

Pedagogiczna
Biblioteka Wojewódzka
w Białymstoku

p.5324

ZYGMUNT SZELLER

CHEMIA

DLA III KLASY GIMNAZJÓW

K. S. JAKUBOWSKI WE LWOWIE

Herencowicz

ZYGMUNT SZELLER

CZYTELNIA

C H E M I A

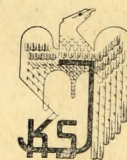
DLA III KLASY GIMNAZJÓW

Z LICZNEMI RYCINAMI W TEKŚCIE

ROZDZIAŁ O OBRONIE PRZECIWGAZOWEJ

OPRACOWAŁA

STANISŁAWA RYBICKA



Cena

wraz ze znaczkiem na Towarzystwo
Popierania Budowy Publicznych Szkół Powszechnych wynosi
1 złoty 30 groszy

LWÓW 1935

NAKŁAD I WŁASNOŚĆ K. S. JAKUBOWSKIEGO

Chemja.

Wstęp.

Zanim zaczniemy zaznajamiać się z chemją, rzućmy okiem wstecz na ostatnie stulecie. Jakież ogromne zmiany w komunikacji i w procesie zaspakajania potrzeb życia codziennego! Od pierwszych statków Fultona (1807 r.) do obecnych transoceanicznych olbrzymów i łodzi podwodnych; od skromnych fabryk-warsztatów do dzisiejszych fabryk-ogromów, z których co minutę wyjeżdża nowoukończony samochód (Ford); od skromnej lokomotywy Stephensona (Stefensona) (rok 1825) do dzisiejszych aerodynamicznych lokomotyw, samochodów i wreszcie samolotów.

Ale pokolenie nasze tak żyło się z wytworami geniuszu ludzkiego: telefonem, żarówką, gramofonem, samochodem, samolotem, radjem, kinematografem i t. d., że nie spostrzega, jakimi milowymi krokami ludzkość posuwa się naprzód w swym rozwoju kulturalnym. Nie widzimy też często, ile setek ludzi trudem swym przygotowuje każdy, nawet drobny, wynalazek. Nie widzimy, gdyż trud ten jest przed naszym okiem ukryty. Zobaczyć go może dopiero człowiek, który głębiej wnika w przyczyny tych wielkich osiągnięć.

Spójrzmy choćby na triumfalny pochód samochodu, łodzi podwodnej lub samolotu. Nie sami konstruktorzy doprowadzili te maszyny do tego rozwoju. Z materiałów, jakie posiadał do rozporządzenia Stephenson, nie byłoby można zbudować lokomotyw i mostów o dzisiejszej doskonałości, a budowa silnika samochodowego i lotniczego byłaby wręcz nie do pomyślenia. Trzeba było pracy całych zastępów metalurgów, t. j. ludzi, zajmujących się otrzymywaniem metali, aby stworzyć żelazo i stal odpowiedniej jakości. Dzięki właśnie tym metalom technika postępuje naprzód tak ogromnymi krokami. Obejrzyjmy się dokoła: blachy na kuchni, drzwiczki u pieców, kaloryfery (grzejniki) — wszystko z żelaza; garnki i naczynia kuchenne — bądź żelazne pobielane lub emaljowane, bądź miedziane lub glinowe (aluminjowe); klamki —



54 (0873)

WSZYSTKIE PRAWA ZASTRZEŻONE

najczęściej mosiężne; konstrukcje szkieletowe nowoczesnych domów — żelazne; dachy, pokryte zwykle blachą żelazną cynkowaną, lub wprost cynkową; przewody elektryczne z drutów miedzianych; oprawki do lampek — mosiężne; a różne narzędzia i przyrządy, noże, widelce i t. d. Przykładów dosyć, żeby zrozumieć, jak ważną rolę odgrywają w naszym życiu metale.

Wszystkie takie przedmioty jak: noże, garnki, lampki, druty, szyny i t. d. są, mówiąc ogólnie, utworzone z materji.

Chemicy, badając materję, wypełniającą wszechświat, wyodrębnili z niej substancje o pewnych charakterystycznych cechach. Wszystkie przedmioty, wszystkie zwierzęta, rośliny, minerały, są utworzone z pewnej albo z pewnych substancyj.

Więc mówimy, że z jednej substancji — glinu — są zrobione różne przedmioty, np. rondle, widelce, kubki i t. d.; z innej substancji — żelaza — takie przedmioty, jak noże, piły, świdry, cęgi i t. d. Może być też inaczej: jeden obiekt może zawierać kilka substancyj. Np. rondel może być zrobiony z dwóch substancyj: miedzi i cyny (bielony), kamień granitowy składa się z trzech: miki, skalenia i kwarcu. Cukier, sól kuchenna, szkło, miedź, złoto — są to wszystko substancje.

Z pośród tych substancyj pod względem technicznym na pierwsze miejsce wysuwają się metale i im też przedewszystkiem poświęcimy swą uwagę.

I. Metale i powietrze.

Metale.

Stan skupienia metali. Metale możemy spotkać w życiu codziennem w normalnych warunkach, t. j. w tych temperaturach, jakie przeciętnie panują na kuli ziemskiej, w stanie skupienia stałym, w formie litej, czyli w mniejszych lub większych kawałkach i w formie rozdrobnionej czyli w pyłku (proszku).

Wyjątek stanowi rtęć — metal płynny w normalnych warunkach.

Wspólne cechy metali. Wspólne własności metali występują najjaskrawiej w formie litej.

Doświadczenie 1. Przyrządy i materiały: młotek, kowadełko, pyłek cynku lub miedzi.

Wykonanie: Cynk lub miedź w pyłku zbijamy młotkiem w kawałek na kowadełku albo na płytce z żelaza.

Wniosek: Jak widzimy, przez skuwanie można pyłek łatwo przeprowadzić w formę litą.

Postaramy się teraz wyszukać, jakie to cechy posiadają metale i jakie z nich są im wspólne. Zróbmy w tym celu następujące obserwacje:

Obserwacja 1. Weźmy blaszkę lub drut z żelaza, miedzi, cynku, glinu (aluminjum), kawałek wstążki magnezowej, blaszkę lub monetę niklową i srebrną, i, jeżeli powierzchnie tych metali nie są czyste i gładkie, przetrzyjmy je bardzo miętkim szmerglem lub papierem szmerglowym (szmerglakiem). Weźmy dla porównania pyłki: żelaza, cynku, magnezu, glinu. Jaką powierzchnię posiadają te metale po oczyszczeniu? Czy szkło, węgiel, marmur, mogą dać powierzchnię o tak silnym połysku? Czy pyłek żelaza i cynku posiada też połysk? Czy po pyłku glinu i magnezu można poznać, że to są metale?

Zapamiętajmy sobie dobrze tę ważną cechę metali: wszystkie one w formie litej posiadają silny połysk, tak zwany metaliczny. W formie rozdrobnionej niezawsze utrzymują tę cechę. Kryształy niektórych substancyj posiadają równie silny połysk, nie posiadają jednak innych cech metali.

Obserwacja 2. Przyjrzyjmy się teraz, jaką barwę posiadają zebrane przez nas metale. Czy wszystkie one są barwy srebrzysto-białej, lub srebrzysto-szarej? Jaką barwę mają złoto i miedź?

Wszystkie metale, jakie znamy, z wyjątkiem złota (żółte zabarwienie) i miedzi (czerwone zabarwienie) posiadają w formie litej barwę srebrzysto-białą lub srebrzysto-szarą. Podkreślamy „w formie litej“, gdyż pyłki posiadają często barwę bądź ciemnoszarą, np.: żelazo i cynk, bądź czarną, np.: platyna i srebro (czarny obraz na płycie fotograficznej, na filmie, jest utworzony ze srebra w formie silnie rozdrobnionej).

W celu zbadania innych własności metali przeróbmy następujące doświadczenie:

Doświadczenie 2. Przyrządy i materiały: młotek, kowadełko, blaszki lub druty z żelaza, cynku, miedzi, niklu, glinu.

Wykonanie: Kujemy silnie zebrane kawałki metali młotkiem na kowadle. Czy te metale kruszą się pod wpływem silnych uderzeń? Co robi się z kredą i węglem pod silnem uderzeniem?

Wniosek: Jak widzimy, metale pod wpływem kucia zmieniają kształt, nie krusząc się, a zatem możemy powiedzieć, że są kowalne. U wielu metali własność ta zależy od temperatury. W pewnych temperaturach, właściwych danemu metalowi, własność ta zmniejsza się, metale stają się bardziej kruche, w innych tempe-

raturach kowalność wzrasta. Przypomnijmy sobie, jak postępuje kowal, gdy wykuwa przedmioty z żelaza: czy łatwiej obrabia je na zimno, czy na gorąco?

Największą kowalność posiada złoto, które można rozkuć na płytki o grubości $\frac{1}{9\,000}$ mm. Tą drogą rozkuwania możemy otrzymać blachę. Ale obecnie blachę w fabrykach wytwarzamy przez walcowanie metali, a druty — przez wyciąganie. W związku z tym mówimy też o metalach, że są ciągliwe. Ale ciągliwość ta ma swoje granice. Druty pod wpływem ciężarów, zawieszonych na nich, wyciągają się; jeśli ciężar przekroczy pewną granicę, nie wytrzymują i pękają. Jest to tak zwana granica wytrzymałości na zerwanie. W celu porównania różnych metali na tę własność można wziąć druty o jednakowych przekrojach, np. o przekroju 1 mm^2 , i wtedy okaże się, że taki drut z ołowiu zerwie się pod ciężarem 2 kg , z glinu (zależnie od gatunku) — od 20 do 30 kg , z miedzi — 40 kg i ze stali — od 45 do 250 kg . Granica wytrzymałości metali na zerwanie jest znacznie wyższa, niż na ogół innych substancji.

Ze szkoły powszechnej wiemy już, że z wszystkich substancji metale posiadają największą zdolność przewodzenia ciepła (stąd najchętniej naczynia do gotowania robi się z żelaza, glinu lub miedzi) i wreszcie przewodzą najlepiej elektryczność (druty metalowe jako przewodniki, najczęściej miedziane).

Metale można łatwo stapiać ze sobą i otrzymywać w ten sposób stopy.

Stopy posiadają często własności, jakich nie posiadają poszczególne ich składniki. Np. złoto jest zbyt miękkie, miedź łatwo śniecie, natomiast stop tych metali z przewagą złota staje się twardszy, choć bardzo podatny na wyginanie i obróbkę, posiadając przytem cechy metalu szlachetnego (nie ulega zmianie na powietrzu). Stop irydu i platyny daje materiał bardzo twardy, nieulegający żadnym wpływom. Miedź jest bardzo miękka, cynk — kruchy, ich stop — mosiądz — jest twardy, mało łamliwy i dosyć odporny na wpływy atmosferyczne. I to jest przyczyna, dla której tak chętnie stapiamy metale ze sobą.

Właściwie z pośród metali, z którymi mamy zwykle do czynienia, tylko miedź (głównie na przewody elektryczne) i rtęć (przrządy fizyczne) są używane w stanie czystym. Pozostałe metale mają prawie wyłącznie zastosowanie w stanie nieczystym lub stopach, jak np. bronz: głównie miedź i cyna (często cynk); mosiądz: miedź i cynk; nikiel na wyroby i monety: miedź i nikiel; srebro na wyroby i monety: srebro i miedź; złoto na wyroby i monety: złoto z miedzią lub srebrem; duraluminium na samoloty: głównie glin i magnez i t. d. O żelazie i stali pomówimy wkrótce.

Bardzo dużo metali rozpuszcza się w rtęci, np. cynk, miedź, ołów, złoto, srebro i t. d., tworząc tak zwane ortęcie (amalgamy).

Do nielicznych wyjątków pod tym względem należy żelazo.

Odrębne cechy metali. Żeby uzupełnić obraz własności różnych metali, należy dodać, iż wśród metali, z którymi mamy do czynienia w temperaturach normalnych, jedne są miękkie jak wosk, a więc miększe od ołowiu, inne twardsze od szkła (łatwo je rysują).

Ciężar właściwy też nie jest jednakowy u metali, gdyż znany nam jest metal, którego ciężar właściwy wynosi zaledwie $0,53\text{ g/cm}^3$, jak i inny o ciężarze właściwym $22,5\text{ g/cm}^3$.

metal	ciężar właściwy	metal	ciężar właściwy	metal	ciężar właściwy
(lit)	(0,53)	cynk	7,20	ołów	11,3
sód	0,97	żelazo	7,86	rtęć	13,59
magnez . . .	1,75	nikiel	8,9 — 9,1	złoto	19,3
glin	2,7	miedź	8,96	platyna . . .	21,4
cyna	5,7 — 7,3	srebro	10,50	(osm)	(22,5)

W związku z tą cechą metale, posiadające ciężar właściwy poniżej 5 g/cm^3 , nazywamy lekkimi, np.: magnez, glin, a metale o ciężarze właściwym powyżej 5 g/cm^3 — ciężkimi, np.: cynk, żelazo, ołów i t. d.

Topliwość metali jest również bardzo rozmaita. I tak rtęć topi się już w temperaturze -39 C (wrze w 357 C), a znany nam jest metal, którego temperatura topnienia wynosi 2850 C .

metal	temperatura topnienia	metal	temperatura topnienia	metal	temperatura topnienia
rtęć	-39^0	magnez	651^0	nikiel	$1\,452^0$
sód	96^0	glin	659^0	żelazo	$1\,530^0$
cyna	232^0	srebro	960^0	platyna . . .	$1\,755^0$
ołów	327^0	złoto	$1\,062^0$	(wolfram) . .	$(2\,850^0)$
cynk	419^0	miedź	$1\,083^0$		

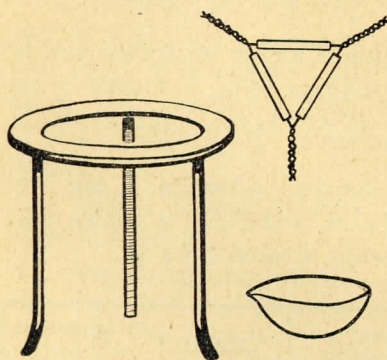
Pytania. Jaki jest normalny stan skupienia metali? Czy spotykamy jakiś metal, który w normalnych warunkach znajduje się w stanie ciekłym? Jaka cecha metali w formie litej pozwala nam na łatwe ich odróżnienie od innych substancji? Jakie jeszcze cechy wspólne posiadają metale? Jakie zabarwienie posiada miedź i złoto, a jakie pozostałe metale? Jakie metale nazywamy lekkimi, a jakie ciężkimi? W jaki sposób można otrzymać blachę i druty? Czy metale są zwykle używane w stanie czystym?

Metale i powietrze.

Własności, które poznaliśmy, nie zaznajamiają nas dostatecznie z metalami. Przypomnijmy sobie, ile to razy, przechodząc koło toru kolejowego, zwracaliśmy uwagę na różnicę, jaka zachodzi między szynami, po których przebiegają pociągi, a szynami, leżącymi obok do wymiany. Jedne w użyciu — błyszczące, drugie — zardzewiałe. A ileż to razy obserwowaliśmy, jak wygląda stary drut kolczasty, który leżał przez dłuższy czas na powietrzu. Nasuwać się nam mogą tylko dwie odpowiedzi. Albo żelazo rdzewieje samo przez się, albo na żelazo musi coś z zewnątrz w ten sposób wpływać. Chcąc rozwiązać to zagadnienie, przeróbmy następujące doświadczenie:

Doświadczenie 3. Przyrządy i materiały: trójnóg, trójkąt, szczypce, parownica, palnik, blaszka z żelaza i miedzi, wstęga magnezu.

Wykonanie: Na parownicę (rys. 1), postawioną na trójnogu, albo na trójkącie, leżącym na trójnogu, kładziemy kawałek dobrze oczyszczonego żelaza (najlepiej blaszkę) i, po stopniowym i równomiernym ogrzaniu parownicy, pod-



Rys. 1. Trójnóg, trójkąt i parownica.

stawiamy bezpośrednio pod nią płomień palnika, a następnie ogrzewamy coraz silniej. Im lepiej żelazo będzie przystawało do dna naczynia, tem prędzej się rozżarzy. Kiedy blaszka żelazna rozżarzy się do czerwoności, pozostawmy ją tak przez kilka minut, poczem usuńmy palnik i pozwólmy blaszce ostygnąć. Teraz weźmy ją, przyjrzyjmy się dobrze, czy jej powierzchnia pozostała bez zmiany (najlepiej porównać ją z taką samą blaszką żelazną nieogrzewaną), wreszcie spróbujemy ją zgiąć i sprawdzimy, czy warstwy wierzchnie zachowują się tak jak pozostałe. Odnotujmy wszystkie zaobserwowane zjawiska i przeróbmy podobne doświadczenie z blaszką miedzianą, a następnie z wstęgą z metalu magnezu¹⁾. Ostatnie doświadczenie można przerobić inaczej. Bierze się w żelazne szczypce kawałek wstęgi magnezowej, koniec jej wkłada na chwilę do płomienia i, jak tylko się metal zapali, odsuwa się go od płomienia i trzyma nad parownicą.

¹⁾ Podczas ogrzewania magnezu na parownicy powstają często czarne plamy wskutek działania magnezu na substancję parownicy — porcelanę.

Czy żelazo, miedź, magnez uległy w czasie ogrzewania jakiej zmianie?

Czy warstwa, okrywająca żarzony metal, względnie produkt otrzymany, jest metalem?

Czy metale te stykały się w tym czasie z jakimi innymi substancjami?

Jak wyglądają otrzymane produkty?

Doświadczenie 4. Przyrządy i materiały: palnik, szczypce, i blaszka lub drucik platynowy.

Wykonanie: Wkładamy drucik platynowy w górną część płomienia palnika i silnie rozżarzamy. Po wyjęciu z płomienia przyjrzyjmy się, czy platyna uległa jakiejś zmianie.

Doświadczenie 5 — pokazowe¹⁾. Przyrządy i materiały: szczypce, nóż, bibuła, sól metaliczna.

Wykonanie: Wyjmujemy szczypczykami kawałek sodu z naczynia z naftą, w której go zawsze przechowujemy (przyczyny poznamy wkrótce), kładziemy na bibule, aby obsiał, osuszamy go i przecinamy nożem. Sód jest właśnie jednym z tych metali, które są miękkie jak воск. Świeżo przecięta powierzchnia posiada piękny srebrzysty połysk. Pozostawmy ją jednak na powietrzu na kilka minut; cóż się z nią dzieje? Wkrótce powierzchnia ta traci połysk i mętnieje.

Wniosek: Jak widzimy, nie wszystkie metale zachowują się jednakowo. Jedne ulegają na powietrzu bardzo szybkiej przemianie, jak np. sód, który pokrywa się białym nalotem, inne bardzo wolnej — w zwykłej temperaturze, a szybszej przemianie w podniesionej, jak np. magnez, żelazo, miedź, które zamieniają się na białą, ciemnoniebieską i czarną substancję; wreszcie jeszcze inne nie ulegają żadnym zmianom nawet w bardzo wysokich temperaturach, jak np. platyna.

Takie metale, jak platyna, złoto i srebro, które nie ulegają widomym wpływom powietrza, nazywamy metalami szlachetnymi.

Pytania. Czy powietrze wywiera jakikolwiek wpływ na metale? Czy temperatura odgrywa jakąkolwiek rolę w zachowaniu się metali na powietrzu? Czy przepalanie się duszy od żelazka do prasowania jest wywołane tylko żarem pieca? Jak zachowują się znane nam metale na powietrzu? Jakie metale zaliczamy do szlachetnych? Który z poznanych metali jest najszlachetniejszy?

¹⁾ Przy nieumiejętnym obchodzeniu się z sodem można się bardzo niebezpiecznie oparzyć. (Uważać na oczy!)

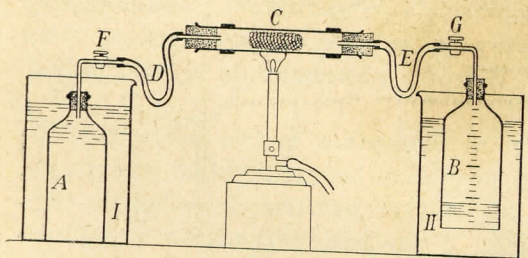
Skład powietrza. Jak z poprzednich doświadczeń wynika, powietrze wywiera swój wpływ na metale nieszlachetne, powstaje jednak pytanie, jakiego rodzaju jest ten wpływ.

W celu znalezienia odpowiedzi na to pytanie, zbadajmy działanie powietrza na metal w zamkniętym naczyniu.

Doświadczenie 6 — pokazowe. Przyrządy i materiały: 2 butelki pojemności 500 cm^3 z odciętymi dnami, jedna z podziałką co 20 cm^3 , obie z koreczkami i z wprawionymi w nie kranikami, 3 podstawy żelazne, jedna łapa duża i dwie mniejsze z łącznikami, dwa naczynia z wodą, do których można byłoby całkowicie zanurzyć butelki, rurka z trudno topliwego szkła długości około 24 cm , o średnicy około $1,5\text{ cm}$, z dwoma koreczkami i z rurkami przetkniętymi przez nie, dwie rurki kauczukowe, palnik, „srebrne” nici choinkowe (albo siatka miedziana).

Wykonanie: Zadanie polega na przepędzeniu pewnej wiadomej ilości powietrza z jednego zbiornika do drugiego ponad rozżarzoną miedzią.

Butelkę *A* (rys. 2) z odciętym dnem, zaopatrzoną koreczkiem z przetkniętym i otwartym kranikiem *F*, zanurzamy do naczynia *I* z wodą, aby się nią całkowicie napełniła, tak jednak, żeby woda



Rys. 2. Badanie składu powietrza.

nie weszła do rurki kranika, poczem kranik zamykamy. Do drugiego naczynia *II* z wodą wstawiamy drugą butelkę *B* z podziałką, przy otwartym kraniku *G*, pozostawiając w niej powietrze w objętości około 400 cm^3 , poczem kranik zamykamy, umocowujemy butelkę w łapie statywu tak, żeby poziom wody wewnątrz był jednakowy, i odnotowujemy objętość powietrza w butelce. Następnie w rurkę *C* z trudno topliwego szkła wtykamy koreczki kauczukowe ze szklanymi i kauczukowymi rurkami *D* i *E*, i łączymy ją z butelkami *A* i *B*. Długość kauczukowych rurek musi być taka, aby można było butelki *A* i *B* swobodnie wyjmować z naczyń *I* i *II* i opuszczać na dno. Rurka *C* winna zawierać kłęb „srebrnych” nici choinkowych (lub siatkę z miedzi). „Srebrne” nici są miedziane i pokryte cienką warstwą srebra, które stapia się i spływa w czasie ogrzewania. Teraz otwieramy kranik *G*, ogrzewamy stopniowo rurkę *C* z miedzią i po jej rozżarzeniu rozpoczynamy przepędzanie powietrza z butelki *B* do *A* ponad rozżarzoną miedzią. W tym celu podnosimy butelkę *A* do takiej wyso-

kości, na jakiej znajduje się butelka *B*, i otwieramy ostrożnie kranik *F*, obserwując szybkość, z jaką opada woda w naczyniu *A*. Woda powinna tak opadać, żeby w zależności od użytej miedzi $40\text{--}80\text{ cm}^3$ powietrza przechodziło na minutę. Gdy zauważymy, że opadanie wody staje się zbyt wolne, opuszczamy stopniowo butelkę *B* w wodę aż do jej pogrążenia. Gdyby powietrze nie ustąpiło całkowicie z butelki *B*, podnosimy stopniowo butelkę *A*.

W ten sposób, opuszczając butelkę *B* i podnosząc butelkę *A*, możemy całkowicie przepędzić powietrze z *B* do *A*. Kiedy to nastąpi, przepędzamy w ten sam sposób powietrze z *A* do *B*. Doświadczenie można uważać za skończone, jeżeli przepędzanie powietrza tam i z powrotem trwało niekrócej niż 10 minut przy użyciu nici choinkowych lub 20 minut przy użyciu siatki miedzianej.

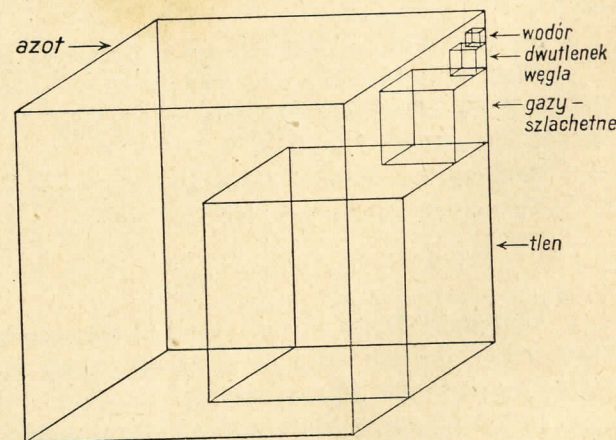
Wreszcie przerywamy ogrzewanie, czekamy aż pozostały gaz ostygnie do temperatury pokojowej, wtedy zamykamy kraniki, ustawiamy powierzchnię wody naczynia wewnętrznego i zewnętrznego na jednym poziomie i odczytujemy objętość gazu, a stąd obliczamy, jaką część stanowi „czynny składnik powietrza”.

Uwaga: W czasie przebiegu doświadczenia przynajmniej jeden kranik musi być otwarty, ponieważ z powodu ogrzewania powietrze w rurce *C* rozszerza się, a podczas ostygania kurczy się.

Wniosek: Ostatnie doświadczenie wykazuje nam, że z powietrza, w którym znajduje się rozżarzony nieszlachetny metal, ubywa pewna część. Ten czynny w danym wypadku składnik, tak zwany tlen, stanowi około $\frac{1}{5}$ części powietrza lub — jak to dają jeszcze ściślejsze pomiary — około 21% na objętość.

Poza tem pozostałą ilość powietrza stanowi głównie azot — około 78% , gazy szlachetne — około 1% , dwutlenek węgla — $0,03\%$

i wreszcie wodór w ilości $0,01\%$. Naturalnie mówimy tu o powietrzu czystym i osuszonym (rys. 3), gdyż w normalnych warunkach zawiera powietrze zawsze mniejsze lub większe ilości pary wodnej i kurzu.



Rys. 3.

Stosunki objętościowe składników powietrza.

Wiemy już, że $\frac{1}{5}$ część powietrza, tlen, jest zużywana podczas działania powietrza na metal, nie wiemy jednak, na co zostaje zużywana — co się właściwie z nią dzieje.

W tym celu przeróbmy jeszcze raz reakcję działania metalu na powietrze, lecz tym razem przeprowadźmy kontrolę nad tą reakcją zapomocą wagi.

Doświadczenie 7. Przyrządy i materiały: waga, ciężarki, parownica, trójnóg, trójkąt, palnik, żelazo w pyłku.

Wykonanie: Równoważymy na wadze małą parownicę z żelazem w pyłku (około 1 g), odnotowujemy ogólny ciężar, stawiamy parownicę na trójkącie, położonym na trójnogu, i ogrzewamy ją stopniowo, aż do rozżarzenia się żelaza w pyłku. Po kilku minutach żarzenia pozostawiamy parownicę, aby dobrze ostygła i ważymy ją powtórnie wraz z zawartością.

Czy ciężar substancji, która powstała, jest taki sam, jak pierwotnie żelaza w pyłku?

W jaki sposób wytłumaczyć sobie zwiększenie się ciężaru pierwotnej substancji?

Wniosek: Poprzednie doświadczenie wykazało nam, że część powietrza, tlen, zostaje zużyta podczas działania powietrza na metal, a obecnie stwierdziliśmy, że ciężar substancji otrzymanej z metalu jest większy od ciężaru metalu, z którego ta substancja powstała.

Gdybyśmy przeprowadzili te badania zapomocą bardzo dokładnych doświadczeń, znaleźlibyśmy, iż różnica między ciężarem substancji, która powstała z metalu, a ciężarem samego metalu równa się ciężarowi tlenu, który ubył z powietrza.

Ciężar substancji ostatecznej — ciężar metalu = ciężarowi tlenu, czyli

ciężar substancji ostatecznej = ciężarowi metalu + ciężar tlenu.

Stąd wnioskujemy, że pewna ilość metalu razem z pewną ilością tlenu utworzyły tę nową substancję. Więc nowa substancja składa się z tlenu i metalu.

Reakcja ta zachodzi szczególnie łatwo w wyższej temperaturze. Na metale szlachetne tlen, jak wiemy, nie działa.

Tlen.

Tlen jest jedną z najważniejszych substancyj, jakie znamy. Chemicy oznaczają tlen dużą literą O od nazwy łacińskiej, jaką otrzymała ta substancja (*Oxygenium*).

Tlen wpływa właśnie na niektóre metale w taki sposób, że, jak to wykazały nam poprzednie doświadczenia, przyłącza się do nich, dając nowe substancje, tak zwane tlenki. Stąd też ciężar

substancji, którą otrzymujemy po żarzeniu, jest większy od ciężaru pierwotnej substancji, użytej do doświadczenia.

Tą drogą otrzymaliśmy:

z żelaza i tlenu — tlenek żelaza,
z miedzi i tlenu — tlenek miedzi,
z magnezu i tlenu — tlenek magnezu,

wreszcie już bez ogrzewania:

z sodu i tlenu — tlenek sodu.

Mówimy, że wszystkie te metale utleniają się. Platyna natomiast nie łączy się w tych warunkach z tlenem, czyli nie utlenia się.

Pytania: Jak nazywamy substancje, które wytworzyły się na powierzchni żarzonych w powietrzu metali: żelaza, magnezu, miedzi? Jaki posiadamy dowód ilościowy, że z powietrza coś się do metali przyłącza? Jaki jest skład powietrza? Jak wykazać, że powietrze składa się nie tylko z tlenu? Jak sprawdzić jaką część powietrza stanowi tlen? Jak nazywa się proces, w którym z metali powstają ich tlenki? Na powierzchni silnie rozżarzonego żelaza, np. duszy od żelazka do prasowania, tworzy się tak zwana *zendra*; co to jest?

Po raz pierwszy tlen otrzymał uczony szwedzki Scheele (Szeele), który jednak badań swych nie ogłosił odrazu. W parę zaledwie lat później (w r. 1774) uczony angielski Priestley (Pristlej) otrzymuje tę substancję z tlenku rtęci.

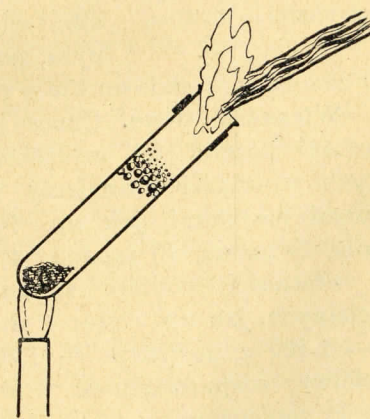
Przeróbmy i my to doświadczenie (rys. 4).

Doświadczenie 8. Przyrządy i materiały: próbówka z trudno topliwego szkła, palnik, tlenek rtęci, łuczywo.

Wykonanie: Do próbówki z trudno topliwego szkła nasypujemy szczyptę pomarańczowego tlenku rtęci i silnie go ogrzewamy.

Czy barwa tlenku rtęci pozostaje bez zmiany?

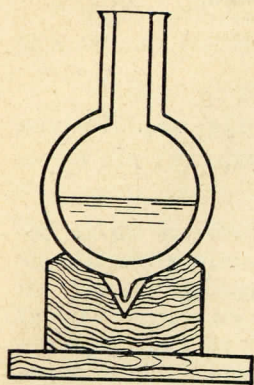
Kiedy szkło zaczyna się rozżarzać, wprowadzamy do próbówki tłące się łuczywko. Łuczywko tli się silniej i wreszcie zapala się płomieniem, co jest dowodem obecności tlenu. Ilość tlenku rtęci zmniejsza się stopniowo podczas tego ogrzewania i na ściankach osiadają krople rtęci.



Rys. 4. Otrzymywanie tlenu z tlenku rtęci.

Wniosek: Tlenek rtęci oddaje podczas ogrzewania swój tlen. Pozostaje rtęć. Jak więc widzimy, niektóre metale pobierają z powietrza tlen, tworząc tlenki, niektóre zaś tlenki, jak np. tlenek rtęci, mogą przyłączony tlen oddać zpowrotem.

Tlenek rtęci jest substancją drogą i daje stosunkowo mało tlenu. To też nie stosujemy go do otrzymywania tlenu. Doświadczenie,



Rys. 5. Naczynie Dewara (Diwara) do przechowywania ciekłego tlenu. Między podwójniami, wysrebrzonymi ściankami — próżnia.

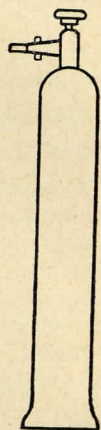
które przerobiliśmy, ma jedynie znaczenie teoretyczne. Jeśli nie idzie o czysty tlen, możemy go najłatwiej technicznie otrzymać, skraplając w specjalnych maszynach suche i pozbawione dwutlenku węgla powietrze. Tlen skrapla się wraz z azotem, lecz ponieważ azot wrze w niższej temperaturze niż tlen, pozwalamy, aby główna ilość azotu wyparowała; pozostaje prawie czysty tlen (domieszka azotu dochodzi do 5%), który można przechować kilka dni w stanie ciekłym (rys. 5) albo wtłoczyć w stanie lotnym, pod ciśnieniem 100 do

150 atmosfer w stalowe butle (rys. 6) i tak dostarczyć do użytku.

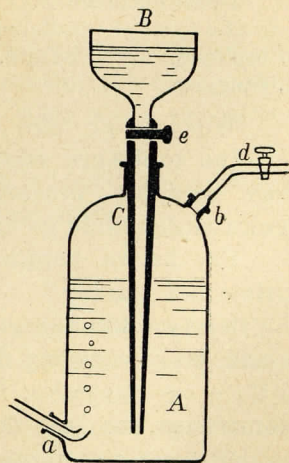
Własności tlenu. Chcąc poznać dokładnie jakąś substancję, musimy poznać jej własności. Niektóre z tych własności poznajemy bezpośrednio naszymi zmysłami, jak np. 1) stan skupienia, 2) barwę, 3) zapach, 4) smak, inne zaś własności dopiero zapomocą badań specjalnych, jak np. ciężar 1 litra gazu (tlenu — 1,429 g, powietrza — 1,293 g), ciężar właściwy, rozpuszczalność w wodzie i t. d.

Przy opisywaniu własności substancji przedewszystkiem bierzemy pod uwagę cztery pierwsze z wymienionych własności fizycznych. Zobaczymy, jak się one przedstawiają dla tlenu.

Tlen jest gazem bezbarwnym, bez zapachu i smaku. Pierwszymi, którzy go skroplili, byli Polacy, prof. Z. Wróblewski i K. Olszewski.



Rys. 6. Stalowa butla do tlenu.



Rys. 7. Gazometr.

Skroplony tlen przedstawia się jako niebieskawa ciecz (wrząca pod normalnem ciśnieniem w -183°C). Jeszcze silniej ostudzony przechodzi w ciało stałe (temperatura topnienia -227°C).

Tlen do doświadczeń, do których potrzebne są większe jego ilości, przygotowujemy sobie zawczasu w zbiorniku nieprawidłowo zwanym „gazometrem“ i stąd go czerpiemy. Zbiornik taki (rys. 7) przedstawia się jak wielki gąsior *A*, zaopatrzony w dwa dodatkowe wyloty: jeden na dole *a*, zamykany korkiem szklanym, drugi na górze *b*, zamknięty najczęściej korkiem kauczukowym z przetkniętą przez niego rurką *d* z kranikiem. Oprócz tego w szyjce jest szczelnie wstawiony wielki lej *B*, sięgający rurą *C* z kranem *e* prawie do dna zbiornika. Ażeby przygotować zbiornik do napełnienia gazem, otwieramy krany *d* i *e*, i przez lej *B* napełniamy go wodą, a następnie zamykamy oba krany *d* i *e*, i otwieramy korek szklany wylotu (tubusa) *a*. Jeśli wylot ten jest prawidłowo pochylony ku górze, woda ze zbiornika gazowego nie wyleje się, gdyż w szyjce wylotu *a* na jej powierzchnię ciśnię słup powietrza, podczas gdy z drugiej strony ciśnię stosunkowo niewysoki słup wody. (Jeśli wylot *a* jest nieprawidłowo, t. j. poziomo zrobiony, gazometr należy wstawić do wanny z wodą, gdyż inaczej, z chwilą otwarcia tego wylotu, powietrze samo dostanie się do zbiornika.) Do zbiornika możemy teraz rurką, wsuniętą przez wylot *a*, wprowadzić tlen z przyrządu, w którym go otrzymujemy. Tymże wylotem *a* w miarę zbierania się gazu w zbiorniku wypływa woda.

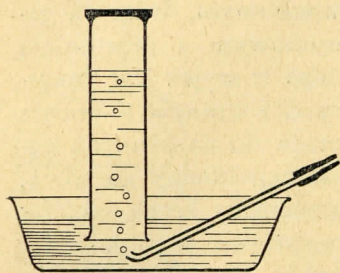
Z chwilą, kiedy jej poziom opadnie prawie do poziomu wylotu *a*, wyjmujemy rurkę wprowadzającą gaz, aby zbyt niski stan wody nie spowodował dostania się powietrza do zbiornika, i następnie zamykamy korkiem wylot *a*. Gazometr jest gotów do użycia.

Jeśli teraz chcemy z niego czerpać znajdujący się w nim gaz, napełniamy wodą lej *B*, otwieramy kran *e*, na rurkę *d* wylotu *b* nakładamy rurkę kauczukową i, otwierając kranik *d*, wypuszczamy potrzebną ilość gazu do odpowiednich, przyrządów.

A teraz przystąpmy do doświadczeń, pozwalających nam poznać inne jeszcze własności tlenu, a w szczególności zachowanie się jego w stosunku do innych substancji czyli tak zwane własności chemiczne.

Doświadczenie 9. Przyrządy i materiały: zbiornik z tlenem, wanna z wodą, walec do zbierania gazów pojemności 250 cm^3 , słoik pojemności 500 cm^3 , 2 szkiełka doszlifowane, 1 tekturka do przykrycia walca, 1 tekturka azbestowa, palnik, rurka kauczukowa, rurka szklana, kawałek grubego drutu, 1 drut cienki o średnicy $0,5 - 0,7\text{ mm}$, wstążka magnetyczna, żelazo w pyłku.

Wykonanie: Napełniamy tlenem ze zbiornika walec i słoik. Napełnianie naczyń gazem odbywa się w taki sposób. Naprzód napełniamy walec lub słoik wodą aż ponad brzegi i przykrywamy go doszlifowanym szkiełkiem, wsuwając je z jednego boku tak, aby się nie dostało pod nie powietrze. Następnie, przyciskając szkiełko, odwracamy naczynie dnem do góry, wstawiamy je



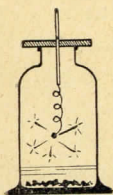
Rys. 8. Napełnianie walców gazem.

do wanny z wodą i odejmujemy szkiełko pod powierzchnią wody w wannie (rys. 8). Samo napełnianie gazem odbywa się za pośrednictwem rurki kauczukowej, zakończonej zgiętą rurką szklaną. Po napełnieniu tlenem, naczynie znów przykrywamy szkiełkiem pod powierzchnią wody w wannie, odwracamy je i tak przykryte ustawiamy na stole.

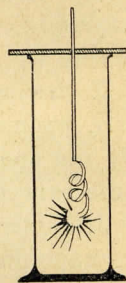
Do walca (rys. 9) wprowadzamy zapalony kawałek wstążki magnezowej, uprzednio zwinięty w spiralę na szklanej rurce i umocowany na grubym drucie, przetkniętym przez tekturkę. Tekturką tą zakrywamy otwór walca w czasie spalania.

Jak przebiega spalanie magnezu? Jak wygląda produkt spalania magnezu? Czy nie otrzymywaliśmy już podobnej substancji?

Następnie napełniamy tlenem słoik, którego dno jest wyłożone mokrą warstwą tektury azbestowej lub też, na jakiś tydzień przedtem, azbestem, rozrobionym z niewielką ilością rozcieńczonego szkła wodnego. Brzeg słoika doszlifowujemy na kamieniu szlifierskim. (Brzegów można nie szlifować, o ile zamiast szkiełka używać będziemy tekturki.) Słoika tego nie napełniamy zresztą całkowicie tlenem, lecz pozostawiamy w nim pewną ilość wody, która utworzy na dnie warstwę kilkucentymetrową, chroniącą naczynie przed pęknięciem (rys. 10). Drukik żelazny o średnicy 0,5 — 0,7 mm owijamy dokoła grubej rurki szklanej lub pręta żelaznego, aby nadać drucikowi kształt zwoju (spiralnego), jak poprzednio wstążce magnezowej; ten zwój przymocowujemy jednym końcem do grubego drutu, przetkniętego przez kawałek tektury azbestowej, służącej do przykrycia słoika, drugi zaś, rozżarzony silnie, na moment zanurzamy w pyłku



Rys. 10. Spalanie żelaza w tlenie.



Rys. 9. Spalanie magnezu w tlenie.

żelaznym, który sam się rozżarza, i prędko wkładamy do słoika z tlenem.

Sprawdźmy, czy produkt otrzymany (kulki na dnie) jest metalem.

Wniosek: Jeżeli porównamy produkty, otrzymane przez spalanie magnezu i żelaza w tlenie, z produktami, otrzymanymi przez ogrzewanie magnezu i żelaza na powietrzu, to przekonamy się, że są one identyczne. Otrzymaliśmy więc tlenek magnezu i tlenek żelaza.

Zaobserwowane tylko co procesy spalania są tem samem procesami utleniania, lecz tak energicznymi, że substancje spalające się i produkty spalania zostają silnie rozżarzone.

Proces ten spalania żelaza tlenem jest używany do przecinania szyn, dźwigarów i t. p., o czem w dziale: metale i woda.

Z obserwacji możemy wyprowadzić następujące wnioski:

- 1) działanie czystego tlenu jest znacznie energiczniejsze, niż powietrza, czyli tlenu, zmieszanego z innymi gazami;
- 2) tlen jest czynnikiem podsycającym palenie;
- 3) tlen jest niezbędnym czynnikiem palenia, ponieważ z chwilą, kiedy zabraknie tlenu, ciało palące się gaśnie.

Ostatnie doświadczenia, wskazujące, jak tlen podsyca palenie, wykonywaliśmy w czystym tlenie. Podsylenie to można osiągnąć w inny jeszcze sposób. Zamiast zwiększać ilość czystego tlenu, możemy ilość jego zwiększyć przez energiczny przepływ większych mas powietrza, jak to naprzykład robimy w palniku Bunsena.

Palnik ten (rys. 11) jest zbudowany z trzech głównych części: palniczka *a*, kominka *b* z dwoma dolnymi otworami, i pierścienia *c* również z dwoma otworami. Pierścień *c* obraca się i pozwala na zamykanie lub też odsłanianie otworów kominka, a co za tem idzie, na zwiększanie lub zmniejszanie dopływu powietrza.

Doświadczenie 10. Przyrządy i materiały: palnik Bunsena, drucik.

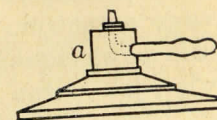
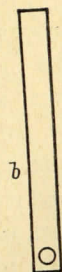
Wykonanie: Zamykamy dolne otwory powietrzne palnika i zapalamy gaz, następnie otwieramy otwory. Kiedy płomień jest nieświecący?

Weźmy teraz drucik i wsuńmy go na chwilę ponad wewnętrznym stożkiem (rys. 12) w górną część 2 płomienia nieświecącego (dolne otwory powietrzne otwarte) i świecącego (dolne otwory powietrzne zamknięte).

W którym płomieniu drucik prędzej się rozżarza?

Który z płomieni ma wyższą temperaturę?

W którym następuje energiczniejsze spalanie gazu i dlaczego?

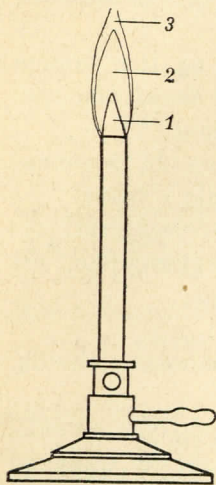


Rys. 11. Rozłożony palnik Bunsena.

Potrzymajmy teraz chwilę drucik w wewnętrznej części 1 płomienia nieświecącego i w jego górnej części 2, t. j. ponad wewnętrznym stożkiem.

Która część jest gorętsza, którą należy posługiwać się podczas ogrzewania?

Wniosek: Płomień ten staje się przy silniejszym dostępie powietrza nieświecący, temperatura jego podnosi się. Płomień palnika Bunsena posiada najgorętszą część ponad stożkiem wewnętrznym (rys. 12).



Rys. 12. Palnik Bunsena w użyciu.

Przypomnijmy sobie, jakim płomieniem pali się węgiel w piecu przy słabym dostępie powietrza i przy silnym ciągu. Teraz rozumiemy, jakie ma znaczenie silny dopływ powietrza. Wszędzie tam, gdzie zechcemy wzmoczyć palenie, zwiększyć dopływ tlenu, musimy się starać o wywołanie ciągu, często też wtłaczamy sztucznie powietrze, ba nawet czasem i czysty tlen. Dążność do wywołania silnego ciągu w paleniskach zmusiła ludzi do budowania wysokich kominów fabrycznych.

