana do czerwonoci topnieje, poczem się powoli ulatnia. Zarówno w kryształach przed ich stopieniem, jak w masie roztopionej, lub parze, znajdziemy zawsze sól morską, z jej zwykłemi własnościami. Skoro jednak włożymy w roztopioną słońą masę obydwa elektrody, idące od silnego stosu galwanicznego, wówczas zobaczymy natychmiast, że przy elektrodzie dodatnim zjawi się gaz żółty, duszący, trujący, o przykrym nad wyraz zapachu, będący *chlorem*; przy elektrodzie odjemnym zaś, zbierze się ciało metaliczne, błyszczące, trujące, podlegające bardzo łatwo działaniu powietrza, metal ten zwiemy *sodem*. Dzięki więc elektrolizie, można z soli morskiej wyodrębnić te dwa ciała tak różne, niczem nie przypominające soli, która je wydzieliła. Połączmy je jednak napowrót, a wytworzą sól morską z jej zwykłemi własnościami, wydzielając przy tem bardzo wiele ciepła.

Sól zatem morską, ten gatunek chemiczny tak jednorodny, składa się z dwóch ciał różnych, ściśle i mocno ze sobą związanych, z chloru mianowicie i sodu, nie widocznych dla zwykłej obserwacji, zatracających swe własności we wspólnem połączeniu.

Woda czysta, przedystylowana, pozbawiona gazów i części stałych, zachowuje się w sposób analogiczny; możemy zamieniać ją na parę, ogrzewać ją do 900°, a nawet 1000°, a niczem nie objawi swej natury złożonej; oziębiona para wodna da nam napowrót wodę ciekłą z jej ciężarem właściwym, ze wszystkiemi jej zwykłemi cechami. Ogrzejmy ją jednak do 1800° lub 2000°, lub podajmy działaniu prądu elektrycznego (fig. 1), wówczas rozłożymy ją przynajmniej częściowo na dwie substancje gazowe, jedną niezmiernie lekką, palną, będącą *wodorem*, druga zaś nie palna, lecz silnie podtrzymująca palenie, jest *tlenem*. Obydwa te gazy zmieszane ściśle w tych proporcjach, jakie nam dostarcza rozkład wody, mogą w zwyczajnej temperaturze pozostawać

czas nieograniczony; rzućmy jednak zapalną w tę mieszaninę, a wnet nastąpi silny wybuch, wydzieli się przytem znaczna ilość ciepła, a gazy połączą się, wytwarzając napowrót wodę. Woda zatem tak jak sól, przy swej *jednorodności fizycznej*, składa się z dwóch rodzajów materji odmiennych: wodoru i tlenu.

Weźmy teraz siarkę, tę żółtą siarkę, znajduwaną w szczelinach wulkanicznych, oczyścimy ją, skryształizujemy i poddamy działaniu gorąca; stopi się przy  $111^{\circ}$ , a przy  $447^{\circ}$  zamieni się na parę. Ale para ta, poddana działaniu najwyższej temperatury jaką rozporządzamy, nigdy nie rozszczepi się na nowe substancje, najsilniejszy prąd elektryczny nie rozłoży jej, siarka pozostanie zawsze siarką, czy to w stanie pary, płynu lub ciała stałego, krystalicznego; we wszystkich temperaturach nam znanych, we wszystkich warunkach dla nas dostępnych, nie z niej wydzielić nie możemy prócz siarki.

W podobny sposób zachowa się rtęć, miedź, cynk, jod, azot, tlen, arsen i t. p.—wszystko to są ciała, które żadnymi znanymi nam sposobami nie potrafimy rozłożyć na składniki prostsze.

Jeśli na wodór, otrzymany przez rozkład wody, na siarkę, rtęć, miedź i t. p. działać będziemy jednym z tych ciał, nie dających się rozłożyć, na przykład tlenem,—to otrzymamy w tych samych warunkach: z wodorem zaw-

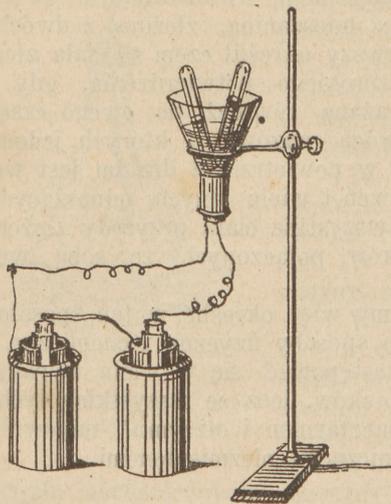


Fig. 1. Elektroliza wody.

sze wodę, z siarką—gaz o zapachu przykrym i szczypiącym, zwany dwutlenkiem siarki; z rtęcią zaś i miedzią—tlenki czerwone lub czarne. Otrzymamy zawsze jeden rodzaj materji, jeden gatunek chemiczny.

Skoro jednak działać będziemy tlenem na ciało złożone, np. na cynober, znajduwany również w przyrodzie, to rezultat będzie odmienny: tlen, działając na cynober, dostarczy nam czerwonego tlenku rtęci, z którego łatwo nam przyjdzie wydzielić rtęć, a z drugiej strony wytworzy się dwutlenek siarki, wykazując tem obecność siarki w cynobrze.

Materje zatem proste, ukształtowane z jednej substancji, działając na siebie wzajemnie i łącząc się, dają (przy oznaczonych warunkach fizycznych) jedno i toż samo ciało złożone; materje zaś złożone dają takich ciał kilka, zależnie od tego, czy są mniej lub więcej skomplikowane.

Takie ciała jak siarka, chlor, sól, wodór, tlen, rtęć, miedź, złoto, diament, których nie umiemy rozszczepiać ani rozkładać na ciała prostsze, które stawiają opór wszystkim dotychczasowym naszym sposobom analizowania, z których wydobywamy zawsze tylko jeden rodzaj materji, a pod wpływem wszelkich innych substancji dają w oznaczonych warunkach tylko jeden ga-

tunek chemiczny złożony,—takie ciała nazywamy *elementami*, *pierwiastkami*, *ciałami prostymi* lub *składnikami*.

Dzisiaj znamy przeszło 70 ciał prostych; ze wzajemnego ich łączenia się powstają *ciała złożone* naturalne lub sztuczne, których różnaitość jest wielka. Gdyby wszystkie ciała przyrodzone utworzone były z jednej i tej samej substancji, tobyśmy nie mieli tej nauki, którą zowiemy chemią, gdyż ta zajmuje się badaniem, jak się względem siebie zachowują rozmaite rodzaje materji.

Współczesne pojęcie o pierwiastkach zawdzięczamy Lavoisierowi (1777—1783). Dzięki wiekopomnym swym doświadczeniom, stwierdzającym, że powietrze atmosferyczne nie jest elementem, lecz mieszaniną, złożoną z dwóch gazów prostych, tlenu i azotu, Lavoisier pierwszy określił czem są ciała złożone, a czem pierwiastki, a zasady te nabrały szerokiego potwierdzenia, gdy znakomity ten chemik dowiódł, że woda, uważana również do owego czasu za element, jest ciałem, składającym się z dwóch gazów, z których jeden jest tlenem, niedawno przez niego znalezionym w powietrzu, a drugim jest wodór, znany od dawna. Na mocy tych doświadczeń i wielu innych, odnoszących się do zjawisk palenia, Lavoisier dowiódł, że wszystkie ciała przyrody złożone są z kilkunastu lub kilkudziesięciu pierwiastków, połączonych ze sobą według rozmaitych proporcji.

Ciała proste, czyli pierwiastki, możemy więc określić w ten sposób: nie dają się rozkładać przez żadne znane nam sposoby fizyczne i chemiczne, którymi rozporządzamy, mogą wzajemnie zastępować się w wielu wypadkach, mogą wchodzić do rozlicznych bardzo związków, lecz ze wszystkich tych połączeń możemy je wydzielić w stanie elementarnym i otrzymać napowrót ze wszystkimi ich cechami fizycznymi i chemicznymi niezmiennymi.

### Działanie chemiczne. Związek i rozkład. Związek i mieszanina.

Chemia bada ciała proste, gatunki chemiczne, z których urobione są ciała naturalne lub sztuczne, oraz prawa, według których związki te powstają i rozkładają się.

Związek chemiczny składa się z dwóch lub więcej ciał prostych, spojenych w ten sposób, że wszystkie ich własności fizyczne i chemiczne znikają, powstające ciało złożone niczem nie przypomina swych składników i na nie rozpaść się może tylko w specjalnych okolicznościach.

Weźmy dużą kolbę (fig. 2), napełnioną tym żółtym, duszącym gazem, który umiemy otrzymywać z soli morskiej dzięki prądowi elektrycznemu i wsypmy weni trochę metalicznego antymonu sproszkowanego. Oczom naszym przedstawi się w tejże chwili wspaniałe zjawisko świetlne, a jeśli zamkniemy hermetycznie otwór kolby, to przekonamy się, że antymon i chlor znikają, a na ich miejsce powstaje substancja, wyściełająca drobnymi kryształkami ściany naczynia. Ta materya dymiąca w powietrzu, rozkładająca się pod wpływem wody, stała i biała, nie przedstawia żadnych cech ani chlo-

ru, ani antymonu metalicznego. Materya ta jest związkim chemicznym, powstałym z tych dwóch ciał prostych, zowiemy ją chlorkim antymonu, własności jej składników znikły, posiada bowiem swe cechy odrębne i wybitne.

Weźmy znów 10 gramów tego czerwonego proszku, o kolorze papurisu, wsypmy do małej retorty (fig. 3) i ogrzejmy silnie. Wkrótce zacznie wydziełać się gaz. Zbierzmy go pod dzwonem; w gazie tym zapala się drewnioko

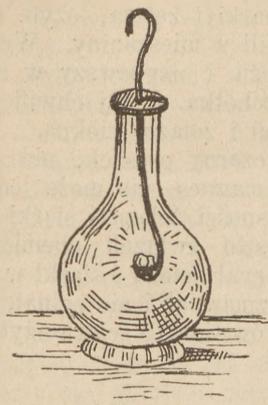


Fig. 2. Palenie antymonu w kolbie, napełnionej chlorem.

tlejące i płonie pięknym płomieniem, jest to tlen, ten sam, który można wydzielić z wody przez elektrolizę. Jednocześnie kropelki srebrzyste, o wyglądzie metalicznym, zbierają się w górnej części szyjki retorty. Jestto rtęć, czyli żywe srebro. Wkrótce nie pozostanie śladu czerwonej materyi w naszym naczyniu szklanym: uległa w całości rozkładowi na ciała proste, tlen i rtęć.

W tym wypadku, dzięki ciepłu, odbyło się działanie chemiczne odmienne od pierwszego: ciało złożone rozszczepiło się na swe dwa składniki proste. W pierwszym wypadku powstał związek chemiczny, gdy w drugim mamy rozkład.

W związku chemicznym własności składników zacierają się zupełnie, a okoliczność ta odróżnia istotny związek od mieszaniny. W mieszaninie substancje zachowują wszystkie swe własności, wszystkie swe charakterystyczne cechy i z łatwością dają się napowrót odosobnić zapomocą sposobów czysto mechanicznych i fizycznych. Proch strzelniczy np. jest mieszaniną złożoną z węgla, siarki i saletry, — za pomocą wody ciepłej łatwo nam przyj-

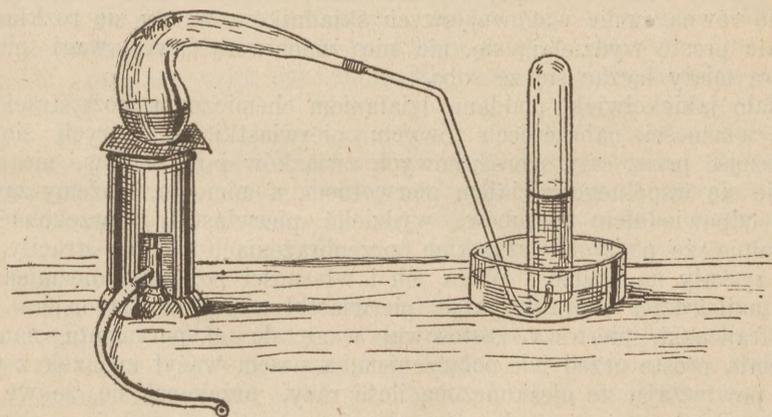


Fig. 3. Rozkład tlenku rtęci.

dzie rozpuścić saletrę i tym sposobem odosobnić ją, siarka rozpuści się doskonale w płynie o przykrem niezmiernie zapachu, zwanym siarkim węglem,

a węgiel pozostanie jako reszta. Lub utrzymy w moździerzu mieszaninę żelaza miękkiego z kwiatem siarki, aż cała masa stanie się jednorodną, tak, że gołem okiem nie odróżnimy ciał użytych. Bardzo łatwo jest jednak wykazać, że ciała te bynajmniej nie zmieniły swych własności; w tym celu nalejmy siarku węgla, rozpuszczającego siarkę, skłóćmy,—siarka zniknie, gdyż się rozpuściła, a na dno naczynia opadnie czarny proszek, będący żelazem, o czym przekonać się możemy za pomocą magnesu.

Jakże inaczej zaczyna się związek, związek siarki i żelaza, czyli tych właśnie ciał, któreśmy tylko co tak łatwo wyodrębnili z mieszaniny. Weźmy trochę tego czerwonego proszku, utartego w moździerzu i usypawszy w małą stożkową kupkę, przybliżmy zapalną do jej wierzchołka, w tej chwili cała masa stanie w ogniu, zlewa się w jedno, siarka zaś i żelazo ciekną. Jeśli sproszkujemy otrzymany produkt, to mieć będziemy czarny proszek, nie różniący się powierzchownie od proszku pierwotnego, magnes nie może jednak wyciągnąć żelaza, a siarek węgla—siarki. Własności żelaza i siarki znikły, mamy ciało nowe, z nowymi własnościami: jestto związek chemiczny, zwany siarkiem żelaza. Jedynym dowodem, że materiał żelaza i siarki w nim się znajduje (prócz dowodów analitycznych), że nie zmarniał i nie zginął, jest waga tego związku, równająca się ściśle sumie ciężarów siarki i żelaza użytego.

### Prawa, według których powstają związki.

*I. Prawo zachowania wagi.* Lavoisier pierwszy przekonał się doświadczalnie, że jakimiby niebyły przemiany chemiczne, którym ulega materya, to jednak materya ta nie niszczy się, nie ginie, nie nie traci na wadze; związek ściśle się równa sumie wagowej swych składników, a gdy się rozkłada, wówczas ciała proste wydzielają się, nie nie zmieniawszy swej wagi pierwotnej, tej, którą miały łącząc się ze sobą.

Ciało jakiegokolwiek, poddane działaniom chemicznym, może stracić wszystkie swe własności, nabrać cech nowych; pierwiastki, z których się składa, mogą przejść przez cały szereg nowych związków i rozkładów, nie mających nic zdaje się wspólnego z ciałem pierwotnym, a mimo to, możemy zawsze, za pomocą odpowiednich sposobów, wydzielić pierwiastki i przekonać się doświadczalnie, że po tych wszystkich przeobrażeniach nie nie straciły, ani też nie nie zyskały na wadze. Waga ich i własności pozostały niezmiennie—i to właśnie najbardziej charakteryzuje pierwiastki w pojęciu Lavoisiera. Wielki uczony francuzki, pierwszy zastosował wagę do eksperymentu naukowego, ważył ciała proste przed ich połączeniem, a potem ważył związek z nich powstały; powtarzając to nieskończoną ilość razy, przekonał się, że we wszystkich wypadkach waga związku równała się sumie wagowej jego składników.

Na pierwszy rzut oka możnaby sądzić, że materya się niszczy i znika: świeca wypala się, trup zwierzęcia rozkłada się, gnije, zostawiając po sobie szkielet,—wieluż takich pozornych przykładów możnaby przytoczyć? Nauka stwierdziła nam jednak, że w przyrodzie nie się nie tworzy i nie nie ginie,

materya zmienia formę, kształt, wygląd pozór—waga jej jednak pozostaje niezmienną. Zasada ta, stwierdzona doświadczalnie, jest obecnie postulatem, na którym opiera się cała chemia współczesna.

II. *Prawo stałości stosunków* możemy wyrazić w ten sposób: jeśli ciała proste łączą się, aby wytworzyć związek, to czynią to zawsze w pewnych określonych stosunkach na wagę. Wiemy już, że wodór i tlen łącząc się wytwarzają wodę,—nie dość jednak na tem, przekonano się, że 2 gramy wodoru łączą się zawsze z 16 gramami tlenu, a otrzymana woda waży 18 gramów.

W podobny sposób 4 gr. wodoru łączą się z 32 gramami tlenu, a woda waży 36 gr.

Jeśli weźmiemy 3 gr. wodoru i 16 gr. tlenu, to otrzymamy 18 gr. wody i pozostanie jeden gram wodoru.

Jeśli weźmiemy 2 gr. wodoru i 17 gr. tlenu, otrzymamy 18 gr. wody i pozostanie jeden gram tlenu.

Zbytek zatem wodoru lub tlenu pozostaje niespożytkowany w stanie wolnym, a woda składa się z pewnych oznaczonych ilości tlenu i wodoru na wagę, pierwiastki te łącząc się muszą w stosunku oznaczonym: na jedną część wodoru musimy wziąć 8 razy tyle tlenu na wagę, aby otrzymać wodę. Stosunek więc jest tu jak 1 : 8.

Możemy stwierdzić to zarówno analizą, jak syntezą, innymi słowy, jeśli rozłożymy wodę na jej składniki i gazy te proste zważymy, wówczas przekonamy się, że tlenu jest zawsze 8 razy więcej na wagę, niż wodoru; a jeśli zechcemy urobić wodę sztucznie, to musimy również zachować ten sam stosunek wagowy, a nie zachowawszy otrzymamy prócz wody, resztę gazową, złożoną z tlenu lub wodoru, zależnie od tego, którego pierwiastku użyliśmy nadmiernie.

Prawo stałości stosunków stosuje się zarówno do ciał mało złożonych, jak i do najbardziej skomplikowanych. 17 gr. amoniaku łączy się z 36,5 gr. kwasu solnego, wytwarzając salmiak; proporceje te mogą być podwójne, poczwórne i t. d., ale zawsze ściśle będą zachowane, a zatem, jeśli 18 gr. amoniaku zechcemy złączyć z 36,5 gr. kwasu solnego, wówczas przekonamy się, że jeden gram amoniaku pozostanie jako zbyteczny, nadmiar ten do związku nie wchodzi.

III. *Prawo wielokrotności stosunków.* Zdarza się często, że też same pierwiastki łącząc się mogą i w innych stosunkach wagowych, wówczas jednak pozostaje za każdym razem nowy związek, obdarzony nowymi własnościami. Przekonano się, że waga jednego składnika pozostaje zazwyczaj niezmienna, gdy przeciwnie, waga drugiego wzrasta i to w stosunku wielokrotnym do wagi pierwotnej.

Pierwszy Dalton, profesor w Manchesterze, chemik, żyjący na początku naszego wieku, badając połączenia węgla z wodorem i węgla z tlenem, zauważył, że taż sama ilość węgla może się łączyć z rozmaitemi, ale ściśle określonymi ilościami wodoru lub tlenu na wagę, powstają wówczas za każdym razem nowe związki. I tak: węgiel daje z tlenem dwa gazy, zwane tlenkiem i dwutlenkiem węgla; w obu jest jednakowa ilość węgla, tlenu zaś jest dwa razy więcej w dwutlenku, jak to sama jego nazwa wskazuje; oba zaś gazy są odmiennymi gatunkami chemicznymi, o cechach bardzo wybitnych.

Siarka z tlenem dać może również dwa związki, w których siarki jest ilość też sama, ilość zaś tlenu wzrasta. Najbardziej może charakterystycznym przykładem są połączenia azotu z tlenem. Związków tych znamy pięć: jednotlenek, dwutlenek, trójtlenek, czterotlenek i pięciotlenek azotu. We wszystkich jest ta sama ilość azotu na wagę, waga zaś tlenu wciąż wzrasta, podwaja się, potraja i t. p., rośnie zatem w proporcjach prostych, jak: 1 : 2 : 3 : 4 : 5. Prawo to Dalton nazwał prawem wielokrotności, dlatego właśnie, że ilość ciała wzrastającego na wagę, rośnie w stosunku wielokrotnym do wagi pierwotnej.

IV. *Prawo Gay Lussaca* \*). Dwa gazy (lub ciała w stanie pary), łącząc się, zachowują zawsze prosty stosunek na objętość, a objętość powstałego gazowego związku jest także w prostym stosunku względem objętości swych składników.

Przykłady wyjaśnia nam najlepiej te prawa.

a) Niektóre gazy łączą się w równych objętościach, czyli w stosunku jednej objętości na jedną objętość, a zatem jak 1 : 1, np.:

Jedna objętość wodoru (objętością tą może być stopa sześcienna) łączy się z jedną objętością chloru, wytwarzając 2 objętości kwasu solnego.

b) Inne gazy łączą się w nierównych objętościach; jedna objętość jednego gazu łączy się z 2 objętościami drugiego; stosunek objętości jest 1 : 2, np.

Jedna objęt. tlenu łączy się z 2 objęt. wodoru, dając 2 obj. pary wodnej.

„ „ siarki „ „ z 2 objęt. „ „ 2 obj. siarkowodoru.

„ „ siarki „ „ z 2 objęt. tlenu „ „ 2 obj. dwutlenku siarki.

c) Jedna objętość jednego gazu łączy się z trzema objętościami drugiego; stosunek objętości jest 1 : 3, np.:

Jedna objęt. azotu łączy się z 3 objęt. wodoru, dając 2 obj. amoniaku.

Jedna objęt. siarki „ „ z 3 objęt. tlenu „ „ 2 obj. trójtlenku siarki.

d) Związki gazowe w stosunku 2 : 3 objętości, np.

2 objętości azotu łączą się z 3 objęt. tlenu, dając 2 objęt. trójtlenku azotu.

Z tablicy tej widzimy, że gazy łączą się na objętość w stosunkach bardzo prostych, najczęściej jak 1 : 1, lub 1 : 2, 1 : 3, 2 : 3, czasami spotykamy stosunek 2 : 5 lub 2 : 7, lecz bardzo rzadko.

Dr. ZOFIA JOTEYKO-RUDNICKA.

C. D. N.

\*) Gay Lussac urodzony 1778 r. Sławne prawo, noszące jego nazwisko, powstałe między 1805—1809 rokiem.

---

## WYKŁADY NAUKOWE.

# KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

Serya I.

---

(2)

## CHEMIA.

---

Zauważmy również, że związek gazowy, powstały z połączenia się równych objętości gazowych (stosunek 1 : 1), nie podlega zagęszczeniu i zajmuje ściśle sumę objętości swoich składników. Dzieje się inaczej, gdy gazy łączą się w objętościach niejednakowych, gdy jednego jest np. dwa razy więcej, niż drugiego (stosunek łączących się gazów jest wówczas, jak 1 : 2), następuje bowiem zagęszczenie, i to tak silne, że z trzech objętości, zajmowanych przez składniki, otrzymujemy tylko 2 objętości związku gazowego. Jeśli więc weźmiemy dwie stopy sześcienne wodoru, a jedną tlenu, wówczas otrzymamy dwie stopy sześcienne pary wodnej, a nie trzy.

Jeśli gazy łączą się w innych stosunkach objętościowych, np. 1 : 3 lub 2 : 3, wówczas połączenie odbywa się z zagęszczeniem jeszcze znaczniejszem, gdyż związek gazowy powstały zajmuje zawsze tylko 2 objętości: jedna stopa sześcienna azotu i trzy wodoru dadzą 2 stopy sześcienne amoniaku gazowego, a nie cztery.

Widzimy więc, że objętość związku gazowego może się równać sumie objętości swych składników, najczęściej jednak objętość ta jest mniejszą, a nigdy nie bywa większą. Podkreślamy więc fakt niezmiernie doniosły, wynikający z prawa Gay Lussaca, mianowicie, że ciała łączą się nietylko w ilościach *wagowych*, oznaczonych i ścisłych, gdyż nie mniej ścisłymi są *objętości* gazów i par, wchodzących w związki.

---

### Teorya atomowa.

Znano prawa, według których powstają związki, lecz nie umiano objaśnić ich w sposób naukowy; badając tworzenie się niezmierniej ilości związków, przekonano się, że powstają według pewnych oznaczonych prawideł, że pierwiastki, łącząc się, zachowują zawsze też same proporcye wagowe i obje-

tościowe, a mimo to nie znano naukowej przyczyny tych faktów, nie umiano wytłómaczyć, dlaczego prawa powyższe panują nad materyą. Prawa owe były empirycznymi.

Wówczas Dalton, znany nam już jako twórca prawa wielokrotności stosunków, zwrócił się do zarzuconej teorii, głoszonej przez starożytnych, i wprowadził na widownię naukową teorię *atomów*, według której ciała wszelkie złożone są z nieskończonej ilości niezmiernie małych okruchów, zwanych *atomami*. Są to najmniejsze cząstki materyi, niepodzielne, niezniszczalne i niewidzialne, mające jednak określony swój i niezmienny ciężar, co należy rozumieć w ten sposób, że ciężar atomów rozmaitych pierwiastków jest rozmaity, zmienia się dla każdego ciała prostego, jest jednak niezmienny dla tej samej substancji; a zatem atom tlenu, różny pod względem ciężaru od atomu siarki, wodoru lub azotu, jest zawsze dla tlenu stały, bez względu na to, czy tlen ów pochodzi z wody, powietrza, kwasów, soli lub tlenków metalicznych. Waga jego jest niezmienna.

Możnaby sądzić, że materya jest podzielna do nieskończoności, a to dlatego, że możemy sobie zawsze wyobrazić, że daną materyę dzielimy na dwie części, każdą z tych części poddajemy podobnemu podziałowi, otrzymane części znów rozdrabniamy przez podział i czynić to możemy w myśli do nieskończoności. Z punktu widzenia matematycznego podzielność materyi nie ma granic. Chemia jednak przyjęła za granicę podzielności atom, nazywając go częścią materyi niepodzielną i najdrobniejszą. Jest to najmniejsza ilość ciała prostego.

Atomy, łącząc się ze sobą, wytwarzają *cząsteczki* (molekuły); cząstka zatem składa się z dwóch najmniej atomów, daje się rozszczepiać na ciała proste, gdy sama jest związkiem, ale w najdrobniejszej ilości. Najmniejszą ilość wody lub soli morskiej mogąca istnieć, obdarzoną jednak wszystkimi własnościami i cechami wody i soli, najmniejszą taką ilość zwiemy cząsteczką. Przypuszczamy również, że ciała proste grupują swe atomy w cząstki, a cząstka taka składa się zwykle z dwóch atomów. Cząstka jest najmniejszą ilością fizyczną, gdyż zachowuje zarówno fizyczne jak i chemiczne cechy związku lub ciała prostego, gdy atom jest najdrobniejszą ilością chemiczną, zdolną się łączyć z innymi atomami na związki.

Atomy, łącząc się ze sobą, czynią to jednak w pewnych określonych stosunkach. Wynika stąd, że jeśli atom jednego ciała łączy się z atomem drugiego, aby wytworzyć pewien związek, to stosunek na wagę będzie niezmienny, a to dlatego, że waga atomów jest stała. Stosunek ten nie zmienia się, jeśli przypuścimy, że 10, 100 lub 1000 atomów jednego ciała łączy się z 10, 100 lub 1000 atomami ciała drugiego; jakiegokolwiek byłyby ilości atomów, to stosunek wagowy pomiędzy nimi zostanie ten sam.

Jeśli jednak atomy dwóch pierwiastków wytwarzają kilka związków, jeśli np. jeden atom azotu łączy się z 1, 2, 3, 4, 5 atomami tlenu, wytwarzając pięć związków różnych, to waga tlenu wzrasta w stosunku wielokrotnym do ciężaru atomowego tlenu, a to dlatego, że ciężar ten jest niezmienny, że nie może być mowy o ułamkach atomów.

Dalton na mocy hipotezy atomowej wytłómaczył prawa chemiczne, prawo stałości i wielokrotności stosunków. Uczony ten doszedł do przekonania, że

stosunki wagowe, według których tworzą się związki, przedstawiają nam względny ciężar atomów, w takim jednak razie stosunki na objętość wyrażają objętości, zajmowane przez atomy.

W tym samym mniej-więcej czasie poznano wiele cennych własności gazów; własności te stały się ważnym argumentem w rozwijającej się teorii atomowej. Mariotte dowiódł doświadczalnie, że wszystkie gazy, w tych samych warunkach fizycznych, pod wpływem jednakowych ciśnień, zmieniają w jednakowy sposób swą objętość; gdy ciśnienie staje się 2 razy większe, objętość gazu 2 razy się zmniejsza, niezależnie od tego, czy gazem owym będzie tlen, azot, para wodna lub inne jakiegokolwiek ciała. Gay Lussac dowiódł również na mocy doświadczenia, że jeśli będziemy zmieniać temperaturę gazów, to i objętość ich odpowiednio zmieniać się będzie; przy zwiększającej się ciepłocie objętość wciąż wzrasta, przy obniżeniu temperatury objętość się zmniejsza, a prawo to stosuje się do wszystkich gazów: wszystkie podlegają jednakowym zmianom objętości pod wpływem jednakowych zmian temperatury. Gazy zatem przedstawiają nam dość dziwny stan skupienia materii, gdyż ani w stanie stałym, ani w ciekłym nie widzimy nic podobnego; pod wpływem ciepła ciała stałe i ciekłe rozszerzają się, zwiększając swą objętość, pod wpływem ciśnienia i zimna kurczą się i zmniejszają swą objętość, ale każdy gatunek materii zachowuje w tych przemianach pewną swoją indywidualność, każdy podlega zmianom odmiennym. Jedne gazy przedstawiają nam tę charakterystyczną jednolitość, stąd też przypuszczamy, że wszystkie muszą mieć układ cząsteczkowy podobny.

Ampère i Avogadro, opierając się na teorii Daltona i wyżej wzmiankowanych prawach, wygłosili hipotezę, że wszystkie gazy w jednakowych objętościach i przy tych samych warunkach fizycznych muszą zawierać jednakową ilość cząsteczek, stąd wypływa ich jednakowe zachowanie się pod wpływem takich bodźców, jak ciepło lub ciśnienie.

Stopa sześcienna wodoru, tlenu, pary wodnej, amoniaku gazowego zawiera przy normalnem ciśnieniu i przy 0° jednakową ilość cząstek. Objętości te ważą jednak rozmaicie: stopa sześcienna wodoru jest najlżejszą, tlenu — cięższą, a para wodna i amoniak są najcięższymi; otóż możemy śmiało twierdzić, że ten sam stosunek wagowy zachodzi pomiędzy ciężarem cząstek rozmaitych tych gazów, gdyż stopa sześcienna wodoru, tlenu, pary wodnej i amoniaku zawiera przypuszczalnie tę samą ilość cząstek.

Ponieważ wodór jest najlżejszy ze wszystkich gazów, więc bierzemy go w chemii za jednostkę porównawczą i do niego odnosic będziemy ciężary innych gazów i par. Ciężary cząsteczkowe gazów i par są między sobą, jak ich ciężary właściwe, odniesione do wodoru.

Większość ciał prostych w stanie gazowym ma cząsteczki złożone z dwóch atomów, jakeśmy to już wspomnieli. Jeśli cząstka wodoru, tlenu, azotu, chloru i t. p. składa się z dwóch atomów, to łatwo nam przyjdzie obliczyć ciężar atomowy tych gazów. Opierając się zatem na względach natury czysto fizycznej, mianowicie na ciężarze właściwym gazów i par, możemy obliczać ciężar cząsteczkowy ciał prostych i związków, a nawet obrachować ciężar atomowy pierwiastków.



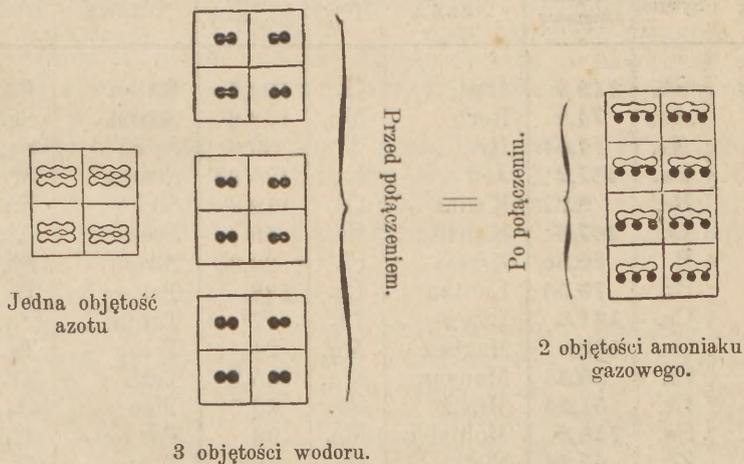
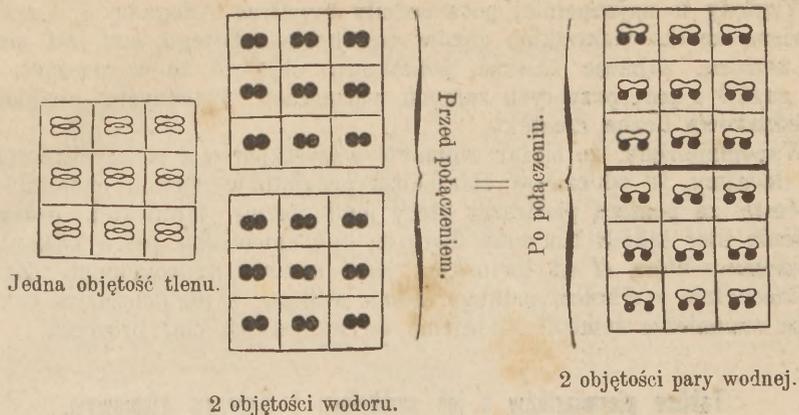


Fig. 4.

przy tem do połowy, gdyż z 4-ch objętości składników otrzymujemy tylko 2 objętości amoniaku gazowego, powiadamy więc, że i cząstka amoniaku złożona jest z 4-ch atomów, a zajmuje 2 objętości. Rozłóżmy amoniak, przeprowadzając przezeń szereg iskier elektrycznych, a przekonamy się, że objętość gazów, powstałych z rozkładu, podwoi się. Ze 100 cali sześciennych amoniaku otrzymamy 200 cali sześć. gazów: wodoru i azotu.

W podobny sposób zachowują się wszystkie gazy; z tablicy, załączonej przy prawie Gay Lussaca, widzimy, że jeśli gazy łączą się w równych objętościach, to związek gazowy stąd powstały zajmuje 2 objętości; łącząc się zaś w objętościach niejednakowych, atomy, tworzące cząstkę gazową, skupiają się zawsze w ten sposób, że cząstka zajmuje 2 objętości.

Względy te najzupełniej potwierdziły hipotezę Avogadry i Ampèra, jeśli bowiem cząstka wszystkich gazów niezależnie od tego, czy jest mniej lub więcej złożona, zajmuje zawsze jednakową objętość, to w równych objętościach gazów i par, przy tych samych warunkach fizycznych, znajdować się musi jednakowa liczba cząstek.

Wspomnieliśmy, że ciężar atomowy wszystkich ciał prostych został oznaczony; dodajmy, że od czasów Berzeliusa przyjęto w chemii oznaczać każde ciało proste za pomocą pierwszej litery jego nazwy łacińskiej, czasami dla odróżnienia liter takich bierzemy dwie: są one *symbolami* pierwiastków. Wodór oznaczamy literą *H* od łacińskiej jego nazwy hydrogenium. Znak ten jest jednocześnie symbolem jednego atomu wodoru, z jego ciężarem atomowym. Podobne rozumienie symboli stosujemy do wszystkich ciał prostych.

Tablica pierwiastków z ich symbolami i ciężarem atomowym.

Nazwa	Symbol	Ciężar atomowy	Nazwa	Symbol	Ciężar atomowy	Nazwa	Symbol	Ciężar atomowy
Antymon	Sb.	119,9	Iryd	Ir.	192,7	Ruten	Ru.	103,5
Arsen	As.	74,9	Iterb	Yb.	172,6	Scand	Sc.	44
Azot	Az.	14,04	Itr	Y.	89,6	Selen	Se.	79
Baryt	Ba.	137,2	Jod	I.	126,85	Siarka	S.	32,07
Beryl	Be.	9,25	Kadm	Cd.	112,2	Sód	Na.	23,04
Bizmut	Bi.	207,6	Kobalt	Co.	59	Srebro	Ag.	107,93
Bor	B.	10,95	Krzem	Si.	28,33	Stront	Sr.	87,5
Brom	Br.	79,95	Lantan	La.	138	Tal	Tl.	203,6
Cer	Ce.	141,6	Lityn	Li.	7	Tantal	Ta.	182
Ces	Cs.	132,6	Magnez	Mg.	24	Telur	Te.	125
Chlor	Cl.	35,46	Mangan	Mn.	55,2	Terb	Tr.	163,4
Chrom	Cr.	51,94	Miedź	Cu.	63,5	Tlen	O.	16
Cyna	Sn.	118,8	Molibden	Mo.	96	Tor	Th.	175
Cynk	Zn.	65,48	Nikiel	Ni.	58,6	Tytan	Ti.	48
Cyrkon	Zr.	90,4	Niob	Nb.	94	Uran	U.	240
Dydydym	Di.	142	Ołów	Pb.	206,92	Wanad	Va.	51,3
Erb	Er	170,6	Osm	Os.	190,8	Wapień	Ca.	40
Fluor	Fl.	19,06	Palad	Pd.	106,35	Węgiel	C.	12
Fosfor	Ph.	31	Platyna	Pt.	194	Wolfram	W.	184
Gal	Ga.	69	Potas	K.	39,14	Wodór	H.	1
Glin	Al.	27,04	Rod	Rh.	104,7	Złoto	Au.	196,65
Germanium	Ge.	72,3	Rtęć	Hg.	199,8	Żelazo	Fe.	56
Ind	In.	113,4	Rubid	Rb.	85,4			

### Elementarny zarys termochemii.

Aż do ostatnich prawie czasów chemicy przywiązywali niewielką wagę do zjawisk ciepła, światła, elektryczności, zjawisk, towarzyszących często związkom lub rozkładom chemicznym. Przemiany wagowe i objętościowe materii pochłaniały całkowicie ich uwagę. Należy jednak baczyć na całości kształt zjawisk, które nam przedstawia przyroda, nie powinniśmy nic pomijać przy badaniu jej zjawisk, gdyż najdrobniejsze na pozór objawy mogą mieć wielkie i głębokie znaczenie. Objawy termiczne, na przykład, tak długo lekceważone, stały się punktem wyjścia do studyów bardzo poważnych, na mocy których powstała w ostatnich czasach nowa gałąź chemii, zwana *termochemią*, łącząca ściśle chemię z fizyką, a mianowicie z rozdziałem fizyki o termodynamice.

Wszystkie ciała obdarzone są energią, przedstawiającą sumę ciepła jawnego i utajonego, które posiadają. Ciepłem utajonym nazywamy to ciepło, które się objawia podczas przemian fizycznych i chemicznych. I tak, gdy siarka krystalizuje się, czyli przechodzi ze stanu skupienia płynnego w stały, wówczas wydziela się ciepło utajone. Ciepło utajone, wydzielające się podczas przemian chemicznych, nazywamy *energiją chemiczną*, wypływa ona z pracy atomów, z ich ruchu.

Zasada równoważenia się ruchu i ciepła może więc być zastosowaną do ruchów atomowych i cząsteczkowych, należących do dziedziny chemii. Im ruch ten jest większy, tem więcej wytwarza ciepła, a mierząc ilość ciepła, wytworzonego przy reakcyach chemicznych, możemy z jego ilości wnioskować o ruchu atomów, o ich pracy.

Znamy dwa rodzaje związków:

Jedne ciała, łącząc się ze sobą, wydzielają ciepło; związki te są najlichniesze, zowiemy je *egzotermicznymi*. Praca atomów jest pozytywną, towarzyszy jej utrata energii, mogąca się mierzyć ilością wytworzonego ciepła. Chlor w zwyczajnej temperaturze działa na metaliczny potas, z wydzieleniem wielkiej ilości ciepła; fluor z wodorem łączą się w ciemności z prawdziwym wybuchem, chlor i wodór wytwarzają kwas solny pod wpływem promienia słonecznego, wodór zaś i tlen do połączenia się potrzebują iskry elektrycznej, promienia świecy lub zapalki. Zewnętrzny ten bodziec, czy jest nim promień słońca, iskra elektryczna, płomień świecy lub zapalki, wystarcza do wywołania połączenia w największej choćby ilości, daje impuls do powstania związku, a ten, raz rozpoczęty, wytwarza tyle ciepła, że z szaloną szybkością rozprzestrzenia się i ogarnia całą masę.

Związki *endotermiczne* powstają z wchłonięciem ciepła; podczas powstawania takiego związku musimy bezustanku dostarczać ciepła, przeprowadzać prąd elektryczny, lub przepuszczać cały szereg iskiei. Związek taki nagromadza podczas tworzenia się wielkie ilości ciepła utajonego, jest prawdziwym magazynem ciepła i przy lada okazji ciepło to ze siebie wydziela.

Związki te są zazwyczaj nietrwałe, a rozkładając się oddają te wielkie ilości ciepła, które w siebie wchłonęły. Gdy ciała eksplozywne wybuchają

pod wpływem wstrząśnienia lub zatlenia, wówczas ciepło, nagromadzone w nich, zostaje gwałtownie wyswobodzone i ujawnia się w postaci światła, ciepła lub siły mechanicznej.

Związki zaś egzotermiczne, te, które utraciły wiele ciepła podczas swego powstania, są zwykle ciałami bardzo stałymi i trudno ulegają rozkładowi; chcąc wodę rozłożyć na jej pierwiastki: tlen i wodór, musimy ogrzewać ją do wysokiej niezmiernie temperatury, musimy oddać jej składnikom tę ilość ciepła, którą utraciły podczas łączenia się, i w ten sam sposób postępować musimy z innymi związkami egzotermicznymi; wszystkie rozkładają się przy wysokiej jedynie temperaturze, gdyż pierwiastki, z których są zbudowane, muszą napowrót wchłonać tę ilość ciepła, w którą były zaopatrzone przed wytworzeniem związku.

Berthelotowi, znakomitemu chemikowi francuskiemu, zawdzięczamy utworzenie podstaw termochemii i wypowiedzenie praw termicznych, według których powstają związki.

*Ilość ciepła, wydzielonego w reakcji chemicznej, jest miernikiem prac fizycznych i chemicznych, które mają miejsce w danej reakcji.* Im więcej ciepła wydzielonego, tem praca atomów jest znaczniejsza, a związek jest trwalszy; im powinowactwo chemiczne względem ciał różnych jest silniejsze, tem więcej ciepła wydziela się przy ich połączeniu; powinowactwem zaś chemicznem nazywamy siłę, zawartą w atomach, siłę, zmuszającą je do wzajemnego łączenia się ze sobą. Praca atomów i ciepło, z niej wynikające, jest zatem miernikiem powinowactwa chemicznego. Im powinowactwo między łączącymi się pierwiastkami jest silniejsze, tem szybszy jest ruch atomów, tem praca ich większa i tem więcej ciepła powstaje z tej pracy. Przy słabem powinowactwie dzieje się odwrotnie, ruch atomów jest słaby, a ilość ciepła wytworzonego—niewielka.

*Wszelkie zmiany chemiczne dążą do wytworzenia tych ciał, przy powstawaniu których wydziela się największa ilość ciepła.* Prawo to jest niezmiernie ważne; powiada nam ono, że z pomiędzy wielu reakcji, które odbyć się mogą między rozmaitymi pierwiastkami, wytworzy się zwykle ta, przy której powstaje największa ilość ciepła. Obliczywszy więc ilość ciepła, wytwarzającego się przy rozmaitych przemianach chemicznych, możemy z góry wyrokować, w jakim kierunku odbędzie się reakcja, jakie ciała się połączą.

I tak: jeden gram wodoru i 35,5 gramów chloru, łącząc się, wydzielają 22 000 kaloryi; powstaje wówczas kwas solny.

Ta sama ilość chloru z 39,1 gr. potasu metalicznego wydzielają 105 000 kaloryi, przy czem tworzy się chlorek potasu.

Dr. ZOFIA JOTEYKO-RUDNICKA.

C. D. N.

## WYKŁADY NAUKOWE.

## KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

Serya I.

(3)

## CHEMIA.

Możemy więc z góry powiedzieć, że jeśli na kwas solny, otrzymany w pierwszej reakcyi, działać będziemy potasem, to kwas solny rozłoży się: wodór się z niego wydzieli, a chlor połączy się z potasem, aby wytworzyć chlorek potasu, przy powstawaniu którego wydziela się więcej ciepła (o 83 000 kaloryi), niż przy tworzeniu się kwasu.

Berthelot obmyślił mnóstwo przyrządów, służących do mierzenia ciepła, wytwarzającego się przy reakcyach chemicznych, i doprowadził te studia do wielkiej doskonałości. Dziś wiemy dokładnie, dlaczego cynk, rozpuszczając się w kwasie siarczanym, zamienia go na siarczan cynku i wydziela z niego wodór, wiemy, gdyż znane nam są ilości ciepła, wydzielone przy tworzeniu się kwasu i jego soli cynkowej. Sól, wytwarzając się, wydziela więcej ciepła, niż kwas, nic więc dziwnego, że z kwasu tak łatwo sól daje się otrzymać.

Obliczenia Berthelota zastosować się dadzą do wszelkich przemian chemicznych i stanowią ich naukową podstawę. Dawniej przemiany chemiczne pisaliśmy symbolami pierwiastków, ułożonymi we wzory; dziś obok wzorów wypisujemy liczbę kaloryi, czyli ilości ciepła, towarzyszące przy powstawaniu związków.

Tym sposobem nauka dotarła do poznania przyczyn naukowych, powodujących przemiany chemiczne. a przyczyny te oparła na zasadzie zachowania energii.

## Klasyfikacja ciał prostych.

W obecnej dobie znamy 70 przeszło pierwiastków czyli ciał prostych, podlegających prawom wagowym, objętościowym, termicznym, które podaliśmy wyżej. Względędy innego rodzaju skłaniają nas do rozdzielenia tych pierwiastków na dwa wielkie działy: *metali* i *niemetali*, zwanych także *metaloidami*.

Kawałek siarki zapalamy w kolbie, napełnionej tlenem (fig. 5); siarka pali się świetnym niebieskim płomieniem, poczem gaśnie. Woda, znajdująca się na dnie kolby, pochłania białe duszące dymy dwutlenku siarki, obficie wydzielające się podczas palenia, i tworzy płyn o kwaśnym smaku, zapachu duszącym, czerwieńiejący niebieski wyciąg roślinny, zwany *lakmusem*. Siarka, paląc się, wytwarza więc substancję, podobną ze swych własności do octu.



Fig. 5. Palenie się siarki w tlenie.

wspinałym fiołkowym płomieniem; pływa, kręcąc się po wodzie i rozbryzgując się na okruchy. Po chwili zjawisko niknie, metal spalił się, a produkty spalania, będące tlenkiem potasu, rozpuściły się całkowicie w wodzie. Woda ta nabiera cha-

rakterystycznego smaku ługowego, przypominającego mydło, a lakmus, zeczerwieniony przez kwasy, powraca pod jej wpływem do swej pierwotnej barwy niebieskiej. Ciała, obdarzone takimi własnościami, nazywamy zasadami lub alkalicznymi, a odczyn ich zowiemy alkalicznym lub zasadowym.

Jeśli teraz zmieszamy płyn ługowy z kwaśnym, otrzymanym przez spalanie fosforu lub siarki, to ten traci swój smak kwaśny czyli zostaje *zobojętnionym* lub *zneutralizowanym*, jak powiadają chemicy.

Na tych reakcjach\*) oprzeć możemy podział pierwiastków na metale i niemetale. Metale, jak potas, paląc się, łączą się z tlenem i wytwarzają tlenki, które nazywamy *tlenkami zasadowymi*, gdyż, rozpuszczając się w wodzie, nadają jej wszystkie cechy zasad, czyli alkalicznych.

Weźmy kawałeczek fosforu, zapalmy go pod dzwonem szklanym, wstawionym w talerz z wodą (Fig. 6); fosfor, paląc się, wydziela obfite kłęby białych dymów, pięciotlenku fosforu, które, rozpuszczając się w wodzie, nadają jej silny smak kwaśny. Płyn ten działa również na niebieski lakmus, zeczerwieniac go; *odczyn* zatem jego jest kwasowy.

Rzućmy teraz na wodę malutki kawałek potasu; metal w tejże chwili zapala się i płonie

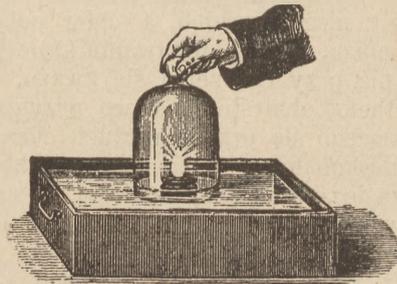


Fig. 6. Palenie fosforu pod dzwonem.

\*) Reakcją możemy nazwać każde działanie chemiczne, każdą zatem przemianę, rozkład, każde zjawisko chemiczne.

Metaloidy czyli niemetale, jak fosfor i siarka, palą się również w powietrzu lub tlenie, wytwarzając tak samo tlenki, ale te dla odróżnienia nazywamy *tlenkami kwasowymi* albo *bezwodnikami*, a to dlatego, że, rozpuszczając się w wodzie, dają kwasy. są więc kwasami, pozbawionymi wody.

Podział pierwiastków na metale i niemetale zawdzięczamy Berzeliusowi\*), a datę tej klasyfikacji odnieść musimy do roku 1810. Klasyfikację pierwiastków oparł on również na innych względach: jeśli związek, złożony z metalu i metaloidu, poddamy elektrolizie, wówczas metal zbiera się przy elektrodzie odjemnym, jest to zatem pierwiastek elektro-pozytywny; metaloid zaś wydziela się przy elektrodzie dodatnim, jest to zatem pierwiastek elektro-negatywny.

Dumas\*\*) znów rozdzielał pierwiastki na kilka rodzin, opierając się na ich wartościowości.

*Wartościowość.* Gdy łączymy rozmaite ciała proste, wówczas widzimy, że jedne z nich, np. chlor, brom, jod, fluor, łączą się z wodorem atom na atom; tlen zaś, siarka—z dwoma, azot z trzema, a węgiel z czterema atomami wodoru.

Kwas solny	składa się z 1 atomu wodoru i 1 atomu chloru,
woda	„ „ z 2 atomów „ i 1 „ tlenu,
amoniak	„ „ z 3 „ „ i 1 „ azotu,
gaz błotny	„ „ z 4 „ „ i 1 „ węgla.

Związki te są nasycone wodorem, to znaczy, że jeden atom chloru nie może połączyć się z większą ilością wodoru niż z jednym jego atomem; atom tlenu dwa razy silniej do siebie przyciąga wodór i dlatego łączy się z 2-a jego atomami; atom azotu trzy razy, a węgla cztery razy silniej przyciągają do siebie wodór w porównaniu z chlorem i t. p.

Biorąc wodór za jednostkę, nazywamy chlor, brom i wszystkie pierwiastki, łączące się z nim atom na atom, *jednowartościowymi*; te zaś, których każdy atom łączy się z dwoma atomami wodoru, jak tlen i siarka, nazywamy *dwuwartościowymi*; w podobny sposób pierwiastki *trójwartościowe*, jak azot, łączą każdy swój atom z trzema, a *czterowartościowe*, jak węgiel, z czterema atomami wodoru.

W wielu razach nie możemy wyprowadzić wartościowości danego pierwiastku ze związku jego z wodorem, a to dlatego, że wiele ciał prostych nie łączy się z nim wcale; wówczas zwracamy się do chloru jednowartościowego, jak i wodór, i z jego połączeń decydujemy, do jakiej grupy pod względem wartościowości należy zaliczyć dany element.

Wartościowość ważne ma bardzo znaczenie w klasyfikacji pierwiastków. Dumas zaliczał do tej samej rodziny te ciała proste, które przedstawiają tę samą wartościowość.

Nietylko w naukach biologicznych spotykamy pojęcie rodziny: w chemii widzimy to samo, a rodzina chemiczna obejmuje kilka zazwyczaj pierwiastków, bardzo do siebie podobnych. Rodzina chlorowców zawiera prócz chloru fluor, brom i jod. Najlżejszym jest fluor, ciężar atomu wzrasta w chlorze,

\*) Jakób Berzelius, urodzony 1770 r., zgasł 1848 r. w Stockholmie.

\*\*) Dumas, znakomity chemik francuski, urodzony 1800 r.

a najznaczniejszym jest w jodzie. Fluor jest gazem jasnożółtym, chlor żółtozielonym, brom płynem brunatnym, a jod ciałem stałym wyglądu stalistego. Wszystkie te pierwiastki obdarzone są niezmiernie przykrym zapachem w stanie gazowym. Wszystkie są jednowartościowe, łączą się w równych objętościach z wodorem, bez zagęszczenia, tworząc silne kwasy; wszystkie łączą się z metalami, dając sole, zwane fluorkami, chlorkami, bromkami i jodkami; sole te jednakowo krystalizują, rozpuszczają się w wodzie, spotykają się często razem. Ale fluor ma z nich wszystkich najsilniejsze powinowactwo do wodoru i metali, chlor nieco słabsze, brom jeszcze słabsze, a jod najslabsze, gdy przeciwnie jod najchętniej z nich wszystkich łączy się z tlenem, a fluor wcale się bezpośrednio z tlenem nie łączy. Powiadamy, że powinowactwo do tlenu okazuje się w kierunku odwrotnym.

W rodzinie chemicznej wartościowość pierwiastków jest ta sama, a powinowactwo okazuje się często w jednym kierunku, lecz z różną siłą, ciężar zaś atomowy jest często wielokrotny lub bliski wielokrotności względem najlżejszego pierwiastku, np.: atom siarki waży akurat dwa razy tyle, co atom tlenu, a pierwiastki te należą do jednej rodziny.

Sławny chemik rosyjski Mendelejew zbudował nowy i ciekawy system, zwany *naturalnym systemem peryodycznym pierwiastków*; w klasyfikacji tej pierwiastki ugrupowane są kolejno, w miarę wzrastania ich ciężaru atomowego, a metoda podobna rzuca nowe światło na związek, zachodzący między ciężarem atomowym ciał prostych i ich własnościami.

Poczynając od najlżejszego wodoru, idzie w dalszym ciągu metal lityn, potem beryl, bor, węgiel, azot, tlen i fluor. Ośm tych pierwiastków stanowi pierwszy okres. Pod nimi, zawsze w tym samym porządku wzrastania ciężaru atomowego, zostawiwszy wodór z boku, piszemy: sól, magnez, glin, krzem, fosfor, siarka, chlor, zatrzymujemy się, gdyż mamy drugi okres.

Pod nim podpisujemy okres trzeci i czynimy tak, aż wyczerpiemy wszystkie pierwiastki. Otrzymujemy tym sposobem tablicę złożoną z 10-ciu okresów. W każdym okresie znajduje się pewna liczba pierwiastków, nie przedstawiających żadnej wybitnej między sobą analogii, a skrajne pierwiastki, należące do tego samego okresu, są wręcz sobie przeciwne pod względem własności, np. chlor i sól, lityn i fluor i t. p.

Rozpatrując jednak pierwiastki, wchodzące w skład drugiego okresu, spostrzeżemy, że są dziwnie podobne do ciał prostych, zawartych w okresie pierwszym, pod którymi zajmują miejsce w tablicy; że elementy te odtwarzają się do pewnego stopnia we wszystkich następujących okresach.

Istotnie, lityn, podpisany pod nim w drugim okresie sól, a w trzecim potas, są metalami, należącymi do jednej rodziny chemicznej, równie jak fluor, chlor, brom i jod; lub azot, fosfor i arsen; tlen i siarka; węgiel i krzem stanowią naturalne rodziny chemiczne.

W tablicy Mendelejewa pierwiastki, należące do tej samej gromady, znajdujemy w kilku okresach odmiennych, zajmują one jednak w tych kilku okresach zawsze tę samą pozycję, wracają peryodycznie na to samo miejsce i podpisują się jedne pod drugimi.

Jednym słowem, widać wyraźnie, że własności ciał prostych zmieniają się stopniowo razem ze wzrastaniem ciężaru atomowego, ale zmiany te nie

## Tablica Mendelejewa.

Okres I	Wodór 1	Lityn 7	Beryl 9,2	—	Bor 11	—	Węgiel 12	Azot 14,04	Tlen 16	Fluor 19,06	—
Okres II	..	Sód 23	Magnez 24	—	Glin 27	—	Krzem 28,3	Fosfor 31	Siarka 32	Chlor 35,5	—
Okres III	..	Potas 39,14	—	—	—	Skand 44	Tytan 48	—	—	—	Mangan 55 Zelazo 56 Kobalt 59 Nikiel 58,6
Okres IV	..	—	Cynk 65,5	Miedź 63,5	Gal 69	—	—	Arsen 74,9	Selen 79	Brom 79,95	—
Okres V	..	Rubid 85,4	—	—	—	Itr 89,6	Cyrkon 90,4	—	—	—	Ruten 103,5 Rod 104,1 Palad 106,3
Okres VI	..	—	Kadm 112,2	Srebro 107,9	Ind 113,4	—	Cyna 118,8	Antymon 119,9	Telur 125	Jod 127	—
Okres VII	..	Cez 132,6	—	—	—	Lantan 138 Cer 141,6 Dydym 142	—	—	—	—	Iryd 192,7 Platyna 194 Zioto 196 Osm 190,8
Okres VIII	..	—	—	—	—	Erb 170,6	—	Tantal 182	—	—	—
Okres IX	..	—	Rtęć 200	—	Tal 203,6	—	Ołów 206,9	Bizmut 207,6	—	—	—
Okres X	..	—	—	—	—	—	Tor 231,5	—	—	—	—
											Uran 240

Liczby, podpisane pod nazwami pierwiastków, oznaczają ich ciężar atomowy.

potęgują się regularnie, poczynając od pierwszego pierwiastku, kończąc na ostatnim: przechodzą one kilka peryodów, czyli okresów.

Mendelejew na zasadzie tego naturalnego systemu przyszedł do wniosku, że własności fizyczne i chemiczne pierwiastków są peryodycznymi funkcjami ciężarów atomowych, co należy rozumieć w ten sposób: jeśli ułożymy pierwiastki w miarę wzrastania ich ciężaru atomowego, to zauważymy, że co pewna ilość ciał prostych, wracają elementy, należące do tej samej rodziny, a zatem obdarzone podobnymi własnościami fizycznymi i chemicznymi; powtarza się to peryodycznie i zależy widocznie od wzrastania ciężarów atomowych.

Tablica Mendelejewa daje naukową i naturalną klasyfikację pierwiastków; za jej pomocą umiemy dokładnie wypowiedzieć, do jakiej rodziny należy dany pierwiastek, gdy nieraz pod tym względem uporeczywe toczono spory; przytem przyczyniła się do poprawienia niedokładnie oznaczonych ciężarów atomowych i dała pełny obraz klasyfikacji wszystkich pierwiastków, gdy próby, czynione uprzednio przez Dumasa, obejmowały kilka zaledwie rodzin pierwiastków niemetalicznych.

W tablicy tej jest kilka miejsc pustych, nie są one jeszcze zajęte i wykazują, że istnieją pierwiastki, dla nas nieznanne; własności tych ciał hypotetycznych można jednak przewidywać, opierając się na analogii ciał sąsiednich, wypisanych na tej samej linii pionowej, na stałym i regularnym stopniowaniu własności powtarzających się peryodycznie pierwiastków. Mendelejew oznaczył ciężar atomowy tych ciał nieznanych, wypowiedział główne ich własności chemiczne i fizyczne i nie omylił się, gdyż odkrycie dwóch pierwiastków: *galu* i *skandu*, potwierdziło najzupełniej jego domysły.

System Mendelejewa ma wielkie znaczenie dla nauki, skoro pozwala nie tylko klasyfikować naukowo pierwiastki, ale, nie znając ich, przewidywać ich cechy fizyczne i chemiczne; dopełniony dzięki pracom Lotaryusza Meyera, system ten, wykazując, jak ważną rolę w własnościach materii odgrywa ciężar atomu, przedstawia wielką doniosłość filozoficzną.

### Metaloidy.

Metaloidy są pierwiastkami elektronegatywnymi i dlatego podczas elektrolizy, wydzielają się przy biegunie dodatnim; łącząc się z tlenem, tworzą bezwodniki kwasowe; są zazwyczaj pozbawione blasku, cechującego metale.

Metaloidy, zależnie od ich wartościowości, rozdzielamy na pięć rodzin.

*1-sza rodzina*, metaloidy jednowartościowe: fluor, chlor, brom i jod.

*2-ga rodzina*, metaloidy dwuwartościowe: tlen, siarka.

*3-cia rodzina*, metaloidy trójwartościowe: bor.

*4-ta rodzina*, metaloidy trój- i pięciowartościowe: azot, fosfor, arsen i antymon.

*5-ta rodzina*, metaloidy czterowartościowe: węgiel, krzem.

Wodór, stojący na granicy między metaloidami i metalami, stanowi sam jeden szóstą rodzinę. W każdej grupie pierwiastki następują po sobie w miarę wzrastania ich ciężaru atomowego.

Zapoznamy się najprzód z dwoma najważniejszymi pierwiastkami: wodem i tlenem, a to dlatego, że obdarzone są własnościami niezmiernie wybitnymi i że, łącząc się, tworzą wodę, będącą związkami pierwszorzędnej wagi w przemianach chemicznych.

### Wodór.

Z wyjątkiem bardzo małych ilości wodoru, zawartych w atmosferze, pierwiastek ten nie spotyka się w przyrodzie w stanie wolnym; związki jego są zato niezmiernie liczne, — wodór stanowi bowiem składową część wody, tak bardzo w przyrodzie obfitej, a prócz tego wszystkich kwasów, zasad, amoniaku i większości ciał organicznych.

Ażeby otrzymać czysty wodór i poznać jego własności, zwróćmy się do wody, gdyż ta jest ze wszystkich jego połączeń ciałem najpospolitszym, i postarajmy się rozłożyć ją na dwa jej składniki: tlen i wodór. Do rozkładu wody użyć możemy kilku sposobów, a najprostszy pozornie polega na ogrzewaniu jej do tak wysokiej temperatury, aż rozpadnie się na pierwiastki. Metoda ta przedstawia jednak bardzo znaczne trudności, a to dlatego, że do zupełnego rozkładu wody użyć musimy niezmiernie wysokiej temperatury; dopiero koło  $2800^{\circ}$  para wodna rozkłada się całkowicie na swe składniki: względ ten wykazuje nam jasno, że bardzo jest trudno otrzymać wodór drogą rozszczepiania wody przez ciepło.

Elektroliza jej daje nam lepsze rezultaty.

Do elektrolizy używamy przyrządu, zwanego *woltametrem*; najprostszy (fig. 7) składa się ze szklanki lub kielicha, napełnionego wodą, lekko zakwaszoną kwasem siarczanym (w celu uczynienia jej lepszym przewodnikiem elektryczności); w wodzie tej stoją zanurzone dwie rurki szklane jednakowej wielkości, zwrócone dnem do góry i napełnione również wodą zakwaszoną; wewnątrz nich od spodu doprowadzone są elektrody, idące od dość silnego stosu. Jeśli puścimy prąd, wówczas woda w rurkach szklanych natychmiast się rozkłada, przyczem w rurce, stojącej nad elektrodem odjemnym, zbiera się gaz bezbarwny, bez smaku i zapachu, zapalający się przy zbliżeniu płomienia—jest to wodór; w rurce zaś, umieszczonej nad elektrodem dodatnim, zbiera się również gaz bezbarwny, pozbawiony smaku i zapachu, lecz niepalny,—jest to tlen. Objętości otrzymanych gazów nie są jednakowe: wodoru jest dwa razy tyle, co tlenu.

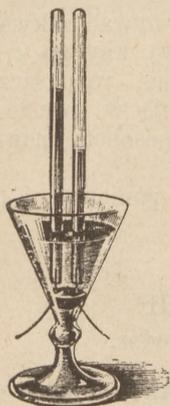


Fig. 7.

Wodę możemy rozłożyć jeszcze za pomocą wielu innych sposobów; niektóre metale rozkładają wodę, jedne w zwyczajnej temperaturze, drugie zaś przy silnem ogrzaniu. Do pierwszych zaliczamy potas i sól. Opisywaliśmy już dziwne zjawisko, dające się obserwować przy rzuceniu potasu na wodę: metal zapala się i płonie pięknym fioletowym płomieniem, poczem rozpryskuje

się na okruchy, rozpraszające się w wodzie, tak że nie na pozór z niego nie zostaje. Sód zachowuje się w sposób podobny, zjawisko nie jest jednakże tak świetne. Potas i sód są metalami niezmiernie chciwymi tlenu i dlatego szybko rdzewieją na powietrzu, tworząc tlenki potasu i sodu; z tego też względu, rzucone na wodę, rozkładają ją, łącząc się z jej tlenem; utworzone tlenki rozpuszczają się w wodzie, wodór zaś wydziela się swobodnie. Trudno nam jednak zebrać go przy tem doświadczeniu, to też postępujemy zwykle w sposób nieco odmienny. Dzwon szklany, napełniony wodą, przewracamy nad wanną, pełną również wody (fig. 8), poczem wprowadzamy szybko za pomocą łyżki metalowej lub szczypców kawałek sodu pod dzwon: w jednej chwili dzwon wypełnia się burzliwie wodorem.

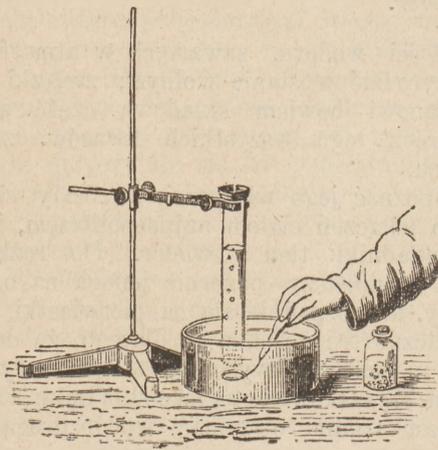


Fig. 8.

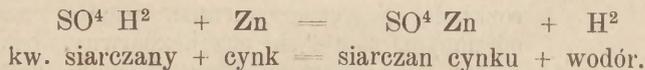
Inne metale, jak żelazo, rozkładają parę wodną przy wysokiej bardzo temperaturze, przyczem żelazo zamienia się na rdzaj rdzy, czyli zabiera tlen z wody, wodór zaś wydziela się swobodnie i może być zebrany.

Najpraktyczniej jednak daje się wodór otrzymywać z kwasów.

Wszystkie kwasy zawierają w sobie wodór, chodzi więc o to, aby go z tych związków wydzielić. Służą do tego metale. Metale bowiem, rozpuszczając się w kwasach, wyswabdzają z nich wodór, a same obejmują w kwasie jego miejsce, czyli *podstawiają* się za wodór. Z kwasu tym sposobem powstaje nowy związek chemiczny, zwany *solą*.

Najeczęściej używamy kwasu siarczanego i cynku, ponieważ i jeden i drugi produkt jest niedrogi.

Wzór tej reakcyi jest następujący:



Wzór kwasu siarczanego wykazuje nam, że związek ten zawiera jeden atom siarki, cztery atomy tlenu i dwa wodoru, pod wpływem zaś cynku powstaje sól, zwana siarczanem cynku, a wodór wydziela się swobodnie.

Dr. ZOFIA JOTEYKO-RUDNICKA.

C. D. N.

# WYKŁADY NAUKOWE.

## KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

Serya I.

(4)

### CHEMIA.

Doświadczenie to możemy uskutecznić w dużym kielichu szklanym: wrzucimy wien trochę blaszek cynkowych i oblejmy je kwasem solnym lub siarczanym, rozcieńczonym wodą,—w tej chwili zaczyna się burzliwe wydzielanie gazu. Nie tracąc czasu, zbliżmy doń długą drzazgę zapaloną,—gaz pali się, wytwarzając szereg wybuchów efektownych.

Cheąc wodór zebrać, posługujemy się flakonem o dwóch szyjkach (fig. 9), na dno którego sypujemy cynku w grudkach, blaszkach lub proszku; obydwie otwory zamykamy korkami, które są prześwidrowane w celu wkręcenia w nie

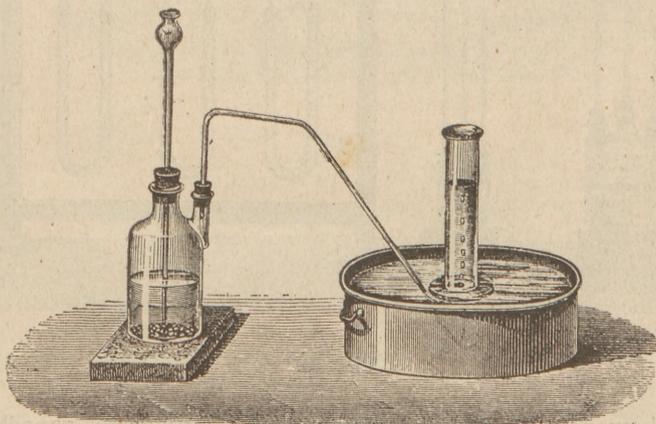


Fig. 9.

rurek szklanych. Przez jeden otwór wprowadzamy długą rurkę, idącą aż na dno flakonu, rurka ta u wierzchołka swego rozszerza się w lejek: w drugi

otwór wkręcamy rurkę wygiętą, której jeden koniec ucinamy tuż pod korkiem, drugi zaś, podniesiony do góry, wprowadzamy pod dzwon szklany, napełniony wodą i stojący nad kapielą wodną. Gdy już wszystko w ten sposób ustawimy, wówczas wlewamy w lejek trochę kwasu siarczanego, rozcieńczonego wodą. W tej chwili widzimy, że kwas działa na cynk bardzo gwałtownie, metal rozpuszcza się z wydzieleniem baniek gazowych, które uciekają rurką szklaną pod dzwon, napełniony wodą, gromadzą się w górnej jego części, wypychając z niego wodę do wanny.

Musimy naturalnie zaczekać, aż wodór wypchnie wszystko powietrze, zawarte w przyrządzie, zanim rozpoczniemy zbieranie gazu. Gdy wydzielenie wodoru słabnie, wlewamy lejkiem nową ilość rozcieńczonego kwasu, aż cynk rozpuści się w nim całkowicie.

Wodór, w ten sposób otrzymany, nie jest jednak dość czysty, zawiera przedewszystkiem parę wodną, pochodzącą z wody, dodanej do kwasu, w niektórych jednak wypadkach chodzi nam bardzo o to, aby wodór był suchy; w tym celu na drodze, którą podąża gaz, umieszczamy grubą rurkę szklaną, napełnioną okruchami chlorku wapnia lub innego jakiego ciała higroskopijnego, zatrzymującego całą wilgoć.

Czasem znów kwas siarczany lub cynk, użyty przy doświadczeniu, nie są dość czyste, wówczas wydzielający się wodór jest zmieszany z drobnymi

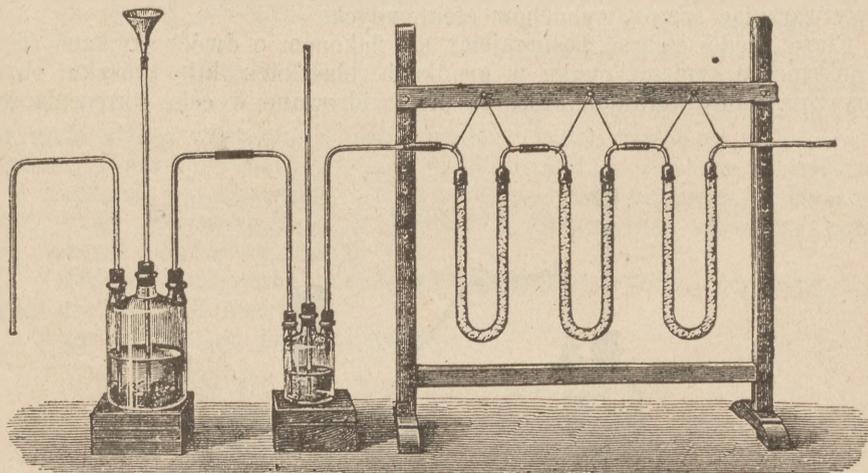


Fig. 10.

ilościami siarkowodoru, arsenowodoru i nabiera przykrego zapachu. Nieczystości te można usunąć, przeprowadzając wydzielony wodór przez szereg rurek szklanych, wygiętych w kształcie litery V, a napełnionych substancjami, zatrzymującymi te naleciałości. W niektórych nawet wypadkach, chcąc otrzymać gaz bardzo czysty, stawiamy na jego drodze płuczkę; jest to fiakon, napełniony w danym wypadku sodą gryzącą,—gaz musi przejść przez warstwę

sody i w niej zostawia rozmaite związki siarkowe, a nawet trochę kwasu, porwanego przy gwałtownem wydzielaniu gazu, poczem przechodzi do rurek szklanych, w których podlega dalszemu oczyszczaniu i osuszaniu (Fig. 10).

Debray obmyślił doskonały przyrząd, za pomocą którego na zawołanie można mieć podostatkim wodoru. Składa się on z dwóch dużych flakonów szklanych (Fig. 11), połączonych u dołu rurą kauczukową. Jeden z nich *B*, otwarty u góry, jest napełniony kwasem siarczanym, drugi *A*, zamknięty za pomocą kranu, napełniony jest cynkiem; nad kranem *R* wkręcona jest długa rura kauczukowa, którą można doprowadzić wodór do miejsca, w którym jest potrzebny. Gdy kran jest zamknięty, niema żadnej reakcyi; gdy kran cokolwiek otworzymy, następuje wielka zmiana, gdyż kwas przechodzi do naczynia, zawierającego cynk, i wznosi się w nim, wydzielając wodór (w naczyniach po-



Fig. 11.

łączonych i otwartych płyny dążą do zajęcia jednakowego poziomu); wodór zaś ucieka górą przez długą rurkę gumową. Jeśli kran zamkniemy, wówczas kwas siarczanym pod wpływem ciśnienia, jakie na niego wywiera wydzielony wodór, nie mający ujścia, zostaje wypchnięty napowrót do naczynia, które początkowo zajmował, a wydzielanie gazu ustaje. Tym sposobem mamy przyrząd, który nam daje wodór na zawołanie, wystarcza w tym celu kran odkręcić. Przyrząd Kippa jest cokolwiek odmienny, lecz opiera się na tej samej zasadzie i służy do tego samego celu. Wreszcie gazometry używane są do przechowywania wielkich ilości wodoru lub innych gazów.

Wodór jest gazem bezbarwnym, silnie załamującym światło, bezwonnym i bez smaku, gdy jest czysty. Pośród gazów jest on najlepszym przewodnikiem elektryczności i ciepła. Jest to najlżejsze ciało, jakie znamy, waży  $14\frac{1}{2}$  razy mniej od powietrza. Chcąc przelać wodór z jednego naczynia w drugie,

postąpić musimy w sposób, przeciwny zwykłemu sposobowi przelewania płynów, jak to wskazuje rysunek 12-ty. Z powodu tej niezwyklej lekkości, którą musimy uznać za najważniejszą własność fizyczną wodoru, gaz ten został przyjęty przez chemię za jednostkę do porównywania ciężarów właściwych ciał lotnych.

Przy swojej lekkości wodór jest niezmiernie przenikający, z ogromną szybkością przechodzi przez najdrobniejsze otwory, przez materye porowate; własność tę nazywamy *dyfuzją*, z powodu niej wodór bardzo łatwo ucieka z naczyń, w których jest zamknięty, dyfundując przez korki i najdrobniejsze szparki.

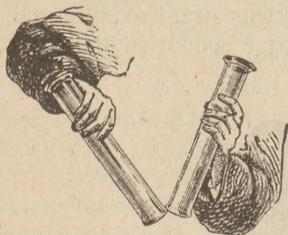


Fig. 12.

Przy bardzo niskiej temperaturze, gdyż  $-160^{\circ}$ , i pod wpływem silnego ciśnienia, 650 atmosfer, wodór zamienia się na płyn o wyglądzie metalicznym, dający się doprowadzić do stanu stałego.

Wodór i wiele innych gazów, jak tlen, lub azot, były przez długi czas uważane za gazy trwałe, dlatego że pod wpływem olbrzymich ciśnień (2 000 atmosfer) nie dawały się wcale skroplić. Istotnie, samo ciśnienie, choćby niezmiernie silne, nie może do-

prowadzić wielu gazów do stanu płynnego; istnieje jedna jeszcze okoliczność, której nie wolno zaniedbać, mianowicie temperatura; wszak w niektórych razach samo oziębienie wystarcza, np. para wodna osadza się w postaci rosy na zimnych przedmiotach. Aby skroplić gaz, należy oziębic go dostatecznie i użyć odpowiedniego ciśnienia, w tych warunkach wszystkie gazy, poczytywane za trwałe, dają się zamieniać na płyny. Pierwsi Cailletet i Pictet w 1877 r. skroplili wodór, a nawet doprowadzili go do stanu stałego; przyrzędy zaś, przez nich obmyślane, służyć mogą do wszelkich doświadczeń tego rodzaju, gdyż dają bardzo niską temperaturę i ciśnienie niezmiernie silne. Z pomiędzy naszych rodaków, Wróblewski i Olszewski z Krakowa duże położyli zasługi znakomitemi swymi badaniami nad skraplaniem się gazów i doprowadzaniem ich do stanu stałego. \*)

Wodór łatwo łączy się z metaloidami, a trudno z metalami; znamy kilka tylko połączeń tego ostatniego rodzaju i powiedzieć o nich możemy, że zbliżone są do stopów czyli połączeń metali między sobą.

Wodór jest palny; za pomocą zapalki, świecy, iskry elektrycznej zapala się, płonąc płomieniem bezbarwnym, mało widocznym, lecz niezmiernie ciepłym; wodór nie podtrzymuje palenia, ciała zapalone gasną w atmosferze wodoru, co łatwo daje się dowieść za pomocą następującego doświadczenia: gdy świecę zapaloną zbliżamy do dzwonu, napełnionego wodorem (Fig. 13), wówczas wodór się zapala, — skoro jednak świecę ową wprowadzimy w głąb dzwonu, wówczas zgaśnie w atmosferze wodorowej; wyprowadźmy ją na zewnątrz,

\*) W roku bieżącym Dewar skroplił znaczną ilość wodoru przy temperaturze  $-205^{\circ}$  i pod ciśnieniem 180 atmosfer. Wodór ciekły jest przezroczysty i bezbarwny, wrze przy  $-238^{\circ}$  pod zwykłym ciśnieniem, a przy  $-250^{\circ}$  w próżni. Doświadczenie to pozwala nam otrzymać temperaturę będącą tylko o  $23^{\circ}$  wyższą od zera absolutnego.

Przypisek autorki.

wówczas zapali się, przechodząc przez otwór dzwonu, u którego pali się wodór,—wsuńmy ją napowrót w dzwon z wodorem, wówczas zgaśnie. Powtarzać to możemy kilka razy z rzędu, aż wodór się wypali.

Wodór podczas palenia łączy się z tlenem powietrza i zamienia na parę wodną. Chcąc dowieść, że istotnie woda jest produktem spalania się wodoru, używamy przyrządu, w którym wydziela się wodór przez działanie kwasu siarczanego na cynk, osuszamy go, poczem zapalamy na końcu rurki, pod wielkim dzwonem szklanym (fig. 14); dzwon natychmiast pokrywa się rosą, potem kroplami wody, zbierającymi się w coraz to większe krople, spływające po ścianach szklanych.

Zmieszany z tlenem wodór wybucha pod wpływem ciepła, iskry elektrycznej, płomienia świecy; wybuch jest szczególnie niezmiernie silny, gdy zmieszamy dwie objętości wodoru z jedną tlenu, są to bowiem proporce, potrzebne do utworzenia się pary wodnej; ta, powstając przy bardzo wysokiej temperaturze, obdarzona jest szaloną prężnością i wskutek niej rozsadza naczynia, w których odbywa się zjawisko; dlatego też mieszaninę taką zwiemy *mieszanicą piorunującą*.

Wodór ma bardzo silne powinowactwo do tlenu i, łącząc się z nim, wydziela olbrzymią ilość ciepła, to też wiele związków zostaje przez wodór pozabawionych tlenu, czyli *odtlenionych* lub, jak mówią, *zredukowanych*: wodór daje wówczas wodę. W ten sposób wiele tlenków metalicznych (są to połączenia metali z tlenem) zostaje doprowadzonych do stanu metalicznego, szczególnie jeśli wodór będzie działał na gorąco. I tak, tlenek miedzi, ogrzewany w prądzie wodoru, daje parę wodną i czystą miedź, a ze rdzy wydziela się żelazo w stanie metalicznym. Posługujemy się w tych doświadczeniach przyrządem

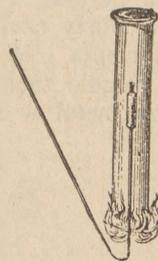


Fig. 13.

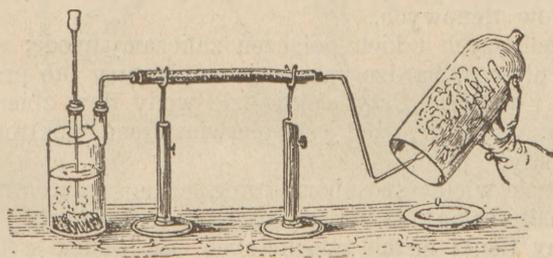


Fig. 14.

dość prostym: składa się on z flakonu, w którym za pomocą zwykłego sposobu wydzielamy wodór; gaz ten osuszony przychodzi do kulki szklanej, napełnionej tlenkiem, przeznaczonym do zredukowania; ogrzewamy ją nad gazem; tworząca się para wodna ulatnia się, a przy końcu doświadczenia pozostaje czysty metal.

Wodór ma doniosłe bardzo zastosowanie w wielu doświadczeniach naukowych: spożytkowujemy wysoką temperaturę jego płomienia, redukujemy nim rzadkie tlenki metaliczne, wreszcie z powodu niezmiernej jego lekkości używamy go do wypełnienia balonów, przyczem strzedz się należy łatwości, z jaką gaz ten dyfunduje i ucieka.

Wodór czysty nie jest trujący.

Wodór stanowi oddzielną rodzinę, gdyż nie znamy pokrewnych mu pierwiastków. Jest elektropozytywnym, jak metale; w stanie stałym przypomina swym połyskiem metale, łączy się z nimi niechętnie, a połączenia te podobne są do aliaży czyli połączeń metali między sobą; jest najlepszym przewodnikiem ciepła i elektryczności wśród gazów, czem również zbliża się do metali; całe wogóle zachowanie się chemiczne wodoru każe nam uważać pierwiastek ten za metal w stanie gazu. Jako taki, jest on jedyny w przyrodzie.

### *Tlen.*

Tlen jest gazem niezmiernie rozpowszechnionym w przyrodzie; w powietrzu spotykamy go w stanie wolnym: stanowi  $\frac{1}{5}$  część jego objętości. Związki tlenowe są nadzwyczaj pospolite; do nich zaliczamy: wodę, piasek, glinę, krzemienie, wapniaki, rozmaite sole, kwasy i minerały; dość, że, według obliczeń, tlen stanowi połowę wagi skorupy ziemskiej. Przytem pierwiastek ten wchodzi w skład organizmów roślinnych i zwierzęcych.

Ponieważ tlen znajduje się w powietrzu w stanie wolnym, odosobnienie jego nie powinno być trudne. Tak jednak nie jest, i powiedzieć możemy, że dotychczas nie znamy sposobów otrzymywania tlenu czystego z powietrza; powietrze bowiem jest skomplikowaną mieszaniną, w której tlenu jest znacznie mniej od azotu, a rozłączenie tych dwóch pierwiastków jest niezmiernie trudne. Dlatego też musimy się zwrócić do innych sposobów, a mianowicie do rozkładu związków tlenowych.

Do najpospolitszych takich połączeń zaliczamy wodę; wiemy już, że rozkłada się pod wpływem bardzo znacznej temperatury lub prądu elektrycznego, wydzielając tlen i wodór. Przy elektrolizie wody tlen zbiera się przy biegunie dodatnim, co wskazuje, że jest pierwiastkiem elektronegatywnym, jak wszystkie metaloidy.

Znamy jednak wiele sposobów praktyczniejszych otrzymywania tlenu: mianowicie rozmaite tlenki metali szlachetnych, jak tlenek srebra, lub czerwony tlenek rtęci, dający przy ogrzewaniu czystą rtęć, skraplającą się w chłodniejszych częściach przyrządu, i tlen, który możemy zebrać pod wodą (fig. 15). Istnieją też tak zwane dwutlenki, albo nadtlenki; są to połączenia metali z tlenem, w których jest nadmierna ilość tlenu, łatwo wydzielająca się przez ogrzanie. Takim jest dwutlenek manganu, zwany pospolicie braunsteinem.

Wreszcie mamy rozmaite sole, bardzo bogate w tlen, jak azotany lub chlorany. Zwyczajny sposób przyrządzania tlenu polega na ogrzewaniu chloranu potasu, aż wydzieli cały swój tlen. Sól ta, zwana pospolicie solą Ber-



tholeta, używana jako środek przeciw bólom gardła, przedstawia się w postaci ładnych, lśniących, białych blaszek krystalicznych; ogrzewamy ją w retorcie lub kolbie, połączonej za pomocą rurki z dzwonem szklanym, napełnio-

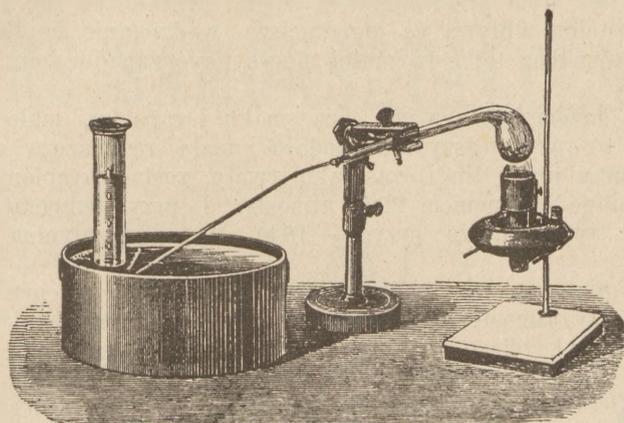


Fig. 15.

nym wodą i stojącym nad kapielą wodną (fig. 16). Po pewnym czasie tlen zaczyna wydzielać się obficie, zbieramy go w dzwonie pod wodą, a jeśli po-

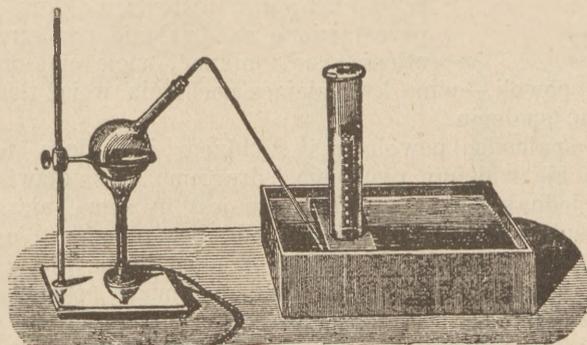
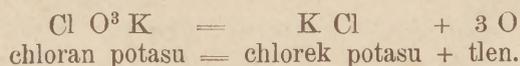


Fig. 16.

trzebne nam są wielkie ilości tego gazu, wówczas zamykamy go w gazometrze lub w wielkim worku kauczukowym.

Reakcję możemy ująć następującym wzorem:



Wzór ten wskazuje, że chloran potasu składa się z jednej części chloru, z trzech części tlenu i jednej potasu; przy ogrzaniu ta wielka obfitość tlenu całkowicie się ulatnia, a w retorcje pozostaje sól, zwana chlorkiem potasu, zupełnie pozbawiona tlenu. Ogrzewać należy ostrożnie i jednomiernie, gdyż sól Bertholleta jest złym przewodnikiem ciepła; przekonano się, że dodanie małej ilości braunsteinu wpływa na łagodniejsze wydzielanie się tlenu, reguluje rozkład soli, który bez tej ostrożności mógłby być zanadto burzliwy, a nawet niebezpieczny.

Tlen jest gazem bezbarwnym, bez smaku i zapachu, mało załamującym światło. Jest 16 razy cięższy od wodoru i mało rozpuszcza się w wodzie. Gaz ten, uważany przez długi czas jako trwały, został skroplony przez Pic-teta i Cailleteta pod ciśnieniem 22,5 atmosfer i przy temperaturze — 139<sup>o</sup>, a Wróblewski twierdzi, że przy — 184<sup>o</sup> tlen jest płynem bezbarwnym i wrącym.

Tlen jest niepalny, lecz podtrzymuje bardzo silnie palenie: drzazga tlejąca rozpala się w atmosferze tego gazu i płonie pięknym płomieniem. Siarka, fosfor, arsen, węgiel, żelazo, magnez i wiele bardzo metali pali się w atmosferze tlenu z oślepiającym blaskiem, rozrzucając dokoła tysiące iskier (fig. 17). Pierwiastki te, łącząc się z tlenem, zamieniają się na tlenki, a połączenie odbywa się zazwyczaj z wydzielaniem wielkich ilości ciepła.



Fig. 17.

Tlen łączyć się może z jednymi ciałami, nie wydzielając ani światła, ani dającego się łatwo dostrzedz ciepła, np. rdza, pokrywająca żelazo, tworzy się drogą powolnego łączenia się z tlenem, czyli *utlenienia*; fosfor i niektóre gatunki węgla, pozostawione na działanie powietrza, mogą powoli utleniać się i niknąć, wiele ciał organicznych utlenia się również powoli,—wino kwaśniejące pochłania wciąż tlen, drzewo nawet ulega powolnemu spalaniu.

Pomiędzy spalaniem powolnym i szybkim jest duża różnica pozorna: przy pierwszym nie widzimy płomienia, drugiemu zaś zjawisku towarzyszy płomień. Ilość jednak ciepła wydzielonego jest ta sama, niezależnie od tego, czy dana ilość substancji spala się powoli, bez płomienia, czyli, jak mówią, utlenia się, lub też czy spala się szybko, z płomieniem; oba zjawiska, tak na pozór różne, są w gruncie rzeczy tą samą przemianą chemiczną. Z faktów tych widzimy, że tlen jest pierwiastkiem, obdarzonym silnym powinowactwem chemicznym; działa na wszystkie niemal substancje, a rezultatem tej działalności jest powolne lub szybkie ich spalanie.

Dr. ZOFIA JOTEYKO-RUDNICKA.

C. D. N.

## WYKŁADY NAUKOWE.

## KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

Serya I.

(5)

## CHEMIA.

Powstawanie ognia i płomienia oddawna zwracało uwagę człowieka; począwszy od epok bardzo odległych starano się wytłómaczyć zjawisko, będące przy całej swej świetności i pożyteczności tak nieraz groźnem. Tajemnica, którą był osłonięty ogień, stała się zapewne przyczyną czci, którą mu składowano od najdawniejszych czasów. Starożytni przypuszczali już, że w zjawisku tem dużą rolę odgrywa powietrze.

W końcu XVII stulecia Stahl, chemik i doktor, ogłosił nową teorię palenia: przypuszczał on, że wszystkie ciała palne zawierają w sobie fluid, zwany przez niego *flogistem*, a palenie się jest wyswobodzeniem tego niezmiernie lekkiego fluidu; płomień byłby wydzieleniem wielkich ilości tego ciała.

Lavoisier jednak obalił tę teorię, gdyż dowiódł, że podczas palenia się ciał waga ich nie zmniejsza się, lecz przeciwnie—powiększa. Ważył on materję przed spaleniem i po spaleniu, i przekonał się, że zawsze produkty spalania są cięższymi od użytej materji: siarka, fosfor, cyna zwiększają znacznie swój ciężar podczas palenia się. Istotnie, ponieważ ciała palące się lub utleniając powoli łączą się z tlenem powietrza, więc ciężar ich musi się zwiększyć o tę ilość tlenu, którą ze sobą zespoliły. Przez palenie się materja bynajmniej się nie niszczy, przemienia się częstokroć na gazy, które uchodząc stają się dla nas niewidoczne; jeśli jednak

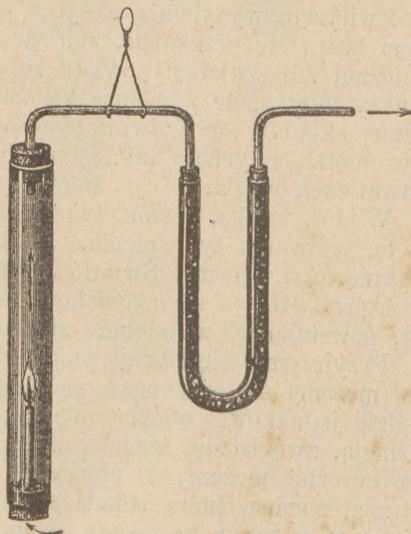


Fig. 18.

gazy te zbierzemy i zważymy, to przekonamy się, że ciężar ich jest większy od ciężaru użytej materji. Świeca spala się i na pozór niknie; ponieważ powiedzieliśmy jednak, że materya jest niezniszczalną, więc musimy stwierdzić to doświadczeniem. Weźmy szeroką rurę szklaną (Fig. 18); dolny jej otwór zamknijmy korkiem przedziurawionym przez liczne otwory, na tym korku wewnątrz rury umieścimy świeczkę. Górna część rury połączona jest za pomocą korka i wygiętej rurki z drugą rurą szklaną, mającą kształt litery *U*, a napełnioną kawałkami palonego wapna. Ważymy cały przyrząd, poczem zapalamy świeczkę. W składzie świecy znajdujemy wodór i węgiel; otóż wodór przy paleniu wytwarza parę wodną, węgiel zaś—dwutlenek węgla, zwany pospolicie kwasem węglanym. Gazy te przechodzą do rurki, napełnionej kawałkami wapna palonego, i zostają przez substancję tę zatrzymane. Otwory w dolnym korku pozwalają na ciągłe odnawianie się powietrza, podtrzymując tem palenie się świecy. Po pewnym czasie ważymy powtórnie cały przyrząd, i choć świeca się wypaliła, spostrzegamy znaczne zwiększenie jego wagi: przyrost ten odpowiada ilości przyłączonego tleny. W podobny sposób zachowują się i inne ciała palne.

Lavoisier uwieńczył znakomite swe badania odkryciem przyczyn ciepła zwierzęcego, dowodząc, że oddychanie jest powolnem utlenieniem węgla, znajdującego się w naszej krwi, a ciepło zwierzęce jest podtrzymywane przez to ciągłe gorzenie. Istotnie, tlen, wdychany przez nas razem z powietrzem, dostaje się do płuc, przenika przez cieniutkie naczynia krwionośne i utlenia krew, zamieniając ciemną krew żylną na jasną tętniczą, dwutlenek zaś węgla, powstający z tego procesu, jako dla nas niepożyteczny, zostaje usunięty przez wydychanie.

Zwierzęta wydychają nie tylko dwutlenek węgla, ale także i parę wodną, o czem łatwo się przekonać, zbliżywszy usta do gładkiej jakiej powierzchni metalicznej lub szklanej: powierzchnia taka pokrywa się natychmiast rosą. Produkty, otrzymane z palenia się świecy i oddychania zwierzęcego, są zatem te same, składają się z dwutlenku węgla i pary wodnej. W ten sam sposób, co zwierzęta, oddychają także i rośliny, zabierając tlen z powietrza, a oddając dwutlenek węgla.

Wodór, siarka, fosfor, świeca, palą się z płomieniem; palenie, raz rozpoczęte, wytwarza tyle ciepła, że dane ciało zamienia się na pary, płonące w zetknięciu z tlenem. Światło wynika zazwyczaj z wysokiej temperatury, przy której odbywa się zjawisko. Płomień jest zatem paleniem się gazów i par, powstających z rozkładu stearyny, tłuszczów, olejów, parafin i t. p.

Przyjrzyjmy się bliżej płomieniowi świecy (fig. 19). Przedewszystkiem łatwo możemy się przekonać, że temperatura rozmaitych jego części nie jest wszędzie jednakową; włóżmy wpoprzek płomienia cienką drzazgę: brzegi jej zczernieją, zwęgla się, środek zaś pozostanie prawie nienaruszony. Istotnie, łatwo odróżnić możemy w płomieniu świecy trzy warstwy odmienne: jedną wewnętrzną, ciemną, która składa się z gazów i par, powstających ze stopienia się świecy; warstwa ta, zwana *ciemnem jądrem* (*a—a'*), jest najchłodniejsza, gdyż gazy w niej nie płoną. Dokoła tego jądra rozciąga się druga warstwa, żółta, błyszcząca, nadająca blask płomieniowi, zwana *plaszczem świecącym* (*e—f—g*); tu gazy spotykają się z tlenem powietrza, płoną, wytwarzając wysoką temperaturę, i pod jej wpływem rozkładają się. Wśród tych

gazów ważnymi bardzo są związki węgla, obficie wydzielające się ze świecy; związki te pod wpływem gorąca rozszczepiają się, wydzielając bardzo wiele węgla w stanie niezmiernego rozdrobnienia. Jeśli przydusimy płomień zimnym spodkiem porcelanowym, to węgiel ów osadzi się w postaci sadzy; kopce nie lamp i świec jest wydzielaniem nadmiernej ilości węgla, zawartego w płomieniu. Węgiel ów zmieszany jest z niedostateczną ilością powietrza, i nie spala się całkowicie, lecz rozgrzany do czerwoności, nadaje płomieniowi dużo blasku. Płomień taki jest świecący.

Trzecia wreszcie warstwa zupełnie zewnętrzna, zwana *plaszczem ciemnym* (b—c—d), otacza płaszcz jasny; warstwa ta nie błyszczy, ani świeci, jest mało widoczna, lecz niezmiernie gorąca. Tu bowiem odbywa się najsilniejsze utlenienie i palenie: warstwa ta jest otoczona zewsząd powietrzem, tlen bezpośrednio przenika ją, utlenia i spala zawarty w niej węgiel. Wynika stąd, że część płomienia najbardziej błyszcząca nie jest jednocześnie najcieplejszą, gdyż najgorętsza warstwa jest najmniej widoczna.

Możemy stwierdzić wielu doświadczeniami, że jądro zawiera gazy i pary nie palące się jeszcze. Wprowadzamy do środka świecy cienką rurkę szklaną,

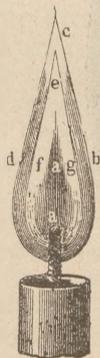


Fig. 19.

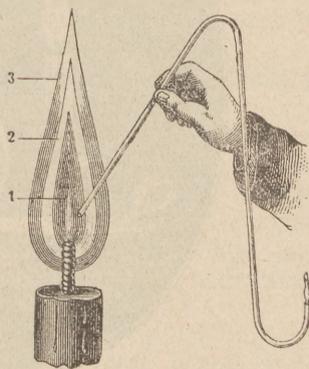


Fig. 20.

wygiętą w kształcie litery S (fig. 20), umieszczając ją nad knotem: produkty gazowe wchodzą do rurki, i wydzielają się drugim jej końcem, gdzie można je zapalić. Gazy te możemy również przelać za pomocą syfonu do osobnej kolbki, a gdy się napełni, zapalić je u otworu flaszki (fig. 21). Któż wreszcie z nas nie powtarzał wielokrotnie doświadczenia Boerhaavea! Zgaśmy świecę,—gazy, które wydzielila paląc się, wznoszą się wówczas w postaci wysokiego słupa dymu; zbliżmy do jego wierzchołka zapaloną zapalną: płomień prześliznie się po warstwie palnej i napowrót zapali świecę.

Gazy, zawarte w wewnętrznej warstwie płomienia, zarówno jak drobne okruchy węgla, zawieszone w płaszczu świecącym, dążą do połączenia się z tlenem, do spalania się; i dlatego cała ta warstwa jest *odtleniającą*, czyli

*redukcyjną*, gdy zewnętrzna, w której utlenienie odbywa się szybko i kompletnie, jest przesyconą tlenem i z tego względu *utleniającą*.

Każdy płomień, zawierający tylko produkty gazowe, może być niezmiernie ciepły, lecz nie świeci; wszelki płomień, zawierający w sobie ciała stałe, choćby niepalne, jest niezmiernie świecący.

Płomień wodoru jest prawie niewidoczny, a jednak drucik platynowy topnieje w jego temperaturze, gdy gaz oświetlający nie dozwoli dokonać nam tego doświadczenia. Używając palników, zwanych palnikami Bunsena, możemy znacznie podnieść temperaturę gazu oświetlającego, zmniejszając jednocześnie jego blask; w palnikach tych, przekręcając odpowiednio urządzony kranik, wprowadzamy powietrze do strugi gazowej. Dzięki temu urządzeniu

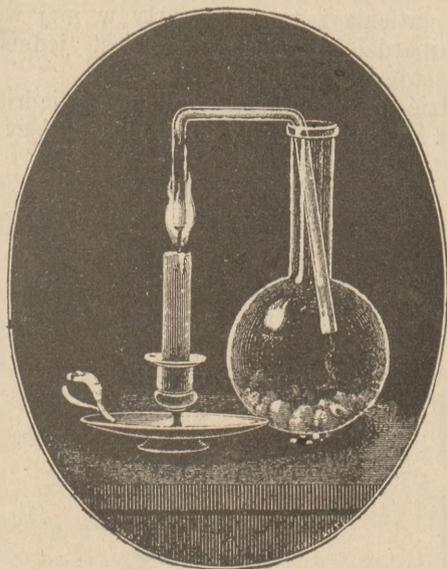


Fig. 21.

utlenienie się i palenie gazu odbywa się w całej długości płomienia, zarówno w jego wnętrzu, jak i na zewnątrz. Płomień taki jest bardzo gorący, lecz mało widoczny.

Płomień tleno-wodorowy daje nam jeszcze wyższą temperaturę. Jeżeli do płomienia wodoru będziemy doprowadzać tlen, to gazy te spalają się bez wybuchu, dając niezmiernie wysoką temperaturę, w której topnieje platyna, krzemionka, glina, ciała bardzo wytrzymałe na gorąco. Światło Drummonda, o białości i blasku olśniewającym, otrzymuje się, ogrzewając w płomieniu tlenowodorowym kawałek kredy lub magnezyi; substancje te nie topnieją, lecz rozgrzane świecą jak słońce.

Wiemy już, że tlen jest niezbędnym przy oddychaniu zwierząt i roślin, jest to pierwiastek koniecznie potrzebny do podtrzymania wszelkiego życia na

ziemi. W wielu razach zalecają inhalacye tlenowe jako środek wzmacniający rekonwalescentów i wracający siłę. Wspomnieliśmy o usługach, jakie gaz ten oddaje przy otrzymywaniu wysokich temperatur, lub przy świetle Drummonda. W przemyśle posługują się często tlenem: niezbędny jest przy fabrykowaniu kwasu siarczanego i wielu przetworów chemicznych, przy prażeniu rud i minerałów; w metalurgii odgrywa pierwszorzędną rolę.

Pod wpływem elektryczności atmosferycznej rozwija się w powietrzu odmiana tlenu, zwana *ozonem*. W miastach jest go niewiele, a na wsi więcej; przekonano się, że po burzy atmosfera bogatą jest w ozon, podczas zaś epidemii ilość jego znacznie się zmniejsza, a nawet gaz ten znika zupełnie z powietrza. Ozon jest jakby naelektryzowanym tlenem i daje się z tlenu otrzymać pod wpływem ciemnych wyładowań elektrycznych; zjawisko to polega na zagęszczeniu tlenu, gdyż z 3-ch jego objętości otrzymujemy 2 objętości ozonu. Dodać należy, że zagęszczenie podobne da się otrzymać tylko drogą specjalnego działania elektryczności.

Ozon jest gazem, obdarzonym piękną barwą niebieską; barwa ta występuje wyraźnie, jeśli patrzeć będziemy na znaczną objętość gazu; pod wpływem ciśnienia barwa staje się błękitna, jak indygo, a skroplony ozon daje płyn szafirowy. Jeśli poddamy go raptownemu ciśnieniu, ozon wybucha, a zjawisku towarzyszy błyskawica żółtej barwy.

Zapach ozonu jest nadzwyczaj charakterystyczny, duszący, przypominający fosfor: jest to zapach piorun.

Własności utleniające ozonu są niezmiernie silne; przewyższa on pod tym względem tlen i zamienia metale na tlenki, nawet metale szlachetne, jak: złoto, srebro i platyna, na które tlen nie działa, podlegają utleniającemu wpływowi ozonu. Odbarwia barwy roślinne, utleniając je i rozkładając, niszczy miazmaty, zabija zarodki, zarazki i bakteryje, wstrzymuje fermentacje—jednym słowem, mamy ciało o potężnem powinowactwie, nadzwyczajnie ruchliwe, o działalności niezmiernie wybitnej.

Ozon rozpuszcza się w olejkach terpentynowych i innych związkach roślinnych, stąd też powietrze lasów iglastych jest bogate w ten gaz i jemu przypisać należy zdrowotne działanie, jakie lasy iglaste wywierają na nasz organizm: powietrze to jest czyste, pozbawione zarazków, a niektórzy utrzymują nawet, że ozon specjalnie niszczy zarazki, powodujące gruźlicę.

Stosują go jako środek dezynfekcyjny, czyli antyseptyczny, po szpitalach.

### *Woda.*

Ciało to, uważane przez starożytnych jako element, jest niezmiernie rozpowszechnione w przyrodzie. W stanie stałym, pod nazwą lodu, zajmuje olbrzymie przestrzenie podbiegunowe i lodowce; w stanie ciekłym stanowi oceany, morza, jeziora, rzeki, źródła, strumienie; jako gaz, istnieje w atmosferze, wytwarzając przez skroplenie rozmaite meteory, jak mgły, rosy, chmury, deszcze, śniegi, grady i t. p.

Temperatura krzepnięcia wody została obraną za zero dla termometrów Celsiusza i Reaumura. Kryształy lodu są bezbarwne, twarde, łamliwe, mają

kształt pryzmatów sześciokątnych, nieraz bardzo pięknie uformowanych, układających się w regularne wzory, które widzieć można w gwiazdkach śniegu lub szronu. Woda marznąc powiększa swą objętość, przyczem powstaje ciśnienie tak silne, że rozsadza najwytrzymalsze naczynia. Siła ta powoduje pękanie rur metalowych, przeprowadzających wodę, rozrywa skały i kamienie w szczelinach których tworzy się zimą lód, niszczy naczynia i komórki roślinne i t. p. Dzięki temu rozsuwaniu się cząstek wody przy jej zamarzaniu, lód jest lżejszy od wody, pływa po jej powierzchni lub okrywa płaszczem stawy i rzeki, nie dozwalając zamarzaniu ich do dna, co ważne ma znaczenie dla życia zwierząt i roślin wodnych.

Woda ciekła i czysta, pozostawiona w spokoju, może dojść do  $-12^{\circ}$  lub  $-20^{\circ}$ , nie krzepnąć; zjawisko to nazywamy *przechłodzeniem*. Wprowadzenie drobnego kryształku lodu lub wstrząśnięcie wywołują natychmiastową jej krystalizację, przyczem temperatura podnosi się do  $0^{\circ}$ , a ciepło utajone zostaje oswobodzone. Ciśnienie wywołuje również obniżenie się punktu krzepnięcia, a woda morska, zawierająca dużo soli w rozpuszczeniu, marznie przy  $-2^{\circ},5$ .

Woda czysta jest pozbawiona smaku i barwy, w wielkich jednak masach przybiera charakterystyczne zabarwienie niebieskie lub zielonkawe, które widzimy na morzach, jeziorach, w niektórych nawet rzekach. Przy  $4^{\circ}$  woda zajmuje najmniejszą objętość, przy tej temperaturze jest zatem najgęstsza i służy za jednostkę porównawczą przy badaniu gęstości ciał stałych i ciekłych. Ciepło właściwe wody w stanie cieczy zostało również przyjęte za jednostkę, nazywa się *ciepłotką* albo *kaloryą* i przewyższa ciepło właściwe wszystkich znanych nam ciał. Ciepło lotności (utajone) wody jest także bardzo znaczne. Własności te duże mają znaczenie w przyrodzie, albowiem wpływają na uregulowanie zmian temperatury powietrza, otaczającego nasz glob. Doświadczenia Tyndalla wykazały przytem, że para wodna jest złym przewodnikiem ciepła, to też obecność choćby niewielkiej ilości tej pary w powietrzu zapobiega raptownym oziębieniem, które promieniowanie skoropy ziemskiej mogłoby spowodować.

Woda płynna, zarówno jak lód, paruje we wszystkich temperaturach, a punkt jej wrzenia przy normalnem ciśnieniu został przyjęty jako  $100^{\circ}$  Celsjusza ( $80^{\circ}$  Reaumura,  $210^{\circ}$  Farenheita). Pod wpływem zmian ciśnienia punkt wrzenia wody zmienia się również. Jeśli ciśnienie się zmniejsza, wówczas punkt wrzenia wody spada; na szczycie Św. Gotarda woda wrze przy  $92^{\circ}$ , a jeśli ciśnienie wynosi 4,6 mm., wówczas woda wrze przy  $0^{\circ}$ , czyli przy swoim normalnym punkcie krzepnięcia. Ciśnienie, przewyższające normalne, działa odwrotnie: woda wrze w takich warunkach powyżej  $100^{\circ}$ , tak że przy bardzo znacznem ciśnieniu można doprowadzić wodę do wrzenia w temperaturze bardzo wysokiej. Rozpuszczone w wodzie sole podnoszą również punkt wrzenia wody: nasycona solą morską woda wrze przy  $108^{\circ}$ , a chlorkiem wapnia — przy  $180^{\circ}$ .

Woda, której nam dostarcza przyroda, nie jest nigdy wodą chemicznie czystą, gdyż rozpuszczone w niej są rozmaite gazy i rozmaite ciała stałe, — usuwamy je przez *dystylację*. Przyrządy, służące do tego celu, są budowy najrozmaitszej, zawsze jednak składają się z dwóch części: jednej, w której

wodę pod działaniem gorąca zamieniamy na pary, — drugiej, w której te pary przez oziębienie napowrót skraplamy. Do dystylowania wody w większej ilości posługujemy się często *alembikiem*. Alembik (fig. 22) składa się z kotła metalowego *B*, w którym gotujemy wodę, połączonego z długą rurą metalową *D*, zakreconą w węzownię, bezustanku oblewaną zimną wodą.

Pod wpływem gorąca woda wydziela przedewszystkiem zawarte w niej gazy, które przy gotowaniu zupełnie z niej zostają oswobodzone, poczem sama przybierze postać pary; para wodna, nie mając innego ujścia, przechodzi do węzownicy, tu oziębia się i spływa drugim jej końcem *O*, gdzie może być zebrana jako woda dystylowana. Wszystkie części stałe, które rozpuszczone

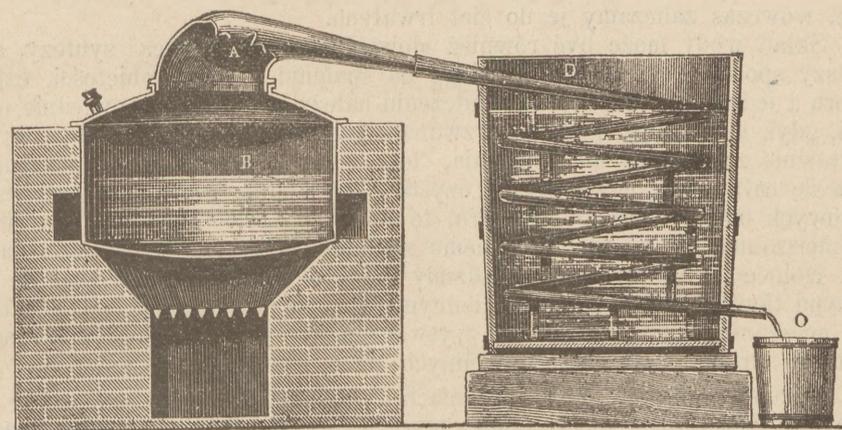


Fig. 22.

były w wodzie, pozostają w kotle i z czasem wytwarzają na jego ścianach skorupę ziemistą, zwaną kamieniem kotłowym. Tym sposobem otrzymujemy wodę czystą, pozbawioną ciał gazowych i stałych.

Taka woda powinna być bierną na wszystkie odczynniki chemiczne, a odparowana w małym naczyniu nie powinna pozostawić żadnej reszty.

Woda nie jest elementem, — Lavoisier pierwszy dowiódł, że składa się z dwóch gazów: wodoru i tlenu. Analizą i syntezą możemy dowieść, że tak jest istotnie.

Analiza, czyli rozkład, wykazuje nam niezbicie, że wszelka woda czysta złożona jest z dwóch objętości wodoru i jednej tlenu; ponieważ jednak tlen jest 16 razy cięższy od wodoru, przeto jedna jego objętość waży 8 razy tyle, co dwie objętości wodoru: na wagę mamy więc w wodzie tlenu 8 razy więcej, niż wodoru.

Rozkład wody na jej składniki możemy skutecznie za pomocą elektrolizy, przez rozmaite metale, jak potas i sól — na zimno, żelazo — na gorąco, o czem wiemy z rozdziału o wodrze, — wreszcie wysoka bardzo temperatura, sięgająca 2800°, rozkłada parę wodną całkowicie na jej składniki. Jednakże przy temperaturze znacznie niższej, gdyż 1000°, rozkłada się ona częściowo,

wydzielając tlen i wodór, lecz składniki przy tej temperaturze łączą się napowrót, co niezmiernie utrudnia spostrzeżenie zjawiska.

Częściowy rozkład ciał pod wpływem ciepła w temperaturze niższej od tej, która odpowiada rozkładowi zupełnemu, nazywamy *dysocjacją*; woda zatem dysocjuje koło 1 000°, a zjawisko to wzmacnia się razem z wzrastaniem temperatury, aż dojdzie do temperatury zupełnego rozkładu. Dysocjację obserwowano na wielu związkach; prawdopodobnie wszystkie ciała złożone możnaby rozszczepiać w ten sposób za pomocą wysokiej temperatury, przy czem nie otrzymujemy zawsze ciał w stanie elementarnym, gdyż przekonano się, że ciała bardzo skomplikowane mogą podlegać dysocjacji na dwa ciała prostsze. Gdy ciała dysocjują tak, jak woda przy bardzo wysokiej temperaturze, wówczas zaliczamy je do ciał trwałych.

Skład wody może być również dowiedziony za pomocą syntezy, a najprostszy sposób jej wykonania polega na spaleniu dwóch objętości czystego wodoru i jednej tlenu; przy doświadczeniu należy zachować odpowiednie ostrożności, gdyż mieszanina podobna, zwana, jak wiemy, piorunująca, wybucha gwałtownie za zbliżeniem płomienia, lub iskry elektrycznej. Mieszanina ta spala się całkowicie, wytwarzając czystą parę wodną; jeżeli zaś użyjemy jednakowych objętości tlenu i wodoru, to wytworzy się również para wodna, lecz mieszanina nie ulegnie zupełnemu spaleni, albowiem pozostanie nadmiar tlenu wolnego. Skoro przeprowadzimy doświadczenie nad 100 calami sześciennymi tlenu i 100 calami sześciennymi wodoru, wówczas 150 cali sześciennych mieszaniny gazowej zniknie, wytworzywszy parę wodną, która natychmiast się skropli, a 50 cali sześciennych tlenu pozostanie nie użytych.

Możemy jednak w doświadczeniach syntetycznych zabezpieczyć się odpowiedniem ogrzewaniem przyrządów przeciw skropleniu pary wodnej; możemy zachować wytworzoną wodę w stanie pary i zbadać, jaki zachodzi stosunek między objętością składników a objętością wytworzonego związku gazowego. Przekonano się, że 2 objętości wodoru i jedna objętość tlenu, a zatem 3 objętości składników, dadzą tylko 2 objętości pary wodnej: następuje zatem zagęszczenie. Jeśli wezmę 100 cali sześciennych wodoru i 50 cali sześciennych tlenu, otrzymam tylko 100 cali sześciennych pary wodnej, a nie 150, jak się na pozór zdaje.

Dr. ZOFIA JOTEYKO-RUDNICKA.

C. D. N.

## WYKŁADY NAUKOWE.

## KURS SAMOKSZTAŁCENIA.

Serya I.

(6)

## CHEMIA.

Za pomocą tej metody poznać możemy dokładnie skład objętościowy wody; skoro jednak zechcemy stwierdzić skład jej na wagę, wówczas uciec się musimy do metody Dumasa, znakomitego chemika francuskiego. Metoda ta polega na zredukowaniu pewnej oznaczonej ilości tlenku miedzi za pomocą wodoru czystego i suchego. Rysunek 23 przedstawia przyrząd, używany do podobnego doświadczenia. We flaszkę *A*, umieszczonej z lewej strony rysunku, wydzielamy wodór za pomocą zwykłego sposobu (kwas siarczany i cynk), przeprowadzamy gaz przez płuczkę *B* i przez cały szereg rur szklanych *C*, *D*, *E*, zawierających substancje oczyszczające i osuszające. Druga

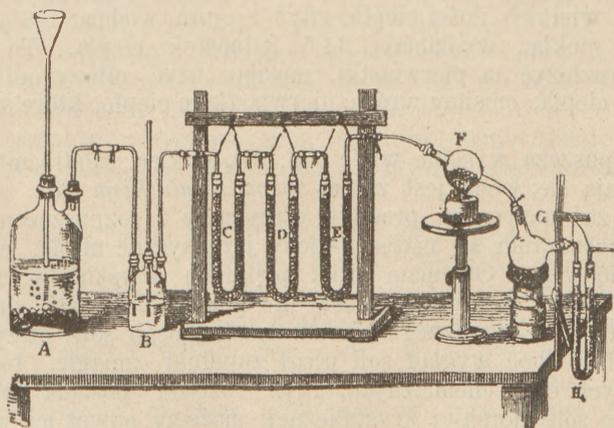
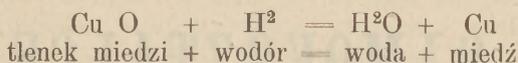


Fig. 23.

część przyrządu składa się z bańki szklanej *F*, zawierającej wiadomą ilość tlenku miedzi, rezerwoaru *G* i rurki *H*, napełnionej jaką higroskopijną substancją, pochłaniającą wilgoć. Przed rozpoczęciem doświadczenia ważymy

całą prawą stronę przyrządu, a zatem bańkę *F*, rezerwoar *G* i rurkę *H* — poczem rozpoczynamy wydzielanie wodoru. Gdy powietrze zostanie zupełnie usunięte z przyrządu przez wodór, ogrzewamy nad gazem bańkę *F*, zawierającą tlenek miedzi.



Wzór ten wykazuje, że pod wpływem wodoru ogrzany tlenek miedzi rozkłada się, a to dlatego, że wodór łączy się z jego tlenem, tworząc wodę, a w bańce pozostaje czysta miedź. Wytworzona para wodna skrapla się w rezerwoarze *G*, a drobne jej ilości, któreby mogły się ulotnić, zostają pochłonięte przez substancję, zawartą w rurce *H*.

Po skończonej redukcji ważymy powtórnie bańkę *F*, rezerwoar *G* i rurkę *H*. Bańka, w której na początku doświadczenia był tlenek miedzi, przedstawi nam po doświadczeniu ubytek wagi, równający się ilości tlenu, zabranego przez wodór. Rezerwoar zaś *G* i rurka *H*, więcej ważą po doświadczeniu o tę całą ilość wody, która się wytworzyła i w nich skropiła. Znamy ciężar wytworzonej wody i ilość tlenu, w niej zawartego, przez proste więc odejmowanie łatwo możemy wyrachować ilość zawartego w niej wodoru.

Z syntezy tej wynika, że woda złożoną jest na wagę

z wodoru — 2 części  
i tlenu — 16 części.

Cząsteczka zatem wody waży 18 w porównaniu do wodoru.

Nie mamy żadnych wątpliwości co do składu wody, znamy skład jej na wagę i na objętość, wiemy, w jaki sposób zagęszczają się jej składniki przy powstawaniu pary wodnej, wiemy również, że to połączenie odbywa się z wydzieleniem wielkich ilości ciepła, gdyż 1 gram wodoru i 8 gramów tlenu, tworząc wodę ciekłą, wydzielają 34,5 jednostek ciepła. To też, chcąc 9 gramów wody rozłożyć na pierwiastki, musimy użyć olbrzymiej ilości, gdyż 34,5 jednostek, ciepła; musimy wrócić pierwiastkom ciepło, które straciły, łącząc się ze sobą.

Woda rozpuszcza w sobie wiele ciał: sól, cukier, saletra nikną w wodzie, czyli rozpuszczają się; woda jest zatem *rozpuszczalnikiem* dla wielu substancji; *roztworem* zaś nazywamy produkt, otrzymany z rozpuszczenia.

Przy rozpuszczaniu się materji cechy jej fizyczne nikną, chemiczne zaś nie zmieniają się wcale. Oto mam kilka pięknych kryształów soli morskiej, wrzucam je do wody; w krótkim czasie nie pozostanie z nich śladu, woda jednak nabrała charakterystycznego smaku, cechującego sól: otrzymaliśmy wodny roztwór soli. Choć wygląd soli uległ zupełnej zmianie, to jednak, nie straciła ona swych cech chemicznych, gdyż roztwór posiada wszystkie własności chemiczne soli morskiej krystalicznej; możemy nawet jej wrócić wygląd pierwotny, skoro bowiem odparujemy wodę, wówczas sól pozostanie na dnie naczynia w swej zwykłej formie stałej,—a jeśli zbierzemy wodę, którą odparowaliśmy, to przekonamy się również, że nie uległa zmianie. Im powolniejsze jest odparowanie roztworów, tem piękniejsze otrzymujemy kryształy, a przy bardzo powolnej krystalizacyi kryształy są wielkie i bardzo foremne.

Stosujemy to do wszelkich ciał krystalizujących się w wodzie lub innych płynach i powiedzieć możemy, że droga odparowania rozpuszczalników jest jednym z najlepszych ogólnych sposobów krystalizowania się ciał.

Dana objętość płynu nie może wszakże rozpuszczać nieograniczonej ilości ciał stałych; jest kres, poza którym płyn więcej nie przyjmuje i nie rozpuszcza danej materii: roztwór, zawierający maximum ciała stałego w rozpuszczeniu, nazywamy *nasyconym*. Poniżej tego kresu rozpuszczać możemy ciała we wszelkich proporcjach, możemy np. rozczynić wodą tęgi roztwór soli morskiej i otrzymać kilka płynów mniej lub więcej słonych; w najslabszym potrafiemy jednak zawsze rozpoznać sól morską za pomocą rozmaitych sposobów analitycznych.

Ciepło pomaga zwykle rozpuszczać się ciałom w większej ilości; rozpuszczalność wzrasta zatem z temperaturą. Dla każdej jednak temperatury istnieje kres, gdy materii więcej się już nie rozpuszcza, a który nazwalibyśmy nasyceciem. Roztwór, nasycony przy pewnej temperaturze, przestaje nim być, gdy temperaturę wzniesiemy, i przeciwnie—staje się *przesyconym*, gdy temperatura się obniży: nadmiar ciała stałego wydziela się wówczas z roztworu, często w formie krystalicznej.

Niekiedy się zdarza, że roztwór przesyciony nie wytwarza kryształów; wrzucenie małego kryształka tego samego naturalnie związku, który jest w roztworze, zamieszanie, skłócenie, wstrząśnienie nawet, wystarcza w takich wypadkach do natychmiastowego skryształizowania się roztworu. Przypuszczamy, że w powietrzu jest wiele drobnych kryształków, niewidzialnych gołym okiem, które przy wstrząśnięciu lub klóceniu, wpadają do roztworu i powodują krystalizację, tak jak rozmyślnie wprowadzony kryształ. Charakterystyczny przykład daje nam w tym względzie sól glauberska, chemicznie zwana siarczanem sodu: przesyciony roztwór tej soli długi nieraz czas nie krzepnie, skoro jednak płyn skłócimy, krystalizacja występuje zwykle natychmiastowo. Możemy napewno twierdzić, że w tym wypadku mały jakiś kryształ został wprowadzony do płynu i wywołał tworzenie się i grupowanie dookoła niego kryształów, powstających z roztworu—tembardziej, że badania analityczne wykazują stałą obecność drobnych kryształków siarczanu sodu w powietrzu.

Wszelkie ciała stałe, rozpuszczając się w wodzie, pochłaniają pewną ilość ciepła, które czerpią z rozpuszczalnika. Fakt ten dowodzi nam, że ciało stałe pożycza ciepła od płynu, aby przejść do nowego stanu skupienia, a ciepło, w ten sposób pochłonięte, jest utajone. Temperatura rozpuszczalnika musi oczywiście się obniżyć, i dlatego też woda, w której rozpuszczamy sól lub saletrę, oziębia się bardzo widocznie. W niektórych razach obniżenie temperatury jest tak znaczne, że sięga niżej zera, np. gdy azotan amonu rozpuszczamy w wodzie, temperatura obniża się do  $-10^{\circ}$ , a nawet  $-15^{\circ}$ . Sól morską, zmieszana z lodem, daje niską temperaturę, sięgającą do  $-17^{\circ}$  i t. p. Podobne mieszaniny zwiemy *oziębiającymi*, przyczem dodać musimy, że nie tylko woda, ale i inne rozpuszczalniki przedstawiają podobne zjawiska. Czasem znów rozpuszczeniu substancji towarzyszy tworzenie się związku chemicznego, wówczas roztwór się zagrzewa, gdyż ilość ciepła, wydzielona przez

przemianę chemiczną, przewyższa ciepło, pochłonięte przy przemianie stanu skupienia.

Związki chemiczne, które woda tworzy z rozmaitemi ciałami, możemy zaliczyć do kilku rodzajów odmiennych. Raz woda przyłącza się w ilości oznaczonej do ciał krystalizujących się, stanowi część składową kryształów i nazywa się *wodą krystalizacyi*; wszystkie aluny, a jest ich wiele rodzajów, zawierają 24 cząstki wody krystalizacyi, rozmaite siarczany, zwane witryolami, krystalizują się z 7-oma cząstkami wody. Wiele z tych związków, przez pozbawienie wody krystalizacyi, traci charakterystyczne swe zabarwienia, np. sole kobaltu z wodą krystalizacyi są czerwone, a bez niej—błękitne; zielone związki niklu stają się żółte, wreszcie siarczan miedzi, pięknej szafirowej barwy, pod wpływem silnego ogrzania traci wodę krystalizacyi i staje się biały,—obdarzony jest jednakże niezmierną łatwością pochłaniania wody i błękitnieje nawet w absolutnym spirytusie, jeśli ten zawiera w sobie odrobinę wody. Woda krystalizacyi jest pierwszym szczeblem chemicznego łączenia się ciał z wodą; połączenia te są nietrwałe i łatwo można wyrugować przez ogrzanie wodę w ten sposób połączoną, kryształy jednak tracą swą foremną postać i najczęściej się rozspują.

Inne chemiczne połączenia wody są o wiele trwalsze; do nich zaliczamy *wodany* czyli zasady (alkalia) i *kwasy*. Wiemy już, w jaki sposób związki te powstają: jeśli w wodzie rozpuszczać będziemy tlenki metaliczne, jak tlenek potasu lub wapno palone, wówczas łączą się one z wodą przy wydzieleniu wielkiej ilości ciepła i tworzą owe wodany, wybitną rolę odgrywające w chemii; jeśli zaś będziemy rozpuszczać w wodzie tlenki metaloidów, czyli bezwodniki, wówczas powstają kwasy, z wydzieleniem wielkich nieraz ilości ciepła. Pięciotlenek fosforu syczy, jak rozgrzane do czerwoności żelazo, gdy zetknie się z wodą, a trójtlenek siarki z węglem wszelkie ciała organiczne, zabierając ich wodór i tlen, potrzebne mu do ukształtowania kwasu siarczanego.

Woda rozpuszcza również wiele gazów, a zjawisku towarzyszy wydzielanie ciepła. Fizyka nas uczy, że przejście ciała stałego w płynne, a płynnego w gazowe, odbywa się zawsze z wchłonięciem ciepła,—odwrotnie, jeśli gaz się skrapla lub płyn krzepnie, wówczas zjawisku towarzyszy wydzielanie ciepła. Rozpuszczanie się gazów w wodzie zależy nie tylko od natury gazu, ale także od temperatury i ciśnienia. Im ciśnienie jest większe, tem więcej gazu rozpuszcza się w wodzie, im mniejsze, tem rozpuszczanie jest słabsze; z temperaturą jest przeciwnie, gdyż przy ogrzewaniu gazy nie tylko że coraz to słabiej rozpuszczają się w wodzie, lecz uchodzą z niej, a przy wrzeniu wody wszystkie zawarte w niej gazy i pary zostają z niej wydzielone. Od prawideł tych uchylają się te gazy, które chemicznie łączą się z wodą; gazami takimi mogą być bezwodniki, np. dwutlenek siarki, lub gazy, które, jak kwas solny, z szaloną chciwością łączą się z wodą i tworzą trudne do określenia związki; pod wpływem gorąca gazowy kwas solny nie uchodzi z roztworu wodnego, lecz razem z nim dystyluje się, jak związek.

Wreszcie woda rozpuszcza wiele płynów, czyli miesza się z nimi; przy tem zjawisku zauważyć można często rozgrzanie i zmniejszenie objętości, np. gdy alkohol zmieszamy z wodą.

Rozpuszczając się w wodzie, materya przechodzi jakby przez stan gazowy i obdarzona jest pewną prężnością, którą można porównać do prężności par, dzięki której rozprzestrzenia się jednomiernie po całym rozpuszczalniku, tak jakby to czynił gaz, zajmujący przestrzeń próżną. Prężność ta pozwala ciałom rozpuszczonym przenikać przez rozmaite warstwy płynne lub stałe, jeśli naturalnie poza tą warstwą znajduje się substancya, w której mogą rozpuszczać się swobodnie. Zjawisko przenikania płynów przez warstwy płynne lub stałe nazywamy *dyalizą*. Dyalizator, czyli przyrząd do uskuteczniania tego rodzaju doświadczeń, składa się z obreczy, naciągniętej pęcherzem lub papierem pergaminowym, naczynie to pływa po drugim większem, napełnionem wodą (fig. 24). W naczyniu górnem umieszczamy roztwór, który chcemy poddać dyalizie; substancye rozpuszczone przenikają przez pęcherz lub papier i dostawszy się do wody, mieszają się z nią. Zauważono, że ciała krystaliczne, jak sole i cukry, przechodzą szybko przez dyalizator, gdy nie podlegające krystalizacyi, jak żelatyna, białko, glinica lub krzemionka galaretowata, przechodzą niezmiernie powoli przez błony zwierzęce. Pierwsze zowiemy *krystaloidami*, drugie zaś *koloidami*; jeśli mieszanię takich związków wrzucimy na dyalizator, to po krótkim przeciągu czasu krystaloidy rozpuszczają się w wodzie, zawartej w naczyniu dolnem, gdy koloidy pozostaną w naczyniu górnem nad pęcherzem. Mamy więc doskonały sposób rozdzielania tych ciał jednych od drugich.

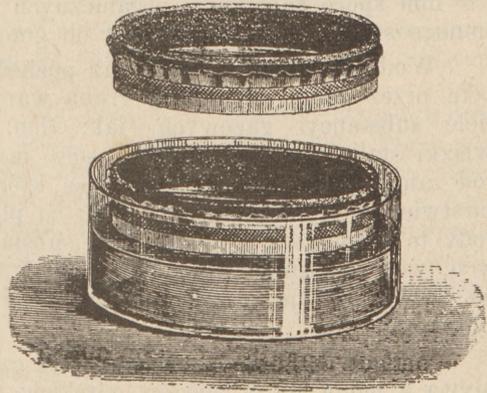


Fig. 24.

Między substancjami rozpuszczonemi a rozpuszczalnikiem istnieje pewna siła przyciągająca, która utrzymuje substancye te w rozpuszczeniu, siłę tę nazywamy *osmotyczną*. Ona to w komórce roślinnej przyciąga wodę przez błonę komórkową, a ta jest *za życia* obdarzona dziwną własnością, dzięki której woda przechodzi do wnętrza komórki, lecz produkty rozpuszczone nie mogą przez nią przeniknąć na zewnątrz. Jeśli do takiej komórki naturalnej lub do sztucznej o tych samych własnościach, połączonej z manometrem, nalejemy cukru lub soli morskiej w roztworze i cały przyrząd pograżymy w wodzie, wówczas zauważymy, że woda będzie przenikać przez błony do wnętrza komórki dopóty, aż ciśnienie, wywierane przez płyn komórkowy na wewnętrzną stronę ścian komórkowych, przeskodzi jej w tej funkcji. Manometr wskazuje nam to ciśnienie, zwane osmotycznym, a wyrażające siłę atrakcyjną, którą rozmaite substancye obdarzone są względem wody.

Woda niezbędną jest przy żywieniu się człowieka, zwierząt i roślin; ludzie dużą zawsze zwracali uwagę na rodzaj wody, będącej ich najprostszym napojem: wybór miejscowości, w których zakładano osady, wsie, miasteczka,

zależał często od bliskości źródła lub rzeki, dostarczających obficie zdrowej i czystej wody.

Wody naturalne nie są jednak nigdy czyste i zależnie od tego, skąd pochodzą, przedstawiają cechy najrozmaitsze; mamy zatem wodę deszczową, źródlaną, studzienną, rzecznaną, morską, mineralną.

Woda deszczowa, zarówno jak wszelka woda, otrzymana z opadów atmosferycznych, jest stosunkowo czystą; spłukując atmosferę, deszcz rozpuszcza wprawdzie rozmaite związki, w niej zawarte, zarówno stałe jak i gazowe, to też w wodzie tej znajdujemy zawsze azotany i azotony amonu, trochę soli morskiej, siarczan sodu, dwutlenek węgla, prócz tego kurz z powietrza, a w nim sporo substancji organicznych i martwych. Woda taka nie ma przyjemnego smaku, lecz zdatną jest do gotowania jarzyn i do prania.

Woda źródłana i studzienna pochodzą z wody deszczowej, która prześląka przez mniej lub więcej grubą warstwę ziemi, rozpuszczając po drodze wiele substancji gazowych, jak: tlen, azot, dwutlenek węgla i rozmaite związki stałe, jak: sól morską, sole magnezu, wapienia i t. p. Skład tych wód zależy bardzo od pokładu, po którym spływają: wody, spływające po warstwie gliny, innemi są od tych, co płyną po granicie lub po gipsie; skoro wody te rozpuszczą w sobie dużo substancji stałych, a szczególnie wapiennych, wówczas stają się zbyt twarde i niezdatne do domowego użytku: mydło w nich się nie zmydla, jarzyny twardnieją, a przy gotowaniu zostawiają obfity osad.

Woda z rzek lub jezior powstaje częściowo z wody źródlanej, a częściowo spływa z lodowców i śniegów górskich; mimo to obdarzoną jest swemi odrębnymi cechami, płynąc bowiem po szerokiej, otwartej przestrzeni, rozpuszcza w sobie znaczną ilość powietrza i osadza po drodze zbytek ciał mineralnych. W miejscowościach jednak, położonych nisko i bardzo zaludnionych, większość wód rzecznych jest mocno zanieczyszczona spływami fabrycznymi i ustępowymi, a także kurzem, tak że staje się niezdatną, a nawet niebezpieczną do picia.

Woda wreszcie stawów i oczyszczonych, wogóle wszelka woda stojąca, jest bardzo szkodliwą, z powodu wielkiej ilości organizmów, które zawiera, i chociażby nawet nie była porośnięta roślinnością, co się najczęściej zdarza, to jednak jest znakomitem środowiskiem dla rozwijania się najrozmaitszych zarazków, często szkodliwych i chorobotwórczych. Wody takiej pić nie należy, chyba po przegotowaniu, wskutek którego większość drobnoustrojów zostaje uśmiercona, lub po dobrem przefiltrowaniu.