Pytania: Jak można otrzymać tlen? Jakie właściwości fizyczne posiada tlen? Jak przebiegają procesy podczas spalania żelaza, magnezu, i jak nazywają się substancje, które się tworzą? Czy substancje te dla żelaza i magnezu można tylko otrzymać, spalając żelazo i magnez w czystym tlenie, czy też jeszcze inaczej? Co to jest palenie? Jaka jest budowa palnika Bunsena?

Proces oddychania. Rola tlenu nie ogranicza się tylko do procesów palenia. Zamknijmy mysz pod kloszem bez dostępu powietrza, a w krótkim czasie pocnie się dusić i zdechnie. Wprowadźmy jednak pod ten klosz co pewien czas trochę tlenu, a zobaczymy, że mysz będzie mogła długi czas jeszcze żyć. Tlen jest niezbędny dla życia człowieka i zwierząt. Pod jego wpływem zachodzą w naszym organizmie procesy utleniania, odpowiadające procesom spalania, których rezultatem jest pewna stała temperatura naszego organizmu. W momentach, kiedy te procesy z powodu jakichś zaburzeń w organizmie (choroby) zachodzą gwałtowniej, temperatura się podnosi, zjawia się gorączka. Tlen do naszego organizmu dostaje się nie tylko przez płuca i stąd do krwi — cała powierzchnia naszego ciała pobiera tlen z powietrza. Widzimy więc, jak ważną rolę odgrywa tlen, jak bardzo należy dbać o czyste powietrze, zawierające normalną jego ilość i o czystość skóry, jeśli chcemy utrzymywać dobrą sprawność naszego organizmu. Z tych to powodów człowiek, wchodzący do miejsc, mogących

zawierać małe ilości tlenu, winien być zaopatrzony w specjalne aparaty, dostarczające mu tego gazu. Oczywiście tak powinien też być uzbrojony lotnik, wznoszący się na wysokości ponad 5 000 m, gdzie ilości tlenu wskutek rozrzedzenia powietrza są już zbyt małe jak na nasze potrzeby. W aparaty tlenowe muszą być zaopatrzone łodzie podwodne, wreszcie nurkowie mogą otrzymywać tlen bądź z powietrzem wtłaczanym przez specjalne rury, bądź też z odpowiednich aparatów tlenowych, które noszą na plecach. Tlen jest stosowany w obronie przeciwigazowej i w walce z całym szeregiem chorób, w których płuca pobierają zbyt małe jego ilości z powietrza.

Należy jeszcze wspomnieć, iż tlen rozpuszcza się w pewnej ilości w wodzie, o czym łatwo się przekonać, jeśli ogrzać naczynie ze świeżą wodą: na ściankach zbierają się banieczki powietrza, głównie tlenu. Jeśli świeża woda stoi czas pewien w ciepłym miejscu, zjawisko to zachodzi samo. Wszystkie zwierzęta, żyjące stale w wodzie, oddychają tlenem, w niej rozpuszczonym.

Rola tlenu w procesach życia, palenia i wogóle utleniania jest ogromna, niezawsze jest ona jednak dodatnia.

Czasem zbyt silny dopływ powietrza może być szkodliwy, gdyż ostudza płomień, lub wywołuje nieprawidłowe palenie się.

Doświadczenie 11. Przyrządy i materiały: palnik Bunsena.

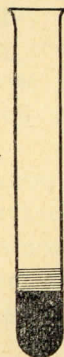
Wykonanie: Otwieramy dolne otwory powietrzne palnika Bunsena (rys. 12), przybliżamy do górnego otworu kominka płonącą zapalkę i odkręcamy stopniowo kurek, zamykający dopływ gazu. W pewnym momencie posłyszemy charakterystyczne pyknięcie. Możemy teraz otworzyć kurek zupełnie, płomień wydający gwizd pali się nie u wylotu górnego, lecz wewnątrz palnika i palnik silnie się rozgrzewa. (Ostrożnie z palcami!) Zgaśmy prędko płomień, gdyż palnik psuje się i jednocześnie wytwarzają się w nim trujące gazy; poczekajmy, aż ostygnie, zamknijmy dolne powietrzne otwory, zapalmy palnik małym płomieniem i otworzmy znowu powietrzne otwory. I tym razem posłyszemy charakterystyczne pyknięcie, płomień przeskoczył do wewnątrz i gdybyśmy zwiększyli dopływ gazu, rozległby się gwizd płomienia, paląc się wewnątrz palnika.

Wniosek: Zapalanie palnika musi odbywać się przy zamkniętych dolnych otworach powietrznych. Przy małym płomieniu dostęp powietrza musi być również mały, im większy jest płomień, tem silniejszy może być dopływ powietrza przez dolne otwory. Zbyt silny dopływ jest szkodliwy.

Zbadajmy raz jeszcze działanie tlenu na metale.

Doświadczenie 12 — pokazowe. Przyrządy i materiały: próbówka, miseczka żelazna, szczypec, nóż, bibuła, sól, parafina.

Wykonanie: Kawałek sodu ogrzewamy na żelaznej miseczce. Taki sam kawałek wrzucamy do próbówki z niewielką ilością parafiny i ogrzewamy go do momentu stopienia, a następnie ostudzamy (rys. 13).



Jakie różnice obserwujemy w zachowaniu się obu kawałków sodu? Jaką rolę odgrywa parafina?

W powietrzu, zawierającym parę wodną, proces niszczenia niektórych metali zachodzi jeszcze prędzej. Metal nieszlachetny może często przed działaniem wilgotnego powietrza uchronić tylko warstwa zabezpieczająca.

Doświadczenie 13. Przyrządy i materiały: żelazna blacha, lakier bezbarwny, pędzel, klosz z korkiem, naczynie z wodą, sznurek (druć).

Rys. 13. Stopiony sól pod parafiną.

Wykonanie: Kawałek dobrze oczyszczonej blachy żelaznej pokrywamy do połowy cienką warstwą lakieru (kalafonia lub szelak w spirytusie) i zawieszamy pod kloszem, pod którym znajduje się naczynie z wodą.

Po paru dniach wystąpią różnice pomiędzy częścią pokrytą i pozbawioną lakieru. Żelazo pokrywa się rdzą.

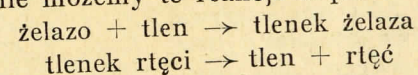
Wniosek: Doświadczenia te wykazują, jak wielką rolę odgrywają warstwy ochronne (parafina, lakier), które muszą często zabezpieczać substancje przed zetknięciem się z tlenem lub powietrzem. I tak: znany jest sposób gaszenia płonącego ciała przez przykrycie go szmatą lub zasypanie piaskiem. Jest to przecież tylko odcięcie ciała płonącego od zetknięcia się z tlenem. Mosty muszą być stale dobrze malowane, inaczej rdza przegryzłaby wkrótce żelazne wiązania. Rury wodociągowe pokrywamy smołą, blachę na dachy — cynkiem bardziej odpornym na działanie powietrza. Przedmioty żelazne niklujemy, brązowe — pokrywamy przezroczystymi lakierami lub złocimy, mosiężne — srebrzymy (plater) i t. d. Na wielu metalach wytwarza się często warstwa tlenku, dająca na jego powierzchni warstwę izolującą, która chroni metal od dalszego wpływu powietrza. Do takich metali zaliczamy cynk i glin, których tlenki zabezpieczają tak dobrze metal od działania atmosferycznego, że metale te stosujemy bardzo chętnie w życiu codziennym. Np. cynk do waniek, kubłów, polewaczek, na dachy i t. d., glin na rondle, czajniki, łyżki i t. d. Żelaza niestety rdza nie zabezpiecza.

Powietrze a wraz z niem i tlen, które dla naszego życia i życia zwierząt oraz dla szeregu procesów przemysłu i techniki są nieodzownymi czynnikami — stają się czynnikami szkodliwymi przy pożarach i procesach niszczących substancje przez utlenianie. Na szczęście człowiek zrozumiał istotę zachodzących procesów i umie je wyzyskać na swoją korzyść, zarówno jak uchronić się od szkodliwego działania tlenu powietrza.

Odtlenianie. Poznaliśmy już, na czym polegają zmiany, odbywające się na powierzchni szeregu metali. Żeby zmiany te przyspieszyć, ogrzewaliśmy badane metale i z wyjątkiem platyny, która nie wykazała żadnych zmian, otrzymaliśmy szereg tlenków. Proces ten nazwaliśmy procesem albo reakcją utlenienia. Ale obok tego poznaliśmy inną jeszcze reakcję podczas otrzymywania tlenu z tlenku rtęci. W czasie ogrzewania tego tlenku, tlen, który był przyłączony do rtęci, teraz się od niej odłączył, zaszła więc reakcja odwrotna do utlenienia. Reakcję taką nazywamy odtlenieniem.

Ogrzewając żelazo na powietrzu, otrzymaliśmy przez utlenienie tlenek żelaza, ogrzewając tlenek rtęci, otrzymaliśmy przez odtlenienie rtęć metaliczną.

Schematycznie możemy te reakcje napisać tak:



Mogłoby się zdawać, że tą drogą możnaby ze wszystkich tlenków metali otrzymać same metale, lecz niestety tak nie jest. Tylko tlenki metali szlachetniejszych rozpadają się w sposób podobny. Żeby otrzymać metale z innych tlenków metali, przeprowadzamy reakcję odtlenienia w inny sposób.

Doświadczenie 14. a) Przyrządy i materiały: rurka szklana (próbóweczka), palnik, węgiel drzewny, glejta.

Wykonanie: Do rurki wsypujemy mieszaninę równych części glejty i węgla drzewnego i prażymy do czerwoności, uważając, aby gazy nie wyrzuciły nam zawartości.

b) Przyrządy i materiały: węgiel drzewny w kawałku, dmuchawka, palnik, 2 grosze, glejta.

Wykonanie: Monetę dwugroszową, postawioną pionowo na kawałku węgla drzewnego i obracaną dokoła osi pionowej, wydrążamy wgłębienie na wysokość $\frac{1}{2}$ monety. Do tego wgłębienia nasypujemy do połowy tlenku ołowiu (glejty), zmieszanego mniej więcej z równą ilością miazgi węgla drzewnego, i przez dmuchawkę ustną wdmuchujemy z palnika płomień do wgłębienia (rys. 14 a i 14 b). Masa rozżarza się, topi i wkrótce pozostaje niewielka kuleczka czystego metalu ołowiu.

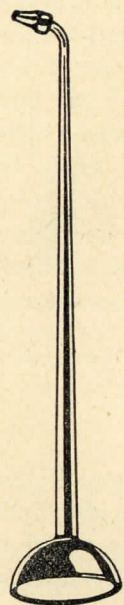
Wniosek: Tlenek ołowiu można węglem odtlenić do metalu ołowiu.

Ten proces możemy schematycznie napisać w taki sposób:

tlenek ołowiu + węgiel $\rightarrow$ tlenek węgla + ołów

Podobne procesy odtlenienia mają wielkie techniczne znaczenie, są one najczęściej stosowane przy otrzymywaniu metali, czyli w tak zwanej metalurgji. Sam ołów ma duże techniczne zastosowanie. Wyrabiają z niego rury, które trzeba silnie wyginać, plomby, płyty do akumulatorów, blachę, zabezpieczają nim kable i inne przewody elektryczne i t. d.

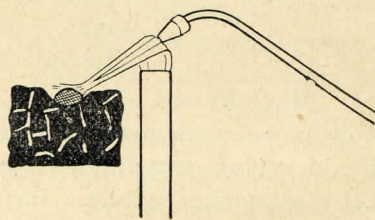
Pytania: W jakich procesach obecność tlenu jest dla nas korzystna? Do czego tlen bywa używany? W jakich wypadkach obecność tlenu staje się szkodliwa? Czy iskry, rozpryskujące się z silnie rozżarzonej sztaby żelaza, w którą uderzono młotem, są żelazem? Co jest przyczyną przepalania się blachy na kuchni? Jakie doświadczenia wykazują znaczenie warstwy ochronnej? Jakie składniki powietrza wpływają na niszczenie wyrobów z żelaza? Jaką rolę odgrywa warstwa ochronna i gdzie ją stosujemy? Jak należy zapalać palnik Bunsena?



Metalurgja.

W metalurgji do procesów, polegających na odtlenieniu, muszą być oczywiście używane

Rys. 14 a. Dmuchawka.



Rys. 14 b. Stapianie dmuchawką na węglu.

tlenki, względnie produkty, przechodzące w czasie ogrzewania w tlenki.

Z metali, otrzymywanych tą drogą, najważniejsze są: żelazo, cynk i miedź.

Miedź w stanie rodzimym znajdujemy w Polsce w niewielkich ilościach w Mydoku na Wołyniu.

Z pośród kruszców, w których spotykamy te metale i z których otrzymujemy je drogą odtlenienia, na uwagę zasługują następujące:

Kruszce cynku: Galman, o zabarwieniu białawem lub żółtawem; jedna z bardziej rozpowszechnionych w Polsce rud cynku. Występuje głównie (patrz na mapkę Polski, str. 23) w zagłębiu śląsko-krakowskim (Tarnowice, Tarnowskie Góry, Chrzanów,

Siersza, Siewierz, Olkusz). W innych krajach też spotykamy galman: w Niemczech, w Anglii, na Węgrzech, na Syberji, w Pensylwanji.



(Według mapy Państwowego Instytutu Geologicznego, opracowanej pod kierunkiem Inż. Górn. Stefana Czarnockiego.)

Blenda cynkowa będzie rozpatrywana później.

Spat cynkowy (smitsonit), rzadko spotykany, żółtawy, czasem z odcieniem czerwonym. Występuje głównie w zagłębiu śląsko-krakowskim (Bytom, Tarnowice, Olkusz, Sławków, Siewierz, Lgota). Większe jego złoża są w Niemczech (Westfalia), w Austrii, w Hiszpanji i w Stanach Zjednoczonych A. P.

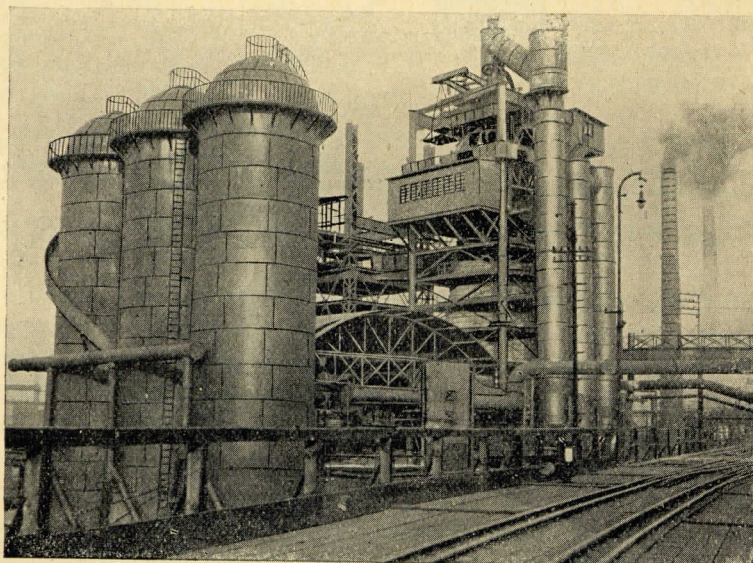
Rudy miedzi: Malachit, o zabarwieniu zielonem, azuryt, o zabarwieniu ciemnoniebieskiem, kupryt, o zabarwieniu czerwonym — są wszystkie spotykane w okolicach Kielc i Chęcin. Najbogatsze złoża tych minerałów spotykamy na Uralu, w Rumunji, Anglii, Australji.

FeCO_3 **Rudy żelaza:** Spat żelazny (syderyt) i spat żelazny ilasty (sferosyderyt) są najbardziej rozpowszechnionymi rudami w Polsce. Posiadają one zabarwienie szare lub szarobrunatne i zawierają od 25 do 40% czystego żelaza. Rudy te spotykamy w paśmie krakowsko-wieluńskim, na Podkarpaciu zachodnim, na Śląsku i wzdłuż północnego stoku gór Świętokrzyskich. Poza granicami Polski występują w Rumunji, w Czechosłowacji, w Niemczech, we Francji i w Anglii.

$2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ **Żelaziak brunatny** (limonit), o zabarwieniu żółto-brunatnym, brunatnym, lub czarnym, jest rzadziej spotykany w Polsce w większych skupieniach. Znajduje się w powiecie będzińskim, zawierciańskim, olkuskim i w Tarnowskich Górach. Może zawierać od 30 do 52% czystego żelaza.

Ruda ta występuje jeszcze pod nazwą rudy darniowej i łąkowej. Spotyka się ją w Polsce we wszystkich tych miejscach, gdzie znajduje się spat żelazny, a także w Poznańskim, Kaliskim i pod Warszawą. Duże pokłady żelaziaka brunatnego znajdują się w Niemczech, w Lotaryngji, w Luksemburgu i we Francji.

Fe_2O_3 **Żelaziak czerwony** (hematyt), o zabarwieniu czerwonym do stalowo-czarnego, może zawierać od 45 do 68% czystego żelaza. Zalicza się do najlepszych rud, niestety jest u nas bardzo rzadko spotykany i to zwykle z żelaziakiem brunatnym. Większe złoża tej



Ryc. 15. Wielki piec. Na pierwszym planie rekuperatory. Górny Śląsk. Huta Pokoju.

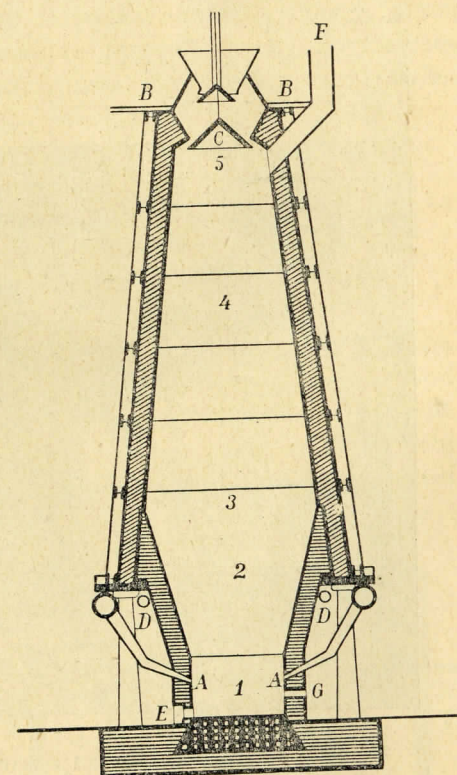
rudy posiadają: Hiszpanja, Stany Zjednoczone A. P. i Afryka południowa.

W rudach polskich zawartość żelaza nie przekracza 40% (W okolicach Skarżyska zawartość dochodzi do 49%.)

Fe_3O_4 **Żelaziak czarny** albo magnetyczny (magnetyt) o zabarwieniu czarnym i połysku prawie metalicznym jest w Polsce zupełnie nieznan. Nazwę swą zawdzięcza posiadanym własnościom magnetycznym: jest przyciągany przez magnes, często sam przyciąga żelazo. W rudzie tej zawartość żelaza może dojść do 70%. Jest to najbogatsza, a stąd i najlepsza ruda żelazna.

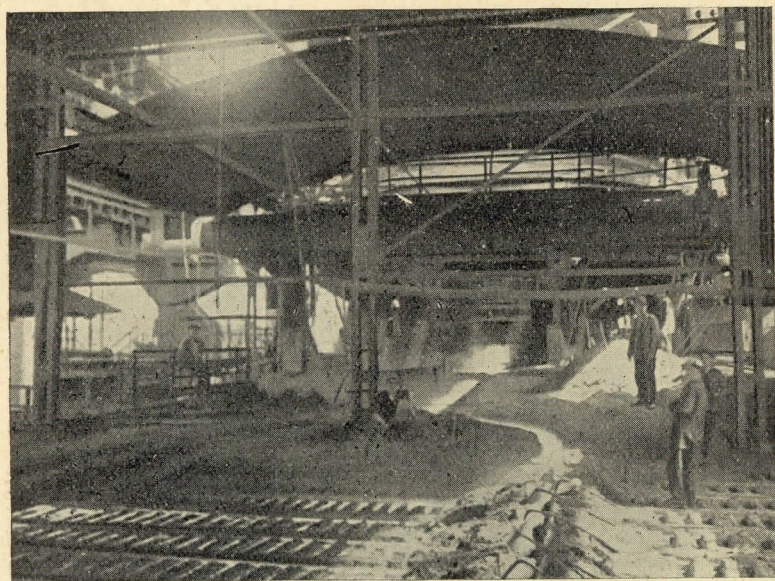
Ponieważ żelazo stało się niezbędnym i najbardziej rozpowszechnionym metalem, metody jego otrzymywania doprowadzono do wysokiego stopnia doskonałości. Zapoznanie się z metalurgią żelaza pozwala jednocześnie na zrozumienie, jak ważną rolę odgrywają w technice procesy chemiczne.

Wielki piec. Najważniejszą częścią każdej huty żelaznej jest wielki piec. W nim to odbywa się właściwy proces wytopienia żelaza z rudy. Piec ten otrzymał swą nazwę od wielkich rozmiarów, do jakich obecnie doszedł. Wysokość jego wynosi od 25 do 40 metrów (ryc. 15). Jest on zbudowany z cegły ogniotrwałej, a dolna część 1 (rys. 16) — nawet z cegły węglowej, i ujęty w specjalne żelazne rusztowanie, podtrzymujące oddzielnie górną część pieca. W przekroju (rys. 16) piec ten przedstawia się jak dwa ścięte stożki, złączone podstawami, stojące na walcu 1, tak zwanej przystawie, zawierającej gar i opartej na trzonie pieca. Przystawa posiada otwory, tak zwane dysze A, przez które wtłacza się ogrzane w rekuperato-



Rys. 16. Wielki piec; 1 — przystawa, 2 — spadek, 3 — przestron, 4 — gardziel, 5 — wysp, A — dysze, B — ganek, C — dzwon, D — rury z wodą do chłodzenia, E — spust żeliwny, F — odprowadzenie gazów, G — spust żużlowy.

rach (rzc. 15) do 700—800° powietrze, aby nie ostudzało pieca. Naprzód wprowadza się do pieca tylko koks, rozpala się go silnie i dopóty dorzuca nowe ilości koksu przez wysp 5 (rys. 16), dopóki temperatura pieca w części dolnej, w t. zw. spadku 2, nie dojdzie do 1500—1700°. Wtedy dopiero wprowadzamy do pieca rudę z niewielkim dodatkiem topników: bądź piasku, bądź wapienia, zależnie od zawartych w rudzie domieszek. Wózki z rudą i topnikami lub z koksem wprowadza się dźwigiem na ganek B pieca i wysypuje na dzwon C, który co pewien czas opuszcza się pod ciśnieniem ładunku i ruda lub koks spada przez wysp 5 i przez gardziel 4 do pieca, tworząc tu idące na zmianę warstwy rudy i koksu. Piec ładuje się prawie do samej góry. Najwyższa temperatura panuje w przystawie — około 2000°. W celu zabezpieczenia pieca od prędkiego przepalania się dolna jego część jest z zewnątrz chłodzona przez zlewanie wodą, wypływającą ze specjalnych rur D. Wytopiony produkt nosi nazwę surówki lub żeliwa i zbiera się w tak zwanej kotlinie, skąd jest zwykle co kil-

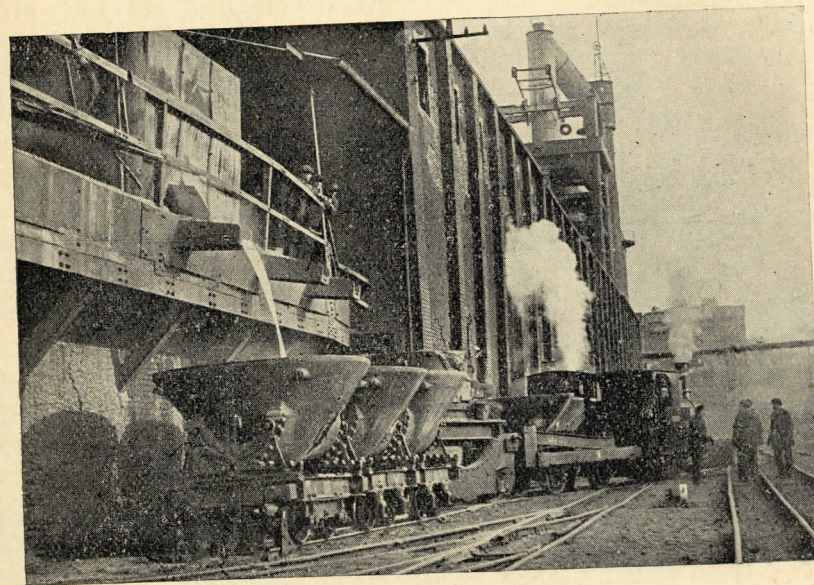


Ryc. 17. Spuszczanie żeliwa z wielkiego pieca. Górny Śląsk. Huta Pokoju.

kanaście godzin spuszczały (rzc. 17), a sam otwór, spust E, zalapiany gliną (rys. 16). Na stopionym żelwie zbiera się żużel, który odprowadza się z pieca (rzc. 18) również co pewien czas przez inny wyższy spust G. Uchodzące górą gazy spalają się

w wieżach, rekuperatorach (rzc. 15), w których ogrzewa się powietrze, idące do dysz.

Cały proces w wielkim piecu polega na odtlenieniu rudy i stopieniu w dolnej części pieca otrzymanego surowca. Tak otrzy-

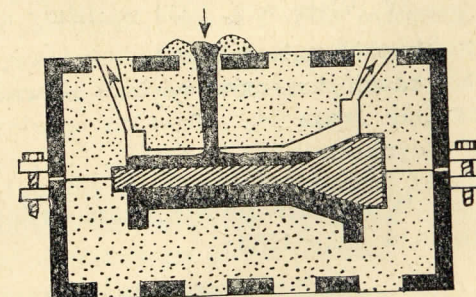


Ryc. 18. Spuszczanie żużla z wielkiego pieca. Górny Śląsk. Huta Pokoju.

mane żeliwo zawiera zwykle do 4% węgla, nadaje się jedynie na odlewy (rys. 19). W celu otrzymania stali, zawierającej zwykle od 0,5 do 1,7% węgla, albo żelaza kowalnego miękkiego o zawartości węgla od 0,1 do 0,5% — stosujemy najczęściej procesy Bessemera lub Thomasa. Polegają one na wypalaniu węgla z żelaza, przez przedmuchiwanie powietrzem stopionego żelaza w konwerktorach (rys. 20), wyłożonych specjalnym materiałem.

W inny sposób otrzymuje się stal: przez wypalanie żeliwa, zmieszanego ze starym żardzewiałym łomem żelaznym, w piecach płomiennych (opalaných gazem) Siemens-Martina.

Stal, otrzymana tą metodą, nie jest twarda, lecz można ją utwardzać (harto-

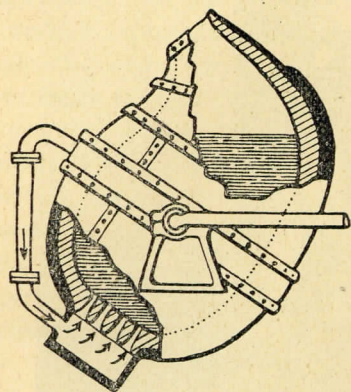


Rys. 19. Forma w czasie odlewania, częściowo wypełniona stopionym żelwem. W środku rdzeń na otwór w odlewie. Widoczne kanały: wlewny i powietrzne.

wać) przez szybkie ostudzenie. W tym celu rozgrzewamy dany przedmiot do czerwoności i następnie ochładzamy go szybko, zanurzając w wodzie albo lepiej w oleju.

Obecnie najlepszą stal otrzymuje się w piecu elektrycznym.

Metalurgia żelaza doszła do nadzwyczajnego rozwoju: przez stapianie z różnymi domieszkami innych metali i substancji pow-



Rys. 20. Konwertor Bessemera.

stają najróżnorodniejsze gatunki żelaza i stali. Dziś produkuje się szczególnie dużo odmian stali dla różnych celów. Otrzymujemy stal nadzwyczaj podatną na sprężyny, twardą na narzędzia, służące nawet do obróbki żelaza i na płyty pancerne fortów, czołgów, statków i łodzi podwodnych, nierdzewną — na noże, widelce, brzytwy i t. d. Wyrabiamy stal, którą nawet kwasy nie nagryzają i taką, która w wysokiej temperaturze sama się utwardza, a bez której budowa dzisiejszych silników samolotowych, wre-

szcie dział szybkostrzelnych i karabinów maszynowych byłaby nie do pomyślenia.

Poprzestańmy na tych kilku przykładach. Wskazują one, jak różnorodnemi mogą być wymagania, stawiane przez technikę, która stara się znaleźć tworzywa, coraz lepiej dopasowane do potrzeb.

Nie więc dziwnego, że ilości metali, produkowane u nas i na świecie, są olbrzymie. Dla zorientowania się podajemy trochę liczb statystycznych.

W Polsce w r. 1933 mieliśmy czynnych:

kopalń rudy żelaznej	11
kopalń kruszców cynku i ołowiu	5
hut żelaza	24 z 29 tys. robotników,
cynkowni	9 z 5 tys. robotników.

W polskich hutach żelaza, stalowniach i walcowniach wytworzono w roku 1933:

ruk i wytworów walcowanych	592 tysiące tonn,
żeliwa	306 tysięcy tonn,
stali	833 tysiące tonn,
innych wytworów	106 tysięcy tonn.

Produkcja światowa żeliwa, stali i cynku w r. 1932 wynosiła:

żeliwa	39,7 milionów tonn,
stali	50,7 milionów tonn,
cynku	783 tysiące tonn.

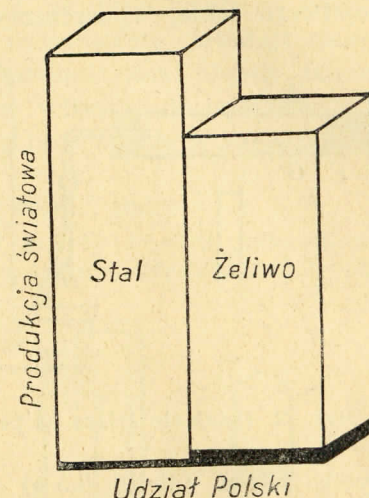
Należy pamiętać, że w latach 1932 i 1933 produkcja spadła na całym świecie przeszło o 50%.

Polska z ilością 85 tysięcy tonn wytworzonego cynku w roku 1932 zajmuje trzecie miejsce w produkcji światowej.

Udział Polski w światowej produkcji żeliwa i stali przedstawia graficznie rys. 21.

Byt i obrona państwa, rozwój techniki, środków komunikacji i wygod naszego życia codziennego są w pierwszej linii zależne od ilości i dobroci wyprodukowanych metali i ich stopów, nie więc dziwnego, że te ilości są u nas i na świecie wprost olbrzymie.

Pytania: Jakże znamy rudy żelaza? Na jakiej reakcji chemicznej polega proces otrzymywania żelaza z rudy? Jaka jest budowa wielkiego pieca? Co to jest żeliwo, stal i miękkie żelazo?



Rys. 21. Udział Polski w światowej produkcji stali i żeliwa.

II. Metale i woda.

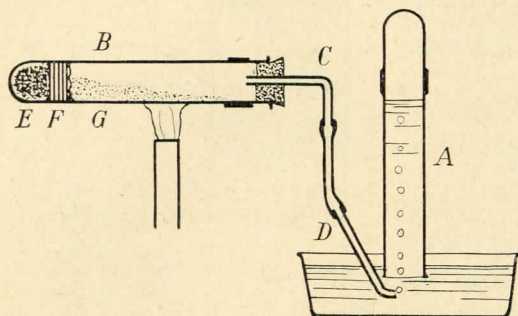
W poprzedniej części badaliśmy wpływ tlenu, względnie powietrza, na metale; przyczem sprawdziliśmy również, jaki wpływ wywiera na żelazo wilgotne powietrze. (Żelazo szybko rdzewieje.)

Ponieważ powietrze jest rozpuszczone w wodzie, nie więc dziwnego, że żelazo, w niej zanurzone, szybko ulega zniszczeniu. Czy jednak woda pozostaje bez wpływu na metal, gdy brak przytem powietrza?

Działanie wody na metal. Już w szkole powszechnej poznaliśmy doświadczenie, wskazujące na działanie wody na metal. W celu przypomnienia go sobie przeróbmy je raz jeszcze.

Doświadczenie 15. Przyrządy i materiały: 2 podstawy żelazne, 2 łapy z łącznikami, palnik, krystalizator z wodą, próbówka zwykła, próbówka z trudno topliwego szkła z dopasowanym koreczkiem, przez który przechodzi rurka szklana, rurka kauczukowa, rurka do wprowadzania gazu, azbest, żelazo w pyłku.

Wykonanie: Napełniamy wodą zwykłą próbkówkę (rys. 22), zatykamy jej otwór palcem i wstawiamy dnem do góry do krystalizatora z wodą, poczem palec odejmujemy. Następnie próbkówkę *A* umocowujemy w łapie podstawy żelaznej w taki sposób, żeby od dołu można było wsunąć pod nią rurkę, przeznaczoną do wprowadzenia gazu. Do drugiej próbkówki *B*, która musi być z trudno topliwego szkła, wpuszczamy napojony wodą wałek azbestu¹⁾ *E*



Rys. 22. Działanie żelaza na parę wodną.

pyłek żelaza (około 0,5 g) do warstwy mokrej *E*. Próbówkę, trzymaną w położeniu poziomym, uderzamy o coś kilka razy, żeby rozsypać pyłek żelazny *G* wzdłuż bocznej ścianki i umocowujemy poziomo próbkówkę *B* w łapce podstawy żelaznej. Próbówka zostaje zamknięta dopasowanym koreczkiem, przez który przechodzi rurka szklana *C* z rurką kauczukową, zakończoną drugą rurką szklaną *D* do odprowadzania gazów. Następnie rozpoczynamy ogrzewanie żelaza w pyłku od strony wylotu próbkówki, kontrolując jednocześnie przez zanurzoną w wodzie rurkę *D* szybkość wypływu gazu. W pewnym momencie (kiedy żelazo rozżarzy się do czerwoności) banieczki zaczynają iść bardzo szybko, wtedy wsuwamy rurkę *D* pod próbkówkę *A* i zbieramy w niej uchodzący gaz. Reakcję można przerwać w każdej chwili, należy jednak na-przód wyciągnąć rurkę *D* z wody, następnie usunąć płomień palnika, inaczej wpadnie woda do środka i próbówka pęknie. Azbest napojony wodą jest zbiornikiem, z którego pod wpływem wysokiej temperatury wytwarza się para wodna, napełnia powoli całą próbkówkę i działa na rozżarzone żelazo. Część z azbestem nie powinna być ogrzewana, gdyż woda paruje zbyt prędko, skrapla się w chłodniejszych częściach próbkówki i, dostając się pod postacią kropeł na rozgrzane szkło, wywołuje pęknięcie próbkówki.

¹⁾ Azbest może być zmieszany z mikią (śnieg choinkowy); posiadają go wszystkie sklepy z materiałami izolacyjnymi.

Próbówkę *A* napełnioną gazem zatykamy palcem, wyjmujemy z wody i w momencie podnoszenia palca przysuwamy do otworu zapalone łuczywo. Gaz zapala się, dając płomień bezbarwny i stąd mało widoczny! Zrobmy teraz jeszcze obserwację dodatkową, przyjrzyjmy się, czy żelazo pozostało bez zmiany.

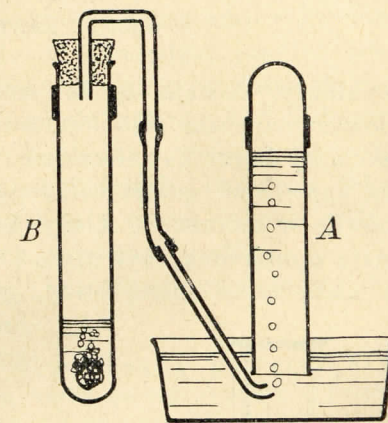
Co to może być za substancja?

Wniosek: Doświadczenie wykazuje, że woda działa na żelazo, przyczem otrzymuje się gaz palny i jednocześnie powstaje znany nam z poprzednich doświadczeń ciemnoniebieski tlenek żelaza. Gaz ten nazwano wodorem. Zanim wrócimy do tego doświadczenia, sprawdźmy, jak zachowują się inne metale w stosunku do wody.

W tym celu wybieramy metale wapń i sól.

Doświadczenie 16. Przyrządy i materiały: 2 próbkówki, do jednej koreczek z przetkniętą zagiętą rurką szklaną, krystalizator, 2 podstawy żelazne, 2 łapy, 2 łączniki, rurka kauczukowa, szklana rurka wylotowa, wapń.

Wykonanie: Jedną próbkówkę *A* napełniamy wodą, zatykamy otwór i ustawiamy dnem do góry w krystalizatorze w wodzie (rys. 23). Do drugiej *B* nalewamy trochę wody, wrzucamy kawałek wapnia, zatykamy zaraz jej otwór dopasowanym koreczkiem z przetkniętą rurką szklaną, która jest połączona rurką kauczukową ze szklaną rurką wylotową. Gaz zaczyna się wydzieląć. Czekamy chwilę, wsuwamy rurkę wylotową pod próbkówkę, napełnioną wodą i ustawioną w krystalizatorze z wodą. Gdy się ta próbówka napełni gazem, sprawdzamy, czy gaz ten jest palny.



Rys. 23. Reakcja wapnia na wodę.

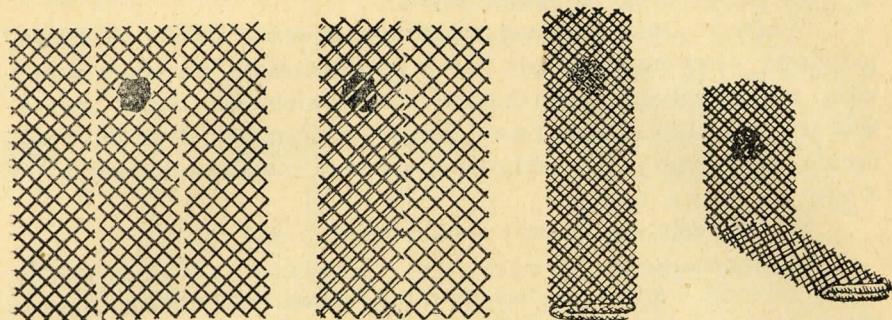
Wniosek: Woda działa na wapń, przyczem otrzymuje się wodór.

Doświadczenie 17¹⁾ — pokazowe. Przyrządy i materiały: parownica (krystalizator), próbówka (mały walec do gazów), nóż, szczypczyki, bibuła, sól.

Wykonanie: Sól, osuszony z nafty, krajemy na bibule na kawałeczki o wielkości dwóch ziarn pszenicy, zawijamy w siatkę mie-

¹⁾ Podczas reakcji wody z sodem, ten ostatni często rozpryskuje się. (Uwaga: nie nachylać się ze względu na oczy!)

dzianą (rys. 24) lub bibułę każdy kawałeczek oddzielnie¹⁾, chwytamy szczypcami i wprowadzamy szybko pod próbkówkę (walec), napełnioną wodą i ustawioną dnem do góry w parownicy (krystalizatorze) z wodą. Wkrótce bibuła nasiąka wodą, rozpoczyna się reakcja i wydobywa się z bibuły gaz, lub też sód wysuwa się



Rys. 24. Zawijanie sodu w siatkę.

z bibuły, dostaje się do próbkówki (walca) i wkrótce znika. Próbkówka napełnia się stopniowo gazem. Gdy tylko skończy się reakcja z jednym kawałeczkiem, wprowadzamy następny, aż próbkówka napełni się gazem całkowicie. (Należy dobrze uważać, aby próbkówka w momencie, kiedy kończy się napełniać gazem, nie została opuszczona zbyt nisko i sód nie znalazł się na dnie parownicy z małą tylko ilością wody, gdyż może nastąpić przegrzanie i wybuch!) Następnie sprawdzamy, czy gaz otrzymany jest palny.

Czy sód tonie w wodzie?

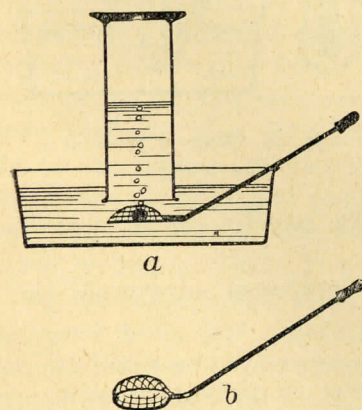
Jaki kształt przybiera kawałek sodu podczas tej reakcji?

Jaki metal przybiera w małych ilościach taki kształt i dlaczego?

Czy możnaby wyprowadzić z tego wniosek, w jakim stanie skupienia znajduje się w czasie tej reakcji sód?

Jaka musi być najniższa temperatura sodu podczas tej reakcji?

Zanotujmy jako obserwację dodatkową, jaką barwę przybiera lakmus lub barwnik czerwonej kapusty w wodzie, na którą działał sód.



Rys. 25. a — działanie sodu na wodę, b — łyżka do przytrzymywania sodu.

¹⁾ Zamiast samej siatki można wziąć łyżkę z siatki, którą pogrążamy sód pod wodę (rys. 25).

Wniosek: Sód działa na wodę, wytwarzając gaz palny — wodór.

Woda więc może działać na różne metale, dodajmy nieszlachetne, w sposób bardzo energiczny, jak to wykazują wszystkie przerobione reakcje zarówno z żelazem, z wapniem, jak i z sodem. Tylko im metal jest mniej szlachetny, tem reakcja jest energiczniejsza, względnie zachodzi już w niższej temperaturze.

Wodór.

Wodór oznaczono literą H od pierwszej litery łacińskiej nazwy (*Hydrogenium*).

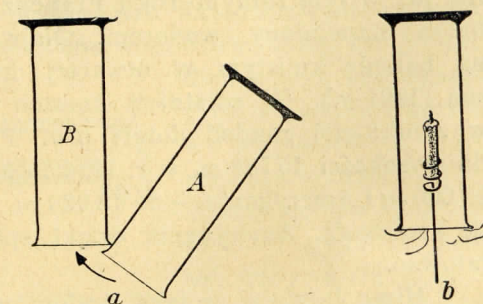
Wodór został otrzymany w XVI w. przez Szwajcara Paracelsa, który jednak nie umiał go odróżnić od innych gazów palnych. Dokonał tego dopiero (w 1776 r.) chemik angielski Cavendish (Kewendisz).

Wodór występuje bardzo rzadko. Wydobywa się z ziemi wraz z innymi gazami wulkanicznymi. Znajduje się czasami w kryształach soli kamiennej i w meteorytach. W powietrzu, jak już wiemy, w warstwach bliższych ziemi spotyka się go w ilościach znikomych, natomiast stanowi przypuszczalnie główny składnik górnych warstw atmosfery. W atmosferze słońca i wielu gwiazd wykryto obecność tego gazu w ogromnych ilościach. Poza tem takie substancje, jak: woda, ropa naftowa i cały szereg innych, wchodzących w skład organizmów żywych, zawierają wodór.

Aby poznać własności wodoru, przeróbmy następujące doświadczenia:

Doświadczenie 18 — pokazowe. Przyrządy i materiały: zbiornik z wodorem, rurka kauczukowa, rurka do wprowadzania gazów, 6 walców szklanych do zbierania gazów, 4 płytki doszlifowane, świeczka na drucie.

Wykonanie: Napełniamy walce wodorem ze zbiornika i w pierwszym walcu badamy gaz na barwę, zapach i smak; z drugiego walca przelewamy wodór do walca trzeciego w sposób wskazany na rys. 26 a, trzymając na początku oba walce dnem do góry i przechylając stopniowo walec A, w którym znajduje się wodór, żeby ostatni, o ile jest lżejszy od takiej samej objętości powietrza, musiał wpaść do walca B (walec ten po-



Rys. 26. Badanie własności wodoru.

winien być suchy). Następnie przez zapalenie (rys. 26 b) sprawdzamy, czy w walcu *B* jest wodór i obserwujemy wygląd ścianek naczynia przed i po zapaleniu.

Czy gaz spala się w naczyniu *B* spokojnie?

Czy przy tem spalaniu osiada coś na ściankach?

W czwartym walcu, trzymanym dnem nadół, zapalamy wodór w chwili odsunięcia doszlifowanej płytki.

Czy spalanie wodoru odbywa się teraz tak samo jak poprzednio?

Do piątego walca z wodorem, trzymając go dnem do góry, wprowadzamy na drucie zapaloną świeczkę (rys. 26 b).

Czy świeczka pali się dalej? Czy gaz zapalił się przytem?

Do szóstego walca wpuszczamy $\frac{2}{3}$ wodoru, resztę napełniamy tlenem, mieszamy gazy z sobą przez obracanie naczynia i zapalamy.

Wniosek: 1) Wodór jest gazem bez barwy, zapachu i smaku;

2) jest on znacznie lżejszy od powietrza, gdyż uchodzi wgórę podczas odwracania naczynia otworem do góry. Badania wykazują, iż w normalnych warunkach objętość tego gazu jest 14,4 razy lżejsza od takiej samej objętości powietrza (1 l waży 0,0899 g). Jest to wogóle najlżejszy gaz ze wszystkich nam znanych, przenika też najszybciej przez porowate ścianki, jak to wiemy z fizyki. Dodajmy, że z tego skroplonego gazu tworzy się ciecz o najmniejszym ciężarze właściwym, jaki znamy (temperatura wrzenia skroplonego wodoru wynosi — 252° pod normalnem ciśnieniem);

3) wodór jest gazem palnym, lecz nie podsyca palenia;

4) zmieszany z tlenem spala się gwałtownie (wybuchowo), przyczem powstaje, jak to widzieliśmy, na ściankach naczynia, w którym odbyło się spalanie, skraplająca się woda.

Zastosowanie wodoru. W związku z temi własnościami znalazł wodór swe zastosowanie. A więc przedewszystkiem z powodu jego lekkości używa się go do napełniania balonów. Pierwszy balon, który został zbudowany w roku 1783 przez braci Montgolfier (Mągolfje), nie był napełniony wodorem, lecz ogrzanem powietrzem. Ale już w tym samym roku Francuz Charles (Szarl) skonstruował balon napełniony wodorem. Największą wysokość (10 800 m) na balonie kulistym w otwartej gondoli osiągnął Polak Berson (1901 r.). W ostatnich czasach na balonie stratosferycznym w zamkniętej gondoli dotarł prof. Piccard (Pikar) w roku 1931 do wysokości 15 781 m, w r. 1934 lotnicy sowieccy — do wysokości 20 600 m i Amerykanie — do 18 920 m. Oba ostatnie loty zakończyły się katastrofą. Amerykanie dzięki spadochronom zdołali się wy ratować.

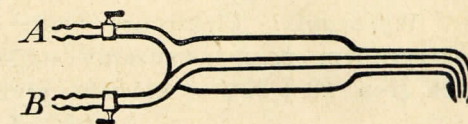
Mimo łatwości, z jaką wodór przenika przez powłoki i niebezpieczeństwa, związanego z jego palnością, jest on niezastąpiony

w aeronautyce, a w szczególności w lotach stratosferycznych, gdzie lekkość gazu odgrywa pierwszorzędą rolę.

Ponieważ płomień spalającego się wodoru posiada bardzo wysoką temperaturę, możemy go stosować jako gaz do palników. Przed użyciem go do tego celu trzeba się jednak przekonać, czy zbiornik, z którego będziemy czerpali wodór, nie zawiera także i tlenu, co groziłoby wybuchem, gdybyśmy do tej mieszaniny gazów zbliżyli płomień, jak to wykazało nam uprzednio przerobione doświadczenie. W tym celu do próbówki, napełnionej wodą i wstawionej do wanny, wprowadzamy ze zbiornika wodór i po zatknięciu otworu próbówki palcem przybliżamy do płomienia. Jeśli wodór spali się bez najmniejszego wybuchu, można go spokojnie czerpać ze zbiornika. Wylot rurki, z której uchodzi palący się wodór, winien być zaopatrzony w nikłowy lub platynowy koniec, jeżeli chcemy otrzymać płomień bezbarwny.

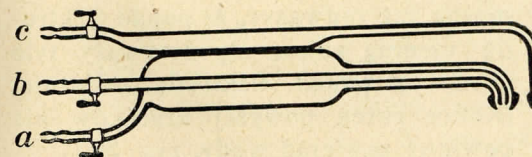
Płomień tleno-wodorowy. Temperaturę płomienia wodorowego można jeszcze bardziej podnieść, jak to już wiemy, przez zwiększenie dopływu powietrza, a jeszcze lepiej tlenu. Odbywa się to w specjalnym palniku tleno-wodorowym (rys. 27).

Naprzód przez rurę *A* wypuszcza się wodór i zapala u wylotu, następnie wprowadza stopniowo przez rurę *B* tlen (nadmierne jego



Rys. 27. Palnik tleno-wodorowy.

ilości wywołują nieprawidłowe palenie). Wodór, spalając się w obecności tlenu w palniku tleno-wodorowym, daje temperaturę około 2500°, wskutek czego ma zastosowanie do otrzymywania silnego światła przez rozżarzenie do białości pewnych ciał, np. kawałka wapna (światło Drummonda, używane dawniej do latarni morskich), do topienia niektórych metali, a także do spawania płyt żelaznych. Obecnie płomień ten jest wypierany przez płomień acetyleno-tlenowy o wyższej temperaturze. Samo spawanie odbywa się w ten sposób, że płomień tleno-wodorowy trafia na brzegi



Rys. 28. Palnik do przecinania żelaza; *a* — rura do wodoru, *b* — rura do tlenu, *c* — dodatkowa rura do tlenu.

dwóch płyt, przylegających do siebie, i ogrzewa je prawie do temperatury topnienia. Wystarczy to do spojenia płyt. W podobny sposób odbywa się przecinanie żelaznych belek, płyt i t. p. Do palnika

(rys. 28) zostaje dołączona jeszcze rura do tlenu, który wypuszcza się na rozżarzone uprzednio płomieniem tleno-wodorowym żelazo. Żelazo spala się w tym miejscu i powstaje przecięcie. (Przypomnijmy sobie, jaki związek żelaza powstaje w tej reakcji.)

Podczas doświadczeń ze spalaniem wodoru na ściankach naczynia osiadała rosa — powstawała woda. Ponieważ reakcja, która tu zachodzi, jest reakcją spalania wodoru, czyli przyłączania się do niego tlenu, albo — utleniania, więc tworzy się tlenek wodoru. Ten właśnie tlenek wodoru nosi w potocznej mowie nazwę wody.

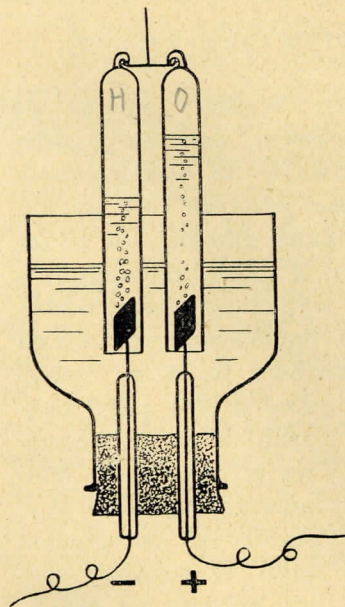
Jeśli z tlenu i wodoru można otrzymać wodę, czy nie można odwrotnie z wody otrzymać tlen i wodór?

Elektroliza wody. Owszem istnieje taki sposób jednoczesnego otrzymywania wodoru i tlenu z wody przez tak zwaną elektrolizę. Odbywa się to w następujący sposób:

Doświadczenie 19 — pokazowe. Przyrządy i materiały: przyrząd do elektrolizy z platynowymi elektrodami, 4 akumulatory (po 2,2 V), kwas siarkowy.

Wykonanie: Elektrolizę wody czyli rozkład wody prądem elektrycznym przeprowadzamy najlepiej w specjalnych przyrządach (rys. 29 i 30), w których płytki, wprowadzające prąd do wody, t. zw. elektrody, są zrobione z platyny, metalu nie działającego zupełnie ani na wodę, ani na kwas. Ponieważ czysta woda prądu nie przewodzi, jak to łatwo sprawdzić, dolewamy do niej najlepiej odrobinę kwasu siarkowego. Elektrody łączymy przewodnikami z baterią akumulatorów. Natychmiast po połączeniu i dolaniu kwasu na obu elektrodach zjawiają się bąbelczki gazu i zbierają się w rurach ponad elektrodami. W parę minut po rozpoczęciu elektrolizy można już zauważyć, że ponad elektrodą ujemną zbiera się dwa razy tyle gazu, co ponad elektrodą dodatnią. (Końce rurek powyżej kraników nie powinny zawierać wody, rys. 30.)

W celu sprawdzenia, jaki gaz zebrał się w rurach przyrządu, nakładamy na rurkę z kranikiem, połączoną z rurą,



Rys. 29. Przyrząd do elektrolizy wody.

posiadającą więcej gazu, kawałek gumowej rurki i drugą rurkę szklaną z wyciągniętym końcem i powoli odkręcamy kurek, trzymając przed otworem zapalone łuczyczo. Gaz się zapala. Do wylotu drugiej rurki przysuwamy rozżarzone łuczyczo. Z chwilą otwarcia kranika łuczyczo się rozżarza i zapala.

Jakie gazy zebrały się w jednej i drugiej rurze?

Jaki gaz zbiera się ponad ujemną elektrodą?

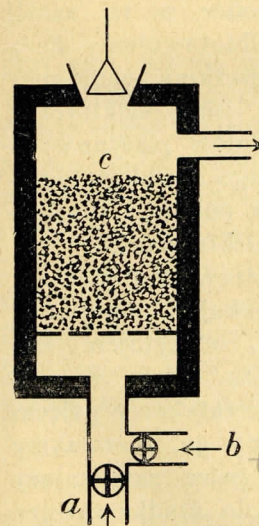
Jakiego gazu jest dwa razy więcej?

Wniosek: Podczas elektrolizy woda rozkłada się na gaz palny — wodór i na podsycający palenie — tlen; wodór zbiera się ponad elektrodą ujemną w objętości dwa razy większej niż tlen. (W doświadczeniu tem nie otrzymujemy ilości tlenu i wodoru w stosunku bezwzględ-

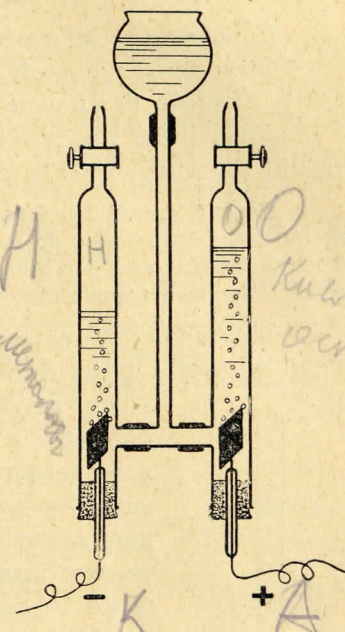
nie ściśłym, między innymi z przyczyny dużej stosunkowo rozpuszczalności tlenu w wodzie i małej wodoru.)

Techniczne metody otrzymywania wodoru. Elektroliza wody ma zastosowanie w technice do otrzymywania większych ilości wodoru, który bywa używany do płomienia tleno-wodorowego i w większych jeszcze ilościach do napełniania balonów i do działań chemicznych w bardzo ważnych dziedzinach przemysłu.

Oprócz elektrolizy do otrzymywania wodoru służy gaz wodny, powstający w specjalnych warunkach w generatorach (rys. 31). W tym celu wypełniamy je koksem, który silnie rozpalamy (ponad 1000°) przez wdmuchiwanie powietrza, a następnie dopływ powietrza przerywamy i wpuszczamy na to miejsce parę wodną. Za-

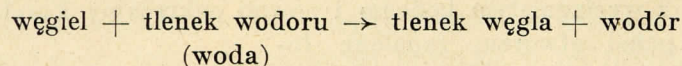


Rys. 31. Generator do otrzymywania gazu wodnego; a — rura do powietrza, b — rura do pary wodnej, c — koks.



Rys. 30. Przyrząd Hofmanna do elektrolizy wody.

chodzi reakcja, którą można przedstawić w sposób następujący:



Inne metody są obecnie w technice rzadziej stosowane.

Otrzymywanie wody. Podczas rozkładu wody powstają na każdą objętość tlenu dwie objętości wodoru.

Jakie ilości wodoru łączą się z jaką ilością tlenu przy tworzeniu się wody, wskaże nam doświadczenie następujące:

Doświadczenie 20. Przyrządy i materiały: eudjometr z platynowymi drucikami, walec do wody, zbiornik z tlenem, zbiornik z wodorem, 2 rurki kauczukowe, 2 rurki do wprowadzania gazów, cewka indukcyjna, akumulator (lub transformator).

Wykonanie: Rurę wymierzoną (eudjometr, rys. 32) z wtopionymi w górnej części dwoma platynowymi drucikami napełniamy wodą, zatykamy palcem, odwracamy i wstawiamy do walca z wodą. Ze zbiornika z tlenem, a także z wodorem wypuszczamy pewną ilość gazu przez rurki kauczukowe i rurki odprowadzające, aby usunąć zawarte w nich powietrze, i wtedy dopiero wprowadzamy do eudjometru naprzód tlen w ilości około 10 cm^3 (dokładnie odnotowujemy ile), a następnie w podobny sposób wodór w tej samej mniej więcej ilości (dokładnie odnotowujemy ile¹⁾). Po zmieszaniu się gazów opuszczamy eudjometr głębiej w wodę i wytwarzamy iskrę elektryczną między końcami wtopionych drutów platynowych bądź zapomocą prądu indukcyjnego cewki, połączonej z akumulatorem, bądź też za pomocą transformatora, przyłączonego do sieci elektrycznej.

Następuje wybuch, objętość gazów zmniejsza się.

Pozostawiamy eudjometr w spokoju i po najmniej 5 minutach, kiedy gazy ostygły, odczytujemy dokładnie objętość pozostałego gazu. Teraz w celu sprawdzenia, jaki gaz pozostał, zatykamy palcem pod wodą eudjometr, odwracamy go, rozżarzamy łuczywko i w momencie, kiedy palec zamykający otwór usuwamy, wprowadzamy do środka żarzące się łuczywko. Łuczywko zapala się, wskazując na obecność tlenu.

Przykład liczbowy podobnego doświadczenia: Wprowadzono $9,9 \text{ cm}^3$ tlenu, następnie $10,2 \text{ cm}^3$ wodoru. Po wybuchu pozostało

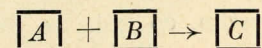
¹⁾ Większe odchylenia są niewskazane.

$4,8 \text{ cm}^3$ tlenu, zużyto więc $9,9 \text{ cm}^3 - 4,8 \text{ cm}^3 = 5,1 \text{ cm}^3$ tlenu. Stosunek objętościowy tlenu do wodoru wynosi:

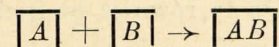
$$5,1 \text{ cm}^3 : 10,2 \text{ cm}^3 = 1 : 2.$$

Wniosek: Woda jest to substancja, którą można otrzymać z połączenia tlenu z wodorem, przyczem każda objętość tlenu łączy się z dwiema takimiż objętościami wodoru. Można też wodę rozłożyć na tlen i wodór i wtedy gazy te otrzymuje się w stosunkach objętościowych, odpowiadających dokładnie stosunkom, jakie poznaliśmy przy łączeniu się tych pierwiastków, t. j. na każdą objętość tlenu przypadają dwie objętości wodoru.

Synteza. Taką reakcję, w której z tlenu i wodoru otrzymujemy wodę, albo z tlenu i żelaza — tlenek żelaza, lub ogólniej — z dwóch substancyj otrzymujemy jedną¹⁾, nazywamy reakcją łączenia czyli syntezą. Oznaczając jedną substancję literą *A*, drugą — literą *B*, możemy napisać:

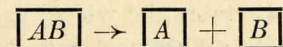


Zamiast jednak *C* dla oznaczenia, że ta substancja powstała z *A* i *B*, piszemy:



przyczem *AB* nie oznacza mnożenia, lecz wskazuje tylko, z czego ta substancja powstała, gdyż własności jej (cechy) mogą być zupełnie różne zarówno od *A*, jak i od *B*. Najlepszy przykład mamy na wodzie, w niczem nie przypominającej ani tlenu, ani wodoru, z których powstała.

Analiza. Reakcję odwrotną do reakcji łączenia, a więc reakcję, w której z wody otrzymujemy wodór i tlen, albo z tlenku rtęci tlen i rtęć, lub ogólniej z jednej substancji otrzymujemy dwie²⁾ i więcej, nazywamy reakcją rozkładu czyli analizą. Ponieważ reakcja taka jest w swym przebiegu odwrotna do reakcji łączenia, możemy napisać:



przyczem oznaczenie *AB* ma wskazywać, że skoro z substancji tej otrzymano substancję *A* i substancję *B*, musiały one być w tej pierwszej substancji *AB* zawarte.

¹⁾ Jeszcze ogólniej: z większej liczby substancyj otrzymuje się mniejszą.

²⁾ Jeszcze ogólniej: z mniejszej liczby substancyj otrzymuje się większą.

Najenergiczniejszymi środkami, jakie stosujemy w celu wywołania chemicznej reakcji rozkładu, są: wysoka temperatura i prąd elektryczny.

Pierwiastki i związki. Niewszystkie jednak substancje można temi środkami rozłożyć.

Naprzykład wodę możemy łatwo rozłożyć na tlen i wodór, jednak ani prąd elektryczny, ani najwyższe temperatury nie mogą wywołać rozkładu tlenu i wodoru na substancje prostsze; to samo tyczy się i miedzi, żelaza, magnezu, sodu, rtęci i t. d. Wyobrażamy sobie, że te substancje są substancjami pierwotnymi, i nazywamy je pierwiastkami. Natomiast wszystkie pozostałe substancje, t. j. takie, które można rozłożyć, uważamy za złożone i nazywamy związkami.

Pierwszym, który sformułował w podobny sposób pojęcie pierwiastka (1661 r.), był angielski uczony Boyle (czytaj Bojl). Przed Boyle'em pojęcie to było nieustalone, a często uważano za pierwiastki (cztery elementy) ziemię, wodę, ogień i powietrze, i wyobrażano sobie, że wszystko, co jest na świecie, powstało z tych tylko pierwiastków.

Które z substancyj należy zaliczyć do pierwiastków, a które do związków, podał dopiero chemik francuski Lavoisier (czytaj Lawoazje) w 1787 r.¹⁾ On to również podzielił pierwiastki na metale i niemetale.

Pierwiastków znamy obecnie około 90, wśród nich jest jednak dużo takich, z którymi nie spotykamy się w życiu codziennym ani w formie substancyj prostych, ani w związkach.

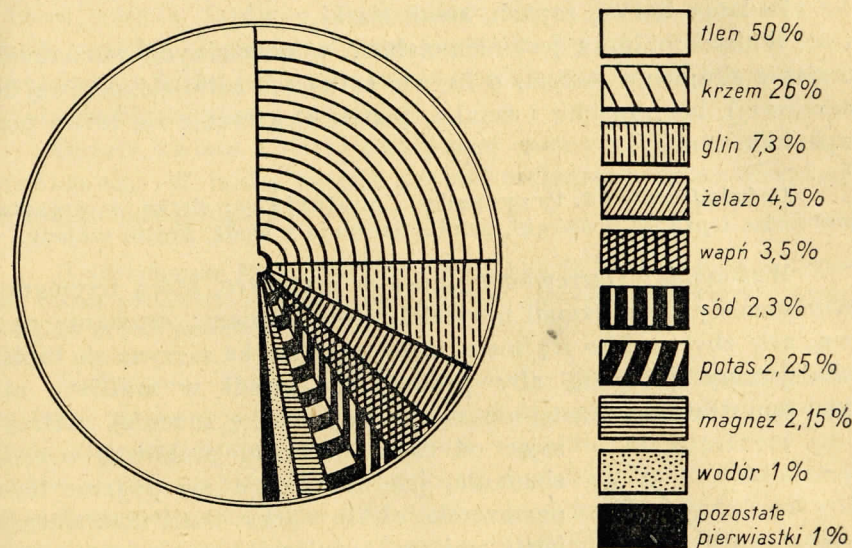
Pierwiastki dzielimy na dwie grupy. Jedną — stanowią metale o znanych nam już własnościach; drugą — pierwiastki pozostałe, niemetale, np. tlen, siarka, węgiel.

Dziwnem się wydaje, że wszystkie przedmioty, jakie nam są znane, rośliny, zwierzęta, kamienie i wszystkie ciała, jakie z nich i z ziemi otrzymujemy, a w tak różnorodny sposób przerabiamy, wszystko jest utworzone albo z substancyj prostych, przedstawiających jeden tylko pierwiastek, albo z substancyj złożonych — związków, w których skład wchodzi zwykle niewielka stosunkowo liczba pierwiastków. Czwarta mniej więcej część znanych nam pierwiastków wytwarza całą otaczającą nas różnorodność. A przeto, niektóre z tych pierwiastków, choć je wszędzie spotykamy, są w tak małych ilościach, że według naszych przybliżonych obliczeń taki na przykład pierwiastek, azot, który jest niezbędnym czynni-

¹⁾ Niektóre substancje, uważane przez niego za pierwiastki, zostały później rozłożone.

kiem życia wszelkich organizmów, stanowi zaledwie 0,02% tego, co waga razem wszystkie pierwiastki, zarówno wchodzące w skład związków, jak i wolne, które stanowią całą naszą skorupę ziemską ze znajdującą się na niej wodą i powietrzem.

Oto jak się te stosunki graficznie mniej więcej przedstawiają:



Rys. 33. Procentowe stosunki rozpowszechnienia pierwiastków na kuli ziemskiej, ujęte graficznie.

Pytania: Jakie są techniczne sposoby otrzymywania wodoru? Jakie zastosowanie ma wodór? Jak przeprowadzamy elektrolizę wody? Co to jest synteza wody, a co analiza? Na jakie dwie grupy podzielono wszystkie substancje? Na jakie dwie grupy podzielono pierwiastki? Jakie własności posiada wodór?

III. Siarka, węgiel, krzem (niemetale) i ich tlenki.

Siarka.

Pierwiastkiem, który był najlepiej znany już od najdawniejszych czasów, jest siarka.

Jako znak chemiczny dla jej oznaczenia służy litera S (*Sulphur*).

Zbadajmy jej własności, zaczynając jak zwykle od własności fizycznych.

Własności fizyczne siarki.

Doświadczenie 21. Przyrządy i materiały: kawałek siarki, płytką żelazną, młotek, drobne papierki.

Wykonanie: Odlupujemy kawałeczek siarki i uderzamy go młotkiem na płytce żelaznej. Czy siarka jest kowalna? Czy posiada połysk metaliczny?

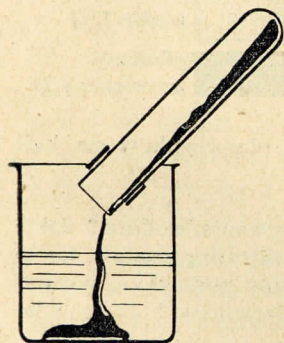
Pocieramy kawałkiem siarki o sukno i przybliżamy ją do drobnych papierków.

Badamy barwę, zapach, smak siarki.

Wniosek: Siarka jest niemetalem, w normalnych warunkach o stanie skupienia stałym, o barwie żółtej (od żółto-zielonkawej do miodowej), bez zapachu i smaku. Siarka elektryzuje się łatwo pod wpływem tarcia.

Doświadczenie 22. Przyrządy i materiały: siarka w proszku, próbówka, łąпка do próbówki, palnik, naczynie z wodą, przecik szklany.

Wykonanie: Ogrzewamy siarkę w próbówce, którą trzymamy przy pomocy łąпки ponad niewielkim płomieniem; czuwamy nad tem, aby zbyt szybko się nie ogrzała. Gdy siarka zaczyna się topić, zmniejszamy płomień, aby proces ten zaszedł w możliwie niskiej temperaturze. Następnie ogrzewamy trochę mocniej, wstrząsając od czasu do czasu próbówką w celu zbadania, jak zachowuje się podczas tego ogrzewania ciekła siarka. Jeśli dostrzeżemy jakąś zmianę, notujemy to i ogrzewamy jeszcze silniej, wstrząsając ciągle próbówką. Wreszcie siarka zaczyna wrzeć; wtedy zawartość próbówki wylewamy do zimnej wody, usuwając tworzący się na powierzchni wody kożuszek (rys. 34); wyjmujemy zakrzepłą w wodzie siarkę i badamy ją, czy jest twarda.



Rys. 34. Otrzymywanie siarki plastycznej.

Jak zmienia się barwa siarki w czasie ogrzewania? Czy od chwili stopienia siarki aż do wrzenia siarka jest jednakowo ciekła?

Jaką barwę ma para siarki? Jakie są różnice między siarką, wziętą do doświadczenia, a siarką, którą po ogrzaniu do wrzenia gwałtownie ostudzamy, wlewając do wody?

Wniosek: Siarka topi się (według badań ściślejszych w temperaturze $114,5^{\circ}$) na ciecz o żółtym zabarwieniu. W miarę podnoszenia się temperatury ciecz ta przybiera barwę coraz bardziej pomarańczową. W pewnej chwili tężeje tak, że nie można jej wylać z naczynia (temperatura 160°). Podczas dalszego ogrzewania ciemnieje coraz bardziej i staje się w pewnej temperaturze znów łatwo ciekła (260°). Przy silnem bardzo ogrzaniu ciecz, która stała się czerwono-brunatna, zaczyna wrzeć (445°) i na górnych ściankach

próbówki tworzy się obrączka ze skraplającej się siarki. Przestrzeń jest wypełniona parą o czerwono-brunatnem zabarwieniu.

Gdy przechylamy próbówkę, uchodzi para siarki i zestala się na powietrzu na tak zwany kwiat siarki, ciecz zaś, wlana do zimnej wody, krzepnie na siarkę plastyczną, którą można ugniatać i która posiada zarówno elastyczność, jak i barwę odmienną od siarki zwykłej. Siarka plastyczna przestaje nią być w zwykłej temperaturze po kilku już godzinach i twardnieje, a po dłuższym czasie przybiera barwę siarki zwykłej.

Oprócz kwiatu i siarki plastycznej znamy jeszcze siarkę krystaliczną. W takiej właśnie postaci możemy ją łatwo otrzymać w sposób następujący:

Doświadczenie 23 — pokazowe. Przyrządy i materiały: tygielek, łaźnia piaskowa, siarka, trójnóg, palnik, szczypce, parownica z wodą, nóż (lub przecik szklany).

Wykonanie: Topimy siarkę niewielkim płomieniem w tygielku na łaźni piaskowej (rys. 35), dorzucając w razie potrzeby nowe jej ilości, aby nią prawie cały tygielek napełnić. Po zupełnem stopieniu siarki, zdejmujemy szczypcami tygielek z łaźni i stawiamy na azbestowej podkładce. Gdy siarka zaczyna zastygać i na powierzchni tworzyć skorupę, chwytamy tygielek w szczypce, przebijamy skorupę nożem (przecikiem) w dwóch miejscach i wylewamy niezastygłą siarkę najlepiej do parownicy z wodą.

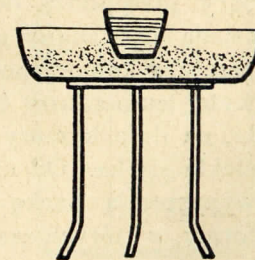
Poczem powiększamy otwór w skorupie, żeby można było zobaczyć utworzone wewnątrz kryształy.

Wniosek: Siarka, stygnąc powoli, krystalizuje w postaci długich igieł.

Występowanie siarki. W przyrodzie występuje siarka rodzima również w postaci kryształów, ale innego kształtu. Siarkę spotykamy w Europie w największych ilościach we Włoszech (głównie Sycylja) i w Hiszpanji. W Polsce złoża jej znajdują się w Swoszowicach pod Krakowem, w Czarkowach nad Nidą, w Proszowickiem (Koniusza Góra), na Śląsku koło Rybnika (patrz mapka na str. 23).

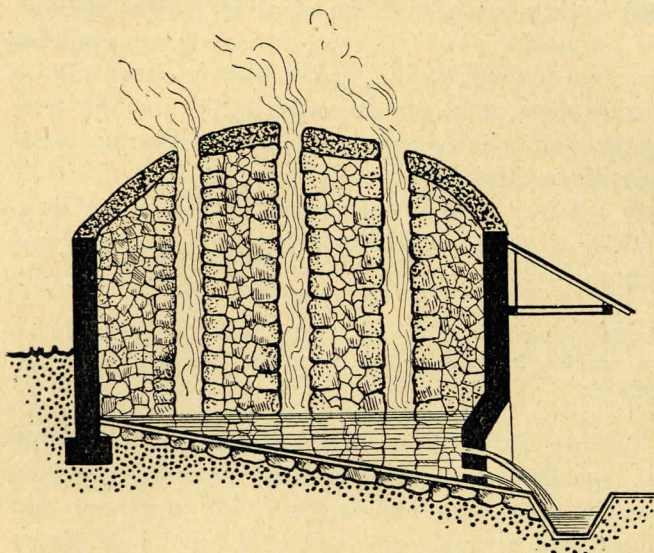
Poza Europą siarka występuje głównie w Stanach Zjednoczonych Ameryki Północnej (Luizjana, Texas, Kalifornja), w Meksyku, w Japonji, na Syberji i Kaukazie, w Egipcie.

Otrzymywanie siarki. Poznane uprzednio przez nas własności siarki służą nam zarówno do jej otrzymywania, jak oczyszczania



Rys. 35. Topienie siarki na łaźni piaskowej.

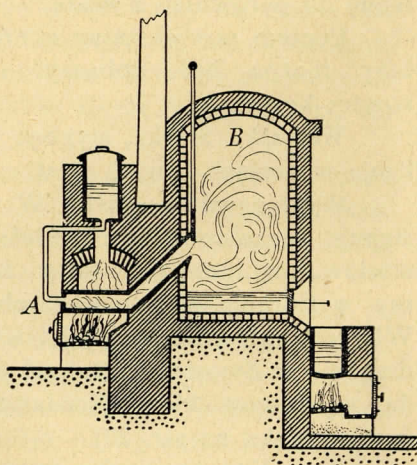
nia. Oto główne sposoby: Masę skalną kruszą i wybierają z niej części, zawierające siarkę rodzimą, następnie albo układają z tego materiału kopce — mielerze (Sycylja, rys. 36) i zapalają siarkę, której część dostarcza ciepła, potrzebnego do wytopienia reszty, albo wytapiają ją, ogrzewając węglem masę skalną w kotłach.



Rys. 36. Mielerz do wytapiania siarki.

Wytopiona siarka nie jest czysta, poddaje się ją oczyszczeniu (rafinowaniu) (rys. 37). Surowy produkt ogrzewa się do wrzenia w części A¹⁾, skąd pary przechodzą do komory B, gdzie początkowo na ścianach osiada pył, znany nam już jako kwiat siarki, następnie, gdy temperatura komory podniesie się powyżej temperatury topnienia siarki, na dnie komory gromadzi się ciekła siarka. Od czasu do czasu wypuszczają siarkę w drewniane formy, w których zastyga w kształt lasek.

W Stanach Zjednoczonych Ameryki Północnej wprost do otworów wiertniczych wprowadzają parę przegrzaną o temperaturze 150°. Siarka wytapia się jako ciecz i zostaje wypychana nawierzchni w stanie prawie czystym sprężonym gorącym powietrzem. Tą drogą otrzymuje się przeszło 70% produkcji światowej.



Rys. 37. Piec do wytapiania i oczyszczania siarki.

¹⁾ Kocioł nad A służy do wytapiania siarki.

Zastosowanie siarki. Siarka jest zużywana w dużych ilościach do wyrobu prochu strzelniczego (czarnego), jako środek dezynfekcyjny i leczniczy, do wulkanizacji kauczuku, do wyrobu ebonitu, do otrzymywania form i odcisków, do obsadzania metali w kamieniu, wreszcie do otrzymywania związków siarki.

Własności chemiczne. Dwutlenek siarki. Ze związków tych najłatwiejszy do otrzymania jest dwutlenek siarki, który powstaje podczas spalania siarki w powietrzu. W celu otrzymania czystego dwutlenku siarki musimy siarkę spalić w samym tlenie.

Doświadczenie 24. Przyrządy i materiały: 4 walce szklane, 4 płytki doszlifowane, wanna z wodą, łyżeczka żelazna do spalań, tekturka do przykrycia walca, palnik, siarka, zbiornik z tlenem, rurka kauczukowa, rurka do wprowadzania gazu, łuczywo.

Wykonanie: Napełniamy tlenem w znany nam sposób 4 walce szklane. Przykrywamy je doszlifowanymi płytkami szklanymi i stawiamy na stole. Na żelaznej łyżce, przetkniętej przez tekturkę do przykrycia walca, ogrzewamy siarkę silnie płomieniem palnika, aż się zapali, i wprowadzamy naprzód do jednego, następnie do drugiego i trzeciego walca z tlenem (rys. 38). Za każdym razem czekamy aż płomień zgaśnie, poczem wyjmujemy łyżkę i natychmiast zamykamy walec doszlifowaną płytką.

Jaka jest barwa płomienia siarki, palącej się w powietrzu i w tlenie?

Gdzie reakcja przebiega energiczniej?

Czy siarka przytem nie paruje i co powinno powstawać z par siarki w chłodniejszym otoczeniu?

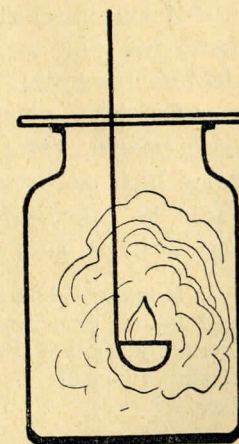
Czy zawartość walca jest mętna, czy też przezroczysta?

Co zbiera się na dnie walca po pewnym czasie?

Czy można określić na podstawie tych wszystkich obserwacji, co to za pył unosi się w walcu, w którym pali się siarka?

W pierwszym walcu badamy barwę, zapach (ostrożnie!) i smak dwutlenku siarki.

Drugi walec wstawiamy do wody dnem do góry i odsuwamy zamykającą go płytkę. Kiedy woda wejdzie do środka (przyczyna?), zamykamy otwór płytką, wyjmujemy walec z wody i nalewamy do zawartej w nim cieczy trochę lakmusu lub barwnika czerwonej kapusty.



Rys. 38. Spalanie siarki w tlenie.

Do trzeciego walca wprowadzamy palące się łuczywko.

Czy dwutlenek siarki pali się, czy podsyca palenie?

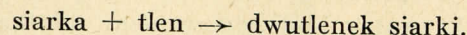
Wreszcie do czwartego walca wlewamy trochę wina czerwonego lub rozcieńczony silnie roztwór fuksyny, wstrząsamy ciecz kilkakrotnie i pozostawiamy wszystko na pewien czas w spokoju.

Co dzieje się z winem, względnie z roztworem fuksyny?

Wniosek: Siarka spala się w tlenie energicznie, niebieskim płomieniem, dając dwutlenek siarki, gaz bezbarwny, o ostrym, przenikliwym zapachu i o bardzo słabo kwaśnym smaku.

Podczas tej reakcji siarka silnie nagrzana paruje i wytwarza kwiat siarki, napełniający bardzo drobnym pyłem walec. Pył ten opada wkrótce na dno naczynia.

Reakcję, która tu zachodzi, możemy napisać w sposób następujący:



Dwutlenek siarki rozpuszcza się w wodzie. Roztwór taki zabarwia lakmus lub barwnik czerwonej kapusty na czerwono.

Z własności chemicznych poznaliśmy następujące: dwutlenek siarki nie pali się, nie podsyca palenia, działa odbarwiająco na niektóre barwniki.

Ostatnią własność wyzyskuje się w technice. Jedwab, wełnę, pióra, sierść, futra (produkty pochodzenia zwierzęcego) ponadto słomę bieli się dwutlenkiem siarki. Poza tem ma on duże zastosowanie w cukrownictwie i jako środek dezynfekcyjny. Największe jego ilości są zużywane do fabrykacji kwasu siarkowego.

Pytania: Gdzie znajduje się siarka i w jaki sposób można ją wydobyć? Jak się ją oczyszcza? Jakie zastosowanie ma siarka? Jakie własności fizyczne posiada siarka? Co powstaje, gdy siarka pali się w tlenie? Jakie własności posiada dwutlenek siarki? Jakie zastosowanie ma dwutlenek siarki?

Węgiel.

Węgiel, którym palimy w piecu i który jest nam wszystkim znany, nie jest węglem czystym. W chemii pierwiastek węgiel oznaczamy dużą literą C (*Carbo*). Z odmian jego, do doświadczeń używamy najczęściej węgla drzewnego, ponieważ jest on stosunkowo najczystszy i łatwo dostępny.

Doświadczenie 25. Przyrządy i materiały: młotek, płytka żelazna, kawałek węgla drzewnego.

Wykonanie: Mały kawałek węgla drzewnego rozbijamy młotkiem na płycie żelaznej. Badamy jego barwę, zapach, smak.

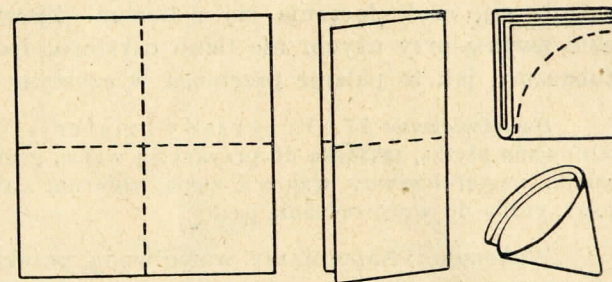
Czy węgiel jest kowalny? Czy posiada połysk metaliczny?

Wniosek: Węgiel jest niemetalem, o stanie skupienia stałym, w danym wypadku o barwie czarnej, bez zapachu i smaku. Do tych własności fizycznych należałoby dołączyć jeszcze jedną, bardzo dla nas cenną, którą poznaliśmy w fizyce w dziale o pochłanianiu gazów przez ciała stałe: mianowicie dużą zdolność chłonną węgla drzewnego (adsorbcję). Jest to własność, na której oparte jest użycie węgla aktywowanego w pochłaniaczach masek do zatrzymywania gazów bojowych.

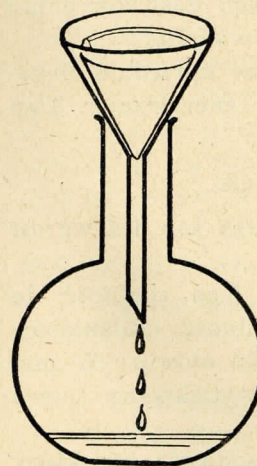
Doświadczenie 26. Przyrządy i materiały: węgiel drzewny, moździerz, tygiel z przykrywką, trójkąt, trójnóg, siatka azbestowa, palnik, pałeczka szklana, lejek, 2 kolbki, bibuła do sączenia, ołówek atramentowy.

Wykonanie:

Rozcieramy węgiel drzewny w moździerzu, nasypujemy go do tygielka, na który nakładamy przykrywkę i, postawiwszy w trójkącie na trójnogu, silnie wyżarzamy. Kiedy węgiel ostygnie, wsypujemy go do kolbki, zawierającej bardzo słaby roztwór barwnika anilinowego (ołówek atramentowy) i gotujemy około 3 minut. Przez ten czas przygotowujemy sącze z bibuły. Kawałek bibuły składamy we czworo (rys. 39), nie przyciskając zbyt silnie miejsc załamania, żeby nie osłabić bibuły, następnie odcinamy wystające rogi $\frac{1}{4}$ łuku koła i rozdzielając palcem jedną warstwę od trzech następnych, otrzymujemy sącze. Sącze ten wkładamy do lejka możliwie głęboko, przytrzymujemy go palcem i nalewamy nań trochę wody dystylowanej. Kiedy sącze zwilgnie, nie ma już obawy, aby wyskoczył. Wtedy staramy się go tak ułożyć, żeby równo przystawał do lejka. Przez sącze przesączamy roztwór z węglem i barwnikiem do drugiej kolbki (rys. 40).



Rys. 39. Sposób wykonywania sącza.



Rys. 40. Sączenie roztworu przez bibułę.

Czy roztwór ten jest taki sam, jak przed dodaniem węgla?

Wniosek: Węgiel drzewny (lepiej jeszcze kostny) może pochłaniać nie tylko gazy, może on zatrzymywać również i barwniki. To też używają go często do odbarwiania i oczyszczania pewnych substancyj, kłócąc lub gotując je z węglem, a następnie odsączając ciecz od osadu węglowego.

Często sączą roztwór, który trzeba oczyścić, wprost przez węgiel. Tę własność węgla wyzyskujemy przy oczyszczaniu żółtego soku buraczanego w cukrowniach (rafinerjach) i spirytusu w gorzelniach.

Własności chemiczne węgla. Z własności chemicznych węgla znana nam jest dobrze jedna jego bardzo ważna cecha — łatwość palenia się, czyli łączenia się z tlenem. Zjawisko to znane jest nam zwykle przy użyciu nie tlenu czystego, lecz tlenu powietrza. Zobaczmy, jak to palenie przebiega w czystym tlenie.

Doświadczenie 27. Przyrządy i materiały: walec szklany, doszlifowana płytka, tekturka do przykrycia walca, gruby drut, cienki drut, palnik, węgiel drzewny, wanna z wodą, zbiornik z tlenem, rurka gumowa, rurka do wprowadzania gazów.

Wykonanie: Napełniamy walec wodą, przykrywamy go płytką, odwracamy i wstawiamy do wanny z wodą. Odejmuje płytke, napełniamy walec tlenem, zamykamy płytką otwór, odwracamy go i stawiamy na stole. Do grubego drutu przywiązujemy cienkim drucikiem kawałek węgla drzewnego, przetykamy gruby drut przez tekturkę i odsłoniwszy płytkę, przykrywając walec, wprowadzamy do tlenu rozżarzony węgielek. Otwór zakrywamy tekturką. Gdy węgiel zgaśnie, wydajemy go i zamykamy otwór walca płytką szklaną. (Zawartość przechowujemy do następnego doświadczenia.)

Czy węgiel pali się w tlenie tak, jak w powietrzu?

Wniosek: Doświadczenie to potwierdza nasze uprzednie obserwacje, że spalanie w czystym tlenie zachodzi energiczniej. Tlen łączy się tu z węglem na dwutlenek węgla:

$\text{tlen} + \text{węgiel} \rightarrow \text{dwutlenek węgla}$

Spalając węgiel wobec dużej ilości powietrza lub też wprost w tlenie, otrzymujemy zawsze dwutlenek węgla.

Znamy jeszcze jedną własność węgla — jego zdolność do pobierania tlenu z niektórych tlenków — zdolność odtleniającą (redukującą) (doświadczenie 14, odtlenienie tlenku ołowiu). W metalurgii stosujemy do tego odtlenienia koks, wytwarzany (przez wyprażenie) z węgla kamiennego.

Dwutlenek węgla. Każdy z nas zna wodę sodową; gaz, który uchodzi z tej wody, jest właśnie dwutlenkiem węgla. Jakież właściwości posiada ten gaz?

Doświadczenie 28. Przyrządy i materiały: 4 walce szklane, 3 płytki doszlifowane, wanna z wodą, syfon z wodą sodową (albo zbiornik z dwutlenkiem węgla), woda wapienna, łuczywo, rurka gumowa, rurka do wprowadzania gazów. Walec z dwutlenkiem węgla z poprzedniego doświadczenia.

Wykonanie: Trzy walce szklane, napełnione wodą, wstawiamy w znany nam sposób dnem do góry do wanny z wodą. Na rurkę wylewową syfonu A z wodą sodową (rys. 41)

nakładamy rurkę gumową B z wetkniętą na drugim końcu rurką do wprowadzania gazów C. Syfon odwracamy dnem do góry i, wsuwając koniec rurki C kolejno pod walce, napełniamy je dwutlenkiem węgla. W pierwszym walcu sprawdzamy barwę, zapach, smak.

Do drugiego wprowadzamy gorące łuczywo i, gdy tylko zgaśnie, przelewamy gaz do zapasowego walca, gdzie wprowadzamy również zapalone łuczywo. Do trzeciego walca i do walca z poprzedniego doświadczenia (spalanie węgla) nalewamy trochę wody wapiennej i wstrząsamy.

Jakie właściwości fizyczne posiada dwutlenek węgla?

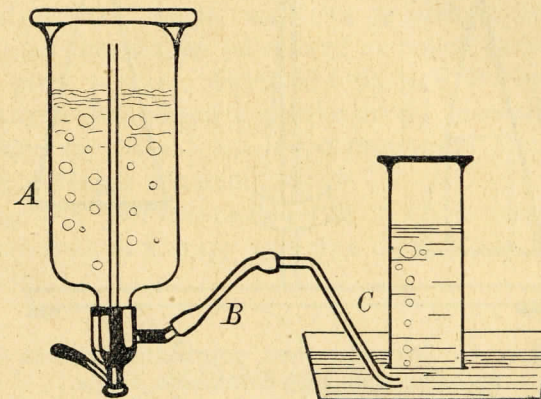
Czy dwutlenek węgla pali się lub podsyca palenie?

Czy na podstawie sposobu przelewania dwutlenku węgla z naczynia do naczynia można sądzić, czy to jest cięższy, czy lżejszy gaz od powietrza w tej samej objętości?

Czy gaz, uchodzący z wody sodowej, jest, czy też nie jest dwutlenkiem węgla i dlaczego?

Doświadczenie 29 — pokazowe. Przyrządy i materiały: zbiornik z dwutlenkiem węgla, waga, ciężarki, 2 zlewki najmniej na 500 cm³.

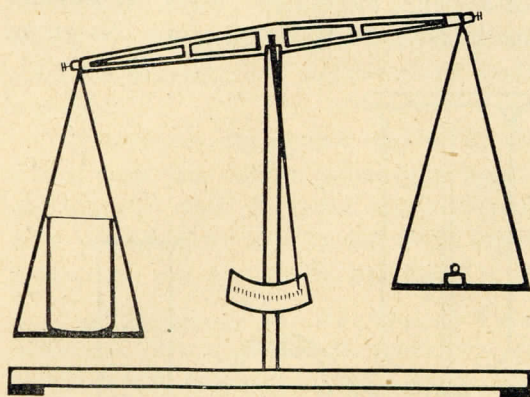
Wykonanie: Równoważymy na wadze jedną zlewkę (rys. 42). Do drugiej wprowadzamy tyle dwutlenku węgla, aby zapalone łuczywo, wprowadzone do zlewki, gasło przy samym otworze, i przelewamy zebrany dwutlenek węgla do zlewki, stojącej na wadze.