Filtrowanie nie usuwa soli, rozpuszczonych w wodzie, zatrzymuje jednak wiele drobnoustrojów, kurz i męty. Przyrządy, służące do filtrowania, są najrozmaitsze; znany mnóstwo rodzajów filtrów, we wszystkich jednak widzimy tę samą zasadę przewodnią; chodzi o to mianowicie, aby zmusić wodę do powolnego przesiąkania przez warstwę ciał porowatych, które zatrzymują wszystkie materje stałe, zawieszony w wodzie. Warstwa taka może być usypaną z piasku, żwiru, z węgla drzewnego i t. p. Najprostszy filtr składa się z gąbki, wciśniętej w lejek i pokrytej garstką piasku; zależnie od tego, czy gąbka została wciśniętą silnie, czy też luźno, woda spływa powoli lub szybko, a gdy

się mocno zanieczyści, należy gąbkę spłukać w wodzie, lekko zakwaszonej kwasem solnym.

Można wreszcie wodę przegotować lub przedystylować, ale woda, w ten sposób oczyszczona, jest pozbawiona gazów, a zatem powietrza, jest ciężka, niezbyt strawną i posiada smak nieprzyjemny; należy wystawić ją w szerokim naczyniu, przykrytem muślinem, na działanie powietrza lub przez mieszanie łyżeczką ułatwić zetknięcie i rozpuszczenie się powietrza w wodzie.

Substancje mineralne, zawarte w wodach, nadają jej niekiedy własności szkodliwe, kiedyindziej lecznicze, odpowiednio wreszcie dobrane stanowią jej dobry smak, niezbędną w wodzie do picia.

Wodami mineralnymi zwiemy wody, wyływające z głębi ziemi, unoszące w rozpuszczeniu rozmaite ciała stałe i gazowe, którym zawdzięczają lecznicze działanie na organizm. Wody te od dawnych bardzo czasów używane były w lecznictwie.

Źródła mineralne są albo zimne, albo gorące, w ostatnim wypadku temperatura jest stałą: wody Karsbadzkie mają 74°, Wiesbaden 70°, Vichy 45°. Wody *musujące*, jak woda z Selters, zawierają wielką ilość dwutlenku węgla, *alkaliczne* są bogate w sodę i dwutlenek węgla, jak woda Vichy lub z Ems, *żelaziste*, jak woda ze Spa lub Pyrmoncka, zawierają węglan żelaza; *siarczane* zawierają siarkowodor lub siarki potasu albo sodu, takimi są wody w Busku, Barèges, Luchon, Aix-la-Chapelle, Neundorf i t. p.; *arsenowe* zawierają związki arsenu i są bardzo trujące, np. woda z Bourboule, Roncigno i t. p.; *solanki* bogate są przede wszystkim w sól morską, jak źródła w Ciechocinku, Baden, Kissingen, Wiesbaden, Kreuznach, Karlsbad, Marienbad i t. p.

Woda morska ma skład dość stały, zawiera mniej-więcej 4% substancji rozpuszczonych, wśród których przeważa sól morską, czyli chlorek sodu i związki magnezu; prócz tych ciał spotykamy w niej stałe bromki i jodki, fosforany, siarczany, a także drobne ilości żelaza, miedzi, cynku, ołowiu, srebra i t. p. Morza, zbliżone do biegunów, zawierają mniej związków mineralnych, podobnie jak morza wewnętrzne, dużo przyjmujące dopływów, jak Bałtyk.

Niepodobieństwem jest wyliczyć wszystkie dobrodziejstwa, które zawdzięczamy wodzie, nie zdołalibyśmy wyliczyć wszystkich jej zastosowań. W postaci lodu służy do zamrażania płynów, do konserwowania produktów spożywczych, do przyrządzania mieszanin oziębiających. Lód otrzymujemy dziś sztucznie na wielką skalę, gdyż coraz szersze znajduje zastosowanie w przemyśle. W postaci ciekłej woda olbrzymie ma znaczenie w naszym życiu codziennym i przemyśle, odgrywa pierwszorzędną rolę w zjawiskach fizjologicznych i chemicznych. W postaci wreszcie pary stanowi siłę, poruszającą warstwy i fabryki, pociągi i okręty.

*Woda utleniona* jest związkiem chemicznym, zawierającym więcej tlenu, niż woda zwyczajna. Wzór jej  $H_2O^2$  wykazuje, że złożoną jest z równych objętości wodoru i tlenu. Płyn ten obdarzony jest smakiem metalicznym, niszczy naskórek i posiada w wielu wypadkach silne własności utleniające. Służy do odbarwiania, do bielenia delikatnych tkanin, piór, jedwabiu, niszczy bowiem barwniki. Posługują się nią przy odnawianiu starych obrazów: farby olejne zawierają w sobie związki ołowiu, a te, pod wpływem gazów siarkowych, zawartych w drobnej ilości w powietrzu, czernieją z czasem, tworząc

czarny siarek ołowiu,—tą przemianą chemiczną tłómaczymy ciemny ton starych płócien. Obmyte wodą utlenioną, nabierają kolorów jasnych, a to dlatego, że woda utlenia siarek ołowiu, zamieniając go na biały siarczany, wracający pierwotną świeżość barwom. Włosy czarne pod wpływem wody utlenionej odbarwiają się także, przyczem przybierają piękny kolor złoty, zwany tycyanowskim albo weneckim.

Woda utleniona jest bardzo silnym środkiem antyseptycznym i pod tym względem duże może mieć znaczenie w lecznictwie.

### Chlorowce.

Rodzina ta składa się z czterech pierwiastków: fluoru, chloru, bromu i jodu; żadnego nie spotykamy w przyrodzie w stanie wolnym, albowiem obdarzone są tak silną energią chemiczną, tak wielkiem powinowactwem do innych pierwiastków, że natychmiast tworzą związki; te zaś obfite są w przyrodzie.

*Fluor* wchodzi w skład fluspatu, będącego najpospolitszym minerałem fluorowym, występującym w przyrodzie w postaci pięknych, przezroczystych kryształów; znajdujemy go w popiołach roślinnych, w kościach i emalii zębów. Bardzo wiele minerałów zawiera drobne ilości połączeń fluoru. Fluor daje się łatwo wydzielić ze swych związków, ale zebranie go i zbadanie jego właściwości było przez długi czas niedostępne dla nauki, a to dlatego, że fluor w chwili wydzielenia się wchodzi natychmiast w związek, choćby z materiałem naczynia, w którym odbywa się doświadczenie. Dopiero przed niedawnym czasem Moissan z Paryża odosobnił fluor, rozkładając w specjalny sposób przez elektrolizę kwas, zwany fluorowodorem.

Fluor jest gazem 19 razy cięższym od wodoru, jasno-żółtej barwy, o niezmiernie silnym i ostrym zapachu. Łączy się bezpośrednio ze wszystkimi pierwiastkami, z wyjątkiem azotu i tlenu. Z wodorem łączy się bardzo gwałtownie, a połączeniu, choćby się odbyło w ciemności, towarzyszy wybuch; powstaje wówczas ów kwas, zwany fluorowodorem.

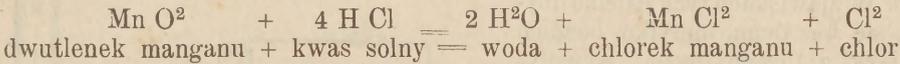
*Chlor* wiele przedstawia podobieństwa do fluoru; związki jego są pospolitsze i obfitsze w przyrodzie od związków fluorowych, do nich zaliczamy zwyczajną sól morską, składającą się z chloru i sodu i dlatego zwaną chemicznie chlorkiem sodu; znajdujemy ją w pokładach w głębi ziemi, oraz rozpuszczoną w morzach i oceanach, jeziorach i źródłach słonych. Prócz tego chlor spotykamy w postaci chlorków potasu, wapienia, srebra, magnezu i t. p., składających się, podobnie jak sól morską, z chloru i metalu.

Dr. ZOFIA JOTEYKO-RUDNICKA.

C. - D. N.

Chlor można wydzielić z soli morskiej, przepuszczając przez przetopioną prąd elektryczny: chlor wydziela się wówczas przy biegunie dodatnim, jak wszystkie metaloidy, sód zaś zbiera się, jak metale, przy elektrodzie odjemnym. Jest to doświadczenie bardzo pouczające, lecz nie daje nam praktycznego sposobu otrzymania chloru.

O wiele lepiej daje się ten pierwiastek otrzymywać z kwasu solnego, który składa się z wodoru i chloru; rozkładamy go za pomocą braunsteinu, bardzo bogatego w tlen: tlen utlenia kwas solny, łącząc się z jego wodorem, a chlor się wydziela



Doświadczenie to uskuteczniamy w przyrządzie, przedstawionym na fig. 25. W kolbie ogrzewamy sproszkowany braunstein z kwasem solnym, ten zaś wprowadzamy za pomocą rurki, zakończonej lejkiem, zwaną *rurką bezpieczeństwa*. Powstający chlor jest najczęściej zanieczyszczony parami kwasu solnego, to też przeprowadzamy go przez płuczkę z wodą, w której kwas ulega natychmiast rozpuszczeniu. Gaz zbieramy pod wodą słoną, gdyż ta mniej go rozpuszcza, niż zwyczajna, lub też na sucho, doprowadzając go rurką szklaną na dno kolby lub dzwonu szklanego: dzięki znacznemu swemu ciężarowi gatunkowemu, chlor powoli wznosi się w naczyniu, aż wypełni je całkowicie. Rurka bezpieczeństwa ma cel potrójny: przedewszystkiem służy do wiania kwasu na braunstein, następnie stanowi rodzaj klapy bezpieczeństwa w razie zbyt burzliwego wydzielenia się gazu, o co nie trudno, gdyż reakcja jest niezmiernie gwałtowną, wreszcie przy końcu doświadczenia, gdy się już więcej gazu nie wydziela, wówczas woda, zawarta w płuczce, wznosi się rurką, dążąc do zalania częściowo próżnej i chłodnej kolby, dzięki jednak rurce bezpieczeństwa, powietrze dostaje się do niej i powoli ją wypełnia.

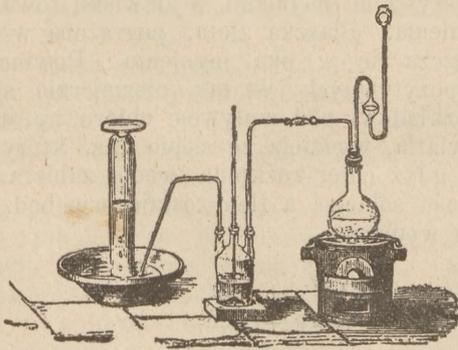


Fig. 25.

Chlor jest gazem żółto-zielonym, o zapachu nadzwyczajnie przykrym, duszącym, wywołującym kaszel, jest 35,5 razy cięższym od wodoru, a prawie 2,5 razy cięższym od powietrza, to też nie uchodzi prędko z kolby lub flaszki otwartej. Rozpuszcza się w wodzie niezbyt obficie, tworząc wodę chlorową, która posiada barwę, zapach i główne własności chloru gazowego i dlatego zamiast niego nieraz bywa używana. Chlor daje się łatwo skroplić, gdyż przy zwyczajnem ciśnieniu, oziębiając go do  $-50^{\circ}$ , otrzymujemy ciecz chlorową; możemy doświadczenie to przeprowadzić przy  $+15^{\circ}$  i pod ciśnieniem 4-ch atmosfer. Przy  $-102^{\circ}$  chlor płynny przechodzi w stan stały.

Chlor obdarzony jest niezmierną energią chemiczną. Z wodorem łączy się pod wpływem promienia słońca, tworząc z gwałtownym wybuchem kwas bardzo silny, znany nam już pod nazwą chlorowodoru lub kwasu solnego. Łączy się bezpośrednio z siarką, a z borem, krzemem, arsenem, antymonem i fosforem łączy się gwałtownie, dając wspaniałe zjawiska świetlne; miedź pali się w atmosferze chloru, tak jak żelazo w tlenie, świeca i wodór palą się również w chlorze, a chlor, choć sam niepalny w powietrzu, to jednak pali się w atmosferze wodoru (fig. 26—27). W zjawiskach tych palenie odbywa się bez tlenu, nie tylko bowiem związki z tlenem mogą wywoływać efektowne zjawiska świetlne. Wszelki związek chemiczny może być połączony z płomieniem, jeśli ciepło, wydzielone przy jego powstaniu, jest dość znaczne, aby wywołać taki objaw.

Wodór pali się w chlorze, a chlor w wodrze, gdyż powstający w obu wypadkach kwas solny wytwarza bardzo wiele ciepła. W podobny sposób świeca pali się

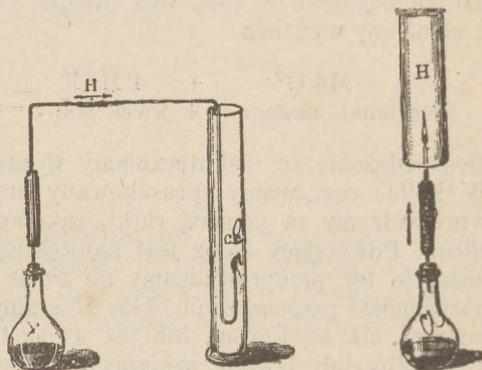
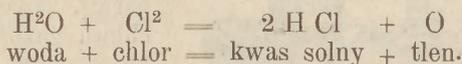


Fig. 26 i 27.

w atmosferze chloru, młdem wprowadzie światłem i silnie kopcącym, gdyż wodór, zawarty w stearynie, łączy się z chlorem na kwas solny, a węgiel świecy, nie palący się w chlorze, wydzielą się w postaci sadzy. Gdy miedź, fosfor, arsen, antymon palimy w dzwonie, napelnionym chlorem, to we wszystkich tych zjawiskach powstają związki, zwane chlorkami, a zatem—chlerek miedzi, chlerek fosforu, chlerek arsenu, chlerek antymonu.

Chlor wchodzi w związek ze wszystkimi metalami, a zjawisku towarzyszy nieraz wydzielanie światła i płomienia. Blaszka złota, pogrążona w wodzie chlorowej, niknie szybko, rozpuszcza się w oka mgnieniu. Powinowactwo chloru do pierwiastków elektro-pozytywnych jest tak niezmiernie silne, że najtrwalsze ich związki ulegają rozkładowi pod wpływem chloru, np. woda chlorowa, wystawiona na działanie światła, wydziela ze siebie gaz, który nie jest bynajmniej chlorem, lecz tlenem, gdyż chlor rozkłada wodę, zabiera wodór, potrzebny mu do utworzenia kwasu solnego, a tlen zostaje oswobodzony. Chlor *podstawia* się zatem na miejsce wodoru.



Z powodu tlenu, który z wody wydziela, chlor odgrywa często rolę ciała utleniającego pośrednio.

Działanie chloru na substancje, zawierające wodór, jest tak silne, że wszystkie, wyjąwszy fluorowodór, rozkładają się pod jego wpływem, przyczem tworzy on z ich wodorem kwas solny, a sam podstawia się na miejsce za-

branego wodoru. To nam tłómaczy silną odbarwiającą własność chloru: odbarwia on roztwór lakmusu, indygo, atrament i wiele innych barwników roślinnych lub zwierzęcych, zawierających w swym składzie wodór; w podobny sposób kwiaty, wstawiane pod dzwon, napełniony chlorem, szybko tracą świeże swe kolory.

Chlor jest silną trucizną, dezynfekuje, zabija zarazki i bakterye, wstrzymuje fermentację, rozkłada amoniak i siarkowodór, wydzielające się z ciał gnijących, a rezultatem chemicznym tej energicznej działalności jest tworzenie się kwasu solnego.

Chlor i niektóre jego związki szerokie mają zastosowanie jako środki dezynfekujące; bielą nim papier, płótno i inne tkaniny, posługują się nim do wygubienia plam atramentu, lub zmycia pisma, wreszcie dużą rolę odgrywa on w przemyśle.

*Brom i jod* spotykamy w przyrodzie w postaci rozmaitych bromków i jodków, które są połączeniami bromu lub jodu z metalami; związki te w niewielkiej ilości towarzyszą najczęściej, chlorkom, i razem z nimi spotykamy je rozpuszczone w wodach mineralnych i w wodzie morskiej, której nadają smak cokolwiek gorzkawy. Jodki gromadzą się prócz tego w gąbkach, w rozmaitych ślimakach i polipach, oraz w roślinach morskich, a z popiołów tych roślin jod daje się otrzymywać fabrycznie.

Brom jest płynem czerwono-brunatnym, bardzo ciemnym, o niezmiernie przykrym zapachu, duszącym, jak zapach chloru; paruje przy zwykłej temperaturze, a pary te są brunatne i 80 razy cięższe od wodoru.

Jod zaś jest ciałem stałym, koloru popielatego, przypominającego stal; przy 113° topnieje, a powyżej 200° wre, wydzielając pary pięknej fioletowej barwy, które są 127 razy cięższe od wodoru. Oziębiona para jodu daje ładne lśniące kryształki; podobny sposób krystalizowania się nazywamy *sublimacją*. Jeśli więc ogrzejemy trochę jodu w retortce, wówczas fioletowe jego pary napełnią naczynie, poczem osadza się on w postaci kryształków w chłodnej szyjce, jak to widać na rysunku 28. Zapach jodu jest ostry i duszący, jak zapachy fluoru, chloru i bromu.

Jod bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie, a dobrze w alkoholu, chloroformie i eterze. Roztwór alkoholowy jest brunatny i zowie się *jodyną*, znaną z zastosowania w lecznictwie, roztwór zaś w chloroformie jest pięknej barwy fioletowej. Jod zabarwia krochmal na kolor niebieski i pozwala tym sposobem odróżnić go od innych substancji, i naodwrot— za pomocą krochmalu możemy rozpoznać jod; powiadamy więc, że jod jest *odezynnikiem* krochmalu, a krochmal *odezynnikiem* jodu.

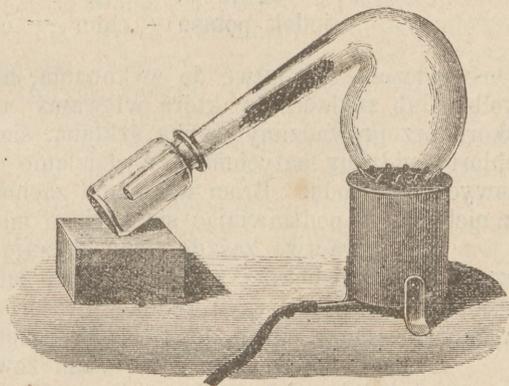


Fig. 28.

Brom i jod przypominają wiernie swojemi własnościami fluor i chlor, obdarzone są jednak mniejszą od nich energią chemiczną. Brom łączy się z wodorem dopiero przy ogrzaniu, a jod wchodzi z nim w związek jeszcze trudniej. Powinowactwo do metali jest również słabsze.

Ze wszystkich tych czterech ciał fluor działa najenergiczniej, jest to najbardziej elektro-negatywny pierwiastek, jaki znamy; potem idzie chlor, następnie brom, wreszcie jod. W tym porządku rozwija się powinowactwo ich do wodoru i do metali, zmniejszeniu zaś energii chemicznej towarzyszy wzrastanie ciężaru atomowego, gęstnienie i akcentowanie się barwy pierwiastków, a więc:

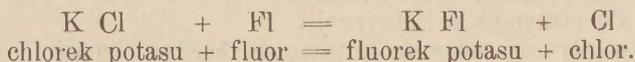
Fluor jest gazem blade-żółtym, 19 razy cięższym od wodoru,

Chlor „ „ żółto-zielonym, 35,5 „ „ „ „

Brom jest płynem ciemno-brunatnym, którego pary są 80 razy cięższe od wodoru,

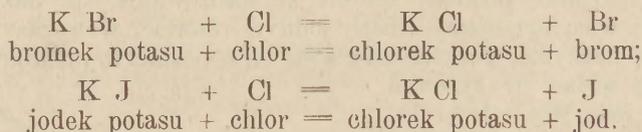
Jod jest ciałem stałym, koloru stali, którego pary są 127 „ „ „ „

Jeśli na chlorek potasu w roztworze wodnym działać będziemy fluorem gazowym, to ten, mając większe powinowactwo do potasu, niż chlor, wydzieli chlor z jego połączenia i podstawí się na jego miejsce:



W podobny sposób fluor wydzieli brom i jod z bromków i jodków.

Jeśli przeprowadzimy strumień chloru poprzez roztwór bromku lub jodku potasu, to chlor, obdarzony większym powinowactwem do potasu, niż brom i jod, wydzieli pierwiastki te z połączenia, sam zastępując ich miejsce:



Doświadczenie to, łatwe do wykonania, można przeprowadzić w zwyczajnej kolbce lub szklance, w którą wlewamy roztwór bromku lub jodku potasu: skoro przeprowadzimy (rurką szklaną, sięgającą do dna naczynia) strumień chloru, widzimy natychmiast wydzielanie się brunatnych par bromu, lub fioletowych par jodu. Brom tak samo zachowuje się względem jodków: wydziela z nich jod, a podstawiając się na jego miejsce, tworzy bromek metaliczny.

Powinowactwo zaś do tlenu okazuje się w porządku odwrotnym, to znaczy, że jod najchętniej z całej rodziny łączy się z tlenem, działa nawet jako środek odtleniający, czyli redukcyejny; brom zaś łączy się z tlenem słabiej, a fluor nie łączy się wcale z tlenem bezpośrednio.

Związki chlorowców z metalami zowiemy solami, są to: fluorki, chlorki, bromki i jodki. Sole te krystalizują się jednakowo, rozpuszczają się prawie wszystkie w wodzie i często spotykają się razem. Brom i jod mają zastosowanie w fotografii, wchodzi w skład niektórych pięknych barwników organicznych. Jod duże ma wzięcie w lecznictwie, jako znakomity środek przeciw



Kwas siarczany rozkłada zatem chlorek sodu w ten sam sposób, jak rozłożył fluorek wapnia (czyli fluspat): w obu wypadkach, łącząc się z metalem, za-

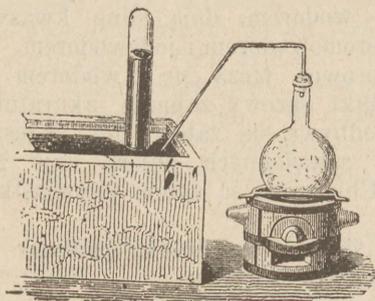


Fig. 29.

wartym w soli morskiej lub we fluspacie, tworzy on siarczany sodu lub wapnia, w obu wypadkach również powstają kwasy: chlorowódór lub fluowódór. Chcąc otrzymać kwas solny w stanie gazu, ogrzewamy w kolbie szklanej trochę soli morskiej, na którą przez rurkę bezpieczeństwa wlewamy kwasu siarczanego (fig. 29); wydzielający się gaz nie może być jednak zebrany pod wodą, gdyż jest jednym z ciał najenergiczniej rozpuszczających się w wodzie, bierzemy więc waniekę, napeł-

nioną rtęcią, i zbieramy gaz w dzwonie szklanym, napełnionym rtęcią i wywróconym nad kąpielą rtęciową.

Chcąc zaś przygotować kwas solny w roztworze wodnym, posługujemy się przyrządem Woolfa (fig. 30), w którym gaz przechodzi przez cały szereg

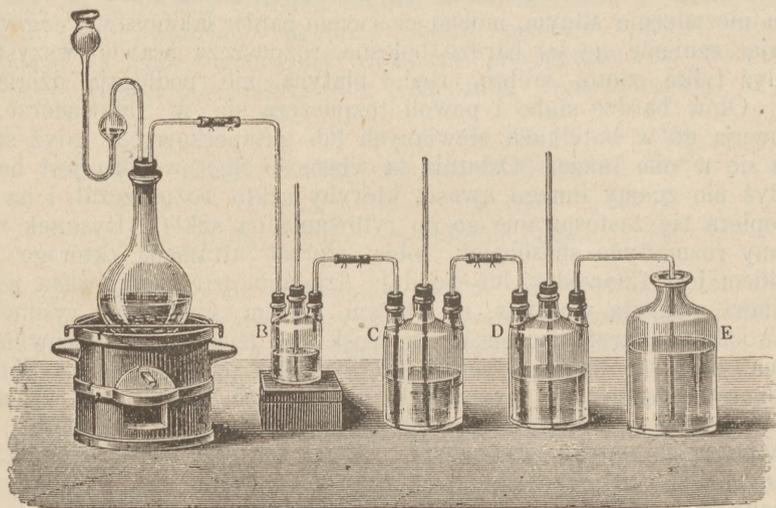


Fig. 30.

flakonów szklanych, *B, C, D, E*, o trzech szybkach, napół napełnionych wodą dystylowaną. Pierwszy flakon, najmniejszy, stanowi płuczkę, w następnych zaś gaz stopniowo się rozpuszcza, nasycając wodę, w nich zawartą; roz-

twór, otrzymany tym sposobem, używany jest w przemyśle i po pracowniach pod nazwą kwasu solnego płynnego.

Kwas solny jest gazem niezmiernie kwaśnym, o zapachu szczypiącym, dymiącym w powietrzu z powodu swego niezwykłego powinowactwa do wody, zawartej w atmosferze. Daje się skroplić przy  $-80^{\circ}$  i pod zwykłym ciśnieniem; dotychczas nie otrzymano go w stanie stałym.

Jedną część wody rozpuszcza (przy ciśnieniu normalnem i  $0^{\circ}$ ) 503 części tego gazu, co wymownie stwierdza powinowactwo tych ciał względem siebie.

Weźmy kolbę lub butelkę szklaną *A*, wypełnioną chlorowodem gazowym, zamknijmy ją mocno korkiem, w który wkręciliśmy rurkę szklaną, zalutowaną od strony zewnętrznej, od wewnętrznej zaś otwartą; butelkę tę wywróćmy nad wanną *B*, pełną wody i za pomocą szczypców skruszymy pod wodą zalutowany koniec rurki szklanej, zamykającej korek. W tejże chwili ujrzymy zjawisko efektowne (fig. 31): woda gwałtownie wypełni butelkę, tworząc w niej fontannę, pierwsze bowiem krople wody, które zetknęły się z kwasem solnym, pochłonęły wszystkie gaz, zawarty w butelce, powstała więc próżnia, którą woda wypełnia burzliwie. Jeśli użyjemy wody, lekko zabarwionej na niebiesko kilku kroplami wyciągu lakmusowego, to fontanna będzie czerwona, gdyż kwas czerwieni lakmus niebieski.

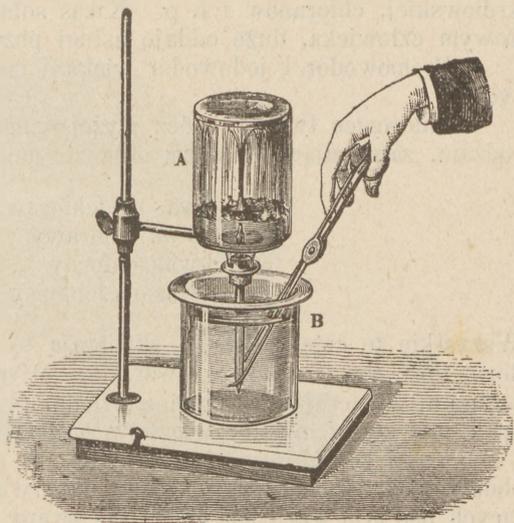


Fig. 31.

Kwas solny rozpuszcza w sobie bardzo wiele metali; rozpuszczenie podobne jest tworzeniem się chemicznego związku, towarzyszy mu silne rozgrzanie: metal łączy się z chlorem, zawartym w kwasie, a wodór jego wydziela się swobodnie. Tworząc się wówczas sole, znane nam pod nazwą chlorków; w taki sam sposób kwas siarczan rozpuszcza cynk, z wydzieleniem wodoru i tworzeniem się soli, zwanych siarczanami. Jeśli więc w kwasie jakimkolwiek wodór zastąpimy metalem, to otrzymamy związki, zwane *solami*; związki te nie są wcale kwaśne i na wyciąg lakmusowy nie działają.

Rozpuszczając zatem żelazo lub cynk w kwasie solnym, otrzymujemy chlorek żelaza lub chlorek cynku, a wodór wydziela się. Rozpuszczając zaś w tym samym kwasie braunstein, wyswabdzamy drugi składnik chlorowodoru, mianowicie chlor. Za pomocą tych dwóch reakcyi możemy z chlorowodoru otrzymać po kolei oba jego składniki i stwierdzić analitycznie obecność wodoru i chloru w kwasie solnym.

Najlepszy sposób przekonania się, że dany kwas jest istotnie chlorowodem, jest użycie specjalnego odczynnika, zwanego kamieniem piekielnym, a chemicznie azotanem srebra. W zetknięciu się z tym odczynnikiem, który w roztworze jest zupełnie bezbarwny, kwas solny i wogóle wszystkie chlorki tworzą białą, gęstą osad serowaty, podobny do twaroga; osad ten ciemnieje, czernieje nawet pod wpływem światła i rozpuszcza się całkowicie w amoniaku.

Kwas solny potrzebny jest w przemyśle i w pracowni chemicznej; posługują się nim przy rozpuszczeniu ciał, nie rozpuszczających się w wodzie, służy do przyrządzania wodoru, chloru, dwutlenku węgla, siarkowodoru, wody królewskiej, chloranów i t. p. Kwas solny, zawarty wreszcie w soku żołądkowym człowieka, duże oddaje usługi przy trawieniu pokarmów.

Bromowodor i jodowodor większe mają znaczenie teoretyczne, niż praktyczne.

Chlorowce tworzą, prócz wyżej wzmiankowanych, kwasy innego jeszcze rodzaju, zawierające w swym składzie mniej lub więcej tlenu:

kwas podchlorawy	Cl O H
kwas chlorawy	Cl O <sup>2</sup> H
kwas chlorny	Cl O <sup>3</sup> H
kwas nadchlorny	Cl O <sup>4</sup> H.

Wszystkie te cztery kwasy zawierają tę samą niezmienną ilość chloru i wodoru, ilość tlenu zaś wciąż wzrasta. Wyrażamy to, umieszczając przy nazwie związku, zawierającego najmniej tlenu, przyimek *pod*, gdy przeciwnie, przyimek *nad* stosujemy do związków najbogatszych w tlen.

*Kwas podchlorawy* używany jest w postaci soli, zwanych *podchlaronami*, obdarzonych silnemi własnościami odbarwiania i dezynfekowania, przypominających pod tym względem chlor; tak zwany u nas pospolicie *chlorek* jest mieszaniną, złożoną przeważnie z podchlaronu wapnia, służącą do bielenia bielizny, do prania, do dezynfekowania; we Francyi używają w tym samym celu wody Jawellea, bogatej w podchlaron potasu lub sodu.

*Kwas chlorny*, zawierający dużo bardzo tlenu, jest środkiem silnie utleniającym, zapala papier, alkohol, siarkę i fosfor, a sole jego, zwane *chlaronami*, są używane nawet do otrzymywania tlenu, gdyż przy silnem ogrzaniu wydzielają wszystek swój tlen, same zamieniając się na chlorki.

### Siarka.

Siarka znana była od najdawniejszych czasów; starożytni zbierali ją w miejscowościach wulkanicznych i palili na ceremoniach pogrzebowych, z powodu własności oczyszczających, jakimi są obdarzone pary jej tlenku; używali jej także do bielenia wełny.

W Sycylii, we Włoszech, w Ameryce Południowej spotykamy znaczne pokłady siarki rodzimej, okolice wulkaniczne są szczególnie bogate w ten pier-

wiastek, występujący raz w postaci przezroczystych, żółtych kryształów, kiedy indziej jako masa bezkształtna, koloru cytryny. W przyrodzie spotykamy wiele związków siarki: jedne są *siarkami*, jak: piryty, galena, blenda, czyli związkami siarki z metalem, inne *siarczanami*, jak: gips, sól glauberska, czyli solami kwasu siarczanego; wreszcie znamy ciała organiczne, a między nimi białko, w skład których wchodzi siarka.

Oczyszczanie siarki odbywa się dość prostym sposobem: wytapiają ją poprostu ze skał, które jej towarzyszą. W Sycylii przetapianie siarki odbywa się w dużych komorach, w których minerały te, rozbite w kawałki,

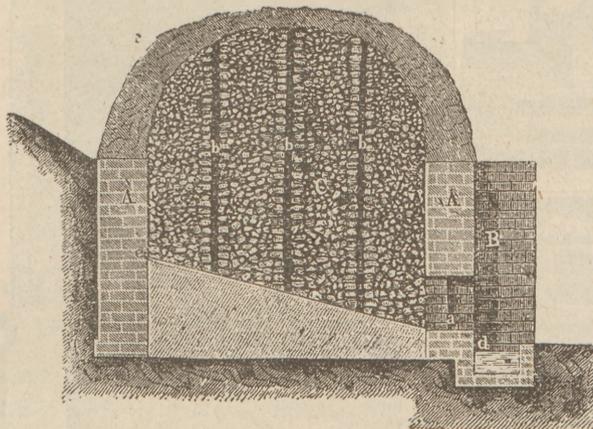


Fig. 32.

składają w kilka stert i podpalają (fig. 32); przetopiona siarka sływa po pochyłym dnie do zbiornika; jest ona jeszcze bardzo nieczysta, zawiera dużo ciał obcych, które się jednocześnie z nią przetopily, i nazywa się *siarką surową*.

Oczyszczanie siarki surowej odbywa się za pomocą dystylacji (fig. 33). Siarkę ogrzewa się w retortach, a parę wpuszcza do dużej komory, gdzie się oziębia i osadza na ścianach w postaci drobnych kryształów, zwanych *kwiatem siarkowym*. Później jednak wskutek rozgrzania się komory kwiat siarkowy przetapia się i sływa na dno, skąd płyn wpuszczają do form drewnianych kształtu walcowatego (fig. 34); dlatego też siarka, pospolicie spotykana w handlu, ma kształt lasek. Można na małą skalę przeprowadzić oczyszczenie siarki w celu otrzymania niewielkiej ilości kwiatu siarkowego; w tym celu używamy przyrządu, przedstawionego na fig. 35. Ogrzewamy do wrzenia siarkę, zawartą w małej retorce, pary jej osadzają się w dużej kolbie przyległej w postaci drobnych kryształków.

Siarka przedstawia się nam w kilku postaciach krystalicznych i bezkształtnych. Kryształy, które najczęściej spotykamy w przyrodzie, są kombinacją pryzmy i piramidy układu rombowego, są one jasno-żółte, rozpusz-

czają się w siarku węgla, nafcie, trudniej w alkoholu i eterze, a w wodzie nie rozpuszczają się wcale. Druga odmiana kryształów przedstawia się w po-

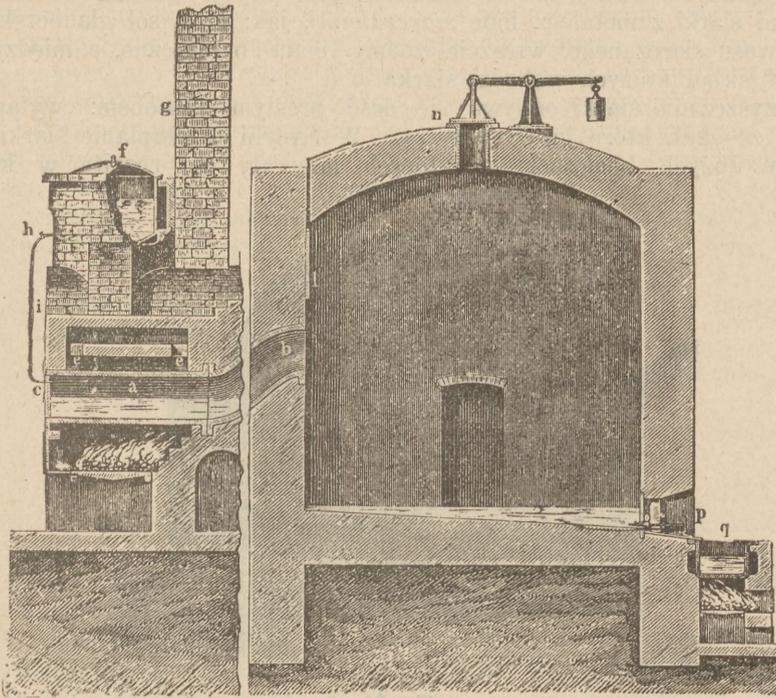


Fig. 33.



Fig. 34.

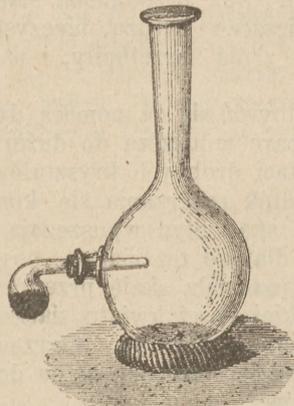


Fig. 35.

staci cienkich słupów lub igieł, należących do układu skośnoosiowego, barwa ich jest brunatną prawie, znacznie więc ciemniejszą od poprzednich; odmiana ta nie jest trwałą, gdyż kryształy, pozostawione dłuższy czas, rozsypują się, wydzielając ciepło i zamieniając się na drobne kryształki rombowe. Odwrotnie, kryształy rombowe, ogrzewane cokolwiek powyżej 100°, tracą swą przezroczystość, pochłaniają ciepło i zamieniają się na drugi gatunek krystaliczny.

Siarka bezkształtna przedstawia się również w kilku postaciach: raz rozpuszcza się w siarku węgla, to znów otrzymana za pomocą innych sposobów, nie rozpuszcza się w tym płynie. Wreszcie, jeśli siarkę

przetopioną wlejemy raptownie do zimnej wody, otrzymujemy charakterystyczną odmianę siarki, zwaną plastyczną, przedstawiającą się w postaci masy gąbczastej mniej lub więcej ciemnej, przezroczystej i miękkiej. Po pewnym czasie siarka ta twardnieje, nabiera barwy jaśniejszej i przemienia się na odmianę rombowa. Przy zwykłej więc temperaturze kryształy rombowa są trwałą odmianą siarki, gdyż inne odmiany krystaliczne, a nawet bezkształtna, powoli przybierają jej postać.

Te liczne odmiany siarki nazywamy *odmianami alotropijnymi* albo *alotropowemi*; ozon uważamy również za alotropową odmianę tlenu. Ten sam pierwiastek może więc przybierać rozmaite postacie, może dawać kilka odmian o własnościach odrębnych, a mimo to jednakich pod względem składu chemicznego: rozbiór wykrywa w nich bowiem to samo ciało proste.

Siarka w laskach jest złym przewodnikiem elektryczności i ciepła, nabiera szczególnej woni przez tarcie i elektryzuje się odjemnie, raptownie ogrzana pęka, a koło  $200^{\circ}$  staje się fosforyzującą. Nie rozpuszcza się w wodzie, słabo w alkoholu, a najlepszym jej rozpuszczalnikiem jest dwusiarek węgla. Siarka rombowa topnieje przy  $114^{\circ}$ , a skośnoosiowa przy  $117^{\circ}$ ; przedstawia się ona wówczas w postaci cieczy ruchliwej, barwy jasno-żółtej, która gęstnieje przy  $150^{\circ}$  i nabiera koloru czerwono-brunatnego, ogrzana zaś do  $180^{\circ}$  lub  $200^{\circ}$  przemienia się na masę gęstą i ciemną, nie przelewającą się wcale. Przy dalszem jednak ogrzewaniu siarka staje się napowrót cieczą ruchliwą lecz zawsze ciemną; wreszcie przy  $447,5^{\circ}$  siarka wre i może być poddana dystylacji. Jeśli będziemy oziębiać siarkę, doprowadzoną do punktu wrzenia, wówczas odtwarza wszystkie te fazy w porządku odwrotnym.

Para siarki jest pomarańczowa i przy  $1000^{\circ}$  cięższą 32 razy od wodoru.

Wszystkie metaloidy, z wyjątkiem azotu, łączą się z siarką, jedno na zimno, drugie na gorąco. Siarka pali się w powietrzu pięknym płomieniem niebieskim, wydzielając gaz duszący, o zapachu bardzo przykrym, zwany dwutlenkiem siarki. Wszystkie prawie metale łączą się bezpośrednio z siarką, zamieniając się na siarki. Siarka jest obdarzona dużą energią chemiczną, szczególnie w postaci pary. W atmosferze pary siarczanej palą się uprzednio ogrzane żelazo i miedź: produktem spalania jest oczywiście siarek żelaza, lub siarek miedzi,—węgiel pali się również w atmosferze siarki, dając dwusiarek węgla. Dowodzi nam to raz jeszcze, że zjawisko palenia daje się obserwować nie tylko w powietrzu i tlenie.

Para siarki łączy się bezpośrednio z wodorem, tworząc gaz, zwany *siarkowodorem*, którego wzorem jest  $H^2S$ . Synteza skutecznia się w przyrządzie, przedstawionym na fig. 36. We flakonie *A* wydzielamy wodór; przechodząc przez rurkę, napełnioną chlorkiem wapienia, gaz się osusza, poczem idzie do kulki *b*, napełnionej siarką; ogrzewamy tę kulkę nad gazem. Powstaje gaz nowy, o szczególnych własnościach; doprowadzamy go do stojącej epruwety *B*, nawpół napełnionej roztworem octanu ołowiu: pierwsze bańki nowopowstałego gazu wywołują w przezroczystym dotychczas płynie tworzenie się czarnego osadu.

Siarkowodór powstaje w przyrodzie tam, gdzie substancje organiczne białkowe rozkładają się; jajko gnijące wydziela gaz ten obficie i jemu za-

wdzięcza wstrętny swój zapach; tworzy się w miejscach ustępowych, na grun-  
tach wulkanicznych, w wodach siarczanych, wydziela się z błot, z wód stó-  
jących i moczarów; powstaje szczególnie tam, gdzie woda słodka miesza się  
ze słoną, gdzie związki siarki, takie jak siarczany, pozostają w zetknięciu  
z ciałami organicznymi pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego.

W pracowniach chemicznych siarkowódor otrzymują z rozmaitych siar-  
ków metalicznych, które poddają działaniu kwasów. I tak: siarek żelaza, roz-  
puszczając się w kwasie siarczany, daje siarczan żelaza i siarkowódor:



Doświadczenie uskuteczniamy w zwyczajnym przyrządzie, używanym do otrzy-  
mywania wodoru (fig. 9), a gaz zbieramy pod wodą słoną lub ciepłą, w któ-  
rej mniej się rozpuszcza, niż w zwyczajnej. W pracowniach chemicznych,

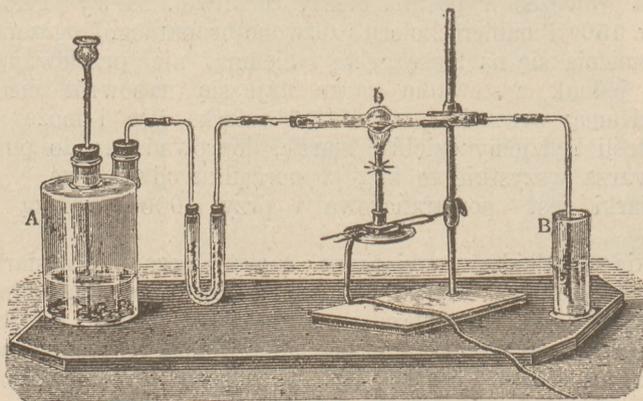
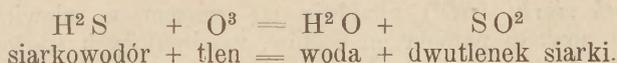


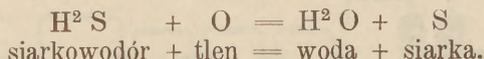
Fig. 36.

gdzie potrzebują co chwila siarkowodoru przy analizie, używają przyrządu  
Debraya (fig. 11) lub Kippa, które opisywaliśmy w rozdziale o wodorze, z tą  
tylko różnicą, że zamiast cynku kładziemy pokruszony siarek żelaza.

Siarkowódor jest gazem bezbarwnym, o charakterystycznym zapachu jaj  
zepsutych. Przy temperaturze 0° i ciśnieniu 10 atmosfer przechodzi w płyn  
bardzo rucliliwy, krzepnący przy 85° w kryształy bezbarwne. Rozpuszcza się  
dość obficie w wodzie, a roztwór, otrzymany tym sposobem, lekko czerwieni  
wyciąg lakmusowy, dając tem dowód, że posiada cechy słabego kwasu; pod  
wpływem powietrza rozkłada się, ulegając powolnemu utlenieniu. Siarkowo-  
dór jest gazem palnym, płonie błękitnym płomieniem; jeśli przystęp powietrza  
jest ułatwiony, wówczas gaz spala się całkowicie: wódor z tlenem powietrza  
tworzy parę wodną, a siarka—dwutlenek siarki:



Jeżeli zaś gaz palimy w dzwonie szklanym, do którego tlen ma dostęp tylko z jednej strony, u otworu, wówczas wedór, jako palniejszy od siarki, spali się na parę wodną, siarka zaś, nie znalazłszy dostatecznej ilości tlenu, osadza się na ściankach dzwonu w postaci drobnego proszku żółtego:

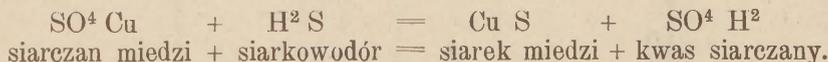


Chlor i brom rozkładają siarkowodór, powstaje wówczas chlorowodór lub bromowodór, a siarka się osadza:



Chlor oczyszcza tym sposobem powietrze z wylizów siarkowodoru, które są nietylko bardzo nieprzyjemne, ale też i bardzo szkodliwe, nawet trujące:  $\frac{1}{5000}$  część gazu tego w powietrzu zabija ptaka,  $\frac{1}{800}$  psa, a  $\frac{1}{250}$  konia.

Większość metali rozkłada siarkowodór, łącząc się z jego siarką. W podobny sposób działają roztwory rozmaitych soli. Ponieważ w każdej soli jest metal, a wszystkie metale mają znaczne powinowactwo do siarki, więc pod wpływem siarkowodoru sole się rozkładają: metal łączy się z siarką, tworząc siarki metaliczne, osadzające się najczęściej w postaci osadów, rozmaicie zabarwionych:



Sole ołowiu dają osad czarny, sole cynku dają osad biały, sole kadmu dają osad żółty, sole antymonu dają osad pomarańczowy i t. p.

Efektowne doświadczenie skutecznie można, przeprowadzając gaz przez szereg erpuwetek stojących (fig. 37) B, C, D, E, nawpół napełnionych roztworami wyżej wymienionych metali.

Stąd wynika ważne niezmiernie zastosowanie siarkowodoru do analizy mineralnej, gdyż osady, które związek ten tworzy z metalami, są charakterystyczne nietylko z powodu swych barw, ale i z wielu innych względów, tak że wykazują obecność tego lub innego metalu w substancji, którą analizujemy.

Siarkowodór, jak wzór jego wskazuje, składa się z dwóch objętości wodoru i jednej objętości siarki (w stanie pary), podobnie jak woda z dwóch objętości wodoru i jednej tlenu. Siarka i tlen są zatem metaloidami dwuwartościowymi, gdyż jeden ich atom łączy się z dwoma atomami wodoru. To też obydwie się pierwiastki zaliczamy do jednej rodziny, a pokrewieństwo ich wyraźniej się nam przedstawi, gdy zwrócimy uwagę, że atom siarki waży akuratnie dwa razy tyle, co atom tlenu, i gdy głębsza znajomość chemii wykaże, że siarka może w wielu wypadkach zastępować tlen.

Dwutlenek siarki ( $SO_2$ ) znajduje się czasem w niewielkich ilościach w powietrzu z powodu palenia minerałów, zawierających siarkę, i samej siarki, oraz wybuchów wulkanicznych. To też najprostszym sposobem otrzy-

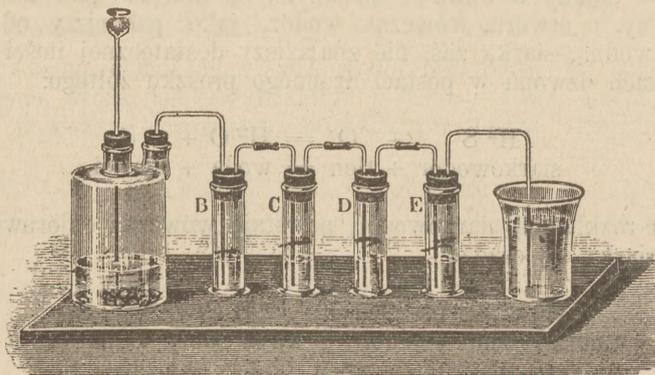


Fig. 37.

wania tego gazu jest palenie siarki lub pirytów w powietrzu. Chcąc jednak przyrządzić go w stanie zupełnie czystym, zwracam się do kwasu siarcza-

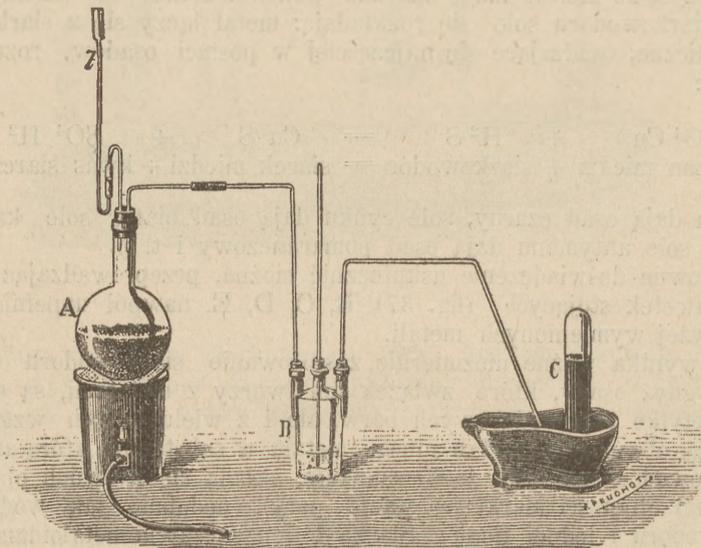
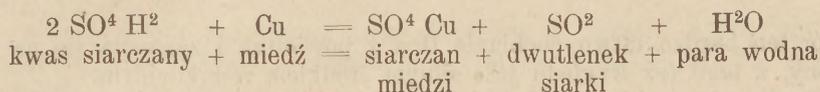


Fig 38.

nego, który pod wpływem rozmaitych czynników rozkłada się, wydzielając gaz ten ze siebie.

Miedź posiada własność wywoływania reakcyi, o której mowa: oblane na gorąco kwasem siarczanym, rozpuszcza się w nim, tworząc częściowo niebieski siarczan miedzi, częściowo zaś rozkłada kwas, wskutek czego wydziela z niego wodę i dwutlenek siarki:



Reakcyja jest bardzo gwałtowna i ogrzewanie musi być oględne. Doświadczenie uskuteczniamy w kolbie (A) (fig. 38), gaz przepłukujemy, przeprowadzając przez płuczkę (B), i zbieramy pod rtęcią (C), gdyż w wodzie bardzo się łatwo rozpuszcza; możemy również przeprowadzić go po osuszeniu do niewielkiego naczynia (E), wstawionego w mieszaninę oziębiającą, złożoną z lodu i soli morskiej; wówczas gaz się skropli przy  $-10^{\circ}$  (fig. 39).

Dwutlenek siarki jest bezbarwny i obdarzony zapachem, drażniącym błonę oddechową, powodującym kaszel i kichanie. Gaz ten nie płonie i nie pod-

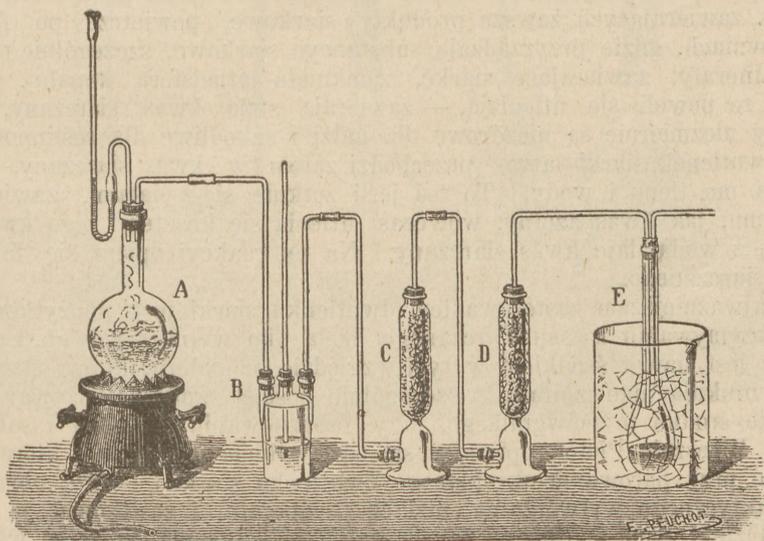
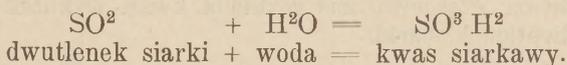


Fig. 39.

trzymuje palenia. Krzepnie przy  $-75^{\circ}$ , tworząc ciało białe, na pół krystaliczne. w stanie zaś płynnym wywołuje wskutek parowania znaczne obniżenie temperatury, mogące sięgać do  $-68^{\circ}$ .

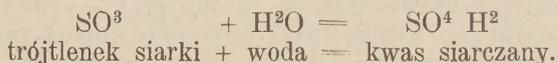
Dwutlenek siarki nadzwyczaj łatwo rozpuszcza się w wodzie, gdyż przy  $15^{\circ}$  jedna objętość wody pochłania 40 objętości gazu, przyczem wydziela się znaczna ilość ciepła, a to dlatego, że dwutlenek siarki jest bezwodnikiem

i rozpuszczając się w wodzie, tworzy kwas, zwany *kwasem siarkawym*, który jest uboższy o jeden atom tlenu od kwasu siarczanego:



Roztwór ten bardzo łatwo pochłania tlen z powietrza i zamienia się na kwas siarczany, z tego też względu jest silnym środkiem redukcyjnym.

Dwutlenek siarki w zetknięciu z wodą czerwieni papier lakmusowy, potem go odbarwia, odbarwia też wiele substancji organicznych zwierzęcych lub roślinnych; bukietek fiołków, wstawiony pod dzwon, napełniony dwutlenkiem siarki, odbarwia się i natychmiast bieleje. W specjalnych warunkach gaz ten łączy się z tlenem i tworzy trójtlenek siarki ( $\text{SO}^3$ ), który jest bezwodnikiem kwasu siarczanego i z wodą zamienia się na ten silny kwas:



To też powietrze miejskie, w którym spalają duże ilości gazu oświetlającego i węgla, zawierających zawsze produkty siarkowe, powietrze po fabrykach i pracowniach, gdzie przyrządzają substancje siarkowe, szczególnie tam, gdzie palą minerały, zawierające siarkę, zamknięta atmosfera kopalni, w której związki te powoli się utleniają, — zawierają stale kwas siarczany, którego wyziewy niezmiernie są niezdrowe dla ludzi i szkodliwe dla roślinności.

Dwutlenek siarki łatwo przechodzi zatem w kwas siarczany, — do tego potrzeba mu tlenu i wody. To też jeśli zetknie się z ciałami, zawierającymi dużo tlenu, jak kwas azotny, wówczas utlenia się kosztem tego kwasu i łącząc się z wodą, daje kwas siarczany. Na tej reakcyi opiera się fabrykacja kwasu siarczanego.

Najważniejszym zastosowaniem dwutlenku siarki jest spożytkowanie go przy otrzymywaniu kwasu siarczanego; biela nim wełnę i jedwab, len i gąbki, lepszym jest nawet środkiem w tym względzie od chloru, który niszczy tkaniki; dezynfekują nim szpitale, a szczególnie pościel szpitalną; używają go również jako środka przeciwgnilnego, przy fabrykowaniu konserw i soków owocowych. Wreszcie Pictet, opierając się na wielkiem oziębieniu, które daje się otrzymać przy parowaniu skroplonego dwutlenku siarki (— 68°), obmyślił metodę praktycznego wytwarzania niskich temperatur i zastosował ją do przemysłu. Dzięki temu sposobowi fabrykują tanio sztuczny lód, a co ważniejsza, że niektóre gazy, uważane do owego czasu za trwałe, zostały skroplone, a nawet zamrożone na ciała stałe.

*Trójtlenek siarki* ( $\text{SO}^3$ ) jest ciałem stałym, krystalizującym w długie igły błyszczące, a tak chciwe wody, że zanurzone syczą, jak rozpalone do czerwoności żelazo, przyczem tworzy się kwas siarczany. Z powodu tego szalonego powinowactwa do wody, bezwodnik siarczany z węglą substancje organiczne, zawierające tlen i wodór: łączy się z temi pierwiastkami, niezbędnymi mu do ukształtowania kwasu siarczanego, a węgiel, zawarty we wszystkich ciałach organicznych, pozostaje jako niepożyteczna reszta.

*Kwas siarczany* ( $\text{SO}^4 \text{H}^2$ ) jest najważniejszym kwasem mineralnym. Współ z żelazem, węglem i sodą, jest on jednym z najniezbędniejszych narzędzi działalności ludzkiej. Można powiedzieć z Dumasem, że zapotrzebowanie tego kwasu jest miernikiem rozwoju przemysłowego narodów, a z nim cywilizacji.

W przyrodzie spotykamy kwas siarczany w gazach, wydzielających się z wulkanów, i w niektórych wodach mineralnych, wypływających z okolic wulkanicznych.

Spróbujmy przyrządzić w pracowni użyteczny ten związek. W tym celu weźmy wielką kolbę szklaną *B* (fig. 40), od której rozechodzi się pięć rurek szklanych. Jedna rurka prowadzi do kolby *E*, w której gotująca się woda wytwarza parę wodną; druga rurka idzie do kolby *S*, w której wydzie-

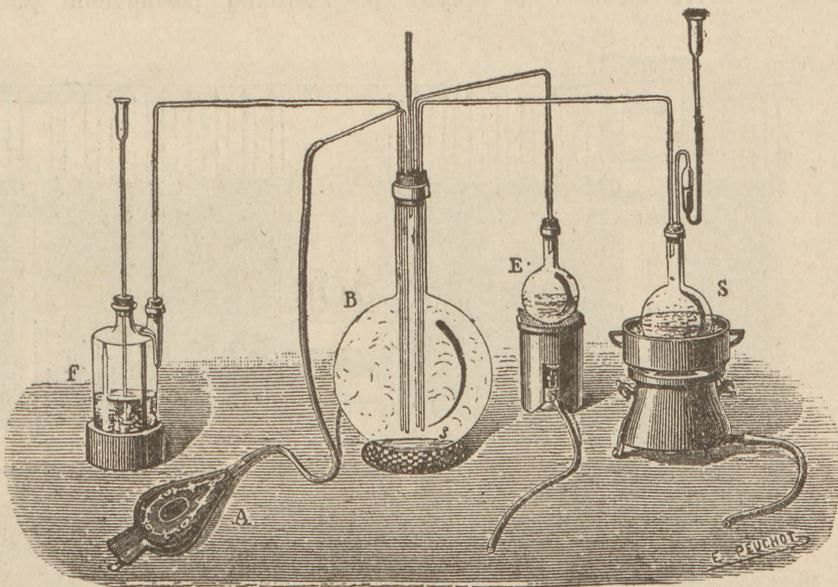
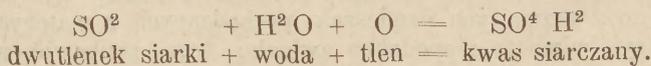


Fig. 40.

lamy dwutlenek siarki; trzecia do butelki *F*, w której wytwarzamy pary kwasu azotnego; czwarta wreszcie połączona jest z miechem, za pomocą którego możemy wdmuchiwać powietrze do kolby *B*; rurka zaś środkowa prosta, kończąca się tuż pod korkiem, służy za rurkę bezpieczeństwa.

Para wodna, dwutlenek siarki i tlen, dostarczany przez kwas azotny, trochę powietrza—oto wszystko, czego nam trzeba do zrobienia kwasu siarczanego. Dwutlenek siarki, spotykając się w kolbie *B* z parą wodną, tworzy kwas siarkawy, a ten pod wpływem tlenu przechodzi w kwas siarczany:



Kwas azotny służy tu jako środek utleniający, gdyż ciągle tlen swój oddaje; pod wpływem powietrza, które wprowadzamy miechem, odbiera jednak tlen, stracony w reakcyi, i ponownie może służyć do przemienienia kwasu siarkawego na siarczan.

W podobny sposób odbywa się fabrykowanie kwasu siarczanego na wielką skalę w przemyśle. Zamiast jednak naczyń szklanych, dobrych do doświadczeń laboratoryjnych, posługują się olbrzymimi komorami ołowianymi (fig. 41), gdyż kwas siarczany tworzy z ołowiem związek nierozpuszczalny i ścian ołowianych ani wygrzyść ani też nie może rozpuścić. Siarka lub piryty paląc się (A) dostarczają obficie dwutlenku siarki, który zostaje wpuszczony do szeregu takich komór ołowianych (E', E'', E''', F, G, H), w nich spotyka się ze strumieniami natryskiwanej pary wodnej (E, E'', G') i z kwasem azotnym, który ciągłym strumieniem splywa po szerokiej powierzchni płaskich

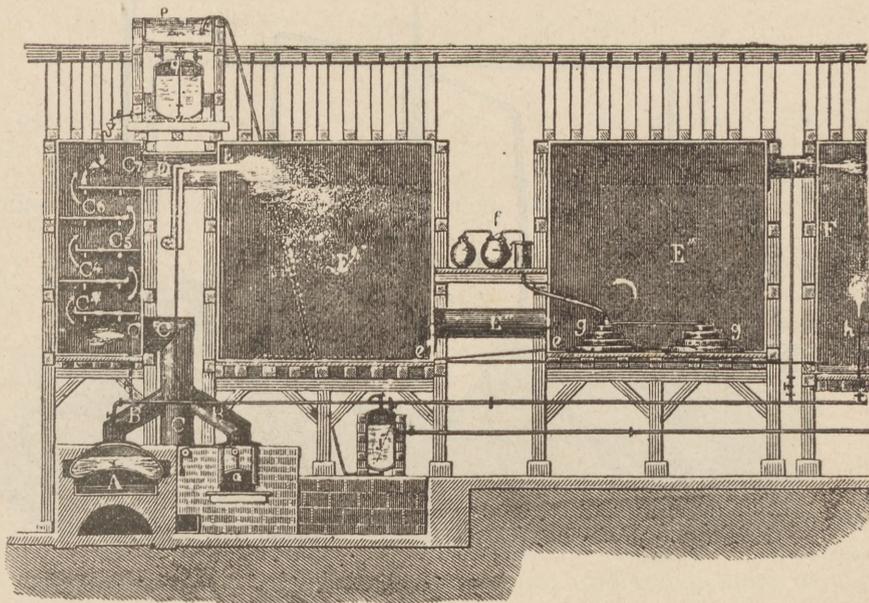


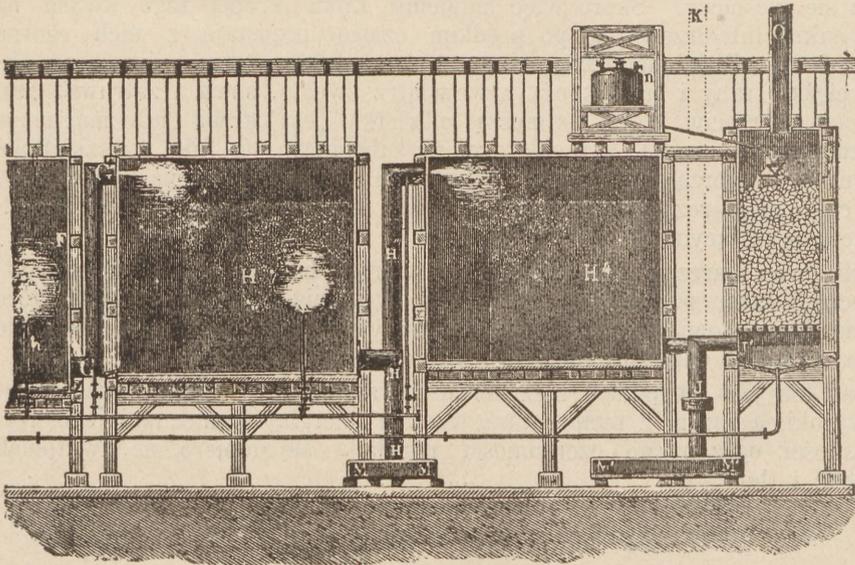
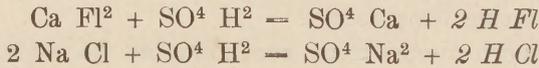
Fig.

miednic (g—g'), lub zostaje wdmuchiwany w postaci pary razem z powietrzem. Powstający kwas siarczany ścieka po ścianach komór, lub w postaci deszczu spada na ich dno i splywa do zbiorników ołowianych i platynowych, w których oczyszczają go przez gotowanie, gdyż tym sposobem traci nadmiar gazów i wody.

Po przegotowaniu, kwas siarczany zostaje poddany dystylacji, w celu oczyszczenia go z rozmaitych domieszek, pochodzących z materiałów użytych przy fabrykacyi, mimo to niepodobna związku tego pozbawić w zupełności

wody z powodu silnego powinowactwa tych dwóch ciał do siebie. Można go otrzymać w stanie bezwodnym przez zamrożenie, wskutek którego kwas wydziela się w postaci kryształów.

Kwas siarczany jest płynem bezbarwnym, bezwonnym, gęstym, krystalizującym przy  $-34^{\circ}$ , wrzącym przy  $338^{\circ}$ . Jest to kwas niezmiernie silny, gryzący, mocno czerwieniejący lakmus. W zwyczajnej temperaturze rozkłada większość soli, łącząc się z ich metalem na siarczany, czyli sole kwasu siarczanego. W ten sposób, jak wiemy, fluspat i sól morską zostają rozłożone:



41.

W reakcjach tych widzimy, że kwas siarczany wyswobadza inne kwasy z ich połączeń, wykazując tem, że obdarzony jest silniejszym od nich powinowactwem do metali, że jest od nich kwasem mocniejszym.

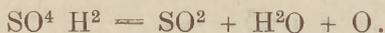
Rozpuszcza też w sobie bardzo wiele metali, zamieniając je na siarczany. Cynk, wrzucony do rozcieńczonego kwasu, zamienia się na siarczan cynku i wydziela z kwasu wodór (najlepszy sposób otrzymywania wodoru), a żelazo, kadm, nikiel i inne metale działają w sposób podobny. Inne znów metale, jak miedź lub rtęć, rozpuszczają się na gorąco, przyczem obok siarczanów tworzy się dwutlenek siarki, wynikający z częściowego rozkładu kwasu.

Kwas siarczany jest ciałem niezmiernie higroskopijnem, pochłania chciwie wodę i wilgoć z powietrza, to też przy mieszaniu go z wodą następuje silne rozgrzanie płynu. Z lodem, kwas siarczany wywołuje podwyższenie lub obniżenie temperatury, zależnie od użytych proporcji, i tak: skoro weźmiemy 4 części kwasu i jedną lodu, następuje podwyższenie temperatury, jeśli zaś odwrócimy stosunek, następuje oziębienie. Ciekawe to zjawisko należy tłómaczyć w ten sposób: kwas łączy się z wodą z wydzielaniem ciepła, topienie się lodu odbywa się przeciwnie, z wchłonięciem ciepła, zależnie więc od tego, która przemiana jest silniejsza, chemiczna czy fizyczna, będziemy mieli podwyższenie lub obniżenie temperatury.

Z powodu swego niezmiernego powinowactwa do wody, kwas siarczany zwęglą substancje organiczne, bogate w wodór i tlen (czyli pierwiastki, potrzebne mu do ukształtowania wody), zostawia z nich bowiem sam węgiel, z którym się nie łączy. Skoro więc nalejemy kilka kropeł tego kwasu na kawałek cukru lub drzewa, to po prędkim czasie pozostaje z nich czarna masa zwęglona. Podobnie działa na organizm ludzki, parząc, zwęglając, powodując ciężkie rany i śmierć; użyty wewnątrz zwęglą, spala i zatrują, jest silną trucizną, przeciw której najlepszą odtrutką jest kreda lub magnezja palona, zmieszane z wodą, a to dlatego, że substancje te nie są szkodliwe dla organizmu i tworząc z kwasem siarczanym siarczan wapnia, osadzający się jako ciało mało rozpuszczalne, lub siarczan magnezu, będący znanym środkiem przeczyszczającym.