Rys. 41. Napełnianie walca dwutlenkiem węgla z syfonu z wodą sodową.

Jakie obserwujemy zjawisko?

Wnioski: Dwutlenek węgla jest to gaz bezbarwny, bez zapachu i smaku, znacznie cięższy od powietrza¹⁾, rozpuszczający się w wodzie, nie pali się i nie podsyca palenia, wywołuje w wodzie



Rys. 42. Zrównoważona poprzednio zlewka po nalaniu do niej dwutlenku węgla.

wapiennej zmetnienie, a nawet osad biały. Ostatnia własność pozwala na łatwe wykrywanie dwutlenku węgla.

Doświadczenie 30.

Przyrządy i materiały: 2 duże walce szklane, 2 płytki doszlifowane, woda wapienna.

Wykonanie: Bierzemy dwa walce, jeden zawierający czyste powietrze, drugi — powietrze niewietrzonej klasy szkolnej po go-

dzinie zajęć, wprowadzamy do każdego pewną ilość wody wapiennej i wstrząsamy.

Co dzieje się z wodą wapienną i czego to jest dowodem?

Wniosek: W pomieszczeniach, gdzie znajduje się większa liczba ludzi, powietrze zawiera znacznie więcej dwutlenku węgla. Jest to oczywiście zrozumiałe, ponieważ ludzie i zwierzęta oddychając wydzielają dwutlenek węgla. Normalnie ilość dwutlenku węgla stanowi w powietrzu 0,03 % jego objętości, w pomieszczeniach może dojść do 1 %, lecz wtedy zaczyna już organizmom szkodzić. Jest to znów jedna z ważnych przyczyn konieczności częstego wietrzenia pomieszczeń.

Występowanie dwutlenku węgla. Gaz ten spotyka się w przyrodzie w wielu miejscowościach. Z nich najbardziej znana jest „Dolina Śmierci“ na Jawie i „Psia grota“ pod Neapolem, gdzie dwutlenek węgla, układając się warstwą niewielkiej wysokości, wywołuje śmierć psów, które weszły do tej groty. Wiele źródeł zawiera ten gaz w dużej ilości. Źródła takie, szczawy (z nich najbardziej w Polsce znana Szczawnica), służą do celów leczniczych.

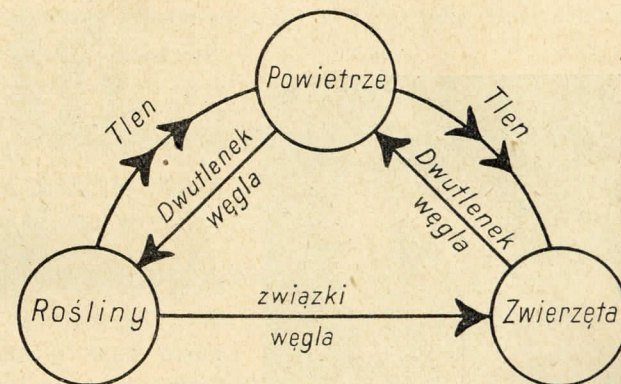
Zastosowanie. Dwutlenek węgla ma duże praktyczne zastosowanie. Otrzymują go najczęściej, spalając węgiel w powietrzu,

¹⁾ Dwutlenek węgla waży w normalnych warunkach $1\frac{1}{2}$ raza tyle, co powietrze o tej samej objętości.

dopływającym w dużych ilościach. Następnie w specjalnych przyrządach poddają go ciśnieniu, przyczem gaz się skrapla i tak skroplony zostaje wprowadzony do stalowych butli, takich jak do tlenu. Przy pomocy skroplonego dwutlenku węgla można otrzymać łatwo niską temperaturę (temperatura wrzenia pod normalnem ciśnieniem wynosi -79°). Podczas silnego parowania dwutlenek węgla tak się ostudza, że przekształca się na śnieżną masę. Masa ta paruje, dając gazowy dwutlenek węgla, stąd zwą ją suchym lodem. Duże zastosowanie ma ten gaz do fabrykacji napojów gazowych, do utrzymywania piwa w stanie świeżym i do jego tłoczenia, wreszcie w nowoczesnych sikawkach i gaśnicach do gaszenia pożarów. Otacza on palące się ciała i, nie dopuszczając do nich tlenu powietrza, sprzyja prędkiemu zduszeniu ognia.

Dwutlenek węgla odgrywa pierwszorzędą rolę w życiu przyrody. Wszystkie organizmy żywe zawierają ogromne ilości różnych

związków węgla, nie mogą go jednak wprost pobierać. Organizmy zwierzęce czerpią go ze związków, zawartych w organizmach roślinnych, a te pobierają węgiel z powietrza pod postacią dwutlenku węgla, który pod wpływem promieni słonecznych w o-



Rys. 43. Obieg węgla w przyrodzie.

becności chlorofilu zostaje rozłożony na tlen, uchodzący w powietrze, i węgiel, przyswojony (zasymilowany) pod postacią różnych powstających związków. Cały ten proces możnaby przedstawić w sposób widoczny na rys. 43.

Pytania: Jakie własności fizyczne i chemiczne posiada węgiel drzewny? Jakie własności fizyczne i chemiczne posiada dwutlenek węgla? Jakie zastosowanie ma węgiel drzewny? Jakie zastosowanie ma dwutlenek węgla? Dlaczego można używać dwutlenku węgla do gaszenia pożarów?

Krzem.

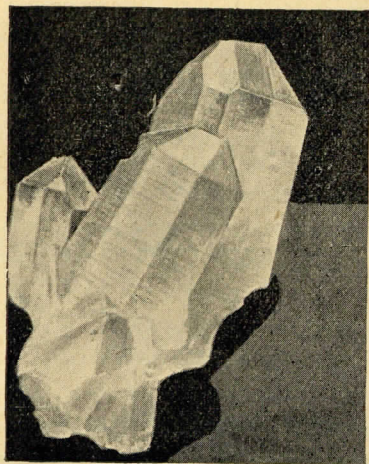
Najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem po tlenie jest krzem. Nie występuje on nigdzie w stanie wolnym. Znak chemiczny, którym go oznaczamy, jest Si (Silicium).

Najczęściej spotykamy go w połączeniu z tlenem jako dwutlenek krzemu, zwany krzemionką. Związek ten występuje pod różnymi postaciami; przede wszystkim pod postacią piasku kwarcowego, którego drobne, przezroczyste, bezbarwne ziarenka są czystą krzemionką. Spotykamy również dwutlenek krzemu pod nazwą kwarcu w całym szeregu skał, z których najbardziej znana jest skała granitowa.

Obserwacja. Okazy: piasku morskiego, kwarcu, granitu, kryształu górskiego, ametystu, agatu, krzemienia.

Pięknie wykryształizowane, zupełnie bezbarwne okazy noszą nazwę kryształu górskiego (górnego) (rys. 44), a jeśli posiadają mniej lub więcej brunatny odcień — kryształu górskiego dymnego, wreszcie jeśli mają barwę fioletową — ametystu.

Z innych postaci, zbitych, niekryształicznych, zwykle zabarwionych, na szczególną uwagę zasługują agat i krzemień, który wielką rolę odgrywał w życiu pierwotnego człowieka. Krzemionka



Rys. 44. Kryształ górski.

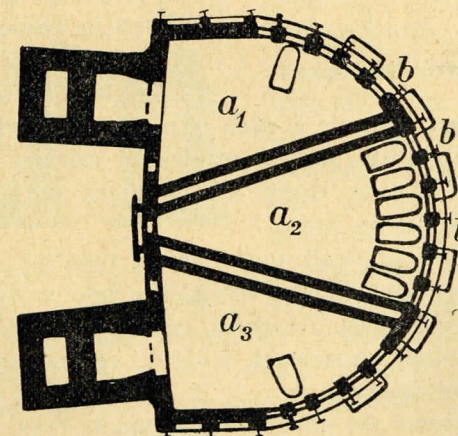
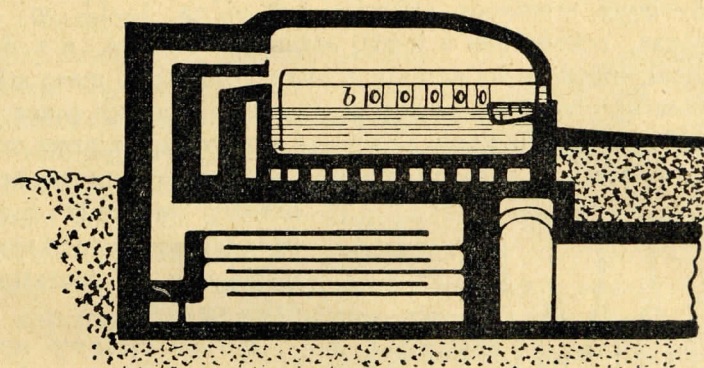
wchodzi w skład wielu organizmów roślinnych (trawy, skrzypy, wodorosty) i często organizmów zwierzęcych (włosy, pióra, kolce). Spotykamy ją jako pozostałość drobno-ustrojów pod nazwą ziemi infuzoryjnej i okrzemkowej. Agat jest dla swej twardości używany do przyrządów fizycznych w tych miejscach, gdzie idzie o możliwe zmniejszenie tarcia. Tak np. wszystkie bardzo dokładne wagi mają środkowe podparcie belki zrobione z agatowego pryzmatu, postawionego na agatowej płytce. Szalki wagi są również zawieszone na agatowych pryzmatach i oparte na takichże podstawkach. Kwarec znalazł w ostatnich czasach bardzo ważne i liczne zastosowania. Nauczono się go rozmiękczać i topić w bardzo wysokiej temperaturze płomienia tleno-wodorowego lub w piecu elektrycznym i wytwarzać z niego naczynia kwasoodporne i wytrzymujące gwałtowne zmiany temperatury. Ponieważ kwarc przepuszcza promienie pozafioletowe, robi się więc ze stopionego kwarcu różne przyrządy optyczne; nadaje się na bańki do lamp elektrycznych leczniczych do naświetlań, t. zw. kwarcowych, i wreszcie w ostatnich czasach zaczęto wyrabiać

z niego całe szyby do okien pomieszczeń, które mają posiadać najbardziej zdrowotne warunki, gdyż szkło zwykłe nie przepuszcza potrzebnych dla naszego organizmu promieni pozafioletowych. Kwarc przez dodanie pewnych substancji topi się w niższej temperaturze.

Doświadczenie 31 — pokazowe. Przyrządy i materiały: tygiel żelazny, trójkąt, trójnóg, szczypce żelazne, palnik-dmuchałka, piasek, soda, glejta, boraks.

Wykonanie: Bardzo mialko roztarty piasek mieszamy z sodą z dodatkiem glejty i boraksu i stapiamy na płomieniu dmuchawki. Kiedy masa przestanie się burzyć i utworzy jednolity stop, chwytamy tygiel szczypcami, wylewamy jego zawartość na żelazną płytę.

Wniosek: Kwarc z dodatkiem sody i innych związków można topić w znacznie niższej temperaturze: otrzymuje się, zależnie od warunków, mniej lub więcej przezroczystą masę, zwaną szkłem.

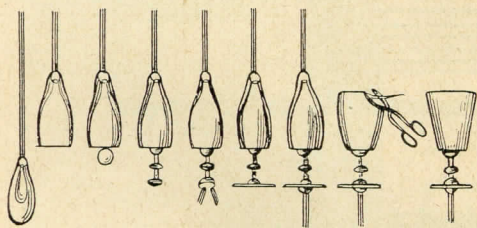


Rys. 45. Piec wannowy w hucie szklanej; a — wanny, b — otwory do pobierania stopionego szkła.

Wyrób szkła. Zwykle szkło otrzymuje się również przez stapianie kwarcu, najczęściej piasku, z dodatkiem głównie wapna i sody lub soli glauberskiej.

Odpowiednio odważone składniki, „namiar“, bardzo mialko zmielony i gruntownie wymieszany, idzie do wanien z ogniotrwałej gliny, stanowiących część pieca huty szklanej. Zamiast wanien do pieca (rys. 45) wstawia się często donice (tygle). Masę ogrzewa się dopóty, dopóki się nie stopi. Wtedy wprowadzają nową ilość „namiaru“, aż wreszcie wanny lub donice napełnią się ciekłą masą, z której po wymieszaniu podczas dłuższego i silnego ogrzewania wypłyną nawierzchnie znajdujące się w niej zawsze banieczki powietrza. Wtedy obniżają temperaturę, żeby masa była bardziej ciągliwa. Wówczas jest zdutniejsza do wydymania, prasowania i odlewania różnych przedmiotów ze szkła.

Najstarszym procesem otrzymywania wyrobów szklanych jest wydymanie zapomocą puszczeli. Jest to na $1-1\frac{1}{2}$ m długa rura żelazna, zakończona z jednej strony ustnikiem, a z drugiej zgrubieniem, na które nabieramy z pieca roztopioną masę szklaną. Wiszący na zgrubieniu puszczeli sopel szklany zostaje przez odpowiednio silne wdmuchiwanie powietrza rozdymany i przez szybkie obracanie puszczeli w różnych położeniach formowany na krótsze,



Rys. 46. Wyrób kieliszka.

bardziej wypukłe kształty, bądź też przez silne kołysanie wyciągany na kształty bardziej smukłe.

Bardzo ciekawy np. jest wyrób kieliszków, który odbywa się w ten sposób, że wydętą bańkę (rys. 46) spłaszcza robotnik na żelaznej płycie, na spłaszczenie nakłada sopele szkła i formuje z nich szczypcami i widełkami nóżkę. Pod nóżkę wstawia do przytrzymywania żelazną podstawkę, na zwężenie od góry pryska wodą, aby ta część odskoczyła, wreszcie rozszerza otwór i obcina brzegi.

Zdolny robotnik potrafi obrabiać na puszczeli ogromne masy szkła (rys. 47), wydyma banie, wyciągane pod wpływem kołysania na walce do 3-metrowej długości, z których, po odprysnięciu części górnej i dolnej i rozcięciu wzdłuż, rozwałkowuje się na żelaznych stołach płyty-szyby.

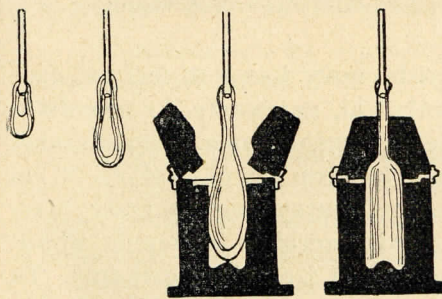
Butelki wydyma się obecnie w formach (rys. 48). Do formy wprowadza się na puszczeli sopel szkła, poczem formę się zamyka. Przez puszczel włącza się lub wdmuchuje powietrze. Po wydęciu

butli, wystającą część szyjki należy usunąć przez odprysnięcie, koniec trzeba odwinąć widełkami i butelkę przenieść do pieca, w którym gotowe wyroby stygną stopniowo, gdyż inaczej popękałyby w użyciu. Istnieją maszyny, spełniające wszystkie te czynności bez udziału człowieka, produkcja zaś poszczególnej maszyny dochodzi do kilkunastu tysięcy butelek na dobę.

Obecnie szyby i szkło do luster otrzymuje się przez odlewanie. Płynną masę szklaną wylewa się na żelazne obrzeżone płyty i wyrównywa walcem na tafle o oznaczonej grubości. Tafle zdejmują się i wstawia do pieców, gdzie się je wygrzewa i stopniowo studzi, jak wszystkie inne wyroby szklane.

W celu otrzymania prętów szklanych jeden robotnik wyjmie stop, drugi do tworzącego się sopla przykłada z drugiej strony pręt żelazny, poczem rozchodząc się, rozciągają szkło na pręty odpowiedniej grubości. W ten sam sposób robi się rury, tylko przed rozciąganiem szkło musi być wydęte w bańkę i przez kołysanie silnie wydłużone.

Najprościej odbywa się prasowanie. Stop wlewa się w formy, do których szkło zostaje wciśnięte przez włączanie stempla. Tak wyrabia się tanie talerze, salaterki, filiżanki, cukiernice, maselniczki, kieliszki i t. d., a nawet dachówki.

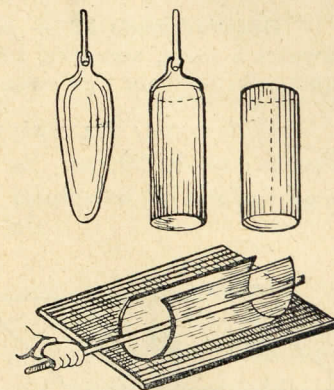


Rys. 48. Wyrób butelek.

Najpiękniejsze wyroby szklane — szkło rznęte (kryształ), jakie się u nas widuje, pochodzą z Czech. W ostatnich czasach nasze huty zaczęły wytwarzać wyroby, które stopniowo zastępują wyroby zagraniczne.

Znaczenie krzemu i jego związków wystąpi jeszcze silniej, jeśli pomyślimy, że większość minerałów skałotwórczych jest związkami krzemu, z wyjątkiem wapienia i dolomitu. Krzem jest też składnikiem glin, z których wyrabiamy porcelanę, fajans, kamionkę, cegłę i t. d.

Pytania: Jakie znamy odmiany krzemionki? Jakie zastosowanie ma agat, a jakie kwarc? Co wiemy o fabrykacji wyrobów szklanych?

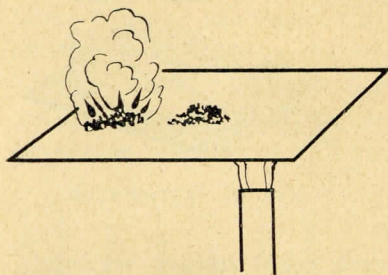


Rys. 47. Wyrób szyb.

Fosfór zaliczamy do bardziej znanych pierwiastków ze względu na jego wielkie znaczenie dla rozwoju organizmów żywych. Otrzymał on znak chemiczny P (*Phosphorus*). Jest to pierwiastek, który nie występuje w przyrodzie w stanie wolnym. Możemy go jednak otrzymać zapomocą specjalnych procesów. Dwie jego odmiany znajdują się w użyciu: jedna biała, druga czerwona. Zbadajmy, jakie zachodzą różnice w ich zachowaniu się.

Doświadczenie 32 — pokazowe. Przyrządy i materiały: parownica z wodą, szczypce, nóż, palnik, cienka płytką miedzianą, trójnóg, bibuła, fosfór biały i czerwony.

Wykonanie: Na dużym trójnogu kładziemy płytkę miedzianą długości około 20 cm. Na jej środku kładziemy odrobinę czerwonego fosforu, w odległości około 5 cm od niego kawałek odciętego



Rys. 49. Ogrzewanie płytki z czerwonym i białym fosforem.

pod wodą i osuszonego bibułą fosforu białego. Po drugiej stronie czerwonego fosforu, w takiej samej odległości, podstawiamy niewielki płomień (rys. 49).

Która odmiana zapala się przy niższej temperaturze?

Doświadczenie 33 — pokazowe. Przyrządy i materiały: parownica z wodą, szczypce, nóż, próbówka, biały fosfór, bibuła, dwusiarczek węgla.

Wykonanie: Odcinamy pod wodą mały kawałek fosforu, osuszamy go bibułą, wrzucamy do próbówki, nalewamy do niej dwusiarczku węgla i wstrząsamy w celu przyspieszenia rozpuszczania się fosforu. Wycinamy pasek bibuły 5—8 cm szeroki, około 30 cm długi i wylewamy nań roztwór fosforu, starając się go przez przechylanie bibuły rozproszyc możliwie szeroko. Następnie ujmujemy bibułę za jeden koniec szczypcami i chwilę czekamy. Ta część papieru, na której był rozlany roztwór, zaczyna świecić i po chwili zapala się płomieniem.

Wnioski: Fosfór biały utlenia się silnie na powietrzu i dlatego jest bardzo łatwo zapalny. Oto jest przyczyna, dla której trzeba go przechowywać pod wodą. Fosfór czerwony może być bez obawy trzymany na powietrzu.

Najważniejsze zastosowanie znalazł fosfór do wyrobu zapalek. Pierwsze zapalaki (początek XIX wieku) nie zawierały fosforu, lecz zapalały się przy zetknięciu z bardzo niebezpiecznym w użyciu kwa-

sem siarkowym. Później dopiero zastosowano do nich fosfór biały (1832 r.). Zapalaki takie zapalają się od potarcia o każdy przedmiot, czasem wskutek samego wstrząśnienia, nadto wyrób ich jest szkodliwy dla zdrowia, gdyż biały fosfór jest silną trucizną. To też po wynalezieniu zapalek szwedzkich (1850 r.) większość państw zabroniła wyrobu zapalek z białego fosforu. Takie zapalaki szwedzkie są właśnie w Polsce w użyciu. Nie posiadają one zupełnie na łepku fosforu. Łepiek jest powleczone tylko łatwopalną masą, natomiast na tarce z boku pudełka znajduje się nietrujący fosfór czerwony z mielonym szkłem i innymi dodatkami. Od potarcia o tę masę łepiek zapalaki zapala się.

Pytania: Jakie własności posiada fosfór biały, a jakie fosfór czerwony? Do czego służy fosfór?

IV. Siarczki.

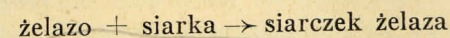
Synteza siarczków. W pierwszej części tego podręcznika zajmowaliśmy się otrzymywaniem tlenków metali czyli związków, które powstają z połączenia (syntezy) jakiegoś pierwiastka metalicznego z pierwiastkiem tlenem. Obecnie zajmiemy się otrzymywaniem siarczków metali czyli związków, które mogą powstać z połączenia jakiegoś pierwiastka metalicznego z pierwiastkiem siarką.

Łączenie się siarki z różnymi metalami nie zawsze zachodzi w jednakowy sposób, jak to zaraz zobaczymy.

Doświadczenie 34 — pokazowe. Przyrządy i materiały: próbówka, palnik, gruby drut żelazny, podkładka azbestowa, siarka, pyłek żelazny.

Wykonanie: Drobno sproszkowaną siarkę (lub kwiat) mieszamy z pyłkiem żelaza w równych ilościach na objętość (lub w stosunku ciężarowym na 2 części siarki $3\frac{1}{2}$ części żelaza) i wysypujemy do próbówki. Nad ogniem palnika rozżarzamy do czerwoności koniec grubego, żelaznego drutu i wkładamy do mieszaniny, znajdującej się w próbówce. (Stół zabezpieczyć azbestową podkładką!) Wnętrze próbówki silnie się rozżarza, później stopniowo ostygą.

Wniosek: Żelazo łączy się z siarką bardzo energicznie. Podczas tej reakcji substancje silnie się rozżarzają. Sam przebieg reakcji można ująć w ten sposób:



Doświadczenie 35 — pokazowe. Przyrządy i materiały: próbówka z trudno topliwego szkła, palnik, łapka, strużyny ołowiane, siarka.

Wykonanie: Mieszmamy strużyny ołowiu (12,9 g) z siarką (2 g), wsypujemy tę mieszaninę do próbówki z trudno topliwego szkła i ubijamy ją przez uderzanie dnem próbówki o stół (podkładamy zeszyt, żeby dna nie wybić), poczem próbówkę chwytnamy w łapkę i ogrzewamy silnie, aż się w niej cała zawartość rozżarzy. Po ostygnięciu można w masie, zawartej w próbówce, odróżnić kryształki siarczku ołowiu (galeny).

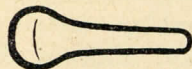
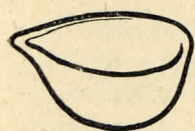
Wniosek: Ołów łączy się bezpośrednio z siarką na siarczek ołowiu o szarym, srebrzystym połysku i krystalicznym wyglądie.

Reakcję tę możemy przedstawić w sposób następujący:



Doświadczenie 36 — pokazowe. Przyrządy i materiały: moździerz porcelanowy z tłuczkiem, rtęć, siarka.

Wykonanie: Do moździerza porcelanowego (rys. 50) nalewamy kilka kropel rtęci, wsypujemy łyżeczkę (od czarnej kawy) siarki i rozcieramy obie substancje porcelanowym tłuczkiem.

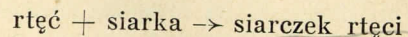


Czy zachodzi tu reakcja i poczem można to poznać?

Rys. 50. Moździerz i tłuczek porcelanowy.

Wniosek: Ponieważ podczas rozcierania rtęci z siarką powstaje substancja o czarnym zabarwieniu, jakiego nie posiadała ani rtęć ani siarka — musimy dojść do wniosku, że oba te pierwiastki tworzą nową substancję, która mogła powstać jedynie przez połączenie się siarki z rtęcią. Jest to siarczek rtęci.

Reakcję tę możemy przedstawić jak następuje:



Doświadczenie 37 — pokazowe. Przyrządy i materiały: próbówka, łapka, palnik, folja miedziana, gruby drut, siarka.

Wykonanie: Do grubego drutu przymocowujemy kawałek folji miedzianej (używanej do radiodbiorników) szerokości takiej, żeby weszła do próbówki. W próbówce ogrzewamy siarkę aż do wrzenia i do jej pary wprowadzamy na drucie ogrzaną folję miedzianą (rys. 51). Folja zapala się. Jaka jest barwa otrzymanego produktu?



Rys. 51. Palenie się miedzi w parach siarki.

Wniosek: Miedź łączy się bardzo energicznie z siarką, dając czarny siarczek miedzi. I tu, jak poprzednio, możemy tę reakcję syn-tezy przedstawić w sposób następujący:



Reakcje pod względem cieplnym. Podczas reakcji tej musi się jednocześnie wytwarzać duża ilość ciepła, skoro substancje zostają tak silnie rozżarzone.

Zwróćmy uwagę, iż nie jest to pierwsza reakcja, podczas której obserwujemy wydzielanie się dużych ilości ciepła. Podczas reakcji łączenia siarki z żelazem, zawartość próbówki, w której znajdowały się zmieszane obie te substancje, także rozżarzyła się silnie. Przypomnijmy sobie jeszcze, jak podczas reakcji spalania żelaza, magnezu, węgla w tlenie, wodoru z tlenem, substancje te rozpalały się silnie. Podczas spalania żelaza trzeba było słoik w specjalny sposób zabezpieczać przed pęknięciem od gorąca. Z reakcyj tych i z ciepła, które w czasie ich trwania powstaje, korzystamy chętnie, jak np. z płomienia tleno-wodorowego. W celu otrzymania ciepła spalamy węgiel w piecach.

Wszystkie tego rodzaju reakcje, podczas których wywiązuje się ciepło, nazywamy egzotermicznymi. Nie wszystkie jednak reakcje przebiegają w ten sposób. Wskazuje nam na to reakcja rozkładu tlenku rtęci. Rozkład ten odbywa się tylko podczas silnego ogrzewania. Z chwilą gdy zmniejsza się dopływ ciepła, reakcja przerywa się. Reakcje tego rodzaju, które zachodzą na koszt ciepła pobranego, nazywamy reakcjami endotermicznymi. Nie znamy natomiast takich reakcyj chemicznych, któreby zachodziły bez wywiązywania lub pobierania ciepła, czyli takich, które nie byłyby bądź reakcjami egzotermicznymi, bądź endotermicznymi.

Nie znaczy to jednak, że zawsze podczas każdej reakcji egzotermicznej muszą się substancje reagujące rozżarzać. Czasem ilość wydzielonego ciepła jest mniejsza, a czasem reakcja zachodzi tak wolno, że choć ogólna ilość wydzielanego ciepła jest bardzo znaczna, proces ten trwa długo, ciepło rozprasza się i możemy go wcale nie zauważyć. Np. to samo łączenie siarki z miedzią, co do którego nie mamy wątpliwości, że jest reakcją egzotermiczną, zachodzi bez widocznego wywiązywania się ciepła, o ile proces ten potrwa dłużej.

Doświadczenie 38. Przyrządy i materiały: blaszka miedziana, kwiat siarki, szmerglak (papier szmerglowy).

Wykonanie: Blaszke miedzianą oczyszczamy dobrze drobnym szmerglakiem (papierem szmerglowym), posypujemy siarką i pozostawiamy na kilka dni. Po tym okresie sprawdzamy, czy powierzchnia blaszki uległa zmianie i czy blaszka jest ogrzana.

Wniosek: Musimy stwierdzić, że ani blaszka, ani siarka nie są tak ogrzane, żebyśmy to mogli rozpoznać dotykiem. Jednak reakcja łączenia siarki z miedzią nastąpiła, ponieważ na powierzchni blaszki powstała czarna warstwa siarczku miedzi.

Siarczki metali. Wśród bogactw mineralnych spotykamy bardzo dużo siarczków metali. Z nich najbardziej może rozpowszechniony w Polsce jest siareczek ołowiu, zwany galeną albo błyszczem ołowiu.

Obserwacja. Przyjrzyjmy się dobrze temu minerałowi. Posiada on połysk srebrzysty, metaliczny, usprawiedliwiający w zupełności nazwę błyszczu.

W jaki sposób możnaby łatwo wykazać, że to nie jest metal? Minerał ten kruszy się łatwo pod uderzeniem. Z niego to zwykle otrzymujemy ołów. Bywa też używany w stanie naturalnym jako „kryształek“ do radjoodbiorników. Niestety kruszec polskiego pochodzenia nie posiada odpowiednich własności. Własności te posiada w wyższym stopniu siareczek ołowiu, sztucznie otrzymywany w sposób syntetyczny, jak otrzymywaliśmy go przy doświadczeniu 35. Pokłady tego kruszcu są zwykle srebrnorośne, gdyż zawierają siareczek srebra czyli argentyt. To też dawniej w Polsce przy produkowaniu ołowiu otrzymywano srebro. Przy obecnych jednak cenach srebra produkcja ta nie opłaca się.

Doświadczenie 39. Przyrządy i materiały: węgiel lipowy, dmuchawka, palnik, błyszcz ołowiu (galena), moździerz porcelanowy.

Wykonanie: W kawałku węgla robimy zagłębienie (doświadczenie 14), wsypujemy trochę roztartej galeny i prażymy przy pomocy dmuchawki na węglu. Po kilku minutach przerywamy dmuchanie i pozostawiamy węgiel na chwilę, aby ostygł. Kiedy przestanie się żarzyć, wygrzebujemy z zagłębienia stopioną masę o metalicznym połysku i próbujemy w moździerzu porcelanowym, czy to jest też błyszcz ołowiu. Czem się różni błyszcz od metalu?

Wniosek: Przez prażenie siarczku ołowiu na węglu w obecności powietrza otrzymujemy metal ołów. Zachodzi tu naprzód utlenienie, podczas którego siarka, zawarta w siarczku ołowiu, daje dwutlenek siarki, a ołów utlenia się częściowo na tlenek ołowiu. Co się zaś tworzy z tlenku ołowiu na węglu, wiemy już z poprzednich doświadczeń.

Błyszcz ołowiu występuje u nas gdzieś niedaleko Olkusza aż do Bytomia na Górnym Śląsku, pod Kielcami i Chęcinami. W innych krajach największe jego ilości spotykamy w Hiszpanji, w Niemczech (Harc i Saksonja), w Czechach, w Anglii i w Ameryce południowej.

Drugim kruszczem, posiadającym dużą wartość dla Polski, jest siareczek cynku, zwany sfalerytem lub blendą cynkową.

Obserwacja. Kawałki blendy cynkowej nie posiadają charakterystycznego zabarwienia, są raczej szaro-zielone, z bardzo niewyraźnym żółto-metalicznym połyskiem.

Kruszec ten w Polsce występuje zawsze wraz z galeną i galmanem, a więc od Olkusza aż po Bytom na Górnym Śląsku, głównie w okolicy Tarnowskich Gór (mapka na str. 23). Znajduje się zresztą, choć w małych ilościach, wszędzie tam, gdzie galena. Najbogatsze złoża spotykamy na Węgrzech, w Niemczech, w Belgii i w Ameryce północnej. Polskie kopalnie na Górnym Śląsku należą do największych w Europie.

Blendy cynkowe nie nadaje się wprost do otrzymywania cynku, trzeba ją uprzednio przeprażać wobec silnego dopływu powietrza. Wskutek utlenienia i siarka i cynk, wchodzące w skład siarczku cynku, dają tlenki. Powstaje tlenek cynku i dwutlenek siarki, cenne surowce: jeden do otrzymywania cynku, drugi do fabrykacji kwasu siarkowego.

Proces zachodzący tutaj może być tak ujęty:

siareczek cynku + tlen → dwutlenek siarki + tlenek cynku

Na Górnym Śląsku, gdzie jest głównie skupiona produkcja cynku, mamy i największe fabryki kwasu siarkowego.

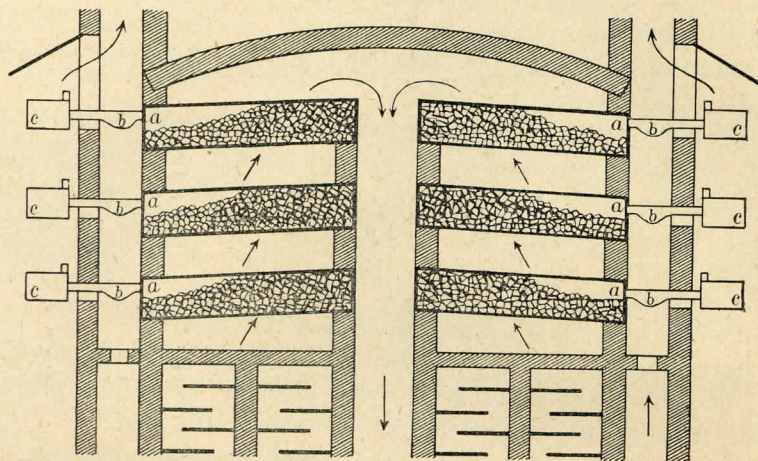
Inne siarczki, prażone wobec silnego dostępu powietrza, mogą również dawać dwutlenek siarki i tlenek odpowiedniego metalu. Do tych siarczków, często w tym celu wyprażanych, należy piryt żelazny.

Obserwacja. Piryt żelazny posiada połysk metaliczny, żółty, podobny do połysku mosiądzu. Oczywiście poza połyskiem nie ma on nic wspólnego z metalem: przy uderzeniu kruszy się. Występuje często w dużych, pięknych kryształach; czasem tworzy zbite masy lub płytki, znajdujące się często w węglu kamiennym. W drobnych ilościach znajduje się prawie wszędzie, w większych skupieniach — w Staruni na Podkarpaciu, pod Kielcami i na Górnym Śląsku. Poza granicami Polski większe złoża pirytu spotykamy w Czechach, Norwegii, Hiszpanji i Anglii.

Obserwacja. Piryt miedziany jest podobny na pierwszy rzut oka do pirytu żelaznego, ma tak samo żółty, metaliczny połysk. Odcień jednak jest bardziej szaro-zielonkawy, miejscami występują wyraźne zielone plamy. Jest to siareczek miedzi i żelaza.

Obserwacja. W Polsce bardziej jednak rozpowszechniony jest siareczek miedzi, chalkozyn. Posiada on zabarwienie ołowiano-szare. Duże jego ilości spotykamy pod Kielcami. Otrzymuje się z niego miedź.

Metalurgia cynku. Z tych wszystkich kruszców największe znaczenie posiada blenda cynkowa, o której już mówiliśmy, że wypraża się ją wobec silnego dostępu powietrza, aby z niej otrzymać dwutlenek siarki i tlenek cynku. Dalszym procesem jest otrzymywanie z tego tlenku metalu cynku. Tlenek cynku miesza się bardzo gruntownie z mielonym koksem, odgrywającym rolę środka odtleniającego. Mieszaniną tą napełnia się mufle (retorty) z gliny ogniotrwałej (rys. 52). Mufle *a* są umocowane w piecu



Rys. 52. Piec hutniczy do otrzymywania cynku.

trochę pochyło ku przodowi i z zewnątrz ogrzewane płomieniem gazów, wprowadzanych wraz z powietrzem do pieca. Temperatura reakcji odtlenienia jest tak wysoka, że otrzymany cynk znajduje się w stanie pary. Żeby go skroplić, mufle *a* są zaopatrzone w dodatkowe kondensacyjne rury *b*, wystające z pieca i pozwalające na założenie naczyń *c*, w którym zbiera się cynk po skropleniu. Rury kondensacyjne są umocowane gliną w retortach, które trzeba po skończonej redukcji napełnić nowym ładunkiem. W tym celu glinę, zamykając przód mufli, rozbijają raz na 24 godziny, odejmują rury kondensacyjne, wylewają z nich cynk do odpowiednich naczyń i form i, napełniwszy mufle nowym ładunkiem tlenku cynku i koksu, wstawiają rury kondensacyjne na poprzednie miejsce, poczem ponownie zalepiają otwór mufli dokoła każdej rury.

Zastosowanie cynku. Cynk ma bardzo liczne zastosowania, ponieważ pokrywa się, jak o tem była już mowa, tlenkiem cynku, stanowiącym warstwę ochronną. Najchętniej do sporządzania naczyń na wodę używają cynku. Dachy kryją blachą cynkową.

Pytania: Jak można otrzymywać siarczki metali?

Czy reakcja otrzymywania siarczków jest reakcją syntezy, czy też analizy?

Jakie siarczki znajdują się najczęściej w przyrodzie?

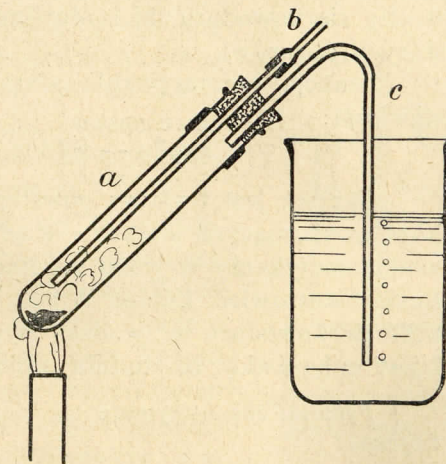
Jaka zachodzi reakcja w czasie prażenia siarczków metali wobec powietrza?

Jakie znamy reakcje egzotermiczne i co to są reakcje endotermiczne?

Siarkowódór. Rozpatrzyliśmy różne własności chemiczne siarki, jej własność łączenia się z tlenem i z metalami, rozpatrzmy teraz, jak zachowuje się ona względem wodoru.

Doświadczenie 40. Przybory i materiały: próbówka z korkiem o dwóch otworach, z rurkami, jedną długą prostą, drugą zagiętą pod kątem ostrym, zlewka z wodą, statyw żelazny z łapką, palnik, siarka, papierek ołowiawy, zbiornik z wodorem, rurka kauczukowa.

Wykonanie:¹⁾ Do większej próbówki *a* (rys. 53) dopasowujemy koreczek o dwóch otworach, przez który przechodzą dwie rurki: jedna *b*, nie sięgająca dna na 2—3 cm; druga *c* z jednym końcem, wchodzącym zaledwie do próbówki, i drugim długim, zagiętym nazewnątrz pod kątem ostrym. Do próbówki wrzucamy parę kawałków siarki, zamykamy otwór korkiem z rurkami i ustawiamy w statywie tak, żeby rurka *c* była zwrócona otworem do góry. Następnie łączymy rurkę *b* rurką kauczukową ze zbiornikiem, z którego przepuszczamy wódór, wypierając nim powietrze z próbówki *a*. Co pewien czas badamy, czy powietrze zostało już usunięte z przyrządu. W tym celu nakładamy na rurkę *c* próbówkę, czekamy chwilę i po zdjęciu próbówki, nie odwracając, zatykamy ją palcem i zbliżamy otworem do płomienia. Gdy w przyrządach nie ma powietrza, spalanie wodoru następuje spokojnie, w przeciwnym razie słyszymy słaby lub silniejszy wybuch. Należy wtedy jeszcze czekać, gdyż nieostrożność może spowodować wybuch, który rozerwie całą aparaturę! Naturalnie wódór w zbiorniku musi być również wolny od powietrza. Po całkowitem usunięciu powietrza, nie przestając przepuszczać wodoru, przekreślamy



Rys. 53. Otrzymywanie siarkowodoru.

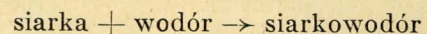
¹⁾ Doświadczenie musi być dokonane pod wyciągiem.

próbówkę rurką c do dołu, wpuszczamy jej koniec do zlewki z wodą, jak to uwidoczniono na rys. 53, i ogrzewamy siarkę aż do wrzenia. Po kilku minutach odsuwamy na chwilę zlewkę z wodą i przybliżamy do otworu rurki c zwilżony papierek ołowiawy (bi-buła nasycona związkiem ołowiu), poczem natychmiast wpuszczamy koniec rurki c zpowrotem do wody i przestajemy ogrzewać. Gdy próbówka ostygnie, przerywamy również dopływ wodoru.

Wąchamy wodę w zlewce. Czy posiada ona zapach? Z jakiego rodzaju reakcją mamy do czynienia podczas otrzymywania tego związku (synteza czy analiza)? Jaki jest stan skupienia tej substancji? Jakie własności fizyczne posiada otrzymany gaz?

Wniosek: Gaz ten, który nosi nazwę siarkowodoru, jest bezbarwny o przykrym zapachu zgniłych jaj i o słodkawo-mdłym smaku. Rozpuszcza się w wodzie (woda z doświadczenia pachnie siarkowodorem). Czerni on wilgotny papierek ołowiawy; stąd może być łatwo tą metodą wykryty. W mieszkaniach, gdzie zawsze jest trochę siarkowodoru, biel ołowiana i srebro czernieją (czernienie starych obrazów).

Reakcja otrzymywania siarkowodoru może być tak przedstawiona:



Gaz ten jest trujący; powstaje podczas rozkładu wielu związków, zawierających siarkę, a więc i podczas psucia się jaj. Siarkowodór spotykamy w wielu źródłach tak zwanych siarczanych, np. Busk, Swoszowice, Lubień Wielki, Solec, Iwonicz, Truskawiec. Obecność siarkowodoru w wodzie zwykłej czyni ją niezdatną do picia i jest wskazówką, że studnia posiada połączenie ze ściekami.

Pytania: Jak otrzymuje się siarkowodór? Jakie posiada własności fizyczne?

V. Chlor i jego związki.

Ileż to razy, patrząc na piękne, białe obrusy, ręczniki, prześcieradła, poszewki, koszule i t. p., zastanawiamy się, w jaki to sposób bielą w fabrykach takie ogromne ilości tych lnianych i bawełnianych materiałów! Po wsiach widuje się często, jak samodziłowe płótno leży rozciągnięte wielkimi płacami na trawie i, moczone co pewien czas, bieli się powoli na słońcu. Zdajemy sobie jednak sprawę, że sposób ten wymagałby ogromnych przestrzeni i za długich okresów czasu na to, aby mógł być stosowany fabrycznie. Wiemy zresztą, że wyrób samodziłowy nie posiada nigdy tej pięknej bieli, jaką widzimy na wyrobach fabrycznych.

Rezultaty, jakie osiągają fabryki, zawdzięczają one pierwiastkowi niemetalicznemu, chlorowi, który z wyżej przytoczonych względów, jak i dla jego wielkiego znaczenia przy obronie państwa, zasługuje na szczególną uwagę.

Chlor i jego własności. Pierwiastek ten oznaczamy w chemii literami Cl (*Chloros*). Jest to pierwiastek, który w przyrodzie spotykamy tylko w połączeniu z innymi pierwiastkami. Znamy jednak sposoby otrzymywania chloru wolnego.

Obserwacja. Obserwujemy chlor w zamkniętym naczyniu.

Jaki stan skupienia posiada chlor w normalnych warunkach?

Czy chlor posiada barwę?

Doświadczenie 41. Przyrządy i materiały: zbiornik z chlorem, butla z wodą dystylowaną, rurka szklana zagięta pod kątem, rurka kauczukowa.

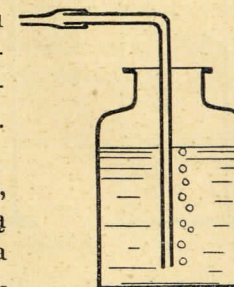
Wykonanie: (Doświadczenie to, tak jak i wszystkie, podczas których naczynia napełniamy chlorem, winny się odbywać pod wyciągiem.) Przez wodę dystylowaną, znajdującą się w butli, przepuszczamy słaby strumień chloru (rys. 54). Skoro tylko woda zmieni swe zabarwienie, przestajemy przepuszczać chlor i badamy zapach, zbliżając bardzo ostrożnie naczynie do nosa.

Cóż nam ten zapach przypomina?

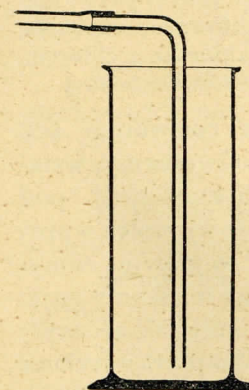
Wniosek: Chlor rozpuszcza się w wodzie, dając tak zwaną wodę chlorową, posiadającą żółto-zielone zabarwienie gazu chloru. Woda chlorowa posiada słaby zapach chloru, przypominający zapach rozkładających się liści. Zapach czystego chloru jest silnie duszący, powoduje on jednocześnie podrażnienie przewodu oddechowego, wywołując gwałtowne ataki kaszlu. Jest to gaz bardzo niebezpieczny dla wszelkich organizmów żywych.

Doświadczenie 42 — pokazowe. Przyrządy i materiały: 5 walców szklanych, 5 płytek doszlifowanych, zbiornik z chlorem, palnik, rurka kauczukowa, szklana rurka zgięta i dłuższa niż walce, próbówka, sól, potas, miedź w pyłku (czerniony bronz), kwiat, barwna szmatka (perkalik).

Wykonanie: Ze zbiornika wprowadzamy chlor przez kauczukową rurkę i zgiętą pod kątem rurkę szklaną na dno pięciu suchych walców. Chlor napełnia walce, podnosząc się



Rys. 54. Przepuszczanie chloru przez wodę.



Rys. 55. Napełnianie walców chlorem.

stopniowo do góry (rys. 55). Po barwie poznajemy, dokąd gaz sięga. Kiedy dojdzie prawie do góry, przykrywamy walce szklanymi płytkami.

1) Do pierwszego walca wrzucamy pod płytkę cieniutki skrawek ($\frac{1}{2}$ mm) sodu. Obserwujemy po kilkunastu minutach jak wygląda jego powierzchnia i pozostawiamy go na kilka dni, wstrząsając nim co pewien czas.

2) Do drugiego walca wrzucamy takież sam skrawek potasu i pozostawiamy go wraz z walcem, w którym jest sól.

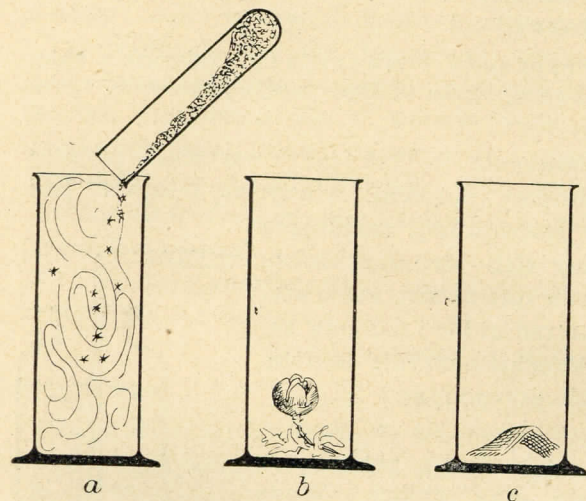
3) Do trzeciego walca (rys. 56) wysypujemy z próbówki niewielkimi ilościami ogrzany pyłek miedzi (czerwony bronz).

Jakie zjawisko obserwujemy?

4) Do czwartego walca wrzucamy barwny kwiat.

5) Do piątego walca wprowadzamy kilka dobrze wysuszonych, barwnych szmatek (perkalików).

Doświadczenie 43 — pokazowe. Przyrządy i materiały: ma-



Rys. 56. Działanie chloru; a — na pyłek miedzi, b — na rośliny i ich barwniki, c — na suche barwne szmatki.

ły walec (niewiększy niż 100 cm³!), płytka szklana doszlifowana, wanienska, 2 rurki kauczukowe, 2 rurki do wprowadzania gazów, zbiornik z chlorem, zbiornik z wodorem, palnik, ścierka, nasycony roztwór soli kuchennej.

Wykonanie: Walec napełniamy nasyconym roztworem soli kuchennej, przykrywamy go doszlifowaną płytką, odwracamy, wstawiamy do wanienki z nasyconym roztworem soli kuchennej, pod powierzchnią roztworu odejmujemy płytkę. Do połowy walca wprowadzamy ze zbiornika chlor, resztę napełniamy wodorem, zamykamy płytką, wyjmujemy z roztworu i wstrząsając mieszamy gazy. (Należy uważać, żeby na tę mieszaninę nie padł promień słoneczny!) Następnie tak zawijamy walec w ścierkę, żeby tylko płytka szklana została niezastłonięta i, odsunawszy płytkę, przybliżamy otwór walca do płomienia palnika.

Jakie obserwujemy zjawisko po przybliżeniu płomienia do mieszaniny chloru i wodoru?

Doświadczenie 44. Przyrządy i materiały: próbówka, barwna szmatka (perkalik), woda chlorowa, (papierki lakmusowe).

Wykonanie: Do próbówki wrzucamy kawałek barwnej szmatki, (papierki lakmusowe) i zalewamy ją wodą chlorową.

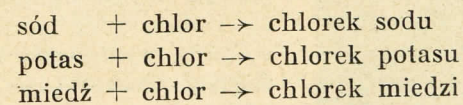
Co się dzieje ze szmatką?

Wnioski: Chlor łączy się z metalami, przyczem z niektórymi — bardzo energicznie, a reakcja łączenia się chloru z wodorem ma przebieg gwałtowny. Suchy chlor nie niszczy barwników, niszczy je natomiast woda chlorowa, odbarwiając kolorowe szmatki, lakmus i zawierający wodę kwiat, który wkrótce marnieje.

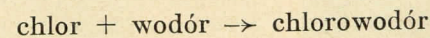
Zastosowanie chloru. Z powodu tych właśnie własności odbarwiających, znalazł chlor bardzo wielkie zastosowanie do bielenia wyrobów lnianych i bawełnianych. Wszystkie materiały pochodzenia roślinnego mogą być również bielone chlorem. Oczywiście trzeba dobrze wiedzieć, ile czasu może tkanina pozostać w roztworze chloru, ponieważ dłuższe pozostawienie materiału powoduje jego nagryzanie. Po odbarwieniu chlor musi być zupełnie usunięty, gdyż inaczej materiał mógłby ulec zniszczeniu.

Obecnie chlor znalazł bardzo ważne zastosowanie do otrzymywania gazów bojowych.

Chlorki. Podczas łączenia się metali z chlorem zachodzi reakcja podobna do łączenia się metali z tlenem i siarką. Tam otrzymywaliśmy z tlenem — tlenki i z siarką — siarczki, tu z chlorem będziemy otrzymywali chlorki, a więc:



W podobny sposób, jak z siarki i wodoru otrzymywaliśmy siarkowodór, tak z chloru i wodoru otrzymujemy chlorowodór:



Z pośród chlorków na specjalną uwagę zasługują: chlorek srebra i otrzymane przez nas: chlorek potasowy i chlorek sodowy.

Fotografia. Chlorek srebra albo srebrowy ma bardzo ważne zastosowanie w fotografii.

Doświadczenie 45. Przyrządy i materiały: świeżo przygotowany i pociemku wysuszony chlorek srebrowy.

Wykonanie: Świeżo przygotowany i wysuszony chlorek srebrowy dzielimy na dwie porcje. Jedną pozostawiamy w ciemnym

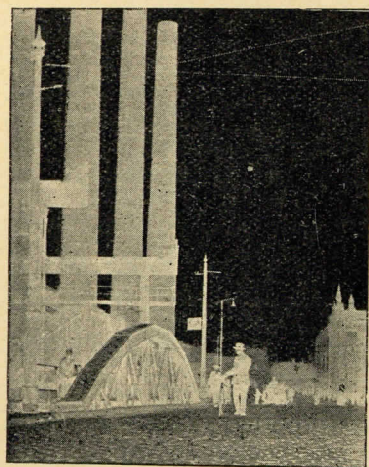
miejsu dla porównania. Drugą wystawiamy na światło dzienne. Po paru minutach sprawdzamy, jaką barwę przyjmuje część, wystawiona na działanie światła dziennego. Pozostawiamy ją jeszcze dłużej i znów sprawdzamy. Sprawdzamy również, czy przez ten czas nie uległa zmianie część, pozostawiona dla porównania.

Wniosek: Chlorek srebrowy podlega działaniu światła dziennego. Im światło to dłużej nań działa, tem barwa jego staje się ciemniejsza. Dokładniejsze badania wykazały, że to ciemne zabarwienie pochodzi od wydzielonego srebra w stanie wielkiego rozdrobnienia (str. 5). A więc: chlorek srebrowy rozkłada się na chlor i srebro. Reakcja ta przebiega pod wpływem światła. Reakcji takich znamy więcej, wszystkie one noszą ogólną nazwę reakcji fotochemicznych. Reakcja fotochemiczna chlorku srebrowego i innych związków srebra jest wyzyskiwana w fotografii.

Płytę szklaną pokrywamy warstwą żelatyny z rozkładającymi się pod wpływem światła związkami srebra i otrzymujemy w ten sposób tak zwaną kliszę fotograficzną. Naturalnie cały proces przygotowania związków srebra i samej kliszy musi się odbywać albo pociemku, albo przy czerwonym świetle, które nie wywołuje reakcji fotochemicznej rozkładu soli srebrowych. Z chwilą, kiedy w aparacie fotograficznym padnie w czasie fotografowania obraz zdejmowanego przedmiotu na kliszę, reakcja rozkładu związku srebrowego zostaje zapoczątkowana. Można ją doprowadzić do końca zapomocą tak zwanych *wywoływaczy*. W miejscach, które były silniej naświetlone, reakcja zaszła dalej, wydzielilo się więcej srebra, w miejscach słabiej naświetlonych reakcja miała słabszy przebieg, wydzielilo się mniej srebra, wreszcie tam, gdzie na kliszę światło wcale nie padło, związki srebra pozostają bez zmiany. Po dokończeniu wywoływania

reakcji, zapoczątkowanej przez światło, musimy usunąć z kliszy pozostałe związki srebra, gdyż rozłożyłyby się one z chwilą wyniesienia kliszy na światło dzienne. Usuwamy je więc zapomocą *utrwalacza*. Teraz dopiero możemy wynieść kliszę na światło dzienne. Obraz na kliszy, otrzymany tą drogą, nosi nazwę *negatywu*. Nie odpowiada on rzeczywistości, ponieważ tam, gdzie powinny być jasne miejsca przedmiotu, otrzymuje się ciemne plamy na kliszy i odwrotnie (ryc. 57).

Aby otrzymać z negatywu fotografię (pozytyw), musimy obraz przenieść na papier. W tym celu podkładamy pod kliszę papier pokryty najczęściej warstwą żelatyny z chlorkiem srebra i wystawiamy na działanie światła (z wyjątkiem czerwonego). Przez ciemne miejsca kliszy światło nie przechodzi, dając na



Ryc. 57. Królewska Huta.
Negatyw.

papierze jasne plamy, natomiast przechodząc przez jasne miejsca kliszy, światło działa silnie na papier fotograficzny i wytwarza na nim ciemne plamy rozłożonego chlorku srebra (ryc. 58).

Chlorek potasowy. Jak już wspomniano wyżej, chlorek potasowy jest również bardzo ważnym związkiem.

Obserwacja. Obejrzyjmy kryształki chlorku potasowego.

Czy kryształki te posiadają barwę? Jaki jest ich kształt? Czy chlorek potasowy ma smak?

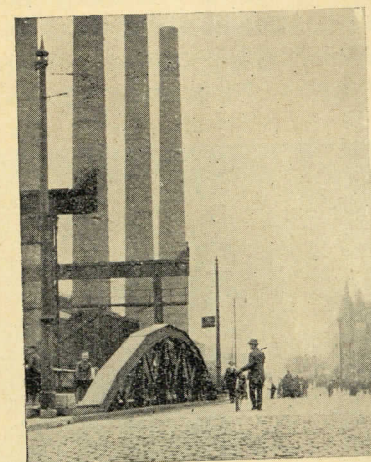
Bez związków, zawierających potas, nie może się rozwijać żadna roślina. Rośliny uprawne pobierają związki potasu z gleby. Znajdujące się w glebie zapasy związków potasu stopniowo się wyczerpują, więc zachodzi potrzeba ciągłego ich uzupełniania. Rolnik posiada do swego rozporządzenia kilka takich związków, a wśród nich stosuje najobficiej występujący i w Polsce chlorek potasowy, który rolnicy nazywają wprost solą potasową.

Pokłady związku tego spotykamy w głębi ziemi, tak jak i pokłady soli kamiennej czyli chlorku sodowego, najczęściej nawet oba te związki występują razem. Chlorek potasowy kopalny czyli sylwin znajduje się w Polsce w największych ilościach koło Kałusza (mapka str. 23), lecz wraz z innymi związkami potasu występuje i w wielu innych miejscach wzdłuż podgórz karpackiego (Stebnik, Kropiwnik), aż po granicę polsko-rumuńską, wreszcie koło Szubina w Poznańskim.

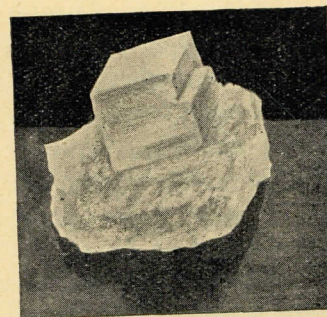
Z zagranicznych najbardziej znane są kopalnie pod Stassfurtem w pobliżu Magdeburga w Niemczech. Polska wydobyla w 1933 roku 299 tysięcy tonn chlorku potasowego, zajmując trzecie miejsce w światowej produkcji soli potasowej.

Chlorek sodowy. Najważniejszym jednak chlorkiem jest chlorek sodowy czyli sól kuchenna.

Obserwacja. Obejrzyjmy kryształki chlorku sodowego (rys. 59).



Ryc. 58. Królewska Huta.
Pozytyw.



Rys. 59. Kryształ soli kamiennej.

Czy kryształki te posiadają barwę, zapach i smak? Jaki jest ich kształt?

W czystym stanie chlorek sodowy jest bezbarwny, smak ma słony, zapachu nie posiada.

Związek ten stanowi dla ludzi i zwierząt niezbędny pokarm. Jest on bardzo ważny dla naszego organizmu. Obecność jego możemy stwierdzić np. w krwi i łzach. Chlorek sodowy pod nazwą soli kamiennej albo halitu otrzymujemy w Polsce z kopalń, rozłożonych głównie wzdłuż całego podgórz karpackiego w tak zwanej warstwie solonośnej. Warstwa ta rozciąga się od Swożowic przez Wieliczkę, Bochnię, Drohobycz, Stebnik, Kałusz, aż do Kut na granicy Polski i Rumunji. Do większych kopalń soli należy zaliczyć jeszcze Wapno (woj. wielkopolskie), Inowrocław i Solno. Niezależnie od ilości soli, wydobywanych z tych kopalń,



Ryc. 60. Tężnie. Ciechocinek.

wałoby zbyt wiele, wprowadza się solankę na tężnię, 13-metrowej wysokości drewniane rusztowanie, wyłożone chróstem (ryc. 60). Solanka spływa kroplami wzdłuż ścian, wyłożonych chróstem, rozbija się na drobne kropelki, paruje i opada nadół tężni w stanie bardziej zagęszczonym. Stąd wpompowują ją na drugą tężnię, otrzymując solankę o jeszcze większym stężeniu. Po drodze na chróście osiada gips, który znajduje się zawsze w solankach. Zagęszczoną solankę odparowują w żelaznych panwiach, naprzód wprost na słońcu i wreszcie na ogniu, otrzymując tak zwaną warzonkę.

Polska posiada jeszcze szereg solanek, z których również otrzymuje się sól kuchenną. Do najbardziej znanych należą solanki w Ciechocinku, Busku, Solcu, Jastrzębiu, Drusienikach, w Inowrocławiu i Solnie. Ponieważ jednak solanka zawiera tylko niewielki procent chlorku sodowego (np. ciechocińska 3,6%), a odparowywanie na ogniu kosztu-

Ponieważ wiele krajów nie posiada kopalń soli kuchennej, więc otrzymują ją często albo przez parowanie wody morskiej (wybrzeża południowej Francji i morza Śródziemnego, morze Martwe, Meksyk), albo też przez wymrażanie wody morskiej (wybrzeża morza Białego), wreszcie z jezior słonych.

Zawartość soli kuchennej w wodzie morskiej wynosi około 2,6% (w Bałtyku mniej).

Kopalnie stassfurckie w Niemczech, na Węgrzech w Siedmiogrodzie, w pasie podalpejskim, a więc w Austrii, Bawarii, Szwajcarii oraz w Hiszpanji (Katalonja) należą do większych w Europie. Wieliczka, jest jedną z największych kopalń w Europie; imponuje obszarem swych w ciągu wieków wykopanych ganków i grot. Z pośród wielkich europejskich kopalń jest ona jedną z najstarszych.

Zapotrzebowanie soli kuchennej jest wprost ogromne. W roku 1931 wydobyto z mórz, jezior, solanek i kopalń przeszło 24 miliony tonn.

Polska, produkująca około 561 tysięcy tonn (rok 1931), zajmuje w produkcji światowej dopiero dziesiąte miejsce.

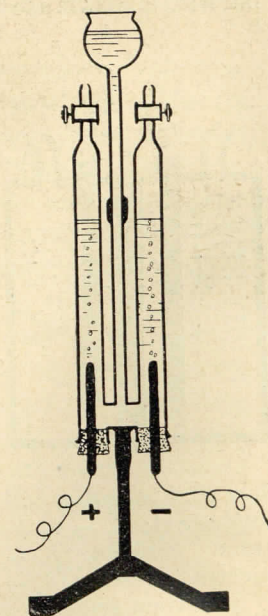
Część tylko tej soli idzie do spożycia. Na każdego dorosłego mieszkańca przypada około 7 kg soli na rok. Oprócz tego zużywa się jeszcze duże jej ilości do konserwowania różnych produktów jadalnych (słonina, grzyby, śledzie, ogórki, kapusta i t. d.).

Duże ilości soli kuchennej są spożywane przez zwierzęta domowe, którym należy ją stale w pewnych ilościach dostarczać. Zwierzęta trawożerne, żyjące dziko, odbywają niejednokrotnie bardzo dalekie wyprawy celem zdobycia sobie pewnej ilości soli kuchennej, choć zwykle znajdują wystarczającą jej ilość w roślinach. Zwierzęta mięsożerne pobierają ją z krwią zjadanych zwierząt.

Największe jednak ilości chlorku sodowego zużywa przemysł chemiczny do otrzymywania chloru i różnych związków sodu i chloru, do fabrykacji sody, mydła, kwasu solnego.

Elektroliza soli kuchennej.

Doświadczenie 46. Przyrządy i materiały: przyrząd do elektrolizy z elektrodą węglową i żelazną, 4 akumulatory (po 2,2 V),



Rys. 61. Elektroliza soli kuchennej.

roztwór stężony soli kuchennej, lakmus, nasadka z rurki szklanej o platynowym zakończeniu.

Wykonanie: Przyrząd do elektrolizy (rys. 61) napełniamy stężonym roztworem chlorku sodowego, biegun dodatni baterji akumulatorów łączymy z elektrodą węglową, ujemny — z elektrodą żelazną. Po zebraniu gazów¹⁾ sprawdzamy, z jakimi gazami mamy do czynienia. Jeden zapalamy, drugi, zabarwiony na żółto, puszczaemy w małej ilości na wilgotny lakmusowy papier. (Uwaga: przy otwartych przyrządach zanurzamy tylko lakmusowy papier przy jednej i drugiej elektrodzie.)

Co dzieje się z lakmusowym papierem pod wpływem gazu, który powstaje przy elektrodzie węglowej (dodatniej)? Jaki to może być gaz? Jaki gaz zbiera się ponad elektrodą żelazną (ujemną)? (Jak zabarwia się lakmus przy elektrodzie ujemnej?)

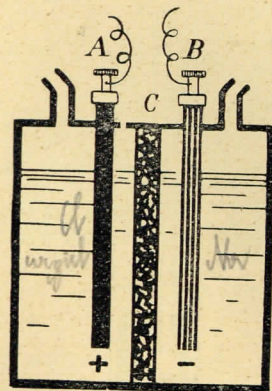
Wniosek: Pod wpływem prądu elektrycznego z roztworu soli kuchennej otrzymuje się chlor i wodór. Jest to elektroliza chlorku sodowego czyli rozkład chlorku sodowego pod wpływem prądu elektrycznego.

W pierwszej chwili może się wydawać dziwnem, że zamiast chloru i sodu otrzymujemy chlor i wodór. Przypomnijmy sobie jednak, jak działa metal sód na wodę (doświadczenie 17). Czy w tych warunkach można otrzymać sód? Przy tej reakcji zabarwienie lakmusowego papieru jest jeszcze jednym dowodem, że w doświadczeniu 17 i obecnie sód działa w sposób analogiczny, wszak w obu wypadkach wytwarza się wodór, w obu — lakmus zabarwia się na niebiesko.

W ten właśnie sposób otrzymujemy często chlor i wodór technicznie. Tylko przyrządy są trochę inaczej zbudowane. Żeby chlor nie rozchodził się po całym naczyniu, a prąd mógł przepływać, wstawia się między elektrody płytę, najczęściej z porowatego cementu lub porowatej glinki (rys. 62).

Solanki. Oprócz znaczenia, jakie posiada sól kuchenna dla celów spożycia i przemysłowych, roztwory tej soli mają jeszcze ważne znaczenie lecznicze. Solanek używa się zarówno do picia jak i do kąpieli.

O najważniejszych solankach w Ciecho-cinku i Inowrocławiu, gdzie leczy się ty-



Rys. 62. Elektroliza soli kuchennej; A — elektroda węglowa, B — elektroda żelazna, C — porowata ściana.

¹⁾ Wobec dużej rozpuszczalności w wodzie chlor zbiera się dopiero po nasyceniu nim roztworu.

siące ludzi rocznie, była już wzmianka, ale oprócz tych solanek spotykamy na całym Podkarpaciu szereg innych. Naprzykład Rabka, kilka solanek w okolicy Kałusza, Delatyna, Kołomyi, Kosowa, wreszcie Kut. Spotykamy również znane solanki nad Niemnem w Birsztanach i Druskienikach.

Pytania: Jakie własności fizyczne i chemiczne posiada chlor? Jakie zastosowanie techniczne ma chlor? Jakie związki noszą nazwę chlorków? Jak można najprościej otrzymać chlorki? Czy spotykamy jakie chlorki w przyrodzie? Jakie własności posiada chlorek srebra, potasu i sodu? Co to są reakcje fotochemiczne? Na jakiej reakcji oparty jest proces fotograficzny? Gdzie spotykamy chlorek sodowy i potasowy? Co to jest elektroliza soli kuchennej i jak ona przebiega?

VI. Obrona przeciwgazowa.

Istota walki chemicznej.

Wszelkie materiały wybuchowe, służące do wyrzucania pocisków, są preparatami chemicznymi, a ich działanie — wybuch — jest wynikiem reakcji chemicznej. Jednakże nie te substancje mamy na myśli, gdy mówimy o środkach walki chemicznej. Materiały wybuchowe bowiem służą jedynie do wyrzucenia bądź rozerwania pocisku. To, co zabija lub rani, jest tu kawałkiem metalu żelaza lub ołowiu i działa w sposób mechaniczny.

Nazwę bojowych środków chemicznych nadano jedynie tym środkom walki, które bądźto rozproszone w powietrzu działają zabójczo na organizm istot żyjących — tak zwane „gazy bojowe”; bądź służą do tworzenia nieprzenikliwych dla wzroku zasłon dymowych; bądź też służą do wzniecania pożarów na terenie przeciwnika.

Walką chemiczną nazywamy walkę, posługującą się bojowymi środkami chemicznymi.

Walkę chemiczną zastosowano po raz pierwszy podczas Wielkiej wojny. Najważniejszą bronią w tej walce są gazy bojowe. Atak polega na przerzucaniu gazów bojowych na nieprzyjaciela bądź w postaci fali gazowej, niesionej przez wiatr, bądź w pociskach, zawierających gazy bojowe. Zastosowanie tej walki zmieniło oblicze wojny. Stworzyło konieczność ochrony indywidualnej każdego żołnierza przed zgubnym działaniem gazów bojowych. Rozwój lotnictwa rozszerzył niebezpieczeństwa tej walki. Samoloty bombardujące mogą bowiem przedostać się poza linię frontu i zrzucać bomby gazowe na ośrodki przemysłu i wielkie osiedla ludzkie, szerząc panikę i zniszczenie w głębi nieprzyjacielskiego kraju. Niebezpieczeństwo wojny staje się równie groźne w głębi kraju, jak na

linji frontu. Więc przed zgubnem działaniem gazów bojowych organizować należy obronę całego kraju.

Chlor, jako pierwszy gaz bojowy. Chlor, o którym była mowa w poprzednim rozdziale, jest gazem o silnych własnościach trujących. Ludzie, zwierzęta, rośliny, przebywając krótki nawet czas w atmosferze chloru, ulegają zatruciu. Własności trujące chloru zostały pierwszy raz w celach bojowych zastosowane przez Niemców w dniu 22 kwietnia 1915 r., na jednym z odcinków frontu pod Ypres (Ipr). Wypuszczony z butli metalowych i niesiony wiatrem chlor ogarnął sześciokilometrowy odcinek okopów nieprzyjacielskich. W ciągu 15 minut trwania ataku 15 000 ludzi zostało zatrutych tym gazem — z czego 5 000 zmarło. Tak wielka liczba zatrutych tłumaczy się tem, że sprzymierzeni nie spodziewali się takiego ataku i nie posiadali żadnych środków ochronnych. Już w kilka dni po pierwszym ataku niemieckim wysłano na front ochronne maski. Te pierwsze maski były właściwie tamponami z gazy, przepojonemi roztworem pewnych substancyj, które łączą się z chlorem i nie dopuszczają go do organizmu.

Chlor reaguje łatwo z całym szeregiem substancyj i jest widoczny z powodu żółtego zabarwienia. Z tych względów oraz do pewnego stopnia dlatego, że od razu prawie znaleźli sprzymierzeni przeciwko niemu środki obrony, zarzucono po pewnym czasie używanie chloru bezpośrednio do walki. Pozostał jednak chlor w użyciu jako surowiec do wytwarzania bardziej jeszcze zgubnych w swem działaniu gazów bojowych.

Gazami bojowymi potocznie nazywa się wszystkie te substancje, które zatrują powietrze bądź w postaci gazów, bądź w postaci zawiesiny drobnych kropelek cieczy, unoszących się w powietrzu (mgły), bądź wreszcie w postaci zawiesin ciał stałych (dymów trujących).

Słuszniejszą byłaby nazwa: trucizny lub jady bojowe. Wszystkie one bowiem z wyjątkiem chloru i fosgenu są cieczami lub ciałami stałymi.

Gazy bojowe. Działanie gazów bojowych na organizm ludzki jest zależne od ich stężenia w powietrzu. Stężenie, w którym działają szkodliwie, nazywa się ich stężeniem bojowym. Np. charakterystyczny zapach chloru można już wyczuć w stężeniu 0,003 g w 1 m³ powietrza. Stężenie zaś bojowe wynosi 0,15 g na 1 m³.

Gazami napastliwymi nazywamy gazy, których stężenie bojowe jest bardzo małe. Najbardziej zdradliwe są gazy, nie posiadające charakterystycznego zapachu, któryby ostrzegał przed ich obecnością, oraz te gazy, które nie wywołują obronnych odruchów organizmu (kaszel, łzawienie) i zatrują podstępnie.

Z pośród gazów bojowych można wyróżnić takie, które działają dusząco, trująco i drażniąco. Przeciw tym gazom wystarcza zwykle maska przeciwgazowa. Inne działają parząco i przeciw tym bronić należy całą powierzchnię ciała.

Gazy duszące drażnią błony śluzowe przewodów oddechowych i powodują kaszel, wymioty, a przy dłuższem działaniu i większem stężeniu śmierć przez uduszenie. Wśród nich najgroźniejszy jest fosgen, który działa nie tylko dusząco, ale również trująco, przyczem działa podstępnie. Posiada on charakterystyczny zgniło-ziemisty zapach. Podczas deszczu prawie zupełnie się rozkłada, wobec czego przestaje być groźny. Zatrzymuje go pochłaniacz maski przeciwgazowej.

Gazy trujące są to trucizny o działaniu ogólnem, mogą zatrwać krew lub wywoływać zaburzenia systemu nerwowego.

Wśród nich najważniejsze są: tlenek węgla (główny składnik czadu), który zatrąca krew, i cyjanowodor (kwas pruski), który powoduje w większem stężeniu natychmiastową śmierć.

Tlenek węgla nie był używany jako gaz bojowy, gdyż jest zbyt lekki i stąd trudny do stosowania w terenie. Z gazem tym natomiast spotkać się można w życiu codziennem. Częste są zatrucia nim wskutek wadliwej budowy pieców w mieszkaniach, podczas pożaru i t. p. Zwykła maska przeciwgazowa nie chroni przed nim.

Gazy drażniąco-łzawiące powodują ból oczu i łzawienie. Są między nimi gazy niezwykle napastliwe. Gdy dostaną się pod źle dopasowaną maskę, wywołują ból oczu; nieznośny ten ból zmusza często do zerwania maski, a wówczas płynące wraz z temi gazami gazy trujące mogą narazić na śmierć lub silne zatrucie.

Dokładnie dopasowana maska z pochłaniaczem węglowym chroni całkowicie przed ich działaniem.

Najbardziej napastliwy z pośród nich jest kamit.

Sternity, w postaci dymu (zawiesiny drobnych cząstek stałych) znajdując się w powietrzu, przechodzą przez zwykłe pochłaniacze węglowe. Obecnie stosuje się do pochłaniaczy filtry pilśniowe, które je zatrzymują.

Sternity wywołują kichanie, wymioty, ból zębów; dłuższe działanie pociąga za sobą zatrucie organizmu. Najbardziej napastliwy i trujący jest z pośród nich adam syt; jest to substancja stała, nadzwyczaj silnie sublimująca. (Sublimacją nazywamy przechodzenie ogrzewanej substancji stałej bezpośrednio w stan pary bez zamiany na ciecz i ze stanu pary w czasie jej ochładzania zpowrotem bezpośrednio w stan stały.)

Gazy parzące. W dniu 12 lipca 1917 r. pod Ypres wprowadzili Niemcy nowy gaz bojowy, który działał nie tylko na oczy i drogi oddechowe, ale również na całą powierzchnię ciała. Związek ten nazwany został iperytem.

Iperyty jest to ciecz oleista, z niesłychaną łatwością rozpełzająca się po powierzchniach, utrzymująca się długo na ziemi i przedmiotach bez zmiany swych własności. Przenika on w pory materiału, przenika choć wolno nawet przez skórę nawoskowaną obuwia, przez gumę, przez drewno. Nie rozpuszcza się w wodzie prawie wcale, natomiast rozpuszcza się łatwo w tłuszczach; ta jego własność jest szczególnie groźna dla człowieka, gdyż przenika przez skórę, rozpuszcza się w tłuszczu podskórnym i rozchodzi się w głąb ciała, wywołując trudno gojące się rany. Iperyty ma zapach podobny do woni musztardy. Posiada własności parząco-duśząco-trujące. Skutki działania parzącego występują dopiero po upływie 6—8 godzin.

Węgiel aktywowany, znajdujący się w pochłaniaczu maski, i tkanina, z której jest sporządzona maska, nie przepuszczają iperytu. Dla ochrony reszty ciała przed iperytem używa się ubrań ochronnych.

Do związków parzących należy również luizyt, bardzo podobny w działaniu do iperytu.

Obrona przeciwgazowa. Ponieważ nieprzyjacielskie samoloty bombardujące mogą zarzucić bombami gazowymi miejscowości, położone w głębi kraju, zjawia się konieczność zorganizowania obrony przeciwgazowej ludności cywilnej.

Przed napadem gazowym obronić można ludność czynnie przez niedopuszczenie samolotów nieprzyjacielskich na tereny zagrożone — jest to tak zwana obrona czynna.

Można też ludność bronić przed skutkami napadu nieprzyjacielskiego i od groźnego zetknięcia z gazami bojowymi — jest to tak zwana obrona bierna.

Do indywidualnej obrony człowieka przed działaniem gazów bojowych służą maski, aparaty tlenowe, ubrania ochronne i t. p.

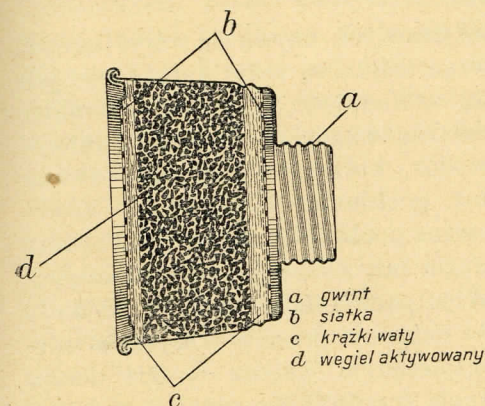
Dla uzupełnienia obrony indywidualnej i uczynienia jej bardziej skuteczną należy organizować obronę zbiorową. Zadania jej polegają na opracowaniu sposobów uprzedzania o zbliżającym się napadzie (alarmy gazowe), na przygotowaniu pomieszczeń, w których mogliby się schronić ludzie podczas napadu, na organizowaniu służby bezpieczeństwa, drużyn ratowniczych, sanitarnych, technicznych, odkażających tereny zagazowane i przeciwpożarowych. Ostatnie mają na celu walkę z pożarami i bombami samozapalającymi, które zawierają między innymi biały fosfor, zapala-

jący się na powietrzu, sól i potas, zapalające się po zmoczeniu wodą, wreszcie „termit“ (tlenek żelaza z glinem), wytwarzający podczas reakcji bardzo wysoką temperaturę.

Obrona indywidualna. Najskuteczniejszym środkiem obrony indywidualnej jest maska przeciwgazowa. Pochłaniacz maski zatrzymuje w sposób trwały większość gazów bojowych, przepuszcza natomiast czyste powietrze.

Maska przeciwgazowa składa się z: 1) maski właściwej, 2) pochłaniacza i 3) puszki do jej przechowywania.

Najważniejszą częścią maski przeciwgazowej jest pochłaniacz, z nim więc zapoznamy się przedewszystkiem. Maska bez pochłaniacza nie posiada żadnego znaczenia ochronnego, samego zaś pochłaniacza można, z zachowaniem pewnych ostroż-

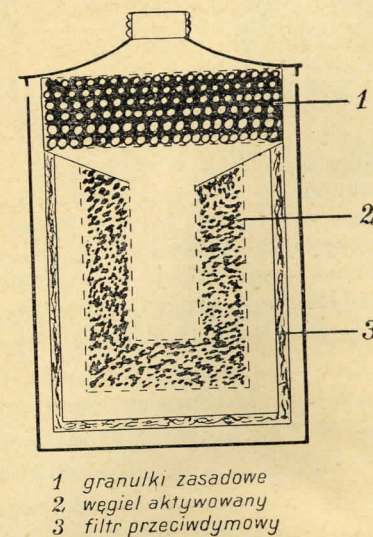


Rys. 63. Pochłaniacz.

ności, użyć w celu ochrony przed gazami bojowymi.

Pochłaniacz (rys. 63) jest to puszka metalowa kształtu walca, wypełniona substancjami, chłoniącymi gazy bojowe. Pochłaniacz posiada sztywną gwintowaną, służącą do wkręcania go w maskę.

Wszystkie pochłaniacze zawierają węgiel aktywowany. Węgiel aktywowany pochłania gazy bojowe dzięki swej wielkiej zdolności adsorpcji, zdolności gromadzenia na swej powierzchni wielkich ilości bądź gazów, bądź ciał barwnych. Zwykły węgiel kostny lub drzewny, jak to już wiemy, posiada również tę własność. Aktywowanie węgla polega między innymi na tym, że nadaje mu się o wiele większą powierzchnię. Im bardziej węgiel jest porowaty, im mniejsze są jego ziarna, tem większa jego powierzchnia pracuje, tem więcej pochłania on gazów, jednak, ze względu na



Rys. 64. Pochłaniacz węglowo-zasadowy inż. Korolca i Bartla.

możliwość zabijania się pochłaniacza, ziarna nie mogą być zbyt małe.

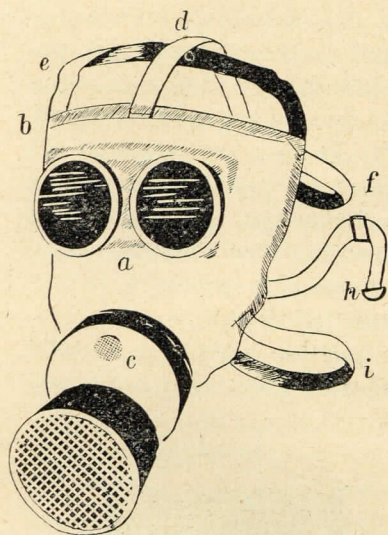
Dymów bojowych węgiel aktywowany wcale nie zatrzymuje, do tego celu służą w nowoczesnych pochłaniaczach filtry przeciwdymowe. Ponieważ wielkość cząstek dymu jest bardzo mała, pory filtru mechanicznego muszą być bardzo małe i kręte. Zawieszyny te osiadają na ściankach kanalików.

Do wyrobu filtrów przeciwdymowych używa się waty, ligniny, pilśni. Jeśli do napadu gazowego użyte są takie substancje, jak chlor, fosgen, dwufosgen i inne, zawierające chlor, to wewnątrz pochłaniacza ulec one mogą działaniu wilgoci, wytwarzając chloro-

wodór, którego węgiel aktywowany nie pochłania. Dlatego też nowoczesne pochłaniacze zawierają oprócz węgla tak zwane granulki zasadowe. Więc pochłaniacz taki służyć może do ochrony przeciw wszystkim niebezpiecznym gazom oprócz tlenu węgla (czadu). Na rys. 64 widzimy przekrój pochłaniacza węglowo-zasadowego z filtrem przeciwdymowym konstrukcji polskich inżynierów Korolca i Bartla.

Dla ochrony organizmu przed tlenkiem węgla stosuje się bądź aparaty tlenowe (a więc całkowitą izolację od otaczającego powietrza), bądź pochłaniacze, wypełnione hopakitem.

Ćwiczenie pokazowe. Maska właściwa (rys. 65) jest zrobiona z dwóch tkanin, zewnętrznej gumowanej i wewnętrznej impregnowanej mieszaną oleju lnianego i talku. Okulary maski *a* są sporządzone z celofanu, ujętego w aluminiową oprawę. Maska



Rys. 65. Maska właściwa; *a* — okulary, *b* — ramka uszczelniająca, *c* — otwór komory wydechowej, *d* — taśma czołowa, *e* — taśma ciemieniowa, *f* — taśma potyliczna, *h* — taśma zapinkowa, *i* — taśma długa, nieelastyczna.

przylega do twarzy wzdłuż czoła nad brwiami, a następnie od skroni koło uszu głęboko pod brodą. Maska powinna przylegać szczelnie, a więc do krawędzi maski od strony wewnętrznej przyszyta jest ramka uszczelniająca *b*.

Powietrze wdychane przechodzi przez pochłaniacz (rys. 66), a następnie przez komorę wdechową do kieszonki wdechowej, znajdującej się wewnątrz maski; z kieszonki tej wychodzi wpo-

blizu okularów (aby je osuszyć od mgły). Powietrze wydychane nie przechodzi przez pochłaniacz, tylko bezpośrednio przez otwór komory wydechowej nazewnątrz. Na otworze komory wydechowej jest osadzony kauczukowy zawór, który uniemożliwia wejście powietrza zewnętrznego przez ten otwór.

Maska (rys. 65) utrzymuje się na głowie przy pomocy taśm elastycznych. Taśma elastyczna czołowa *d* biegnie od górnej krawędzi maski środkiem czoła aż do kości potylicznej. Taśma ciemieniowa *e* biegnie od jednej skroni przez ciemię do drugiej skroni. Taśma potyliczna *f* biegnie również od skroni nad uchem przez potylicę czaszki do drugiej skroni. Taśma zapinkowa *h* jest przymocowana do krawędzi maski pod lewym uchem i zapina się pod uchem prawym. Maski są sporządzone w trzech wielkościach: duże, oznaczone literą *D*, średnie — literą *S*, i małe — literą *M* po lewej stronie maski.

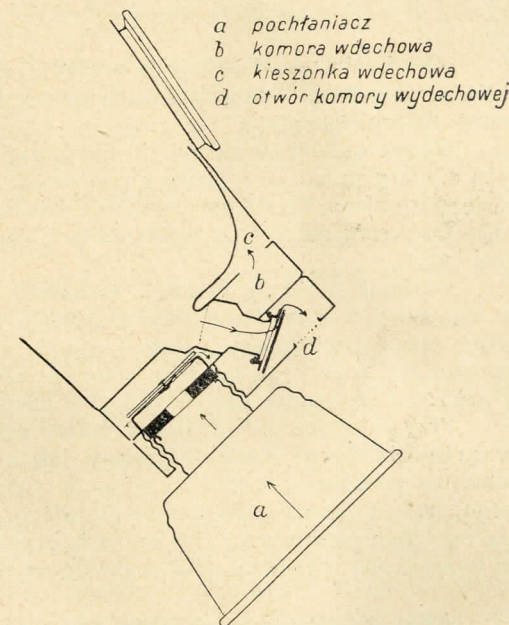
Ćwiczenie w nakładaniu maski. Przyrządy: maski odpowiedniej wielkości w puszkach.

Wykonanie: Maskę, znajdującą się w puszcze, przewiesza się na taśmie przez lewe ramię. Puszka znajduje się na prawym boku, nieco z tyłu.

Gdy zostaje ogłoszone „pogotowie gazowe“:

1) puszkę przesuwają się na środek piersi, 2) skraca się taśmę długą z lewej strony puszki, 3) wolny koniec długiej taśmy zawiązuje się przy puszcze na węzeł (łatwy do rozwiązania), 4) zapina się krótką taśmę od puszki na guzik bluzki lub palta, 5) otwiera się pokrywę puszki, 6) zakłada się taśmę długą nieelastyczną od maski na szyję (maska powinna być skierowana okularami wprzód), 7) taśmę zapinkową maski wkłada się pod okulary między maskę a ściankę puszki, 8) po wykonaniu tych czynności zamyka się puszkę.

Gdy zostaje nadany sygnał „gaz“: 1) otwiera się wieczko puszki, 2) palcami wskazującymi obu rąk podchwytuje się taśmę potyliczną, pozostałymi trzema palcami każdej ręki podchwytuje się taśmę ciemieniową tak, by taśmy leżały jedna nad drugą (taśma potyliczna na



Rys. 66. Przekrój przez komory zaworowe.

wierzchu), 3) jednocześnie z uchwytem taśmy ciemieniowej chwytą się za rogi maski, trzymając je mocno w garści, duże palce wkłada się pod wszystkie taśmy, 4) wyciąga się wówczas maskę z puszki i, podkładając ją głęboko pod brodę, naciąga się taśmy na głowę, 5) osadza się maskę równo na linii uszczelnienia i zapina taśmę zapinkową, 6) przyciska się obu dłońmi tkaninę maski właściwej do twarzy, robiąc głęboki wydech, 7) zamyka się puszkę.

Od chwili alarmu do czasu nałożenia maski oddech musi być zatrzymany i oczy zamknięte, aby uchronić się w tym czasie od szkodliwego działania gazu. Dlatego też w nakładaniu maski osiągnąć trzeba dużą sprawność.

Ćwiczenie to powtarzamy kilkakrotnie.

Gdy zostanie nadany sygnał „maskę zdejm“: 1) odpina się taśmę zapinkową, 2) chwytając ręką za pochłaniacz, ściąga się maskę z pod brody w górę, 3) maskę zawiesza się swobodnie na długiej taśmie na lewo od puszki.

Po zdjęciu maski należy ją przesuszyć, gdyż zbiera się w niej duża ilość pary wodnej. Suszymy maskę przez kołysanie jej w powietrzu, ujmując za pochłaniacz.

Maskę wkłada się do puszki okularami ku przodowi (zabezpiecza się ręką okulary przed zaczepieniem o puszkę), a pochłaniaczem wdół puszki, następnie układa się taśmy elastyczne i taśmę długą.

Ćwiczenia na zmianę pochłaniacza. Maską, nałożoną tak, jak na sygnał „gaz“.

Czasami może się zdarzyć, że należy zamienić pochłaniacz zużyty na zapasowy w atmosferze gazu trującego. Na sygnał „gaz“ zaczyna przynikać przez pochłaniacz, zatrzymuje się oddech, zamyka oczy, wykręca pochłaniacz zużyty, a na jego miejsce wkręca pochłaniacz zapasowy. (Uwaga: należy równo przyłożyć gwint pochłaniacza do gwintu maski.)

Przy zamianie pochłaniacza jedna ręka trzyma komorę zaworową, druga pochłaniacz. Rękę trzymamy tak na komorze, utrwalając sobie położenie pochłaniacza, aby po wyjęciu zużytego przy wkręcaniu zapasowego znaleźć od razu odpowiednie dla niego miejsce. Po wkręceniu pochłaniacza wykonujemy najpierw wydech, przyciskając dłońmi tkaninę maski do twarzy, aby wypędzić resztki gazu z maski.

Aparaty tlenowe, ubrania ochronne. W wyjątkowych wypadkach, gdy pochłaniacz maski gazowej nie daje nam dostatecznej ochrony przed szkodliwym działaniem gazów bojowych, uciekamy się do całkowitej izolacji dróg oddechowych od zatrutego powietrza. Stosujemy wówczas aparat tlenowy. Działanie jego polega na stałym doprowadzeniu odpowiedniej ilości tlenu do płuc oraz na pochłanianiu wydzielonego dwutlenku węgla. Z najważniejszych części składowych aparatu tlenowego wymienić należy maskę skórzaną, zaopatrzoną w okulary oraz rury, łączące ją z aparatem właściwym. Zapas tlenu mieści się w stalowej butli, w której gaz ten znajduje się pod wysokim ciśnieniem. Tlen, wychodzący z butli, rozpręża się w dużym worku tlenowym, z którego przechodzi rurą

do maski. Wydychane powietrze przechodzi przez pochłaniacz, który zatrzymuje dwutlenek węgla.