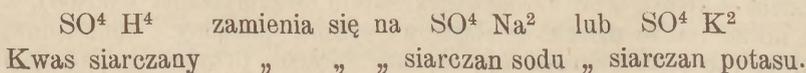
Jeśli kwas siarczany zostawimy w otwartej butelce, wówczas w krótkim przeciągu czasu pociemnieje, z powodu zwęglenia drobnych istotek, które dostały się doń z powietrza; to też kwas, który się często używa, ciemnieje z powodu wpadania mikroorganizmów przy otwieraniu butelki.

Kwas ten jest związkiem niezmiernie trwałym, jego punkt wrzenia jest bardzo wysoki, a razem z temperaturą wzrasta energia chemiczna i jego gryzące własności; ogrzany do czerwoności rozkłada się dopiero, na dwutlenek siarki, wodę i tlen:



Rozpoznajemy go, zarówno jak i jego sole, zapomocą specjalnego odczynnika, zwanego chlorkiem barytu; jeśli do bardzo nawet rozcieńzonego kwasu lub jakiegokolwiek siarczanu, wlejemy kilka kropeł przezroczystego roztworu tej soli, otrzymamy w tej chwili biały osad. W reakcyi tej tworzy się siarczan barytu, który jest ciałem nierozpuszczającym się ani w wodzie, ani w kwasach i z tego powodu wydziela się w postaci ciała stałego.

Kwas siarczany jest kwasem *dwuzasadowym*, czyli zawierającym dwa atomy wodoru, które można zastąpić przez dwa atomy metalu jednowartościowego, jak potas, sól i t. p.



Z tego samego względu kwasy chlorowcowe nazywamy *jednozasadowymi*, gdyż mają tylko jeden atom wodoru, który można zastąpić przez jeden atom metalu jednowartościowego, zamieniając je na sole.

H Cl      zamienia się na      Na Cl      lub      K Cl  
kwas solny      „      „      „      chlorek sodu      „      chlorek potasu.

Jeśli wodór kwasu siarczanego zechcemy zastąpić przez metal dwuwartościowy, jak: wapień, miedź, cynk i t. p., wówczas dwa atomy wodoru, przedstawiające razem dwie wartości, zastępuje jeden atom pierwiastku dwuwartościowego, przedstawiający również dwie wartości.

SO<sup>4</sup> H<sup>2</sup>      zamienia się na      SO<sup>4</sup> Zu      lub      SO<sup>4</sup> Ca  
kwas siarczany      „      „      „      siarczan cynku      „      siarczan wapnia.

Jeśli w podobny sposób fluorowódór, chlorowódór, bromo- lub jodowódór zechcemy zamienić na sole, zastępując ich wodór przez metal dwuwartościowy, wówczas wziąć musimy dwie cząstki kwasu, aby na miejsce dwóch atomów wodoru postawić jeden atom metalu.

2 H Cl    +    Zn    =    Zn Cl<sup>2</sup>    +    H<sup>2</sup>  
kwas solny + cynk = chlorek cynku + wodór.

Zależnie od ilości wodoru, zawartego w kwasie, a dającego się zastąpić przez metale, kwasy nazywamy jedno-, dwu-, trój- lub czterozasadowymi.

Pożytki z kwasu siarczanego są za liczne, aby można je wszystkie wymienić; wyliczmy chociaż najważniejsze. Służy on zatem do otrzymywania dwutlenku węgla, kwasu solnego, azotnego, fosforowego, fluowodoru, kwasów organicznych, takich jak winny, cytrynowy, —tlenku węgla, wodoru, superfosfatów, używanych za nawóz, siarczanów, miedzi, żelaza, aluminów i t. p. Używają go również przy fabrykowaniu mączki, eteru, alizaryny. Służy w metalurgii srebra i platyny, w galwanoplastyce, w złotnictwie, w fabrykowaniu dwutlenku węgla i dwutlenku siarki w postaci ciekłej, które są potrzebne przy otrzymywaniu bardzo niskich temperatur.

Kwas siarczany używa się w doświadczeniach naukowych jako środek, pochłaniający wilgoć, a nawet po mieszkaniach osuszają powietrze wilgotne, rozstawiając go w szklankach otwartych.

---

### Bor.

Bor spotyka się w przyrodzie w postaci związków, z pomiędzy których boraks i kwas borny są najważniejszymi. Z kwasu, wypalonego w specjalny sposób razem z metalem magnezem, otrzymać można bor w stanie elementarnym.

Jest to ciało bezkształtne, brunatne, rozsypujące się na proszek, płonące z oślepiającym blaskiem w tlenie, powietrzu, a ogrzane do wysokiej temperatury, płonące w azocie, który znany jest z tego, że w nim gasną ciała płonące. Bor rozpuszcza się w roztopionym metalu glinie, tworząc z nim związki, odznaczające się bardzo piękną formą krystaliczną, obdarzone twardością niezmierną, blaskiem zaś przypominające dyament; przez długi czas sądzono nawet, że kryształy owe są odmianą alotropową boru.

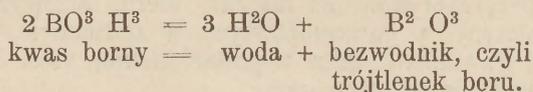
Bor jest metaloidem trójwartościowym, to znaczy, że jeden jego atom łączy się z trzema atomami wodoru lub chloru i trójwartościowość zachowuje niezmiennie we wszystkich połączeniach.

*Kwas borny* występuje w źródłach gorącej pary wodnej, zwanych *sulfionami*, obfitych na gruntach wulkanicznych Toskanii; pary te zostają przeprowadzone do niewielkich zbiorników, pełnych wody (lagoni), którą tym sposobem nasycają kwasem bornym, poczem otrzymany roztwór przechodzi do dalszych zbiorników, gdzie ulega stopniowemu coraz to silniejszemu skoncentrowaniu, aż wreszcie wylewa się do basenu: tu kwas wydziela się z płynu przesyconego, w postaci krystalicznej.

Niektóre wody mineralne, jak w Aix la Chapelle lub Wiesbaden, zawierają także kwas borny, lecz w ilościach bardzo małych.

Kwas borny przedstawia się w postaci błyszczących blaszek krystalicznych, białych, o połysku perłowym, rozpuszczających się w wodzie ciepłej lepiej niż w zimnej. Roztwór ten ma cechy słabego kwasu, co stwierdzić można smakiem i papierem lakmusowym, przechodzącym w odcień blade-czerwony pod jego wpływem. Kwas borny rozpuszcza się także w alkoholu, a roztwór otrzymany tym sposobem można zapalić: płonie pięknym płomieniem zielonym.

Jest to kwas trójzasadowy i o tyle słaby, że sole jego rozpuszczone w wodzie, zostają rozłożone przez większość kwasów mineralnych. Poddany działaniu ciepła, kwas borny traci stopniowo wodę i zamienia się na bezwodnik:



Zanim jednak dojdzie do tego stanu, przechodzi przez szereg przemian, tworząc wiele rodzajów mniej lub więcej uwodnionych kwasów, aż wreszcie po utraceniu ostatniej cząstki wody, zamienia się na trójtlenek boru i topnieje. Można go wówczas wyciągać na nitki szkliste i lamliwe; oziębiony, pęka z trzaskiem i z wydzieleniem światła. Kwas bezwodny jest związkiem niezmiernie trwałym, który zaczyna z wolna parować dopiero koło 1000° i przedstawia zgoła inne własności od roztworu: jest to związek tak energiczny, że przetopiony z innymi solami, rozkłada je, odbierając im metal, rozpuszcza wiele tlenków metalicznych, dając z niektórymi szkła przezroczyste, rozmaicie zabarwione, np. tlenek kobaltu tworzy szkło szafirowe, tlenki żelaza dają szkła żółte lub zielone, tlenek manganu szkło liliowe i t. p. Przemiana ta ma duże znaczenie w analizie chemicznej, gdyż pozwala rozpoznawać metale.

*Boraks* spotykamy w przyrodzie w niektórych jeziorach słonych Tybetu i Chin, oraz w Ameryce Południowej; odparowanie takiej wody dostarcza kryształów boraksu, mocno naturalnie zanieczyszczonych innymi solami razem z boraksem rozpuszczonymi w owych wodach słonych. To też wolą boraks przyrządzać z kwasu bornego, gotując go z sodą, niż oczyszczać skomplikowane roztwory naturalne.

Boraks krystalizuje się w osmiościany lub igły, łatwiej rozpuszczające się w wodzie cieplej, niż zimnej; roztwór wodny ma słaby smak ługowy i odczyn cokolwiek alkaliczny, to znaczy, że papier lakmusowy zecerwieniony przez kwasy, barwi on na bładoniebiesko. Boraks ogrzany, topnieje najprzód w swojej wodzie krystalizacji, która występuje zeń pod wpływem ciepła, potem traci zupełnie wodę, zamieniając się na szkło przezroczyste, obdarzone tak jak bezwodnik borny własnością rozpuszczania tlenków metalicznych; to też razem z kwasem bornym, duże ma zastosowanie w analizie mineralnej i używany jest w przyrządzaniu szkiele kolorowych i emalii.

Boraks stosowany jest nie tylko w szklarstwie, ale i w metalurgii, służy bowiem do pokrywania metali, które spajają na gorąco, w celu zabezpieczenia ich od utlenienia, łatwo mogącego nastąpić przy podniesionej temperaturze, a także dla usunięcia wytworzonych tlenków.

Kwas borny i boraks są doskonałymi środkami antyseptycznymi, gdyż są bezwonne, niegryzące i silnie dezynfekują. Używają je w lecznictwie, a także w konserwowaniu produktów spożywczych, jako środki przeciwnilne.

---

### Azot.

Azot jest przeważnym składnikiem powietrza, stanowi bowiem  $\frac{4}{5}$  jego objętości; prócz tego spotykamy go w licznych związkach, pośród których azotany niezmiernie ważną rolę odgrywają w gospodarce przyrody, amoniak jest również związkiem azotu, a białko, będące jak wiadomo podstawą wszelkiego istnienia, zawiera 14—18% tego elementu.

Azot otrzymujemy najczęściej z powietrza tym sposobem, że powietrze, zawarte w gazometrze, przeprowadzamy, w celu osuszenia go, przez rurkę pełną jakiejś substancji higroskopijnej, dla pozbawienia go zaś kwasu węglanego—przez rurkę, zawierającą potaż gryzący, poczem takie powietrze suche i czyste przeprowadzamy przez rozgrzaną rurkę porcelanową, pełną opitek miedzianych (fig. 42). Miedź pochłania tlen, zawarty w powietrzu, a azot zostaje czysty i zbiera się w dzwonie szklanym, pod wodą.

Możemy innymi sposobami usuwać tlen z powietrza, w rezultacie otrzymamy azot, który będzie tem czystszy, im czystszy byłoby powietrze. Ciała, chciwie tlenu, pochłaniające go już w zwyczajnej temperaturze, jak fosfor, doskonale się nadają do tego celu. O wiele prędzej otrzymamy rezultat zadawalniający paląc fosfor, pod dzwonem szklanym, przewróconym nad tale-rzem, zawierającym trochę wody (fig. 6), fosfor bowiem wybierze wszystek

tlen, tlenek fosforu, wydzielający się w postaci obfitych dymów białych, rozpuści się w wodzie, azot zaś pozostanie pod dzwonem. Jest on jednak zanieczyszczony parą wodną i dwutlenkiem węgla, które stale znajdują się w powietrzu atmosferycznym.

Przed kilku laty przekonano się jednak, że azot, otrzymany z powietrza, nie jest nigdy czysty, zawiera w sobie bowiem zawsze, niewielkie domieszki *argonu*, którego do niedawna nie znano. Nowy ten pierwiastek, odkryty przed czterema zaledwo laty, stale znajduje się w powietrzu i stanowi jego część składową; odznacza się on, tak jak azot, słabą energią chemiczną i ra-

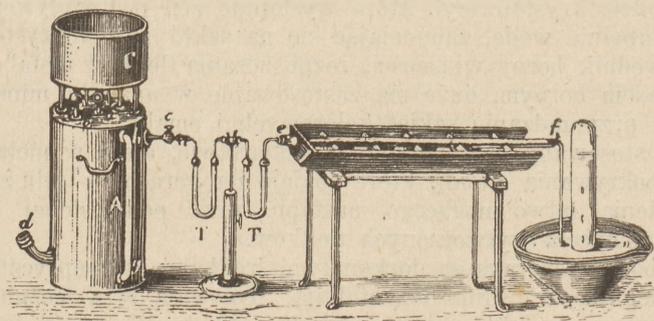


Fig. 42.

zem z nim pozostaje, gdy z powietrza wydzielamy azot. To też jeśli pragniemy otrzymać azot czysty (pozbawiony argonu), musimy się zwrócić do ciał bardzo weni bogatych, jak pewne związki organiczne, do których zaliczamy mocznik, które rozkładają się w specjalnych warunkach, wydzielając azot czysty.

Azot jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, bez zapachu i smaku, mało rozpuszczającym się w wodzie. Skroplono go przy  $-135^{\circ}$  i pod ciśnieniem 150 atmosfer. Azot nie pali się, nie podtrzymuje ani palenia, ani życia i pod tym względem przedstawia pewne podobieństwo do dwutlenku węgla; świeca gaśnie w atmosferze tego gazu, jak pogrążona w wodę, zwierzęta zaś umierają, choć trującym nie jest.

Niektóre pierwiastki, ogrzane do czerwoności, jak: bor, magnez, wapień, a nawet glin, żelazo i lityn, łączą się bezpośrednio z azotem, pod wpływem zaś iskiei elektrycznych lub bardzo wysokiej temperatury, azot łączy się bezpośrednio z tlenem. To też wskutek elektryczności atmosferycznej, podczas burzy, gdy biją pioruny, powstają zawsze w powietrzu tlenki azotu. Amoniak tworzy się również podczas burzy, gdyż azot i wodór, będące jego składnikami, łączą się pod wpływem silnych iskiei elektrycznych, ponieważ jednak też same iskry rozkładają go i niszczą, więc powietrze nie może zawierać dużej ilości tego związku.

Azot, obdarzony jest słabą energią chemiczną; ta obfitość jego w atmosferze, dowodzi już słabego powinowactwa. W powietrzu łągodzi on i uśmie-

rza energiczne własności tlenu i ważne ma z tego względu znaczenie w zjawiskach powolnego utlenienia się ciał, oddychania zwierząt i roślin, powstawania ciał organicznych. Związki azotu niezmiernie są ważne i mają pierwszorzędną doniosłość w całej przyrodzie, niezbędne są dla wszelkiego życia. W postaci azotanów pierwiastek ten stanowi najlepsze pożywienie roślin, które z niego urabiają białko, kształtują swoje komórki, budują swój organizm. Rośliny, gnijąc, wydzielają zawarty w nich azot w postaci amoniaku, będącego gazem niezmiernie lotnym; to też część jego ucieka wysoko w atmosferę, lecz deszcze spłukują go, napowrót oddając glebie, gdzie zostaje przerobiony na azotany i może napowrót służyć roślinom za pokarm.

Zwierzęta i człowiek czerpią w pokarmie roślinnym azot, potrzebny im do życia, gdyż białko i protoplazma, będąca podścieliskiem wszelkiego życia, są związkami azotu. Ciała zwierzęce rozkładają się podobnie, jak roślinne, wydzielając azot w nich zawarty pod postacią amoniaku i związków azotowych, użyźniających grunty. Tym sposobem odbywa się krążenie azotu w przyrodzie.

Twierdzono przez długi czas, że ta wielka ilość azotu, stanowiąca  $\frac{4}{5}$  atmosfery, jest zupełnie bezpożyteczną dla roślin i gleby, gdyż azot może być przez rośliny czerpany tylko z gruntu. W ostatnich jednak czasach przekonano się, że rośliny, należące do rodziny motylkowych, obdarzone są własnością pochłaniania azotu z powietrza, że rosnąć mogą na ziemi, ubogiej w związki azotu, że ją nawet wzbogacają w te substancje i z tego względu są bardzo pożyteczne, jako rośliny użyźniające, jako żyjące nawozy.

*Powietrze.* Ziemia jest otoczona dokoła warstwą gazową, zwaną powietrzem albo atmosferą.

Powietrze, pośród którego żyjemy, zwracało od najdawniejszych czasów uwagę człowieka. Podsyca ono ogień, niezbędnym jest do podtrzymania życia zwierząt i roślin. Arystoteles zaliczał je w poczet czterech elementów, którymi były w jego przekonaniu: ogień, powietrze, woda i ziemia; wiemy już, że ani ogień, ani woda nie są elementami, przekonano się, że powietrze nie jest nim również, że przeciwnie jest mieszaniną, złożoną z wielu ciał. Starożytni jednak nie znali sposobów badania gazów, nie umieli nawet stwierdzić wagi powietrza. W XVII wieku dopiero Jan Rey wykazał, że powietrze jest ciężkie; użył w tym celu niezmiernie prostego doświadczenia: zważył kolbkę, napełnioną powietrzem, poczem za pomocą miecha powietrze owo zgęścił i przekonał się, że w tych warunkach waga kolby wzrosła.

Lavoisier jednak dopiero rozjaśnił zagadnienia, odnoszące się do składu powietrza, zagadnienia, które do jego czasów pozostawały w mroku.

Zauważywszy, że metale i niemetale, ogrzewane do wysokiej temperatury w przystępie powietrza, zwiększają wagę kosztem tegoż powietrza, przekonawszy się, że cyna, ogrzewana w zamkniętem naczyniu, zyskuje tyle na wadze, ile jej traci powietrze, Lavoisier zbudował przyrząd, służący specjalnie do tego rodzaju doświadczeń. Przyrząd ten (fig. 43) składa się z retorty szklanej (A) z bardzo długą i wygiętą szyją; koniec tej szyjki (O), zakrzywiony do góry, wychyla się swobodnie z nad kąpieli rtęciowej, w której zanurzony jest dolny jej zwrot. Dzwon szklany (P) nad kąpielą rtęciową ogranicza pewną ilość powietrza, zewsząd zamkniętego, łączącego się je-

dnak z retortą za pośrednictwem otwartego końca szyjki. Posłuchajmy, co sam Lavoisier powiada o swem sławnem doświadczeniu z rtęcią:

„Ustawwszy odpowiedni przyrząd, wprowadziłem do retorty, której objętość wynosiła 36 cali sześciennych, 4 części rtęci bardzo czystej, poczem zapaliłem ogień i ogrzewałem retortę przez 12 dni, a to w ten sposób, aby rtęć utrzymać stale w temperaturze bliskiej punktu wrzenia. Przez pierwszy dzień nie zauważyłem nic szczególnego; rtęć rozdrabniała się pod wpływem gorąca na małe kropelki, rozbryzgujące się po ścianach retorty szklanej, poczem zlewały się w postaci dużych kropeł, opadających na dno naczynia. Drugiego dnia zauważyłem czerwony jakiś proszek (powstający tlenek rtęci jest czerwony), który, z początku drobny i nieobfity, coraz to wzrastał na objętość przez następne 4 lub 5 dni, poczem przestał się wytwarzać. Po dwunastu dniach, widząc, że wypalenie rtęci już się ukończyło, zgasiłem ogień, a gdy naczynia zupełnie się oziębiły, zmierzylem objętość powietrza pod dzwonem.

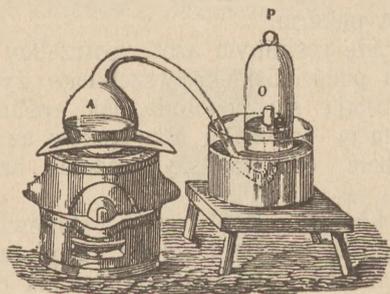


Fig. 43.

„Wzniesienie się rtęci pod dzwonem wykazywało już na pierwszy rzut oka ubytek powietrza; istotnie, w doświadczeniu tem objętość jego zmniejsza się o  $\frac{1}{6}$  część. Powietrze, pozostałe pod dzwonem, nie jest odpowiednie ani do oddychania, ani do palenia, gdyż zwierzęta, wprowadzone w tę atmosferę, giną po kilku chwilach, a światło gaśnie natychmiast, jakby pograżone w wodę. (Był to azot).

„Wziąłem swoją drogą ową czerwoną materję, która powstała z wypalenia rtęci, wprowadziłem ją w małą retortę szklaną, do której przystosowałem przyrządek, służący do zbierania gazów lub płynów, któreby mogły się wydzielić. W miarę jak ogrzewałem retortę, spostrzegłem, że barwa ciała stawała się coraz to bardziej czerwoną, gdym jednak doprowadził temperaturę do znacznej bardzo wysokości, wówczas objętość czerwonej substancji zmniejszyła się z zadziwiającą szybkością, aż wreszcie znikła ona zupełnie; w tejże samej chwili kilkadziesiąt kulek srebrnej rtęci skropiło się w przyrządzie, służącym do zbierania płynów, a pod dzwonem zgromadził się gaz o wiele bardziej przydatny do oddychania i palenia, niż powietrze atmosferyczne. Świeca pali się w tym nowym gazie, wydając światło przedziwne i silne, węgiel, zamiast tlić się powoli, jak w powietrzu, rozrzuca dokoła tyśiące iskier na podobieństwo fosforu i z siłą światła tak znaczną, że oczy trudno znoszą blask podobny. (Był to tlen).

„Zastanowiwszy się nad tem doświadczeniem, dochodzimy do przekonania, że rtęć, wypalając się, pochłania część powietrza zdrowotną i przydatną do oddychania i życia, że ta część, która zostaje, jest jakaś reszta, niezdadna ani do oddychania, ani do palenia. Powietrze atmosferyczne składa się zatem z dwóch fluidów o własnościach wręcz sobie przeciwnych. Wystarczy połą-

czyć te dwa gazy, otrzymane w tych dwóch doświadczeniach, aby napowrót otrzymać powietrze z jego własnościami zwykłymi.“

Doświadczenie Lavoisiera stało się historycznym; jest to jedno z najpiękniejszych doświadczeń, jakich dokonano w chemii, piękne zarówno pod względem jasności i ścisłości naukowej, jak pod względem metody analitycznej, dającej się sprawdzić drogą syntezy.

Analizę powietrza możemy przeprowadzić wielu innymi sposobami; analiza ta może być dwojaką: mierzymy objętość lub ciężar gazów, zawartych w powietrzu. Objętość zmierzyć możemy za pomocą wielu sposobów, polegających jednak zwykle na pochłonięciu tlenu w zamkniętej i wymierzonej przestrzeni powietrza przez ciała, chciwe tego pierwiastku (fosfor, kwas pirogalusowy), poczem sprawdzamy ściśle objętość pozostałego azotu; proste odejmowanie da nam ilość tlenu. Najzwyklejszy sposób polega jednak na zmieszaniu w rurce szklanej, zwanej *eudyometrem* (fig. 44), 100 części powietrza suchego z taką ilością wodoru i puszczenia iskry elektrycznej przez tę mieszaninę: wodór łączy się z tlenem powietrza na wodę, która się skrapla, pozostała objętość gazów pozbawiona jest zatem tlenu. Po przepuszczeniu iskry pozostaje w eudyometrze tylko 137 części gazu, a zatem 63 części (są to dajmy na to całe) mieszaniny gazowej znikły, skropliły się w postaci wody. Skład wody jest nam jednak znany: wiemy, że na objętość zawiera ona 2 części wodoru i jedną tlenu. W 63-ch częściach wody musi więc być tlenu 21 części, a wodoru 42. W stu częściach powietrza jest zatem tylko dwadzieścia jedna częśći tlenu (79 części) utworzona jest przez azot. Powietrze składa się zatem w liczbach całych z czterech części azotu i jednej tlenu\*).

Cheąc poznać wagę gazów, wchodzących w skład powietrza, posługujemy się metodą Dumasa, daje ona rezultaty ściślejsze od poprzednich.

Figura 45-ta przedstawia przyrząd do tego doświadczenia. *V* jest dużą kolbą próżną, zamykaną za pomocą kranika *u*; *a—b* jest rurą ze szkła trudnopalnego, napełnioną opilkami miedzi, którą można ogrzewać do czerwoności nad gazem; *r—r'* są krany, służące do zrobienia próżni w rurce *a—b*. Rurki *C*, *B* są napełnione substancjami, pochłaniającymi wilgoć, *A* zaś jest

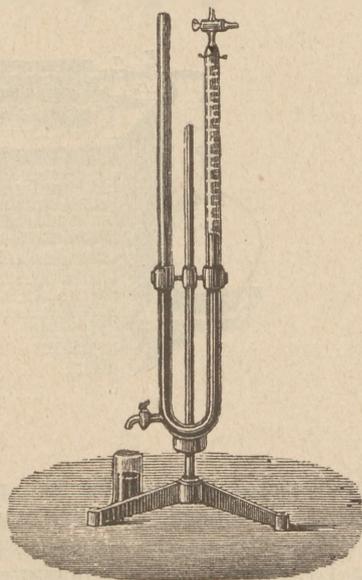


Fig. 44.

\*) Ostatnie badania wykazały, że na 100 części powietrza 0,9 przypada na argon.

przyrządem, złożonym z kilku kulek szklanych, napełnionych potażem gryzącym, posiadającym własność pochłaniania dwutlenku węgla. Koniec ten przyrządu jest otwarty.

Na początku doświadczenia ogrzewamy rurkę  $a-b$  do czerwoności, poczem ostrożnie otwieramy krany  $r-r'$  i  $u$ . Powietrze wpada wówczas do balonu  $V$ ; powietrze to jednak jest pozbawione dwutlenku węgla i wilgoci, a przechodząc przez ogrzane do czerwoności opiłki miedzi, pozostawia im tlen, dość, że do balonu  $V$  dostaje się sam azot. Ponieważ przed doświadczeniem ważymy kolbę  $V$ , zarówno jak rurkę  $a-b$ , więc powiększenie ich ciężaru wykaże wagę azotu i tlenu, zawartego w powietrzu.

Zawartość tlenu i azotu w powietrzu jest stała; nie zależy od użytych metod, ani od miejsca, z którego zaczerpniłmy powietrze. Powietrze, wzięte

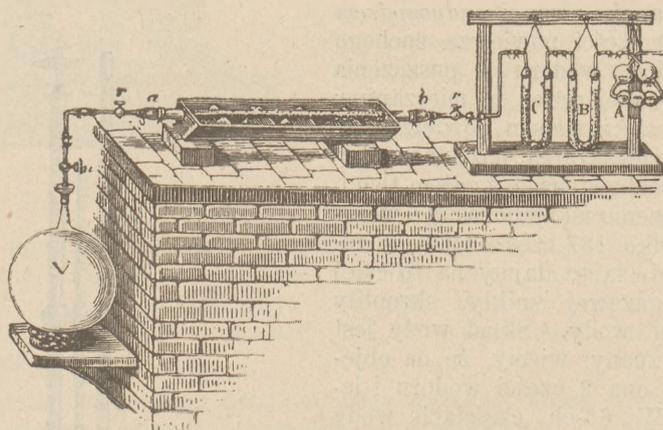


Fig. 45.

na wysokości 7000 metrów nad poziomem morza, zarówno jak przywiezione ze szczytu Faulhorn, z doliny alpejskiej Chamounix lub z krain najbardziej odległych, przedstawia ten sam skład, co zwykle powietrze naszych płaszczyn i równin. Tylko powietrze, zaczerpnięte nad powierzchnią morza, zawiera cokolwiek mniejszą ilość tlenu, co spowodowane jest większą rozpuszczalnością gazu tego w wodzie w porównaniu z azotem.

Boussingault oznaczył w sposób bardzo ścisły ilość dwutlenku węgla i pary wodnej, zawartej w powietrzu, gdyż obydwa te ciała stale znajdują się w atmosferze. Woda, wylewając się powoli dolnym kranem ze zbiornika  $V$  (fig. 46), mającego objętość oznaczoną (najczęściej 50 litrów), wciąga zeń powietrze, które powoli musi przejść przez szereg rurek szklanych:  $A$ ,  $B$ ,  $C$ ,  $D$ ,  $E$ ,  $F$ , połączonych z górną częścią zbiornika. Rurki te są napełnione substancjami, pochłaniającymi wodę, lub też potażem gryzącym, zatrzymującym dwutlenek węgla. Wszystkie rurki, przeznaczone do przyjęcia pary wodnej z powietrza, są zważone przed doświadczeniem, a zwiększenie ich wagi po doświadczeniu wskazuje ilość pochłoniętej pary wodnej; podobnie po-

stępujemy z rurkami, przeznaczonemi do zatrzymania dwutlenku węgla. Tym sposobem dowiadujemy się, ile pary wodnej i dwutlenku węgla znajduje się w danej objętości powietrza (objętość zbiornika czyli 50 litrów) i za pomocą rachunku sprowadzamy liczby te do warunków normalnych, czyli temperatury  $0^{\circ}$  i ciśnienia 760 milimetrów.

Przekonano się, że ilość dwutlenku węgla w atmosferze jest stała, wynosi ona zwykle 3 objętości na 10 000 objętości powietrza, a jednak ilość gazu tego, bezustanku oddawanego atmosferze, jest olbrzymia. Poprzez wszystkie szczeliny ziemi, poprzez wszystkie pokłady porowate i przesiąkliwe,

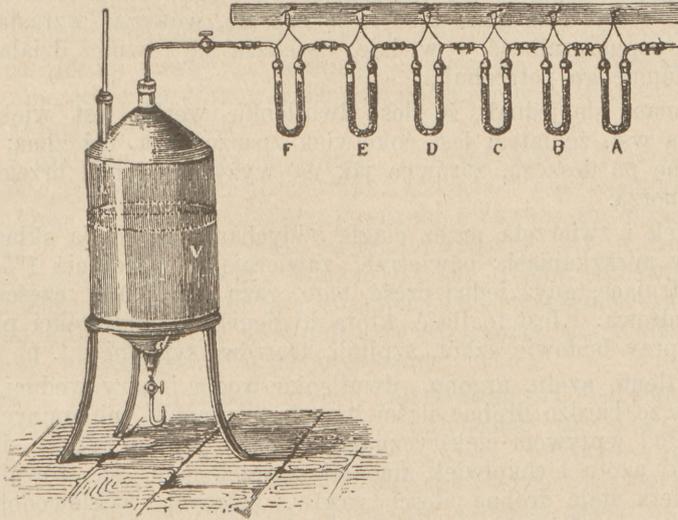


Fig. 46.

przez piaski, wapiaki i t. p., wciąż przedostaje się i bezustannie przenika dwutlenek węgla, pochodzący z reakcyi, którym podlega jądro ziemi. Niektóre wulkany wydzielają olbrzymie ilości tego gazu, a zjawiska gnicia, butwienia, fermentacyi, utlenienia ciał organicznych, zjawiska, odbywające się bezustannie na powierzchni globu, są również stałym i ciągłym źródłem wytwarzania się jego. Gleba nawożona wydziela bardzo znaczne ilości dwutlenku węgla; oddychanie człowieka i zwierząt dostarcza go także obficie, wyliczono bowiem, że człowiek dorosły wydziela dziennie mniej-więcej kilogram tego gazu. Ten jeden proces wyrzuca w powietrze milion tonn kwasu węglanego na dobę, a liczbę tę musimy przynajmniej podwoić, biorąc pod uwagę oddychanie zwierząt.

Dwutlenek węgla wydziela się wreszcie z węgla, który spalają fabryki i ogniska domowe; obrachowano, że Europa wydobywa z głębi ziemi 150 milionów tonn węgla rocznie, który paląc się wytwarza 550 milionów tonn dwutlenku węgla, a liczbę tę należy potroić przynajmniej, jeśli weźmiemy pod uwagę obszar całego świata.

Zdawałoby się więc, że bezustanku wytwarzany i w olbrzymich masach wylewany w atmosferę dwutlenek węgla powinien wreszcie zupełnie zanieczyścić powietrze. Istnieją jednak dwa zjawiska, dzięki którym gaz ten ciągle znika. Rośliny pochłaniają dwutlenek węgla, zawarty w atmosferze, i wydzielają na jego miejsce prawie tę samą objętość tlenu; z drugiej zaś strony, gleba wilgotna, wody słodkie i słone rozpuszczają kwas węglany z powietrza w ilości, zależnej od ciśnienia, a gaz, w ten sposób pochłonięty, współdziała w życiu roślin ziemskich lub wodnych, a nawet w tworzeniu się pokładów mineralnych.

Tym sposobem zapewne ilość dwutlenku węgla w atmosferze jest mniej więcej stała. Gdy ilość gazu tego zwiększa się, wówczas wzrasta proporcjonalnie jego rozpuszczalność w wodzie, zwiększa się również działalność roślin, które bezustannie go potrzebują.

Przekonano się jednak, że ilość dwutlenku węgla jest większa w miastach, niż na wsi, że latem jest cokolwiek znaczniejsza, niż zimą; że zmniejsza się trochę po deszczu, zarówno jak na wyżynach i nad brzegiem lub powierzchni morza.

Człowiek i zwierzęta przez ciągłe oddychanie zmieniają skład powietrza, zawartego w mieszkaniach; powietrze, zawierające więcej niż 1% dwutlenku węgla, jest trujące, gdyż jedna część tego gazu na 1000 części powietrza jest już niezdrowa. Jest to ilość, którą higieniści i architekci powinni brać pod uwagę przy budowie szkół, szpitali, teatrów, sypialni i t. p.

Prócz tlenu, azotu, argonu, dwutlenku węgla i pary wodnej, powietrze zawiera jeszcze bardzo drobne ilości innych substancji mineralnych lub organicznych. Pod wpływem elektryczności atmosferycznej tworzy się ozon, tlenowe związki azotu i cokolwiek amoniaku; przekonano się również, że powietrze zawiera stale drobne ilości gazów, zwanych węglowodorami; takim jest gaz błotny, wydzielający się z moczarów, w którym gniją rośliny. W wyjątkowych okolicznościach powietrze zawiera związki siarki, jak dwutlenek siarki lub siarkowodor.

W powietrzu pełno jest również ciał stałych; takimi są drobne kryształki piasku, soli morskiej, siarczanu sodu i t. p. Któż nie widział tysięcznych drobnych pyłków, zawieszonych i bujających w promieniu słonecznym, który przez szczelinę wnika do pokoju ciemnego? Pyłki te są natury mineralnej lub organicznej, a tak drobne i lekkie, że swobodnie się unoszą w powietrzu; widzimy tu drobne ziarenka mączki, pyłek kwiatowy, puch, zarodniki roślin skrytokwiatowych, a także mnóstwo istot żyjących. Dzięki pracom Pasteura wiemy dziś, jak ważną niezmiernie rolę żyjące te pyłki grają w przyrodzie i życiu człowieka: jest to cały świat drobnoustrojów, zwanych mikroorganizmami, zarazkami, bakteriami, ważne bardzo mających znaczenie w fermentacji; niektóre z nich są chorobotwórcze i szerzą choroby zakaźne, inne zaś są nieszkodliwe.

Pochłaniające działanie morza, w którym giną mikroby, i działanie wiatrów, idących z wysoka i przynoszących powietrze czyste i bogate w ozon, który niszczy drobnoustroje, są dwoma najważniejszymi mechanizmami, dzięki którym atmosfera ziemska wciąż ulega oczyszczeniu.

Powietrze jest bezbarwne, niebieskawe, gdy jest w ilości niezmiernie wielkiej; nie posiada ono ani smaku, ani zapachu. Litr powietrza suchego waży 1,2935 gr. przy ciśnieniu normalnem i temperaturze 0°. W ostatnich czasach zdołano skroplić znaczne ilości powietrza. Powietrze ciekłe ma barwę niebieskawą; pozostawione w spoczynku wyparowuje dopiero po godzinie. Przy przelewaniu z jednego naczynia do drugiego powietrze ciekłe zaczyna wrzeć i wrze, dopóki temperatura naczynia nie obniży się do — 180° C., poczem staje się mętne, gdyż powstaje w niem osad skryształizowanego dwutlenku węgla. Krople powietrza ciekłego, padając na stół, przyjmują natychmiast kształt kulisty i kręcą się szybko, jak krople wody, padające na rozpaloną blachę. Powietrze w tej postaci służyć może do wykonania wielu efektownych doświadczeń: alkohol nie rozpuszcza się w niem i krzepnie na wielkie krople, zwolna krystalizując się; ozon przemienia się w płyn szafirowy i t. p.

Przy parowaniu powietrza ciekłego wywiązuje się niezmiernie zimno. Tę niską temperaturę spożytkował Dewar do skroplenia wodoru i innych gazów, poczytywanych za trwałe.

Azot z wodorem tworzy *amoniak*, którego wzór  $AzH^3$  wykazuje, że azot jest pierwiastkiem trójwartościowym. Związek ten wytwarza się, jak wiemy, skutkiem elektryczności atmosferycznej i zawsze towarzyszy procesom gnilnym, jeśli rozkładające się ciała są organiczne; to też widzimy go stale w glebie, w wodach, powietrzu, a także w soku roślin, albowiem odgrywa w ich życiu niezmiernie ważną rolę: utleniony lub w postaci związków stanowi pokarm, którego rośliny używają do wytwarzania ciał białkowych, a zatem związków, niezbędnych dla ich organizmu.

Jednym z najważniejszych źródeł, dostarczających amoniaku, są ścieki miejskie, zawierające dużo moczu, który fermentując przechodzi w związki amoniakalne; nawozy i guano wydzielają również podczas gnicia amoniak i jego związki. Węgiel zaś, poddany *suchej dystylacji*, czyli ogrzewany w naczyniach zamkniętych, bez dostępu powietrza, wydziela razem z wielu gazami amoniak; gaz ten jest zatem ubocznym produktem przy fabrykacji gazu oświetlającego.

Związki amoniaku, ogrzewane z ciałami ługowemi, jak potaż gryzący, soda, wapno, wydzielają czysty amoniak; tym zwykle sposobem gaz się ten przyrządza. Zmieszajmy w kolbie (fig. 29) trochę jakiegokolwiek związku amoniakalnego z wapnem gaszonym: wystarcza cokolwiek ogrzać tę mieszaninę, aby otrzymać amoniak. Zbieramy go pod rtęcią, gdyż jest niezmiernie łatwo rozpuszczalny w wodzie. Jeśli zaś pragniemy przyrządzić roztwór wodny amoniaku, wówczas posługujemy się przyrządem Woolfa (fig. 30) i przeprowadzamy gaz (jakeśmy to robili z kwasem solnym) przez szereg naczyń, napół napełnionych wodą, którą stopniowo nasyca.

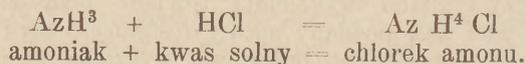
Amoniak jest gazem bezbarwnym, o zapachu szczypiącym i ostrym, o smaku ługowym. Można go skroplić przy — 40° i pod ciśnieniem normalnem: otrzymujemy ciecz bezbarwną i bardzo ruchliwą, wraca przy + 34°, a krzepnącą przy — 75° na masę krystaliczną bezbarwną, o zapachu słabym. Amoniak w postaci cieczy sprowadza parując znaczne obniżenie temperatury, które bywa spożytkowane w przemyśle, przy sztucznem otrzymywaniu lodu.

Amoniak gazowy rozpuszcza się niezmiernie łatwo w wodzie: przy temperaturze 15° jedna objętość wody rozpuszcza 725 objętości tego gazu. Roztwór podczas gotowania, a nawet przez zwykłe parowanie w otwartem naczyniu, traci zupełnie swój amoniak. Aby wykazać w efektywny sposób wielką rozpuszczalność amoniaku w wodzie, posługujemy się tym samym przyrządem, który służył nam do demoustrowania wielkiej rozpuszczalności kwasu solnego w wodzie. Bierzemy więc kolbę, napełnioną amoniakiem i zamkniętą korkiem, przez który wkręcona jest rurka szklana (fig. 31): zewnętrzny jej koniec jest zalutowany, wewnętrzny otwarty. Kolbę tę przewracamy nad wanną i pod wodą łamiemy zalutowany koniec rurki; pierwsze krople wody, stykając się z amoniakiem, pochłaniają gaz ten całkowicie, a woda wpada w próżną kolbę, rozbryzgując się w postaci fontanny. Jeśli wodę w wannie zabarwimy kilku kroplami czerwonego lakmusu, to fontanna będzie niebieska, gdyż amoniak barwi czerwony lakmus na kolor błękitny, wykazując tem znaczne podobieństwo do alkaliów.

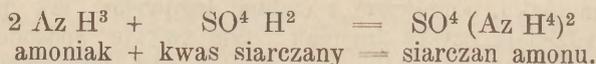
Pod wpływem gorąca bardzo silnego lub iskry elektrycznej amoniak rozkłada się na swoje składniki: wodór i azot, przyczem objętość gazu podwaja się, zapach właściwy amoniakowi znika, a mieszanina płonie z powodu wielkiej obfitości zawartego w niej wodoru.

Amoniak składa się bowiem z jednej objętości azotu, a trzech wodoru, zagęszczonych do dwóch objętości, czyli do połowy, przy rozkładzie zaś gazy przybierają objętość, właściwą dla nich w stanie wolnym.

Amoniak łączy się niezmiernie łatwo z wszelkimi kwasami, tworząc związki zupełnie podobne do soli potasu lub sodu; zowiemy je *solami amonowymi*. W zetknięciu np. z parami kwasu solnego amoniak dymi, tworząc gęste, białe kłęby, które są chlorkiem amonu:



Z kwasem siarczanym otrzymujemy siarczan amonu:



Z tych wzorów widzimy, że przy powstawaniu soli amonowych następuje zupełne połączenie kwasu z amoniakiem, bez rozkładu, bez podstawienia, bez utraty wody. Amoniak, obdarzony odczynem ługowym, zobojętnia kwasy, podobnie jak to czynią zasady, zwane inaczej wodanami lub alkaliami, i przeprowadza je do postaci soli. Sole zaś są bierne, nie są ani kwaśne, ani ługowe i nie wywierają żadnego wpływu na roztwór lakmusu.

Wzór chlorku amonu  $\text{Az H}^4 \text{Cl}$  wykazuje nam, że są związki, w których azot jest pięciowartościowym, w tej soli bowiem azot połączony jest z 4-ma atomami wodoru, przedstawiającymi cztery wartości, i jednym atomem chloru, który jest pierwiastkiem jednowartościowym. Wartościowość azotu jest zatem zmienna: w amoniaku pierwiastek ten jest trój-, a w chlorku amonu pięciowartościowym.

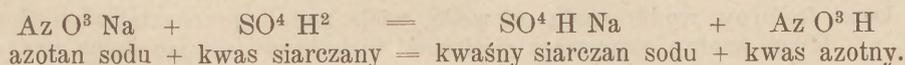
W formie siarczanów, chlorków, fosforanów amoniak wchodzi w skład nawozów. Roztworu amoniaku używają do wywabiania plam tłustych, mycia wełny,—służy w farbiarstwie i lecznictwie. Rozcieńczony roztwór jest znany środkiem, usmierającym pijaństwo, łagodzącym ból, spowodowany oparzeniem lub ukłuciem owadów takich, jak: komary, mrówki, w ostatnim wypadku zobojętnia kwas, który owady te wprowadzają w nasze ciało, a kwasy te są gryzące i wywołują ból i swędzenie. Pary wreszcie amoniaku zalecają przeciw otruciu kwasem pruskim.

Azot, łącząc się z tlenem, daje pięć związków, pośród których najważniejszym jest *czterotlenek azotu*, tworzący się przy ogrzewaniu wielu azotanów, a także przy rozkładaniu się kwasu azotnego. Jest to płyn brunatny, wrzący już przy 22°, zamieniający się na pary czerwone, zapachu bardzo przykrego, obdarzone smakiem kwaśnym. Związek ten powstaje w przyrodzie z pierwiastków wskutek elektryczności atmosferycznej; woda deszczowa, splukując go, zamienia na mięszaninę kwasu azotnego i azotawego:



Dlatego kwasy te i ich sole znajdujemy stale w wodzie deszczowej i w glebie.

Pośród kwasów, które wytwarza azot, najważniejszym jest *kwas azotny*, zwany także nitrowym lub saletrzanym. Związek ten ( $\text{Az O}^3 \text{H}$ ) powstaje więc w przyrodzie drogą syntezy, najczęściej jednak zamienia się natychmiast na sole, zwane azotanami; azotany, jak to zobaczymy później, powstają innemi jeszcze drogami w łonie ziemi i tam wytwarzają znaczne pokłady. Najpowszejsze z tych soli, zwane saletrami, służą do przyrządzania czystego kwasu azotnego; najczęściej bierzemy saletrę sodową, czyli azotan sodu, oblewamy kwasem siarczanym i ogrzewamy. Kwas siarczany rozkłada saletrę, tworząc kwaśny siarczan sodu, i wyswabadza kwas azotny, stwierdzając tą reakcją raz jeszcze, że jest najsilniejszym kwasem mineralnym:



W reakcji tej powstaje sól, którą nazwaliśmy *kwaśnym siarczanem sodu*. Nazwa ta pochodzi stąd, że związek ten jest w połowie jakgdyby kwasem, gdyż zawiera jeden atom wodoru, pochodzący z kwasu siarczanego, i z tego względu odczyn ma kwaśny, czerwieni więc papier lakmusowy,—swoją drogą związek ten jest solą, gdyż jeden atom wodoru w kwasie siarczanym zastąpiony jest w nim przez metal sód. To też sól, w której istnieje część wodoru kwasowego, nazywamy solą kwaśną, dla odróżnienia jej od *soli obojętnej*, w której wodór kwasowy jest w zupełności zastąpiony przez metale i której odczyn jest obojętny.

Przyrządzając kwas azotny w pracowni, posługujemy się dużą retortą szklaną (fig. 47), której długa szyja wchodzi wewnątrz kolby, wciąż oblewa-

nej zimną wodą. Pary kwasowe skraplają się w tem naczyniu oziębionem. W przemyśle używają wielkich zbiorników żelaznych.

Kwas azotny jest płynem bezbarwnym, o słabym zapachu, wrzącym przy + 85°, krzepnącym przy — 47°. W wilgotnem powietrzu związek ten dymi, rozpuszcza się bardzo łatwo w wodzie, silnie czerwieni lakmus, jest kwasem jednozasadowym. Światło i ciepło rozkładają go na tlen, wodę, przy czem powstają różne tlenki azotu, barwiące płyn na żółto.

Kwas azotny jest związkiem niezmiernie bogatym w tlen; wyliczono, że zawiera on 76,1% tego gazu; jeśli zwrócimy przytem uwagę, że związek ten wydziela niezmiernie łatwo tlen, to zrozumiemy, dlaczego kwas azotny jest jednym z najsilniej utleniających ciał, jakimi rozporządza chemia. Siarkę utlenia na dwutlenek siarki, lub zamienia na kwas siarczany, fosfor utlenia

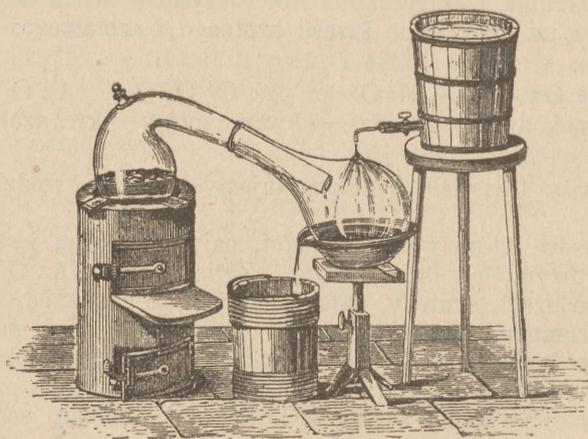
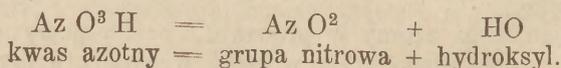


Fig. 47.

na kwas fosforowy, wodór spala na wodę, wiele metali przekształca na tlenki i t. p. Kwas azotny rozpuszcza większość metali, zamieniając je na azotany, przy czem nie wydziela się wodór, jak przy rozpuszczaniu metali w kwasie siarczany lub solnym: wodór ten zostaje odrazu utleniony na wodę, a kwas rozkłada się częściowo przy tych przemianach, wydzielając tlenki azotu, łatwe do rozpoznania po barwie brunatnej, zapachu nieprzyjemnym i smaku kwaśnym. Kwas azotny niszczy mnóstwo materii organicznych, raz je utlenia, cukier np. zamienia na kwas szczawiowy,—kiedy indziej wchodzi z niemi w związek, podstawiając na miejsce wodoru, w nich zawartego, swój azot i część swego tlenu. W tym przypadku kwas się rozkłada na dwie grupy, które nazywamy grupą nitrową i hydroksylem:



Ta właśnie grupa nitrowa podstawia się na miejsce wodoru w substancjach organicznych, a wodór wyswobodzony tworzy z hydroksem wodę:



Powiadamy, że kwas azotny *nitruje*; związki, w podobny sposób powstałe, zwiemy nitrowymi, a sam kwas nazywany często nitrowym.

Dwie części kwasu azotnego, pomieszane z 3-ma częściami kwasu solnego, tworzą *wodę królewską*, zwaną tak dlatego, że rozpuszcza metale szlachetne, takie, jak złoto i platyna, zamieniając je na chlorki. Mieszanka ta, w której kwas solny ulega powolnemu utlenieniu, zawierająca przeto tlenowe kwasy chloru, kwas azotny i zapewne trochę swobodnego chloru w roztworze, jest najsilniejszym środkiem rozpuszczającym, jakim rozporządza chemia, i z tego powodu używana jest, aby doprowadzić do stanu roztworów te ciała, na które nie działa ani kwas siarczany, ani solny, ani azotny.

Z własności kwasu azotnego wnioskować możemy, że związek ten ma dużo zastosowań. Wielkie jego ilości są używane przy fabrykowaniu nitrogliceryny i dynamitu, bawełny strzelniczej, kwasu pikrynowego, melinitu, jednym słowem materiałów wybuchowych i niszczących. Używa się przy wyrabianiu kwasu siarczanego. Duże ma znaczenie jako rozpuszczalnik. Służy do rytowania na miedzi (akwaforty), co uskutecznia się w ten sposób: płytę miedzianą pokrywa się warstwą wosku i na nim wykonywa rysunek, sięgając rylcem aż do powierzchni metalicznej; po wykonaniu rysunku płytę oblewa się kwasem azotnym, który spływa w zagłębienia, wykonane rylcem, i rozpuszcza metal w tych miejscach odkrytych. Po usunięciu wosku otrzymujemy tym sposobem rysunek na miedzi.

### Fosfór.

Fosfór spotykamy w przyrodzie w stanie związków, czystego zaś pierwiastku, z powodu wielkiego jego powinowactwa do tlenu, nie spotykamy nigdy. Najpospolitsze z tych związków są fosforany; takim jest fosforan wapnia, występujący w przyrodzie jako minerał, zwany fosforitem, apatytem, wawelitem,—fosforan żelaza, magnezu i t. p. Sole te mają bardzo doniosłe znaczenie dla roślin i zwierząt, gdyż są im niezbędne do życia; wchodzą one w skład wszystkich organizmów, znajdujemy je w popiołach roślinnych, a większość fosforu bywa przyrzalczaną przez wypalenie kości. Szkielet nasz zawiera bardzo dużo fosforanu wapnia, a fosfór jest nam potrzebny nietylko do ukształtowania systemu kostnego, gdyż widzimy go w postaci związków w substancji mózgowej, w nerwach, w krwi i t. p. W świecie roślinnym, pierwiastek ten odgrywa pierwszorzędną funkcję, a to dlatego, że wchodzi w skład

*nukleiny*, substancji, z której urobione jest jądro komórkowe, i że rośliny zbierają fosfor i składają w ziarnie, z którego wyrasta ich potomstwo. To też związki fosforu, mianowicie fosforany, są, podobnie jak azotany, niezbędne w życiu roślin. Gleba, uboga w te substancje, nieprzydatna jest do uprawy i musi być wzbogaconą w pokarm roślinny, czyli użyzniąą nawozami fosforowymi lub azotowymi. Człowiek i zwierzęta czerpią fosfor, potrzebny do ukształtowania organizmu, w pokarmie roślinnym, rośliny zaś zadawają się pokarmem mineralnym, który pobierają z gleby; chodzi o to tylko, aby pokarm ów rozpuszczał się w wodzie, gdyż tylko w postaci ciekłej może być pochłonięty przez komórki roślinne.

Fosfor otrzymujemy fabrycznie przez wypalenie kości. Taką mąkę kością, bogatą w fosforan wapnia, poddaje się działaniu kwasu siarczanego, który wyswabia kwas fosforowy, a łącząc się z wapniem, tworzy gips. Kwas fosforowy zaś, ogrzewany w specjalnych warunkach z węglem, zostaje tak zredukowany, że wydziela się z niego fosfor, pierwiastek ten oczyszcza się następnie za pomocą filtrowania przez skórę zamszową, co musi być skutecznie pod wodą, z powodu niezmiernie jego palności, lub przez dystalację w atmosferze gazów obojętnych, takich, jak azot lub wodór, które na niego nie działają chemicznie, poczem odlewa się w laski i przechowuje w wodzie.

Fosfor jest substancją żółtawą, przeświecającą, łamliwą i kruchą przy temperaturze 7—8°, miękką zaś i dającą się rysować paznokciem, gdy temperaturę cokolwiek podwyższymy. Wre przy 290°. Smak ma wstrętny. Może krystalizować się i rozpuszcza się w siarku węgla, eterze, benzolu, nafcie, w wodzie zaś nie rozpuszcza się wcale.

Po ciemku, w powietrzu, fosfor świeci; zjawisko to, zwane *fosforescencją*, spowodowane jest niezmierną chciwością, z jaką pierwiastek ten pochłania tlen z powietrza; to też w atmosferze, pozbawionej tlenu, fosfor traci własność fosforyzowania. Temu powolnemu utlenieniu się fosforu towarzyszy zawsze charakterystyczna woń czosnkowa.

Fosfor jest niezmiernie łatwo palny, zapala się przez tarcie, lub gorąco 60°, to też należy obchodzić się z nim bardzo ostrożnie, gdyż nieraz zapala się w rękę, powodując dotkliwie oparzenia, trudne do wyleczenia. Pali się światłem białym i olśniewającym, wydzielając białe kłęby pięciotlenku fosforu (P<sup>2</sup> O<sup>5</sup>). Tlenek ten jest ciałem śnieżystym, mogącem się przedstawiać w postaci bezkształtnej, krystalicznej lub szklistej, niezmiernie chciwym wody, w której rozpuszcza się, sycząc, jak rozpalone do czerwoności żelazo, tworzy się wówczas kwas fosforowy, którego pięciotlenek jest bezwodnikiem.

Fosfor, łącząc się z siarką, wywołac może wybuch, to też ciała te należy mieszać bardzo ostrożnie; z chlorem łączy się z wydzieleniem światła, przyczem powstaje trójchlorek P Cl<sup>3</sup>, lub pięciochlorek fosforu: P Cl<sup>5</sup>. Pierwszy jest płynem, drugi ciałem stałym, a oba obdarzone są zapachem niezmiernie przykrym i sprowadzają łzawienie. Związki te dowodzą, że podobnie jak azot, fosfor jest niekiedy trójwartościowym, gdy w innych przypadkach łączy się z pięcioma atomami substancji jednowartościowej, takiej, jak chlor, czyli że jest pierwiastkiem pięciwartościowym. Fosfor działa bardzo gwałtownie na ciała, bogate w tlen, takie, jak kwas azotowy lub chloran potasu, gdyż pod

ich wpływem szybko się utlenia; to też mieszanina fosforu z chloranem potasu wybuchą gwałtownie pod wpływem uderzenia lub wstrząśnienia.

Ogrzewając fosfor w gazie obojętnym do temperatury bliskiej punktu wrzenia, otrzymujemy odmianę alotropijną, zwaną fosforem czerwonym. Odmiana ta przedstawia się zwykle w postaci masy bezkształtnej, czerwonej, która krystalizując się wytwarza piękne kryształy, zbliżone do sześciianu, barwy ciemno-fioletowej, prawie czarnej. Fosfor ten odznacza się przede wszystkim tem, że nie jest fosforyzującym i o wiele trudniej palnym od fosforu żółtego, gdyż zapala się dopiero przy 260°. Nie można go zatem zapalić przez tarcie o suchą powierzchnię. Fosfor czerwony nie rozpuszcza się w siarku węgla, a ogrzany do wysokiej temperatury, przechodzi z wolna w stan zwykłego fosforu żółtego. Ważną wreszcie różnicą między temi dwoma odmianami fosforu jest działanie tych ciał na organizm ludzki: fosfor żółty jest jedną z najsilniejszych trucizn, jakie znamy, fosfor zaś czerwony, nie rozpuszczający się w płynach żołądkowych, jest zupełnie nieszkodliwy.

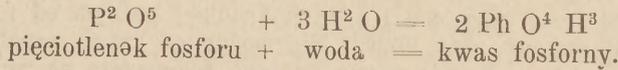
Niezmiernie łatwa palność fosforu znalazła ważne zastosowanie w fabrykacji zapalek, dzięki którym mamy na zawołanie ogień i światło. Weźmy drzazgę, umocmy jej koniec w siarce roztopionej, nałożmy nań kawałeczek fosforu: mamy zapalkę. Przez potarcie fosfor się zapali i natychmiast połączy się z siarką, od płomienia zaś tego zajmuje się drzewo. To też główka zapalki jest utworzona z mieszaniny, zawierającej fosfor i jakie ciało łatwo palne, wzmacniające lub podtrzymujące zjawisko palenia; ciałem takim może być nie tylko siarka, ale dwutlenek ołowiu lub manganu, saletra i t. p. Substancje te są mieszane na gorąco z gumą lub dekstryną, służącą do spojenia masy.

Zapalki, przyrządzone w ten sposób, przedstawiają duże niedogodności, nie dość bowiem, że używanie w codziennych potrzebach ciał zapalających się przez proste tarcie jest bardzo niebezpieczne, ale pary fosforu, które robotnicy muszą wdychać podczas przyrządzania na ciepło masy do zapalek, są niezmiernie trujące, i ludzie ci, żyjąc w atmosferze zatrutej tymi wyziewami, podlegają cierpieniom strasznym, a nawet śmierci. To też postarano się usunąć fosfor żółty z fabrykacji zapalek; dziś wyrabiają olbrzymią ilość zapalek szwedzkich, które są nieszkodliwe i nie zawierają fosforu czerwonego. Główka takiej zapalki składa się z mieszaniny łatwo palnej, w skład której wchodzi chloran potasu i siarek antymonu, spojone gumą, główka zaś tego składu zapala się przez potarcie o powierzchnię, nasyconą fosforem czerwonym, umieszczonej po bokach pudełka.

Rozpuszczając fosfor w ługach, np. w sodzie, otrzymujemy gaz trujący, obdarzony wstrętnym zapachem zepsutych ryb, zwany *fosfowodorem* lub *fosforykiem*; wzór jego  $P H^3$  uwydatnia trójwartościowość fosforu. Każda bańka gazu tego w zetknięciu z powietrzem zapala się sama, tworząc obłoczek dymu w kształcie koła, które wznosi się rozszerzając, aż zniknie (fig. 48). Jednakże fosfowodór gazowy nie jest samozapalny w powietrzu, a w doświadczeniu efektowne to zjawisko spowodowane jest tworzeniem się niezmiernie drobnej ilości fosfowodoru płynnego ( $P^2 H^4$ ), który jest obdarzony własnością samozapalania się w powietrzu. Niektórzy utrzymują, że ogniki błędne, powstające na ementarzach, gdzie wiele związków fosforowych złożonych jest

w ziemi, że te ognie błędne, powstające z gazów, wydzielających się ze szczelin ziemi, zapalają się same z powodu niewielkiej ilości tych związków fosforu.

*Kwas fosforowy* (lub *ortofosforowy*)  $P O^4 H^3$ , otrzymać możemy rozmaitymi sposobami; wiemy, że pięciotlenek fosforu pod wpływem wody zamienia się na kwas fosforowy:



Fosfor może być utleniony za pomocą kwasu azotowego, aż wytworzy kwas fosforowy. Wreszcie fosforany rozkładają się pod wpływem kwasu siarczanego, wydzielając kwas fosforowy, co dowodzi naturalnie, że kwas ten jest słabszym

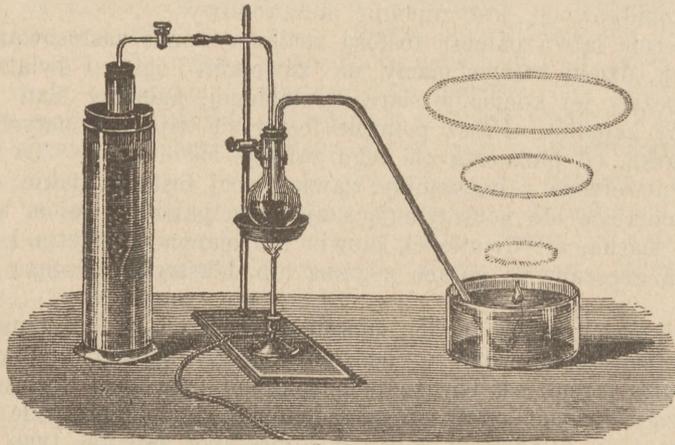
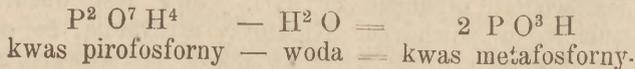
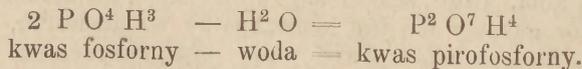


Fig 48.

od siarczanego. W przemyśle używają mąki kostnej, bogatej w fosforan wapnia, i z niej fabrykują kwas fosforowy lub fosfor.

Kwas fosforowy jest ciałem krystalicznym, zamieniającem się łatwo z powodu wielkiego powinowactwa do wody i chciwości, z jaką pochłania wilgoć z powietrza, na masę syropowatą, gęstą, o własnościach bardzo gryzących. Jest to kwas trójzasadowy. Przez ogrzanie traci wodę i stopniowo, w miarę swego odwodnienia, tworzy kwasy o składzie chemicznym odmiennym, przechodzące jednak łatwo napowrót w stan kwasu fosforowego. Takimi są kwasy *pirofosforowy* i *metafosforowy*:



Istnieją inne jeszcze kwasy fosforu, zawierające mniej tlenu, a taką samą ilość wodoru, co kwas ortofosforowy, takimi są: kwas *fosforawy* ( $P O^3 H^3$ ) i kwas *podfosforawy* ( $P O^2 H^3$ ), będące silnymi środkami redukcyjnymi, albowiem, pochłaniając tlen, zamieniają się z wielką łatwością na kwas fosforowy.

### Arsen.

Arsen rzadko się spotyka w stanie rodzimym; związki jego z siarką są pięknymi minerałami, znanymi pod nazwą aury pigmentu i realgaru, a najpospolitszymi są piryty, w skład których, prócz siarki i arsenu, wchodzi metale takie, jak żelazo, nikiel lub kobalt; wreszcie w wodach mineralnych, a szczególnie w żelazistych, spotykamy dość często arsen.

Piryty arsenowe służą najczęściej do otrzymywania tego pierwiastku; rudy te, ogrzewane w specjalnych piecach, rozkładają się w ten sposób, że arsen, będący pierwiastkiem niezmiernie lotnym, ulatnia się, a przechodząc przez ochłodzone rury, sublimuje się i przybiera postać krystaliczną, w piecu zaś pozostają siarki metaliczne.

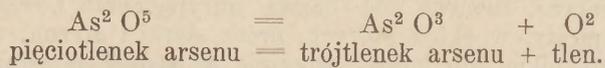
Arsen jest ciałem stałym, wygląda jak metal szarawy, krystaliczny, gdyż obdarzony jest charakterystycznym połyskiem metalicznym. Ogrzany, ulatnia się przy  $180^{\circ}$ , nie topniejąc; pod ciśnieniem jedynie przybiera postać ciekłą. Para jego jest żółta, barwy cytrynowej, obdarzona silnym i nieprzyjemnym zapachem czosnku. Ogrzany do czerwoności, sam się zapala i płonie w powietrzu mdłym płomieniem błękitnawym, wydzielając białe obłoki trójtlenku arsenu o nieprzyjemnym zapachu czosnkowym. Arsen pali się także w chlorze, przyczem powstaje trójtlenek arsenu; łączy się bezpośrednio z bromem, siarką, a z większością metali tworzy związki podobne do aliażów. Jest to zatem metaloid, obdarzony niektórymi cechami metali.

Wszystkie jego związki są trujące.

*Trójtlenek arsenu*,  $As^2 O^3$ , zwany *arszenikiem*, powstaje przy paleniu arsenu, a w przyrodzie spotyka się nieraz w postaci krystalicznej; zbierają go także z kominów hutniczych, gdzie osadza się wskutek prażenia rud metalicznych (często zanieczyszczonych arsenem) w dostępie powietrza, wskutek czego arsen, zamiast sublimować się, utlenia się, zamienia się na arsenik. Wybrany z kominów hutniczych, związek ten przedstawia się w postaci masy szklistej i bezkształtnej, po jakimś czasie szklistość znika, a substancja przybiera wygląd matowy, porcelanowy, spowodowany tworzeniem się drobnych kryształków ośmiościennych.

Arszenik bardzo trudno rozpuszcza się w wodzie, o wiele zaś lepiej w kwasach i zasadach. Z zasadami wytwarza sole, zwane *arsenionami*, odpowiadające *kwasowi arsenawemu* ( $As O^3 H^3$ ), który nie jest znany i który zapewne nie da się wytworzyć, dlatego że bezwodnik jego, będący arsenikiem, jest w wodzie, rzec można, nierozpuszczalny. Arseniony odznaczają się nieraz pięknymi kolorami i duże mają zastosowanie jako barwniki: arsenion miedzi,

koloru zielonego, służył niedawno jeszcze pod nazwą zieleni Scheelego; zieleni Schweinfurcka jest mieszaniną octanu i arsenionu miedzi i t. p. Ciała, silnie utleniające, jak: woda królewska, woda chlorowa, kwas azotny, a nawet powietrze, zamieniają arsenik na *kwas arsenny*, odpowiadający fosfor-nemu, a zatem wzoru:  $\text{As O}^4 \text{H}^3$ . Związek ten jest cennym środkiem utleniającym, a to dlatego, że przy ogrzewaniu rozkłada się, traci stopniowo wodę i przechodzi, tak jak kwas fosforny, przez cały szereg odmian, zawierających coraz to mniej wody, wreszcie zamienia się na swój bezwodnik, *pięciotlenek arsenu*  $\text{As}^2 \text{O}^5$ , odpowiadający pięciotlenkowi fosforu. Bezwodnik ten, przedstawiający się w postaci masy białej, chciwej wody, traci przy ogrzaniu tlen i przechodzi w stan trójtlenku arsenu:



A zatem kwas arsenny wydziela pod wpływem ciepła wodę i tlen, i zamienia się na arsenik, a wiemy już, że ten pod wpływem powietrza przechodzi powoli w stan kwasu arsennego. Wydzielanie się tlenu może więc być ciągle, a kwas arsenny jest z tego powodu używany w przemyśle jako środek utleniający, szczególnie w farbiarstwie, przy otrzymywaniu farb anilinowych.

Gdy jakikolwiek związek arsenu rozpuszczony zetknie się z wydzielającym się wodorem, wówczas powstaje zawsze *arseniak*  $\text{As H}^3$ , zwany także *arsenowodorem*, analogiczny z amoniakiem i fosfowodorem. Wlejmy kilka kropeł jakiej substancji arsenowej do zwyczajnego przyrządu, w którym wodór się wydziela pod wpływem kwasu siarczanego i cynku,—w tej chwili wytworzy się arseniak, łatwy do rozpoznania po zapachu wstrętnym, czosnkowym, i po płomieniu mdłym, niebieskawym, osadzającym arsen na przedmiotach chłodnych. Jest to gaz tak trujący, że wciągnięcie w płuca niewielkiej jego ilości może być śmiertelne, trzeba więc obchodzić się z nim bardzo ostrożnie. Związek ten jest bardzo nietrwały i łatwo się rozkłada przy ogrzewaniu, a elektryczność i światło działają podobnie. Łatwe powstawanie arseniaku jest podstawą poszukiwania arsenu w badaniach sądowo-chemicznych. Do tego celu służy przyrząd Marscha (fig. 49).