Dla zabezpieczenia od gazów parzących, działających na całą powierzchnię ciała, używa się ubrań ochronnych. Ubrania te wytwarzane są zwykle z płótna lnianego, impregnowanego mieszaniną pokostu, łoju i talku. Komplet ochronny składa się ze szczelnego ubrania z kapturem, rękawic i butów lub skarpet. Skóra obuwia musi być również impregnowana.

Człowiek, który przebywał na terenie skażonym gazami parzącymi (iperytem), powinien natychmiast poddać się kąpieli odkażającej.

Wystarcza zazwyczaj trzykrotne dokładne obmycie ciała gorącą wodą z szarem mydłem (prysznic). Następnie człowiek taki powinien być poddany badaniu lekarskiemu i płókanu oczu, gardła, nosa i jamy ustnej (woda utleniona). Ponieważ objawy oparzenia występują niekiedy dopiero po pewnym czasie, osoby odkażone winny pozostawać przez kilka godzin pod obserwacją. Starannie odkażone powinno być również i ubranie.

Obrona zbiorowa. Jednym z ważniejszych zadań obrony zbiorowej jest przygotowanie odpowiedniej ilości schronów przeciwgazowych i pomieszczeń uszczelnionych.

Schrony są to pomieszczenia, tak szczelnie zabezpieczone, że powietrze z zewnątrz może się przedostać jedynie przez rurę, zaopatrzoną w pochłaniacz i wentylator. Wejście do schronu jest urządzone w ten sposób, aby można wchodzić doń i opuszczać go podczas ataku gazowego.

Schrony, mające służyć równocześnie do ochrony przed niszczeniem działaniem bomb, jak i przed gazami bojowymi, muszą znajdować się w podziemiach i posiadać strop z grubej płyty betonowej. Uszczelnienie schronu jest dokonane bądź przy pomocy specjalnych taśm kauczukowych, ściśle przylegających do ram okiennych i do ram drzwi, bądź przy pomocy pasków pilśni. Schrony powinny posiadać też okiennice. Przewietrzanie schronów odbywa się przy pomocy rury, której koniec znajduje się nad dachem budynku. Z nad dachu powietrze, które może być zanieczyszczone gazami, przechodzi przez filtr, zawierający takie same substancje, jak pochłaniacz maski gazowej; powietrze to jest wysysane do schronu przy pomocy wentylatora (wentylator obraca się napędem ręcznym, jeśli prąd elektrowni został podczas ataku przerwany).

Podczas ataku gazowego wchodzi się do schronu przez przedsionek, który odgradzony jest od schronu szczelnymi drzwiami.

Wejście do przedsionka z zewnątrz jest zasłonięte roletą z tkaniny, impregnowanej pokostem i talkiem. Przy umiejętnym wchodzeniu gaz może przedostać się do przedsionka jedynie w małej ilości. Zresztą można go łatwo w przedsionku zniszczyć, rozpylając odpowiednie środki chemiczne. W schronie powinien znajdować się filtr zapasowy, butle z tlenem, materiały niszczące gazy, i inne pomoce.

Ponieważ wentylacja schronu jest utrudniona, należy więc w schronie zachowywać się spokojnie. Człowiek, siedzący bez ruchu, zużywa bowiem znacznie mniej tlenu z powietrza, niż człowiek poruszający się. Duże znaczenie posiada podczas obrony również umiejętność opanowania paniki, znajomość ratownictwa i t. d.

Wytwarzający się nadmiar dwutlenku węgla w powietrzu schronu można usunąć chemicznie, ustawiając na podłodze szerokie, płytkie naczynia, napełnione roztworem ługu. Roztwór miesza się kijami w ten sposób, aby nie rozpryskiwał się, gdyż ług może spowodować oparzenia. W wypadku zużycia filtru, w celu odświeżenia powietrza, wypuszcza się pewną ilość tlenu z butli. Przyczem pamiętać należy, że jeden człowiek w ciągu jednej godziny wydycha przeciętnie 20 litrów dwutlenku węgla, a wdycha 60 litrów tlenu.

Podczas napadu gazowego wchodzi się do przedsionka, uchylając roletę i wślizgując się szybko. Następnie po uszczelnieniu rolety, pozostawiając zwierzchnie ubranie w przedsionku, równie szybko wchodzi się do schronu. Wpuszczani do schronu mogą być ludzie tylko pojedynczo, gdyż inaczej schron uległby wkrótce zagazowaniu.

Nie należy natychmiast po zakończeniu ataku gazowego opuszczać schronu. Drużyny odkażające w ubraniach ochronnych i maskach muszą uprzednio zbadać teren i zniszczyć lub odgrodzić plamy chemiczne, powstałe wskutek nagromadzenia większych ilości substancji gazotwórczych (miejsca, gdzie upadły bomby gazowe).

W braku odpowiedniej ilości schronów zastąpić je mogą pomieszczenia uszczelnione. Zwykle izby mieszkalne lub piwnice można zabezpieczyć przed przenikaniem gazów bojowych po dokładnym uszczelnieniu drzwi, okien i wszelkich otworów przy pomocy pilśni, gumy i t. p. Podczas ataku gazowego nie można pomieszczeń tych opuszczać ani do nich wchodzić. Drugą ich wadą jest brak dopływu świeżego powietrza, mogą więc one dać schronienie niewielkiej ilości osób przez czas ograniczony. W pomieszczeniu uszczelnionym winny znajdować się szmaty wilgotne, które mogłyby służyć do zatykania dostrzeżonych później szpar i otworów. Celowe jest również zaopatrzenie ich w butle z tlenem

i w substancje, chłonece dwutlenek węgla. Wszelkie magazyny i składy żywności winny być w przewidywaniu napadu gazowego uszczelnione.

Odkazanie terenu i obiektów. Gazy nieparzące utrzymują się zwykle krótko, w wyjątkowych wypadkach dla ich zniszczenia używa się substancji chemicznych. Zwykle wystarcza dokładne wywietrzenie mieszkania najlepiej przez otwieranie okien i drzwi naprzestrzał. Gazy jednak mogą pozostać w tkaninach, ubraniach, dlatego też wszystkie ubrania, dywany i t. p. należy wietrzyć dopóty, dopóki nie przestaną wydzielać zapachu gazu. Inne przedmioty można zmyć gorącą wodą i szarem mydłem. Miejsca, w których wybuchła bomba gazowa i gdzie wobec tego nagromadziła się większa ilość gazu bojowego, zasypuje się ziemią, bądź ziemią, zmieszaną z wapnem chlorowanym (chlorkiem bielącym). Przedsionki schronów podczas ataku gazowego spryskuje się roztworem wodnym wapna gaszonego przy pomocy ogrodowych rozpylaczy.

Odkazalniki (substancje chemiczne odkażające) gazów parzących są następujące: chlor, chlorek bielący (wapno chlorowane), mydło, soda, benzyna i inne. Plamy iperytu najlepiej usunąć przy pomocy chloru lub wapna chlorowanego. Zasypuje się je wapnem chlorowanym lub zmywa się np. z kamiennych schodów wodą z szarem mydłem przy pomocy długich szczotek. Drużyny odkażające powinny posiadać maski gazowe i ubrania przeciwiiperytowe.

Obrona czynna. Zadaniem obrony czynnej jest niedopuszczenie nieprzyjacielskich samolotów bombardujących nad tereny, które chcą one zaatakować. Dobrze zorganizowana sieć posterunków podsłuchowo-meldunkowych pozwala w porę ogłosić alarm gazowy i ułatwia znakomicie zorganizowanie obrony czynnej. Najskuteczniejszą bronią w walce z nieprzyjacielskimi samolotami bombardującymi są zwinne i silne samoloty myśliwskie. Artylerja przeciwlotnicza może być tu czynnikiem jedynie pomocniczym, ponieważ ataki lotnicze dokonywane są najczęściej nocą. Dla utrudnienia lotnikom nieprzyjacielskim orjentacji w terenie gasi się wszystkie światła atakowanego miasta. Dla obrony przed atakami nocnymi stosuje się niekiedy balony zaporowe. Są to balony na uwięzi, wypuszczane na stalowych linach na wysokość kilku tysięcy metrów. Takiemi balonami obstawia się chroniony obiekt. Niewidoczne nocą liny stanowią niebezpieczną pułapkę dla nieprzyjacielskich samolotów.

Stosowane są też niekiedy przesłony dymowe. Te ostatnie środki stosowane być mogą do nielicznych jedynie, szczególnie ważnych obiektów.

Jedyną skuteczną obroną całego kraju przed nieprzyjacielskimi napadami gazowymi jest silne lotnictwo.

Gazy bojowe na usługach człowieka w walce ze szkodnikami. Gazy trujące mogą być używane przez człowieka nie tylko w celach wojennych. Mogą one oddawać i oddają mu bardzo poważne usługi w walce ze szkodnikami, które niszczą lasy, zboże, w walce z pasorzytami, które roznoszą zarazki, wreszcie w walce z robactwem i szczurami, które niszczą zebrane plony.

Z pośród gazów bojowych cyjanowodor oddaje człowiekowi największe usługi w walce z pasorzytami, roznoszącymi nieraz niebezpieczne choroby (np. dur plamisty). Wiemy, jak bardzo trudne do wytepienia są pluskwy, pasorzyty niezwykle odporne na działanie trucizn. Cyjanowodor zabija nie tylko pasorzyty wykształcone, ale również ich larwy i jajeczka. Zabija on wszelkie robactwo, muchy, pasorzyty drzew owocowych i zboża, mole mączne i odzieżowe, wreszcie najstraszniejszą plagę młynów, składów zboża i okrętów — szczury.

Wszystkie cywilizowane państwa wprowadziły u siebie dezynsekcję cyjanowodorową. Dezynsekcja cyjanowodorowa oddała olbrzymie usługi w Polsce przy likwidacji duru plamistego, który zawleczony z Rosji, przenoszony przez wszy, panował się w latach 1919 i 1920 w województwach wschodnich. Pierwszą kolumnę dezynsekcyjną cyjanowodorową przysłał do Polski szwedzki Czerwony Krzyż. Następnie utworzono kolumny dezynsekcyjne polskie, które odkażając baraki i odzież repatriantów, odkażając całe wsie w pobliżu granicy, zdołały całkowicie zdusić tę groźną epidemię.

Dla ochrony lasów przed pasorzytami drzewnymi używane były w ostatnich czasach gazy lub ciecz trujące, które rozpryskiwano nad lasem przy pomocy specjalnych urządzeń, zainstalowanych na samolotach.

Stosuje się też czasami ochronę drzew owocowych przed mrozem przez zadymianie sadów. Gęste obłoki dymu, wstrzymując wypromieniowywanie ciepła, chronią drzewa przed zmarznięciem.

Pytania. Jakie substancje chemiczne nazywamy gazami bojowymi? Jaki jest podział gazów bojowych pod względem działania ich na organizm człowieka?

Jaka jest rola chloru w wojnie chemicznej?

Co to jest obrona czynna?

Dlaczego napad gazowy może grozić ludności cywilnej?

Jaka jest rola pochłaniacza w masce gazowej?

Co to jest węgiel aktywowany?

Co chroni przed działaniem dymów trujących?

Jak należy się zabezpieczyć przeciw iperytowi i dlaczego?

Z czego składają się pochłaniacze nowoczesnych masek?

Jak jest urządzony schron?

Co to jest pomieszczenie uszczelnione?

W jaki sposób usuwa się gazy nie parzące?

Czem odkaża się przedmioty i miejsca zanieczyszczone gazami parzącymi?

VII. Pojęcie o atomach i cząsteczkach; wzory chemiczne.

Zjawisko fizyczne i chemiczne. Przypomnijmy sobie przebieg niektórych zjawisk, z jakimi mieliśmy do czynienia. Do płomienia palnika wkładaliśmy drucik platynowy. Platyna rozżarzała się, lecz po ostudzeniu jej mogliśmy stwierdzić, że nie uległa żadnej zmianie nawet na swej powierzchni. Czy i w czasie ogrzewania nie zachodziła zmiana? Oczywiście w czasie ogrzewania występowały liczne zmiany: drucik rozszerzał się pod wpływem ciepła, sam wypromieniowywał ciepło, wreszcie rozżarzony świecił. Po wyjęciu go z płomienia powoli zaczął stygnąć, przestał świecić, temperatura jego stopniowo zrównała się z temperaturą otoczenia, objętość doszła do objętości, jaką miał przed ogrzewaniem, i znów przed nami był ten sam kawałek platyny, co i poprzednio. Wszystkie te zmiany są to pewne zjawiska, które nazywamy zjawiskami fizycznymi. Rozszerzalność, wzrost temperatury, jej spadek, świecenie, promieniowanie ciepła — wszystko to nie wpływa tak na platynę, aby miała się przekształcić na inną substancję. Weźmy jednak zamiast platyny magnez i ogrzejmy go w płomieniu palnika. Gdybyśmy to ogrzewanie wykonali w próżni, cały przebieg doświadczenia niczem nie różniłby się od poprzedniego. Lecz w powietrzu otrzymamy zupełnie inny wynik. Przypomnijmy sobie, co działo się z magnezem podczas ogrzewania. Magnez zapalał się, pozostawiając po spaleniu biały tlenek magnezu. Podczas doświadczenia pod wpływem tlenu magnez przekształcił się na inną substancję — zaszło zjawisko chemiczne, tak zwana reakcja chemiczna, której towarzyszyły zresztą takie zjawiska fizyczne, jak wydzielanie ciepła (reakcja egzotermiczna), świecenie i t. d.

Weźmy inny przykład. 1) Prąd elektryczny przepływa po przewodniku miedzianym. Czy miedź ulega zmianie? Z jakim zjawiskiem mamy tu do czynienia?

2) Prąd elektryczny przepływa przez roztwór chlorku sodowego. Czy chlorek sodowy pozostaje bez zmiany? Z jakiego rodzaju zjawiskiem mamy tu do czynienia?

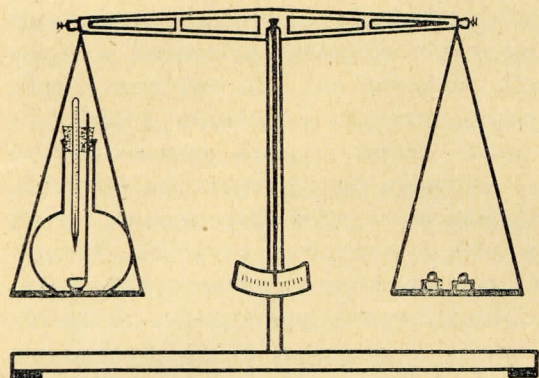
Z przytoczonych zjawisk widzimy jednocześnie, że każde zjawisko chemiczne jest wywoływane lub też wywołuje jakieś zjawisko fizyczne.

sko fizyczne. A jak jest ze zjawiskiem fizycznym, czy musi ono zawsze wywołać zjawisko chemiczne?

Prawo zachowania materji. Przy badaniu zjawisk chemicznych nadzwyczaj ważną rzeczą jest zdawanie sobie sprawy nie tylko z tego, jak zachodzi reakcja syntezy lub analizy, ale też, czy ilość materji ulega przytem jakiejś zmianie.

Doświadczenie 47 — pokazowe. Przyrządy i materiały: waga, ciężarki (względnie śrut do zrównoważenia), kolba litrowa z korkiem gumowym o dwóch otworach, termometr, łyżka żelazna, palnik, trójnóg, biały fosfor, parownica, nóż, szczypczyki, bibuła.

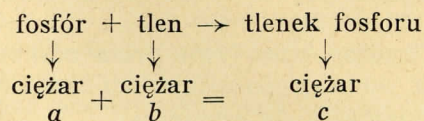
Wykonanie: Przez otwory korka (rys. 67), dopasowanego do kolby litrowej, przetykamy łyżkę żelazną i termometr, tak żeby łyżka po zamknięciu kolby korkiem dotykała dna, termometr zaś znajdował się prawie w szyjce. Na łyżkę kładziemy kawałek białego, osuszonego fosforu, zamykamy kolbę, równoważymy ją na wadze, zdejmujemy ją, stawiamy na trójnogu i ogrzewamy ostrożnie dno, żeby wskutek ogrzania zapalił się fosfor.



Rys. 67. Sprawdzanie prawa zachowania materji.

Po reakcji spalania fosforu czekamy, aż temperatura wewnątrz kolby spadnie do temperatury otoczenia, i ponownie stawiamy na wadze. Czy ciężar produktów otrzymanych po reakcji uległ zmianie?

Wniosek: Ponieważ przy tej reakcji kolba, łyżka i termometr nie ulegają zmianie, ciężar natomiast reagujących substancji, t. j. fosforu i tlenu powietrza, niczem nie różni się od ciężaru substancji, otrzymanej po reakcji, t. j. tlenku fosforu, możemy powiedzieć, że ilość materji przed reakcją i po reakcji nie uległa zmianie i napisać:



Pierwszym, który ten fakt zauważył (rok 1774), był słynny chemik francuski Antoni Wawrzyniec Lavoisier (Lawoazje). Od

tych czasów dokonano niezliczoną ilość doświadczeń i to nie tylko syntez, lecz również i innych reakcji, i przekonano się, że zawsze ciężar substancji reagujących równa się ciężarowi substancji otrzymanych.

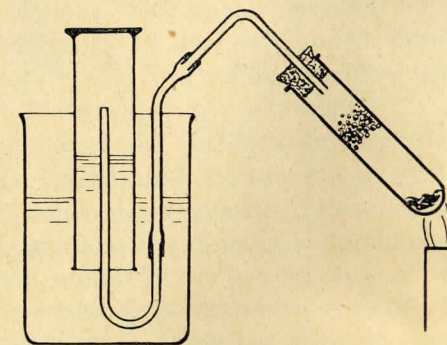
Możemy więc powiedzieć, że podczas reakcji ilość materji nie ulega zmianie. Ujęto to zjawisko w tak zwane prawo zachowania materji, które głosi, że materja nie może zniknąć ani powstać z niczego.

Prawo stałości składu. Drugiem bardzo ważnem prawem w chemji jest prawo stałości składu, które zawdzięczamy uczonemu francuskiemu Józefowi Ludwikowi Proustowi (Prust) (1799 r.).

Żeby prawo to dobrze zrozumieć, przypomnijmy sobie, na co rozkładał się tlenek rtęci. Lub na co rozkładała się woda przy elektrolizie? Zawsze podczas rozkładu tlenku rtęci otrzymujemy z niego tlen i rtęć, tak jak podczas rozkładu wody — wodór i tlen. Zjawisko to dotyczy wszystkich związków, z których każdy składa się zawsze z tych samych pierwiastków. Skądkolwiek wzięlibyśmy czystą sól kuchenną, możemy być pewni, że składa się ona zawsze tylko z chloru i sodu. Ale prawo to ma jeszcze szerszy zakres. Przypomnijmy sobie, w jakim to stosunku objętościowym otrzymaliśmy wodór i tlen podczas elektrolizy wody. W tym procesie otrzymuje się na dwie objętości wodoru jedną objętość tlenu. A więc na pewną stałą ilość wodoru stale taką samą ilość tlenu, względnie stały stosunek ilości wodoru do tlenu. Dobrze byłoby sprawdzić, czy w innych związkach stosunek ten jest również zachowany.

Doświadczenie 48. Przyrządy i materiały: walec szklany miarowy na 250 cm³, rurka szklana w kształcie „U” wysokości walca, naczynie do wody, próbówka z trudno topliwego szkła, korek do niej z rurką szklaną, kauczukowa rurka, dwa statywy z dwiema łapami, palnik, tlenek rtęci (wysuszony).

Wykonanie: W próbówce z trudno topliwego szkła (rys. 68) odważamy około 4 g (nie więcej) dobrze w eksykatorze (str. 154) wysuszonego tlenku rtęci. Probówkę zatykamy koreczkiem z przetkniętą przezeń rurką szklaną, którą łączymy kauczukową rurką z rurką „U”. Do wymierzonego walca na 250 cm³



Rys. 68. Sprawdzanie prawa stałości stosunków.

nalewamy wody, zatykamy otwór gumą z balonika (dętki), naciągniętą na pierścień o wklęsłej ścianie i obwiązaną sznurkiem, odwracamy walec dnem do góry, stawiamy do wody i pod wodą odejmuje gumę. Wprowadzamy pod walec rurkę „U“ i umocowujemy walec i próbkę w statywach. Następnie ogrzewamy w próbce tlenek rtęci aż do całkowitego rozłożenia i czekamy około 20 minut, aż temperatura otrzymanego tlenu zrówna się z temperaturą otoczenia. Wreszcie ustawiamy walec miarowy tak, żeby poziom wody w walcu był na tej samej wysokości, co i nazewnątrz, odczytujemy i obliczamy, ile w danych warunkach powinniśmy otrzymać centymetrów sześciennych tlenu z 1 g tlenku rtęci. Gdybyśmy to samo doświadczenie wykonali jeszcze kilka razy w tych samych warunkach, otrzymalibyśmy, przeliczając na 1 g tlenku rtęci, identycznie także same objętości wydzielonego tlenu lub, ponieważ jednakowe objętości tego gazu w jednakowych warunkach muszą to samo ważyć — jednakowe pod względem ciężaru ilości tlenu.

Wniosek: Ponieważ substancja tlenek rtęci daje zawsze tlen i rtęć, i z wiadomej ilości tego tlenku ściśle jedną i tę samą ilość tlenu (to samo tyczy się rtęci), możemy powiedzieć, że skład tlenku rtęci jest stały.

A więc: każdy określony związek chemiczny, składa się zawsze z tych samych pierwiastków, występujących w tym samym ilościowym stosunku.

Teoria atomistyczna. Ze zjawiska tego i z innych uczony angielski John Dalton (1803 r.) wyprowadził bardzo ciekawy wniosek, że przy najdalej idącym rozkładzie chemicznym dochodzimy do znikomo małych, dla oka niedostrzegalnych ciałek, które nazwano atomami; atomy różnych pierwiastków różnią się między sobą, atomy jednego pierwiastka są do siebie bliźniaczo podobne i mają jednakowy ciężar.

Związek tlenek rtęci składać się musi z atomów rtęci i atomów tlenu, przyczem każdy atom rtęci jest w nim połączony, jak to wykazują badania, z jednym atomem tlenu.

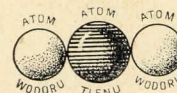
Podczas silnego ogrzewania więź, łącząca te atomy, rozluźnia się, związek rozkłada się i na każdy wolny atom rtęci otrzymujemy jeden wolny atom tlenu. Jeżeli więc jeden atom rtęci waży a jednostek i każdy atom tlenu b jednostek, to oczywiście jeden atom tlenu, połączony z atomem rtęci, będzie ważył $a + b$ jednostek, z czego podczas rozkładu otrzymamy b jednostek ciężarowych tlenu (i a jednostek ciężarowych rtęci). Gdybyśmy wzięli miliard razy $(a + b)$ jednostek ciężarowych tlenku rtęci, to otrzymamy miliard razy b jednostek ciężarowych tlenu (i miliard razy a jednostek ciężarowych rtęci), czyli ze ściśle wiadomej ilości tlenku

rtęci zawsze ściśle wiadomą jedną i tę samą ilość tlenu, oczywiście w granicach błędów pomiarowych.

Teoria atomistyczna ma za sobą całą historję. Już w starożytnej Grecji filozof Leukippos (około 500 roku przed nar. Chr.), zastanawiając się nad wciąż powtarzającymi się zjawiskami życia i nad zmiennością form materji, i doszukując się czegoś, co jest we wszechświecie niezmiennie, czuł się zmuszony do przyjęcia założenia, że istnieją pewne najmniejsze części materji — atomy (*atomos* — po grecku niepodzielny), które pozostają zawsze we wszystkich przemianach niezmiennie. Filozof Demokryt (470 — 407 przed nar. Chr.) rozwinął dalej tę teorię atomistyczną. Ci dwaj filozofowie przekazali późniejszym badaczom podstawowe pojęcia o atomach, które według nich były najmniejszą, niepodzielną częścią materji, posiadały pewną objętość, ciężar, kształt, twardość a nawet ruch. Późniejsi uczeni wypowiadali się bądź przeciw temu założeniu, bądź za niem, nie dawali jednak żadnych dowodów, opartych na doświadczeniu, które mogłyby przechylić szalę czy to w jednym, czy drugim kierunku. Dopiero Dalton oparł się ponownie na tej teorii w celu wytłumaczenia prawa stałości składu i innych zjawisk chemicznych i nadał jej współcześnie przyjętą formę.

- 1) Atom stanowi najmniejszą część danej substancji;
- 2) atomy jednej substancji pierwotnej (jednego pierwiastka) są wszystkie podobne do siebie i posiadają jednakowy ciężar;
- 3) atomy różnych pierwiastków posiadają odmienne cechy i różny ciężar.

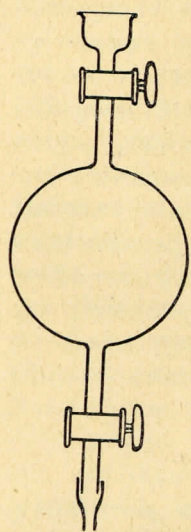
Ciężar atomowy. Uczeni doszli do wniosku, że podczas reakcji łączenia się wodoru z tlenem każdy atom tlenu łączy się z dwoma atomami wodoru, co rysunkowo możnaby przedstawić w sposób następujący:



Ponieważ połączenie to następuje w ten sposób, że jedna objętość tlenu łączy się z dwiema objętościami wodoru bez reszty, a każdy atom tlenu przyłącza dwa atomy wodoru, musi więc być w tych dwóch objętościach wodoru dwa razy tyle atomów wodoru, co w jednej objętości tlenu.

miljon atomów tlenu	miljon atomów wodoru	miljon atomów wodoru
---------------------------	----------------------------	----------------------------

W jednakowych więc objętościach wodoru i tlenu jest jednako-
wa ilość atomów wodoru i tlenu. Zakładając, że jednych ato-
mów jest miliard, musimy przyjąć, że i drugich jest miliard. Jeśli
pewna objętość tlenu waży więcej, niż taka sama objętość wodoru,
to tylko wskutek tego, iż każdy atom tlenu waży więcej, niż atom
wodoru. Możemy więc tą drogą obliczyć, ile razy atom tlenu jest
cięższy od atomu wodoru. Np.: wypompowano z naczynia powie-



Rys. 69. Naczy-
nie do ważenia
gazów.

trze, zważono je (rys. 69), napełniono suchym tle-
nem i znów zważono, następnie wypompowano
z naczynia tlen i napełniono to samo naczynie
w tych samych warunkach (temperatury, ciśnienia)
wodorem i znów zważono. Oto wyniki:

Naczynie	waży	256,070 0 g
„ z tlenem	„	257,423 8 g
„ z wodorem	„	256,155 3 g

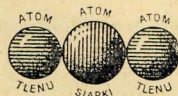
Stąd tlen ważył 1,353 8 g i wodór ważył 0,085 3 g.

Każdy więc atom tlenu jest $\frac{1,353\ 8}{0,085\ 3} = 15,87$ razy
cięższy od każdego atomu wodoru.

Nie daje to pojęcia o ciężarze rzeczywistym ato-
mu tlenu, lecz pozwala nam na bardzo ważne obli-
czenia, o których będzie później mowa. Z tych też
względów przyjęto ciężar atomu wodoru jako naj-
mniejszy za jednostkę, a wszystkie pozostałe cię-
żary atomów wyliczamy w stosunku do ciężaru
atomu wodoru. Są to więc ciężary względne, nazy-
wają je jednak wprost ciężarami atomowymi.

Stąd też ciężar atomowy tlenu winien wynosić 15,88
(obliczenie dokładniejsze). W ostatnich jednak czasach okazało się
praktyczniej przyjąć ciężar atomowy tlenu równy 16; dla wodoru
wypadnie on wtedy równy 1,008.

Przypuśćmy teraz, że chcielibyśmy obliczyć ciężar atomowy
siarki na podstawie następujących danych. Siarka łączy się z tle-
nem na dwutlenek siarki w stosunku ciężarowym 1 : 1, z badań
zaś wypada, że każdy atom siarki jest połączony z dwoma ato-
mami tlenu:

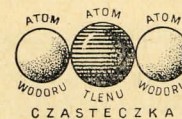


Z tego wynika, że n atomów siarki waży tyleż, co $2n$ ato-
mów tlenu, lub 1 atom siarki — tyleż, co 2 atomy tlenu, albo
1 atom siarki waży dwa razy tyle, co 1 atom tlenu. Ponieważ zaś

atom tlenu ma ciężar atomowy 16, wypadnie więc przyjąć dla
siarki jej ciężar atomowy równy 32.

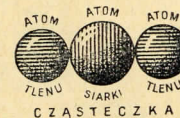
Metody obliczenia ciężaru atomowego różnych pierwiastków
są często bardzo złożone, co pewien czas liczby te ulegają spraw-
dzeniu udoskonalonemi metodami i wyniki ogłaszane są przez
specjalną komisję międzynarodową. Na końcu książki jest właśnie
taka tablica, obejmująca symbole i ciężary atomowe wszystkich
znanych pierwiastków.

Cząsteczka. Jak już wiemy, z badań uczonych wynika, że
podczas powstawania wody, kiedy łączy się wodór z tlenem, każdy
atom tlenu przyłącza dwa atomy wodoru, co możnaby przedstawić
w sposób następujący:

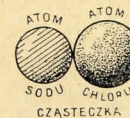


Otrzymujemy połączenie dwóch atomów wodoru z jednym
atomem tlenu; stanowi ono najmniejszą ilość wody, znaną nam
już z fizyki cząsteczkę. Gdyby oderwać od tego związku jaki-
kolwiek z tych trzech atomów (t. j. jeden atom tlenu bądź wodoru),
już nie mielibyśmy do czynienia z wodą.

Podobnie rzecz się przedstawia z dwutlenkiem siarki. Tu
jeden atom siarki przyłącza dwa atomy tlenu, dając cząsteczkę
(drobinę, molekułę) dwutlenku siarki:

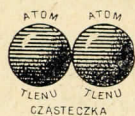


Wreszcie w takim związku jak chlorek sodowy łączy się,
według badań, jeden atom chloru z jednym atomem sodu, dając
cząsteczkę chlorku sodowego:

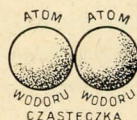


Ale atomy niekoniecznie muszą się łączyć w ten sposób, że
atom jednego pierwiastka łączy się z atomem lub atomami dru-
giego pierwiastka. Badania wykazują, że atomy tegoż samego pier-

wiastka mogą się z sobą łączyć, tworząc cząsteczki. Tak np. atomy tlenu łączą się po dwa, dając dwuatomową cząsteczkę tlenu:

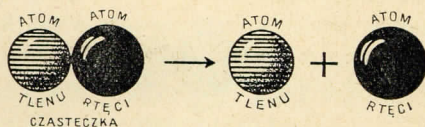


Atomy wodoru łączą się po dwa, dając dwuatomową cząsteczkę wodoru:



Znane nam są i cząsteczki, zawierające tylko jeden atom, np. cząsteczka rtęci jest jednoatomowa.

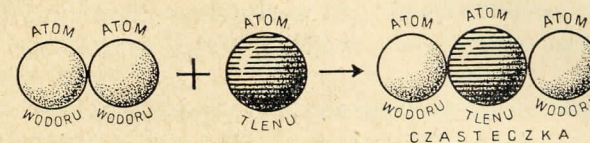
Wiemy już z fizyki, że w celu wyjaśnienia całego szeregu zjawisk zmuszeni byliśmy przyjąć, iż materja składa się z cząsteczek. Wyobraźmy sobie cząsteczkę tlenku rtęci. Jest ona znikomą małą, lecz posiada wszystkie cechy, jakie posiada większa ilość tego tlenku, bo przecież to, co widzimy, biorąc tę substancję, jest tylko ogromnie wielkim zbiorem tych cząsteczek. Każda więc cząsteczka tlenku rtęci nie posiada smaku ani zapachu, wreszcie silnie ogrzana rozpada się, jak już wiemy, na jeden atom tlenu i jeden atom rtęci, co możnaby przedstawić w sposób następujący:



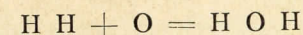
Symbole, wzory chemiczne. Tego rodzaju przedstawienie reakcji atomów nie jest najłatwiejsze, wymagałoby pamiętania wszystkich oznaczeń, albo też dodatkowych wyjaśnień. W chemji przyjęto stosunki te przedstawiać w sposób prostszy. Atom każdego pierwiastka otrzymał swój specjalny znak chemiczny czyli symbol, który jest albo pierwszą literą nazwy łacińskiej danego pierwiastka, albo też posiada jeszcze drugą dodatkową literę, jeśli na pierwszą literę zaczynają się nazwy kilku pierwiastków. Pierwsza litera symbolu oznacza się dużą literą, druga, dodatkowa, zawsze małą.

I tak: symbol O oznacza jeden atom tlenu (*Oxygenium*), symbol H oznacza jeden atom wodoru (*Hydrogenium*). Jeśli więc chcemy

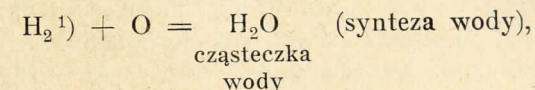
napisać reakcję, w której wodór łączy się z tlenem, dając wodę, to zamiast pisać:



możemy napisać:

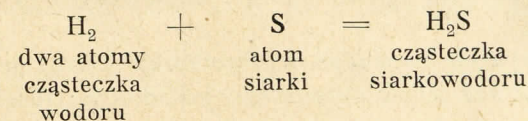


lub



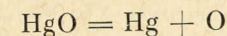
przyczem piszemy to w postaci równania w myśl prawa zachowania materji i prawa stałości składu, gdyż z lewej strony równania musi być także sama ilość i tych samych atomów, co i z prawej strony, i ciężar substancji, znajdujących się z lewej strony znaku równania, musi wynosić tyleż, co i ciężar substancji z prawej.

Syntezę siarkowodoru możemy przedstawić w sposób następujący:



H_2O jest wzorem chemicznym wody, H_2S jest wzorem siarkowodoru.

Wzór tlenku rtęci jest HgO (Hg jest symbolem rtęci). Równanie, przedstawiające analizę tlenku rtęci, wygląda tak:



Wzór dwutlenku siarki jest SO_2 .

Jak z tych wzorów wynika, atomy różnych pierwiastków łączą się z różną liczbą atomów innych pierwiastków.

Wartościowość. Jeśli atom jakiegoś pierwiastka łączy tylko jeden atom wodoru, mówimy, że jest jednowartościowy. Np. atom chloru łączy się z jednym tylko atomem wodoru, dając cząsteczkę chlorowodoru, tak że wzór chlorowodoru jest HCl (Cl jest symbolem chloru).

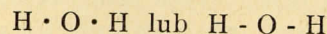
Atom chloru jest w tym związku jednowartościowy — wartość chemiczna jego równa się wartości chemicznej atomu wodoru. Wartość chemiczna wodoru przyjęta jest za podstawę do wymierzania wartościowości innych pierwiastków.

¹⁾ Mała cyfra na dole lub na górze (H_2 lub H^2) tuż za symbolem pierwiastka oznacza liczbę atomów tego pierwiastka.

Jeśli atom jakiegoś pierwiastka przyłącza dwa atomy wodoru, nazwiemy ten pierwiastek dwuwartościowym i t. d. Stąd tlen jest uważany za pierwiastek dwuwartościowy, ponieważ jeden atom tlenu przyłącza dwa atomy wodoru, dając cząsteczkę wody H_2O lub HOH .

Dwuwartościowa jest też siarka w siarkowodorze, gdyż jeden atom siarki przyłącza dwa atomy wodoru, a więc wzór cząsteczki siarkowodoru będzie H_2S .

W celu łatwego wyobrażenia sobie, jakiej wartościowości są poszczególne pierwiastki w danym związku, stawiamy przy symbolu kropkę lub kreskę. Ponieważ wodór został przyjęty za jednowartościowy, a więc w związku, w którego skład wchodzi wodór, stawiamy przy jego symbolu jedną kropkę, wyobrażającą jedną wartość, lub, jak też często mówimy, jedno wiązanie. Stąd wzór wody możemy równie dobrze napisać tak:

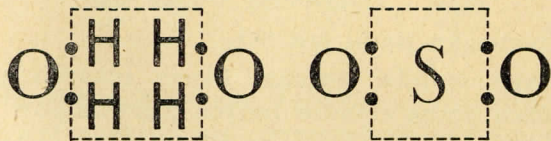


Wystarczy rzucić okiem, żeby zauważyć, ile wiązań posiada, względnie ilowartościowy jest tlen. Tę dwuwartościowość tlenu przyjmujemy za jego normalną wartościowość i w innych jego związkach.

Z tego wynika, że siarka w dwutlenku siarki jest czterowartościowa, ponieważ jeden atom tlenu jest dwuwartościowy, a atom siarki przyłącza aż dwa atomy tlenu



czyli stoi na miejscu czterech atomów wodoru, względnie jest z tlenem połączony czterema wiązaniami.



Jak widać z ostatniego wzoru, siarka występuje w związku SO_2 jako pierwiastek czterowartościowy, wtedy gdy w związku H_2S jako dwuwartościowy. Zjawisko takiej zmiennej wartościowości jest często spotykane.

Na podstawie obliczenia wartościowości nie wprost według wodoru, lecz pośrednio np. przez tlen, jak to miało miejsce dla siarki w SO_2 , możemy ująć sformułowanie wartościowości w sposób następujący: pierwiastek w danym związku jest tylowartościowy, ile atomów wodoru przyłącza lub zastępuje.

Wartościowość pozwala nam na orjentowanie się, jak są zbudowane cząsteczki związków, jak mogą się z sobą łączyć poszczególne atomy i ile atomów jednego pierwiastka może podczas reakcji przypaść na pewną liczbę atomów innych pierwiastków, jak to później zobaczymy.

Ilowartościowy jest węgiel w związku CO_2 ?

Ilowartościowy jest sód w związku $NaCl$? (Znaczenie symboli p. str. 156.)

Obliczenia stechiometryczne. Bardzo ważną rzeczą w chemii teoretycznej, zarówno jak i w technice, jest obliczanie, jakie ilości substancyj mogą być otrzymane z reakcji i jakich ilości należy użyć do reakcji, żeby jej przebieg był prawidłowy i nie się niepotrzebnie nie marnowało.

Poprzednio, na podstawie ilości wodoru i tlenu, wchodzących w reakcję tworzenia wody, ustalaliśmy ciężar atomowy tlenu, obecnie z równania chemicznego, znając ciężary atomowe tych pierwiastków, możemy odwrotnie odczytać, jakie ich ilości wchodzą w reakcję.

Przypomnijmy sobie, że ciężar atomowy wodoru przyjęto za 1,008, ciężar atomowy tlenu — za 16. Z równania więc chemicznego

$$\begin{aligned} H_2 + O &= H_2O \\ 2,016 + 16 &= 18,016 \end{aligned}$$

wynika, że z każdych 2,016 jednostek ciężarowych (np. 2 g) wodoru, wymagających do swego całkowitego spalania 16 jednostek ciężarowych (np. 16 g) tlenu, otrzymamy 18,016 jednostek ciężarowych wody (np. 18 g).

Jednocześnie równanie to wskazuje, że cząsteczka wody jest 18,016 razy cięższa, niż atom wodoru, więc liczba ta może być nazwana ciężarem cząsteczkowym wody, tak jak ciężarem cząsteczkowym wodoru jest liczba 2,016, ponieważ cząsteczka wodoru składa się z dwóch atomów wodoru.

Z ostatniego równania można te stosunki odczytać i odwrotnie, t. j. że z każdych 18,016 g wody możemy otrzymać 2,016 g wodoru i 16 g tlenu.

Jeśli bierzemy ilość gramów jakiegoś pierwiastka, odpowiadającą jego ciężarowi atomowemu, wówczas mówimy, że bierzemy atom gramowy lub gramoatom danego pierwiastka. Gdybyśmy wzięli natomiast ilość gramów pewnego związku, odpowiadającą jego ciężarowi cząsteczkowemu, wówczas mówilibyśmy, że bierzemy cząsteczkę gramową lub gramocząsteczkę, lub też mol danego związku.

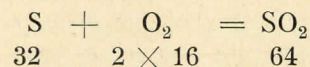
Jaką wartość przedstawia znajomość tych stosunków liczbowych — objaśni najlepiej przykład.

1) Chcemy wiedzieć, ile wody należy rozłożyć elektrolitycznie, aby można było otrzymanym wodorem napełnić balon o pojemności 200 m^3 pod normalnem ciśnieniem i w temperaturze 0° . Ciężar właściwy wodoru wynosi $0,000\,089\,9\text{ g/cm}^3$, czyli 1 litr wodoru waży $0,089\,9$ gramów, a więc 1 m^3 wodoru waży $89,9$ gramów.

1 g wodoru otrzymujemy z 9 g wody, $89,9\text{ g}$ otrzymamy z $9 \times 89,9\text{ g} = 809,1\text{ g}$, lub (przyjmując, że gram wody zajmuje objętość 1 cm^3) $809,1\text{ cm}^3$ wody. Stąd 200 m^3 wodoru otrzymamy z rozłożenia $200 \times 809,1\text{ cm}^3$ czyli $161,82\text{ l}$ wody.

2) Ile powietrza należałoby użyć, aby całkowicie spalić 600 g siarki, i ile otrzymamy przytem dwutlenku siarki?

Równanie chemiczne, odzwierciedlające tę reakcję, przedstawia się następująco:



Ciężar atomowy siarki = 32, tlenu = 16, więc na 32 g siarki niezbędne są 32 g tlenu, aby otrzymać 64 g dwutlenku siarki. Ponieważ tlen, powietrze, dwutlenek siarki są to gazy, wygodniej jest posługiwać się nie ilościami ciężarów, lecz objętościami, i to tem więcej, że panują tu bardzo proste stosunki. Mianowicie gramocząsteczka (mol) gazu zajmuje w normalnych warunkach (ciśnienie 76 cm słupa rtęci i temperatura 0°) $22,42\text{ l}$.

Należy to rozumieć w ten sposób, że w tych warunkach (normalnych) ilość gramów (np. siarkowodoru) równa ciężarowi cząsteczkowemu (siarkowodoru $\text{H}_2\text{S} = 34$, $\text{H}_2 = 2$, $\text{S} = 32$) posiada objętość $22,42\text{ l}$. Taką samą objętość zajmują: 2 g wodoru ($\text{H}_2 = 2$), 32 g tlenu ($\text{O}_2 = 32$), 44 g dwutlenku węgla (węgiel $\text{C} = 12$, $\text{O}_2 = 32$) i t. d. A więc wracając do naszego zagadnienia, 600 g tlenu przedstawia $600 : 32 = 18,75$ gramocząsteczek, a ponieważ każda gramocząsteczka zajmuje $22,42\text{ l}$, to $18,75$ gramocząsteczek zajęłoby objętość $22,42\text{ l} \times 18,75 = 420,375\text{ l}$.

Tlen stanowi tylko $\frac{1}{5}$ objętości powietrza, objętość więc powietrza musi być 5 razy większa, t. j. musi się równać $2100,375\text{ l}$.

Gdybyśmy chcieli wyliczyć, ile przytem otrzymamy dwutlenku siarki na objętość, postąpilibyśmy w taki sam sposób. Ilość ta ma wynosić według naszych poprzednich wyliczeń 1200 g . Cząsteczka SO_2 waży ($\text{S} = 32$; $\text{O}_2 = 32$; $\text{SO}_2 = 64$) 64 jednostki, gramocząsteczka — 64 g . Tych gramocząsteczek będzie $1200 : 64 = 18,75$. Otrzymany więc dwutlenek siarki zajmie objętość $22,42\text{ l} \times 18,75 = 420,375\text{ l}$.

VIII. Zasady, kwasy i sole.

Któż z nas nie zna wapna i nie wie o tem, że wapno gasi się przed użyciem, któż z nas nie słyszał o kwasie siarkowym lub solnym? Ale to zupełnie co innego słyszeć, a rozumieć, co się z tem wapnem dzieje w czasie gaszenia, lub — w jaki sposób otrzymuje się kwas siarkowy czy solny.

Chcąc zrozumieć, jakie tam zachodzą reakcje, musimy uprzednio przypomnieć sobie, co mówiliśmy o pierwiastkach.

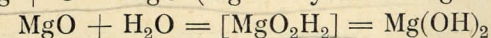
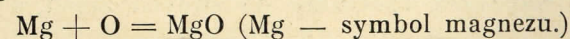
Rozpatrując różne pierwiastki, wyodrębniliśmy z pośród nich metale, jako pierwiastki, posiadające pewne wspólne charakterystyczne cechy. Wszystkie pozostałe pierwiastki zaliczyliśmy do drugiej grupy pod nazwą niemetalu. Rozróżnienie to było oparte na własnościach fizycznych pierwiastków, choć można je oprzeć równie dobrze na własnościach chemicznych. Obserwacje mianowicie wykazały, że tlenki metali różnią się w swem zachowaniu od tlenków niemetalu. W celu zapoznania się z własnościami tych tlenków przerobimy następujące doświadczenia.

Zasady.

Doświadczenie 49. Przyrządy i materiały: szczypce, palnik, parownicza, metal magnez, papierek lakmusowy, fenoltaleina.

Wykonanie: W szczypce żelazne bierzemy wstążkę metalu magnezu długości około 5 cm , zapalamy ją od płomienia palnika i spalamy ponad parownicą. Zebrany w parownicę tlenek magnezu zadajemy kilku kroplami wody, rozcieramy go pałeczką szklaną i zwilżamy otrzymanym roztworem papierek lakmusowy. Wpuszczamy parę kropel fenoltaleiny. Jak zabarwia się fenoltaleina, a jak lakmus, względnie barwnik czerwonej kapusty (antocyjan)? Stosowane tu barwniki i inne, których zabarwienie zmienia się pod wpływem pewnych związków, nazywamy wskaźnikami.

Wniosek: Tlenek magnezu łączy się z wodą, dając związek, zabarwiający lakmus na niebiesko (względnie antocyjan na niebiesko-zielono), a fenoltaleinę na malinowo. Związki takie, zabarwiające lakmus na niebiesko, a fenoltaleinę na malinowo, noszą nazwę zasad. Z tlenku magnezu i wody otrzymaliśmy zasadę magnezową.



Weźmy inny jeszcze tlenek metalu i sprawdźmy, czy otrzymamy zasadę.

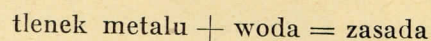
Doświadczenie 50. Przyrządy i materiały: tlenek wapnia (wapno palone), parownica, tryskawka, papierek lakmusowy, fenoltaleina.

Wykonanie: Kawałek wapna palonego stryskujemy na parownicy wodą w takiej ilości, żeby go tylko zwilżyć, i pozostawiamy tak na kilka minut. Wkrótce wapno zaczyna się rozgrzewać, a woda parować. Wtedy znów wapno trochę zwilżamy. Wapno zaczyna pękać, rozsypuje się na drobniejsze kawałki. Gdy ilość wytwarzającej się pary zmniejszy się, należy znów dolać odrobinę wody. Wreszcie wapno zaczyna się rozsypywać na drobny proszek. Wapno palone przekształciło się pod wpływem wody na wapno gaszone. Dalsze dodawanie wody da gęstą, mazistą masę. Zwilżamy tą mazią papierek lakmusowy. (Papierek ten dobrze jest opłókać i zachować do innego doświadczenia.) Do niewielkiej ilości mazi dolewamy wody i dodajemy kilka kropel fenoltaleiny.

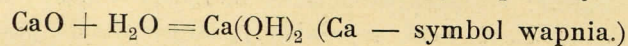
Jak zabarwia się lakmus i fenoltaleina, i jaki posiada charakter otrzymany związek (czy to jest zasada)?

Wniosek: Tlenek metalu wapnia daje z wodą zasadę, gdyż lakmus zabarwia się od tego związku na niebiesko, fenoltaleina zaś na malinowo.

Doświadczenie z wapnem potwierdza doświadczenie z magnezem, że z tlenku metalu i wody otrzymuje się zasadę:



Wapno gaszone jest oczywiście zasadą wapniową.



Doświadczenie 51. Przyrządy i materiały: wapno gaszone, mały walec szklany, płytka szklana doszlifowana, papierek lakmusowy, próbówka i rurka szklana.

Wykonanie: Bierzymy trochę wapna gaszonego, zalewamy je w walcu szklanym dużą ilością wody, kłócimy i pozwalamy się odstać. Czystą ciecz zwierzchu zlewamy do próbówki; jest to tak zwana woda wapienna. Jak sprawdzić, czy w wodzie znajduje się rozpuszczona zasada wapniowa?

Do jakiej reakcji używaliśmy wody wapiennej?

Jak sprawdzić, czy to woda wapienna?

Wniosek: Woda wapienna zawiera zasadę wapniową, ponieważ papierek lakmusowy zabarwia się na niebiesko.

Zasadę wapniową zaliczamy do silnych zasad, a przytem do najtańszych.

Jako tania zasada znalazło wapno gaszone szerokie zastosowanie. Duże ilości bywają zużywane jako środek dezynfekcyjny. Wapnem, rozbełtanem w wodzie, tak zwanem mlekiem wapiennym, wylewa się ścieki w celu ich odkażania; wapnem zalewają również trupy zmarłych na takie choroby zakaźne, jak cholera i dżuma.

Choć zasada wapniowa jest mocną zasadą, to jednak woda wapienna zawiera tak niewielkie jej ilości, że się ją często stosuje w medycynie do obmywania ran i zmieszaną z jednakową ilością oleju lnianego, jako środek na oparzenia. Wreszcie służy ona jako odczynnik na dwutlenek węgla.

Najważniejsze jednak zastosowanie ma wapno gaszone do wyrobu szkła, do wapnowania gleby, do otrzymywania sztucznych nawozów, do oczyszczania soku buraczanego, wreszcie do robienia tak zwanej zaprawy murarskiej, którą przygotowuje się, mieszając wapno z wodą i piaskiem.

Doświadczenie 52. Przyrządy i materiały: parownicza, mały kawałeczek zasady sodowej i takiż zasady potasowej, bibuła, papierek lakmusowy, fenoltaleina.

Wykonanie: (Ostrożnie!) Na parowniczkę kładziemy odrobinę zasady sodowej NaOH. Pozostawiamy wszystko na kilka minut, ażeby sprawdzić, czy kawałeczek ten pozostaje na powierzchni suchej, poczem rozpuszczamy go w małej ilości wody, wrzucamy do roztworu bibułę i mieszamy ostrożnie pałeczką. Czy roztwór zasady sodowej wywiera jaki wpływ na bibułę?

Roztwór ten rozcieńczamy większą ilością wody i badamy jego odczyn względem papierka lakmusowego i fenoltaleiny oraz sprawdzamy, jakie wrażenie wywiera kropla, roztarta między palcami. (Zaraz po doświadczeniu rękę dobrze umyć, gdyż mogą powstać rany!)

To samo przerabiamy z zasadą potasową KOH.

Wniosek: Sprawdziliśmy, że zasady sodowa i potasowa wilgną na powietrzu (są higroskopijne) i że to są zasady, wywołujące bardzo silne zabarwienie fenoltaleiny. Jednocześnie zbadaliśmy, iż bibuła (tkanka roślinna) ulega pod ich wpływem zniszczeniu, roztarte zaś między palcami wywierają wrażenie czegoś oślizgłego.

Są to najmocniejsze z używanych zasad, tak zwane ługi żrące. Oślizgłe wrażenie jest spowodowane nagryzaniem naskórka, przyczem jednocześnie zostaje usunięty tłuszcz, znajdujący się na skórze.

Te własności odłuszczone i nagryzające spożytkowujemy przy usuwaniu silnych zanieczyszczeń, np. przy szorowaniu podłóg, przy usuwaniu resztek starej farby z drewna i t. d. Jeszcze większe zastosowanie znajdują te ługi żrące w technice: do bielenia, do fabrykacji papieru, wyrobu mydła, barwników i t. d.

Uwaga: Wszystkie zasady zawierają metal, tlen i wodór (powstają z tlenków metali i wody), przyczem atomów tlenu jest zawsze

tyle, ile wodoru, np. NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Ta powtarzająca się we wszystkich zasadach grupa atomów OH nosi nazwę grupy wodorotlenowej. Mamy więc wodorotlenek sodowy NaOH , wodorotlenek magnezowy lub zasadę magnezową $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Stąd można dla zasad napisać ogólny wzór: MeOH , gdzie Me ma być ogólnym symbolem dla metalu.

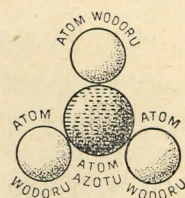
Bardzo dziwną zasadą jest roztwór wodny amonjaku, tak zwana woda amonjakalna.

Doświadczenie 53. Przyrządy i materiały: roztwór wodny amonjaku, parownica, lakmus.

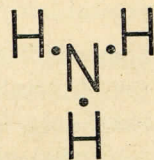
Wykonanie: Badamy ostrożnie zapach wody amonjakalnej i sprawdzamy jej odczyn papierkiem lakmusowym. Następnie nalewamy niewielką ilość wodnego roztworu amonjaku na parownicę i ogrzewamy go na niezbyt dużym ogniu pod wyciągiem, aż wszystka ciecz wyparuje.

Wniosek: Roztwór amonjaku posiada gryzący zapach, jest zasadą (zabarwia lakmus na niebiesko) i to zasadą lotną, gdyż po odparowaniu nic nie pozostaje w parownicy.

Sam amonjak jest to gaz bezbarwny, o zapachu gryzącym (zapach ten posiada i woda amonjakalna), rozpuszcza się bardzo łatwo w wodzie, dając tak zwaną wodę amonjakalną. Amonjak jest to połączenie azotu z wodorem o wzorze NH_3 , w którym to połączeniu azot jest trójwartościowy:



lub



Związek ten powstaje podczas rozkładu pewnych produktów, zawierających azot, stąd w oborach, a w szczególności w stajniach, tak silnie czuć amonjak.

Amonjak, związek azotu z wodorem, nie jest tlenkiem metalu, a więc w skład jego nie wchodzi żaden metal, a jednak jego roztwór wodny jest zasadą. Wszędzie tam, gdzie idzie o to, żeby zasada po reakcji nie pozostała, lecz wyparowała, używamy z wielkim powodzeniem amonjaku. Jako zasada średniej mocy usuwa tłuszcz, służy też często do czyszczenia ubrań. Używa się amonjaku do fabrykacji sztucznych nawozów i do maszyn, wytwarzających sztuczny lód.

Kwasy.

Zbadajmy teraz, co się otrzymuje z tlenku niemetalu i z wody.

Doświadczenie 54. Przyrządy i materiały: słój z korkiem, tekturka, łyżka żelazna do spalań, siarka, papierek lakmusowy (antocyjan) fenolftaleina.

Wykonanie: Pręt żelaznej łyżki przetykamy przez tekturkę i nabieramy na łyżkę prawie pełno siarki. Zapalamy siarkę, wprowadzamy ją na łyżce do słoja, którego otwór zakrywamy tekturką i czekamy, aż siarka przestanie się palić i stężeje na łyżce. Wtedy łyżkę wyjmujemy, nalewamy prędko kilkanaście cm^3 zawczasu przygotowanej wody i zatykamy słój korkiem. Wstrząsamy słojem parokrotnie, żeby zmieszać wodę z otrzymanym dwutlenkiem siarki, poczem wrzucamy różowy i niebieski papierek lakmusowy (ostatni najlepiej z poprzedniego doświadczenia). Nalewamy kilka kropel fenolftaleiny.

Jak zabarwia się papierek lakmusowy, a jak fenolftaleina?

Wniosek: Dwutlenek siarki z wodą daje związek, zabarwiający lakmus (względnie antocyjan) na czerwono i nie zabarwiający fenolftaleiny. Ponieważ dwutlenek siarki jest tlenkiem niemetalu, który z wodą daje związek, inaczej wpływający na lakmus i na fenolftaleinę, musimy dojść do przekonania, że tlenki niemetalu dają z wodą inne związki, niż tlenki metali. Związki te, które otrzymuje się przez działanie tlenków niemetalu na wodę, noszą nazwę kwasów. Dwutlenek siarki z wodą daje kwas siarkawy.

Sprawdźmy, czy i inne tlenki niemetalu dają z wodą kwasy.

Doświadczenie 55. Przyrządy i materiały: pięciotlenek fosforu, parownica, papierek lakmusowy, fenolftaleina.

Wykonanie: Do parownicy nasypujemy odrobinę pięciotlenku fosforu, zalewamy go kilku cm^3 wody, w otrzymanym roztworze zwilżamy niebieski papierek lakmusowy i dolewamy parę kropel fenolftaleiny. Jakie zabarwienie przyjmuje lakmus, a jakie fenolftaleina i z jakim związkiem mamy do czynienia?

Wniosek: Pięciotlenek fosforu z wodą daje związek, zabarwiający lakmus na czerwono i nie zabarwiający fenolftaleiny, czyli kwas. Ponieważ fosfor jest niemetalem, otrzymaliśmy potwierdzenie poprzedniego doświadczenia, że tlenek niemetalu z wodą daje kwas:

tlenek niemetalu + woda = kwas

Oprócz tej cechy charakterystycznej posiadają kwasy jeszcze szereg innych cech, a wśród nich smak, który jest nam dobrze znany. Należy jednak zaznaczyć, że niektóre kwasy, tak zwane

słabe, nie działają na nasze nerwy smakowe, wskutek czego często smaku kwaśnego nie wyczuwamy. Inne znów kwasy są tak mocne, że szklanka wody z jedną kroplą takiego kwasu ma już smak kwaśny, użyte zaś w większym stężeniu stają się niebezpieczne dla organizmu.

Metoda otrzymywania kwasów z tlenków niemetali nie jest jedyna ale bardzo często stosowana.

Obserwacja. Przyrządy i materiały: parownica, rozcieńczony kwas octowy, woda sodowa, papierek lakmusowy.

Wykonanie: Na niebieski papier lakmusowy w próbowce lub parownicze nalewamy kilka kropel octu (rozcieńczony kwas octowy), tak samo trochę wody sodowej (roztwór dwutlenku węgla) i obserwujemy, jak się zabarwia za każdym razem lakmus.

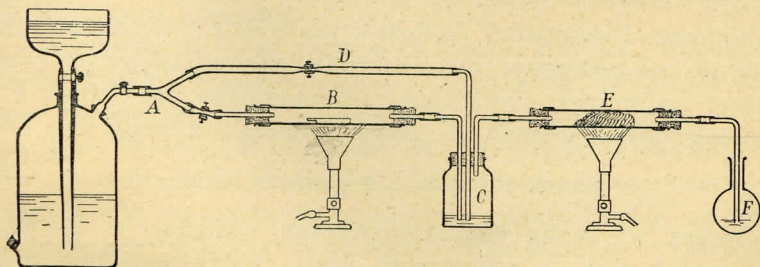
Kwas siarkowy. Wśród kwasów jednym z najważniejszych jest kwas siarkowy, gdyż posiada nietylko bardzo szerokie zastosowanie jako mocny kwas, lecz służy także do otrzymywania innych kwasów, jak to wkrótce zobaczymy.

Metoda otrzymywania kwasu siarkowego opiera się na podstawach, o jakich tylko co mówiliśmy. Trzeba więc otrzymać odpowiedni tlenek siarki i połączyć go z wodą. Takim tlenkiem jest trójtlenek siarki o wzorze SO_3 .

Jak wiemy, przez spalenie siarki otrzymuje się SO_2 (dwutlenek siarki). Żeby z tego dwutlenku otrzymać trójtlenek siarki, należy ten dwutlenek utlenić. Uda się to w specjalnych warunkach.

Doświadczenie 56. Przyrządy i materiały: zbiornik z tlenem, 2 rury z trudno topliwego szkła, 4 korki do nich z jednym otworem, jeden słoik, korek do niego z trzema otworami, 4 rurki szklane krótkie, 3 rurki zgięte dłuższe, rurka zgięta krótsza, kolbka, rurka trójprzelotowa, 2 ścisłaczki, 2 statywy żelazne, 2 łapy do statywów z łącznikami, 2 palniki, łódeczka porcelanowa, rurki kauczukowe, siarka, azbest platynowany.

Wykonanie: Zestawiamy przyrządy według rys. 70. Ze zbiornika przepuszczamy tlen (lepiej niż powietrze) do słoika *C* rurką trójprzelotową *A* i rurą *B* z trudno topliwego szkła, w której jest

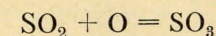


Rys. 70. Otrzymywanie trójtlenku siarki.

(8)

łódyczka porcelanowa z siarką. Przewód *D*, wiodący również do słoika *C*, jest początkowo zamknięty. Rurę *B* ogrzewamy, aby zapalić w niej siarkę. Z chwilą, gdy się zapali, przestajemy ogrzewać, płomień podsycamy słabym dopływem tlenu. Przez spalenie siarki otrzymujemy dwutlenek, który przechodzi przez wodę (mała ilość) w słoiku *C*. Wtedy zaczynamy wpuszczać tlen do tego słoika bezpośrednio przewodem *D*, kontrolując jego intensywność ilością przechodzących baniek przez wodę w słoiku *C*. Mieszanina dwutlenku siarki i tlenu wchodzi ze słoika *C* do rury *E* z trudno topliwego szkła. Tu trafia na rozżarzony azbest platynowany. Zaraz za azbestem powstają gęste dymy SO_3 , które przechodzą przez zgiętą rurkę do kolbki *F* z wodą. Otrzymany roztwór gotujemy pod wyciągiem, żeby wypędzić SO_2 , i badamy lakmusem, czy roztwór jest kwaśny, wreszcie dolewamy chlorku barowego (odczynnik na kwas siarkowy).

Wniosek: Mieszanina dwutlenku siarki i tlenu, ogrzewana w obecności czerni platynowej, daje trójtlenek siarki, jako gęste dymy, które z wodą tworzą kwas siarkowy (charakterystyczna reakcja z chlorkiem baru). Reakcja otrzymywania trójtlenku siarki z dwutlenku siarki i tlenu powietrza może być przedstawiona w następującym równaniu chemicznym:



Trójtlenek siarki jest to bezbarwna ciecz lub też biała, stała substancja.

Obserwacja. Okaz zatopionej stałej odmiany trójtlenku siarki.

Proces łączenia dwutlenku siarki z tlenem odbywa się nadzwyczaj wolno, przyspiesza to łączenie kontakt, t. j. zetknięcie substancji reagujących z platyną, stąd proces ten nosi nazwę metody kontaktowej otrzymywania kwasu siarkowego. Sama platyna, przyspieszająca tę reakcję, nosi nazwę substancji kontaktowej albo katalizatora. Oprócz platyny stosuje się inne jeszcze katalizatory lub substancje kontaktowe.

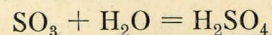
Prawo wielokrotności stosunków. Siarka daje więc dwa tlenki: jeden SO_2 , w którym stosunek ciężarowy siarki do tlenu wynosi 2:2 i drugi SO_3 , w którym stosunek ten wynosi 2:3. Zjawisko takie tworzenia przez dwa pierwiastki nie jednego związku, ale większej ich liczby, jest nam znane w całym szeregu wypadków. Zawsze jednak obserwujemy przytem, że jeśli w liczbach, wyrażających stosunek ciężarów tych dwóch pierwiastków (2:2 i 2:3), jedna z nich będzie stałą, to liczby znalezione dla drugiego pierwiastka (2 i 3) będą przedstawiały względem siebie stosunki liczb całkowitych. Jest to t. zw. prawo wielokrotności stosunków.

Na związkach H_2S , SO_2 i SO_3 możemy jeszcze zaobserwować inne zjawisko: siarka ma w każdym z nich inną wartościowość.

Jaką?

Ale wróćmy do otrzymywania kwasu siarkowego.

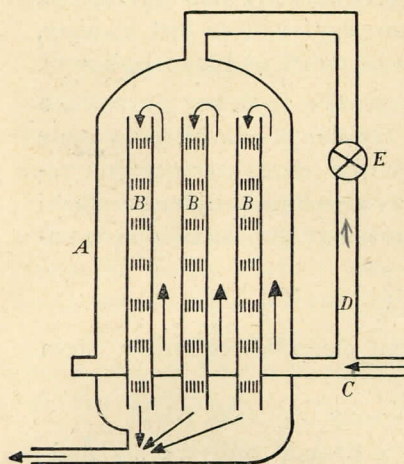
Ostateczny proces jego otrzymywania możemy ująć w takie równanie chemiczne:



Z tego wynika, że cząsteczka kwasu siarkowego składa się z dwóch atomów wodoru, jednego siarki i czterech tlenu.

W technice otrzymuje się dwutlenek siarki bądź przez spalanie siarki, bądź też najczęściej w hutach przez prażenie wobec

dużych ilości przepływającego powietrza siarczków metali, w pierwszym rzędzie pirytu (siarczku żelaza) i blendy cynkowej (siarczku cynku). Oczyszczony dwutlenek siarki miesza się z powietrzem w takim stosunku, żeby był nadmiar tlenu (mniej więcej na 2 objętości SO_2 — 15 objętości powietrza) i tę mieszaninę wprowadza się do żelaznego walca A (rys. 71), zawierającego kilkadziesiąt rur B, w których na sitkach leży azbest platynowany. SO_2 z powietrzem wchodzi rurą C, idzie wzdłuż rur B, ogrzewając się od nich i jednocześnie ochładzając je, dochodzi do góry i tu dostaje się do rur B, w których na sitkach leży kataliza-



Rys. 71. Aparat do otrzymywania trójtlenku siarki.

tor (azbest platynowany). Dołem wychodzi SO_3 . Jest on wprowadzany do stężonego kwasu siarkowego, zatrzymującego SO_3 lepiej niż woda. Żeby zapobiec nadmiernemu podnoszeniu się temperatury reakcji, która nie powinna przekraczać 500° , wprowadza się w razie potrzeby nieogrzaną mieszaninę SO_2 i powietrza przez rurę D, normalnie zamkniętą kranem E.

Oprócz metody kontaktowej fabrykacji kwasu siarkowego bywa stosowana druga metoda tak zwana komorowa. Nazwę swą otrzymała ta metoda od komór ołowianych, w których odbywa się między dwutlenkiem siarki, wodą i kwasem azotowym reakcja, dająca w rezultacie kwas siarkowy.

Zapoznajmy się teraz z właściwościami kwasu siarkowego, pamiętając, iż jest to jeden z najmniejbezpiecznych kwasów, z którym należy się bardzo ostrożnie obchodzić.

Doświadczenie 57. Przyrządy i materiały: stężony kwas siarkowy, próbówka z trudno topliwego szkła, parownica, waga, ciężarki, termometr.

Wykonanie: Badamy właściwości fizyczne kwasu siarkowego: stan skupienia, barwę, zapach. Ażeby zbadać rozpuszczalność, należy do próbówki, zawierającej mniej więcej 1 cm^3 wody, wlać w takiejże samej ilości kwas (nigdy odwrotnie!). Następnie wstrząsnąć mieszaninę, należy zbadać wzrost jej temperatury albo termometrem, albo też dotykając ręką próbówki.

Na suchą parownicę nalewamy około 10 cm^3 stężonego kwasu, ważymy parownicę z kwasem, zapisujemy i pozostawiamy wszystko najmniej na 24 godziny. Później ponownie ważymy i sprawdzamy, czy ciężar nie uległ zmianie.

Wniosek: Kwas siarkowy jest to ciecz bezbarwna, bez zapachu, mało ruchliwa (oleista), o ciężarze właściwym prawie dwa razy większym, niż ciężar właściwy wody ($1,85\text{ g/cm}^3$). (Topi się w $+10^\circ$, wrze w 338° .) Kwas ten łączy się z wodą nadzwyczaj energicznie, ogrzewając się silnie; przyciąga wodę z powietrza (jest higroskopijny), jak to wykazało doświadczenie z kwasem siarkowym w otwartym naczyniu (parownicy).

Zbadajmy teraz niektóre jego właściwości chemiczne.

Doświadczenie 58. Przyrządy i materiały: stężony kwas siarkowy, próbówki, cukier (skrobią), kawałek materiału.

Wykonanie: Do próbówki wilgotnej wysypujemy trochę cukru (skrobi), dodajemy około $\frac{1}{2}\text{ cm}^3$ stężonego kwasu siarkowego i pozostawiamy na kilka minut. To samo robimy z kawałkiem materiału.

Co się zrobiło z cukrem (skrobią), z materiałem?

Wniosek: Kwas siarkowy zwęglą cukier (skrobię), niszczy (przeżera) materiały. To zwęglenie cukru polega na oderwaniu wody z tego związku: dowód energicznego wiązania wody przez kwas siarkowy. Na tem samem polega niszczące działanie kwasu siarkowego na materiał i cały szereg innych substancji. Stąd jest wskazana wielka ostrożność w obchodzeniu się z kwasem siarkowym (niebezpieczne oparzenia, zniszczenie ubrania, podłogi, sprzętów).

Doświadczenie 59. Przyrządy i materiały: magnez, cynk, miedź, próbówki, palnik, kwas siarkowy (molowy¹⁾, kwas siarkowy bardziej stężony (3 części stężonego + 1 część wody).

Wykonanie: Do próbówki wrzucamy trochę magnezu i nalewamy kwasu siarkowego rozcieńczonego (molowego). Próbówkę trzy-

¹⁾ Zawierający 1 mol (str. 95) w 1 l.

maną pochyło zbliżamy zaraz otworem do płomienia. To samo przerabiamy z cynkiem i bardziej stężonym kwasem, wreszcie z miedzią.

Jaki gaz otrzymuje się podczas tych reakcji?

Wniosek: Kwas siarkowy wytwarza wodór w reakcji z metalami nieszlachetnymi: magnezem i cynkiem. Miedź nie daje tej reakcji.

Zastosowanie. Kwas siarkowy ma bardzo duże zastosowanie. Służy do osuszania gazów i innych substancji (silnie wiąże wodę), do fabrykacji innych kwasów, jak solnego, octowego i t. d., do stężania kwasu azotowego, do wyrobu barwników, materiałów wybuchowych, nawozów sztucznych. Używa się go do oczyszczania olejów, nafty, parafiny, do akumulatorów elektrycznych i w wielu innych gałęziach przemysłu.

Zbadajmy jedno z ważniejszych zastosowań kwasu siarkowego, t. j. otrzymywanie z jego pomocą innych kwasów, a przede wszystkim kwasu solnego.

Kwas solny. Kwas solny otrzymał swą nazwę od soli kuchennej, z której go wyrabiają. Znajduje się on w soku żołądkowym i w gazach wulkanicznych.

Doświadczenie 60. Przyrządy i materiały: próbówki, parownicza, sól kuchenna, kwas siarkowy stężony, papierek lakmusowy.

Wykonanie: Do próbówki wsypujemy trochę (około 1 cm^3) soli kuchennej i zadajemy stężonym kwasem siarkowym (około $\frac{1}{2}\text{ cm}^3$). Następuje burzenie, z próbówki unoszą się białe dymy. Zwilżamy wodą papierek lakmusowy i zbliżamy go do otworu próbówki, wreszcie zatykamy jej otwór palcem, wstawiamy próbówkę dnem do góry do parowniczkę z wodą i odejmujemy palec pod powierzchnią wody. (Palec należy zaraz obmyć!)

Jakie własności fizyczne posiada substancja, która powstaje podczas reakcji kwasu siarkowego na sól kuchenną? (Ostrożnie z wachaniem, nie badać smaku!)

Czy ta substancja rozpuszcza się w wodzie i jak można wytłumaczyć dostawanie się wody do próbówki z parowniczkę, do której wstawiono otworem nadół próbówkę z tą substancją?

Jak działa roztwór wodny tego gazu na lakmus, czy to jest kwas, czy zasada?

Wniosek: Działając kwasem siarkowym na sól kuchenną, otrzymujemy gaz bezbarwny, o ostrym przenikliwym zapachu, o kwaśnym smaku (mokry lakmus zabarwia się silnie na czerwono), „dymiący” na powietrzu i rozpuszczający się łatwo w wodzie. Ta łatwa rozpuszczalność w wodzie powoduje, że gaz skrapla parę wodną powietrza — „dymi” i zawarty w próbówce, którą wstawiono wyłotem w wodę, rozpuszcza się w niej, a na miejsce opróżnione

wchodzi woda. Gaz ten jest cięższy od powietrza w tej samej objętości, ponieważ nie uchodzi, choć próbówka stoi otworem do góry. Jest to związek wodoru z chlorem czyli tak zwany chlorowódór HCl . Chlorowódór rozpuszcza się obficie w wodzie, około 500 litrów w jednym litrze wody w normalnych warunkach i taki roztwór wodny nosi nazwę stężonego kwasu solnego. W skład kwasu solnego nie wchodzi tlen, jest to kwas beztlenowy. Czy można taki kwas otrzymać z tlenku niemetalu?

Obserwacja. Otworzyć na chwilę naczynie ze stężonym kwasem solnym. Stężony kwas solny jest roztworem bezbarwnym, dymiącym na powietrzu, ponieważ uchodzi zeń chlorowódór.

Doświadczenie 61. Przyrządy i materiały: próbówki, cukier (skrobia), kawałek materiału, stężony kwas solny.

Wykonanie: Do próbówki wsypujemy trochę cukru (skrobi), nalewamy około 1 cm^3 kwasu solnego stężonego i pozostawiamy na mniej więcej $\frac{1}{4}$ godziny. To samo przerabiamy z kawałkiem materiału.

Wniosek: Widzimy, że kwas solny nie posiada własności odwadniających, cukier nie ulega zwęgleniu.

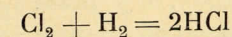
Doświadczenie 62. Przyrządy i materiały: próbówki, magnez, cynk, miedź, palnik, papierek lakmusowy, kwas solny (dwumolowy¹⁾), kwas solny bardziej stężony (1 część stężonego + 1 część wody).

Wykonanie: Do próbówki nalewamy trochę kwasu solnego (dwumolowego) i wrzucamy doń parę kawałków magnezu. Próbówkę zbliżamy do płomienia, trzymając ją pochyło. To samo przerabiamy z cynkiem i kwasem bardziej stężonym, wreszcie z miedzią.

Jaki gaz otrzymuje się podczas tej reakcji?

Wniosek: Kwas solny, podobnie jak i kwas siarkowy, wytwarza z metalami nieszlachetnymi magnezem i cynkiem wodór. Miedź reakcji tej nie daje.

Technicznie otrzymuje się kwas solny głównie z soli kamiennej nieoczyszczonej, choć można go otrzymywać przez syntezę chloru z wodorem, dających potrzebny chlorowódór. Proces otrzymywania chloru i wodoru jest nam znany z elektrolizy soli kuchennej, czyli NaCl (chlorku sodowego). Z syntezą chloru z wodorem zapoznaliśmy się przy badaniu własności chloru, kiedy zapaliliśmy mieszaninę tych gazów:

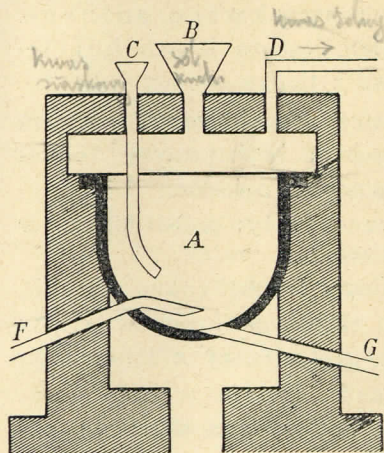


Piszemy Cl_2 , bowiem cząsteczka chloru składa się z dwóch atomów, tak zresztą jak i cząsteczka wodoru. Ponieważ cząsteczka chlorowodoru składa się tylko z jednego atomu chloru i jednego

¹⁾ Zawierający 2 mole w 1 l.

atomu wodoru, otrzymamy dwie cząsteczki chlorowodoru. Duża liczba przed wzorem związku ma właśnie wskazywać ilość cząsteczek tego związku.

Z pieców, używanych do technicznej produkcji kwasu solnego z soli kuchennej, najracjonalniejszy jest piec ciągły (rys. 72).



Rys. 72. Piec do otrzymywania kwasu solnego.

koksem (rys. 73), gdzie napotyka prąd wody, ściekający z góry. Tu pozostają ostatnie resztki chlorowodoru. Woda, zawierająca resztki chlorowodoru, przepływa przez rurę 2 do absorberów, gdzie nasycza się chlorowodorem, dając kwas solny.

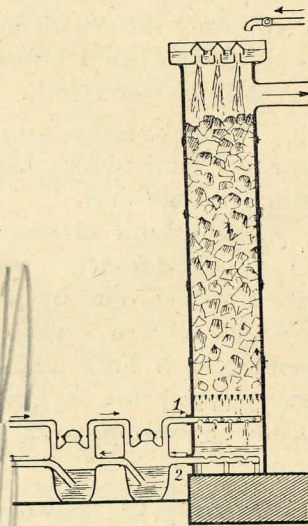
Kwas solny stosuje się do otrzymywania chloru, do wyrobu papieru, kleju, w farbiarstwie, do oczyszczania metali, do wody królewskiej, do otrzymywania różnych związków chloru i t. d.

Kwas azotowy. Kwas solny zaliczamy do bardzo mocnych kwasów, jest on znacznie silniejszy niż kwas siarkowy. Ale jeszcze silniejszym kwasem jest kwas azotowy.

Kwas azotowy można otrzymać w podobny sposób, jak kwas solny, t. j. przez działanie kwasu siarkowego na pewną sól. Sól, której musimy tu użyć, nosi nazwę saletry chilijskiej albo sodowej.

Doświadczenie 63 — pokazowe. Przyrządy i materiały: retorta, kolbka (odbie-

Sól kamienną rozdrobnioną wprowadza stale urządzenie transportujące (ślimakowe) do wielkiego leja B, skąd wpada do retorty żeliwnej A. Do tejże retorty wlewa się kwas siarkowy przez rurę C. Mieszanina ta zostaje ogrzana gazami, spalającymi się pod retortą. Chlorowódor uchodzi rurą D, a produkty pozostałe po reakcji uchodzą w stanie stopionym przez rurę F. Rura G służy do opróżniania retorty w razie zepsucia się aparatury. Uchodzący chlorowódor przechodzi przez absorber (pochłaniacz) z wodą, w której się rozpuszcza, wreszcie dostaje się rurą 1 do wieży wypełnionej



Rys. 73. Pochłaniacz i wieża absorbcyjna do kwasu solnego.

ralnik), lejek, zlewka, rurka zgięta, rurka kauczukowa, trójnóg, łaźnia piaskowa, palnik, papier lakmusowy, saletra, stężony kwas siarkowy, chlorek barowy, próbówki, statyw żelazny, dwie łapy.

Wykonanie: Do retorty a (rys. 74) wsypujemy 21 g saletry sodowej, nalewamy na to 12 cm³ stężonego kwasu siarkowego i ustawiamy retortę na łaźni piaskowej. Koniec retorty wpuszczamy w szyjkę kolbki b, służącej za odbieralnik i umocowanej w łapie statywu. Pod odbieralnik wstawia się lejek, który zostaje również ujęty w łapę. Pod łaźnię piaskową wstawiamy zapalony palnik i czekamy, aż mieszanina w retorcie tak się ogrzeje, że substancja retorty zacznie przekraplać się do odbieralnika. Wtedy odbieralnik studzimy, polewając go zimną wodą. Produkt, który przechodzi, poddajemy dalszym badaniom.

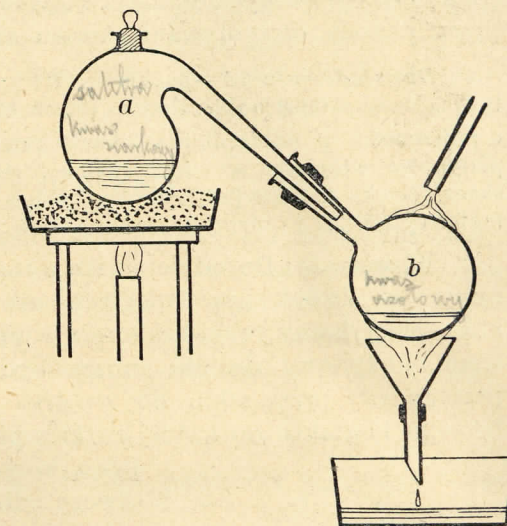
Jak sprawdzić, że jest to kwas?

Jak przekonać się, że to przekrapla się nie kwas siarkowy?

Wniosek: Produkt, który przekrapla się, nie jest kwasem siarkowym, gdyż nie daje osadu z chlorkiem barowym. Że jest kwasem, łatwo się przekonać, rozcieńczając kilka kropli otrzymanej cieczy wodą i badając roztwór papierkiem lakmusowym.

Kwas ten musiał się wytworzyć podczas reakcji saletry chilijskiej na kwas siarkowy. Jest to kwas azotowy. Ma on znacznie niższą temperaturę wrzenia, niż kwas siarkowy — przekrapla się wcześniej. Czysty kwas azotowy wrze już poniżej 100° i stanowi ciecz bezbarwną. Zwykle jednak ciecz ta zabarwiona jest tlenkami azotu, pochodzącymi z częściowego rozkładu kwasu azotowego.

Metody techniczne otrzymywania kwasu azotowego. W technice metoda ta ma bardzo ograniczone zastosowanie. Saletry sodowej czyli chilijskiej od czasów wojny Europa prawie nie sprowadza. Urządzenia techniczne składają się z retorty żelaznej, podobnej do używanej przy kwasie solnym, do której wprowadza się saletrę



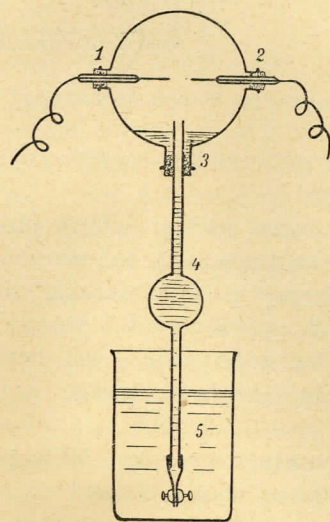
Rys. 74. Otrzymywanie kwasu azotowego.

i kwas siarkowy. Podczas ogrzewania uchodzi kwas azotowy, skraplający się w naczyniach kamionkowych (turylach). Resztki kwasu azotowego przechodzą przez wieżę i zostają tam wypłukane przez spadającą zgóry wodę, podobnie jak to miało miejsce przy kwasie solnym. Wzór kwasu azotowego jest HNO_3 . Kwas azotowy jest tak ważnym związkiem dla techniki i rolnictwa, że chemicy usiłowali wszelkimi sposobami uniezależnić się od przywożonej z Chili saletry.

Dzięki pracom prof. Ignacego Mościckiego, obecnego Prezydenta Rzeczypospolitej Polskiej, Norwegów Birkelanda i Eydego (Ejde) i szeregu innych uczonych zagadnienie to zostało rozwiązane przez metodę otrzymywania kwasu azotowego z powietrza.

Doświadczenie 64 — pokazowe. Przyrządy i materiały: statyw żelazny z łapą, odbieralnik o trzech otworach, rurka szklana z bańką o pojemności $\frac{1}{3}$ odbieralnika, 3 korki gumowe o jednym otworze, 2 druty platynowe wtopione w rurki szklane, zlewka, rurka kauczukowa, ściskacz, cewka indukcyjna Ruhmkorffa (lub transformator do sieci), 4 akumulatory (po 2,2 V), druty izolowane, rtęć, lakmus.

Wykonanie; Do odbieralnika o trzech otworach (rys. 75) dobieramy do dwóch przeciwległych otworów 1 i 2 koreczki, przez które przetykamy rurki szklane z wtopionymi drucikami platynowymi. Platynowe druciki muszą być tak wtopione, aby końce przechodziły przez szkło do wnętrza rurki. W celu otrzymania łatwego kontaktu do każdej rurki wpuszczamy jedną kroplę rtęci.



75. Otrzymywanie kwasu azotowego z powietrza.

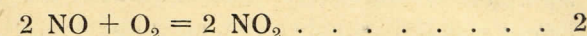
Przez koreczek, dobrany do trzeciego otworu odbieralnika, przetykamy rurkę z bańką 4. Na drugi koniec tej rurki naciągamy kawałek rurki kauczukowej, na który zakładamy ściskacz i wstawiamy tym końcem do naczynia z wodą. Przez drugi koniec, umocowany w koreczku, wciągamy wodę prawie do samej góry, poczem, aby nam nie uciekła, zaciskamy ściskacz. Następnie korek 3 wsadzamy w otwór odbieralnika i odbieralnik umocowujemy w statywie. Przez otwór boczny nalewamy do odbieralnika trochę rozcieńczonego roztworu niebieskiego lakmusu i zamykamy boczne otwory 1 i 2 koreczkami z platynowymi drucikami. Pod rurkę 4 podstawiamy naczynie 5, wpuszczając jej koniec w wodę, i zdejmujemy ściskacz.

Do rurek z platynowymi drucikami wsuwamy aż do rtęci obnażone końce izolowanych drutów, łączymy je z wtórnym uzwojeniem cewki indukcyjnej, której pierwotne uzwojenie łączymy z baterią akumulatorów. Między końcami platynowych drucików zaczynają bić iskry. Wkrótce roztwór lakmusu zabarwia się na czerwono i poziom wody w rurce podnosi się do góry (różnicę tę widać szczególnie dobrze po reakcji i ostudzeniu odbieralnika).

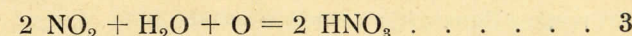
Wniosek: Ponieważ woda, która początkowo opada, podnosi się w rurce w czasie bicia iskry elektrycznej, musi coś z powietrza odbieralnika ubywać. Jednocześnie wytwarza się kwas (lakmus zabarwia się na czerwono). Kwas ten powstaje z azotu i tlenu powietrza oraz z wody. Jest to właśnie kwas azotowy. W ten sposób podczas burz powstają duże ilości tego kwasu. Proces chemiczny, jaki tu zachodzi, jest następujący. Naprzód łączy się azot z tlenem na tlenek azotu:



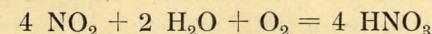
Ponieważ każda cząsteczka azotu, tak jak i cząsteczka tlenu, jest dwuatomowa, a cząsteczka tlenku azotu zawiera tylko dwa atomy: jeden tlenu i jeden azotu, stąd z cząsteczki azotu i cząsteczki tlenu wytwarzają się dwie cząsteczki tlenku azotu. Ten tlenek azotu, zetknąwszy się z tlenem powietrza, daje natychmiast dwutlenek azotu



Dwutlenek zaś azotu z wodą i tlenem powietrza wytwarza kwas azotowy

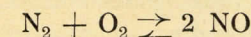


lub prawidłowiej w formie podwojonej, żeby mieć O_2 (wszak tlen tworzy cząsteczki)



Badania wykazały: 1) że proces 1 łączenia się azotu z tlenem tem łatwiej przebiega, im temperatura jest wyższa,

2) że NO jest związkiem nietrwałym, ulegającym zpowrotem rozkładowi na azot i tlen, co oznaczamy tak:



Technicznie zagadnienie to zostało rozwiązane najracjonalniej przez prof. Mościckiego i Norwegów Birkelanda i Eydego. W obu rozwiązaniach wysoką temperaturę otrzymuje się w t. zw. łuku Volty. Jest to łuk ognisty, tworzący się między dwiema elektrodami, między którymi przepływa prąd elektryczny wtedy, gdy elektrody te zostaną od siebie odsunięte na niewielką odległość

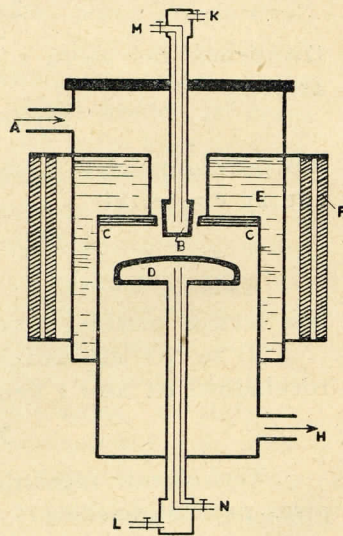
(rys. 76). Łuk taki posiada temperaturę około 3700° i tę wysoką temperaturę wykorzystujemy do połączenia azotu i tlenu na tlenek azotu. Reakcja tego łączenia jest endotermiczna; w celu więc połączenia azotu z tlenem trzeba osiągnąć możliwie wysoką temperaturę. Odwrotnie rozkład tlenku azotu na azot i tlen jest reakcją egzotermiczną, która będzie łatwo zachodziła. Żeby powstrzymać ten rozkład, należy szybko ostudzić utworzony tlenek azotu.



Rys. 76.
Łuk Volty.

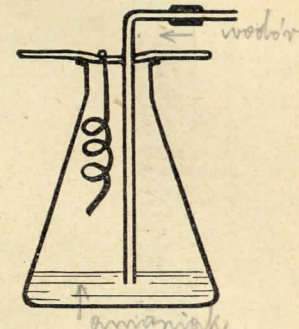
Aparatura, zbudowana przez prof. Mościckiego, przedstawia się w sposób następujący (rys. 77). Przez rurę *A* wchodzi powietrze do aparatu i tu między elektrodami *B* i *C* trafia na „pierścień płomienny“, wytworzony przez łuk elektryczny. „Pierścień“ ten powstaje wskutek szybkiego wirowania łuku elektrycznego między elektrodą *B* i otaczającą ją pierścieniem elektrodą *C*. Takie wirowanie łuku zostaje wywołane przepływem prądu stałego przez cewkę *F*, obejmującą aparat. W tym to „pierścieniu płomiennym“ pod wpływem jego wysokiej temperatury łączy się azot z tlenem na tlenek azotu. Natychmiast po wyjściu z płomienia rozżarzone gazy uderzają o silnie chłodzony wodą miedziany grzybek *D*, wskutek czego rozkład części tlenku azotu zostaje powstrzymany. Elektrody są również chłodzone wodą. Następnie NO przechodzi do przestrzeni, gdzie wobec dużego nadmiaru tlenu powietrza powstaje NO_2 . Wreszcie tlenek ten z wodą i tlenem powietrza daje kwas azotowy. Wszystkie te metody otrzymywania kwasu azotowego z powietrza w łuku elektrycznym ustępują miejsca metodom utlenienia amonjaku. Tak też pracuje największa obecnie w Polsce fabryka związków azotowych w Mościcach pod Tarnowem. Żeby zrozumieć, na jakim zjawisku oparta jest ta metoda, przeróbmy następujące doświadczenie.

Doświadczenie 65 – pokazowe. Przyrządy i materiały: zbiornik z tlenem, kolbka Erlenmeyera, rurka szklana zgięta pod kątem, drucik platynowy, pręcik szklany, podstawa żelazna z łapą i pierścieniem, siatka azbestowa, palnik, rurka kauczukowa, amonjak (stężony).