Jest to zwykły przyrząd, którym się posługujemy do wydzielania wodoru przez cynk i kwas siarczany. Gaz osuszamy w rurce *a*, napełnionej chlorkiem wapnia; zamiast zbierać wodór pod wodą, przeprowadzamy go przez długą rurkę szklaną *d* zaostrzoną, na końcu której gaz zapalamy. Jeśli wówczas wlejemy przez lejek kilka kropeł jakiegokolwiek związku arsenu, wówczas zauważymy przedewszystkiem, że bezbarwny płomień wodoru nabrał barwy niebieskawej i nieprzyjemnego zapachu. Jeśli płomień ten przydusimy zimnym spodkiem porcelanowym, wówczas gaz, rozkładając się, osadza arsen, jak sadzę, na spodku. Plasma arsenu jest bardzo charakterystyczna i może być stwierdzona za pomocą specjalnych odczynników. Jeśli ogrzejemy nad gazem rurkę, przez którą gaz przechodzi, wówczas arsen osadzi się w rurce w postaci zwierciadła. Zwierciadło to ogrzane przenosi się w jednej chwili w dalszą chłodniejszą część rurki z powodu wielkiej lotności arsenu.

Próby, uskutecznione za pomocą przyrządu Marscha, wyświełają zatem, czy dany plyn zawiera związki arsenu, choćby w niezmiernie drobnej ilości, i rozstrzygają kwestye, duże mające znaczenie w sądownictwie.

Otrucie arsenikiem trafia się dość często; we Francyi na 100 otruc 37—38 spowodowanych jest arsenem. Otrucia takie bywają nieraz przypadkowe, a wynikają z tego, że niektóre związki arsenu są używane jako barwniki zielone: barwią nimi papier, liście sztuczne, pudełka, tapety i t. p. Barwniki anilinowe, które same są nietrujące, nabierają własności szkodliwych z powodu śladów arsenu, które w nich pozostają. Rozmaite papiery na

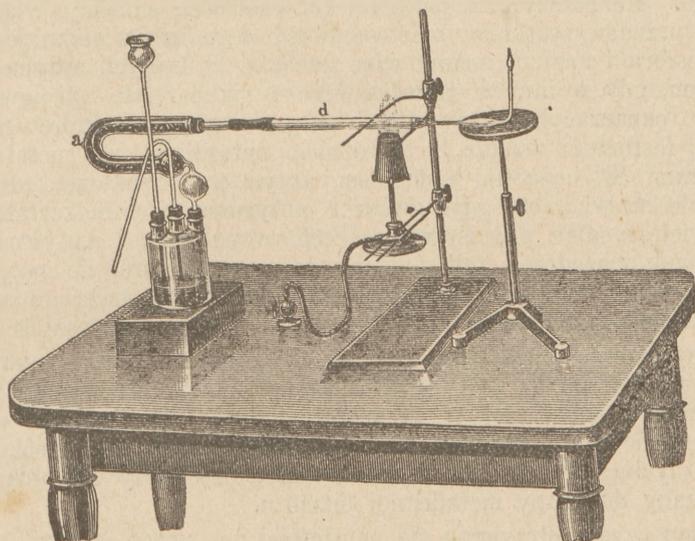


Fig. 49.

muchy, zarówno jak maście i preparaty, służące do wytepienia owadów i innych szkodników, są najczęściej przesycone związkami arsenu, a zwierzęta te roznoszą truciznę. Nieostrożność fabrykantów posuwała się nieraz do tego stopnia, że posługiwano się zielonymi barwnikami arsennymi do farbowania cukierków.

Arszenik od dawnych bardzo czasów słynął jako trucizna niezmiernie silna; za odtrutkę służyć może magnezja niepalona lub wodan żelaza, a to dlatego, że ciała te wytwarzają z arsenikiem związki nierozpuszczalne w płynach żołądkowych, mianowicie arseniony magnezji lub żelaza, które się osadzają i z tego powodu nie mogą być wchłonięte w system krwionośny i podlegają wydaleniu.

Arsen bywa jednak niekiedy używany jako środek wzmacniający siły, powracający sprężystość mięśniom, jędrność tkankom, żywotność całemu organizmowi; działa także zbawiennie w niektórych chorobach skórnych.

## Antymon.

Najpospolitszymi związkami antymonu są siarki, słynące od dawna pod nazwami antymonitu i błyszczu antymonowego; Azyatowie posługiwali się nimi do opatrywania ran, oraz do czernienia brwi i rzęs. Antymon występuje także czasem w formie tlenku i niezmiernie rzadko w postaci czystego pierwiastku.

Antymon stoi na pograniczu między metaloidami a metalami: dużo podobieństw łączy go z grupą azotu, gdy inne cechy zbliżają go do bizmutu, który jest metalem. Rozpatrzywszy jednak jego własności, musimy włączyć go do azotowców: przedewszystkiem wartościowość tego pierwiastku jest ta sama, co azotu, fosforu i arsenu; znamy więc związki, w których antymon jest trójwartościowym, gdy w innych przedstawia się jako ciało pięciowartościowe; związki jego oznaczać będziemy tymi samymi wzorami, które służyły nam przy azocie, fosforze i arsenie, z tą różnicą naturalnie, że metal wyrazimy w nich literami *Sb*, będącymi symbolem antymonu. Analogia nie ograniczy się tu jedynie na wzorach, gdyż związki antymonu są jednokształtne z arsenowymi i wiele z nimi przedstawiają cech wspólnych. Antymon wreszcie tworzy związek z wodorem tak zbliżony do arsenowodoru, że gazy te trudno się dają rozpoznać; własności trujące tego pierwiastku każą go również pomieścić obok fosforu i arsenu.

Możemy ogólnie powiedzieć o rodzinie azotowców, że w miarę wzrastania ciężaru atomowego jej pierwiastków cechy metaliczne występują coraz to wybitniej, arsen bowiem, cięższy od azotu i fosforu, przedstawia pewne podobieństwo do metali (obdarzony jest naprzykład silnym połyskiem, a arsenik nie ma wybitnych cech bezwodnika kwasowego), najcięższy zaś antymon bywał nieraz włączany do grupy metalicznej bizmutu.

Antymon czysty otrzymuje się najczęściej ze swego siarku przez pranie czyli ogrzewanie tego związku w przystępie powietrza do bardzo znacznej temperatury; w warunkach tych siarka się utlenia i uchodzi w postaci par dwutlenku siarki, antymon zaś pozostaje jako tlenek. Tlenek ów, ogrzewany silnie z węglem, zostaje zredukowany, gdyż węgiel odbiera mu tlen, wytwarzając gazowy dwutlenek węgla, i tym sposobem antymon zostaje oczyszczony.

Za pomocą tej metody wytapiają wiele bardzo metali z rud siarkowych, mamy więc przed sobą jeden z najpospolitszych i najczęściej stosowanych sposobów w metalurgii.

Antymon jest biały z odcieniem niebieskawym, niezmiernie błyszczący, odłam jego jest krystaliczny i listkowaty; przetopiony, przedstawia powierzchnię porysowaną w deseń, przypominający liście paproci. Ogrzany do czerwonego żaru, przemienia się w białe pary trójtlenku antymonu ( $Sb^2 O^3$ ), będącego tak słabym bezwodnikiem, że nieraz działa jako tlenek metaliczny czyli zasadowy, okazując własności wręcz przeciwne kwasowym; pięciotlenek zaś antymonu ( $Sb^2 O^5$ ) wcale na wodę nie działa, czyli nie przedstawia wcale cech bezwodnika.

Antymon jest bardzo kruchy i łatwo daje się sproszkować; wsypany w tej postaci do kolby, napełnionej chlorem, sam się w nim zapala. Łącząc się z metalami, tworzy aliaże, odznaczające się niepospolitą twardością; z tego względu mieszają go z ołowiem, a utworzony aliaż (180 części ołowiu i 20 części antymonu), zwany drukarskim, służy do odlewania czeionek, sam bowiem ołów byłby za miękki do tego użytku, aliaż zaś Réaumura (antymonu 70 części i żelaza 30 części) jest tak twardy, jak stal.

Związki antymonu często bywają stosowane w medycynie.

Z roztworów antymonowych pod wpływem wydzielającego się wodoru tworzy się *antymoniak* czyli *antymonowodór* ( $Sb H^3$ ), ze wszech miar podobny do arsenowodoru, a nawet do fosfowodoru gazowego. Związek ten ogrzany rozkłada się, tworząc zwierciadło antymonowe, płonie mdłym płomieniem, z którego przez oziębienie przedmiotem chłodnym, naprzykład spodkiem porcelanowym, łatwo otrzymujemy płamę antymonową. Zwierciadło antymonowe tworzy się w tych samych warunkach, co arsenowe, nie jest jednak tak lotne, jak to ostatnie, a plamy arsenu rozpuszczają się w odczynnikach, nie działających na antymonowe (podchlorań sodu lub kwas azotny). Ponieważ zaś związki antymonu często towarzyszą związkom arsenu, więc próby, czynione w przyrządzie Marscha, powinny być niezmiernie ścisłe, przyrząd ten bowiem służy zarówno do rozpoznania związków arsenu, jak antymonu, gdyż arsenowodór i antymonowodór powstają w tych samych warunkach, rozkład ich ma miejsce pod wpływem tych samych czynników, działanie fizyologiczne tych związków na organizm ludzki jest niezmiernie zbliżone, a reakcje chemiczne podobne.

Istnieją związki antymonu, zawierające tlen i siarkę, i z tego względu zwane *tlenosiarkami*; odznaczają się one ładnymi barwami żółtymi, brunatnymi lub czerwonymi i używane są w malarstwie, gdy inne mają zastosowanie w medycynie (kiermes mineralny).

---

### Węgiel.

Węgiel spotyka się często w przyrodzie, a jeszcze pospolitszymi są jego związki. W powietrzu znajduje się dwutlenek węgla, zwany pospolicie kwasem węglanym. W wodzie morskiej węgiel występuje w postaci soli (węglanów), a skorupa ziemska obfituje w te związki, nagromadzone nieraz jako wielkie pokłady, nadbrzeżne skały, wyspy, lub łańcuchy gór. Zwyczajne wapieniaki, kreda, marmur, soda i t. p. są właśnie owymi węglanami. Cały wreszcie świat organiczny, wszystkie substancje, z których zbudowane jest ciało zwierząt i roślin, są związkami węgla,—węgiel jest zatem podstawą wszelkiego organizmu.

W łonie ziemi spotykamy wielkie nieraz pokłady węgla kamiennego, antracytu, lignitu i torfu; są one pochodzenia organicznego, albowiem są re-

szą skamieniałą wspaniałej roślinności epok dawnych, i z tego względu nie są węglem czystym chemicznie.

Węgiel w postaci pierwiastku czystego spotykamy rzadko: dyament jedy- nie i grafit są węglem czystym i skryształizowanym.

Nie znamy drugiego pierwiastku, któryby przedstawiał tyle odmian alotropowych, co węgiel. Odmiany te, obok cech wybitnych i odrębnych, przedstawiają pewne cechy wspólne. We wszystkich węgiel jest ciałem stałym, nie- topliwem, nie podlegającym zmianom wobec bardzo nawet znacznego ciepła, z wyjątkiem wszakże wysokiej temperatury łuku elektrycznego, w której się rozmiękcza, a nawet ulatnia. Węgiel nie rozpuszcza się w żadnych kwasach, ani w żadnych rozpuszczalnikach zwykłych; tylko żelazo, srebro, miedź i nie- które inne metale roztopione rozpuszczają węgiel, a zastygając, wydzielają go w postaci krystalicznej grafitu.

Węgiel odznacza się bardzo wybitnymi cechami chemicznymi. Wszystkie jego odmiany dają się spalić, przyczem zauieniają się na dwutlenek węgla: 12 gramów węgla spala się (niezależnie od postaci alotropowej), wydając 44 gr. dwutlenku węgla; ilość jednak wydzielonego ciepła będzie inna dla każdej odmiany alotropowej.

Wszystkie prawie odmiany węgla mogą się również palić w parze siar- ki, przyczem wytwarza się dwusiarek węgla:



Wszystkie odmiany węgla są niezmiernie wytrzymałe na wpływy atmo- sfery, takie, jak: wilgoć, utlenienie i t. p. Objaśnia to nam, dlaczego węgiel kamienny przechował się od najdawniejszych czasów w łonie ziemi i nie uległ żadnym przemianom chemicznym.

*Odmiana dyamentowa węgla* spotyka się dość rzadko w przyrodzie; naj- bogatsze kopalnie dyamentów znajdują się obecnie w Brazylii, na Uralu, w Afryce Południowej, słynne zaś kopalnie indyjskie są na wyczerpaniu. Kryształy naturalne należą do systemu prawidłowego i pochodzą od ośmio- ścianu; dają się one łupać z łatwością w kierunku płaszczyzn ośmiościanu, a własność tę spożytkowują przy szlifowaniu tych drogich kamieni. Dyament jest najtwardszy ze wszystkich ciał prostych, obdarzony jest blaskiem prze- dziwnym i bardzo znaczną własnością załamywania i rozpraszania światła. Dyamenty są przezroczyste lub matowe, zazwyczaj bezbarwne, choć trafiają się kryształy żółte, zielone, popielate, czerwone, niebieskie lub czarne.

Lavoisier pierwszy dowiódł, że dyament jest węglem czystym: spalił go w kolbie szklanej, szczelnie zamkniętej, za pomocą światła słonecznego, sku- pionego przez silną soczewkę. W tem sławnem doświadczeniu Lavoisier za- uważył, że tlen został zastąpiony przez taką samą objętość dwutlenku węgla. Wszystkie prawie dyamenty zostawiają po spaleniu odrobinę popiołu, w któ- rym rozbiór chemiczny wykrył stałą obecność żelaza i krzemionki; z faktu

tego można sądzić, że w przyrodzie kryształy dyamentu musiały prawdopodobnie się wydzielić z roztopionej masy żelaznej.

Moissanowi z Paryża udało się przed kilku laty skryształować węgiel zwyczajny w postać dyamentu. Syntezy tej dokonał opierając się na właściwości żelaza, które roztopione rozpuszcza węgiel,—przy ciśnieniu normalnym powstaje wprawdzie grafit, jeśli jednak obok wysokiej temperatury, w której odbywa się doświadczenie, użyjemy silnego ciśnienia, wówczas wytwarza się dyament. Kryształy, otrzymane sztucznie, są jednak bardzo jeszcze drobne i nie mogą współzawodniczyć z tymi, które wytwarza przyroda.

*Odmiana grafitowa* jest drugą postacią krystaliczną węgla. Kryształy naturalne należą do układu czteroosiowego i przedstawiają się w formie blaszek sześciokątnych, popielatych i tak miękkich, że dają się rysować paznokciem. Grafit zostawia na skórze i papierze plamę ciemną i z tego powodu stosowany jest do wyrabiania ołówków. Największe pokłady jego znajdują się w Kalifornii i na Syberii.

Żelazo roztopione rozpuszcza w sobie węgiel, a stygnąc, wydziela go w postaci blaszek grafitu, które można odosobnić, rozpuściwszy metal w odpowiednim kwasie. Węgiel ten jest dobrym przewodnikiem ciepła i elektryczności.

Grafit naturalny, zmieszany z gliną ogniotrwałą, jest znakomitym materiałem na tygielki ogniotrwałe, ważne ma także zastosowanie w galwanoplastyce: pokrywają nim formy woskowe, gdyż wówczas metal, wydzielający się z roztworu, poddanego elektrolizie, osadza się na nich, nadając im blask i wygląd metaliczny.

*Węgiel bezkształtny.* Gdy w naczyniu zamkniętym ogrzewamy materje organiczne, czyli poddajemy je suchej dystalacji, lub jeśli je palimy przy niedostatecznym dostępie powietrza, wówczas zwęglają się one, zostawiając resztę, złożoną z węgla mniej lub więcej czystego, który jest bezkształtny. Znamy bardzo wiele rodzajów takiego węgla, a najważniejszymi jego odmianami są: sadze, węgiel metaliczny, koks, węgiel drzewny, węgiel kostny. Wszystkie te odmiany nie są węglem czystym, ale dają się oczyszczać przez wyprażenie, mycie kwasem solnym i wysuszenie.

*Sadze* są węglem niezmiernie miłkim, wytwarzającym się wówczas, gdy ciała bogate w węgiel palą się przy dostępie powietrza niedostatecznym. W przemyśle otrzymuje się sadze przez palenie olejów, żywic i t. p. pod kapą, gdzie powietrze ma trudny dostęp; wodór tych substancji spala się, część ich węgla spala się również, ale większa część węgla nieutleniona wydziela się w postaci czarnego dymu, który zostaje wciągnięty do zbiorników specjalnie na ten cel przeznaczonych, lub do odpowiednich komór, gdzie się osadza w postaci sadzy. Gdy jakimś przedmiotem zimnym przydusić płomień świecy, wówczas wytwarzające się sadze osadzają się na nim. Jest to ciało czarne, aksamitne, bardzo miękkie, zawierające w przybliżeniu 80% węgla czystego, reszta zaś jest utworzona przez substancje lotne, pochodzące z ciała, poddanego spalaniu.

Sadze używają się do wyrabiania farby czarnej, używanej do tuszu i do masy drukarskiej. W pracowniach chemicznych posługują się nim jako środkiem redukcyjnym.

*Węgiel metaliczny* wytwarza się przy suchej dystalacji węgla kamiennego. Powstaje on wskutek rozkładu gazów węglowych, wydzielających się w tej dystalacji (mianowicie gazu oświetlającego) i zbiera się w górnej części retort. Jeśli płaszczyna, na której się osadza, jest gładką, wówczas nabiera połysku metalicznego.

Jest to ciało twarde, błyszczące, trudno palne, dobrze przewodzące ciepło i elektryczność. Wyrabiają z niego tygielki ogniotrwałe, służy w oświetleniu elektrycznym i do wyrabiania bieguna dodatniego w stosach Bunsena.

*Koks* powstaje także w dystalacji suchej węgla i jest resztą z fabrykacji gazu oświetlającego: jest to poprostu węgiel kamienny, pozbawiony gazów. Wygląd ma szary, dziurkowaty, a własności jego zależą w pewnym stopniu od węgla, z którego powstał. Zawiera 91% węgla, niecałe 3% gazów takich, jak tlen i wodór, a reszta jest utworzona przez substancje mineralne. Koks zapala się trudno, ale rozpalony pali się dobrze, dostarczając wiele ciepła. Bywa używany za paliwo, a także przy odtlenianiu tlenków metalicznych.

*Węgiel drzewny* otrzymać można przez suchą dystalację drzewa. Drzewo zatem, ogrzewane w naczyniu zamkniętem, wydziela ze siebie wiele gazów i płynów, które się dystalują, a samo zamienia się na węgiel drzewny. Używają także sposobów innych; po lasach mianowicie, przeznaczonych na tę produkcję, postępują w ten sposób: gałęzie rozmaitych drzew, wysuszone i pocięte, zbierają w stertę, zostawiając przestrzeń wolną przez jej środek, od

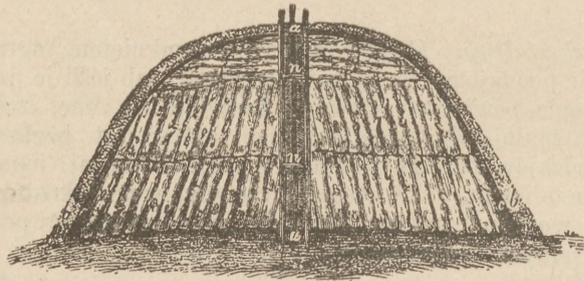


Fig 50.

wierzchołka do podstawy. Stertę przykrywają ziemią, poczem w otwór, zostawiony u wierzchołka, wkładają wióry zapalone (fig. 50). Ogień rozprzestrzenia się powoli; z powodu jednak braku powietrza, drzewo nie pali się, lecz się tylko tli i zwęgla. Gdy drzewo tli się za wolno, wówczas robią otwory po bokach kopca i wywołują tem przeciąg. Po kilku dniach, gdy drzewo zupełnie się już wypaliło na węgiel, zasypują wszystkie otwory ziemią, czekają, aż się sterta zupełnie oziębi, poczem wybierają z niej węgiel.

Węgiel drzewny jest lekki, kruchy, dziurkowaty i zachowuje kształt i budowę drzewa, z którego został otrzymany. Węgiel ten posiada własność niezmiernie charakterystyczną—zgrzeszczania w swych porach, w temperaturze zwykłej, wielu bardzo substancji barwnych i wonnych, a na zimno pochłania

znaczne ilości gazów. Centymetr sześcienny węgla drzewnego pochłania: 178 cent. sześć. amoniaku, 166 cent. sześć. kwasu soinego, 105 cent. sześć. dwutlenku siarki, 97 cent. sześć. dwutlenku węgla.

Ciepło, wydzielone przy tem zgęszczeniu, jest bardzo znaczne, a gazy obdarzone są silną energią chemiczną, np. chlor, pochłonięty przez węgiel, łączy się z wodorem w ciemności.

W próżni, lub wskutek ogrzania, gazy, pochłonięte przez węgiel drzewny, zostają wyswobodzone. Łatwość, z jaką gazy zgęszczają się w węglu drzewnym, pozwala je skroplić. Weźmy kawałeczek węgla drzewnego, który pochłoniął i zgęścił niezmiernie wiele chloru, albo amoniaku, i włożmy go do rurki szklanej zgiętej, zwanej rurką Faradaya (fig. 51), poczem zalutujemy ją nad ogniem. Jeśli koniec rurki, zawierający wewnątrz węgiel, będziemy ogrzewać, koniec zaś drugi ochładzać, wówczas gaz, pod wpływem swego własnego ciśnienia, skropi się w oziębionym końcu rurki. Skoro przestaniemy ogrzewać, wtedy węgiel pochłania napowrót gaz, przed chwilą wydzielony,



Fig. 51.

i tym sposobem mamy przyrządek, mogący służyć nieskończenie do doświadczania.

Węgiel drzewny wchodzi w skład prochu strzelniczego i używany jest często jako środek odbarwiający, a nawet dezynfekujący.

*Węgiel kostny* otrzymuje się przez suchą dystalację kości zwierzęcych. Jest to ciało czarne, kruche, dziurkowane i zachowuje kształt kości, z której powstało. Obdarzone jest niezmiernie silną własnością odbarwiania i z tego powodu jest ważnym środkiem odbarwiającym. Woda mętna lub zabarwiona, przeciekając przez warstwę węgla kostnego (lub drzewnego), przechodzi czysta i przejrzysta, wino czerwone przecieka bezbarwne, jak woda. Węgiel kostny ma ważne zastosowanie w cukrownictwie, używają go bowiem do odbarwiania syropów przed ich krystalizacją,—stosowany także bywa przy wyrabianiu farb i lakierów.

W wielu okolicach spotykamy znaczne pokłady węgla. Węgiel kopalny jest pochodzenia organicznego, powstał z roślinności, która w dawnych epokach obficie pokrywała powierzchnię ziemi, przeważnie zaś z widłaków, olbrzymich skrzypów, paproci drzewiastych i t. p.

*Antracyt i węgiel kamienny* są pochodzenia najdawniejszego, skutkiem czego układ roślinny zatriął się w nich prawie zupełnie. Antracyt znajduje się w Anglii i w Stanach Zjednoczonych; jest to węgiel prawie czysty, bardzo czarny i błyszczący, trudno palny, lecz zapalony spala się prawie bez płomienia i dostarcza wiele ciepła. Węgiel kamienny spotyka się w wielu bardzo krajach, u nas zaś w okolicy Dąbrowy,—przedstawia się w postaci dużych brył bezkształtnych, czarnych, błyszczących, kruchych i zbitych. Pali się płomieniem mniej lub więcej długim, zależnie od gatunku.

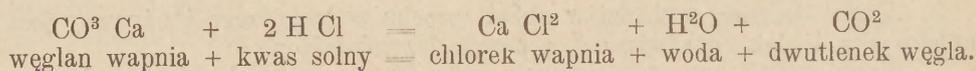
*Lignit* jest pochodzenia świeższego; odmiana jego twarda i błyszcząca używana jest na wyroby ozdobnicze, zwane *dżetowymi*, a spotyka się w Alpach, Prusach i w Andach.

*Torf* wreszcie tworzy się obecnie z roślin, żyjących po moczarach, utkanie jego jest włókniste i zdradza jego świeże pochodzenie.

We wszystkich tych odmianach węgiel jest pierwiastkiem czterowartościowym, to znaczy, że łączy się z czterema atomami wodoru, dwoma atomami tlenu i we wszystkich swych związkach zachowuje niezmiennie czterowartościowość.

Większość związków węgla zaliczamy do chemii organicznej, gdyż znajdujemy je w świecie istot żyjących, to jest zwierząt i roślin. Cała chemia organiczna jest, właściwie mówiąc, chemią związków węgla. Znajdujemy jednak w przyrodzie pewną ilość związków węgla, które zaliczamy do świata mineralnego, i tym przyjrzymy się tu bliżej.

*Dwutlenek węgla* znajdujemy prawie wszędzie: w powietrzu, wodach, glebie, wydobywa się on ze wszystkich pokładów, wyrzucany bywa przez wulkany; jest produktem spalania ciał organicznych lub powolnego ich utlenienia, gnicia, butwienia i fermentacyi; wytwarza się przy paleniu węgla, wydziela się obficie z niektórych wód mineralnych (Selters). Kiełkowanie ziarn, oddychanie zwierząt i roślin są tyłuź źródłami dwutlenku węgla. W pracowniach chemicznych i w przemyśle posługują się węglanami do otrzymania tego gazu. Kreda i marmur są związkami dwutlenku węgla z wapnem, a oblane jakimkolwiek kwasem, wydzielają z burzeniem się dwutlenek węgla:



Doświadczenie to uskutecznia się najczęściej w przyrządzie, służącym do otrzymywania wodoru: na dno butelki dwuszyjkowej sypiemy drobne okrawki marmuru, lejemy na nie trochę wody, poczem przez rurkę bezpieczeństwa wprowadzamy niewielkie ilości kwasu solnego, dolewając go, gdy wydzielanie gazu słabnie. Gaz zbieramy pod wodą. Można również otrzymywać go w przyrządach Debraya lub Kippa, służących do otrzymywania wodoru (kwas i cynk) i siarkowodoru (kwas i siarek metaliczny), z tą naturalnie różnicą, że zamiast cynku lub siarku żelaza, używamy pokruszonych okrawków marmuru.

Dwutlenek węgla jest gazem bezbarwnym, o zapachu szczypiącym, a smaku kwaskowatym i przyjemnym. Jest on bardzo ciężki, gdyż półtora przeszło razy cięższy od powietrza, a zebrany w naczyniu otwartem, przez długi czas z niego nie ucieka. Gaz ten gromadzi się więc łatwo w miejscach położonych nisko, jak: w piwnicach, jaskiniach, pieczarach, na dnie beczek, studzien, kopalni i t. p. Pod Neapolem jest grotą, zwana „psią“; grunt wulkaniczny tej okolicy sprzyja ciągiem powstawaniu dwutlenku węgla, który wskutek swej gęstości gromadzi się na dnie jaskini. Człowiek, wchodzący do tej jaskini, nie ginie, gdyż głowa jego wznosi się nad warstwą dwutlenku węgla, pies zaś, o wiele niższy, pada po chwili, uduszony gazem węglowym.

Na zasadzie tego znacznego ciężaru właściwego dwutlenku węgla można wykonać przeróżne doświadczenia efektowne; można np. gaz ten przelewać lub syfonować z jednego naczynia w drugie.

Chcąc przesyfonować dwutlenek węgla, postępujemy w ten sposób: wielką epruwetę szklaną napełniamy tym gazem i stawiamy na podwyższeniu (fig. 52), poczem zanurzamy krótką gałąź syfonu w gaz, a końcem drugiej, dłuższej gałęzi wdychamy powietrze, zawarte w syfonie. Skoro pocujemy

w ustach smak kwaskowaty dwutlenku węgla, wówczas wprowadzamy koniec syfonu na dno dużej epruwety szklanej, stojącej niżej od poprzedniej. Po chwili możemy się przekonać, że wszystkie gaz węglowy przeszedł z epruwety

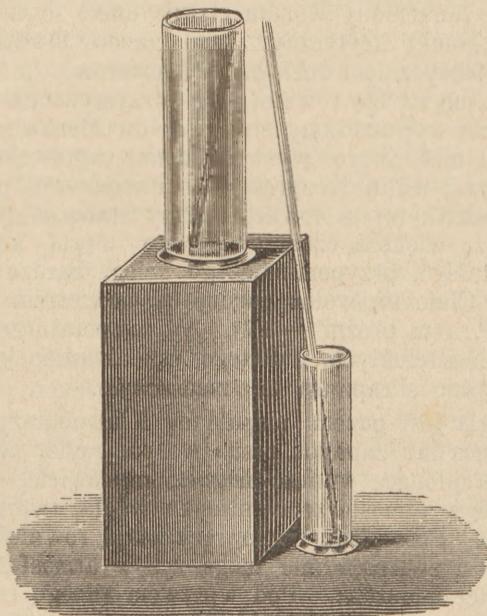


Fig. 52.

górnej do dolnej, że się przesyfonował tak, jak woda, albowiem świeca lub zapalona gaśnie w epruwecie dolnej, a pali się pełnym płomieniem w epruwecie górnej, w której początkowo gasła.

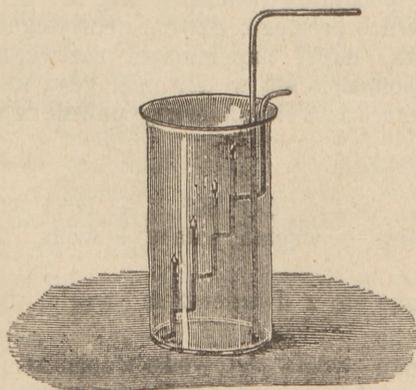


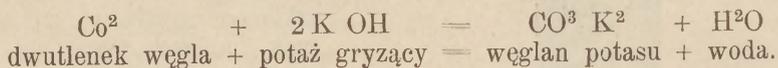
Fig. 53.

wyższe w niem warstwy, gasi po kolei wszystkie świeczki, poczynając od najniższej, kończąc na umieszczonej najwyżej.

Dwutlenek węgla rozpuszcza się w wodzie, która przy 0° i pod ciśnieniem normalnem rozpuszcza 1,797 jego objętości. Gaz ten został skroplony przez Faradaya przy temp. 0° i pod ciśnieniem 36 atmosfer. W tym stanie przedstawia się jako ciecz bezbarwna, bardzo ruchliwa. Powyżej 31° dwutlenek węgla nie może być zamieniony w stan ciekły mimo ciśnień najsilniejszych: jest to tak zwany „punkt krytyczny“ tego gazu. Dwutlenek węgla ciekły przyrządza się dziś fabrycznie i rozsyła do browarów, do fabryk wód mineralnych musujących, używa się również do otrzymywania znacznego zimna. W tym ostatnim razie wypuszczamy strumień dwutlenku węgla ciekłego do specjalnego naczynia mosiężnego: wyswobodzona raptownie z pod ciśnienia ciecz zaczyna wirować, usiłuje rozprężyć się i napowrót przybrać postać gazową. Z powodu jednak tej raptownej zmiany stanu skupienia wytwarza się zimno tak znaczne, że większa część dwutlenku węgla krzepnie w pudełku pod postacią ciała stałego, przypominającego śnieg, bardzo lekkiego, dającego się łatwo ugniatać. Ciało to, wolno parując w powietrzu, wywołuje oziębienie, sięgające — 78°, a w próżni — 97°. W temperaturze tej można zamrozić wiele ciał lotnych i ciekłych, i dlatego też dwutlenek węgla w postaci stałej bywa używany do skraplania lub zamrażania.

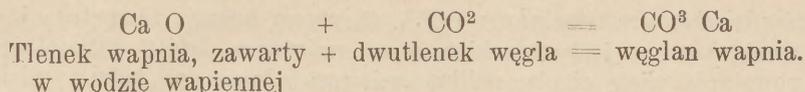
Dwutlenek węgla jest gazem niepalnym i niepodtrzymującym ani palenia, ani życia. Świeca lub zapałka gasną w tym gazie, jak pogrążone w wodę; jednakże są ciała płonące w nim, magnez mianowicie, ogrzany do czerwonego żaru, pali się w atmosferze dwutlenku węgla, tworząc tlenek magnezu i wydzielając węgiel. Potas, sól i glin rozkładają również ten gaz, lecz bez płomienia. Człowiek i zwierzęta nie mogą żyć w atmosferze dwutlenku węgla i umierają wkrótce uduszone. Pod wpływem silnego rozgrzania lub iskier elektrycznych gaz ten rozkłada się częściowo na tlen i tlenek węgla; węgiel rozgrzany posiada również własność redukowania dwutlenku węgla na tlenek węgla.

Dwutlenek węgla czerwieni lekko papier lakmusowy zwilżony, dowodząc tem, że obdarzony jest własnościami słabego kwasu. Roztwór gryzących alkaliów, takich jak potaż, soda, amoniak, pochłania dwutlenek węgla. Możemy to wykazać za pomocą doświadczenia bardzo prostego: dzwon, pełny tego gazu, należy poprostu przewrócić nad talerzem, napół napełnionym roztworem ługowym, w krótkim czasie roztwór ten podniesie się w dzwonie, gdyż wskutek pochłaniania gazu powstaje próżnia, którą roztwór alkaliczny powoli zapełnia. Co się wówczas tworzy?



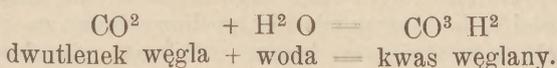
Ze wzoru tego widzimy, że potaż, łącząc się z dwutlenkiem węgla, tworzy węglan potasu.

Najlepszym odczynnikiem dwutlenku węgla jest woda wapienna. Jeśli przez przezroczystą wodę wapienną przepuścimy prąd dwutlenku węgla, wówczas woda ta przyjmie barwę mleczną i wytworzy się w niej osad biały. W reakcyi tej powstaje węglan wapnia:



Jeśli jednak prąd dwutlenku węgla przeprowadzać będziemy przez czas dłuższy, wówczas spostrzeżemy, że osad biały rozpuszcza się, a woda wapienna powraca do przezroczystości pierwotnej. Dwutlenek węgla posiada własność rozpuszczania rozmaitych węglanów. Jeśli taki roztwór ogrzejemy, wówczas nadmiar gazu się ulotni, a ciecz, przed chwilą przejrzysta, zmętnieje, i wkrótce osadzi się w niej ponownie węglan wapnia.

Wiadomo, że tlenki metaloidów łączą się z wodą i zamieniają na kwasy; podobnie dwutlenek węgla jest bezwodnikiem kwasu węglanego:



Dwuzasadowy jednak ten kwas może się utrzymać jedynie pod silnem ciśnieniem i niskiej temperaturze, a w warunkach zwykłych rozkłada się na wodę i dwutlenek węgla. Sole zaś tego kwasu, czyli węglany, są bardzo rozpowszechnione w przyrodzie i istnieją w dwóch postaciach: soli obojętnych i kwaśnych; te ostatnie są wszystkie rozpuszczalne w wodzie.

Dwutlenek węgla, niesłusznie zwany kwasem węglanym, gdyż jest bezwodnikiem, rozpuszczony w wodzie, posiada własność rozpuszczania nie tylko węglanu wapnia i innych węglanów, nierozpuszczalnych w wodzie, rozpuszcza bowiem wiele jeszcze związków nierozpuszczalnych w wodzie czystej, mianowicie fosforany i krzemiany.

Dzięki dwutlenkowi węgla, rozpuszczonemu w wielkich zbiornikach mórz i oceanów, sole wapienne, magnezowe, żelazne rozpuszczają się, — krzemiany, fosforany, węglany przechodzą z wolna w roztwory i mogą być pochłonięte przez istoty, żyjące w wodach. Na mocy tej reakcyi wiele zwierząt wodnych urabia swój szkielet: tak powstają muszle, korale, zewnętrzne szkielety pierwotniaków i t. p. Po śmierci tych istot szkielety padają na dno wód, wytwarzając nowe pokłady i skały.

W ten sam sposób zawarty w glebie dwutlenek węgla przyczynia się do rozpuszczania węglanów, fosforanów i krzemianów, potrzebnych roślinom do życia. Obecność gazu tego w niektórych wodach objaśnia nas, dlaczego wytwarzają one różne osady i inkrustacje: po ulotnieniu się dwutlenku węgla, dzięki któremu były rozpuszczone w wodzie, różne substancje mineralne wracają do pierwotnego stanu stałego. Tym sposobem powstają po pieczarach stalaktyty i stalagmity.

Dwutlenek węgla, zawarty w powietrzu, bierze ważny udział w życiu roślin. Zielone części roślin, zabarwione chlorofilem, czyli zielonką, pochłaniają w świetle słonecznem ten gaz i rozszczepiają go na jego części składowe: węgiel i tlen. Tlen zwracają powietrzu, a węgiel zatrzymują, czyli przyswajają, przerabiając go na przeróżne związki organiczne, z których zbudowane jest ich ciało. Węgiel służy tym sposobem do wzrostu i życia roślin. Zielone jednakże części roślinne zdolne są do wykonania tej ważnej reakcyi tylko

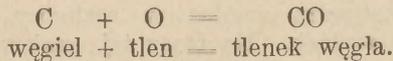
ze współdziałaniem promieni słonecznych, a zatem energii zewnętrznej. Dwutlenek węgla bowiem jest związkim egzotermicznym, który wydziela podczas swego powstania wiele ciepła; roślina zaś, rozkładając go, musi wrócić pierwiastkom ich energię pierwotną, tę energię, którą straciły podczas łączenia się ze sobą. Gdy palimy jakąś roślinę, wytwarzając się wówczas światło i ciepło są światłem i ciepłem słonecznym, nagromadzonemi w roślinie podczas jej wzrostu.

Ta sama energia słoneczna, nagromadzona przez długie wieki w pokładach węgla kamiennego, antracytu, lignitu, zostaje przez nas spożytkowana do oświetlenia i ogrzewania naszych mieszkań, lub do poruszania olbrzymich maszyn parowych, które wprawiają w ruch warsztaty, przewożą pociągi i ładowne okręty.

Rośliny wytwarzają zatem ciała organiczne z ciał mineralnych, zaczerpniętych bądź z gleby, bądź z powietrza: rośliny służą za pokarm dla zwierząt trawożernych, a te stają się łupem zwierząt mięsożernych i człowieka. Tym sposobem materia organiczna, wytworzona w komórkach roślinnych dzięki energii słonecznej, przemienia się w naszą krew i w nasze ciało. Z powodu oddychania tlen przenika do krwi, która krążąc oblewa wszystkie komórki naszych tkanek. Tlen rozpoczyna energiczną swoją działalność, a zjawiska gorzenia, ciągłego utlenienia się powolnego naszego organizmu, stanowią życie. Rezultatem zaś tego gorzenia jest powstawanie dwutlenku węgla, który przez przyrząd oddechowy zwierzęcia zostaje zwrócony powietrzu. Tym sposobem odbywa się krążenie węgla w przyrodzie.

Bez tej zasadniczej własności rozkładania dwutlenku węgla z atmosfery, którą obdarzone są zielone części roślin, życie nie byłoby możebne na powierzchni kuli ziemskiej.

*Tlenek węgla* tworzy się wówczas, gdy węgiel nie ulega spalaniu zupełnemu :



Gdy się większa część węgla wypali w piecu i gdy skutkiem tego ciąg powietrza się zmniejszy, wówczas powstaje tlenek węgla, płonący płomyczkiem niebieskim.

Dwutlenek węgla można zredukować, jakśmy o tem wspomnieli wyżej, na tlenek węgla. Doświadczenie to uskuteczniamy w sposób następujący: dwutlenek węgla, otrzymany metodą zwykłą, przeprowadzamy przez rurę porcelanową, pełną opilek żelaznych, którą ogrzewamy nad gazem. Żelazo utlenia się kosztem części tlenu, zawartego w gazie, a wydzielający się tlenek węgla zbieramy pod wodą.

Przy redukowaniu rud tlenowych węglem powstaje często tlenek węgla; mianowicie tlenki metaliczne, trudno dające się rozłożyć, wytwarzają przy silnem ogrzaniu z węglem tlenek węgla. Reakcja ta ma ważne znaczenie w metalurgii, czyli przy wytapianiu metali czystych z rud:



Tlenek węgla wreszcie powstaje przy rozkładzie wielu ciał organicznych, np. kwas mrówkowy, szczawiowy, żelazocyanek potasu wydzielają gaz ten obficie pod wpływem kwasu siarczanego.

Jest to gaz bezbarwny, bezwonny, mało rozpuszczalny w wodzie, nie działający na lakmus, a zatem obojętny. Ciężar właściwy tego gazu jest prawie taki sam, jak ciężar właściwy powietrza, dlatego też oba te gazy mieszają się doskonale ze sobą.

Tlenek węgla jest palny, płonie płomieniem błękitnym, wytwarzając dwutlenek węgla, nie podtrzymuje ani palenia ani życia. Ogrzany do wysokiej temperatury, lub poddany działaniu iskiek elektrycznych, rozkłada się częściowo na węgiel i tlen.

Tlenek węgla nie jest związkiem zupełnie nasyconym, gdyż czterowartościowy atom węgla jest w nim związany z dwuwartościowym atomem tlenu. Dlatego gaz ten jest redukcyjny, dąży do złączenia się z jednym jeszcze atomem tlenu, lub z dwoma atomami chloru, przedstawiającymi również dwie wartości. Dwutlenek zaś węgla jest związkiem, w którym czterowartościowość węgla jest zupełnie nasycona.

Tlenek węgla jest silną trucizną. Zatrucie, zwane zaczadzeniem, wynikające nieraz wskutek przedwczesnego zamknięcia pieca, jest rodzajem redukcji krwi, tlenek bowiem węgla odbiera czerwonym ciałkom krwi tlen, potrzebny mu do wytworzenia dwutlenku.

*Dwusiarek węgla* otrzymać można, działając siarką na węgiel, rozgrzany do silnej temperatury. W tym celu używamy grubej rury porcelanowej, napełnionej węglem (fig. 54), którą się ogrzewa do czerwonego żaru i ustawia nieco pochyło. Koniec rury *a*, wzniesiony wyżej, jest zamknięty korkiem, koniec zaś *b*, przydłużony jest za pomocą rurki szklanej, wygiętej, doprowadzonej do słoika, zawierającego na dnie trochę wody; słoik ten pogrążony jest w lodzie topniejącym. Gdy węgle są silnie rozgrzane, wówczas

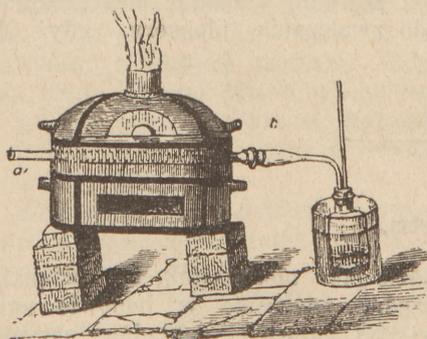


Fig. 54.

wprowadzamy przez koniec *a* kawałek siarki do rury porcelanowej, poczem koniec ten zamykamy napowrót. Siarka topnieje i spływa na węgle rozgrzane, powstający wówczas dwusiarek węgla gazowy przechodzi do słoja oziębionego, skrapla się i opada na dno wody. Po pewnym czasie wprowadzamy nowy kawałek siarki przez koniec *a*, wówczas pary dwusiarku węgla wytwarzają się ponownie, dystalują się i skraplają; powtarzamy to kilkakrotnie, aż zbierze się ilość dostateczna nowego związku.

W przemyśle fabrykacja tego produktu odbywa się w wielkich naczyniach, mogących być ogrzewanemi do wysokiej temperatury; na dnie ich jest węgiel, siarkę zaś wprowadza się przez odpowiednio urządzone rury, gaz dy-

styluje się przez inne rury do zbiorników. Odwadniają go przez kłócenie z chlorkiem wapnia przetopionym, który jest substancją bardzo hygroskopijną, poczem dystylują go, czyli poddają rektyfikacji.

Siarek węgla, dostarczany przez przemysł, nie jest nigdy czysty, zapach jego, przypominający zgniałą kapustę, pochodzi od różnych związków wodoru, a nawet azotu, pochodzących z węgla. Jest to ciecz bezbarwna (lub żółtawa, gdy nie jest zupełnie czysta), ruchliwa, łamiąca silnie światło, obdarzona zapachem przyjemnym, przypominającym eter, gdy jest chemicznie czysta; wre przy 47°, krzepnie przy — 116°, szybko się ulatnia. Parowanie dwusiarku węgla w próżni może wywołać obniżenie temperatury, sięgające do — 60°. Woda rozpuszcza go niezmiernie słabo, nabiera jednak wówczas silnych własności antyseptycznych.

Dwusiarek węgla rozpuszcza wiele ciał trudno rozpuszczalnych, takich jak siarka, fosfor, jod, tłuszcze, kauczuk, chlorofil i t. p.

Pary tego związku są niezmiernie szkodliwe, wywołują ból głowy i nudności. Jest to związek niezmiernie palny, płonie płomieniem błękitnym, zamieniając się na dwutlenek węgla i dwutlenek siarki:



Jeśli dostęp tlenu jest utrudniony, wówczas część siarki się osadza.

Siarek węgla bywa używany głównie jako rozpuszczalnik, służy mianowicie do rozpuszczania tłuszczów, do wyciągania olejów z nasion, żywic, siarki z ziemi siarkowej, esencji wonnych z kwiatów i t. p. Używają go do *wulkanizowania* kauczuku, co polega na zanurzeniu kauczuku w mieszaninę dwusiarku węgla, siarki i chlorku siarki, w celu nadania mu elastyczności w wysokich temperaturach.

Wyrabiają także termometry z dwusiarkiem węgla, do mierzenia niskich temperatur. Używają go w medycynie z powodu własności dezynfekujących, stosowanym też bywa z powodzeniem do zwalczania filoksery, gdyż działa trująco na organizmy drobne.

---

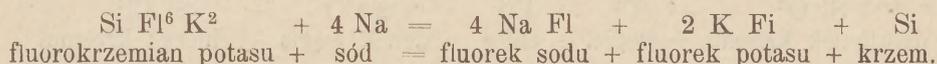
## Krzem.

Krzem nie znajduje się w przyrodzie jako pierwiastek, ale związki jego są niezmiernie liczne i mają pierwszorzędne znaczenie w budowie skorupy ziemskiej. Obliczono, że krzem stanowi 28% na wagę pokładów skryształizowanych.

W połączeniu z tlenem, jako dwutlenek, znany jest pod nazwą krzemionki, niezmiernie pospolitej w przyrodzie. Związek ten spotykamy na dnie wód, na wybrzeżach i przymieszany z ziemią w postaci piasku, lub też w formie kwarcu. Spat polny, czyli feldspat, mika, glina i t. p. są związkami krzemu.

Krzem elementarny przedstawia się w postaci odmian alotropowych dość licznych, i powiedzieć o nim możemy ogólnie, że trudno daje się otrzymać w stanie zupełnie czystym, a to dlatego, że związki jego podlegają rozkładowi bardzo trudno.

*Odmiana bezkształtna* otrzymuje się ze związku, zwanego fluorokrzmianem potasu. Nazwa ta wskazuje, że ciało to zawiera fluor, krzem i potas. Jeśli ogrzewać je będziemy z sodem, wówczas nastąpi rozkład: sól połączy się z częścią fluoru, potas również połączy się z fluorem, a krzem się wydzieli:



Gdy masa ostygnie, obmywamy ją wodą, która rozpuszcza fluorek potasu i fluorek sodu, a krzem pozostaje, gdyż nie rozpuszcza się w wodzie.

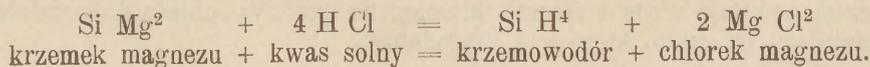
Krzem, otrzymany tym sposobem, przedstawia się w postaci proszku brunatnego, źle przewodzącego ciepło i elektryczność. Ogrzewany do czerwonego żaru, zamienia się w *odmianę grafitową*, krystalizującą w blaszki sześciokątne, szare, podobne do grafitu i, tak jak on, dobrze przewodzące elektryczność. Jest jeszcze trzecia odmiana, krystalizująca w ośmiościany, którą otrzymuje się na mocy zjawiska, że niektóre metale przetopione, jak np. cynk, rozpuszczają w sobie krzem bezkształtny, a stygnąc wydzielają go w postaci kryształów. Stop, otrzymany tym sposobem, obmywamy kwasem solnym w celu rozpuszczenia cynku, a kryształy krzemu pozostają, gdyż są nierozpuszczalne w tym kwasie. Są one bardzo drobne, ośmiościenne, obdarzone silnym połyskiem, bardzo twarde i niezmiernie trudno topliwe.

Krzem pali się w powietrzu, przechodząc w dwutlenek krzemu. Ogrzany do czerwoności, pali się w chlorze, zamieniając się na czterochlorek, fluor zaś łączy się z nim na zimno, ze znacznym wydzielaniem ciepła.

Roztwory alkaliczne, takie jak soda lub potaż gryzący, rozpuszczają go powoli. Żaden kwas nie działa na krzem krystaliczny, chyba mieszanina fluorowodoru z kwasem azotnym. Odmiana bezkształtna jest łatwiej rozpuszczalna, ulega bowiem działaniu fluorowodoru. Jednakże kwas solny przy silnym ogrzaniu działa na krzem, wytwarza się wówczas związek krzemu, chloru i wodoru:  $\text{Si H Cl}^3$ , zwany *krzemochloroformem*, albo chloroformem krzemowym.

Krzem jest pierwiastkiem czterowartościowym i, jak węgiel, zachowuje tę wartościowość niezmiennie. Łączy się więc z 4-ma atomami jednowartościowymi wodoru lub chloru, z 2-ma atomami dwuwartościowymi tlenu, dając związek składu analogicznego z dwutlenkiem węgla. Z tych też względów zaliczamy krzem do tej samej rodziny, co węgiel, tembardziej że związki takie, jak chloroform krzemowy i jodoform krzemowy ( $\text{Si H J}^3$ ), odpowiadają takim samym związkom węgla.

*Krzemowodór*  $\text{Si H}^4$  otrzymuje się, rozpuszczając związek krzemu i magnezu w kwasie solnym:



Jest on wówczas przymieszany z wodorem, pochodzącym z rozkładu chlorowodoru. Jest to gaz bezbarwny, obdarzony zapachem przykrym i zapalający się sam w powietrzu (jak fosfowódz ciekły), gdy jest przymieszany z jakimś innym gazem, np. z wodorem.

Jeśli zmieszamy trochę piasku bardzo miękkiego i czystego z węglem i poddamy taką mieszaninę w rurze porcelanowej działaniu chloru, wówczas węgiel odtleni krzemionkę, zamieni się na tlenek węgla, krzem zaś połączy się z chlorem, dając *czterochlorek krzemu* (fig. 55):

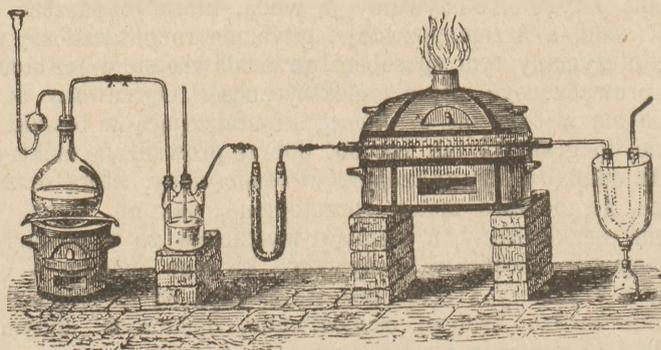
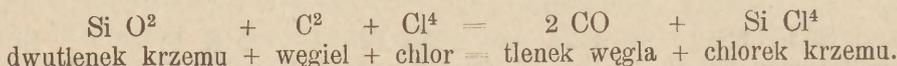
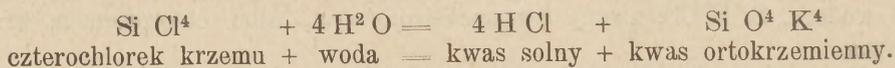


Fig 55.

Pary tego chlorku skraplają się w rurce, oziębionej przez pogrążenie w mieszaninie oziębiającej; tlenek węgla zaś uchodzi przez otwarty koniec przyrządu. Czterochlorek krzemu jest cieczą dymiącą, o zapachu szczypiącym, rozkładającą się przez działanie wody na kwas solny i kwas ortokrzemienowy :

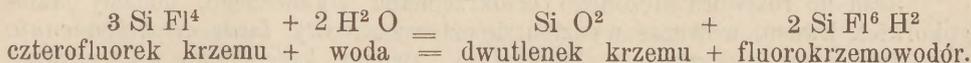


Istnieją również czterobromki i czterojodki krzemu, ale daleko ważniejszym jest *czterofluorek*, zwany zwykle *fluorkiem krzemu*. Powstaje on wówczas, gdy fluorowódz działa na krzemionkę lub na krzemiany. Krzemionka rozpuszcza się w fluorowodorze:



przyczem powstaje woda i fluorek krzemu. Tą reakcją objaśniamy działanie fluorowodoru na szkło, które jest krzemianem.

Fluorek krzemu jest gazem bezbarwnym, o zapachu i odczynie kwaśnym, dymiącym w powietrzu i niezmiernie chciwym wody. Łączy się chciwie z wodą, zamieniając się na fluorokrzemowodór i dwutlenek krzemu:



Reakcyja ta wykazuje, że woda działa chemicznie na fluorek krzemu, i że niepodobna go otrzymać, działając wprost fluorowodorem na krzemionkę, gdyż wytwarzająca się woda rozłoży go natychmiast. To też zamiast gotowego fluorowodoru biorą mieszaninę fluorku wapnia i kwasu siarczanego (patrz otrzymywanie fluorowodoru), która wytwarza fluorowodór i tą mieszaniną działają na krzemionkę: kwas siarczany zatrzymuje wówczas wodę i nie dozwala połączyć się jej z wydzielającym się gazem.

*Fluorokrzemowodór*  $\text{Si Fl}^6 \text{ H}^2$  można więc otrzymać, przeprowadzając strumień fluorku krzemowego do naczynia, napół napełnionego wodą. Związek ten ma ważne zastosowanie w rozbiorze mineralnym, gdyż osadza sole potasowe; wytwarza się wówczas fluorokrzemian potasu, w wodzie nierozpuszczalny, gdy większość soli potasowych rozpuszcza się doskonale w wodzie i nie daje się osadzać. Przytem związek ten służy, jak już wiemy, do otrzymywania krzemu w postaci elementarnej. Fluorokrzemiany glinu, cynku, manganu, miedzi, żelaza, chromu są rozpuszczalne w wodzie i służą do nadania wapniakom wyglądu marmuru, a także zabezpieczają je od wilgoci i mrozu.

*Dwutlenek krzemu*  $\text{Si O}^2$ , znajduje się obficie w przyrodzie, przybierając postać najrozmaitszą. Kryształ górski, spotykający się w kształcie pięknych słupów sześciościennych, bezbarwnych, przejrzystych, jest czystym dwutlenkiem krzemu skryształizowanym; kryształy te bywają nieraz zabarwione drobnymi domieszkami tlenków metalicznych i wówczas noszą nazwę: ametystu, gdy są fioletowe, kwarcu zadymionego, gdy są brunatne, topazu, gdy są żółte i t. p.

Kwarcem i kwarcytem zwiemy tenże sam dwutlenek krzemu, ale skryształizowany w kryształy bardzo drobne, białe lub półprzezroczyste, nagromadzone w masę zbitą. Kwarc ów, przemieszany z krzemianami takimi, jak feldspat i mika, wytwarza granity, porfiry, gnejsy; gdy skały te, pod wpływem czynników atmosferycznych wietrzeją, wówczas kwarc zawarty w nich rozsypuje się na piasek, tak bardzo pospolity w przyrodzie.

Dwutlenek krzemu odznacza się wielką twardością, rysuje szkło i obdarzony jest własnością skręcania płaszczyzny polaryzacji na prawo albo na lewo i podwójnego załamania światła. Krzemionka topnieje dopiero w płomieniu tlenowodorowym, zamieniając się na ciecz przezroczystą, którą można wyciągać na nici bezbarwne, jak szkło przetopione. Nici te są twarde i elastyczne, szczególnie jeśli je ostudzić raptownie pogrążeniem w wodę zimną.

Dwutlenek krzemu rozpuszcza się jedynie tylko we fluorowodorze, przy czem wydziela się czterofluorek krzemu (patrz wyżej). Alkalia bardzo gryzące, jak potaż gryzący, soda gryząca lub węglany potasu lub sodu, przetopione z krzemionką rozpuszczają ją, zamieniając się na ortokrzemiany potasu i sodu (czyli alkaliczne), rozpuszczalne w wodzie:



Jeśli do roztworu stężonego ortokrzemianu alkalicznego, dodamy jakiegokolwiek kwasu, wówczas wydzieli się czterozasadowy *kwas ortokrzemienny*, w postaci masy bezkształtnej, koloidalnej, zwanej krzemionką galaretowatą albo wodną:



Możemy jednak kwas ten otrzymać również w postaci roztworu, albowiem rozpuszcza się on przy warunkach odpowiednich w wodzie. Postępujemy w taki sposób, że do znacznej ilości kwasu solnego rozcieńczonego, wlewamy roztwór ortokrzemianu (czyli krzemianu); wówczas nie otrzymamy osadu galaretowatego, gdyż krzemionka wodna ulega rozpuszczeniu. Roztwór taki krystalizuje się jednak bardzo łatwo, wystarcza bowiem trzymać go w naczyniu otwartem, lub wrzucić drobny kawałeczek węglanu sodu, aby wywołać krystalizację.

Krzemionka galaretowata kurczy się niezmiernie przez wysuszenie, traci wodę i zamienia na *kwas metakrzemienny*  $\text{Si O}^3 \text{ H}^2$ . Podobnie, roztwór krzemionki wodnej odparowany, przechodzi w stan odwodniony, nabiera znacznej twardości i staje się podobny do masy szklanej i przezroczystej.

Krzemionka wodna spotyka się w większości naszych wód bieżących i wód mineralnych, szczególnie zaś w wodach geyzerów Islandyi i Nowej Zelandyi, które dużo jej osadzają. W postaci nierozpuszczalnej wchodzi ona w skład wielu minerałów o budowie zwykle bardzo złożonej.

Jaspis, opal, agat, ametyst i inne są używane jako kamienie ozdobne. Kwarc i kryształ górny służą do różnych przyrządów optycznych. Z innych gatunków wyrabiają proszek, służący do szlifowania. Do wyrobu wreszcie dynamitu używają tak zwanej ziemi okrzemkowej, niezmiernie miękkiej, bogatej w krzemionkę, a pochodzenia organicznego. Ziemia trypolitańska jest również pochodzenia zwierzęcego, gdyż składa się z mnóstwa, gołem okiem niewidzialnych skorup pierwotniaków (okrzemków); drobne te istoty, żyjąc w morzu, wchłaniają związki krzemienne, rozpuszczone w wodzie, i z nich kształtują swój szkielet zewnętrzny; po śmierci tych drobnoustrojów muszle, pancerze i szkielety opadają na dno wód, wytwarzając z czasem grube warstwy krzemionki; dziś pokłady te tworzą się również. Krzemionka wreszcie jest pochłaniana przez rośliny z ziemi, gdzie znajdują się zawsze związki krzemu rozpuszczone, dzięki współdziałaniu wody i dwutlenku węgla.

### Metale.

Niektóre metale znane były od czasów głębokiej starożytności. W XVI stuleciu znano: złoto, srebro, ołów, rtęć, żelazo, miedź, cynę, cynk i bismut. Inne metale odkryto znacznie później.

Niektóre metale, szczególnie te, które są obdarzone słabem powinowactwem, spotykają się w przyrodzie *w stanie rodzimym*; do nich zaliczamy złoto, srebro, platynę, iryd, miedź, nawet żelazo. Najczęściej jednak znajdują się one w postaci tlenków lub siareków, to jest *w rudach*, a także w postaci soli najrozmaitszych, takich jak węglany, fosforany, siarczany, krzemiany i t. p.

Najważniejsza cecha chemiczna metali polega na tem, że spełniają one *funkcję zasadową*; wiemy, że metaloidy wytwarzają z tlenem bezwodniki, które łącząc się z wodą dają kwasy, czerwieniące wyciąg lakmusowy metale zaś tworzą z tlenem związki, zwane tlenkami metalicznymi, które z wodą dają zasady czyli wodany (alkalia), zabarwiają różowy wyciąg lakmusu na niebiesko. Wreszcie metale mogą zastępować wodór w kwasach czyli wodór kwasowy i tym sposobem zobojętniają kwasy, gdyż w reakcyi tej tworzą się sole nie działające na wyciąg lakmusu, obdarzone zatem odczynem obojętnym.

Większość metali wytapiamy z tlenków, grzejąc je z węglem do temperatury mniej lub więcej wysokiej. Węgiel łączy się z tlenem, zamieniając się przy temperaturze niższej na dwutlenek węgla, przy wyższej zaś na tlenek węgla. Metal zostaje tym sposobem oczyszczony:



Jeśli ruda jest siarkiem, wówczas musimy ją najprzód ogrzewać do wysokiej temperatury w przystępie powietrza, aby siarkę zamienić na dwutlenek siarki ulatniający się w powietrze, a metal na tlenek, poczem tlenek metaliczny ogrzewa się z węglem jak poprzednio. Oto są najzwyczajniejsze *metody metalurgiczne* oczyszczania metali, a raczej zasady metod. W wielu razach metody te są daleko bardziej złożone i z niektórymi zapoznamy się mówiąc poszczególnie o rozmaitych metalach.

A teraz przyjrzyjmy się po kolei najważniejszym własnościom fizycznym metali.

Metale są zazwyczaj ciałami stałymi, obdarzonymi połyskiem charakterystycznym; rtęć jest cieczą srebrzystą, a wodór metalem w stanie lotnym. Pierwiastki te występują często w postaci krystalicznej, a mianowicie ośmiościanów, sześciątów i t. p. Niektóre metale można skryształizować przez przetopienie (bismut, ołów, sól, cyna); czasami jednak budowa metalu jest tak bardzo drobno krystaliczna, że trzeba powierzchnię oblać kwasem, aby się przekonać, czy jest on istotnie skryształizowanym, wówczas bowiem występują

rysunki podobne do liści paproci lub do kwiatów szronowych na szybach zamarzniętych, spowodowane grą światła, to jest jego odbiciem od ścianek drobnitkich kryształków.

Metale trudno topliwe łatwiej jest otrzymywać w postaci krystalicznej innymi sposobami. Można rozkładać ich sole przy pomocy prądu elektrycznego, metal jako pierwiastek elektro-pozytywny, zbiera się wówczas przy biegunie odjemnym w postaci drobnitkich kryształków. Można również osadzić metal z roztworu solnego przez inny metal; tak na przykład blaszka cynku, włożona doroztworu octanu ołowiu, wywołuje osadzanie się ołowiu w postaci drobnych kryształków, pozlepianych w długie gałązki.

Metale są zazwyczaj obdarzone elastycznością i pod wpływem uderzenia dźwięczą, są to dobre przewodniki ciepła i elektryczności. Są one najczęściej ciężkie i twarde, ale dają się wyciągać na cienkie druty i wyklepywać na cieniutkie blaszki. Topnieją w temperaturach rozmaitych, najłatwiej topliwą jest rtęć ( $-39^{\circ}$ ), a najtrudniej topliwym jest iryd ( $2400^{\circ}$ ); wszystkie metale, nawet najtrudniej topliwe, można nie tylko przetopić, ale zmusić do wrzenia i destylacji w temperaturze łuku elektrycznego.

Metale więcej się rozszerzają pod wpływem gorąca, niż metaloidy, a okoliczność ta musi być wzięta pod uwagę przy budowie dachówek ołowianych lub cynkowych szyn i t. p.

Metale łatwo lotne i większość ich soli, wprowadzone w płomień alkoholu lub w bezbarwny płomień gazowy, nadają mu pewne zabarwienie charakterystyczne. Związki sodu barwią płomień taki na żółto, związki potasu na liliowo, litynowe na czerwono, barytowe na zielono i t. p. Zjawisko to ma bardzo ważne znaczenie w analizie, pozwala bowiem rozpoznawać rozmaite metale; przytem ta metoda analityczna jest niezmiernie czułą i pozwala wykrywać bardzo drobne ilości tych pierwiastków. Skoro jednak mamy do czynienia z mieszaniną rozmaitych metali, a nie z roztworem pojedynczego pierwiastku, wówczas znakomita ta metoda nie zawsze jest odpowiednią, gdyż barwy zlewają się, a nawet mocna barwa, nadana przez taki metal jak sód, zagłusza delikatniejsze. W niektórych razach za pomocą szkieł rozmaicie zabarwionych, przez które się patrzy na płomień, można dojrzyć barwy słabsze, zagłuszone przez silniejsze, a niewidzialne gołym okiem. W ten sposób, jeśli na płomień zabarwiony żółto przez mieszaninę sodu i potasu, patrzyć będziemy przez szkło niebieskie, wówczas ujrzymy zabarwienie liliowe potasu, którego nie widać w warunkach zwykłych, gdyż silny kolor żółty zupełnie go maskuje. Dobierając szkła odpowiedniej barwy (dopełniającej) można więc usunąć promienie pewnej łamliwości, niedozwalające rozpoznać metali, których pary zabarwiają płomień spirytusowy lub gazowy na kolory delikatne.

W wielu razach metoda ta nie wystarcza do określenia składu soli i ich mieszanin, wówczas zwracamy się do *analizy spektralnej*. Wiadomo, że wiązka białego światła słonecznego, przechodząc przez pryzmat, załamuje się i rozkłada na promienie pojedyncze rozmaicie barwne, tworząc widmo słoneczne. Widmo to jest pasmem jasnym, o siedmiu barwach zasadniczych, idących po sobie w następującym porządku: czerwona, pomarańczowa, żółta, zielona, niebieska, indygo i fioletowa; promienie czerwone są najmniej, a fioletowe najbardziej załamane.

Jeśli powtórzymy to doświadczenie, używając zamiast światła słonecznego, płomienia zabarwionego przez jakiś związek metaliczny, wówczas otrzymamy widmo, ale inne od poprzedniego. Widmo metali składa się bowiem z kilku kresk jasnych i barwnych, występujących na tle ciemnym. Widmo sodu składa się z dwóch linii żółtych, bardzo błyszczących i tak blisko położonych, że zlewają się prawie w jedną wielką żółto-pomarańczową linię. Widmo potasu składa się z dwóch linii, czerwonej i fioletowej, i t. p.

Nietylko metale dają podobne widma, przekonano się, że wiele pierwiastków niemetalicznych daje widma barwne, złożone tak jak metaliczne, z jednej lub kilku kresk charakterystycznie zabarwionych, zajmujących względem widma słonecznego zawsze tę samą pozycję.

Mieszanina, złożona z rozmaitych soli, przedstawia kilka widm metalicznych, każdy bowiem metal daje swoje charakterystyczne widmo; w mieszaninie soli sodowych i potasowych zauważymy więc obok linii żółtej sodu, linie czerwoną i fioletową, charakteryzujące potas. Mamy więc znakomitą metodę analityczną, która pozwala w mieszaninach najbardziej złożonych wykryć wszystkie metale.

Przyrząd, służący do tych badań, nazywa się *spektroskopem* (fig. 56) i składa z pryzmatu (P), ustawionego pionowo, wokół którego umieszczono trzy lunety,

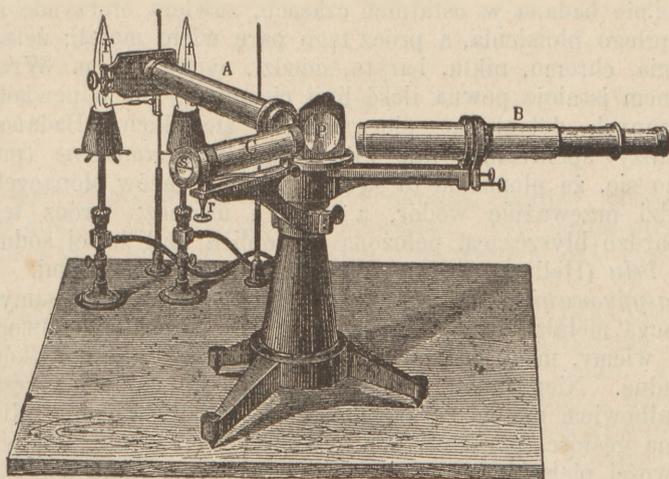


Fig. 56.

w trzech kierunkach. Naprzeciw jednej z tych lunet (A) umieszczamy płomień, zabarwiony przez jakiś związek mineralny, druga (B) służy do obserwowania widma otrzymanego, trzecia zaś (C) zawiera wewnątrz małą skalę o bardzo drobnych podziałkach, która oświetlona w odpowiedni sposób, odbija się od pryzmatu i może być obserwowana razem z widmem; skala ta służy do oznaczenia miejsca każdej linii barwnej, gdyż kreski te występują, jak wiemy, dla każdego pierwiastku w pewnym zawsze miejscu.

Metoda ta stała się powodem wielu odkryć, albowiem niejeden uczony, zauważywszy linie odpowiadające nieznanym mu ciałom, odkrywał nowe pierwiastki. W taki sposób odkryto cer, rubid, tal, ind, gal i t. p.

Przypatrzwszy się dokładnie widmu słonecznemu, dostrzeżemy na niem liczne linie ciemne, prostopadłe do jego długości. Fraunhofer wykazał ich znaczenie i dlatego zowią się one liniami Fraunhofera; zajmują one naturalnie stałą i niezmienną pozycję w widmie słonecznym. Fraunhofer zauważył pierwszy, że żółta linia sodu ma swoją odpowiednią linię ciemną w widmie jasnym słońca, a późniejsze badania stwierdziły, że wszystkie linie widmowe pierwiastków, mają swoje odpowiednie linie ciemne w widmie słonecznym. Ta odwracalność widm pochodzi stąd, że światło słoneczne zanim dojdzie do nas, musi przejść przez atmosferę rozżarzonych par i gazów, otaczających słońce, i tu ulega ich pochłanianiającemu działaniu, wskutek czego w odpowiednich miejscach widma słonecznego powstają ciemne linie: są to właśnie linie Fraunhofera.

Tworzenie się więc ciemnych linii w jasnym widmie światła słonecznego, powstawanie ich akuratnie w miejscu odpowiadającym barwnym liniom pierwiastków, charakteryzuje równie dobrze dany pierwiastek, jak jego własne widmo. Odrycie znaczenia tych ciemnych linii w widmach słońca, gwiazd i mgławic, doprowadziło do poznania składu tych ciał niebieskich. Atmosfera słoneczna, pilnie badana w ostatnich czasach, zawiera olbrzymie ilości wodoru w stanie ciągłego płomienia, a prócz tego parę wielu metali: żelaza, sodu, magnezu, wapnia, chromu, niklu, barytu, miedzi, cyuku i t. p. Wreszcie w widmie słonecznym istnieje pewna ilość linii ciemnych, nie odpowiadających żadnemu ze znanych dotychczas pierwiastków ziemskich. Badano również za pomocą analizy spektralnej tak zwane *wysoki słoneczne* (protuberancye) i przekonano się, że płomień te są utworzone z gazów płonących, w których skład wchodzi przeważnie wodór, a może i magnez; prócz tego widmo to daje linię bardzo błyszcząca, położoną w pobliżu linii żółtej sodu: jest to linia pierwiastku *helu* (Helium), który odkryto niedawno i na ziemi.

*Rozklasyfikowanie metali* powinno opierać się na tych samych zasadach, co klasyfikacja metaloidów. Określenie jednak ciężaru atomowego metali, na którym, jak wiemy, musi się oprzeć wszelki układ pierwiastków, jest niezmiernie trudne. Niepodobna wnosić o ciężarze atomowym z gęstości par metalicznych, albowiem metale są zazwyczaj ciałami nielotnymi. Nie możemy się tu opierać na gęstości par związków wodorowych, aby z niej wywnioskować o wartościowości pierwiastku, albowiem znamy tylko kilka zaledwie związków metali z wodorem, a związki te nie mogą wcale służyć do określenia wartościowości metali. Wreszcie chlorki metaliczne nie są również związkami dość lotnymi, aby na zasadzie gęstości ich par, można było wnosić o wartościowości danego metalu; przytem niektóre metale tworzą po dwa chlorki, co naturalnie utrudnia bardzo rozwiązanie zadania.

Przychodzi tu z pomocą prawo, odkryte przez dwóch francuzów, *Dulonga* i *Petita*, o zależności pomiędzy ciepłem właściwym ciał prostych i ich ciężarem atomowym. Ciepło właściwe jest to ilość ciepła, której trzeba użyć, aby podnieść temperaturę jednostki wagowej danego ciała o jeden stopień. Doświadczenie stwierdza, że ciepło właściwe pierwiastków jest bardzo różne,

ale Duloug i Petit dowiedli, że *ciepła właściwe są w stosunku prawie odwrotnie proporcjonalnym do ciężarów atomowych*. Wynika oczywiście, że iloczyny z jednych wielkości przez drugie są sobie prawie równe; jeśli więc pomnożymy ciężary atomowe pierwiastków przez ich ciepła właściwe, wówczas *otrzymamy liczbę stałą*. Liczba ta stanowi tak zwane *ciepło atomowe* i zawarta jest między — 5 — 7, w przybliżeniu równa 6,4.

Dlaczego ciepło atomowe waha się koło tej liczby: 6,4? Dużo przyczyn składa się na to, przedewszystkiem ciepło właściwe zwiększa się z podwyższeniem temperatury, dla tego samego ciała bywa ono różne w rozmaitych stanach skupienia i w rozmaitych postaciach alotropowych, z tego też powodu prawo Dulonga i Petita należy stosować tylko do ciał stałych, wziętych w temperaturze dość oddalanej od ich punktu topliwości. Gdyby można było doświadczenia nad oznaczeniem ciepła właściwego dokonywać dla wszystkich ciał prostych w jednej temperaturze, wówczas ciepło atomowe byłoby prawdopodobnie niezmienne dla nich wszystkich.

Prawo Delonga i Petita może być ściśle zastosowaniem do metali, są to bowiem ciała stałe i oznaczenie ich ciepła właściwego nie przedstawia zbyt wiele trudności

Oznaczmy przez  $C$  ciepło właściwe danego metalu (jest to ilość określona), przez  $X$  ciężar atomowy (który trzeba określić), wówczas:

$$C \times X = 6,4.$$

stąd

$$X = \frac{6,4}{C}.$$

Znając więc ciepło właściwe możemy określić bardzo łatwo ciężar atomowy danego metalu, lub przynajmniej sprawdzić, czy liczba otrzymana tym sposobem zgadza się z ciężarem atomowym, oznaczonym za pomocą innych metod.

Gdy poznaliśmy ciężar atomowy, wówczas możemy oznaczyć wartość ciepła właściwego i na tych danych przystąpić do rozkładu metali na rodziny.

*Aliaże* czyli *stopy* są związkami dwóch lub więcej metali, które otrzymują się najczęściej przez przetopienie tych metali razem. Wydzielanie się ciepła, towarzyszące zjawisku, dowodzi, że nie mamy tu do czynienia ze zwykłym mieszaninami, ale z prawdziwym połączeniem. Aliaże nie są więc mieszaninami, ale związkami metali, i obdarzone są swojemi własnymi cechami charakterystycznymi. Wiele aliażów krystalizuje się w sposób sobie właściwy, posiada barwę, gęstość, kowalność, ciągliwość, twardość, elastyczność i inne własności swoiste. Są one zazwyczaj topliwsze od metalu najtrudniej topliwego, wchodzącego w ich skład, tak np. aliaż 3 części sodu i 1 części potasu jest ciekły w temperaturze zwykłej, gdy potas i sól są ciałami stałymi. Kadm i bizmut obniżają zazwyczaj punkt topliwości aliażu, np. stop, złożony z 5 części ołowiu (punkt topliwości = 335°), 3 części cyny (punkt topliwości = 228°) i 8 części bizmutu (punkt topliwości = 265°), —topnieje przy 90°.

Wogóle aliaże obdarzone są temi samemi zasadniczemi własnościami chemicznemi co metale, z których się składają. Rozpuszczają się one zwykle w tych kwasach, którym ulegają składające je metale. Zdarza się jednakże, że kwas, nie działający na metal pojedynczy, rozpuszcza jego aliaże, np. kwas azotny rozpuszcza aliaż srebra i platyny, choć platyny samej nie rozpuszcza. Przypadek odwrotny może się zdarzyć również: aliaż złota i srebra nie ulega działaniu kwasu azotnego, choć srebro doskonale się w nim rozpuszcza.

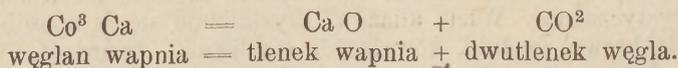
Pożytki ze stopów są niezmiernie ważne, gdyż aliaż możemy uważać z punktu widzenia praktycznego za nowy metal. Kilkanaście metali używamy do wytwarzania wielkiego mnóstwa aliażów, mających z powodu swych cennych własności zastosowania najrozmaitsze. Przetapiając więc metale, otrzymujemy związki metaliczne, które w głównych zarysach mogą w praktyce zastępować metale czyste, a ponieważ są od metali topliwsze, to znów wytrzymalsze, bardziej klepalne, twardsze, lżejsze, obdarzone piękniejszym połyskiem, to znów zdatniejsze do wyrabiania, trudniej się rozpuszczające i t. p. więc służyć mogą do najrozmaitszych zastosowań, tam gdzie metale czyste byłyby nieodpowiednie.

*Tlenki metaliczne.* Wszystkie metale łączą się bezpośrednio lub pośrednio z tlenem i tworzą tlenki metaliczne. Niektóre metale utleniają się niezmiernie łatwo, np. potas pokrywa się warstwą tlenku na zimno i w powietrzu suchem. Inne metale utleniają się w temperaturze zwykłej, jeśli powietrze jest wilgotne, np. żelazo, cynk, ołów. Żelazo rdzewieje niezmiernie prędko, a rdza nie okrywa powierzchni metalu warstwą jednolitą i równą, lecz chropawą, co ułatwia dostęp tlenu do warstw głębszych. Tlenek znów cynku lub ołowiu okrywa metal warstwą równomierną i gładką, zabezpieczającą od dalszego działania tlenu.

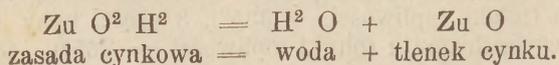
Gwałtowne utlenienie metali jest często połączone ze znacznem wydzielaniem ciepła i światła, np. palenie się żelaza w tlenie, lub cynku, albo magnezu w powietrzu.

Utlenienie postępuje szybciej lub wolniej, zależnie od rozmaitych przyczyn, ułatwiających dostęp tlenu do metalu, a więc gdy metal jest sproszkowany, wówczas utlenia się znacznie szybciej, niż metal w bryle, np. żelazo tak zwane piroforyczne zapala się samo w zetknięciu z powietrzem.

Tlenki metaliczne można otrzymywać nietylko przez utlenienie lub palenie metali, gdyż prażenie rozmaitych soli dostarcza również te związki. W podobny sposób węglany, azotany pod wpływem gorąca rozkładają się, pozostawiając tlenki metaliczne, np.:

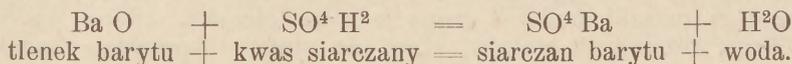
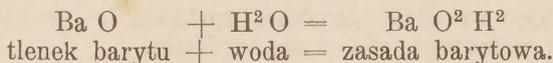


Wodany, czyli zasady, rozkładają się pod wpływem gorąca na tlenki i wodę:

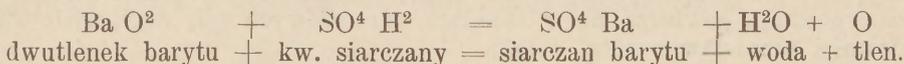


Związki te są bardzo ważne, albowiem stanowią pierwszorzędne rudy metaliczne i mają różne doniosłe zastosowania. Odróżniamy kilka rodzajów tlenków:

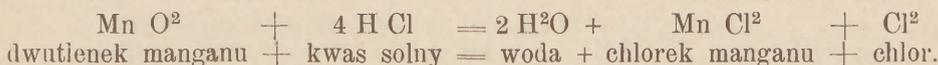
*Tlenki zasadowe* zawierają ilość tlenu, odpowiadającą wartościowości metalu, wytwarzają one z wodą zasady, a z kwasami dają sole, np.:



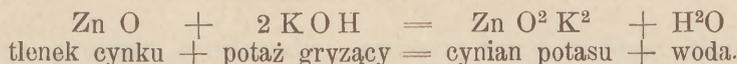
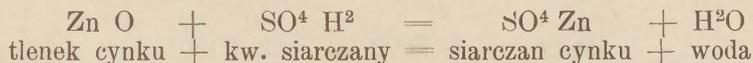
*Nadtlenki* zawierają więcej tlenu, niż wymaga tego wartościowość metalu, np.: Ba O<sup>2</sup>, Mu O<sup>2</sup>. Pod wpływem kwasu siarczanego nadtlenki te, lub *dwutlenki* wytwarzają siarczany i wydzielają się tlen:



Pod wpływem kwasu solnego wytwarzają się chlorki i wydzielają się chlor, lub woda utleniona:

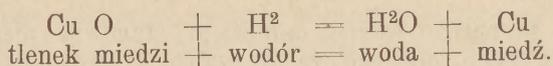


*Tlenki obojętne* nazywają się tak dlatego, że względem silnych kwasów są zasadowe, to jest łącząc się z nimi tworzą sole, względem zaś zasad odgrywają rolę bezwodników kwasowych i tworzą z nimi również sole, np.:



Istnieją wreszcie *tlenki kwasowe*, jak trójtlenek chromu zwany nawet bezwodnikiem chromowym, gdyż zachowuje się istotnie jak bezwodnik, choć jest związkiem metalu z tlenem. Tlenki zaś *magnetyczne* zawierają stale na 3 atomy metalu 4 atomy tlenu, a głównym ich przedstawicielem jest tlenek magnetyczny żelaza: Fe<sup>3</sup> O<sup>4</sup>.

Pod wpływem gorąca wiele tlenków się rozkłada, ale w temperaturach rozmaitych; jedne tracą zupełnie tlen i wydzielają metal czysty (tlenik rtęci), inne tracą część tlenu (dwutlenek manganu). Ogrzewane w prądzie wodoru, wszystkie prawie tlenki metaliczne zostają odtlenione i dają czysty metal:



Podobnie działa węgiel i z tego powodu ma duże zastosowanie w wytapianiu metali z rud. W reakcyi tej, jak wiemy, wytwarza się dwutlenek lub tlenek węgla.

Chlor, działając na tlenki ogrzane, rozkłada je prawie wszystkie, wytwarzając chlorki metaliczne, a tlen się wydziela.

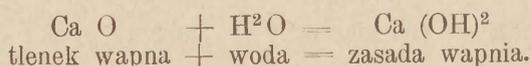
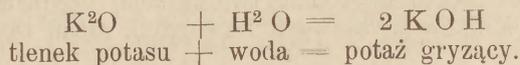
Zasady czyli wodorany są związkami metali z tlenem i wodorem. Możemy je uważać za związki metali z grupą jednowartościową, zwaną *hydroksylem*: HO. Grupy rozmaitych atomów, które nie istnieją wprawdzie samodzielnie, lecz mogą się przenosić z jednych ciał do drugich podczas ich rozkładu, nazywamy *rodnikami*. Hydroksyl jest takim rodnikiem, a grupa nitrowa, z którą zapoznaliśmy się przy kwasie azotnym, jest również rodnikiem. Zasady są więc związkami metali z hydroksylem, rodnik ten, będąc jednowartościowym (tlen jest dwuwartościowy: wymienia jedną wartość z wodorem, a jedna zostaje swobodną), powtarza się w zasadach prawidłowych tyle razy, wiele wartościowości przedstawia metal, i tak:

K O H — potaż gryzący zawiera jeden hydroksyl, gdyż potas jest metalem jednowartościowym.

Ca (OH)<sup>2</sup> albo Ca O<sup>2</sup> H<sup>2</sup> — zasada wapnia zawiera dwa hydroksyle, gdyż wapień jest metalem dwuwartościowym.

Fe (OH)<sup>6</sup> albo Fe O<sup>6</sup> H<sup>6</sup> — zasada żelaza zawiera sześć hydroksylów, gdyż żelazo jest tu sześciowartościowe i t. p.

Związki te zowiemy wodoranami z tej więc przyczyny, że zawierają rodnik wody cz. hydroksyl, połączony z metalem, a także dlatego, że powstają przez działanie wody na tlenki metaliczne:



Własności zasad są wręcz przeciwne własnościom kwasów; kwasy powstają wprawdzie także działaniem wody na tlenki, lecz na tlenki metaloidów czyli bezwodniki, obdarzone są smakiem i odczynem kwaśnym, czerwienią wyciąg lakmusowy. Zasady niebieszczą wyciąg lakmusu zecerwieniony przez kwasy, smak i odczyn mają ługowy czyli alkaliczny. Jeśli kwas będziemy mieszać z zasadą, wówczas powoli niktą wybitne cechy kwasu i zasady, wydziela się zazwyczaj ciepło i powstaje nowy związek, bierny, ani kwaśny ani ługowy, nie działający na lakmus, mianowicie *sól*:

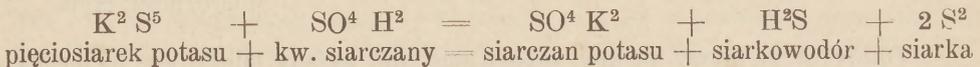




Siarkowodany zachowują się tak samo:



Siarki zaś, zawierające nadmiar siarki, czyli *wielosiarki* (analogiczne z nadtlenkami), wydzielają w tych warunkach siarkowodór, przyczem tworzy się osad siarki:



To wydzielanie siarkowodoru, lub siarkowodoru i siarki, pod wpływem kwasów, jest bardzo charakterystyczne dla tych związków i pozwala je łatwo rozpoznać w roztworze chemicznym.

Sole tworzą się w sposób bardzo rozmaity:

1) Najprostsze są związkami metaloidu z metalem, czyli pierwiastku elektro-negatywnego z elektropozytywnym, np.:



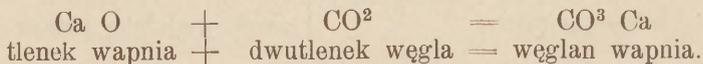
W ten sposób mogą powstawać chlorki, bromki, jodki i fluorki cz. sole kaloidalne.

2) Sole tworzą się przez rozpuszczanie metali w kwasach, np.:



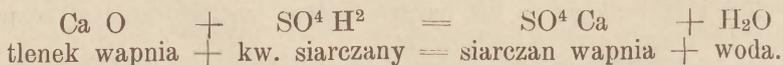
Sole więc możemy uważać za kwasy, w których wodór jest zastąpiony innymi metalami.

3) Przez działanie bezwodników na tlenki metaliczne:



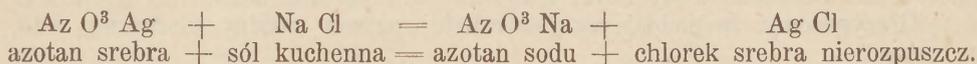
Możemy więc uważać, że sól jest związkami tlenku metalicznego z tlenkiem metaloidycznym (bezwodnikiem); ciała te łączą się bez reszty.

4) Przez działanie kwasów na tlenki metaliczne lub zasady; w tym przypadku wydziela się jeszcze zawsze woda, np.:

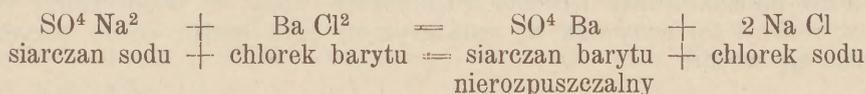


5) Sole wreszcie powstają wskutek przeróżnych zmian chemicznych, zachodzących między solami i kwasami, lub też między rozmaitemi solami.

Gdy np. saletrę oblejemy kwasem siarczanym, wówczas tworzy się siarczan potasu (nowa sól) i kwas azotny (patrz otrzymywanie kwasu azotnego). Skoro zaś nalejemy do roztworu azotanu srebra kilka kropel zwykłej soli kuchennej, wówczas otrzymamy biały osad chlorku srebra, a w roztworze azotan sodu :



Jeśli po roztworu siarczanu sodu wlejemy kilka kropel chlorku barytu, wówczas otrzymamy natychmiast biały osad siarczanu barytu, a w roztworze chlorek sodu:



Możemy więc ogólnie powiedzieć, że jeśli między solami, które mieszamy, może powstać sól nierozpuszczalna, wówczas nastąpi zawsze podwójna wymiana chemiczna między nimi i wytworzy się osad. Tym więc sposobem otrzymujemy sole nierozpuszczalne w postaci osadów.

W zwykłej temperaturze sole są ciałami stałymi i najczęściej skryształizowanymi, barwy rozmaitej. Zazwyczaj nie działają one wcale na wyciąg lakmusu, są wówczas obojętne.

*Solami obojętymi* zwiemy te związki, które powstały z kwasów przez zastąpienie wszystkich atomów wodoru kwasowego metalem. Wynika z tego, że kwasy jednozasadowe, jak kwas solny, azotny i t. p., nie wytwarzają istotnych soli kwaśnych i dają tylko sole obojętne. Kwasy zaś dwuzasadowe, jak kwas siarczan, lub trójzasadowe, jak fosforny, mogą wytwarzać sole obojętne lub *sole kwaśne*. Te ostatnie mają zazwyczaj odczyn kwasowy, a powstają jak wiemy przez zastąpienie pewnej części wodoru kwasowego metalem, a część wodoru kwasowego w nich pozostaje. Kwas siarczan może więc wytwarzać dwa rodzaje soli: siarczan obojętne, np.:  $\text{SO}^4 \text{ Na}^2$ , lub siarczan kwaśne, np.:  $\text{SO}^4 \text{ Na H}$ . Kwas zaś fosforny wytwarza trzy rodzaje soli, np.: fosforan trójsodowy (obojętny):  $\text{PO}^4 \text{ Na}^3$ , fosforan dwusodowy (kwaśny):  $\text{PO}^4 \text{ H Na}^2$  i fosforan jednosodowy (kwaśniejszy):  $\text{PO}^4 \text{ H}^2 \text{ Na}$ .

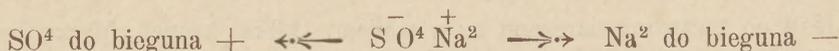
Czasem się zdarza, że sól kwaśna ma odczyn obojętny, a nawet zasadowy, jak np. kwaśny węgiel potasu ( $\text{CO}^3 \text{ H K}$ ) lub sodu ( $\text{CO}^3 \text{ H Na}$ ), a to dlatego, że w tym przypadku kwas jest słaby, a zasada bardzo silna.

Pod wpływem gorąca wiele soli, mających wodę krystalizacyjną, traci ją, poczem sól się przetapia, a często rozkłada. Jedne sole pochłaniają chciwie wilgoć z powietrza i wodnieją, jak chlorek wapnia, znany środek higroskopijny, inne znów tracą wilgoć w nich zawartą, schną, kruszeją i rozsypują się, jak węgiel obojętny sodu.

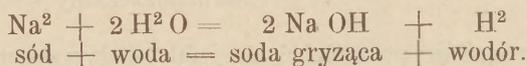
Światło rozkłada niektóre sole, szczególnie zaś sole srebra; na tej własności opiera się fotografia.

Elektryczność w postaci prądu rozkłada wogóle wszystkie sole przetopione; wówczas pierwiastek elektro-pozytywny (metal) zbiera się przy biegunie odjemnym, pierwiastek zaś elektro-negatywny (metaloid) przy biegunie dodatnim; w taki sposób rozkłada się np. sól kuchenna. Zazwyczaj stosujemy elektrolizę do roztworów solnych, rozkład występuje wówczas w taki sam sposób, ale obecność wody czyni zjawiska bardziej złożonemi.

Przypuśćmy, że poddajemy elektrolizie roztwór wodny siarczanu sodu, wówczas:



sód zbiera się przy biegunie odjemnym, a grupa  $\text{SO}^4$  przy dodatnim. Sód metaliczny posiada jednak własność rozkładania wody w temperaturze zwykłej, w reakcyi tej wytwarza się soda gryząca, czyli woda sodu, przyczem wydziela się wodór:



Grupa  $\text{SO}^4$  nie może istnieć jako taka i przy biegunie dodatnim rozkłada również wodę, łącząc się z jej wodorem na kwas siarczany, a tlen się wydziela:



Wodór wydziela się zatem przy jednym biegunie, przy drugim zaś tlen: pierwiastki te łączą się napowrót, tworząc wodę, a wytworzony kwas siarczany działać będzie na sodę, z którą napowrót połączy się na siarczan sodu.

Przypuśćmy teraz, że rozkładamy siarczan miedzi przez prąd elektryczny. Miedź zbiera się przy biegunie odjemnym, ale że nie jest obdarzona własnością rozkładania wody, więc gromadzi się tu i pozostaje. Grupa zaś  $\text{SO}^4$ , jak w doświadczeniu poprzednim, rozkładać będzie przy biegunie dodatnim wodę, z wytworzeniem kwasu siarczanego i wydzieleniem tlenu. Przypuśćmy jednak, że biegun ten jest urobiony z miedzi, wówczas kwas siarczany i tlen, działając na miedź, będą ją powoli rozpuszczać. W miarę więc rozkładu siarczanu miedzi przez prąd elektryczny, sól ta wytwarzać się będzie przy biegunie dodatnim, tak że roztwór nie zmieni prawie swego stężenia, a trwać to będzie dopóki biegun dodatni nie zostanie zupełnie rozpuszczony. Galwanoplastyka, złocenie, srebrzenie, nikielowanie, opierają się na tej zasadzie. Przy biegunie odjemnym zawieszają się przedmioty, które mają być posrebrzone lub ponikielowane, gdyż na nim wciąż będzie się osadzać srebro lub nikiel, wydzielające się z roztworu, poddanego elektrolizie.

Metal, zawarty w soli, może być z niej stracony przez inny metal, bardziej elektro-pozytywny. W taki sposób blaszka miedzi, wstawiona do roz-

tworu azotanu srebra, pokryje się powłoką srebrzystą, a roztwór bezbarwny nabierze barwy niebieskiej, nadanej mu przez azotan miedzi:



Podobnie cynk strąca miedź z roztworów siarczanu miedzi, a rtęć, osadzając srebro z azotanu srebra, łączy się z niem, wytwarzając aliaz rtęci i srebra, czyli amalgamat srebra.

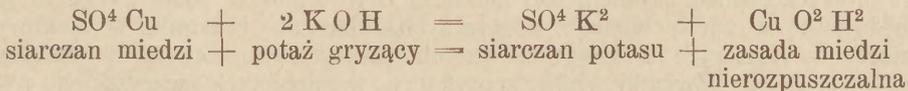
*Prawa Bertholleta* odnoszą się do działania kwasów na sole, zasad na sole i soli na sole.

1) Gdy działamy kwasami na sole, wówczas kwas silniejszy o punkcie wrzenia wyższym od kwasu, zawartego w soli, wywołuje jej rozkład, z wydzieleniem się kwasu słabszego o punkcie wrzenia niższym. Kwas siarczany z tego powodu rozkłada bardzo wiele soli: z chlorków wydziela chlorowódor, z fluorków fluorowódor, z azotanów kwas azotny, z fosforanów kwas fosforny, przyczem wytwarzają się zawsze siarczany. Kwas solny, jako silniejszy od dwutlenku węgla (od kwasu węglanego) rozkłada jego sole z wydzieleniem gazu węglowego i t. p.

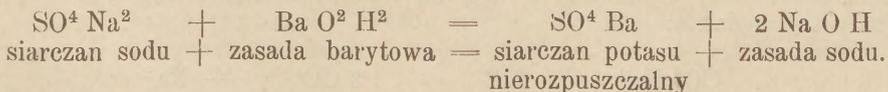
2) Gdy działamy kwasami na sole, wówczas następuje zawsze podwójna wymiana chemiczna, czyli zastępowanie się pierwiastków, jeśli może się wytworzyć sól nierozpuszczalna. Kwas solny, działając na roztwór azotanu srebra, wytwarza kwas azotny i chlorek srebra, strącający się w postaci osadu białego. Kwas siarczany strąca chlorek barytu z roztworów soli barytowych i t. p.

3) Gdy działamy zasadą na roztwór solny, wówczas zasada stała wywabia zasadę lotną, zawartą w soli; w taki sposób potaż, soda gryząca lub wapno rozkładają sole amonowe z wydzieleniem amoniaku gazowego.

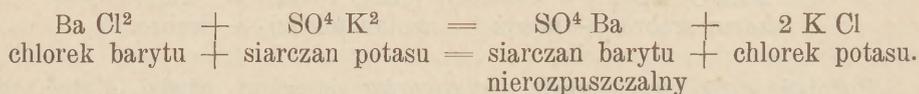
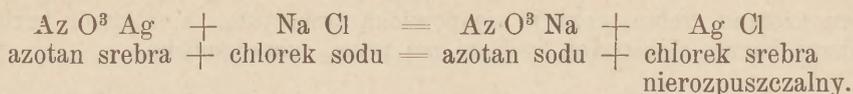
4) Gdy działamy zasadą na roztwór solny, wówczas nastąpi podwójna wymiana, gdy się może wytworzyć zasada lub sól nierozpuszczalna. Potaż gryzący (zasada rozpuszczalna) strąca zasadę żelaza z roztworów soli żelaza, zasadę miedzi, glinu i wiele innych z roztworów soli tych metali:



Zasada barytowa, działając na siarczan sodu rozłoży go, gdyż osadzi się wówczas siarczan barytu:



5) Jeśli mieszamy sole ze sobą, czyli działamy solami na sole, wówczas nastąpi podwójna między nimi wymiana, skoro może się wytworzyć sól nierozpuszczalna lub mniej rozpuszczalna:



6) Węgłany rozpuszczalne rozkładają wszystkie sole nierozpuszczalne, jeśli z ich metalem mogą wytworzyć węglany nierozpuszczalne. To też siarczan barytu rozkłada się przez przetopienie z węglanem potasu, albowiem wówczas tworzy się węglan barytu nierozpuszczalny.

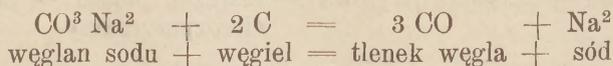
Z praw tych możemy wnioskować, że rozkład soli następuje zawsze wówczas, gdy mogą się wytwarzać związki nierozpuszczalne lub lotniejsze. Nie należy jednak uważać tych przemian fizycznych za jedyną przyczynę rozkładów, albowiem wszystkie one zależą w gruncie rzeczy od zjawisk termicznych i są ich objawem.

Wszystkie zmiany chemiczne dążą do wytworzenia tych ciał, przy powstawaniu których wydziela się największa ilość ciepła; wytwarzanie się osadów, t. j. ciał nierozpuszczalnych, jest połączone wogóle z wydzieleniem ciepła z powodu przemiany stanu skupienia; prócz tego ciepła, wynikającego z przemian fizycznych, zjawisko chemiczne jest połączone jednakże z tak znacznym wydzieleniem ciepła, że już to samo wystarcza do wywołania reakcyi. Prawa załączone są więc jedynie wyrazem zasad termicznych.

### Sód.

Sole sodu są niezmiernie rozpowszechnione w przyrodzie; woda morską jest niewyczerpanym źródłem soli morskiej czyli chlorku sodu. Węglan jego znajduje się w wielu wodach mineralnych, siarczan i boraks w niektórych jeziorach w Ameryce i Indyach, azotan istnieje w olbrzymich pokładach w Chili i Peru. Związki sodu spotykamy w popiołach wszystkich roślin morskich.

Sód metaliczny nie istnieje jako taki w przyrodzie i daje się otrzymać tylko przez rozkład swoich związków. Najlepiej w tym celu nadaje się węglan sodu, który ogrzewany z węglem, wytwarza tlenek węgla, a sód metaliczny się wydziela:



Tym też sposobem fabrykują sód na wielką skalę w przemyśle. Jest to metal miękki (można go krajać nożem), biały i srebrzysty, topniejący przy 96°, wrący w temperaturze czerwonego żaru, zamieniając się na parę bezbarwną.

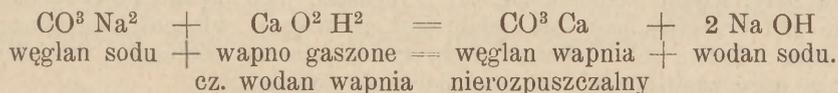
Metal ten pod wpływem powietrza utlenia się niezmiernie szybko i traci blask, to też należy go przechowywać w cieczech, pozbawionych tlenu, np. w nafcie. Płonie pięknym żółtym płomieniem; przy świetle tem wszystkie prawie kolory tracą swą świeżość, a twarze wydają się martwe. Związki sodu barwią płomień gazowy na żółto, wówczas nawet, gdy są w ilości niezmiernie drobnej. Płonąc żywo w tlenie, sól zamienia się na tlenki:  $\text{Na}^2\text{O}$  i  $\text{Na}^2\text{O}^2$ . Rzucony na wodę, sól rozkłada ją w temperaturze zwykłej, z żywym wydzielaniem się wodoru, przyczem kręci się po powierzchni wody i rozbryzguje. W reakcyi tej powstaje również tlenek sodu (gdyż sól łączy się z tlenem, zawartym w wodzie), który rozpuszczając się w wodzie zamienia się na zasadę, czyli wodań:



Sól jest metalem jednowartościowym, łączy się więc z jednym atomem chloru lub bromu, a dwa atomy sodu łączą się z jednym atomem tlenu lub siarki. Wszystkie związki sodu są rozpuszczalne w wodzie, bardzo trwałe i trudno podlegają rozkładowi.

Sól odznacza się zatem niezmiernie silnem powinowactwem do tlenu i bardzo łatwo wytwarza tlenki. Związki te nie mają praktycznego znaczenia, gdyż łatwo przechodzą w postać innych ciał, tak np. pochłaniają wilgoć z powietrza i wytwarzają wodań sodu. To też warstwa, pozbawiona blasku, biaława lub szara, pokrywająca sól metaliczny na powietrzu, składa się wyłącznie prawie z wodań sodu.

Wodań sodu czyli soda gryząca ( $\text{Na OH}$ ) przyrządza się fabrycznie przez ogrzewanie mieszaniny węglanu sodu z wapnem gaszonem:



Reakcyja ma miejsce według 4-go prawa Bertholleta. Tym sposobem otrzymana soda gryząca nie jest zupełnie czysta, i dlatego rozpuszczają ją w alkoholu, poczem odparowują rozpuszczalnik, a sodę przetapiają i odlewają w laski.

Jest to ciało białe, twarde, krystaliczne, o smaku i odczynie silnie alkalicznym i gryzącym, barwiące wyciąg lakmusowy, zecerwieniony przez kwasy na mocny kolor błękitny. Roztwory sody działają bardzo gryząco na skórę, rozpuszczają wprost naskórek i tkanki.

Soda gryząca przyciąga chciwie wilgoć i dwutlenek węgla z powietrza, rozplywa się i powoli zamienia w węgiel sodu. Jest to ciało niezmiernie łatwo rozpuszczalne w wodzie.

Dużo mamy pożytków z sody gryzącej, przedewszystkiem ma ona zastosowanie w mydlarstwie przy wyrabianiu mydeł twardych, używają jej do bieleńcia włókien roślinnych, przy wyrabianiu papieru i t. p.

Chlorek sodu czyli sól kuchenna ( $\text{Na Cl}$ ) jest bardzo rozpowszechniony w przyrodzie, znajdujemy go w łonie ziemi w postaci potężnych pokładów,

w wodzie morskiej i niektórych źródłach słonych, w roślinach morskich, w krwi, a nawet zwykła gleba zawiera drobne jego ilości.

Sól kuchenną można otrzymywać przez odparowanie wody, która zawiera ją w rozpuszczeniu. W ten sposób otrzymują sól na wybrzeżach morskich. Czasem solanki stężają przed odparowaniem wody za pomocą wielkich płotów, ustawionych z chrustu i gałęzi w kierunku prostopadłym do panujących wiatrów, a nazwanych *teźniami*; solanka, płynąc po dziurkowatym korycie, położonem na szczycie teźni, przelatuje przez to sito, spływa przez całą powierzchnię teźni do zbiornika dolnego, po drodze jednak skutkiem wiatru większa część wody odparowuje, a solanka, spływająca do zbiornika, jest daleko bardziej stężoną od pierwotnej. Ciechocinek jest znaną w kraju naszym miejscowością ze znakomych swoich źródeł słonych, tam też istnieją wielkie teźnie, ciągnące się na dalekiej przestrzeni. W kraju naszym mamy także nieprzebrane kopalnie soli kamiennej w Wieliczce pod Krakowem; w Niemczech (Strassfurth), w Hiszpanii (Cardona) znajdują się również kopalnie soli.

Sól kuchenna krystalizuje się w sześcią, rozpuszczalne w wodzie na zimno i gorąco w jednakowym stopniu, nierozpuszczalne w alkoholu. Smak jej jest słony. Chlorek sodu krystalizuje się bez wody krystalizacji, jeśli wydzielamy go z roztworu w temperaturze zwykłej lub na gorąco, na zimno zaś wytwarzają się kryształki z dwoma cząsteczkami wody krystalizacji, o kształcie odmiennym od pierwszych. Kryształki bezwodne zawierają jednak zawsze trochę wilgoci i skutkiem niej przyskają, gdy je wrzucić w ogień.

Sól kuchenna topnieje w temperaturze czerwonego żaru, poczem ulatnia się. Woda, nasycona solą, wre przy 108°, a ścina się dopiero przy — 21°.

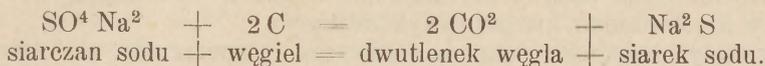
Ciało to jest znaną przyprawką, stale używaną do pokarmów, duże ma też zastosowanie z powodu swych własności konserwujących; służy do wyrabiania sody, kwasu solnego, chloru. Obecność jego nadaje powietrzu, szczególnie nad brzegiem morskim, gdzie jest go więcej, własności lecznicze. Pomieszana z lodem sól kuchenna wytwarza mieszaninę oziębiającą (— 17°), duże mogąca mieć zastosowanie w gospodarstwie domowym.

*Bromek i jodek sodu* znajdują się w drobnych ilościach w wodzie morskiej, bromek jest znanym środkiem leczniczym.

*Azotan sodu czyli saletra chilijska* ( $AzO^3Na$ ) znajduje się w olbrzymich pokładach w Chili, w pustyni Atacama, gdzie nigdy deszcze nie padają. Ciało to eksploatują dla celów rolniczych, gdyż jest znakomitym nawozem. Przedstawia się ono w postaci romboedrycznej, obdarzone jest smakiem świeżym i słonym. Saletra chilijska jest trochę higroskopijna i z tego powodu nie bywa używaną do wyrabiania prochu strzelniczego. Spożytkowują ją w przemyśle do fabrykacji kwasu azotowego, a w pracowniach służy za doskonały środek utleniający.

*Węglan sodu obojętny czyli soda* ( $CO^3Na^2$ ) znajduje się w popiele wodorostów morskich i z nich otrzymywany był dawniej przez wyługowanie. Spotykamy go również w niektórych wodach mineralnych, czasem w jeziorach lub w glebie. Pierwszy Leblanc, sto lat zaledwie temu, wpadł na myśl wyrabiania sody z soli morskiej, obie bowiem sole zawierają ten sam metal: sód. Metoda jego polega na następujących przemianach chemicznych: chlorek

sodu, czyli sól kuchenną, pod działaniem kwasu siarczanego przemieniamy na siarczan sodu (w reakcyi tej tworzy się kwas solny, patrz str. 53), a ten mięszamy z węglem i z węglanem wapnia i ogrzewamy do wysokiej temperatury. Wówczas węgiel łączy się z tlenem, zawartym w siarczanie sodu, przemieniając go na siarek, a sam przechodzi w stan gazowego dwutlenku węgla:

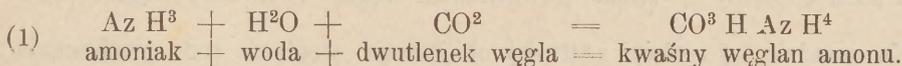


Siarek zaś sodu wchodzi w wymianę z węglanem wapnia, przyczem tworzy się siarek wapnia i węgiel sodu:

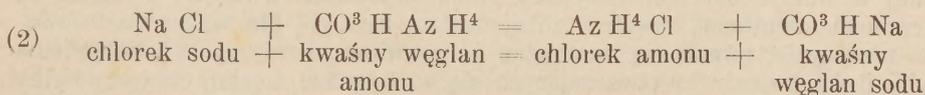


Wypaloną masę oblewamy wodą; ta rozpuszcza tylko sodę, siarek bowiem wapnia i inne produkty, powstające ubocznie, nie rozpuszczają się w wodzie. Po odparowaniu wody pozostają piękne kryształy węglanu sodu na dnie.

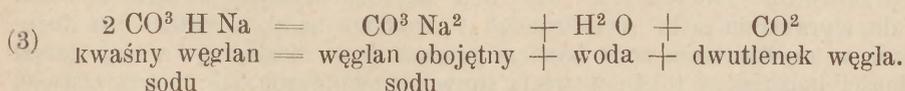
Dzisiaj wszakże weszła w użycie inna metoda fabrykowania sody, praktyczniejsza od poprzedniej, gdyż opiera się na przemianach bardzo prostych, a wszystkie substancje, powstające ubocznie, spożytkowują się w tejże samej produkcyi. Metoda ta, którą zawdzięczamy Solvayowi, opiera się na następujących reakcyach: na stężony roztwór soli morskiej działamy kwaśnym węglanem amonu, czyli mięszaniną amoniaku, wody i dwutlenku węgla, gdyż:



Sól kuchenna i kwaśny węgiel amonu wytwarzają, wskutek podwójnej wymiany, kwaśny węgiel sodu i chlorek amonu (lotniejszy):



Otrzymany zaś kwaśny węgiel sodu pod wpływem gorąca traci nadmiar dwutlenku węgla i zamienia się na węgiel obojętny:

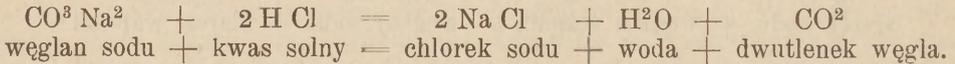


Chlorek amonu, powstający ubocznie w reakcyi (2), mięsza się z wapnem, wskutek czego wytwarza się amoniak, ten zaś razem z wodą i dwutlenkiem węgla, otrzymanych w reakcyi (3), służy do przyrządzania kwaśnego węglanu amonu (według № 1), niezbędnego do dalszych przemian. Tym sposobem fabrykacja sody metodą Solvaya spożytkowuje wszystkie produkty

uboczne, wytwarzające się w tejże fabryce; z tego powodu, a również i z powodu taniości materiałów surowych, jest ona obecnie najwięcej rozpowszechnioną w Europie.

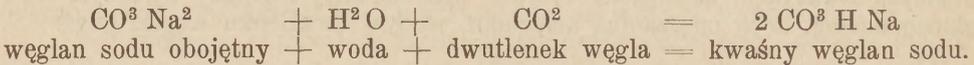
Węglan sodu obojętny przedstawia się w postaci kryształów wielkich, przeświecających, rozsypujących się powoli na powietrzu: tracą one wodę, pokrywają się drobnymi białymi kryształkami węglanu, zawierającego mniejszą ilość wody krystalizacji, kruszeją czyli *wietrzeją*.

Kryształy obojętnego węglanu sodowego rozpuszczają się niezmiernie łatwo w wodzie; roztwór ten ma smak mocnego ługu, a odczyn silnie alkaliczny. Pod wpływem wszystkich kwasów związek ten ulega rozkładowi, gdyż dwutlenek węgla jest kwasem bezwodnym, najsłabszym ze znanych. W przemianie tej wydziela się z burzeniem się ów gazowy bezwodnik:



Wszystkie węglany podlegają podobnemu działaniu kwasów, to też reakcja ta ma ważne znaczenie analityczne w rozpoznawaniu węglanów od innych soli, a także służy do otrzymywania dwutlenku węgla (patrz str. 96).

Jeśli przez roztwór obojętnego węglanu sodu będziemy przeprowadzać strumień dwutlenku węgla, wówczas roztwór będzie wchłaniać ten gaz i zamieniać na kwaśny węglan sodu:



Na zasadzie tej reakcji roztwory obojętnego węglanu sodu pochłaniają dwutlenek węgla z powietrza i wytwarzają sól kwaśną.

Kwaśny węglan sodu, mimo swej nazwy, ma smak ługowy, a odczyn alkaliczny, lecz nie jest tak silnie gryzący, jak sól obojętna. Rozpuszcza się trudniej w wodzie od soli obojętnej. Pod wpływem kwasów wydziela on z burzeniem dwutlenek węgla i zobojętnia te kwasy. Ma ważne zastosowanie w medycynie, używa się wewnątrz do usuwania, a raczej do zobojętnienia wielkiej ilości kwasów, wytwarzających się w żołądku; węglan obojętny byłby zbyt silnym środkiem do tego celu. Używany też bywa do wyrabiania napojów musujących. Ważniejszym daleko jest jednak obojętny węglan sodu. Soda jest bowiem razem z węglem i kwasem siarczanym jednym z najniezbędniejszych przetworów fabrycznych. Jest ona najdonioślejszym związkiem sodu. Służy do wyrabiania sodu metalicznego i wodoru sodu, a zatem ma duże znaczenie w mydlarstwie, soda bowiem gryząca jest niezbędną w tej gałęzi działalności ludzkiej, a także w wielu innych produkeyach, jak: w szklarstwie, w fabrykacji boraksu, węglanu kwaśnego i t. p. Z powodu swych własności alkalicznych jest ona ważnym środkiem, zobojętniającym kwasy, służy również jako środek gryzący w praniu, myciu, czyszczeniu, szorowaniu i t. p.

*Siarczan sodu czyli sól glauberska*,  $\text{SO}^4 \text{Na}^2$ , znajduje się w wielu źródłach mineralnych, w wodzie morskiej, spotyka się również w stanie kopalnym pod nazwą tachydrytu. Sól ta wyrabia się fabrycznie działaniem kwasu siar-

czanego na sól kuchenną i jest ubocznym produktem fabrykacji kwasu solnego (patrz str. 53). Jest to ciało białe, krystalizujące w piękne duże słupy, rozpuszczalne w wodzie. Współczynnik rozpuszczalności jest największy w 33°. Po ochłodzeniu sól osadza się z roztworu w pięknych kryształach; roztwory te przedstawiają jednak w wysokim stopniu zjawisko przesylenia, to jest, że roztwór, nasycony w temperaturze wyższej, nie wydziela po ochłodzeniu kryształów i pozostaje ciekłym: wystarczy wówczas zamieszać go lub wpuścić weń mały kryształ tejże soli, aby wywołać natychmiastową krystalizację.

Sól Glauberska jest znany środkiem przeczyszczającym. Powstająca jako produkt uboczny w fabrykach kwasu solnego bywa spożytkowywana do wyrabiania sody. Używają jej też do przyrządzania mieszanin oziębiających, gdyż obłana kwasem solnym w proporcjach odpowiednich wywołuje oziębienie, które może dojść do — 17°.

*Fosforanów sodu* jest trzy, dwa kwaśne, a jeden obojętny. Najważniejszy jest fosforan dwusodowy  $\text{PO}_4 \text{H Na}^2$ , gdyż znajdujemy go w organizmie zwierzęcym i używa się w medycynie. Kwaśna ta sól ma odczyn alkaliczny, smak słony, a przedstawia się w postaci dużych kryształów, łatwo rozpuszczalnych w wodzie.

Wszystkie związki sodowe łatwo można poznać za pomocą spektroskopu: dają podwójną kresę żółtą, zwaną linią D. Barwienie płomienia gazowego na kolor żółty jest również własnością, bardzo charakterystyczną, doniosłą w rozbiórce chemicznym.

### Potas.

Metal ten, tak jak sód, nie spotyka się sam przez się w przyrodzie, istnieje on tylko w postaci związków, które są bardzo liczne i rozmaite. Znajdujemy je w wodzie morskiej w rozpuszczeniu, w łonie ziemi w stanie kopalnym, jak w Strassfurcie,—wreszcie rośliny gromadzą w swych tkankach te związki, niezbędne im do życia, i dlatego znajdujemy je zawsze w popiołach roślinnych. Wiele minerałów potasowych zostaje, z powodu swej łatwej rozpuszczalności, rozprzeszczonych razem z deszczami i strumieniami po powierzchni ziemi. To też sole potasu spotykamy w każdej prawie glebie, co niemałym jest dobrodziejstwem dla roślin.

Potas metaliczny otrzymuje się, tak jak sód, ze swego węglanu, przez ogrzanie go z węglem. Istnieje pewna sól organiczna potasu, mianowicie kwaśny winian potasu, która pod wpływem gorąca przemienia się na mieszaninę węgla i węglanu potasu; mieszaniny tej właśnie używają do wyrabiania czystego potasu, albowiem przy dalszem ogrzaniu węgiel utlenia się kosztem tlenu, zawartego w węglanie, a potas metaliczny się wydziela:



Jest to metal srebrzysty i błyszczący jak sól, bardzo miękki; ciało to jednak pod wpływem powietrza okrywa się osadem tlenku i zasady potasowej (tak jak sól) z powodu wielkiego powinowactwa do tlenu, traci więc swój piękny wygląd srebrzysty. To też potas należy również przechowywać w nafcie, która nie zawiera w sobie wcale tlenu. Potas, rzucony na wodę, pływa po jej powierzchni kręcąc się i płonąc pięknym płomieniem purpurowym, z taką bowiem chciwością łączy się z tlenem, zawartym w wodzie, że z powodu ciepła wydzielonego zapala się. Jest to więc metal rozkładający wodę w zwykłej temperaturze z wydzieleniem wodoru. W reakcyi tej powstaje tlenek potasu ( $K^2O$ ), który rozpuszczając się w wodzie wytwarza zasadę potasową; dlatego też odczyn wody, po której się potas palił, jest zawsze alkaliczny. Potas topnieje przy  $62^{\circ},5$ , koło zaś  $700^{\circ}$  dystyluje się, zamieniając na pary, zabarwione na zielono.

Związki potasu są prawie wszystkie rozpuszczalne w wodzie, barwią one płomień gazowy na kolor liliowy, a w spektroskopie dają dwie kreski: jedną czerwoną, drugą niebieską.

Widzieliśmy przed chwilą, w jaki sposób może powstać *wodan potasu*, czyli *potaż gryzący*,  $KOH$ ; fabrycznie jednak przyrządza się on zupełnie tak samo, jak soda gryząca, tylko że zamiast węglanu sodu bierzemy węglan potasu i ogrzewamy go z wapnem. Własności wodanu potasu we wszystkich są podobne do własności sody gryzącej, nie będziemy ich też wyszczególniać. Potaż używa się głównie do wyrabiania mydeł miękkich (szare mydło), które swe własności czyszczące, a raczej gryzące, jemu zawdzięczają; ma również zastosowanie z tego powodu w medycynie.

*Chlorek potasu*,  $KCl$ , znajduje się w wodzie morskiej i w popiołach roślin wodnych i lądowych. W Strassfurcie istnieją wielkie pokłady tego minerału, zwanego, gdy jest czysty, sylwinem. Jest to ciało białe, krystaliczne, zupełnie podobne do soli kuchennej, smak ma słony, ale zarazem gorzkawy. Sól ta ma niezmiernie ważne znaczenie w rolnictwie, używają jej w wielkiej ilości jako nawozu w uprawie gleby.

*Bromek (K Br) i jodek (K J) potasu* towarzyszą stale chlorkowi; znajdujemy je więc w wodzie morskiej, a w ilościach znacniejszych w rozmaitych wodorostach morskich. Popiół morskoczynów jest nawet wcale zasobny w jodek potasu, a jod był w dawniejszych czasach otrzymywany z tych roślin. Sole te krystalizują się wszystkie, tak jak sól kuchenna, i do niej są podobne, smak jednak ich jest gorzkawy. Bromek ma zastosowanie w medycynie jako środek, uspakajający nerwy.

*Chloran potasu* ( $ClO^3 K$ ), czyli sól Bertholleta, otrzymuje się działaniem chloru na potaż gryzący w stężonym roztworze. Ciało to białe, krystalizujące w blaszki błyszczące i delikatne, jest znanym środkiem od bólu gardła. Chloran potasu rozpuszcza się daleko lepiej w wodzie gorącej, niż zimnej. Pod wpływem gorąca topnieje, poczem traci tlen, przechodzi w chlorek potasu: jest to najlepszy sposób otrzymywania tlenu (str. 31). Sól ta jest zatem bardzo bogata w tlen i rzeczywiście jest jednym z najsilniejszych środków utleniających, jakie znamy: jeśli na roztopiony chloran potasu wrzucimy kawałek węgla, wówczas węgiel się rozżarza, pali się, skacząc po powierzchni roztopionej soli, utleniając się jej kosztem na gazowy dwutlenek węgla,

uchodzący w powietrze; to też z węgla nic nie pozostaje. Związek ten ma zastosowanie w fabrykacji zapalek, ogni sztucznych i mieszanin wybuchających.

*Azotan potasu* ( $Az O^3 K$ ) czyli *saletra* znajduje się w wielu roślinach, w większości ziem uprawnych, a przede wszystkim w glebie, zawierającej wiele szczątków organicznych.

Sól ta, podobnie jak azotan sodu, powstaje skutkiem procesu, zwanego nitryfikacją: wykwita ona na murach starych, na ścianach obór i stajen, na powierzchni ziemi w starych cmentarzyskach i t. p. Można ją otrzymywać sztucznie w *saletrarniach*: są to zbiorowiska nawozu, gnoju, odpadków zwierzęcych, kości, popiołu, szczątków gnijących rozmaitego rodzaju, które się wystawia na działanie powietrza: po jakimś czasie saletra wykwita na tym śmietniku.

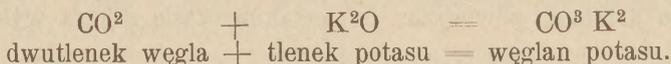
Nitryfikacja jest sprawą fermentacyjną, a powstanie saletry dziełem niezmiernie drobnej bakterii. Drobnoustroje te rozwijają się w ziemi, zasobnej w szczątki organiczne gnijące, wydzielające skutkiem tego amoniak, i wogóle wszędzie, gdzie skutkiem gnicia gaz ten się wywiązuje. Amoniak jest im niezbędny do życia, pochłaniają go, utleniają i wydzielają zamiast niego związek azotowy utleniony, mianowicie saletrę. Działalność życiowa tych organizmów jest zatem silnie utleniająca, dlatego też żyć one mogą tylko w glebie, do której dostęp powietrza nie jest utrudniony. Bakterie nitryfikacyjne prócz amoniaku i tlenu potrzebują koniecznie jeszcze węglanów do życia, a mianowicie węglanu potasu, albo sodu, amonu lub węglanu wapnia. Sól ta jest im potrzebna jako związek węgla, jako pokarm, z którego urabiają swe ciało, przyczem metal, zawarty w węglanie, zwracają w formie azotanu. Jeśli więc w glebie są węglany potasu lub sodu, wówczas powstaje saletra potasowa lub sodowa, jeśli zaś ziemia zawiera węglan wapnia, wówczas powstaje azotan wapnia. Temperatura najodpowiedniejsza do tej fermentacji jest  $37^{\circ}$ , poniżej  $5^{\circ}$  i powyżej  $55^{\circ}$  jest ona niemożliwą. Pewna wilgotność gruntu jest również niezbędna. W glebie więc, poruszanej często, mogą na wiosnę bakterie nitryfikacyjne rozpocząć swą działalność i wytworzyć przy sprzyjających warunkach saletrę, która jest najlepszą strawą dla roślin. Pokłady saletry, spotykane w niektórych miejscowościach suchych, są zapewne dziełem tych drobnych organizmów, w krajach zaś dżdżystych pokłady takie nie mogą się ustać z powodu wielkiej rozpuszczalności saletry w wodzie. Zjawisko nitryfikacji ma zatem niezmiernie doniosłe znaczenie w odżywianiu roślin, a także praktyczne w rolnictwie.

Azotan potasu można otrzymywać z azotanu sodu, czyli saletry chilijskiej, działając na nią chlorkiem potasu:



Tym sposobem otrzymuje się ją zwykle. Jest to ciało krystalizujące się w długie słupy sześcioboczne ze ściętymi wierzchołkami. Rozpuszcza się doskonale w wodzie, a współczynnik rozpuszczalności wzrasta z podwyższeniem temperatury. Smak jej jest chłodzący, trochę gorzki. Saletra pod wpływem

wem gorąca wydziela ze siebie tlen, potas zaś zostaje w stanie tlenku. Jest to ciało niezmiernie bogate w tlen i bardzo utleniające: jeśli na roztopioną saletrę wrzucimy kawałeczek węgla, wówczas otrzymamy to samo zjawisko, co z chloranem potasu: węgiel będzie się tlił, palił, skacząc po utleniającej powierzchni saletry, aż wreszcie wypali się zupełnie. Jeśli po ostudzeniu rozpuścimy pozostałą masę w wodzie, wówczas przekonamy się łatwo, że ta reszta jest alkaliczna, barwi bowiem czerwony papier lakmusowy na kolor niebieski. Pochodzi to stąd, że roztopiona saletra, wydzielając tlen, przemienia się w tlenek potasu, który łączy się z dwutlenkiem węgla, wynikającym ze spalenia węgla, tworzy węglan potasu:



Chloran potasu, choć spala w tych samych warunkach węgiel, nie daje jednak reszty alkalicznej, gdyż pozostały chlorek potasu nie łączy się z dwutlenkiem węgla.

Saletra, zmieszana z węglem i siarką, stanowi proch strzelniczy. Proch zapala się pod wpływem uderzenia raptownego lub temperatury 270—320°, wydzielając ogromnie wiele gazów; powstają tu: dwutlenek węgla, dwutlenek siarki, tlenki azotu i tlenki potasu. Prężność tych gazów bywa niezmiernie wielką; ona to wyrzuca naboje z broni palnej i powoduje rozerwanie murów, ścian lub skał. Chloran więc i azotan potasu z powodu wielkiej ilości tlenu, które zawierają, mają zastosowanie jako ciała, wzmagające palenie.

*Węglan potasu* otrzymuje się przez palenie roślin na popiół. Rośliny zawierają w sobie zawsze organiczne sole potasowe, które pod wpływem palenia rozkładają się, wytwarzając węglan potasu. Przez wyługowanie popiołu otrzymujemy więc ten związek, ale nie zupełnie czysty, gdyż razem z nim rozpuszczają się inne sole, zawarte w popiele. Dziś stosują metodę Leblanc do otrzymywania węglanu potasu, zastępując naturalnie sole sodu przez sole potasu.

Jest to ciało białe, trudno krystalizujące się, różniące się tem głównie od węglanu sodu, że jest ciałem higroskopijnem, powoli rozplywającym się pod wpływem wilgoci i dwutlenku węgla z powietrza, zamieniając się częściowo na kwasny węglan potasu ( $\text{CO}^3 \text{H K}$ ). Oba węglany mają odczyn alkaliczny, szczególnie obojętny jest obdarzony silnymi własnościami gryzącymi i pod tym względem jest zupełnie podobny do węglanu sodu. Jemu to popiół zawdzięcza swe własności ługowe. Związek ten bywa używany do wyrabiania potasu metalicznego i wodoru potasu, duże ma zastosowanie w szklarstwie, w wielu razach może zastępować sodę z powodu własności gryzących.

*Krzemian potasu* nie istnieje sam przez się w przyrodzie, lecz podwójne krzemiany, to jest krzemiany, zawierające w swym składzie dwa metale, są bardzo rozpowszechnione, np. feldspaty czyli spaty polne. Potaż gryzący lub węglan potasu, przetopione z krzemionką, wytwarzają krzemian potasu (patrz krzemionka). Jeśli użyjemy sody, wówczas otrzymamy krzemian sodu. Oba krzemiany są ciałami łatwo rozpuszczalnymi w wodzie, zwanymi „szklami wodnymi“. Są one bezbarwne, szkliste, łatwo topliwe, wydzielające w roztworze

pod wpływem kwasów najsłabszych, nawet dwutlenku węgla z powietrza, krzemionkę galaretowatą. Roztworu szkła wodnego używają do nasycenia ciał łatwo palnych, które stają się wówczas niepalnymi, a także do pokrywania powierzchni wapniowców, używanych do budowy, w celu zabezpieczenia ich od działania wilgoci; wskutek bowiem reakcyi chemicznej wytwarza się krzemian wapnia nierozpuszczalny, pokrywający powierzchnię ściśłą i twardą powłoką.

Krzemian wreszcie potasu duże ma zastosowanie w *szklarstwie*. Sam krzemian potasu (lub sodu) byłby niezdatny do wyrabiania szkła, z powodu łatwej swej rozpuszczalności w wodzie. Krzemian wapnia znów, choć nierozpuszczalny, nie nadaje się również do tego użytku, gdyż łatwo przyjmuje postać krystaliczną i podlega działaniu kwasów. Przetopione jednak razem, wytwarzają krzemian podwójny potasu i wapnia, który przedstawia się w postaci masy szklistej, przezroczystej, łatwo topliwej, kruchej, nierozpuszczalnej ani w wodzie, ani w kwasach (prócz fluorowodoru).

Jest to zwykłe szkło. Szkło wyrabia się najczęściej przez przetapianie w wielkich tyglach piasku z węglanem potasu i węglanem wapnia. Masa przetopiona zostaje na gorąco odlewana w formy, lub wydmuchiwana w bańki, którym nadają przeróżne kształty. Są inne rodzaje szkła, w których związki potasu zastąpione są związkami sodu; *kryształ* jest krzemianem potasu i ołowiu; *strass*, służący do naśladowania dyamentu i drogich kamieni, jest krzemianem potasu i ołowiu, bogatszym w ołów od poprzedniego, metal ten bowiem dodaje szkłom blasku; *emalia* wreszcie jest kryształem z domieszką cyny, wskutek której szkło traci przezroczystość, staje się matowem. Domieszka cyny i cynku do szkła zwyczajnego wytwarza *szkła mleczne* (o zastosowaniu boraksu w szklarstwie patrz str. 71).

Niektóre tlenki metaliczne, przetopione w drobnej ilości ze szkłem, barwią go w sposób bardzo charakterystyczny. Zwykłe szkło butelkowe zawdzięcza swe barwienie zielone domieszce tlenku żelaza, zabarwienie zaś brunatne lub żółte drobnej ilości tlenku żelaza. Związki żelaza znajdują się najczęściej w surowym materiale, z którego wytapia się szkło i barwią go na kolory, sobie właściwe; to też, chcąc mieć szkło bezbarwne, należy piasek i węglany potasu i wapnia doskonale przedtem oczyścić, a dopiero potem użyć do przetopienia, lub też zabarwioną masę szklaną odbarwić przez dodanie tlenku, wytwarzającego barwę dopełniającą. Mała ilość tlenku kobaltu barwi szkło na piękny kolor szafirowy, szkło zielone otrzymuje się dodając do masy związków miedzi lub niklu, szkła liliowe lub fioletowe są zabarwione drobną domieszką tlenku manganu i t. p. Barwiąc strass rozmaitymi tlenkami metalicznymi, otrzymujemy szkła, które odszlifowane naśladują do złudzenia drogocenne kamienie, nie są jednak obdarzone twardością i blaskiem, właściwym tym ostatnim.

Potas i sól, jak widzimy, są metalami bardzo podobnymi; oba są jednowartościowe, lekkie, miękkie w temperaturze zwykłej, topniejące w temperaturze niezbyt wysokiej, oba obdarzone są bardzo silną energią chemiczną, rozkładają, z powodu wielkiego swego powinowactwa do tlenu, wodę w zwykłej temperaturze, z wydzieleniem wodoru; powstające w tej reakcyi tlenki rozpuszczają się w wodzie, wytwarzając zasady czyli wodany. Związki te nie-

zmiernie alkaliczne, i przeto zwane *alkaliami*, są najbardziej charakterystycznymi w tej rodzinie. Przez nie to potas i sód zwiemy metalami *alkalicznymi*; rodzinę tę oznaczają również często mianem *potasowców*. Węglany, a nawet niektóre sole kwaśne tych potasowców, są obdarzone odczynem alkalicznym.

Związki potasu i sodu są niezmiernie trwałe i prawie wszystkie rozpuszczalne w wodzie.

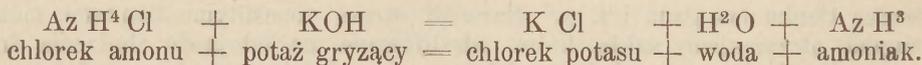
### Sole amonowe.

Amoniak łączy się chętnie z kwasami, wytwarzając sole, bardzo podobne do alkalicznych (patrz str. 80). Z powodu tej wybitej analogii uznano, że sole te są związkami metalu jednowartościowego, zwanego *amonem*, który należy włączyć do rodziny metali alkalicznych. Metal ten jest złożony, składa się bowiem z azotu i 4-ch atomów wodoru:  $\text{Az H}^4$ . Jest to raczej grupa atomów, działająca na sposób metalu o własnościach alkalicznych. Dotychczas wszystkie usiłowania, skierowane ku odosobnieniu tego metalu złożonego, okazały się płonnymi. Zdołano jednak otrzymać go w postaci aliażu z rtęcią czyli amalgamatu, działając na roztwór wodny soli amonowych amalgamatem sodu :



Amalgamat amonu jest masą porowatą, to też rtęć znacznie zwiększa swą objętość, wytwarzając ten związek. Jest on jakby ciastowaty, błyszczący, ale bardzo nietrwały i w krótkim czasie rozkłada się, wydzielając amoniak i wodór, a w naczyniu pozostaje czysta rtęć.

Sole amonowe są jednokształtne z potasowemi, rozpuszczają się doskonale w wodzie, lecz łatwo się rozkładają wskutek gorąca. Pod wpływem alkaliów i innych ciał silnie zasadowych wydzielają amoniak, który tym sposobem bywa zwykle otrzymywany (patrz str. 79):



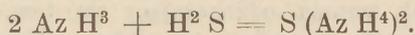
Wszystkie związki organiczne azotowe, ogrzewane w retortach zamkniętych, czyli poddane suchej dystalacji, wydzielają azot w nich zawarty w postaci amoniaku i jego związków; tym też sposobem otrzymywane są w przemyśle sole amonowe.

Węgiel kamienny, poddany suchej dystalacji, wytwarza między wielu innymi gazami związki amonowe, gdyż, jak wiemy, węgiel taki nigdy nie jest czysty, a jako reszta roślinna, zawiera ciała azotowe. Związki azotowe,

otrzymywane po gazowniach, zostają przerabiane i oczyszczane, a amoniak, wydzielający się w tej produkcji, zamieniony na sole.

To też *chlerek amonu*, zwany *salmiakiem*, i *siarczan* są dziś przyrządzane w gazowniach, przeprowadzając amoniak, wydzielający się w suchej dystalacji węgla, do zbiorników, napełnionych kwasem solnym lub siarczanym, aż do zobojętnienia roztworu. Po odparowaniu rozpuszczalnika chlerek amonu oczyszcza się przez sublimację, jest on bowiem niezmiernie lotny i pod wpływem ciepła ulatnia się, osadzając się w miejscach chłodniejszych przyrządu w postaci pięknych kryształów białych.

*Siarek amonu*  $S(Az H^4)^2$  otrzymuje się, mieszając amoniak z siarkowodorem:



Jest to ciało stałe, bezbarwne, doskonale rozpuszczające się w wodzie, często używane w analizie mineralnej, zamiast siarkowodoru, do strącania metali w postaci siarków metalicznych

W atmosferze i glebie znajduje się zawsze *azotan amonu*,  $Az O^3 Az H^4$ . Kwas azotny, tworzący się syntetycznie skutkiem elektryczności atmosferycznej, nie pozostaje jako taki w powietrzu, spotyka się tu bowiem z amoniakiem, który w niewielkich wprawdzie ilościach chwytywany się również skutkiem elektryczności atmosferycznej i dostaje się do powietrza z powodu spraw gnilnych, którym podlegają organiczne ciała azotowe. Powstały więc azotan amonu (a także azoton amonu) w atmosferze zostaje splukany przez deszcze i oddany ziemi, gdzie zostaje wessany przez korzenie roślin, gdyż stanowi doskonały dla nich pokarm. Większość zresztą soli amonowych jest używana w rolnictwie za nawóz i, tak jak amoniak, bardzo ważną rolę odgrywa w życiu roślin.

---

### Wapień.

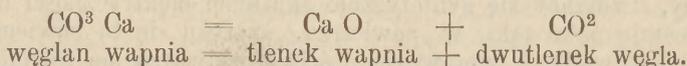
Wapień istnieje w przyrodzie głównie w postaci niezmiernie rozpowszechnionych węglanów; spotyka się również w formie siarczanu (gips, anhydryt), fosforanu (apatyt, fosforyt i t. p.), a także złożonych krzemianów, w skład których wchodzi inne jeszcze metale.

Otrzymywanie wapnia w stanie metalu jest bardzo trudne, to też przez długi czas nie umiano zupełnie odosobnić go w ilości znaczniejszej i otrzymać w stanie chemicznej czystości. Dawniej przyrządzano wapień przez elektrolizę przetopionego chlorku wapnia, dziś używają jodku w tym celu, lub też zwracają się do zupełnie innej metody. Wapień rozpuszcza się w metalicznym sodzie: na tej własności opiera się właśnie nowy sposób przyrządzania wapnia. Ogrzewa się w tyglu żelaznym oznaczoną ilość bezwodnego jodku wapnia z oznaczoną ilością sodu metalicznego do ciemnej czerwieni. W temperaturze tej sód łączy się z jodem, a wyswobodzony wapień rozpuszcza się

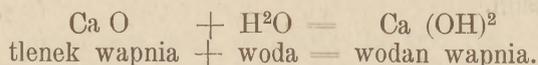
w metalicznym sodzie. Po ostudzeniu wapień ścina się w kryształy, które mają postać sześciokątnych igieł błyszczących.

Jest to metal biały, srebrzysty, żółciejący jednak łatwo w powietrzu, miękki, można krajać go nożem, ale jest kruchy,—topnieje przy 760<sup>o</sup>, tworząc ciecz błyszcząca. Wapień pali się w powietrzu i w tlenie z wielką świetnością, wydzielając bardzo dużo ciepła. Posiada własności silnie odtleniające, rozkłada nawet wodę w zwykłej temperaturze, a na gorąco redukuje dwutlenek węgla z wydzieleniem węgla i krzemionkę z wydzieleniem krzemu. Wapień pali się wspaniałym płomieniem w parze fosforu, ogrzany zaś w atmosferze azotu pochłania go, żółcieje, brunatnieje, wreszcie zapala się gwałtownie, absorbując wielkie ilości azotu; powstaje w tym przypadku związek azotu z wapniem, czyli azotek wapnia, odznaczający się tem, że obłany wodą wydziela azot, w nim zawarty, w postaci amoniaku. Wapień jest metalem dwuwartościowym.

*Tlenek wapnia, Ca O, czyli wapno palone lub niegaszone*, otrzymuje się przez ogrzewanie węglanu wapnia, mianowicie wapniaków, kredy, odpadków marmuru:



Jest to ciało białe, bezkształtne, ziemiste, bardzo trudno topliwe, chciwie pochłaniające wilgoć i dwutlenek węgla z powietrza, powoli zamieniając się na mieszaninę zasady i węglanu wapnia. Wapno palone łączy się z wodą z wielkiem wydzieleniem ciepła, cała masa się rozgrzewa, rośnie, syczy, wreszcie opada w postaci białego proszku, będącego wodanem wapnia:



Reakcyę tę zowiemy gaszeniem lub lasowaniem wapna, a zasadę wapienną *wapnem gaszonym*. Związek ten jest trudno w wodzie rozpuszczalny, gdyż jedna jego część rozpuszcza się w 730 częściach wody zimnej, a jeszcze trudniej w wodzie wrzącej. Roztwór przejrzysty, otrzymany na zimno, zwany *wodą wapienną*, odznacza się wybitnym odczynem alkalicznym. *Mlekiem wapiennem* zaś zowiemy roztwór barwy mlecznej, nieprzejrzysty, zawierający nadmiar wodoru wapnia; *ciasto wapienne* wreszcie otrzymuje się, mieszając wapno gaszone z małą ilością wody.

Wapno gaszone pod wpływem gorąca rozkłada się, wydzielając wodę i zamieniając na wapno niegaszone. W zetknięciu z powietrzem pochłania ono dwutlenek węgla, wytwarzając częściowo węglan wapnia.

Wapno gaszone ma bardzo ważne zastosowanie w wyrabianiu zaprawy mularskiej i cementu. *Zaprawa mularska* otrzymuje się mieszając wapno gaszone z piaskiem, ciasto takie powoli twardnieje na powietrzu, zamieniając się na krzemian wapnia, mocno przylegający do cegieł i twardniejący jeszcze bardziej z biegiem czasu. Jeśli zamiast piasku zwykłego weźmiemy krzemionki czystej i sypkiej i prócz wapna dodamy gliny, wówczas otrzymujemy

*cementy*, twardniejące pod wodą; w tej mieszaninie wskutek przemian chemicznych wytwarza się powoli podwójny krzemian wapnia i glinu, niezmiernie twardy.

*Chlorek wapnia*,  $\text{Ca Cl}^2$ , istnieje w wodzie morskiej i w niektórych źródłach, a przyrządza się, rozpuszczając węglan wapnia w kwasie solnym. Jest to reszta, która pozostaje w fabrykach dwutlenku węgla (patrz str. 96), ciało to białe, krystaliczne jest znanym środkiem hygroskopijnym, używanym z powodu swej porowatości do pochłaniania wody i pary wodnej, do osuszania gazów i t. p. Rozpusza się ono w wodzie z wydzielaniem ciepła, z roztworu jednak tego mogą się wydzielać kryształki pryzmatyczne, zawierające 6 cząsteczek wody krystalizacji, łatwo rozpuszczalne w wodzie ze znacznym obniżeniem temperatury i z tego powodu używane do mieszanin oziębiających.

*Fluorek wapnia*,  $\text{Ca Fl}^2$ , czyli *fluspat*, jest nam znany z tego, że służy do przyrządzania fluorowodoru. Jest to minerał dość pospolity, krystalizujący w piękne nieraz sześciiany i ośmiościany, przeświecające, białe lub z lekka zabarwione na zielono, niebiesko lub żółto. Proszek fluspatu, ogrzewany na słońcu, fluoryzuje następnie w ciemności, wydając piękne blaski fioletowe. Fluorek wapnia nie rozpuszcza się w wodzie; znajduje się on w niewielkiej ilości w emalii zębów, kościach i popiołach roślinnych.

*Węglan wapnia*,  $\text{CO}^3 \text{Ca}$ , jest niezmiernie rozpowszechniony w przyrodzie, bądź w postaci krystalicznej, bądź w bezkształtnej. Znamy wiele odmian tego minerału:

*Kreda* jest odmianą bezkształtną, utworzoną przeważnie ze skorupki drobnoustrojów, zamieszkujących wody słone w dawniejszych epokach geologicznych, do dziś dnia jednak pokłady tworzą się przez opadanie i osadzenie się tych resztek zwierzęcych. Skąły więc te są pochodzenia organicznego.

*Marmur* jest węglanem wapnia o budowie drobno krystalicznej, nabierającym pięknego połysku po odszlifowaniu. W stanie chemicznej czystości jest biały i przeświecający, najczęściej jednak jest zabarwiony domieszkami tlenków lub soli metalicznych.

*Stalaktyty i stalagmity*, podpierające pieczary podziemne wspianiami kolumnami, lub zwieszające się w postaci sopłów ze sklepień jaskiń, są osadami węglanu wapnia (często krystalicznymi), zostawionymi przez wodę, która, z powodu zawartego w niej dwutlenku węgla, dużo rozpuściła w sobie tego minerału, a sącząc się i odparowując powoli, wciąż go wydzielała.

Węglan wapnia tworzy wreszcie wiele innych minerałów (kalcyt, tuf wapienny i t. p.), które pospolicie zwiemy wapiakami. Prócz tego sól ta znajduje się stale w kościach, muszlach, skorupkach zwierzęcych, w popiołach roślinnych, co dowodzi, że wapień jest niezbędną częścią składową wszystkich organizmów, zarówno zwierzęcych, jak roślinnych. Czysty węglan wapnia jest dwukształtny, jedna odmiana, zwana *spatem islandzkim*, biała i przezroczysta, obdarzona własnością podwójnego załamania światła, krystalizuje w romboedry; druga zaś, zwana *aragonitem*, jest pryzmatyczną. Wszystkie odmiany węglanu wapnia rozpuszczają się w wodzie bardzo słabo, pod wpływem jednak dwutlenku węgla minerały te przechodzą daleko lepiej w roztwór; skoro więc woda, zakwaszona tym bezwodnikiem, straci, skutkiem ulotnienia się, dwutlenek węgla w niej zawarty, wówczas węglan wapnia, rozpuszczony w niej,

wydziela się w postaci stałej, gdyż w wodzie jest prawie nierozpuszczalny. Z powodu tej własności wody, zawierającej w sobie dwutlenek węgla, powstają stalaktyty i stalagmity, tufy wapienne i t. p., a zjawisko to ma duże znaczenie w kształtowaniu się skorupy ziemskiej.

Węglan wapnia rozpuszcza się doskonale w kwasach, wydzielając z buzieniem się dwutlenek węgla (patrz otrzymywanie dwutlenku węgla str. 96), łatwy do poznania, gdyż przeprowadzony do przezroczystego roztworu wody wapiennej tworzy w niej osad biały, będący węglanem wapnia. Nadmiar jednak gazu rozpuszcza ten osad tak, że roztwór wraca do pierwotnej przezroczystości; skoro ogrzejemy go, wówczas dwutlenek, zawarty w nim w nadmiarze, ulotni się, a węglan wapnia straci się ponownie. Reakcja ta jest niezmiernie charakterystyczną i stosuje się nie tylko do odmian węglanu wapnia, ale wogóle do wszystkich węglanów: pod wpływem kwasów wydzielają one dwutlenek węgla, łatwy do poznania za pomocą wody wapiennej.

Wskutek ogrzania węglan wapnia rozkłada się na tlenek wapnia i dwutlenek węgla, to też bywa on często używany do otrzymywania wapna palonego. Wapniaków używają jako materiału budowlanego i rzeźbiarskiego, kreda ma także ważne zastosowania.

*Siarczan wapnia*,  $\text{SO}^4\text{Ca}$ , jest jednym z najpospolitszych minerałów; występuje on w dwóch postaciach: bezwodnej, zwanej *anhydrytem*, i zawierającej 2 cząsteczki wody krystalizacji, zwanej *gipsem*.

Jest to ciało białe, bardzo mało rozpuszczalne w wodzie; pod wpływem ogrzania gips traci wodę krystalizacji i rozsypuje się na biały proszek. Jeśli proszek ten zmieszamy z wodą na ciasto, wówczas po pewnym czasie stwardnieje ono, zwiększając objętość: powstaje wówczas odmiana, zawierająca wodę. Z tego też powodu używają ciasta gipsowego do wypełniania form; po niedługim czasie rozszerzy się ono, wypełniając szczerlnie wszystkie zagłębienia formy i stwardnieje; po odjęciu formy pozostaje odlew gipsowy, wiernie oddający najdrobniejsze szczegóły wzoru. Jeśli do gipsu bezwodnego w proszku dodamy, zamiast wody, roztworu gumy, którą można zmieszać z rozmaitymi barwnikami, lub ałunu, wówczas gips, twardniejąc i uwodniając się, łączy się z nowymi ciałami, wytwarzając *stiuk*, czyli substancję bardzo podobną do marmuru, niezmiernie twardą i błyszczącą.

Gipsu używają także w rolnictwie za nawóz, stanowi bowiem niezmiernie cenny pokarm roślinny.

*Fosforan wapnia*,  $(\text{FO}^4)^2\text{Ca}^3$ , a raczej fosforan trójwapienny, albo obojętny fosforan wapnia, znajduje się w kościach zwierzęcych, których stanowi więcej niż połowę wagi, w skorupach, muszlach i wszystkich ekskrementach, w guanie, w popiołach roślinnych. Apatyt jest minerałem, złożonym wyłącznie prawie z tej soli, a fosforyty (u nas na Podolu) są w nią zasobne.

Fosforan wapnia otrzymywać można przez wypalenie kości, a mąka kostna lub popiół z kości są przeważnie złożone z tej soli.

Widzimy już z tego, że fosforan wapnia bardzo ważny musi brać udział w życiu człowieka, zwierząt i roślin, znajduje się bowiem zawsze w reszcie, pozostałej po istotach żyjących. Sól ta nabrała wielkiego znaczenia w rolnictwie, odkąd przekonano się, że niezmiernie sprzyja powiększeniu zbiorów. To też rozsypują po ziemi mąkę kostną, popiół z kości, fosforyty sproszko-

wane lub spożytkowują je dopiero po oblanu kwasem siarczanym w celu zamienienia ich na fosforany kwaśne, rozpuszczające się lepiej i przeto mogące być łatwiej przyswojonymi przez rośliny.

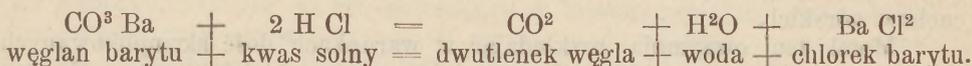
Obojętny fosforan wapnia nie rozpuszcza się wcale w wodzie i ulega tylko kwasem, te zaś zamieniają go na kwaśny fosforan wapnia. Fosforan dwuwapienny,  $(\text{PO}^4)^2 \text{Ca}^2 \text{H}^2$ , jest także w wodzie nierozpuszczalny, lecz łatwo przechodzi w fosforan jednowapienny,  $(\text{PO}^4)^2 \text{Ca} \text{H}^4$ , który rozpuszcza się doskonale w wodzie i znany jest w rolnictwie pod nazwą *superfosfatu*; sól ta może bezpośrednio służyć za pokarm roślinny. Fosforan wapnia jest głównym materiałem, z którego wyrabiają fosfór.

### Baryt i Stront.

Są to metale spokrewnione z wapniem, ale daleko mniej od niego polite. Występują w przyrodzie tylko w postaci związków. Są dwuwartościowe.

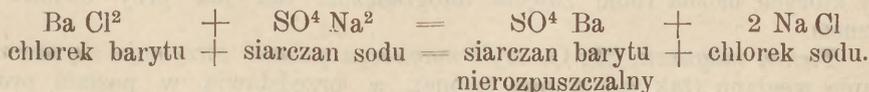
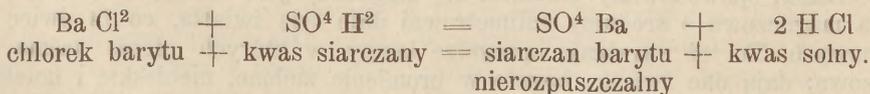
Baryt daje *tlenek i wodan*, bardzo podobne do analogicznych związków wapniowych; wodan jest proszkiem białym, gryzącym, silnie alkalicznym, trudno rozpuszczającym się w wodzie, roztwór jego znany jest pod nazwą wody barytovej.

*Chlorek barytu* otrzymuje się zwykle, rozpuszczając węglan barytu w kwasie solnym :



Sól ta biała, krystaliczna, łatwo w wodzie rozpuszczalna, jest znanym odczynnikiem, służącym do poznania kwasu siarczanego i siarczanów. Przetopiona zaś i poddana elektrolizie, wydziela czysty metal baryt, zbierający się u bieguna odjemnego.

Najpospolitszymi solami barytowemi są węglan i siarczan. *Siarczan*, zwany *spatem ciężkim*, jest minerałem dość rozpowszechnionym. Jest on zupełnie w wodzie nierozpuszczalny, a nawet kwasy nie są w stanie doprowadzić go do roztworu. Można otrzymać go w postaci osadu białego i krystalicznego, działając na sole barytowe kwasem siarczanym lub siarczanami rozpuszczalnymi:



Chlorek barytu jest, jak wiemy, najlepszym odczynnikiem kwasu siarczanego, odwrotnie też kwas ten i jego rozpuszczalne sole są najlepszymi odczynnikami, służącymi do rozpoznania soli barytowych; pod wpływem bowiem kwasu siarczanego wszystkie sole barytowe rozpuszczalne (nie tylko chlorek) wytworzą białe osady siarczanu barytowego.

Wapień, baryt i stront stanowią jedną rodzinę *wapniowców* lub *metali ziem alkalicznych*. Tlenki ich ziemiste, alkaliczne i chciwie łączące się z wodą, wytwarzając zasady, nadały nazwę całej rodzinie. Wodany są mniej rozpuszczalne w wodzie, niż zasady alkaliczne. Metale te są dwuwartościowe. Rozkładają one wodę energicznie w temperaturze zwyczajnej z wydzielaniem wodoru. Siarczany ich, węglany, fosforany są nierozpuszczalne w wodzie.

Sole wapnia barwią płomień bezbarwny na kolor żółto-czerwony, barytowe na zielonkawy, a sole strontu na piękną barwę czerwoną. Azotan strontu jest z tego powodu używany do spalania czerwonych, a sole barytu do zielonych ogni bengalskich.

### Magnez.

Magnez istnieje w przyrodzie w postaci węglanu, krzemianu, siarczanu, chlorku, fosforanu, głównie zaś podwójnego węglanu wapnia i magnezu (dolomit), wznoszącego się w niektórych miejscowościach w kształcie całych łańcuchów górskich.

Metal ten otrzymują, rozkładając w warunkach dość skomplikowanych chlorek magnezu przez sól metaliczny, lub przez prąd elektryczny. Magnez jest metalem białym, srebrzystym, pokrywającym się na powietrzu cienką warstwą matowego tlenku. Pali się świetnym płomieniem białym i olśniewającym, zamieniając na tlenek; temperatura, wytworzona przy tem zjawisku, jest tak wysoka, że zapalony metal pali się w dalszym ciągu w atmosferze tlenku lub dwutlenku węgla, które rozkłada z wydzielaniem się węgla, osadzającego się na ścianach naczynia w postaci czarnego kopcju: palenie odbywa się tu kosztem tlenu, zawartego w gazach.

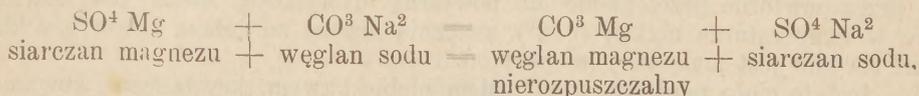
Magnez rozkłada wodę powoli dopiero przy 100°. Zapala się, gdy go rzucić na kwas solny. Rozpuszcza się w ciepłych roztworach soli amonowych z wydzielaniem wodoru.

Blask, spowodowany paleniem się magnezu, jest niezmiernie wspaniały: nitka magnezowa o średnicy milimetrowej daje tyle światła, co 74 świec starynowych. To też wyrabiają specjalne lampy, w których płonie taśma magnezowa; dają one światło, bogate w promienie zielone, niebieskie i fioletowe, przy których można robić zdjęcia fotograficzne, tak jak przy świetle słonecznym.

*Tlenek magnezu*,  $MgO$ , czyli *magnezya palona*, otrzymuje się przez wypalenie węglanu (tak jak wapno palone), a przedstawia w postaci proszku

białego, lekkiego, trudno rozpuszczalnego w wodzie, której nadaje jednak własności alkaliczne. Magnezyza należy do ciał najoporniejszych, jest bowiem jeszcze trudniej topliwą od wapna, to też używają jej do pokrywania wnętrza pieców, służących do otrzymywania wielkiego gorąca. Z powodu tej własności alkalicznej stosują ją wewnątrz w celu zobojętnienia kwasów.

*Węglan magnezu*,  $\text{CO}^3 \text{Mg}$ , istnieje w przyrodzie jako minerał dość pospolity, znany pod mianem magnezytu, najczęściej jednak jest zmieszany z węglanem wapnia i stanowi dolomit, najważniejszy minerał magnezowy. Sztucznie można otrzymać węglan magnezu, działając węglanem alkalicznym na sole magnezowe w roztworze:



Otrzymamy wówczas biały osad węglanu magnezu, nierozpuszczalnego w wodzie. Osad ten wydziela jednak część swego dwutlenku węgla i właściwie złożonym jest z mieszaniny węglanu i zasady magnezowej, znanej po wysuszeniu pod nazwą magnezyi białej.

*Siarczan magnezu*,  $\text{SO}^4 \text{Mg}$ , czyli *sól gorzka*, znajduje się w wodzie morskiej i w przeczystych wodach mineralnych magnezowych (Sedlitz, Epsom i t. p.). Sól ta jest biała, przezroczysta, gorzka, łatwo rozpuszczalna w wodzie; zawiera ona 7 cząsteczek wody krystalizacji i łatwo wytwarza podwójne siarczany z siarczanami alkalicznymi. Używają jej jako środka przeczystycznego.

*Fosforanów magnezu* jest wiele; niektóre wchodzi w skład kości zwierzęcych, zbóż i innych roślin, najważniejszym jest jednak *ortofosforan magnezu i amonu*,  $\text{PO}^4 \text{Mg Az H}^4$ , powstający w moczu gnijącym. Sól tę białą, drobno krystaliczną można otrzymać w postaci osadu, mieszając siarczan magnezu z ortofosforanem dwusodowym i amoniakiem. Skoro osad ten wysuszymy, a potem wypalimy, wówczas skład jego ulegnie zmianie, straci on wodę, amoniak się ulotni, i jako reszta pozostanie pirofosforan magnezu:  $\text{P}^2 \text{O}^7 \text{Mg}$ . W postaci tej soli oznaczają zwykle ilość magnezu lub kwasu fosforowego, zawarta w danych minerałach.

*Krzemiany magnezu* są bardzo pospolite w przyrodzie, lecz najczęściej są minerałami bardzo złożonymi, zawierającymi prócz magnezu inne metale. Pianka morska i talk są czystymi krzemianami magnezu, a serpentyn i azbest związkami bardziej złożonymi.

Sole magnezu są bezbarwne w roztworze, białe w stanie stałym, zwykle gorzkie, rozpuszczalność ich w wodzie (prócz siarczanów) jest prawie ta sama, co soli wapiennych. Magnez zbliża się do wapniowców tem, że z trudnością wprawdzie, ale rozkłada wodę gorącą, a także tem, że wytwarza tlenek i wodań, trudno rozpuszczalne i alkaliczne. Wreszcie węglan magnezu jest równokształtny z wapniowcem i często z nim razem znajduje się w przyrodzie.

Magnez jest metalem dwuwartościowym.

## Cynk.

Cynk był używany już przez starożytnych do wytapiania aliażów. Najważniejszą rudą cynkową jest siarek, zwany blendą; do otrzymania jednak metalu służy również tlenek, węgiel i krzemian cynku.

Blendę wypalają w przystępie powietrza, w celu zamienienia jej na tlenek cynku; siarka utlenia się również, uchodząc w postaci gazowego dwutlenku. Tlenek zaś cynku, pomieszany z węglem, zostaje poddany w specjalnych piecach silnemu ogrzaniu; wskutek odtleniających własności węgla, cynk wydziela się w stanie metalicznym i dystyluje się do specjalnych zbiorników. Oczyszczają go przez powtórne przetopienie lub powtórna dystylację, metal ten bowiem w temperaturze niskiej ( $932^{\circ}$ ), znacznie niższej od żelaza i ołowiu, z którymi zwykle jest zmieszany w przyrodzie.

Jest to ciało popielate z odcieniem niebieskawym, krystaliczne, kowalne, okrywające się łatwo pod działaniem powietrza cienką i jednolitą warstwą tlenku, która go ochrania od dalszego utlenienia. Ogrzany do czerwoności zapala się i płonie płomieniem zielonym i olśniewającym. Pary jego zamieniają się wówczas na tlenek biały i lekki, znany już przez starożytnych i przez nich stosowany w rozmaitych celach, a dziś pod mianem bieli cynkowej używany jako biała farba.

Cynk rozkłada wodę wrzącą i z łatwością podstawia się za wodór w kwasach, to też bywa używany do przyrządzania wodoru. Jest to metal bardzo pożyteczny, używają go do wyrabiania dachówek i stosów elektrycznych, do otrzymywania wodoru, a aliaże cynku (mosiądz, tombak) mają wiele ważnych zastosowań.

*Chlorek cynku*,  $ZnCl^2$ , otrzymuje się rozpuszczając cynk w kwasie solnym; jest to ciało niezmiernie hygroskopijne i jako takie ma zastosowanie w badaniach naukowych.

*Siarczan cynku*,  $SO^4 Zn$ , otrzymuje się, jak wiadomo, rozpuszczając cynk w kwasie siarczanym. Jest to reszta, która pozostaje po przyrządzeniu wodoru. Sól ta jest biała, krystalizująca się z 7-oma cząsteczkami wody krystalizacji, bardzo rozpuszczalna w wodzie, wchodząca łatwo w związek podwójny z siarczanami alkalicznymi. Pod względem kształtu i niektórych własności jest wielce zbliżoną do soli gorzkiej.

*Węgiel cynku*,  $CO^3 Zn$ , jest minerałem białym, jednokształtnym ze spątem wapiennym, służącym do otrzymywania cynku metalicznego.

Sole cynku są zazwyczaj bezbarwne w roztworach, a białe w stanie krystalicznym. Smak ich jest ściągający i metaliczny. Rozpuszczalność prawie ta sama, co soli magnezowych. Cynk tworzy jednak siarek biały, nierozpuszczalny, dający się strącić z roztworów cynkowych przez siarkowodór.

Sole cynku są równokształtne z solami magnezu, siarczanymi obu metali są bardzo łatwo rozpuszczalne w wodzie, oba metale rozkładają wodę przy  $100^{\circ}$ , oba są jednowartościowe. To też magnez i cynk zaliczamy do jednej rodziny, zwanej *magnezowcami*. Magnez więc, choć ma wiele analogii z wapniem, nie należy do gromady wapińców, wyliczone przed chwilą cechy

wyświetlają pokrewieństwo ciała tego z cynkiem. Magnez stoi właściwie na pograniczu między wapniem i cynkiem. Tu zaliczamy także *kadm*, metal lotny, stale towarzyszący solom i rudom cynkowym; nie ma on jednak znaczenia praktycznego.

## Ołów.

Ołów znany jest już w odległej starożytności. Jest to metal, znajdujący się w przyrodzie w stanie rodzimym i w rudach. Między temi najważniejszy jest siarek ołowiu, zwany galeną, często zmieszany z siarkami innych metali; galena czysta jest szaro-srebrzystego koloru, krystaliczna, błyszcząca; ruda ta zawiera najczęściej mniejszy lub większy procent srebra. Węgiel ołowiu, siarczan, fosforan i inne sole spotykają się również w przyrodzie.

Minerałem, najczęściej eksploatowanym w celu otrzymywania ołowiu, jest galena. Metoda metalurgiczna jest w ogólnych zarysach ta sama, co i dla rud cynkowych i wogóle rud metalicznych; polega ona na utlenieniu galeny przez ogrzewanie jej w przystępie powietrza, a następnie na odtlenieniu otrzymanego tlenku za pomocą węgla. Ołów, wydzielony z galeny, bywa poddany specjalnym sposobom w celu wydobycia z niego srebra, jeśli takowe znajduje się w nim w ilości znaczniejszej; o metodzie tej, zwanej kupelacyą, opowiemy w rozdziale o srebrze.

Ołów jest metalem biało-niebieskawym, bardzo błyszczącym na powierzchni świeżo przekrojonej, miękkim, łatwym do zginania i rysowania. Jest to najmniej elastyczny i najmniej wytrzymały ze wszystkich metali. Pod wpływem powietrza pokrywa się on warstwą tlenku, a wówczas potarty o papier pozostawia na nim czarny ślad, jak ołówek. Ogrzewany—wydziela obfite pary, a w białym żarze wre, zamieniając się łatwo na podtlenek ( $Pb^2 O$ ); w temperaturze wyższej wytwarza żółty tlenek, zwany masykotem ( $PbO$ ), a potem minię ( $Pb^3 O^4$ ), koloru czerwono-pomarańczowego.

Woda, szczególnie jeśli zawiera dwutlenek węgla i związki amonowe, rozpuszcza potrosze ołów, z tej właśnie przyczyny woda deszczowa rozpuszcza ołów, rozmaite wody mineralne musujące, jak sodowa, selcerska, zawierające, jak wiemy, dwutlenek węgla, rozpuszczają ołów i z tego powodu nie powinny być zamykane w syfonach z kranami ołowianymi, ołów bowiem i jego związki są niezmiernie trujące. Ołów najlepiej się rozpuszcza w kwasie azotowym, gdyż azotan jego jest, *jak wogóle wszystkie azotany*, rozpuszczalny w wodzie. Kwas zaś solny lub siarczan, rozpuszczając go, wytwarzają białe osady, albowiem chlorek i siarczan ołowiu są ciałami nierozpuszczalnymi.

Ołów stosowany bywa bardzo często w formie aliażów. Łączą go często z antymonem, który mu dodaje twardości, takim jest aliaż drukarski, służący do odlewania czcionek. Aliaż ołowiu i cyny odznacza się niskim punktem topliwości i służy do lutowania. Śrut jest aliażem ołowiu i arsenu: drobna ilość arsenu nadaje mu kształt kulisty. Bronz japoński zawiera trochę ołowiu i t. p.

Ołów czysty bywa używany w fabrykach kwasu siarczanego, do budowy komór, w których się kwas ten przyrządza, w cienkich blachach używają go do pokrywania dachów, wyrabiają ołowiane naczynia do przechowywania kwasów, stosują go do odlewania rur i t. p.

*Glejta i masykot* są tlenkami ołowiu,  $PbO$ ; pierwsza jest proszkiem różowym i krystalicznym, masykot zaś masą żółtą i bezkształtną. Rozpuszczają się one w wodzie bardzo słabo, nadając jej pewne własności alkaliczne. Są to więc tlenki zasadowe, o wybitnych własnościach alkalicznych; z kwasami łączą się, wytwarzając sole. Glejta ma zastosowanie w wyrabianiu farb olejnych i pokostów, gdyż zmieszana z olejami tłustymi nadaje im własność szybkiego wysychania. Jeśli glejtę lub masykot będziemy przez dłuższy czas ogrzewali koło  $300^{\circ}$ , wówczas pochłaniają tlen i zamieniają się na nowy tlenek, zwany *minią*,  $Pb^3O^4$ , przedstawiający się w postaci proszku czerwonego, lub czerwono-pomarańczowego. Minia jest używana w malarstwie (farbują nią również lak czerwony), a także razem z glejtą w szklarstwie podczas przyrządzania kryształu i strasu, gdyż wytwarzają krzemiany ołowiu, mające dużo blasku. Jeśli minię oblejemy rozcieńczonym kwasem azotowym, wówczas utlenia się, wytwarzając *dwutlenek ołowiu*,  $PbO^2$ , który jest proszkiem brunatnym, niezmiernie utleniającym i z tego powodu mającym zastosowania.

Sole ołowiu mają bardzo ważne zastosowanie w wyrabianiu farb. *Węglan* ( $CO^3Pb$ ), znany pod nazwą bieli ołowianej, jest zwykłą białą farbą olejną; *chromian ołowiu* ( $CrO^4Pb$ ) jest używany z powodu swych własności utleniających do utleniania ciał organicznych, a z powodu pięknej żółtej barwy ważne ma zastosowanie w malarstwie. Obie sole nie rozpuszczają się w wodzie.

Wogóle sole ołowiu są nierozpuszczalne, mają smak słodkawy i łatwo dają się wykryć za pomocą siarkowodoru, gdyż wszystkie pod jego wpływem czernieją lub wytwarzają osad czarny. W reakcyi tej powstaje siarek ołowiu ( $PbS$ ) nierozpuszczalny, tego samego składu, co galena, ale czarny.

Wszystkie związki ołowiu są trujące. Powolne zatrucie organizmu ołowiem jest faktem niezmiernie pospolitym, zdarzającym się częściej, niżby się na pozór zdawało. W życiu codziennem stykamy się ciągle z tym niebezpiecznym metalem: pijamy wodę, która przez dłuższy czas przebywa w rurach ołowianych, lub używamy do użytków domowych wody deszczowej, spływającej po dachówkach ołowianych, spożywamy konserwy, zamknięte w pudełkach blaszanych, lutowanych aliażem ołowianym, lub różne przysmaki, owinięte papierem ołowianym, albo barwione związkami ołowiu, używamy nawet łyżek i innych narzędzi gospodarskich ołowianych; trudno wyliczyć wszystkie sposoby, za pomocą których ołów wciąż się dostaje do naszego organizmu: jedwab, koronki, nici, zabawki, ceraty, wyroby skórzane, kosmetyki i t. p. są przedmiotami, często barwionymi związkami ołowianymi. Drobne zaś te ilości ołowiu, przedostając się wciąż w nasz system krwionośny, powodują powolny stan zatrucia, uzewnętrzniający się często tylko anemią. Wyliczenie wszystkich gałęzi przemysłu, narażających robotników na zatrucie ołowiem, byłoby zbyt długie; poprzestańmy więc na kilku: fabrykacja bieli ołowianej, minii, chromianu ołowiu, wyrabianie farb, szkła, a głównie kryształu i strasu, rżnięcie na szkle i kryształe, fabrykacja aliażu drukarskiego, lutowanie, typografia i t. p.

Ołów jest metalem dwuwartościowym, ciężkim, któremu pokrewnym jest *tal*, niedawno odkryty za pomocą analizy spektralnej. Tlenki tych metali mało rozpuszczalne są obdarzone odczynem alkalicznym, siarki ich i chlorki są nierozpuszczalne, czem znacznie się różnią od metali ziem alkalicznych i alkalicznych. Z innych względów sole talu przypominają związki alkaliczne, z którymi są równokształtne.

### Miedź.

Miedź jest metalem bardzo rozpowszechnionym zarówno w stanie rodzimym, jak w związkach. Spotykamy ją w skałach, glebie, w roślinach. Jako metal czysty, występuje ona najczęściej w krystalicznej postaci sześcianu. W Ameryce północnej, na Syberyi znajdują się wielkie pokłady tego pierwiastku. Tlenki miedzi mogą być bardzo łatwo odtlenione przez węgiel, co znaczną przedstawia doniosłość w metalurgii tego pierwiastku. Ze związków, ważne mających zastosowanie w wytopianiu czystej miedzi, najważniejsze są przeważnie siarki, zwane pirytami miedzianymi, będące często minerałami bardzo złożonymi, zawierającymi, prócz siarki i miedzi, inne metale, takie jak żelazo, lub metaloidy, jak: antymon lub arsen.

Tlenek miedzi, spotykany w znacznych ilościach w Ameryce południowej i na Uralu, a także węglowodany miedzi, czyli związki, będące nawpół zasadami (wodanami), nawpół węglanami, znane u nas pod nazwą malachitu i lazurytu, bardzo rozpowszechnione na Syberyi, mogą być łatwo rozłożone z wydzieleniem czystej miedzi. Piryty podlegają daleko trudniej podobnej reakcji. W każdym razie, niezależnie od tego, jakim jest minerał miedzi, metoda metalurgiczna polega w głównych zarysach na tem, aby związek ów przeprowadzić w formę tlenku, a następnie poddać ten ostatni odtlenieniu. Doprowadzenie jednak rud miedzianych, dość nieraz złożonych, do postaci tlenku, przedstawia często znaczne trudności.

Miedź czystą chemicznie, to jest pozbawioną zupełnie obcych domieszek, otrzymać możemy trzema głównymi sposobami:

- 1) Odtleniając czysty tlenek miedzi za pomocą wodoru (patrz str. 41).
- 2) Rozkładając przez prąd elektryczny siarczan miedzi (galwanoplastyka); miedź czysta w postaci drobniutkich kryształków zbiera się wówczas przy biegunie odjemnym (patrz str. 118).
- 3) Osadzając roztwory soli miedzianych przez blaszkę cynku lub żelaza; miedź osadza się wówczas również w postaci drobniutkich kryształów, które obmywamy kwasem solnym i obsuszamy.

Miedź czysta jest metalem czerwonym, bardzo łatwo ciągliwym i klepalnym,—można wyklepywać blaszki miedzi tak cienkie, że są przeświecające. Metal ten jest niezmiernie wytrzymały, obdarzony jest pięknym połyskiem, jest doskonałym przewodnikiem ciepła i elektryczności. Topnieje w temperaturze 1250°, a parując zabarwia płomień na piękny kolor zielony. Pod wpływem tarcia nabiera zapachu bardzo charakterystycznego, a nieprzyjemnego.

Miedź nie utlenia się na zimno pod wpływem powietrza, czem różni się znacznie od żelaza i innych metalów, utlenia się jednak szybko na gorąco. W powietrzu wilgotnem miedź pokrywa się łatwo zieloną warstwą węglanu zasadowego, a raczej węglowodanu miedzi, zwanego pospolicie grynszpanem. Obecność dwutlenku węgla lub jakichkolwiek kwasów w powietrzu przyspiesza tę reakcyę: tlenek bowiem miedzi, powstający początkowo wskutek utlenienia, przyciągając wilgoć i dwutlenek węgla z powietrza, zamienia się częściowo na zasadę, a częściowo na węglan.

Miedź nie rozpuszcza się na zimno ani w kwasie siarczanym, ani solnym. Ogrzewana jednak z tymi kwasami ulega im, wydzielając przytem w pierwszym razie dwutlenek siarki (patrz str. 63), w drugim zaś wodór. Najlepszym rozpuszczalnikiem miedzi jest kwas azotny, działający na nią na zimno, tworząc azotan miedzi niebieski, przyczem powstają brunatne pary tlennika azotu.

Zastosowania miedzi są niezmiernie ważne, metal ten bowiem z powodu swej klepalności, ciągliwości i wytrzymałości przedstawia zalety bardzo cenne. Miedź nie daje się jednak zastosować w stanie czystym do odlewania, gdyż przedmioty, otrzymane w ten sposób, zmieniają kształt podczas zastygania i pełne są przestrzeni próżnych, jakby wdmuchanych.

Miedź wytwarza wszakże z innymi metalami liczne aliaże, nie przedstawiające tych niedogodności.

Związana z cynkiem miedź daje *mosiądz* lub *tombak*. Mosiądz zawiera przeciętnie 71,5 miedzi i 28,5 cynku, tombak zaś 84,5 miedzi i 15,5 cynku. Dodanie odrobiny ołowiu czyni te aliaże miękkimi. Aliaże miedzi i cyny, zwane *bronzami*, są używane do odlewania dział, dzwonów, zwierciadeł do teleskopów i t. p. Bronzy, używane do odlewania posągów, zawierają miedź, cynk i cynę. Pieniądze srebrne i złote, zarówno jak wszelka biżuterya i wyroby z tych drogocennych kruszców, są właściwie aliazami ich z miedzią. Samo bowiem czyste srebro lub złoto byłoby za miękkie do takiego użytku, aliaże zaś z drobną domieszką miedzi przedstawiają niezbędną twardość, a obdarzone są kolorem i połyskiem czystego srebra lub złota.

Miedź wytwarza dwa szeregi związków. Jest to metal dwuwartościowy; łączy się zatem z jednym atomem tlenu, dwoma atomami chloru i t. p. Kiedy indziej znów pierwiastek ten jest pozornie jednowartościowym, to znaczy, że dwa atomy miedzi łączą się z jednym atomem tlenu lub dwoma chloru. Stąd mamy dwa rodzaje związków. Pierwszy szereg zwiemy *związkami tlenniku miedzi*:

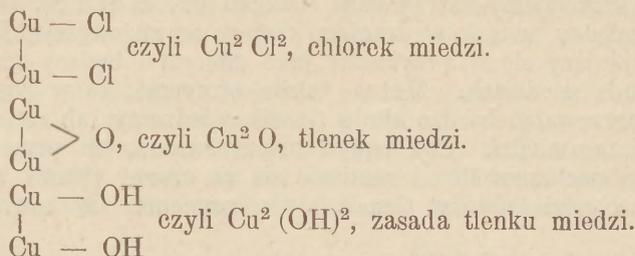
$\text{Cu} = \text{O}$  czyli  $\text{Cu O}$ , tlenik miedzi.

$\text{Cu} \begin{array}{l} \text{--- Cl} \\ \text{--- Cl} \end{array}$  czyli  $\text{Cu Cl}^2$ , chlornik miedzi:

$\text{Cu} \begin{array}{l} \text{--- OH} \\ \text{--- OH} \end{array}$  czyli  $\text{Cu (OH)}^2$ , zasada tlenniku miedzi.

Kreski, łączące atom miedzi z tlenem, chlorem, hydroksylami, oznaczają, że miedź obiedwie swoje wartościowości nasycza tymi właśnie pierwiastkami lub rodnikami.

Drugi szereg związków, w których miedź jest pozornie jednowartościową, zowiemy *związkami tlenu miedzi*. Przyпускаjemy, że i w tym przypadku miedź jest dwuwartościowa: dwa atomy miedzi, łącząc się ze sobą, wymieniają między sobą jedną wartościowość, z tego powodu pozostaje im tylko jedna wartościowość wolna, którą nasycają tlenem, chlorem i t. p.:



Miedź jest więc w tym przypadku tak samo dwuwartościową, jak w związkach poprzednich,—w pierwszych mamy jednak dwuwartościowy *atom pojedynczy* miedzi, w drugich *grupę dwóch atomów miedzi*, związanych ze sobą jednym łącznikiem, odgrywającą rolę grupy dwuwartościowej.

*Tlennik miedzi*,  $\text{CuO}$ , jest ciałem czarnem, które łatwo można otrzymać przez wypalenie rozmaitych soli miedzianych, takich, jak niebieski azotan, lub zielony węglan (malachit). Związek ten pod wpływem bardzo silnego gorąca traci tlen i przechodzi w tlenek miedzi,  $\text{Cu}^2\text{O}$ , czerwony. Jest to zatem ciało utleniające.

Jeśli do roztworu soli miedzianych wlejemy kilka kropeł jakiegokolwiek zasady rozpuszczalnej, takiej, jak potaż lub soda, wówczas otrzymamy natychmiast bardzo piękny osad niebieski; to nierozpuszczalne ciało jest *wodanem tlenniku miedzi*,  $\text{Cu}(\text{OH})^2$ , łatwym do rozpoznania od innych tem, że ogrzewane ciemnieje, czernieje, traci wodę i zamienia się na czarny tlenek miedzi. Jeśli zaś do świeżo strąconej zasady dodamy amoniaku, wówczas rozpuszcza się ona, wytwarzając roztwór prześlicznej barwy szafirowej, którą widzieć nieraz można w oknach aptek, w pięknych stojach szklanych, ustawionych dla ozdoby.

Rozpuszczając tlenek miedzi w kwasie solnym lub miedź metaliczną w wodzie królewskiej, otrzymujemy *chlornik miedzi*,  $\text{CuCl}^2$ , który krystalizuje się z roztworu w piękne igły zielone.

*Siarczan tlenniku miedzi*,  $\text{So}^4 \text{Cu}$ , otrzymuje się rozpuszczając na gorąco miedź w kwasie siarczanym. Jest to sól skryształizowana w piękne, duże szafirowe tablice, rozpuszczalne w wodzie, nierozpuszczalne w alkoholu; zawierają one 5 cząsteczek wody krystalizacji, którą przy ogrzaniu silnem tracą, przyczem bieleją i rozsypują się; ten biały proszek cheiwie łączy się napowrót z wodą i błękitnieje. Związek ten ma zastosowanie w galwanoplastyce, używany jest w przyrządzaniu stosów elektrycznych, a w medycynie jest używany jako środek ściągający i gryzący.

*Węglan tlenniku miedzi*, normalny, odpowiadający wzorowi  $\text{CO}^3 \text{Cu}$  jest nieznanym. W przyrodzie spotykamy *węglowodan* wzoru  $\text{CO}^3 \text{Cu}$ ,  $\text{CuH}^2 \text{O}^2$ , zwany *malachitem*, i drugi wzoru  $(\text{CO}^3 \text{Cu})^2 \text{CuH}^2 \text{O}^2$ , zwany *lazurytem*; pierw-

szy jest zielony, drugi zaś niebieski. Oba są minerałami ozdobnymi, które można sztucznie otrzymać, tracając jakikolwiek roztwór soli miedzianych przez węglany alkaliczne. Związek ten łatwo ulega rozkładowi, rozszczepia się bowiem wskutek gorąca na dwutlenek węgla i tlenik miedzi czarny.

Przeprowadzając wreszcie prąd siarkowodoru przez roztwory soli miedzianych, otrzymujemy czarny osad siarniku miedzi (Cu S).

Z pomiędzy związków drugiego szeregu najważniejszym jest *tlenek miedzi*, Cu<sup>2</sup> O, znajdujący się w przyrodzie jako minerał i będący najlepszą dla eksploatacyi rudą miedzianą. Można także otrzymać go w postaci czerwonego proszku, ogrzewając bardzo silnie tlenik miedziany lub redukując przeróżne sole organiczne miedzi. Pod wpływem ogrzewania, w przystępie powietrza, związek ten pochłania tlen i zamienia się na czarny tlenik miedzi. Dość, że tlenik przechodzi łatwo w tlenek, a ten zamienia się również dość łatwo w tlenik.

*Chlorek miedzi*. Cu<sup>2</sup> Cl<sup>2</sup>, i inne sole tego szeregu są wogóle w roztworach bezbarwne, lecz bardzo łatwo niebieszczą się lub zielenieją pod wpływem powietrza, przechodząc w sole tleniku miedzi. Te ostatnie są zawsze zielone lub niebieskie. Wszystkie te związki są trujące i barwią płomień gazowy lub spirytusowy na kolor zielony.

### Rtęć.

Rtęć, zwana także żywym srebrem, spotyka się w małych ilościach w stanie rodzimym. Z powodu swego stanu ciekłego rtęć znaną była od bardzo dawnych czasów. Najważniejszą rudą tego metalu jest siarnik, zwany cynobrem, spotykany w Ameryce, w Hiszpanii, w Chinach i Japonii.

Europa zaopatruje się w rtęć z bogatych pokładów hiszpańskich. Otrzymanie metalu czystego opiera się na metodzie bardzo prostej: cynoher, ogrzewany do wysokiej temperatury, w przystępie powietrza, rozkłada się, przy czem siarka łączy się z tlenem na dwutlenek siarki, ulatniający się w powietrze, a rtęć ulatnia się i destyluje do specjalnych naczyń, gdzie się skrapla.



W innych miejscowościach rudę ogrzewają z wapnem, służącym do zatrzymania dwutlenku siarki; powstaje wówczas siarek i siarczany wapnia, które pozostają w retortach, a rtęć dystyluje się sama. Rtęć, otrzymana tym sposobem, oczyszcza się przez powtórny dystylację i przez oblanie kwasem azotnym.

Jest to jedyny metal ciekły, krzepnący w — 39<sup>o</sup>, srebrzysty; jest on dobrym przewodnikiem ciepła i elektryczności, jest niezmiernie rozszerzalny, a rozszerzalność jego jest bardzo równomierną między 0<sup>o</sup>, a 100<sup>o</sup>, stąd zastosowanie jego do wyrobu termometrów. Rtęć wre w temperaturze 350<sup>o</sup>. Już w zwykłej ciepłocie metal ten wydziela pary; aby okazać to zjawisko, wy-

starca nakryć naczynie, w którym jest rtęć, papierem, zmoczonym w roztworze azotanu srebra: papier ten po pewnym czasie czernieje z powodu wyśwobodzenia srebra przez pary rtęciowe, lub powstawania aliażu obu metali.

Rtęć utlenia się niezmiernie trudno, dopiero koło 300° zamienia się na czerwony tlenik. Chlor, brom i jod działają na nią w zwykłej już temperaturze.

Kwas solny i siarczany wywierają na nią podobne działanie, jak na miedź, rozpuszczają ją zatem na gorąco, a podczas reakcyi z kwasem siarczanym wydziela się dwutlenek siarki. Najlepszym rozpuszczalnikiem rtęci jest kwas azotny, który działa na nią na zimno wówczas nawet, gdy jest słabo stężony; reakcyi towarzyszy wydzielanie się brunatnych par tleniku azotu.

Rtęć jest używana do fabrykacyi termometrów i barometrów, ważne ma zastosowanie, jak zobaczymy później, w metalurgii złota i srebra, a niektóre jej związki są niezmiernie ważne i stosowane w medycynie.

Metal ten łączy się z wielu innymi metalami, wytwarzając aliaże, zwane amalgamatami.

Amalgamaty są zazwyczaj łatwo topliwe i są ciałami stałemi, obdarzonymi połyskiem metalicznym, utkaniem krystalicznym, rozpuszczającemi się w nadmiarze rtęci. Pod wpływem gorąca aliaże te się rozkładają: rtęć, jako lotna, dystyluje się. Amalgamaty potasu i sodu rozkładają wodę z wydzieleniem wodoru i często są z tego powodu używane w sprawach redukcyjnych. Amalgamat cyny stanowi podlewę zwierciadeł. Amalgamat srebra spotyka się sam przez się w przyrodzie.

Rtęć, podobnie jak miedź, wytwarza dwa szeregi związków: związki tlenika rtęci, w których rtęć występuje w postaci pojedynczego atomu dwuwartościowego, i związki tlenku rtęci, w których spotykamy grupę dwóch

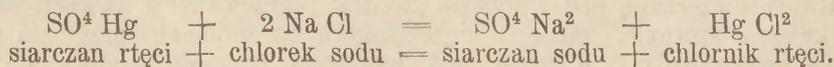
atomów rtęci, zespolonych ze sobą  $\begin{array}{c} \text{Hg} - \\ | \\ \text{Hg} - \end{array}$ , analogiczną z grupą dwóch ato-

mów miedzi  $\begin{array}{c} \text{Cu} - \\ | \\ \text{Cu} - \end{array}$ , i tak jak ona, dwuwartościową. Podobnie jak miedź,

rtęć jest w obu przypadkach dwuwartościową.

*Tlenik rtęci*, Hg O, otrzymuje się najczęściej przez wypalanie azotanu rtęci. Jeśli rtęć srebrzystą będziemy ogrzewać w przystępie powietrza, wówczas po niej jakim czasie utleni się, zamieniając się na proszek czerwonej jaskrawej barwy, będący właśnie tlenikiem rtęci. Jest to więc ciało stałe, czerwone, nierozpuszczalne w wodzie, ciemniejące pod wpływem gorąca i rozkładające się zupełnie przy 400° na rtęć i tlen. Używają go nawet do przyrządzania tlenu. Jest to związek bardzo silnie utleniający, który, zmieszany z siarką, wybucha pod wpływem uderzenia.

*Chlornik rtęci*, Hg Cl<sup>2</sup>, zwany sublimatem, znany jest jako niezmiernie silny środek antyseptyczny, jako trucizna bardzo gwałtowna. Otrzymuje się przez sublimacyę zwyczajnej soli kuchennej z siarczanem rtęci:



Reakcyę tę przeprowadzamy w szerokiej kolbie szklanej zamkniętej, umieszczonej w płaskim naczyniu metalowem, napełnionem piaskiem, czyli w tak zwanej kąpielii piaskowej. Ogrzewamy powoli ten przyrząd, — w krótkim czasie chlornik rtęci sublimuje się, zapelniając kryształami górną część kolby.

Sublimat jest ciałem białem, krystalizującym w ośmiościany, niezmiernie łatwo lotnem, rozpuszczalnem w wodzie. Smak ma metaliczny, niezmiernie przykry, a roztwór jego ma odczyn cokolwiek kwasowy. Amoniak strąca z tego roztworu biały osad. Bardzo wiele związków organicznych, niektóre metale, a nawet światło, redukują powoli sublimat, zamieniając go na chlorek rtęci,  $Hg^2 Cl^2$ , czyli kalomel. Sublimat strąca białko z jajka, które jest używane z tego powodu za odtrutkę w razie zatrucia sublimatem. Sublimat ma niezmiernie doniosłe zastosowanie w medycynie.

*Jodnik rtęci*,  $Hg J^2$ , otrzymuje się zwykle w postaci prześlicznego osadu czerwonego, działając na roztwór sublimatu jodkiem potasu:

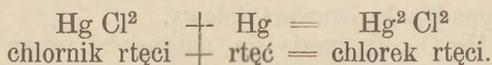


Należy jednak użyć bardzo małej ilości jodku potasu, gdyż otrzymany osad rozpuszcza się w nadmiarze tego odczynnika.

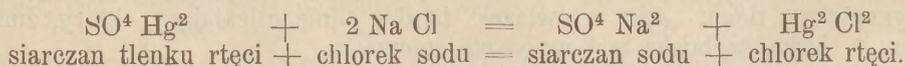
Wskutek ogrzania jodnik rtęci zamienia się na ciało żółte, będące inną jego odmianą krystaliczną. Pod wpływem czasu lub tarcia żółty jodnik rtęci przemienia się napowrót w jodnik czerwony.

*Siarnik rtęci*,  $Hg S$ , czyli cynober, jest, jak wiemy, najważniejszą rudą rtęciową. Jeśli przez roztwór sublimatu będziemy przepuszczali prąd siarkowodoru, wówczas otrzymamy osad żółty, który będzie coraz to bardziej ciemniał, aż wreszcie stanie się zupełnie czarny. Reakcyja ta jest niezmiernie charakterystyczna. Siarnik rtęci można przygotować również sztucznie, w postaci proszku szkarłatnego, używanego w malarstwie jako farba.

Z pomiędzy związków, należących do drugiego szeregu, najważniejszym jest *chlorek rtęci*,  $Hg^2 Cl^2$ , zwany pospolicie *kalomelem*. Związek ten można otrzymać, ucierając w moździerzu sublimat z rtęcią.



Jest to ciało białe, nierozpuszczalne, które można zatem otrzymać w postaci osadu, strącając jakikolwiek roztwór soli, należących do tego szeregu, przez kwas solny lub zwykłą sól kuchenną:



Ten sam rozkład można otrzymać także na sucho, ogrzewając, czyli sublimując mieszaninę powyższą.

Kalomel czernieje pod wpływem światła; ogrzewany z kwasem solnym lub z kwasem azotnym, zamienia się częściowo na sublimat, przyczem część rtęci się wyswabadza. Kalomel pod wpływem ogrzania ulatnia się bez

uprzedniego przetopienia. Związek ten ma ważne zastosowanie w medycynie z powodu swych własności przeczyszczających i antyseptycznych.

Wszystkie związki rtęciowe są trujące. Można je łatwo rozpoznać na mocy następującej reakcji: jakikolwiek związek rtęciowy suchy ogrzejmy w małej rurce szklanej z odrobiną wapna; wapno wyswabadza rtęć z jej związków, — rtęć się ulatnia i w chłodniejszych częściach rurki skrapla się w postaci drobniutkich kropelek srebrzystych.

Blaszka miedzi, żelaza lub cynku, włożona w roztwór rtęci, pokrywa się srebrzystą powłoką rtęciową i amalgamatu:

Związki rtęci, mimo swych własności trujących, są używane w medycynie przeciw chorobom skórny. Chronicznemu zatruciu rtęcią podlegają robotnicy, pracujący w fabrykach termometrów, barometrów, zwierciadeł, w kopalniach rud rtęciowych i t. p. W celu ochronienia ich od strasznych cierpień, zalecają posypywanie podłóg kwiatem siarkowym (wytwarza się wówczas siarek rtęci, który nie jest lotny i łatwiej daje się usuwać z pracowni od szkodliwych par rtęci) i mycie lekkim roztworem amoniaku (który również wytwarza z parami związków rtęciowych lotnych, np. z sublimatem, związek nierozpuszczalny).

### Srebro.

Srebro znane było od najdawniejszych czasów. W stanie rodzimym metal ten występuje jednak stosunkowo dość rzadko.

Najbogatsze jego kopalnie znajdowały się w Grecyi i były eksploatowane w czasie założenia Aten. Obecnie znajdujemy pokłady srebra na Węgrzech, w Saksonii, Szwecyi i Norwegii, Chili, Peru, Meksyku i t. p. W Europie wszakże daleko większe znaczenie od srebra rodzimego mają jego rudy, a raczej rudy innych metali, takich jak miedź, a szczególnie ołów, zawierające prawie zawsze dość znaczny procent srebra (rudy olkuskie).

Sposobów wydzielenia srebra z rud jest bardzo wiele, zależą one naturalnie od minerału, służącego do tego użytku, i od ekonomicznych warunków produkcji.

Często stosowaną metodą jest metoda *kupelacyi*, służąca przedewszystkiem do wydzielenia srebra z rud ołowianych, a mianowicie z galeny. Galena zostaje poddana wyprażeniu w przystępie powietrza, w celu usunięcia z niej siarki, a tlenek ołowiu odtlenia się węglem. Oczyszczony tym sposobem ołów nie jest jednak czysty, gdyż zawiera mniejszą lub większą ilość srebra. Wówczas stop ołowiu i srebra poddają kupelacyi, czyli utlenieniu w odpowiednim piecu. Trzon pieca, urobiony z popiołu kostnego, stanowi kupele: na niej umieszczają stop ołowiu i srebra, i ogrzewają w silnym prądzie powietrza; ołów się utlenia, zamienia na glejtę, która częściowo się ulatnia, częściowo wsiąka w kupele, — srebro zaś nie utlenia się wcale i pozostaje na kupeli.

W Saksonii i Ameryce używają innego sposobu. Metoda ta, zwana amalgamacją, polega na tem, że ruda, zawierająca srebro, sproszkowana,

zmieszana z solą kuchenną i siarczanem miedzi lub pirytem żelaznym, zostaje poddana działaniu rtęci. Rtęć w tych warunkach wyswabada srebro z jego związków, a srebro metaliczne łączy się z nadmiarem rtęci, tworząc amalgamat. Ten ostatni zostaje poddany dystylacji, w której rtęć się ulatnia, a srebro zostaje w retorcie.

W pracowniach chemicznych można otrzymać srebro z chlorku srebra (zbiera się jako osad na filtrze) przez wypalenie jego z węglanem sodu: srebro występuje wówczas w postaci błyszczącego guziczka na dnie tygielka.

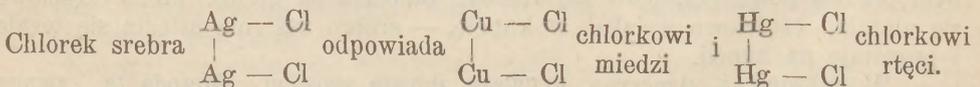
Srebro jest metalem najbielszym i niezmiernie połyskującym. Może ono przyjmować krystaliczną postać sześciianu lub ośmiościanu, jest kowalne i ciągliwe, ale miękkie. Można wyklepywać je na blaszki tak cienkie, że są przeświecające. Metal ten jest dobrym przewodnikiem ciepła i elektryczności.

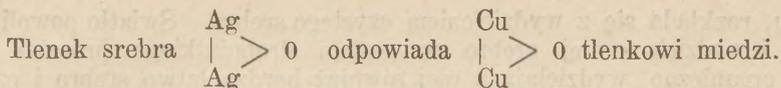
Srebro topnieje koło 1000<sup>o</sup>, a powyżej tej temperatury ulatnia się, zamieniając się na pary barwy zielonawo-niebieskiej. Metal ten w stanie ciekłym pochłania znaczne ilości tlenu, które przy zastyganiu wydziela. Srebro nie utlenia się pod wpływem tlenu i ulega tylko ozonowi. Powietrze zatem atmosferyczne nie działa na srebro; ważna ta zaleta zjednała mu miano metalu szlachetnego.

Najlepszym rozpuszczalnikiem srebra (tak jak miedzi i rtęci) jest kwas azotny, który rozcieńczony i na zimno działa nań, zamieniając je na azotan srebra, z jednoczesnem wydzieleniem brunatnych par tlenika azotu. Kwas siarczany rozpuszcza srebro na gorąco, z wydzieleniem dwutlenku siarki (tak jak miedź i rtęć). Pod wpływem siarkowodoru srebro silnie czernieje, nawet w temperaturze zwyczajnej, albowiem siarek srebra, który się wówczas tworzy, jest czarny. Przetopione i wrące alkalia gryzące nie wywierają działania na srebro, ztąd zastosowanie tego metalu do wyrabiania tyglów srebrnych, służących do przetapiania potażu, lub do rozmaitych reakcyi chemicznych, do których muszą być użyte alkalia gryzące na gorąco.

Srebro ma bardzo wiele zastosowań, najważniejszem z nich wszakże jest wyrabianie monety srebrnej i biżuteryi. Jakaśmy o tem już wspomnieli w rozdziale o miedzi, srebro, używane w tych celach, nie jest czyste, albowiem jest za miękkie i dopiero złączone z pewną ilością miedzi nabiera niezbędnej twardości, nie tracąc przytem na swym świetnym wyglądzie zewnętrznym.

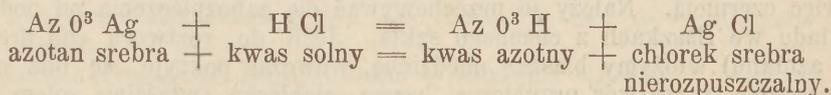
Srebro jest uważane zazwyczaj za metal jednowartościowy. Związki jednak srebra wielce są podobne z niektórych względów do związków tlenku miedzi i rtęci, i dlatego możemy przypuścić, że, tak jak miedź i rtęć, srebro jest tylko pozornie jednowartościowe, że właściwie jest metalem dwuwartościowym, różniącym się tem od metalów mu pokrewnych, że nie tworzy, jak one, dwóch szeregów związków, lecz tylko jeden szereg, odpowiadający związkom tlenku, a nie związkom tlenika.





Ponieważ jednak srebro tworzy tylko jeden szereg związków, więc zamiast  $\text{Ag}^2\text{Cl}^2$  lub  $(\text{AzO}^3)^2\text{Ag}^2$ , przywykliśmy pisać dla krótkości:  $\text{AgCl}$  i  $\text{AzO}^3\text{Ag}$ .

*Chlorek, bromek i jodek srebra* ( $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{AgJ}$ ) znajdują się same przez się w przyrodzie. Chlorek znany jest mineralogom pod nazwą *srebra rogowego*, gdyż przedstawia się w postaci bezkształtnej, ciemnej i miękkiej; czasem jednak skryształizowany jest w sześciiany lub ośmiościany. Związek ten otrzymujemy najczęściej w postaci osadu białego, podobnego do twarogu, gdy działamy na roztwór azotanu srebra kwasem solnym, lub jakimkolwiek chlorkiem rozpuszczonym:



Jeśli zamiast chlorku metalicznego użyjemy bromku lub jodku, wówczas otrzymujemy osady żółte, które będą bromkiem srebra w pierwszym, a jodkiem srebra w drugim przypadku.

Chlorek srebra nie rozpuszcza się w żadnych kwasach, rozpuszcza się jednak w amoniaku, w cyanku potasu i tiosiarczanie sodu ( $\text{S}_2\text{O}_3\text{Na}_2$ ). Wyszuszony chlorek srebra pochłania kilka setek razy swą objętość amoniaku gazowego. Pod wpływem światła słonecznego ciemnieje i powoli czernieje: następuje tu częściowy rozkład, który może być dokonany przez same tylko ultrafioletowe, tak zwane chemiczne promienie widma.

*Azotan srebra* ( $\text{AzO}^3\text{Ag}$ ) otrzymuje się, rozpuszczając srebro w kwasie azotnym. Sól tę, zwaną pospolicie kamieniem piekielnym, możemy również przyrządzić z monety srebrnej, która jest aliażem srebra i miedzi. Bierzemy w takim razie jakimkolwiek pieniądz srebrny, oblewamy go kwasem azotnym i grzejemy: pieniądz niknie w kwasie, rozpuszcza się, zamieniając na ciecz niebieską, będącą mieszaniną azotanu srebra bezbarwnego i niebieskiego azotanu miedzi. Podczas reakcyi wydzielają się obfite pary brunatne tlennika azotu. Roztwór ten poddajemy odparowaniu, a resztę, złożoną ze stałych soli, ogrzewamy, dopóki nie przestaną się z niej wydzielać owe pary brunatne. Jest to oznaka, że azotan miedzi został zupełnie rozłożony na tlennik azotu, który się ulotnił, i tlenek miedzi czarny, który pozostaje razem z azotanem srebra, sól ta bowiem nie rozkłada się tak łatwo, jak poprzednia. Po ostudzeniu nalewamy na mieszaninę tych dwóch ciał trochę wody dystylowanej,—woda rozpuszcza tylko azotan srebra, a nie działa na tlenek miedzi,—filtrujemy, w celu oddzielenia tych dwóch ciał od siebie, otrzymujemy tym sposobem bezbarwny i czysty roztwór azotanu srebra, na filtrze bowiem pozostaje osad tlenku miedzianego. Przez powolne odparowanie możemy sól tę wydzielić z roztworu w postaci krystalicznej, mianowicie tablic rombowych białych. Wskutek ogrzania azotan srebra topnieje i wówczas może być odlany w laseczki; w tym stanie bywa używany w medycynie. Poddany bardzo silnemu

gorącu, rozkłada się z wydzieleniem czystego srebra. Światło powoli redukuje tę sól i wydziela z niej srebro w postaci drobnutkięgo proszku czarnęgo. Ciała organiczne wydzielają z niej również bardzo łatwo srebro i czarny tlenek srebra; z tego powodu azotan srebra czerni skórę i bieliznę.

Jest to niezmiernie ważny odczynnik, służący do rozpoznawania kwasu solnego i jego soli, a także bromków i jodków,—odwrotnie, kwas solny i chlorki są odczynnikami, za pomocą których możemy zawsze wykryć nie tylko azotan srebra, ale wogóle wszystkie sole srebra. Azotan srebra ma prócz tego ważne zastosowanie w fotografii i galwanoplastyce; używany jest również do znaczenia bielizny, stanowi on bezbarwny atrament, który w krótkim czasie pozostawia na bieliznie trwałe i czarne ślady.

Sole srebra są w roztworach bezbarwne, smak mają silnie metaliczny. Wszystkie łatwo podlegają rozkładowi pod wpływem promieni słonecznych, wskutek których wydziela się srebro, zmieszane często z tlenkiem srebra: sole te więc czernieją. Należy je przechowywać dla zabezpieczenia od podobnego rozkładu we flaszkaeh z ciemnego szkła. Jeśli do roztworu soli srebrnych (np. azotanu) włożymy blaszkę miedzianą, wówczas pokryje się ona srebrzystą powłoką, a roztwór przybierze barwę niebieską, właściwą solom miedzi, miedź bowiem wyswabadza srebro ze związków, sama zajmując jego miejsce. Fosforan srebra jest żółty, arsenion jest również żółty, a arsenian ciemnoczerwony; związki te są nierozpuszczalne i można je otrzymywać w postaci osadów.

*Galwanoplastyka* służy, jak wiemy, na to, aby pokryć powłoką złotą, srebra lub innego jakiegoś kruszcu przedmioty cynkowe miedziane lub z innych, tańszych metali. Jeśli chcemy posrebrzyć jakiś przedmiot miedziany, wówczas po dokładnem jego oczyszczeniu zawieszamy go przy biegunie odjemnym stosu,—za biegun dodatni służy wówczas blacha srebrna. Następnie zanurzamy przedmiot miedziany i blachę srebrną w roztworze azotanu srebra: srebro wydziela się przy biegunie odjemnym na przedmiocie miedzianym, kwas zaś azotny wyswobodzony rozpuszcza nowe ilości srebra z blachy, zawieszanej przy biegunie dodatnim. Tym sposobem stężenie roztworu pozostaje mniej więcej jednakowe, a osadzanie się srebra trwać może, dopóki cały zapas srebra nie ulegnie rozpuszczeniu. Jeżeli przedmiot, który chcemy posrebrzyć, jest urobiony z materyału, będącego złym przewodnikiem elektryczności, wówczas pokrywamy go warstwą grafitu, będącego dobrym przewodnikiem (patrz str. 93) i tak, jak przedmiot miedziany, zawieszamy u bieguna odjemnego.

*Fotografia* opiera się na własności światła rozkładania soli srebra. Zauważono przedewszystkiem, że chlorek srebra czernieje pod wpływem światła, i spróbowano zastosować go do otrzymania obrazów różnych przedmiotów. Początkowo czyniono to w ten sposób: maczano bibułę w roztworze azotanu srebra, a potem w roztworze soli kuchennej: wytwarzał się tym sposobem osad chlorku srebra. Napojona w ten sposób bibuła czerniała niezmiernie prędko pod wpływem światła. Jeśli położono na niej koronkę, pióro ptaka, lub inny jakiś przedmiot, wówczas bibuła pozostawała jasną pod miejscami zakrytymi, a ciemniała i czerniała w miejscach, wystawionych na działanie słoneczne. Powstały tym sposobem obraz był jednak bardzo prosty. Później spróbowano sposobów bardziej skomplikowanych. Dziś pokrywamy cieniutką warstwą

chlorku bromku lub jodku srebra płytę szklaną i na nią rzucamy z ciemni optycznej za pomocą soczewki obraz przedmiotu, który pragniemy odfotografować. Obraz powstały jest odwrotny, gdyż miejsca oświetlone przedmiotu, odbijając się na płycie szklanej, wywołują rozkład związków srebra i ich poczernienie, ciemne zaś miejsca przedmiotu nie wywołują zmian na płycie szklanej i występują jasno. Płytę szklaną obmywamy następnie roztworem tiosiarczanu sodu, gdyż odczynnik ten rozpuszcza chlorek, bromek lub jodek srebra tam, gdzie sole te nie uległy rozkładającemu działaniu światła, obraz zostaje tym sposobem utrwalony, gdyż światło już nań nie działa, i nazywa się *negatywą*. Jeśli na papierze, napojonym solami srebra, położymy negatywę, to miejsca jasne (przepuszczające promienie świetlne) zaznaczają się na nim ciemno, a miejsca ciemne (nie przepuszczające promieni świetlnych) występują jasno. Otrzymujemy tym sposobem obraz z prawdziwym rozkładem światła i cieni, zwany *pozytywą*, utrwalamy ją przez obmycie tiosiarczanem sodu. Raz otrzymana klisza służyć więc może na zawsze do odbijania tego samego obrazu.

Znaczne ulepszenia, zaprowadzone w ostatnich czasach w fotografii, dozwoliły zdjąć obrazy różnych planet i zaćmień, obrazy lotu ptaka, ruchu zwierząt, wzruszeń, odbijających się na twarzach i t. p

Miedź, rtęć i srebro są bardzo zbliżone pod względem wielu własności chemicznych i stanowią jedną rodzinę. Wartościowość tych metali, wytwarzanie dwóch szeregów związków przez rtęć i miedź, nierozpuszczalność chlorku, rtęci i srebra, podobna rozpuszczalność tych metali w kwasach—wszystko to przemawia za ich pokrewieństwem. Grupę tę zwiemy rodziną miedzi, lub grupą miedzianą, a to dlatego, że miedź jest pod względem technicznym najważniejszym z tych metali.

## Glin.

Glin jest jednym z najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków. Krzemiany glinu, tlenek, woda, są niezmiernie pospolitymi minerałami przyrody. Czystego jednak glinu nie spotykamy i, aby go otrzymać, musimy się uciec do rozkładu jego związków. Początkowo rozkładano chlorek glinu przez sól lub potas metaliczny; metal w ten sposób otrzymany był jednak bardzo nieczysty i zawierał w sobie tyle metali alkalicznych, że rozkładał wodę w zwykłej temperaturze, której to własności nie posiada w stanie oczyszczonym.

Obecnie przyrządzają glin (aluminium) na wielką skalę w Neuhausen i innych fabrykach, rozkładając prądem elektrycznym glinę przetopioną. Wielki tygiel  $G-G$  (fig. 57), napełniony bezwodną i czystą gliną, połączony jest z biegunem ujemnym. Biegun dodatni jest pogrążony w kąpieli roztopionej glinki. Prąd elektryczny bardzo silny rozkłada ten związek z wydzieleniem czystego glinu  $F$ , który spływa otworem  $T$ .

Glin jest metalem białym, z odcieniem cokolwiek niebieskawym, wytrzymałym, ciągliwym i kowalnym. Jest tak lekki, jak szkło, a cztery razy lżejszy od srebra. Obdarzony jest znaczną elastycznością i pięknie dźwięczy pod uderzeniem, jest dobrym przewodnikiem ciepła i elektryczności. Topnieje przy 625°. Powietrze atmosferyczne nie wywiera nań działania w żadnej temperaturze, a zatem nie rdzewieje on, nie utlenia się. Cienkie blaszki glinowe, ogrzewane w prądzie tlenu, palą się pięknym płomieniem. Kwasy azotny i siarczany nie działają nań na zimno, na gorąco zaś rozpuszczają go z trudnością. Najlepszym jego rozpuszczalnikiem jest kwas solny, który z wydzieleniem wodoru zamienia go na chlorek. Alkalia gryzące, takie jak soda lub potaż w roztworze, rozpuszczają glin, lecz nie działają nań w stanie przetopienia.

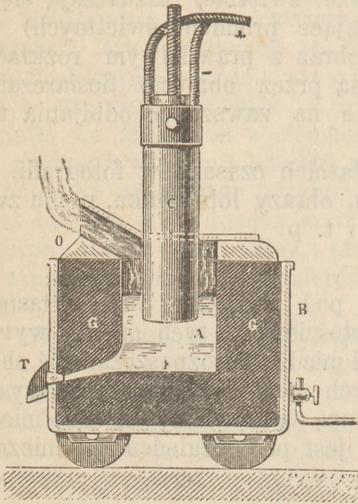


Fig. 57.

Z powodu swej lekkości, wytrzymałości, odporności na działanie czynników atmosferycznych i innych, glin znalazł mnóstwo zastosowań; aliaż jego z miedzią, czyli bronz glinowy, jest bardzo błyszczący, lekki i naśladuje złoto. Sam glin używany jest do wyrabiania mnóstwa przedmiotów, służących zarówno do domowego użytku, jak i do ozdoby, a odznaczających się niezmierną wytrzymałością i lekkością. Wostatnich szczególnie czasach, gdy znaleziono metodę elektrolityczną otrzymywania tego metalu, nabrał on bardzo doniosłego znaczenia w przemyśle.

Glin jest metalem czterowartościowym, w związkach jednak wystę-

pują zawsze dwa atomy glinu, spojone ze sobą pojedynczym łącznikiem



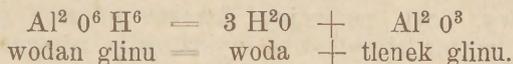
| , tak, że grupa taka odgrywa rolę sześciowartościowej. Dla skrócenia



piszemy  $\text{Al}^{\text{IV}}_2$ , w którym to znaku liczba IV oznacza wartościowość pojedynczego atomu glinu, lub  $\text{Al}^{\text{VI}}_3$ , gdzie  $\text{Al}_3$  wyraża podwójny atom glinu, a znak VI sześciowartościowość tej grupy. Możemy wreszcie, pamiętając o łączniku, wiążącym oba atomy glinu między sobą, pisać poprostu  $\text{Al}_2^{\text{IV}}$ .

Najważniejszym związkiem glinu jest jego tlenek,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , czyli *glinka*. Znajduje się on w przyrodzie w postaci krystalicznej, zupełnie czystej i bezbarwnej, zwanej *korundem*. Drobne domieszki ciał obcych barwią korund na rozmaite cienie, mamy wówczas drogocenne kamienie, znane pod nazwą szafiru wschodniego (niebieski lub szafirowy), rubinu wschodniego (różowy i czerwony), topazu wschodniego (żółty), szmaragdu wschodniego (zielony) i ametystu wschodniego (fioletowy). Klejnoty te są więc poprostu skryształizowaną

glinka, rozmaicie zabarwiona, a próby otrzymywania rubinu i szafiru sztucznie, przez skryształizowanie glinki w wysokiej temperaturze z rozmaitemi substancjami barwnymi, wypadły pomyślnie. Tlenek glinu można otrzymać przez wypalenie zasady glinowej:  $\text{Al}^2 \text{O}^6 \text{H}^6$ , która wówczas traci wodę:



Tlenek wreszcie glinu otrzymać można przez wyprażenie ałunu amoniakalnego, który jest siarczanem glinu i amonu. Gdy długo ogrzewać glinkę, wówczas krystalizuje się ona i tworzy, z dodatkiem odrobiny kobaltu lub chromu, malutkie rubiny. Glinka bezkkształtna jest biała, lekka, nierozpuszczalna, bez smaku, bardzo twarda, bardzo trudno topliwa, niedająca się odtlenić ani węglem, ani wodorem, niezmiernie trudno rozpuszczalna w kwasach i alkaliach.

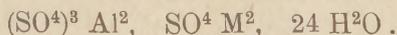
Jeśli do roztworu soli glinowych wlejemy amoniaku, to otrzymujemy osad galaretowaty, koloidalny, bezbarwny, będący *wodanem glinu*. Związek ten rozpuszcza się łatwo w kwasach i alkaliach. Wodan glinu obdarzony jest własnością pochłaniania barwników i rozmaitych ciał organicznych, rozpuszczonych w cieczy, w której się osadza. Jeśli strącimy go w roztworze kosenili lub wina czerwonego (dodając do tych cieczy soli glinowych i amoniaku), wówczas pochłonie barwnik i wytworzy z nim tak zwaną *lakę farbiarską*, to jest poprostu farbę, nierozpuszczalną w wodzie, roztwór zaś, początkowo zabarwiony na piękną czerwień, zostaje odbarwiony.

Wodan glinu jest bardzo używanym *łącznikiem* w farbiarstwie: służy do połączenia farby z tkaniną, chroni od wypłukania i wytarcia farby, wgryza się z farbą w włókna i czyni ją nierozpuszczalną. Postępuje się zwykle w ten sposób, że tkaninę przed zanurzeniem jej w roztwór barwny nasycamy wodanem glinu, wówczas tkanina wchłania w siebie wszystkie barwniki rozpuszczone, w postaci nierozpuszczalnej laki.

Z powodu swego niezmiernego powinowactwa do wody i ciał organicznych gleba gliniasta nigdy całkiem nie wysycha, cheiwi zatrzymuje związki organiczne i nawozy, chroniąc je od wypłukania deszczem. To też glina i glinka mają ważne znaczenie w fizjologii roślin i rolnictwie.

Jeśli wodan glinu rozpuścimy w kwasie siarczanym, wówczas otrzymujemy *siarczan glinu*,  $(\text{SO}^4)^3 \text{Al}^2$ , który krystalizuje się przez odparowanie roztworu w drobne blaszki, zawierające 18 cząsteczek wody krystalizacji. Pod wpływem gorąca związek ten traci najprzód wodę krystalizacji, następnie dwutlenek siarki, a glinka pozostaje jako reszta. Sól ta bardzo chętnie łączy się z rozmaitymi siarczanami alkalicznymi, wytwarzając siarczany podwójne, zwane *ałunami*.

Ałuny możemy przedstawić za pomocą następującego wzoru:



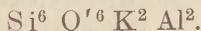
We wzorze tym *M* wyraża metal alkaliczny, a zatem potas, sól, amon. Glin może być zastąpiony przez żelazo, mangan lub chrom, a wówczas otrzymujemy ałuny barwy odmiennej, lecz zawsze tego samego kształtu. Wszystkie

bowiem ałuny krystalizują się w prawidłowe ośmiościany lub sześciiany, zawierające 24 cząsteczek wody krystalizacji i są rozpuszczalne w wodzie. Ałuny stanowią bardzo piękny przykład *równoległości* czyli *izomorfizmu*, pierwiastki pokrewne mogą się w tych związkach zastępować wzajemnie, bez zmiany kształtu kryształów.

Ałun potasowy, czyli podwójny siarczan glinu i potasu:  $(\text{SO}_4)^3 \text{Al}^2$ ,  $\text{SO}_4 \text{K}^2$ ,  $24 \text{H}_2\text{O}$ , można otrzymywać krystalizując mieszaninę obu soli przez odparowanie roztworu, lub przez ogrzewanie łupków ałunowych, spotykanych w przyrodzie. Sól ta jest bezbarwna, przezroczysta, ściągająca w smaku, łatwo rozpuszczalna na gorąco, trudniej na zimno. Topnieje przy  $92^\circ$ , traci powoli swoją wodę krystalizacji, a następnie zwiększa objętość, rośnie, wychodząc z naczynia w postaci masy lekkiej i porowatej. Po wypaleniu tego ałunu pozostaje reszta, złożona z glinki i siarczanu potasu. Ałun potasowy przedstawia własności podobne do wodoru glinu, posiada zatem ważne zastosowanie w farbiarstwie, gdyż jest doskonałym łącznikiem; używają go też do oczyszczania wody, albowiem gromadzi dokoła siebie męty i nieczystości. Ałun jest stosowany w medycynie; jest to środek przeciwnilny i ściągający, z powodu jednak zapewne znacznej zawartości potasu sól ta, użyta w cokolwiek większej ilości, jest trująca. Ałun stosują do gaszenia pożarów, konserwowania drzewa, stwardnienia gipsu (stiuł), w papiernictwie i w białoskórnicztwie wielkie ma zastosowanie.

Ałun amonowy:  $(\text{SO}_4)^3 \text{Al}^2$ ,  $\text{SO}_4 (\text{Az H}^4)^2$ ,  $24 \text{H}_2\text{O}$ , przyrządza się bezpośrednio, łącząc obie sole i krystalizując je razem. Sól ta posiada wszystkie własności poprzedniej i często bywa używaną zamiast ałunu potasowego. Wyróżnia się od niego tem, że po wypaleniu, wskutek ulotnienia się amoniaku i dwutlenku siarki, pozostaje reszta, złożona z czystego tlenku glinowego.

*Glina.* W przyrodzie spotykamy pewną grupę minerałów, zwanych feldspatami, albo spatami skalnymi. Są to podwójne krzemiany glinu i jakiegoś metalu alkalicznego lub wapniowca. Czasem kilka z tych metali wchodzi w skład tych kamieni, ale glin jest ich stałą częścią składową. Naprzykład feldspat, zwany ortoklazem, jest krzemianem glinu i potasu:



Feldspaty pod wpływem rozmaitych czynników zewnętrznych, jak wody, tlenu, mrozu, dwutlenku węgla i t. p., podlegają powoli rozkładowi, kruszeją, rozsypują się, czyli wietrzeją. Minerale te, które są bardzo pospolite i razem z mika i kwarcem stanowią granit tak bardzo rozpowszechniony, rozpadają się na wodne krzemiany glinu i krzemiany innych metali, wchodzących w ich skład.

Wodne krzemiany glinu stanowią glinę. Ta zawiera często reszty skał feldspatowych, z których powstała. Gliny są więc bardzo rozmaite, gdyż spatu skalnego jest bardzo wiele rodzajów. Najczystsza glina, zwana *kaolinem* lub *glinką porcelanową*, pochodzi z feldspatu ortoklazu, jest białą i niezmiernie czystą. Znaczne jej pokłady w Saksonii, we Francji, Chinach i Japonii są spożytkowywane do wyrabiania porcelany. Najczęściej jednak glina jest zanieczyszczona rozmaitymi tlenkami metalicznymi, które ją rozmaicie zabar-

wiają; najpospolitszy kolor gliny żółto-czerwony jest jej nadany przez tlenki żelaza.

Wszelkie rodzaje gliny są tłuste w dotknięciu, nietopliwe w dość znacznej nawet temperaturze, topią się jednak w płomieniu tlenowodorowym. Zmieszane z wodą tworzą z nią ciasto, lecz wody przez siebie nie przepuszczają, podczas wysuszania pękają, kurczą się, a ogrzane do 700<sup>o</sup>, tracą wodę, chemicznie z niemi związaną; po wypaleniu jednak tracą zdolność napawania się wodą i już się z nią nigdy nie łączą; w stanie tym nie podlegają również działaniu kwasów. Z powodu tych cennych własności glina znalazła ważne zastosowanie w fabrykowaniu wyrobów garncarskich, fajansów i porcelany.

Do wyrobów garncarskich używane są poślednie gatunki gliny, zawierające żelazo lub inne domieszki. Wygniatają ją z wodą na ciasto, nadają jej przeróżne kształty naczyń i innych przedmiotów, poczem wypalają. Do ciasta dodają często rozmaitych ciał, takich jak krzemionka, kreda, feldspat, które nadają mocy tym wyrobom, zabezpieczając je od zmienienia kształtu przed wypaleniem. Głina jednak, w ten sposób użyta, jest porowatą po wypaleniu; dla uczynienia jej niedziurkowatą, nieprzeziąkliwą, pokrywają przedmioty gliniane warstwą szklistą, zwaną *polewą*. Polewy są składu bardzo rozmaitego, wogóle jednak są to podwójne krzemiany topliwe i szkliste. Najczęściej używają soli morskiej i nią obrzucają przedmiot, rozgrzany w piecu do wypalania: sól topnieje i wchodzi z gliną, wytwarza powłokę szklistą. Dodawszy rozmaitych tlenków metalicznych w drobnej ilości, można otrzymać polewy, rozmaicie zabarwione, tak jak szkła.

Porcelana wyrabia się z najpiękniejszej białej glinki, która zostaje ogrzana w specjalnych piecach do temperatury 1300<sup>o</sup>—1500<sup>o</sup> i ulega powierzchniowemu przetopieniu, wskutek czego nabiera przezroczystości i twardości.

Ogrzewając mieszaninę glinki porcelanowej, siarki i węgla sodu, otrzymuje się substancję szafirową, zwaną *ultramaryną*, która ma duże zastosowanie jako farba. Można otrzymywać ją także, zmieniając cokolwiek sposób fabrykacji, w barwie zielonej, fioletowej lub czerwonej. Ultramarina była do niedawna minerałem kosztownym, zwanym *lapis lazuli*, i dopiero sztucznie otrzymana, stała się farbą pospolitą i ogólnie używaną pod nazwą *farbki* w praniu bielizny.

## Ż e l a z o.

Żelazo jest najważniejszym metalem, zarówno ze względu swych zastosowań, jak roli, którą odgrywa w przyrodzie. Żelazo jest metalem najbardziej rozpowszechnionym i znanym od najdawniejszych czasów. Występuje ono w postaci rodzimej w Grenlandyi i w rozmaitych meteorytach. Ze związków jego wymienimy: tlenki, zasady, węglany, bardzo ważne w metalurgii żelaza, gdyż są najważniejszymi jego rudami, siarki, czyli piryty żelazne, uży-

wane głównie do otrzymywania siarki, gdyż żelazo z nich wytopione nie jest nigdy czyste i zawiera pewną ilość siarki; wreszcie fosforany, arseniany, krzemiany, siarczany i chlorki znajdują się w przyrodzie.

Można powiedzieć, że żelazo jest rozpowszechnione w całej przyrodzie. Mało istnieje skał lub gatunków gleby, któreby były pozbawione tego pierwiastku. Nie znamy prawie wód słodkich lub mineralnych, któreby nie dostarczyły przy analizie sporej ilości żelaza, nawet w powietrzu są zawieszane okruchy rud żelazistych. Znajdowano pod śniegami Syberii i Szwecji pył żelazisty. Zwierzęta i rośliny, wszystkie zatem bez wyjątku tworzy organiczne, pozostawiają po spaleniu popioły, zawierające żelazo, musi więc ono brać ważny udział w sprawach życiowych i jest niezbędną częścią składową wszystkich ustrojów. Pod względem znaczenia, jakie żelazo ma w zjawiskach życiowych i bezustannem kształtowaniu się skorupy ziemskiej, odgrywa ono rolę ciała utleniającego. Tlennik bowiem żelaza ustępuje bardzo łatwo części swego tlenu substancjom chciwym tego pierwiastku, a sam przechodzi w tlenek, to jest związek mniej utleniony; ten zaś, pochłaniając tlen atmosferyczny, zamienia się ponownie w tlenik, który działa znowu jako ciało utleniające i t. d. Z przyczyny tego mechanizmu plama rdzy przedziurawia wreszcie białinę lub papier; podobnie działa żelazo w ciałkach krwi zwierzęcej.

Jedynymi minerałami, używanymi do wytapiania żelaza czystego, są tlenki i węglany, a wogóle minerały, zawierające tlen; nie znamy metod, któreby dozwoliły otrzymać czyste żelazo z rud siarkowych.

Wszystkie metody metalurgiczne, stosowane do żelaza, opierają się, choćby były najbardziej złożone, na następujących zasadach: 1) Odtlenieniu minerału węglem i przetopieniu *złoża*, to jest skały, towarzyszącej rudzie żelaznej. 2) Pozbyciu się węgla, a także siarki, fosforu, krzemu. Zobaczmy w krótkości, jak się to odbywa w praktyce.

Rudy, zawierające tlen, zostają przedewszystkiem pokruszone i wyprążone w celu pozbawienia ich wody, bezwodnika węglowego i innych ciał lotnych. Potem dodaje się do nich topnika, w celu stopienia złoża. Złoże bowiem jest najczęściej samo przez się nietopliwe; gdy jest ono krzemionkowe, wówczas mieszamy rudę z wapnem, a gdy złoże jest wapienne, wówczas dodajemy piasku, w celu wytworzenia w obu przypadkach krzemianu wapnia topliwego, podobnego do szkła i zwanego *żuzlem*.

Ruda, zmieszana z odpowiednią ilością topnika i paliwa (węgiel drzewny lub koks), zostaje wprowadzoną do *wielkiego pieca* (fig. 58). Piec wielki jest poprostu olbrzymim tygłem, zbudowanym z cegły ogniotrwałej; u góry (A) znajduje się otwór, zwany *wylotem* (*ujściem*, *gichtą*), przez który piec zostaje napełniony rudą, topnikiem i paliwem, u dołu zaś część zwężona, zwana *skrzynią* (F), zaopatrzona jest w otwory, zwane *dyszami* (T) przez które włacza się silny prąd powietrza, czyli wiatr. Gdy taki piec zostaje wprowadzony w ruch, wówczas funkcjonuje nieprzerwanie przez lat kilka lub kilkanaście; przez cały ten czas wsypują wylotem dniem i nocą nowe ilości rudy, topnika i paliwa. Palenie się węgla w piecu jest bezustannie podtrzymywane przez wiatr, powstaje tym sposobem tlenek i dwutlenek węgla, które zostają porwane ku górze; tu bezwodnik węglowy, spotykając się z węglem rozżarzonym, podlega odtlenieniu i zamienia się na tlenek węgla. Gaz ten, uchodząc ku

górze, redukuje rudę żelazną i w postaci dwutlenku węgla ucieka wylotem. W miarę spalania węgla i redukcji rudy żelaznej zawartość pieca opuszcza się ku dołowi, napełniają go dlatego wciąż od góry. W miarę jednak opadania mieszanina żelaza, węgla, topnika i złoża trafia na temperaturę tak wysoką, że topnik łączy się ze złożem, tworząc żuzel, a żelazo roztopione rozpuszcza w sobie węgiel, tworząc *surowiec*. Surowiec, jako cięższy, opada na dno skrzyni, a nad nim gromadzi się żuzel, chroniąc go od utlenienia silnym prądem wiatru, wdmuchiwanego przez dysze. Gdy nagromadzi się bardzo wiele surowca, wówczas otwierają *upust* i wypuszczają surowiec na ze-

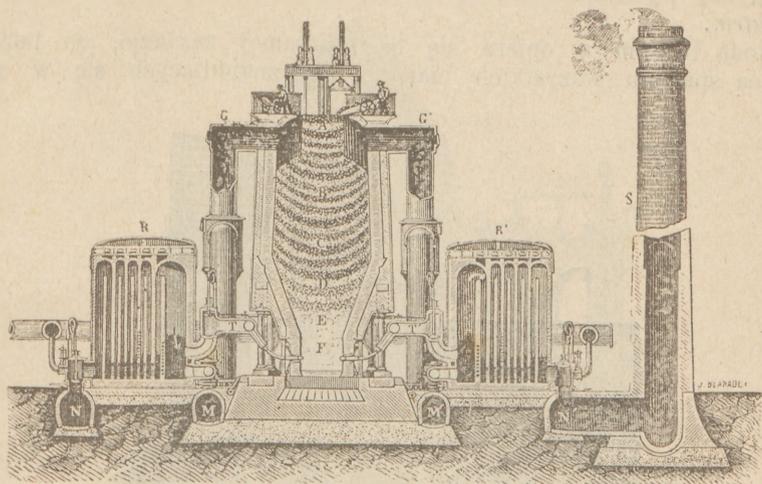


Fig. 58.

wnątrz do rowków, naprzód przygotowanych w specjalnym, na ten cel przyrządzonym piasku.

Surowiec, otrzymany w postaci sztab, nie jest jednak wcale czystym żelazem: jest to poprostu węglik, czyli związek węgla z żelazem i innymi pierwiastkami, stanowiącymi części składowe rudy, a więc metalami i metaloidami, takimi jak krzem, fosfor, siarka i t. p. Surowiec nie posiada nawet ani kowalności, ani ciągliwości, właściwej żelazu czystemu, jest kruchy, łatwiej od żelaza topliwy i twardy; używają go do odlewów.

Surowiec powinien być zatem oczyszczony, to jest pozbawiony wszystkich ciał obcych, które towarzyszą żelazu. Oczyszczenie surowca może być dokonane przez *świeżenie* lub *metodą Bessemera*; oba sposoby opierają się właściwie na tej samej zasadzie: chodzi tu o to, aby za pomocą prądu powietrza utlenić ciała obce i wydzielić je z roztopionej masy żelaznej w stanie lotnym.

Piec, służący do świeżenia, zwany *piecem pudlingowym*, zostaje rozgrzany do białości, poczem wprowadza się doń specjalnym otworem *D* (fig. 59) surowiec, zmieszany z wapnem i tlenowymi minerałami żelaza; pod wpływem

wysokiej temperatury surowiec topnieje, utleniając się z powodu tlenu, zawartego w dodanej doń rudzie i w powietrzu atmosferycznym.

Węgiel utlenia się na tlenek; siarka zaś, krzem i fosfor wydzielają się w postaci bezwodników. Tlenek węgla i dwutlenek siarki uchodzą w formie lotnej, tlenki zaś krzemu i fosforu wchodzą w związek z wapnem. W miarę oczyszczania się surowiec staje się coraz trudniej topliwym; robotnicy lub odpowiednie maszyny mieszają go bezustannie, w celu poddania wszystkich jego części działaniu utleniającemu powietrza i zasadowemu działaniu wapna. Wkrótce czyste żelazo wypływa w postaci brył, które wyjmują i śpiesznie obkują, aby wycisnąć z nich resztki żużłów i nieczystości. Takie żelazo zwiemy *kutem*.

Metoda Bessemera opiera się na tej samej zasadzie, co poprzednia, a zatem na spalaniu wszystkich ciał obcych, znajdujących się w surowcu:

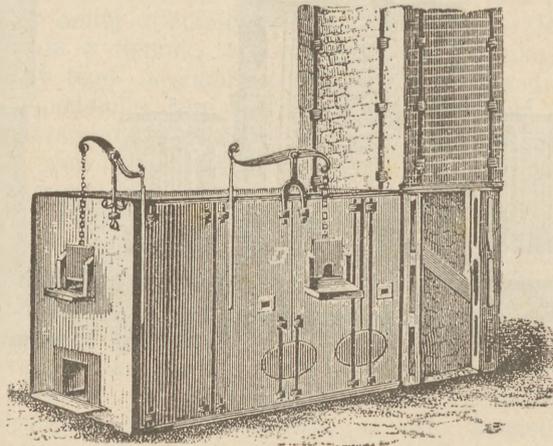


Fig. 59.

ciała te zostają utlenione przez silny prąd powietrza, przepuszczany przez roztopiony surowiec. *Konwertyor Bessemera* jest olbrzymim tygłem, ruchomym na osi *HmN* (fig. 60), zrobionym z cegły ogniotrwałej, powleczonej zewnątrz blachą żelazną. W skład tej cegły, prócz gliny ogniotrwałej, wchodzi znaczny nadmiar węgla wapnia lub magnezu, których przeznaczeniem nie jest tylko nadanie mocy tej ścianie wewnętrznej, lecz także pochłanianie bezwodników, powstających podczas reakcyi oczyszczenia surowca. Do tego konwertyora zostaje wprowadzona surowizna rozpalona i stopiona zaraz po jej wypuszczeniu z pieca wielkiego, poczem puszczają w ruch olbrzymie miechy, a silny prąd powietrza rurą *DM* przechodzi nawskroś przez roztopioną masę żelazną, spalając węgiel, fosfor, siarkę, mangan i t p. Tlenki węgla i siarki uchodzą w powietrze, a tlenki krzemu i fosforu zostają pochłonięte przez zasadowe ściany konwertyora. Po płomieniu, który bucha z otworu retorty, poznajemy, że węgiel cały uległ spalaniu; podczas palenia się węgla płomień ten

jest wielki i niebieski z powodu palenia się znacznej ilości tlenku węglowego, po wypaleniu się węgla płomień opada. W chwili tej znaczna część krzemu i fosforu podległa już spaleni. Wreszcie, gdy wszystkie obce pierwiastki uległy spaleni, żelazo zaczyna płać, rozrzucając oślepiające iskry. Wówczas wylewają zawartość konwertora, nachyliwszy go odpowiednio na osi, w formy, wyrobione z materiałów ogniotrwałych.

Metoda Bessemera służy nie tylko do otrzymywania żelaza czystego, ale także do otrzymywania stali. *Stal* jest żelazem, zawierającym pewną oznaczoną ilość węgla; to też wyrabia się ona zazwyczaj przez dodanie do rozto-

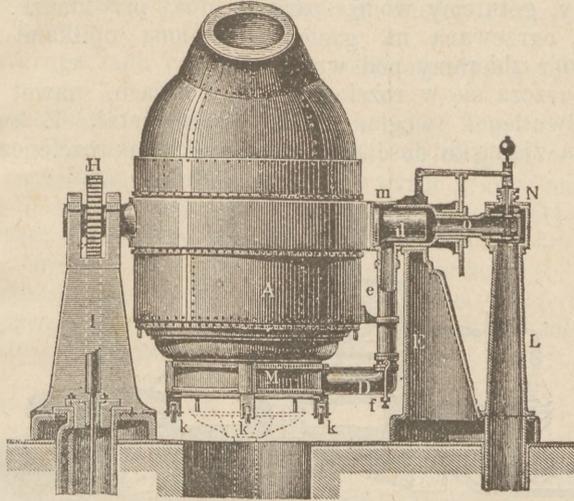


Fig. 60.

pionego i wrącego żelaza w konwertorze odpowiedniej ilości węgla lub przez odwęglenie surowca do pewnego, oznaczonego stopnia.

Żelazo czyste można otrzymywać w pracowniach innymi sposobami, np. przez redukcję wodorem chlorku lub tlenku żelaznego na gorąco. W tym ostatnim przypadku jest ono czarne, sproszkowane, obdarzone własnością samozapalania się w zetknięciu z powietrzem. Żelazo takie, zwane *piroforycznym*, musi być przechowywane w hermetycznie zalutowanych rurkach szklanych.

Żelazo jest metalem białym, z odcieniem szaro-fioletowym. Krystalizuje się w sześciąny lub ośmiościąny. Utkanie jego jest włókniste, lecz z czasem staje się ziarnistym, a metal nabiera kruchości. Żelazo jest metalem najwytrzymalszym. Nitka żelazna o promieniu milimetrym wytrzymuje ciężar 250 kilogramów. Metal ten topnieje koło 1500°—1600°. W temperaturze znacznie niższej żelazo mięknie, staje się ciastowatym, daje się wyklepywać pod młotem i spajać bezpośrednio ze sobą. Jest to metal najbardziej magnetyczny, pod wpływem gorąca traci powoli tę własność. Obecność drobnych nawet domieszek siarki, arsenu lub miedzi czyni żelazo łamliwym, mała domieszka węgla przyczynia się do nadania mu większej twardości.

Żelazo łączy się bezpośrednio na gorąco ze wszystkimi prawie metaloidami. Powietrze suche nie działa na nie, w wilgoci żelazo pokrywa się warstwą rdzy, która powoli wnika w sam głąb metalu; rdza jest złożoną przeważnie z wodoru i tlenku żelaza. Ogrzane do czerwoności żelazo pali się w powietrzu lub w tleniu, rozrzucając oślepiające iskry. Żelazo pali się również w parze siarki, zamieniając się oczywiście na siarek żelaza.

Rozgrzane żelazo rozkłada parę wodną, powstaje wówczas tlenek magnetyczny żelaza:  $\text{Fe}^3\text{O}^4$ , gdyż żelazo utlenia się kosztem tlenu, zawartego w wodzie, a wodór wydziela się i może być zebrany. Doświadczenie uskuteczniamy w przyrządzie, przedstawionym na fig. 61. W kolbce, umieszczonej z lewej strony, gotujemy wodę; para wodna przechodzi przez szeroką rurę porcelanową, ogrzewaną na gazie, napełnioną opilkami żelaznymi; wydzielający się wodór zbieramy pod wodą.

Żelazo rozpuszcza się w rozcieńczonych kwasach, nawet woda, zawierająca w sobie dwutlenek węgla, działa na ten metal. Z kwasem azotnym żelazo przedstawia zjawisko dość ciekawe, gdyż kwas rozcieńczony rozpuszcza

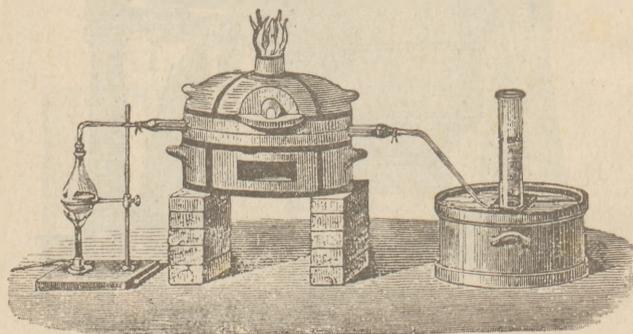


Fig. 61.

je żywo z wydzieleniem brunatnych par tlenku azotowego, przyczem wodór nie wydziela się, lecz odtlenia kwas i rozkłada go; kwas azotny stężony nie działa wcale na żelazo, które pozostaje wówczas w „stanie biernym“ i nie podlega nawet w takim razie wpływowi kwasu bardziej rozcieńzonego. Stan ten mija, gdy żelazo mu podległe dotkniemy innym kawałkiem żelaza, lub potrzymamy jakimś ostrem ciałem, np. szkłem, wówczas metal rozpuszcza się żywo w kwasie. Kwas siarczany stężony rozpuszcza żelazo tylko na gorąco, z wydzieleniem dwutlenku siarki, gdy kwas rozcieńczony działa nań podobnie, jak chlorowódz na zimno, z wydzieleniem wodoru.

Stal jest biała, z odcieniem niebieskim, odłamem ziarnistym, niezmiernie twarda i elastyczna. Hartowanie jej dokonywa się przez ogrzanie, a następnie raptowne ostudzenie w wodzie zimnej; taka stal hartowana jest twardszą od zwykłej, lecz mniej od niej elastyczna. Niektóre metale, przetopione ze stalą, jak np. wolfram lub nikiel, czynią ją jeszcze twardszą i wytrzymalszą.

Żelazo, jak wszyscy o tem wiedzą, jest najpożyteczniejszym metalem. Gmachy, domy, mosty, maszyny, okręty, narzędzia, broń—zawdzięczają temu metalowi swoją trwałość, twardość i wytrzymałość. Niepodobna wyliczyć wszystkich jego zastosowań, dość powiedzieć, że bez żelaza nie istniałby przemysł tak świetny, jak dzisiaj, a ludzkość musiałaby się cofnąć do jakichś czasów barbarzyńskich.

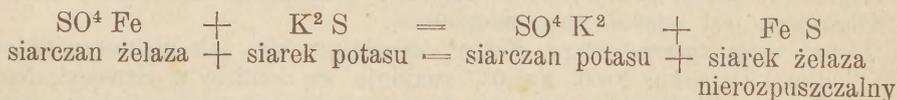
Żelazo wytwarza dwa szeregi związków. W pierwszym szeregu występuje ono jako metal *dwuwartościowy*, analogiczny naprzykład z cynkiem lub magnezem; związki te zwiemy związkami tlenku żelaza. W drugim szeregu żelazo zachowuje się podobnie jak glin, występują więc tu dwa atomy żelaza czterowartościowe, które wymieniają między sobą po jednej wartości-

wości, tak że grupa taka odgrywa rolę *sześciowartościowej*:  

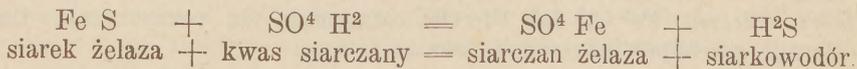
$$\begin{array}{c} \text{Fe} \equiv \\ | \\ \text{Fe} \equiv \end{array} \cdot \text{Związki}$$

te zwiemy związkami tlenku żelaza, a grupę  $\text{Fe}^2$  oznaczamy często dla skrócenia przez *Ffe*, tak samo jak podwójny atom glinu wyrażamy przez *All*.

Między związkami, należącymi do pierwszej grupy, należy wymienić *siarek żelaza*,  $\text{Fe S}$ , znajdujący jako taki w niektórych meteorytach. Ciało to możemy otrzymać rozlicznymi sposobami: 1) działaniem pary siarczanej na rozgrzane żelazo, lub też 2) skropieniem wodą mieszaniny, złożonej z kwiatu siarkowego i opiłek żelaznych, na sucho bowiem ciała te się nie łączą; 3) osadzając wreszcie jakikolwiek związek, należący do tego szeregu, przez jakikolwiek siarek alkaliczny:



W przypadku tym nie używamy siarkowodoru, tylko siarku alkalicznego, dlatego żeby otrzymać w reakcyi siarczan potasu, nie zaś kwas siarczany, który działa na siarek żelaza, rozpuszcza go z wydzieleniem siarkowodoru:

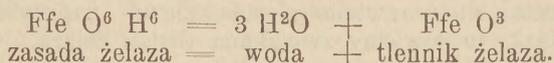


Z powodu tej łatwej rozpuszczalności w kwasach siarek żelaza jest używany do otrzymywania siarkowodoru (patrz str. 60).

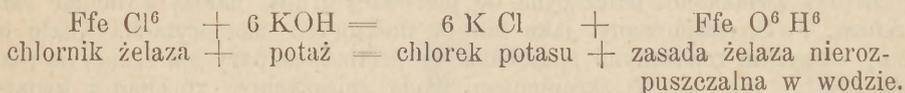
*Siarczan, żelaza* zwany *koperwasem żelaznym* lub *zielonym*,  $\text{SO}^4 \text{ Fe}$ , można otrzymać przez utlenienie na wilgotnem powietrzu siarku żelaznego lub piryków, albo też rozpuszczając żelazo w kwasie siarczanym. Sól ta krystalizuje się w piękne duże kryształy zielone, jednokształtne z siarczanami magnezu, miedzi i cynku i, tak jak one, zawiera 7 cząsteczek wody krystalizacyi. Tak jak siarczan miedzi, koperwas żelazny traci pod wpływem gorąca wodę krystalizacyi, przyczem staje się biały i rozsypuje się. Siarczany te, tak z sobą analogiczne, zwiemy ogólnie *koperwasami*. Siarczan żelaza, pozostawiony pod działaniem powietrza, utlenia się powoli, przechodząc w siarczan tlenku żelaza  $(\text{SO}^4)^2 \text{ Ffe}$ , barwy brunatnej. Można wogóle powiedzieć,

że wszystkie sole, należące do grupy tlenku żelaza, są w roztworach zielone i bardzo łatwo żółcieją, brunatnieją i przechodzą w związki tlennikowe; w stanie zaś bezwodnym sole te są białe.

*Tlennik żelaza*,  $\text{Fe}^2 \text{O}^3$ , albo  $\text{Ffe O}^3$ , tworzy bardzo ważne rudy żelaziste, często spotykane w przyrodzie. Związek ten można otrzymać sztucznie, rozkładając przez gorąco wodan mu odpowiadający, azotan lub siarczan:



Tlennik ten jest ciałem krystalicznym, barwy dość zmiennej, wogóle jednak proszek jego jest ciemno-czerwony i używany jest jako farba. Sole tlenniku żelaza są zawsze żółte lub brunatne; jeśli do roztworów ich dodamy kilka kropel potażu, sody lub amoniaku, wnet występuje osad brunatny, koloidalny, łatwo rozpuszczalny w kwasach, a będący *zasadą*:



Zasada ta, mniej lub więcej odwodniona, zmieszana w różnych proporcjach z tlennikiem, spotyka się w przyrodzie i otrzymuje rozmaite nazwy mineralogiczne. Rdza, pokrywająca wszystkie przedmioty żelazne na powietrzu wilgotnym, jest właśnie taką mieszaniną.

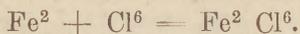
*Tlenek magnetyczny żelaza*,  $\text{Fe}^3 \text{O}^4$ , składający się, jak niektórzy twierdzą, z tlenku i tlenniku:  $\text{Fe O}$ ,  $\text{Fe}^2 \text{O}^3$ , znajduje się obficie w Szwecyi, Norwegii, w Stanach Zjednoczonych, w postaci krystalicznej; związek ten, stanowiący naturalny magnes, można otrzymać, jak wiemy, rozkładając żelazo rozgrzane parą wodną.

Oblany kwasem solnym, tlenek magnetyczny przemienia się w mieszaninę chlorku i chlorniku żelaza.

*Chlornik żelaza*,  $\text{Fe}^2 \text{Cl}^6$  lub  $\text{Ffe Cl}^6$ , otrzymuje się rozpuszczając tlenik lub zasadę mu odpowiadającą w kwasie solnym:



Żelazo rozgrzane pali się w suchym chlorze, a rezultatem tej reakcji jest tworzenie się chlorniku:



Chlornik w stanie bezwodnym przedstawia się w postaci kryształów zielonych, rozpuszczalnych w wodzie, roztwór zaś jest brunatny. W stanie bezwodnym jest to ciało niezmiernie ciężkie wody, rozpuszczające się pod wpływem wilgoci atmosferycznej, którą przyciąga i wchłania. Roztwory tej

soli są bardzo silnie ściągające; pod ich wpływem krew i białko ścinają się natychmiast, stąd zastosowanie ich w medycynie.

W przyrodzie spotykamy, prócz siarku żelaza, *siarnik tego metalu*,  $\text{FeS}^3$ , lub  $\text{Fe}^2\text{S}^3$ , i piryty żelazne wzoru  $\text{FeS}^2$ , bardzo ważne jako minerały eksploatowane w fabrykacji kwasu siarczanego, paląc się bowiem wydzielają znaczne ilości dwutlenku siarki, niezbędnego do tej produkcji. Piryty są najczęściej krystaliczne, obdarzone pięknym połyskiem i barwą złotą, a działaniu kwasów podlegają bardzo trudno, gdyż rozpuszczają się tylko w wodzie królewskiej.

Sole, należące do grupy tlenku żelaza, odznaczają się kilku reakcjami bardzo wybitnymi. Pod wpływem taniny, czyli kwasu garbnikowego, czernieją, wytwarzając atrament. Pewna sól organiczna, zwana żółtym żelazocyankiem potasu, wytwarza w nich niezmiernie charakterystyczny osad szafirowy, zwany błękitem pruskim,—inna znów, siarkocyanian potasu, barwi roztwory, zawierające niezmiernie drobne ilości tych soli, na kolor purpurowy, krwisty.

Sole zaś tlenku nie dają wcale tych wybitnych reakcji, wszystkie jednak ogrzane z kilku kroplami kwasu azotowego utleniają się, zmieniają barwę zielono-niebieską na żółto-czerwoną, charakterystyczną dla soli, należących do grupy tlenku—w istocie, sole tlenku przechodzą tym sposobem bardzo prędko w sole tlenkowe.

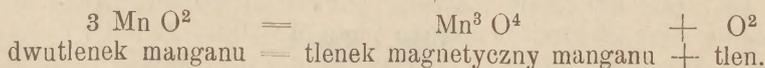
Sole tlenku osadzają się przez czerwony żelazocyank potasu na szafirowo,—sole tlenku nie przedstawiają tej reakcji.

### Mangan.

Minerały manganowe są dość rozpowszechnione w przyrodzie, towarzyszą one najczęściej rudom żelazistym. Najpospolitszym i najważniejszym minerałem manganowym jest dwutlenek, znany nam jako środek utleniający pod mianem braunsteinu. Mangan metaliczny w stanie wolnym nie znajduje się nigdzie, przyrządzają go, rozkładając jego węglan przez węgiel, lub jego chlorek przez sód metaliczny.

Jest to metal biały, z odcieniem różowym, bardzo twardy, łamliwy, nie magnetyczny, rozkładający wodę wrzącą. Kwasy rozcieńczone rozpuszczają go, pod wpływem powietrza zaś pokrywa się brunatną warstwą tlenku.

Mangan tworzy kilka tlenków, wśród których najważniejszy jest *dwutlenek*,  $\text{MnO}^2$ ; jest to ciało ciemno-brunatne, prawie czarne, tracące tlen pod wpływem gorąca i zamieniające się na tlenek magnetyczny manganu.



Pod wpływem kwasu siarczanego dwutlenek manganu się rozpuszcza, przyczem wytwarza się siarczan manganu i wydzielą się również tlen:



Z kwasem solnym zaś dwutlenek manganu wydziela chlor. Reakce te



są nam dobrze znane, ostatnia służy nawet do przyrządzania chloru. Prócz tych związków, dwutlenek manganu jest często używany w pracowniach chemicznych jako środek utleniający, a w szklarstwie duże ma zastosowanie w barwieniu szkła i emalii na kolor fiołkowy, lub w odbarwianiu szkła, zabarwionego na brunatno przez tlenik żelaza: barwy te bowiem, jako dopełniające, wzajemnie się znoszą.

Dwutlenek manganu służy także do wyrabiania wszystkich związków manganowych. Sole te, a zatem chlorki, siarczany, siarki i t. p., są wszystkie różowe, lecz nie mają doniosłości praktycznej.

*Manganian potasu*,  $\text{Mn O}^4 \text{K}^2$ , jest związkiem, w którym mangan zajmuje miejsce metaloidu, choćby np. siarki (zastąpmy w soli tej mangan przez siarkę, a będziemy mieli siarczan potasu); pierwiastek ten więc, jakkolwiek jest metalem, występuje w pewnych solach w rodniku kwasowym. Sól ta otrzymuje się ogrzewając mieszaninę dwutlenku manganu z potażem gryzącym. Po ostygnięciu masy rozpuszczamy ją w wodzie, która barwi się na ciemny kolor zielony; z roztworu tego możemy otrzymać zielone kryształy w kształcie igieł. Sól ta jednak jest stałą tylko wobec nadmiaru ciał alkalicznych, a pod wpływem kwasów wszelkich, a nawet wody z lekka zakwaszonej, rozkłada się, zamieniając na *nadmanganian potasu*,  $\text{Mn O}^4 \text{K}$ , koloru fioletowo-amarantowego. Z powodu tej łatwej zmiany zabarwienia manganian potasu zowieśmy *kameleonem mineralnym*. Nadmanganian potasu (równokształtny z chloranem potasu  $\text{Cl O}^4 \text{K}$ , gdy manganian jest izomorficzny z siarczanem  $\text{SO}^4 \text{K}^2$ ), jest związkiem, mającym bardzo znaczne zastosowanie z powodu swych silnych własności utleniających. Zmieszany w postaci stałej (igły ciemno-fioletowe) z fosforem lub siarką, wywołuje gwałtowny wybuch, zamienia kwas siarkowy na kwas siarczany, zielone sole żelaza na sole żółte, utlenia amoniak na kwas azotawy, a nawet (na gorąco) na kwas azotny. Najenergiczniej jednakże związek ten działa na materje organiczne, utleniając je gwałtownie i szybko. Z powodu tej wybitnej własności jest on ważnym środkiem dezynfekującym. Mangan należy do grupy żelaza.

#### Nikiel i Kobalt.

Obadwa te metale, wraz z manganem i chromem, zaliczamy do grupy żelaza; podobnie jak mangan, towarzyszą one często rudom żelazistym lub

żelazu meteorycznemu. Nikiel jednakże tworzy wybitne związki własne, będące najczęściej arsenkami, siarkoarsenkami, a także węglowodanami lub krzemianami (garnieryt).

Nikiel i kobalt przedstawiają tak znaczne między sobą podobieństwa, że jest niezmiernie trudno metale te rozdzielić.

Nikiel otrzymuje się z rudy, zwanej kupfernikiem, dość pospolitej w Alpach, Pirenejach, Szwecyi,—od niedawna eksploatują również inne rudy niklowe. Jest to metal biały, srebrzysty, trudniej topliwy od żelaza, a przytem jest niezmiernie wytrzymały, kowalny, ciągliwy, nie utleniający się w powietrzu, trudno rozpuszczalny w kwasach. Cenne te własności czynią z niklu metal, mający wiele bardzo zastosowań. W ostatnich szczególnie czasach nikiel i glin nabrały szerokiego znaczenia w świecie przemysłowym. Są to metale względnie nowe, gdyż choć znano je już dość dawno, to jednak nie umiano wydobywać z rud w sposób łatwy i tani. Metalurgia tych pierwiastków stanowi też zdobycz zupełnie nowoczesną. Niklu używają do niklowania, to jest pokrywania niklem instrumentów chirurgicznych i laboratoryjnych, w celu zabezpieczenia ich od utlenienia. Tygle nikłowe, zastępujące w wielu przypadkach kosztowne tygle platynowe, są lepsze od nich z tego względu, że nie podlegają gryzącemu działaniu alkaliów. W sprzętach kuchennych i naczyniach nikiel zastępuje korzystnie miedź: ani sól kuchenna, ani ocet nie działają na te naczynia, przytem nikiel nie nadaje potrawom przykrew woni, jak miedź, i nie jest, rzec można, ciałem trującym, gdyż tylko w dawkach bardzo znacznych jest szkodliwym dla zdrowia.

Metal ten duże ma zastosowanie w aliazach: stal niklowana odznacza się niebywałym oporem przeciw utlenieniu, niepospolitą wytrzymałością i twardością; srebro nowotne jest aliazem niklu, cynku i miedzi, naśladującym srebro i w wielu razach zastępującym je. Sole niklu, zawierające wodę krystalizacyi, są zielone (roztwory są zawsze zielone), a pozbawione jej są żółte. Związki kobaltu zaś w pierwszym przypadku są czerwone, w drugim zaś niebieskie. Piękna ta barwa szafirowa ma ważne zastosowanie w szklarstwie (krzemian kobaltu szafirowy używany był dawniej w malarstwie pod nazwą smalty).

Nikiel i kobalt dzielą z żelazem, prócz wieluinnych, własności magnetyczne, zbliżony bardzo ciężar atomowy, jednakową odporność na działanie stężonego kwasu azotowego i t. p.

---

## C h r o m.

Chrom należy również do rodziny żelaza. Metal ten daje się trudno wytapiać ze swych rud, między którymi najważniejszymi są sole, zwane chromianami, a także tlenek. Redukcyja bowiem węgla chromowego wymaga wysokiej bardzo temperatury. Z powodu jednak wynalazku pieca elektrycznego zadanie to jest obecnie bardzo ułatwione.

Chrom czysty jest podobny do żelaza, jakkolwiek od niego bielszy i bardziej błyszczący. Nie jest magnetycznym. Topnieje w temperaturze niezmiernie wysokiej, na powietrzu wilgotnem rdzewieje, ale tylko powierzchownie, utlenienie nie sięga do warstw głębszych. Przy 2000<sup>o</sup> chrom pali się w tlenie, rozrzucając iskry świetniejsze, niż żelazo.

Chrom przedstawia tę samą wartościowość, co żelazo, i dlatego głównie zaliczamy go do jednej z nim rodziny, niektórymi bowiem własnościami metal ten zbliża się wiele do glinu.

Najważniejszym związkiem tlenowym chromu jest *tlenek chromu*, Cr<sup>2</sup> O<sup>3</sup>, odznaczający się piękną barwą zieloną, z powodu której bywa spożytkowywany w szklarstwie i barwieniu porcelany. Związek ten równokształtny z tlenkiem glinu Al<sup>2</sup> O<sup>3</sup>, wytwarza dwa szeregi soli: jedne fioletowe, drugie zielone. Sole fioletowe są krystaliczne i stałe, zielone zaś nie są krystaliczne, są dość niestałe i dążą do zamienienia się na odmianę fioletową. Jeśli wodan fioletowy lub zielony rozpuścimy w kwasie solnym, wówczas otrzymujemy dwie odmiany *chlorku chromu*, Cr<sup>2</sup> Cl<sup>6</sup>, fioletową lub zieloną. Ałuny chromowe, zupełnie podobne pod względem składu i postaci krystalicznej do ałunów zwyczajnych, z tą jedynie różnicą, że chrom zastępuje w nich miejsce glinu: SO<sup>4</sup> K<sup>2</sup>, (SO<sup>4</sup>)<sup>3</sup> Cr<sup>2</sup>, 24 H<sup>2</sup>O, są pięknej barwy fioletowej, a czerwonej w przeczoczku. Kryształy te, rozpuszczając się w wodzie, dają roztwór fioletowy, przechodzący w barwę zieloną pod wpływem ogrzania do 60<sup>o</sup>. W ten sposób wszystkie sole fioletowe można zamienić na zielone.

*Bezwodnik chromowy, czyli trójtlenek chromu*, Cr O<sup>3</sup>, otrzymuje się z soli, zwanej dwuchromianem potasu. Do nasyconego roztworu tej soli lejemy na zimno i powoli kwasu siarczanego stężonego i czystego; ciecz niezmiernie się rozgrzewa; po ostudzeniu jej wydzielają się kryształy purpurowe trójtlenku chromu, które należy jeszcze oczyścić z kwasu siarczanego. Związek ten jest niezmiernie utleniający: zawiera dwa razy tyle tlenu, co tlenek, to też zapala alkohol, zamienia kwas siarkowy na siarczany, sam przechodząc w tych reakcjach na zielony tlenek chromu.

Bezwodnik chromowy, podobny ze swego składu do bezwodnika kwasu siarczanego (SO<sup>3</sup>), wytwarza sole, zwane *chromianami*, mające ten sam wzór, co siarczany,—kwasu zaś chromowego, Cr O<sup>4</sup> H<sup>2</sup>, analogicznego z siarczanym, dotychczas nie wyodrębniono. Chrom zatem, podobnie jak mangan, wytwarza dwa rodzaje związków: w jednych, jako metal, zajmuje miejsce wodoru kwasowego, w drugi zaś odgrywa rolę metaloidu i zawarty jest w rodniku kwasowym.

Chromiany są bardzo ważnymi związkami chromu,—znamy ich kilka rodzajów: chromiany, dwuchromiany i wielochromiany, przechodzące łatwo jedne w drugie. Chromian barytu i chromian ołowiu są pięknej barwy żółtej, o rozmaitych odcieniach, zależnych od stężenia roztworów, użytych do ich osadzenia; są one stosowane jako farby żółte. *Chromian potasu* krystalizuje się w duże tablice żółte, rozpuszczalne w wodzie, przechodzące pod wpływem kwasów w *dwuchromian potasu*, krystalizujący w wielkie tablice pomarańczowe. Pod wpływem alkaliów roztwór tej ostatniej soli zamienia się napowrót na chromian potasu, izomorficzny z siarczanem potasu. Wszystkie te sole są trujące.

## Platyna i Złoto.

Oba te metale należą do jednej rodziny. Odznaczają się one bardzo ważnemi zaletami, mianowicie niezmierną wytrzymałością, trudną rozpuszczalnością, niepodleganiem działaniom atmosferycznym, przepięknym połyskiem; zalety te zjednały im miano metali szlachetnych. Przytem oba metale są rzadkie i bardzo drogie.

*Platyna* spotyka się w przyrodzie w postaci ziarn lub też żył w różnych krajach: Brazylii, Borneo, Australii, Kalifornii, a głównie w Rosyi na Uralu. Metal ten nie jest zwykle czysty, najczęściej bowiem towarzyszy mu żelazo, to znów złoto lub miedź. Pierwiastki te są nieraz związane w postaci aliażu.

Platyna czysta jest metalem białym, srebrzystym, błyszczącym, wytrzymałym prawie w tym stopniu, co żelazo, kowalnym i ciągliwym. Topnieje w temperaturze niezmiernie wysokiej, koło  $1800^{\circ}$ , a przytopiona daje się ze sobą skuwać. Platyna jest obdarzona własnością pochłaniania i zageszczania rozmaitych gazów, czem zbliża się w pewnym stopniu do węgla drzewnego lub kostnego. Zjawisko to jest tem wybitniejsze, im metal jest bardziej rozdrobiony. *Gąbka platynowa*, otrzymana przez wyprażenie soli, zwanej chloroplatynianem amonu, a głównie *czerń czyli sadza platynowa*, otrzymana przez redukcję soli platynowych, pochłaniają olbrzymią ilość gazów: czerń platynowa może pochłonąć 740 razy swą objętość wodoru. Łatwo pojąć, że gąbka platynowa, która pochłoneła kilkaset razy swą objętość tlenu, jest niezmiernie utleniająca, że zapala strumień skierowanego na nią wodoru, że podtrzymuje wogóle palenie, że zamienia amoniak na kwas azotny i t. p.

Platyna nie utlenia się w żadnej temperaturze, stawia absolutny opór działaniu tlenu. Chlor nie działa na nią bezpośrednio, siarka jednak, fosfor, krzem, bor, arsen, antymon, fluor—łącza się bezpośrednio z platyną. Tygielka platynowego nie można ogrzewać na węglach, gdyż metal szybko się połączy z węglanem lub krzemem, zawartym w popiołach; trzeba również unikać silnego ogrzewania w nim substancji organicznej, zawierającej fosfor, gdyż uległby zupełnemu zniszczeniu.

Ani kwas azotny, ani siarczany lub solny nie działają na platynę, jedynie woda królewska rozpuszcza na gorąco oporny ten metal. Rozmaite jednak roztwory, np. chlorniku żelaza, działają nań mniej lub więcej silnie. Przytem potaż gryzący rozpuszcza go, a saletra, cyanek potasu, siarki alkaliczne i t. p. wygryzają i powoli rozpuszczają platynę.

Z powodu wytrzymałości, jaką okazuje względem gorąca, tlenu, kwasów i większości odczynników, platyna jest cennym metalem, używanym do wyrabiania rozmaitych przyrządów naukowych: wagi, miary, tygle chemiczne, szczypce, palniki i t. p. najbardziej cenione są platynowe.

Rozpuściwszy platynę w wodzie królewskiej, otrzymujemy *chlornik platyny*,  $PtCl_4$ ; jest to ciało brunatne, krystaliczne, bardzo łatwo w wodzie rozpuszczalne; substancja ta chętnie łączy się z chlorkami innych metali, a szczególnie z alkalicznymi, wytwarzając podwójne chlorki, zwane *chloroplatynianami*. *Chloroplatynian potasu*,  $PtCl_4, 2KCl$ , i *chloroplatynian amonu*,

Pt Cl<sup>4</sup>, 2 Az H<sup>4</sup> Cl, są solami żółtymi, krystalicznymi, mało rozpuszczalnymi, mającymi ważne zastosowanie w chemii rozbirowej.

Złoto było od najdawniejszych czasów znane i cenione; spotyka się ono w stanie rodzimym i od wieków, z powodu swego blasku i wytrzymałości, było używane do wyrabiania kosztownych ozdób, lub jako przedmiot wymiany. Spotyka się ono w stanie rodzimym na Syberyi, w Australii, Ameryce; niektóre rzeki unoszą razem z piaskiem drobne okruszyny złota. Jest to najpiękniejszy metal, obdarzony silnym połyskiem, pięknym kolorem żółtym. Jest to metal najkrowalniejszy: można wyklepywać go na blaszki, mające tysiäczną część milimetra w średnicy, są one przeświecające i przepuszczają światło zielonkawę. Metal ten topi się przy 1237<sup>o</sup> i wówczas wydaje się zielony, — pary jego są w przezroczu zielone, a w odbiciu fioletowe. Złoto, tak jak platyna i żelazo, daje się skuwać na gorąco.

Jest to metal nieutleniający się wcale, niepodległy działaniu powietrza, siarki, wody, kwasu siarczanego, solnego, azotnego. Złota używają w postaci aliażów, gdyż jest ono za miękkie, aby mogło być użyte samo. Z tego względu dobre jest do srebra. Najczęściej złoto przetapiają z miedzią, dodając mu twardości, i w tej postaci wyrabiają z niego: monetę, biżuterię i inne przedmioty.

Złoto rozpuszcza się w wodzie królewskiej, wytwarzając *chlornik złota*, Au Cl<sup>3</sup>, który można po odparowaniu rozpuszczalnika otrzymać w postaci ciała stałego, brunatnego, krystalicznego, gorzkiego, rozpuszczalnego w wodzie. Sól ta jest niestałą i w roztworze daje się łatwo redukować nawet przez światło. Jeśli do roztworu chlorniku złota dodamy parę kropel chlorku cyny, to odczynnik ten wywoła redukcję, objawiającą się straceniem bardzo rozdrobnionego złota, zwanego *purpurą Kasyusza*. Reakcyä ta jest niezmiernie czuła, gdyż roztwór, zawierający jedną 435 000 część złota, staje się fioletowym po dodaniu rozcieńczonego roztworu chlorku cyny.

Pod wpływem tego chlornik wełna, jedwab, skóra stają się barwy purpurowej.

*Purpura Kasyusza* jest rozdrobnionem złotem, ale nie czystem, skład tego osadu nie jest znany dokładnie. Stanowi on znakomitą farbę, oddawna używaną do barwienia szkła, emalii, porcelany i t. p. na kolor różowy, rubinowy lub niebiesko-zielonkawy. Przedstawia się zaś w postaci proszku purpurowego, który po wysuszeniu staje się cegląstym.

Inna sól złota, mianowicie cyanek złota, duże ma zastosowanie w złotnictwie. Roztwór jej bowiem w cyanku potasu, poddany elektrolizie, jest obecnie najczęściej używany do złocenia galwanoplastycznego.

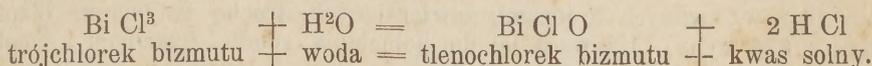
---

### B i z m u t.

Pierwiastek ten jest wielce zbliżony do antymonu, antymon zaś zaliczyliśmy do grupy azotowców, albowiem wielkie jego podobieństwo do arsenu i inne własności nie pozwalają ciał tych rozłączać. Bizmut jest również zwią-

zany z tą rodziną, przedstawia dużo cech wspólnych z arsenem, a jeszcze bardziej z antymonem. Ciężar atomowy tego pierwiastku jest jednak daleko znaczniejszy od ciężarów atomowych azotowców właściwych, a cechy metalu występują w nim wybitniej. Dlatego też odłączyliśmy bizmut od azotowców i zamieściliśmy w części, poświęconej metalom.

Bizmut spotykamy w stanie rodzimym, lub też w związkach takich, jak tlenek, węgiel, siarek. Jest on biały z odcieniem różowym, twardy, łamliwy, nie jest ani ciągliwy, ani kowalny (zbliża się tem do metaloidów); utkanie ma listkowe, krystalizuje się w piękne romboedry. Metal ten trudno podlega wpływom atmosferycznym i rozpuszcza się jedynie w kwasie azotnym, ani kwas solny, ani siarczany nie działają nań na zimno. Roztwór w kwasie azotnym, czyli *azotan bizmutu*, jest stosowany w medycynie. *Trójchlorek bizmutu*,  $\text{Bi Cl}_3$ , rozkłada się pod wpływem wody, wydzielając osad biały, będący *tlenochlorkiem bizmutu*:



Ciało to jest używane jako bielidło. Bizmut, wchodząc w skład aliażów, obniża znacznie ich punkt topliwości i z tego powodu ma ważne zastosowanie.

Sole bizmutowe, zastrzyknięte pod skórę lub w krew, są równie trujące, jak antymonowe, lub rtęciowe.

Metal ten zachowuje wartościowość zmienną, właściwą azotowcom.

## Cyna.

Stoi na pograniczu między metaloidami i metalami. Zaliczamy ją do tych ostatnich z tego względu, że wytwarza sole. Sole te jednak są najczęściej bardzo niestale, nietrwałe, łatwo rozkładające się pod wpływem wody i ciepła. Cyna wytwarza jednak kwasy podobnie jak metaloidy. Metaloidami, do których się zbliża najwięcej, są węgiel i krzem.

Pierwiastek ten spotykamy w przyrodzie w postaci tlenku, siarku, lub też w stanie rodzimym (Boliwia). Był on znany od odległej starożytności i eksploatowany do wyrabiania bronzów. W różnych krajach Europy, jak: w Hiszpanii, Anglii, Saksonii, Czechach, a także w Meksyku lub Chili, istnieją bogate pokłady cyny.

Metallurgia cyny jest bardzo prosta. Mineralek podlega przedewszystkiem potłuczeniu na drobne okruchy i wyprażeniu w dostępie powietrza, w celu usunięcia drobnych ilości siarki lub arsenu (mineralem jest zwykle tlenek cyny), poczem, zmieszany z węglem drzewnym, zostaje ogrzewany w odpowiednich piecach. Odtleniona cyna spływa na dno skrzyni, skąd zostaje wypuszczona i oczyszczona.

Cyna jest metalem bardzo kowalnym, miękkim, białym, srebrzystym, z lekkim żółtym odcieniem. Topi się w temperaturze niskiej: 228°. Utkanie

jej jest krystaliczne i występuje na jaw, jeśli powierzchnię metalu oblejemy kwasem solnym; wytwarzają się bowiem wtedy na niej rysunki fantastyczne, przypominające kształty liści paproci lub palm, zwane *morą metaliczną*. Metal ten może być także otrzymywany w postaci dużych i pięknych kryształów.

Cyna nie utlenia się w zwykłej temperaturze, dopiero koło punktu wrzenia zamienić się może na mieszaninę tlenków. W białym żarze płonie płomieniem białym, wytwarzając jasne kłęby bezwodnika cynowego. Pali się również w chlorze.

Woda nie wywiera wpływu na cynę, jeśli jest jednak zakwaszona octem i słońcem, wówczas rozpuszcza ją znacznie na ciepło. Warunki te spotykamy często w codziennym użyciu rondli, pobielanych cyną. Cyna rozpuszcza się wogóle w kwasach, jeśli takowe są stężone i ciepłe. Alkalia rozpuszczają ją również.

Cyna ma bardzo dużo zastosowań,—służy przedewszystkiem do wyrobienia aliażów, zwanych bronzami, zawierających trochę antymonu, bizmutu, miedzi, a 87% cyny. Używają jej do pobielania rondli żelaznych i miedzianych. Należy zwrócić tu jednak uwagę, że cyna, używana w tym celu, jest często zanieczyszczona ołowiem i stać się może z tego powodu bardzo szkodliwą. Należy również niezbyt ufać pod tym względem cienkim blaszkom cynowym, znanym pod mianem *cynfolii*, używanym do obwijania czekolady, serów, tytoniu i innych artykułów, rzadko bowiem cyna jest w nich czysta.

Jeśli cynę będziemy długo ogrzewali na powietrzu, wówczas zamienia się na biały proszek, będący *dwutlenkiem cyny*,  $\text{Sn O}^2$ . Związek ten jest jednocześnie tlenkiem zasadowym, gdyż wytwarza z kwasami sole cyny, i bezwodnikiem, wytwarzającym z wodą prawdziwe kwasy. Sole cyny pod działaniem siarkowodoru wytwarzają obfity osad żółty ( $\text{Sn S}^2$ ), używany do nasładowania pozłacania na gipsie lub drzewie.

Rozpuszczając cynę w stężonym kwasie solnym, otrzymujemy *chlorek cyny*,  $\text{Sn Cl}^2$ , przedstawiający się po odparowaniu rozpuszczalnika i oczyszczeniu w postaci kryształów białych lub żółtawych, rozpuszczalnych w małej ilości wody,—dodanie dużej ilości wywołuje powstanie białego osadu, będącego tlenochlorkiem (tak jak bizmut). Sól ta jest niezmiernie redukcyjna, duże t.ż. ma z tego powodu zastosowanie w pracowniach i przemyśle; przytem stanowi ona ważny bardzo łącznik w farbowaniu tkanin, a nawet ma wpływ na podniesienie świetności niektórych barw. Również używanym w tym celu jest *chlornik cyny*,  $\text{Sn Cl}^4$ , będący płynem lotnym, dymiącym i posiadającym własność rozpuszczania wielu ciał, np. siarki, jodu, fosforu.

Cyna, podobnie jak krzem i węgiel, do których się zbliża, jest pierwiastkiem czterowartościowym.







679

45—

WYŻSZA SZKOŁA  
PEDAGOGICZNA W KIELCACH  
BIBLIOTEKA

89465

Biblioteka WSP Kielce



0167625