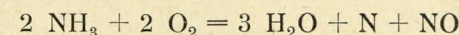
Rys. 77. Piec prof. I. Mościckiego do otrzymywania tlenków azotu (fabrykacja kwasu azotowego).

Wykonanie: Do kolbki Erlenmeyera (minimum 300 cm^3) nalewamy na dno niezbyt dużo stężonego roztworu amonjaku i przez rurkę szklaną (rys. 78) wprowadzamy słaby ale stały prąd tlenu, poczem rozżarzamy w płomieniu palnika drucik platynowy zwinięty w spiralę i, nim przestanie się żarzyć, wprowadzamy go do kolbki z amonjakiem. Drucik żarzy się dalej. Pod kolbkę stawiamy zapalony palnik, aby prędzej dopływał amonjak. Jeżeli potem drucik zaczyna się żarzyć słabiej, przerywamy ogrzewanie, zwiększamy natomiast dopływ tlenu. Jeśli dobierzemy właściwy stosunek ilości dopływającego amonjaku i tlenu, drucik rozżarza się coraz silniej, wreszcie następuje nieszkodliwy wybuch. Po wybuchu drucik znów zaczyna się rozżarzać i następuje ponowny wybuch.



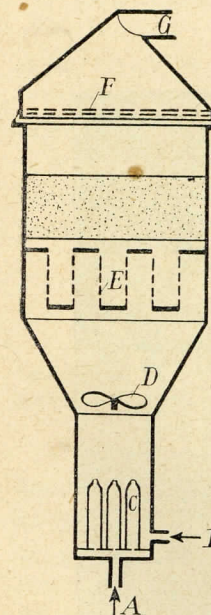
Rys. 78. Utlenianie amonjaku.

Wniosek: Amonjak może się spalać. Podczas spalania NH_3 (amonjaku) w obecności platyny, wodór zawarty w nim utlenia się na wodę, azot zaś częściowo na tlenek azotu.



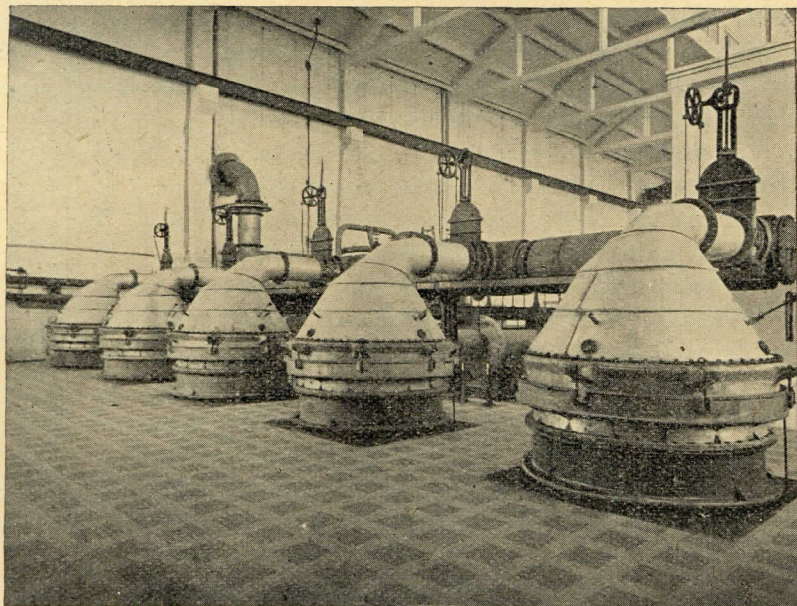
Tlenek azotu sam dalej utlenia się wobec nadmiaru tlenu na NO_2 (dwutlenek azotu), żeby wreszcie dać z wodą i tlenem powietrza kwas azotowy.

W Mościcach wytwarzają przedewszystkiem amonjak drogą syntezy, przepuszczając mieszaninę wodoru z azotem przez katalizator pod ciśnieniem 250 atmosfer w temperaturze około 500° . Otrzymany zaś amonjak utleniają powietrzem, wzbogaconem w tlen dodatkowy, lub samym tlenem w obecności platyny jako katalizatora (w aparacie Franka-Caro, rys. 79 i ryc. 80). Amonjak wchodzi do aparatu rurą *A* poprzez dysze *C* i miesza się z tlenem, wchodzącym rurą *B* za pośrednictwem nieruchomo stojącej śmigły *D*. Mieszanina ta oczyszcza się od ewentualnego pyłu na sączku *E*, przechodzi przez siatki platynowe *F* i tu amonjak utlenia się na powierzchni tego katalizatora w temperaturze prawie 900° na NO , uchodząc rurą *G*. Utlenienie NO na NO_2 i otrzymanie kwasu azotowego było już omawiane po-

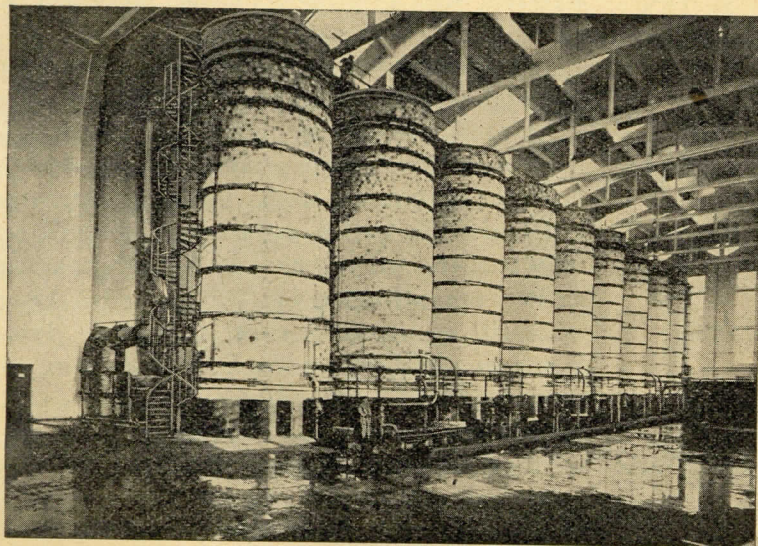


Rys. 79. Utleniacze amonjaku.

przednio. W Mościcach do pochłaniania tych tlenków stosuje się specjalne wieże pomysłu prof. Mościckiego (ryc. 81).



Ryc. 80. Utleniacze amonjaku. Mościce.



Ryc. 81. Wieże do pochłaniania tlenków azotu pomysłu prof. I. Mościckiego. Mościce.

Własności kwasu azotowego. Obserwacja: Przyjrzyjmy się, jak wygląda najbardziej stężony kwas azotowy. Jest cieczą, zwykle o zabarwieniu żółtawym wskutek zawartości tlenków azotu z częściowego rozkładu; w stanie czystym jest bezbarwny o ciężarze właściwym 1,5 raza większym, niż ciężar właściwy wody ($D = 1,52 \text{ g/cm}^3$); zapach posiada charakterystyczny, nieprzyjemny; miesza się z wodą w każdym stosunku; wrze w temperaturze 86° .

Jest najsilniejszym z wszystkich kwasów, jakie tutaj poznaliśmy.

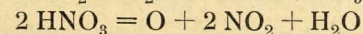
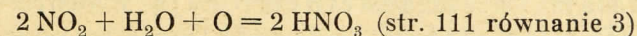
Doświadczenie 66 — pokazowe. Przyrządy i materiały: próbówka z trudno topliwego szkła (otwór o średnicy około 3 cm), zlewka, statyw żelazny z łapką, palnik, stężony (dymiący) kwas azotowy, węgielek do rysunków), szczypce.

Wykonanie: Dużą próbówkę (otwór o średnicy około 3 cm) umocowujemy w łapce żelaznej podstawy i wstawiamy pod nią zlewkę (zabezpieczenie przed skutkami pęknięcia próbówki) (rys. 82). Do próbówki nalewamy na wysokość kilku centymetrów stężonego, dymiącego kwasu azotowego. Jeden koniec węglika wkładamy w szczypce, drugi rozżarzamy i wprowadzamy do próbówki z kwasem (wyciąg!).

Jakie zjawisko obserwujemy?

Jak można to zjawisko wytłumaczyć?

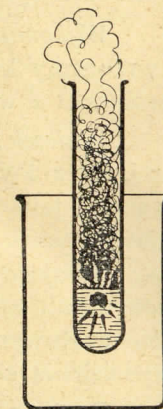
Wniosek: Ponieważ węgielek żarzy się w dalszym ciągu w kwasie azotowym, kwas ten musi łatwo oddawać swój tlen, jest więc kwasem silnie utleniającym. Jednocześnie widzimy, jak powstają w wielkiej ilości brunatne dymy z powodu rozkładu kwasu azotowego. Jest to reakcja o odwrotnym przebiegu do tworzenia się kwasu azotowego:



Doświadczenie 67 — pokazowe: Przyrządy i materiały: parownicza porcelanowa, stężony kwas siarkowy, stężony kwas azotowy, terpentyna świeżo dystalowana, pipeta, pałeczka szklana.

Wykonanie: Do parowniczkę nalewamy oprócz kilku cm^3 stężonego kwasu azotowego tyleż stężonego kwasu siarkowego. Kwasy te mieszamy z sobą bardzo ostrożnie (uważać, żeby z pałeczki kropla na coś nie upadła) i wyjmujemy pałeczkę. Do pipetki nabieramy trochę terpentyny i ostrożnie (!) wpuszczamy kilka kropel do mieszanki kwasów.

Jaki przebieg ma to doświadczenie i jak je wyjaśnić?



Rys. 82. Palenie się węgla w kwasie azotowym.

Wniosek: Doświadczenie to wskazuje, jak silnie utleniającym środkiem jest kwas azotowy, jeśli może wywołać nawet zapalenie się jakiejś substancji, jak to było z terpentyną.

Doświadczenie 68. Przyrządy i materiały: próbówki, stężony kwas azotowy (ciężar właściwy 1,4), kawałek materiału, cukier, pałeczka szklana.

Wykonanie: Do próbówki wrzucamy kawałek materiału, nalewamy nań stężonego kwasu azotowego i badamy, czy materiał uległ jakiejś zmianie. To samo przerabiamy z cukrem.

Wniosek: Kwas azotowy nie działa tak na włókno roślinne, jak kwas siarkowy (zwęglenie). Mimo to jest to najniebezpieczniejszy kwas w użyciu, rozgryza tkankę zwierzęcą, wywołując niebezpieczne oparzenia.

Doświadczenie 69. Przyrządy i materiały: próbówki, miedź, kwas azotowy (1 część stęż. + 3 części wody), palnik, papierek lakmusowy.

Wykonanie: Do próbówki nalewamy trochę kwasu azotowego i wrzucamy kawałek miedzi. Wprowadzamy zapalone łuczywko do próbówki z wytwarzającym się gazem.

Wniosek: Reakcja metali z kwasem azotowym przebiega inaczej, niż z kwasem solnym i siarkowym. Zjawisko to łatwo wytłumaczyć, jeśli weźmiemy pod uwagę, że kwas azotowy jest kwasem nietrwałym, ulegającym rozkładowi, podczas którego oddaje on część swojego tlenu metalowi. W ten sposób tworzy się tlenek metalu oraz tlenki azotu. Powstały tlenek metalu z pozostałym kwasem azotowym daje sól i wodę. Skutkiem tego nie obserwujemy wydzielania się wodoru.

Reakcja kwasów na metale. Najbardziej charakterystyczną własnością rozcieńczonych kwasów jest to, że z metalami nieszlachetnymi dają wodór.

Wodór jest więc stałym składnikiem kwasów.

Pokaz: Reakcja ta może być wyzyskana do otrzymywania większych ilości wodoru. Najchętniej reakcję tę przeprowadzamy w nadzwyczaj pomysłowym przyrządzie Holendra Kippa (rys. 83). Przyrząd ten jest podobnie zbudowany, jak gazometr (patrz tlen), różni się od niego przewężeniem dolnej części. Mamy tu tak samo lej, sięgający swą rurą aż do dna dolnej części. Gaz, zebrany w kuli środkowej, ma tylko jedno ujęcie przez rurkę 1 zamkniętą kranikiem. Z chwilą jej otwarcia gaz swobodnie uchodzi wypierany przez kwas, wchodzący od dołu pod ciśnieniem, ponieważ poziom w leju 2 jest wyższy, niż w połączonym z nim dolnym naczyniu. Kiedy kwas wypełni dolną część podstawy 3, dostaje się przez przewężenie do części środkowej 4 i trafia na cynk. Rozpoczyna się reakcja mię-

dzy metalem i kwasem dająca wodór. Kiedy chcemy reakcję przerwać, zamykamy kranik. Wytwarzający się wodór nie ma ujścia, ciśnienie na kwas, a ponieważ zbiera się go coraz większa ilość, więc wypiera ten ostatni z naczynia środkowego. Kwas pod ciśnieniem wznosi się lejem do góry. Z chwilą kiedy wszystek kwas ustąpił z kuli środkowej, cynk przestaje się z nim stykać i reakcja zostaje przerwana. Dzięki temu przyrządowi możemy w dowolnej chwili zapoczątkować lub przerwać reakcję przez odkręcenie lub zakręcenie kranika 1.

Naturalnie nasuwa się pytanie, jak długo może cynk działać na kwas, czy reakcja ta przerwie się kiedyś, i jeśli tak, co w rezultacie powstaje.

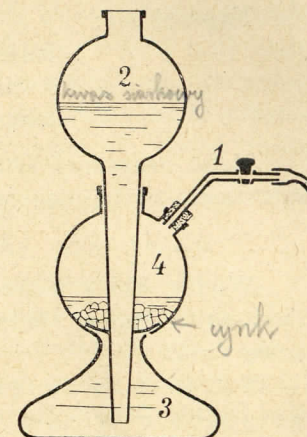
Doświadczenie 70. Przyrządy i materiały: próbówka, cynk drobno pocięty, kwas solny (1:1¹⁾, trójnóg, parownica, lejek, bibuła, nożyczki, siatka, podstawka do lejka.

Wykonanie: Do próbówki wrzucamy trochę cynku, nalewamy kilka cm^3 kwasu solnego i pozostawiamy próbówkę w spokoju, dopóki nie przejdzie najgwałtowniejsza reakcja. Gdy zobaczymy, że reakcja słabnie, podgrzewamy roztwór w próbówce.

Przez czas, w którym zachodzi reakcja, przygotowujemy sobie sączonek z bibuły i wkładamy go do lejka. Przez ten sączonek przesączamy do parownicy ciecz, którą otrzymaliśmy z reakcji cynku na kwas solny. Na sączku pozostają nieużyty cynk i zanieczyszczenia cynku, na które kwas nie działa. Przesącz, t. j. to co przechodzi przez sączonek do parownicy, odparowujemy na niezbyt silnym płomieniu, uważając, żeby w momencie, kiedy na dnie parownicy powstaje osad, przerwać ogrzewanie.

Wniosek: Podczas reakcji działania kwasu na metal otrzymujemy wodór i substancję, która jako nietopna pozostaje po odparowaniu wody. Mieliliśmy dwie substancje przed reakcją i otrzymujemy dwie po reakcji. Stąd reakcja ta nie może być reakcją syntezy, ponieważ liczba substancji, otrzymanych przez nas po reakcji, nie jest mniejsza, niż była przed reakcją. Nie jest to też reakcja analizy, gdyż w tym wypadku liczba substancji byłaby większa, a tego tu nie mamy.

Reakcja wymiany. Jest to trzeci typ reakcji, tak zwana reakcja wymiany lub podstawienia, polegająca na tem, że



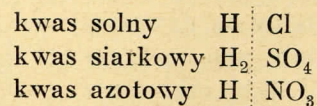
Rys. 83. Przyrząd Kippa.

¹⁾ 1 część stężonego kwasu na 1 część wody.

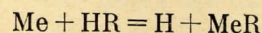
jeden pierwiastek zajmuje miejsce innego pierwiastka, albo (jak też często mówimy) zastępuje lub wymienia inny pierwiastek.

Ponieważ wodór jest stałym składnikiem kwasów, więc możemy dla nich przyjąć ogólny wzór HR. We wzorze tym „R” oznacza resztę pierwiastków, jakie wchodzi w skład kwasów poza wodorem.

Naprzykład:



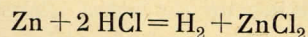
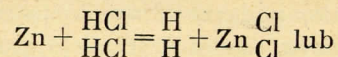
Metal oznaczmy symbolem Me i całą reakcję będziemy mogli przedstawić następującym równaniem:



Wodór, który wchodzi w skład kwasu, został zastąpiony (wymieniony) metalem. Jednocześnie tworzy się związek MeR, noszący nazwę soli.

Sól jest to związek, który powstaje z kwasu przez zastąpienie w nim wodoru metalem.

Wróćmy do przykładu, przerobionego w ostatnim doświadczeniu, t. j. do działania cynku na kwas solny. Ujmijmy to działanie w równanie, pamiętając o tem, że cynk według naszych badań jest pierwiastkiem dwuwartościowym (str. 94).



Odczytajmy to: każdy atom cynku, działając na dwie cząsteczki kwasu solnego (kwasu chlorowodorowego), daje cząsteczkę wodoru i cząsteczkę chlorku cynku (połączenie samego chloru z cynkiem), który jest solą.

Podczas działania metalu na kwas azotowy następuje reakcja uboczna, komplikująca cały proces. Mimo to powstaje w tej reakcji również sól.

Zastosowanie kwasu azotowego. Kwas azotowy ma w przemyśle i technice bardzo duże zastosowanie. Służy on do otrzymywania barwników do włókien i tkanin, jako silny środek utleniający, do trawienia metali i klisz drukarskich, do otrzymywania soli, które w rolnictwie odgrywają pierwszorzędą rolę jako nawozy sztuczne i wreszcie do fabrykacji wszystkich nowoczesnych środków wybuchowych. Jak widzimy, kwas azotowy odgrywa pierwszorzędą rolę dla dobrobytu i obrony państwa. Nic też dziwnego, że z chwilą, kiedy na czele Państwa naszego stanął człowiek, zdający sobie

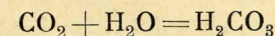
sprawę z ważności tego zagadnienia, prof. I. Mościcki, powstała z Jego inicjatywy wielka fabryka związków azotowych, którą ku uczczeniu Jego zasług nazwano „Mościce”. O głównych procesach, jakimi posługuje się ta fabryka przy otrzymywaniu amonjaku i kwasu azotowego, była już mowa wyżej.

Kwas węglowy. Mówiąc o kwasach, wspominaliśmy, że oprócz kwasów mocnych mamy cały szereg innych kwasów, aż do takich, które już nie działają na nasze nerwy smakowe. Wśród tych słabszych kwasów na wyróżnienie zasługuje kwas węglowy, ponieważ znajduje się on we wszystkich wodach naturalnych; w przyrodzie spotykamy również duże ilości związków-soli, które mogą być z kwasu tego otrzymane.

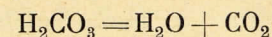
Kwas węglowy jest kwasem tlenowym.

Przypomnijmy sobie, jak otrzymuje się takie kwasy.

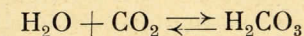
Obserwacja. Weźmy odrobinę wody sodowej, spróbujmy jej smak i zanurzymy w niej niebieski papier lakmusowy. Jaki smak ma woda sodowa, jak się w niej zabarwia niebieski papier lakmusowy? Wiemy dobrze, co to jest woda sodowa, gdyż mówiliśmy o tem przy dwutlenku węgla. Ponieważ tlenki niemetalu z wodą dają kwasy, nie więc dziwnego, że z dwutlenku węgla i wody tworzy się również kwas — kwas węglowy.



Jeśli możemy go tak pić bezkarnie, to dlatego, iż kwas węglowy jest bardzo słabym kwasem. Poza tem związek ten jest nie trwały, rozpadający się łatwo na składniki, z których powstał:



W podobnych wypadkach, chcąc podkreślić w równaniu chemicznem łatwość powstawania takiego związku, jak i łatwość jego rozpadu na składniki, z których powstał, piszemy między częściami równania znak równania ze strzałkami, skierowanymi w jedną i drugą stronę.



Czy dwutlenek węgla znajduje się w powietrzu?

Czy dwutlenek węgla rozpuszcza się w wodzie?

Czy wobec tego wody naturalne powinny zawierać kwas węglowy?

Kwas fosforowy. Drugim bardzo ważnym kwasem, niespotykanym zresztą w przyrodzie, jest kwas fosforowy.

Sposób jego otrzymywania jest nam znany (str. 101). Kwas ten, a właściwie jego sole, odgrywają bardzo ważną rolę w przyrodzie, są nieodzowne dla rozwoju roślin, stanowią ważną część składową masy kostnej.

Sole.

Mocniejsze kwasy spotyka się w przyrodzie bardzo rzadko, natomiast sole tych kwasów są naogół bardzo rozpowszechnione. Poprzednio poznaliśmy już jeden ze sposobów otrzymywania soli. Niezawsze można go jednak stosować, natomiast częściej uciekamy się do drugiego sposobu.

Doświadczenie 71. Przyrządy i materiały: parownica, pipeta, pałeczka szklana, trójnóg, siatka azbestowa, palnik, zasada sodowa (dwumolowa), kwas solny (dwumolowy), fenolftaleina, niebieski papier lakmusowy.

Wykonanie. Na parownicę nalewamy kilka cm^3 zasady sodowej (wodorotlenku sodowego), dwie krople fenolftaleiny i dolewamy ostrożnie kwasu solnego do odbarwienia się fenolftaleiny. Papier lakmusowy nie powinien się w tym roztworze zabarwiać na czerwono. Gdyby się zabarwił, jest to dowód, że dodano za dużo kwasu, należy znów dodać kilka (może jedną) kropel zasady. (Podczas prób ciecze muszą być dobrze wymieszane! Nie zanurzać nieczystej pipetki do naczyń z odczynnikami!) Po doprowadzeniu roztworu do stanu, w którym będzie fenolftaleina bezbarwna, a lakmus fioletowy, odparowujemy roztwór do suchości.

Wniosek: Przez użycie odpowiednich ilości kwasu i zasady możemy roztwór doprowadzić do stanu, w którym nie wystąpi działanie zasady (fenolftaleina nie będzie zabarwiona na czerwono), ani działanie kwasu (niebieski lakmus nie zabarwia się na czerwono); mamy wtedy do czynienia z obojętnym roztworem soli. Stąd reakcję taką nazywamy reakcją zubożenia.

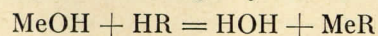
Sól tę łatwo otrzymać w stanie suchym, usuwając wodę. W danym doświadczeniu zachodzi reakcja następująca:



Z działania wodorotlenku sodowego na chlorowódz lub kwas solny otrzymujemy chlorek sodowy (sól kuchenną) i wodę.

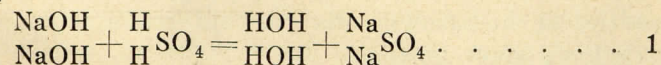
Jest to znów typowa reakcja wymiany i to podwójnej, podczas której metal sód (Na) zastępuje wodór (H) w kwasie. Wodór zaś (H) z kwasu przechodzi na miejsce metalu sodu (Na).

Jeśli chcemy tę reakcję napisać ogólnie dla wszystkich zasad i kwasów, musimy się uciec do ogólnych wzorów:



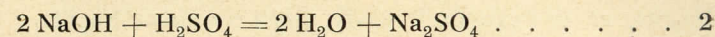
Ponieważ metal zastępuje tu wodór w kwasie, więc powstaje sól w myśl określenia, jakie przyjęliśmy poprzednio (str. 118).

Ta sama zasada sodowa z innym kwasem, na przykład siarkowym, da inną sól.



Ponieważ pierwiastek sód jest jednowartościowy (atom jego zastępuje tylko jeden atom wodoru), należy wziąć tyle cząsteczek NaOH, ile chcemy mieć atomów Na do wymiany na te 2 atomy wodoru w H_2SO_4 .

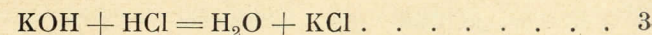
Reakcję 1 piszemy zwykle prościej:



Każda zasada z każdym kwasem daje inną sól.

Sole te mają swoje nazwy, pochodzące od nazw kwasów.

Jeśli kwas jest beztlenowy, to ponieważ po reakcji mamy sól, złożoną tylko z metalu i niemetalu, niemetal przybiera końcówkę ek.



Otrzymujemy wodę i chlorek potasu.

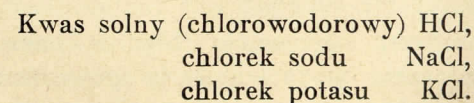
Jeśli kwas jest tlenowy, niemetal przybiera końcówkę an (czasem yn).

W reakcji więc 2 otrzymaliśmy sól, siarczan sodowy (albo siarczan sodu).

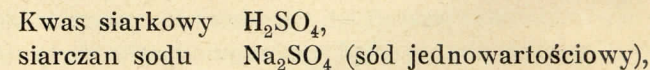
Kwas azotowy i zasada potasowa dałyby azotan potasu, kwas węglowy — sól węglan i t. d.

Ogromną ilość tych soli spotykamy w przyrodzie, wiele z nich wytwarzamy sztucznie, gdyż odgrywają one w technice, rolnictwie i lecznictwie wybitną rolę. Niema prawie wód, któreby w sobie nie zawierały soli, a są takie, w których ilości te są bardzo znaczne. Jeśli to są w dodatku sole, posiadające własności lecznicze, wykorzystujemy je w tych celach. Szczególnie południowa część Polski, Podkarpacie, obfituje w takie zdrojowiska. Wystarczy wspomnieć najbardziej znane: Krynica, Szczawnica, Morszyn, Truskawiec i t. d. W wielu wodach spotykamy sole żelaza — są to tak zwane wody żelaziste. Z zdrojowiska, posiadające zwykłą solankę, były już wspomniane przy soli kuchennej (str. 70), tam też zapoznaliśmy się z najważniejszymi własnościami i zastosowaniem tej soli.

Przy chlorkach była również omawiana sól, chlorek potasu, oraz jego zastosowanie. Zestawmy sole kwasu solnego:



Siarczany. Przejrzyjmy teraz kilka soli kwasu siarkowego czyli siarczanów.



siarczan potasu K_2SO_4 (potas jednowartościowy),
 siarczan wapnia $CaSO_4$ (wapń dwuwartościowy),
 siarczan miedzi $CuSO_4$ (miedź dwuwartościowa).

Zacznijmy od Na_2SO_4 siarczanu sodowego. Sól tę spotykamy w przyrodzie w kryształach, zawierających na jedną cząsteczkę Na_2SO_4 aż 10 cząsteczek wody, czyli o wzorze $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (siarczan sodu dziesięciowodny). Nosi ona nazwę soli glauberskiej. Spotykamy ją w wielu złożach solnych w Polsce. Znajduje się w wodach wielu źródeł leczniczych (o czym wyżej). Otrzymuje się sztucznie przy fabrykacji kwasu solnego. Ma zastosowanie do wyrobu szkła zwykłego i wodnego.

Obserwacja. Okazy gipsu, alabastru.

Siarczan wapnia $CaSO_4$ istnieje w przyrodzie zarówno bezwodny, jak i z wodą krystalizacyjną — dwuwodny, jako gips i alabaster, o wzorze $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. Jest to sól bardzo mało rozpuszczalna w wodzie. Znajduje się w ogromnych skupieniach, szczególnie na południu Polski, ale spotykamy ją wogóle wszędzie tam, gdzie są pokłady soli kamiennej (mapka str. 23). Alabaster stosuje się głównie do wyrobów galanteryjnych: na wazony, popielnice, przyciski, kałamarze i t. p. Gips natomiast najczęściej „wypala” się. Taki „wypalony” gips traci część wody, rozsypuje się na biały proszek. Jeśli ogrzewanie przeprowadzimy w temperaturze około 130—160°, to możemy po zarobieniu gipsu z wodą otrzymać mazistą masę, o bardzo ciekawych własnościach.

Doświadczenie 72. Przyrządy i materiały: plastylina, moneta, parownicza, łopatką, łyżka, gips palony.

Wykonanie: Przygotowujemy pasek z plastyliny, oklejamy nim monetę i do tak zrobionej foremki nalewamy mieszaninę gipsu i wody. Mieszaninę tę przygotowujemy w sposób następujący. Do parowniczkę nalewamy 2 części wody, wysypujemy jedną część gipsu, natychmiast mieszamy z sobą łopatką i wylewamy do foremki, którą trzeba wstrząsać, aby ułatwić wydostanie się baniek powietrza. Po chwili gips zastyga, czekamy pięć minut i „odlew” jest gotowy. (Wilgotny nie odchodzi.)

Wnioski: Gips przez ogrzewanie (błędnie nazwane wypalaniem) traci większą część wody i może ją zpowrotem przyłączyć. Zarobiony z wodą przyłącza ją i ponieważ niema już wolnej wody, cała masa „zastyga” (twardnieje).

Gips jest jedną z soli, które choć w małych ilościach, ale znajdują się stale we wszystkich wodach. Rozpuszcza się na gorąco słabiej, niż na zimno, stąd po zagotowaniu wody osiada na

ściankach naczyń, tworząc przy częstym użyciu tego naczynia kamień. Taki kamień spotykamy w kotłach parowych. Woda, zawierająca dużo gipsu i innych soli wapniowych, nosi nazwę wody twardej, taka, która ma małe ich ilości — miękkiej.

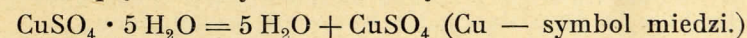
Z soli kwasu siarkowego na wzmiankę zasługuje jeszcze siarczan miedzi — sól o pięknym niebieskim zabarwieniu.

Doświadczenie 73. Przyrządy i materiały: próbówka, palnik, siarczan miedzi, łąпка.

Wykonanie: Ogrzewamy siarczan miedzi w próbówce, trzymając ją w łąpce poziomo lub nawet otworem trochę ku dołowi. Po chwili siarczan miedzi zbieleje. Pozwalamy próbówce ostygnąć w takim położeniu, poczem ustawiamy ją pionowo, aby krople wody, znajdujące się na ściance, spłynęły na białą pozostałość.

Jakie zjawisko obserwujemy?

Wniosek: Ogrzewane kryształy siarczanu miedzi wydzielają wodę i rozsypują się na biały proszek, który w zetknięciu z wodą daje znów substancję pierwotną. Mamy tu do czynienia z siarczanem miedzi pięciowodnym i bezwodnym:



Ten bezwodny siarczan miedzi może służyć jako odczynnik na wodę, gdyż w zetknięciu z małymi nawet jej ilościami zabarwia się na niebiesko. Wszędzie tam, gdzie będziemy chcieli zbadać, czy w danej cieczy jest woda, zadamy ciecz tę bezwodnym siarczanem miedzi. Jeśli po pewnym czasie zabarwi się na niebiesko, będziemy mieli dowód, że jest tam woda; w przeciwnym razie możemy daną ciecz uważać za bezwodną.

Siarczan miedzi stosuje się do przyrządzenia cieczy, niszczących szkodniki w sadach owocowych.

Węglany. Przejrzyjmy teraz sole kwasu węglowego — węglany.

Kwas węglowy H_2CO_3 ,

węglan sodu Na_2CO_3 (sód jednowartościowy),

węglan potasu K_2CO_3 (potas jednowartościowy),

węglan wapnia $CaCO_3$ (wapń dwuwartościowy).

Węglan sodowy albo soda spotyka się w handlu jako kryształiczna (dziesięciowodna) lub też bezwodna (bielidło). Obie odmiany mają szerokie zastosowanie: do prania i szorowania, do otrzymywania szkła zwykłego i wodnego oraz sody żrącej.

Sodę, zarówno jak i pokrewny jej związek węglan potasowy, albo tak zwany potaż, otrzymywano z popiołu wielu roślin. Dziś metody te są prawie zarzucone.

Najważniejszym z węglanów jest węglan wapniowy. Sól tę spotykamy w dużych ilościach w przyrodzie pod ogólną nazwą

wapienia. Wapień tworzy złoża kredy, marmuru i skały wapienne. W najczystszej formie spotykamy skały wapienne w paśmie krakowsko-wieluńskim i dokoła gór Świętokrzyskich, choć nie brak ich na Podkarpaciu. Marmury spotykamy koło Krzeszowic, między Kielcami i Chęcinami, i na Podolu około Kamieńca. Biała kreda występuje w Lubelskiem (Chełm), na Wołyniu, na Podolu i na Wileńszczyźnie.

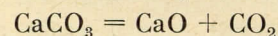
Doświadczenie 74. Przyrządy i materiały: szczypce, marmur (wapień), palnik (dmuchawka), parownica, czerwony papierek lakmusowy.

Wykonanie: Do silnego płomienia (lepiej dmuchawki) wsuwamy koniec kawałka marmuru, który trzymamy w szczypcach. Koniec ten powinien się rozpalić do białości. Po ostudzeniu, kładziemy go na parownicę, zwilżamy „wypalone” miejsca wodą i dotykamy się tych miejsc papierkiem lakmusowym.

Czy lakmus się zmienia i na co to wskazuje?

Wnioski: Ponieważ po dodaniu wody otrzymaliśmy zasadę, a zasady powstają z tlenków metali i wody, więc substancja, jaką otrzymaliśmy po wyprażeniu marmuru, jest tlenkiem metalu wapnia.

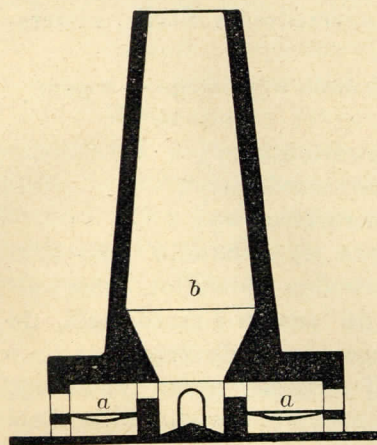
Reakcja ta przedstawia się w sposób następujący:



Podczas wyprażania uchodzi dwutlenek węgla.

Przez takie „wypalanie” otrzymuje się wapno technicznie. Piece, w których odbywa się to wypalanie, nazywają wapiennikami. W racjonalnie zbudowanych wapiennikach (rys. 84) paleniska są rozłożone dookoła części środkowej szybowej, w której znajduje się wapień. Płomień z palenisk przechodzi poprzez uwarstwiony wapień, rozżarzając go do temperatury, w której następuje wyżej opisany rozkład. Wapień wprowadzamy górnym otworem, wylotem dolnym odbieramy wapno. Tą metodą, wprowadzającą tylko płomień, otrzymuje się wapno bardzo czyste, niezanieczyszczone węglem, jak to dają inne metody. O gaszeniu wapna była mowa przy zasadach. Z takiego wapna gaszonego po dodaniu wody i piasku otrzymujemy zaprawę murarską, służącą do spajania cegieł i tynkowania murów.

Obecnie możemy też wyjaśnić, jakie przyczyny wpływają na tward-



Rys. 84. Wapiennik; a — paleniska, b — szyb wapienny.

nienie zaprawy murarskiej. Wapno gaszone jest zasadą, dwutlenek zaś węgla, znajdujący się w powietrzu, daje z wodą (parą wodną) powietrza kwas węglowy. A coż powstaje z kwasu i zasady? Otrzymuje się tu sól kwasu węglowego czyli węglan wapnia. Więc przez dostarczenie dwutlenku węgla można proces „wiązania się” zaprawy murarskiej przyspieszyć. W tym celu wstawiano do nowo-wybudowanych domów kosze żelazne z koksem, który spalając się daje dwutlenek węgla, wiążący się z wapnem na węglan (wapień).

Czy można byłoby ten proces przyspieszyć, gdyby palić w takim domu świeżo murowanym w piecach, z których gazy uchodziłyby do kominów?

Azotany. Pozostaje nam zapoznać się z niektórymi solami kwasu azotowego.

Kwas azotowy HNO_3 ,
azotan sodu NaNO_3 — saletra sodowa,
azotan potasu KNO_3 — saletra potasowa,
azotan wapnia $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — saletra wapniowa.

Z tych saletr dwie pierwsze znajdują się w przyrodzie. Saletra sodowa tworzy w bezdzdżystych okolicach Ameryki południowej w Chili i w Boliwii duże pokłady. Stąd dowożono ją do innych krajów, gdzie otrzymała też nazwę chilijskiej (czilijskiej).

Saletrę potasową spotykamy w Indjach i nazywamy ją też indyjską.

Obecnie obie te saletry oraz — wapniową (norweską), otrzymuje się sztucznie z kwasu azotowego syntetycznego.

Saletra potasowa bywa często używana do wyrobu prochu strzelniczego (czarnego) i jako środek konserwujący do tak zwanego „peklowania” mięsa.

Doświadczenie 75. Przyrządy i materiały: młódko, cegła, saletra potasowa, siarka, węgiel drzewny, łuczywko.

Wykonanie: Rozcieramy w młódku mieszaninę, złożoną z 7,5 g saletry potasowej, 1,5 g węgla i 1 g siarki. Część tej mieszaniny wysypujemy na cegłę i zapalamy długim łuczywkiem. Następuje wybuch.

Wniosek: Gwałtowne spalanie siarki i węgla następuje wskutek dużej ilości tlenu, jaką dostarcza saletra. Saletra więc może służyć jako środek utleniający.

Nawozy sztuczne. Najważniejsze jednak zastosowania posiadają te saletry, jako nawozy sztuczne.

Rozwój roślin nie może się odbywać bez pierwiastków, stanowiących nieodzowne składniki każdego organizmu roślinnego. Do

tych pierwiastków należą przedewszystkiem: węgiel, tlen, wodór, azot, siarka, fosfor, potas, magnez, żelazo. Węgiel i tlen czerpią rośliny z powietrza pod postacią dwutlenku węgla i tlenu. Wodór — z wody. Magnez, żelazo i siarkę — z gleby, gdzie napotykają wystarczającą ilość związków, zawierających te pierwiastki. Azot jest wprawdzie w powietrzu, lecz tylko nieliczne rośliny mogą go spożytkować. Są to rośliny motylkowe (np. łubin), które posiadają na korzeniach bakterje, pobierające azot z powietrza. Pozostałym roślinom trzeba dostarczyć azotu, tak zresztą jak fosforu i potasu. Dostarczamy go pod postacią różnych soli, z których azot zawierają saletry lub też siarczan amonu, związek powstający z kwasu siarkowego i amoniaku.

Ze związków fosforu największą rolę odgrywa fosforan wapniowy i specjalnie z tego związku przygotowany superfosfat oraz żużel Thomasa (tomasyna), zawierający również fosforan wapnia. Wreszcie potasu dostarczamy pod postacią soli potasowych, o których mówiliśmy już uprzednio.

Pytania: Jak otrzymuje się zasady, a jak kwasy?

Które zasady mają największe zastosowanie?

Co to są ługi żrące?

Czy znamy lotne zasady?

Jak otrzymuje się kwas siarkowy?

Dlaczego nową metodę otrzymywania kwasu siarkowego nazywamy kontaktową?

Ilościowa jest siarka w związkach H_2S , SO_2 i SO_3 ?

Jakie własności posiada kwas siarkowy?

Jak można otrzymać kwas solny?

Jakie własności posiada kwas solny?

Jak otrzymywano dawniej kwas azotowy?

Jakie podobieństwo zachodzi między otrzymywaniem kwasu solnego i azotowego dawną metodą?

Jakie są najnowsze metody otrzymywania kwasu azotowego?

Co to są kwasy tlenowe i beztlenowe?

Jakie własności posiada kwas azotowy?

Jakie cechy posiada reakcja wymiany?

Jakie są sposoby otrzymywania soli?

Jak nazywają się sole kwasu solnego, azotowego, siarkowego, węglowego i fosforowego?

Jaka sól wapniowa jest najbardziej rozpowszechniona w przyrodzie i do czego służy?

Jak otrzymuje się wapno?

Co to jest zaprawa murarska?

Dlaczego zaprawa murarska twardnieje na powietrzu?

Czy można tę reakcję „wiązania się“ zaprawy przyspieszyć?

Co to jest gips i jakie ma zastosowanie?

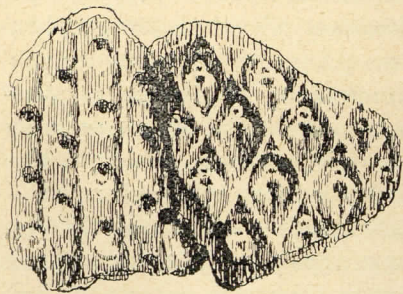
Jakie sole są używane jako nawozy sztuczne?

IX. Związki węgla.

Znaczenie gospodarcze węgla. We wstępie do chemji mówiliśmy o tem, jaką ona dziś wielką rolę odgrywa w opanowaniu i wyzyskiwaniu tajemnic przyrody dla naszych potrzeb i wygody. Wskazywaliśmy na zależność udoskonań w rozwoju środków komunikacji od postępów w dziedzinie chemji. Jako przykład podaliśmy przeobrażenia, jakim uległa lokomotywa od czasów Stephena do współczesnych parowozów pociągów błyskawicznych. Wspominaliśmy o samochodach i samolotach, o różnych urządzeniach domowych, których powstanie zawdzięczamy otrzymywanym metalom i odpowiednim stopom. A teraz wyobraźmy sobie, jak wyglądałoby to nasze życie, gdyby zabrakło jednego tylko minerału — węgla, bez którego otrzymywanie tych metali i ich stopów byłoby prawie niemożliwe. Prawda, że mamy wspaniałe lasy, któreby na pewien czas starczyły, ale jeśli zważymy, ile węgla zużywamy wewnątrz kraju, to dojdziemy do przeświadczenia, że w niedługim okresie czasu padłyby te lasy pod toporem. Przeciętnie rocznie Polska zużywa 7 milionów tonn węgla. Jest to ilość wprost olbrzymia. Gdyby jej zabrakło, większość fabryk i warsztatów musiałaby stanąć. W wielu domach wskutek drożyzny drzewa nie byłoby w zimie opału. Zagasłoby światło elektryczne i gazowe. Szczęśliwie byłyby tylko okolice, do których dochodzi gaz ziemny, i te, które posiadają spadki wód zdatne do poruszania maszyn. Huty, używając węgla drzewnego, nie mogłyby wytwarzać nawet części potrzebnego żelaza i cena jego wzrosłaby niepomniernie. To samo zresztą stałoby się i w innych gałęziach przemysłu, licząc nawet, że drzewo, choć drogie, mogłoby węgiel częściowo zastąpić. A gdyby go zabrakło, jakąż klęska groziłaby ludzkości! Cały przemysł fabryczny wstrzymany, domy bez opału. Na szczęście nie grozi nam to niebezpieczeństwo, według szacunków zapasy węgla w Polsce sięgają najmniej 70 miliardów tonn, co z bardziej wzmocnionym wywozem starczy na mniej więcej 2 000 lat. Przez 2 000 lat ma więc Polska zapewnioną możność rozwoju produkcji przemysłowej i my w domach naszych ilość węgla potrzebną na opał i do gotowania, wreszcie miasta — na oświetlenie. W Europie największe ilości węgla spotykamy w Anglii, Polsce, Niemczech, Francji, Czechosłowacji i Belgji. Polska zajmuje pod tym względem drugie miejsce. Kraje pozaeuropejskie: Stany Zjednoczone A. P., Kanada i Chiny posiadają jeszcze większe zapasy, w dodatku w Chinach prawie że nie eksploatowane.

O tem, jak sobie wyobrażamy powstanie węgla, nie będziemy tu mówili. Wszyscy słyszeliśmy o tej epoce geologicznej, w której

powstał węgiel kamienny, o ogromnych lasach ze skrzypów, widłaków i paproci, stanowiących całe pokłady i przeobrażonych w ciągu wieków na węgiel kamienny (rys. 85). Są to rzeczy równie dobrze znane, jak to, że te procesy zwęglania (przekształcania się na węgiel) ciągle jeszcze zachodzą w przyrodzie, tylko z innym oczywiście materiałem roślinnym, skutkiem czego powstają takie produkty, jak torf i węgiel brunatny.



Rys. 85. Odciski roślin okresu węglowego (Sigilarja i Lepidodendron).

Nas więcej może interesować będzie to, że olbrzymie ilości energii pod postacią ciepła i światła dochodzą od słońca do ziemi i wywołują rozwój świata roślinnego.

Zasoby tej energii są zamagazynowane w roślinach i produktach ich zwęglania.

Przez spalanie wywołujemy reakcję chemiczną egzotermiczną, podczas której ten zasób energii zmagazynowanej zostaje uwolniony

pod postacią ciepła i może być częściowo przekształcony bądź na energię ruchu: ogrzewanie kotłów maszyn parowych, bądź na energię elektryczną: ogrzewanie kotłów maszyn połączonych z prądnicami. To też ilości ciepła, jakie dają nam poszczególne gatunki węgla oraz inne materiały opałowe, nie są dla nas obojętne.

Najbardziej używane naturalne materiały opałowe są: drewno, torf, następnie węgle: brunatny, kamienny, antracyt, dalej ropa naftowa i produkty jej przerobu oraz gaz ziemny, o czym pomówimy później. Ani jedna z wyżej wymienionych odmian węgla, zarówno jak i sztucznie otrzymane: sadza, węgiel drzewny, koks, węgiel retortowy i zwierzęcy, nie są odmianami czystymi.

Naturalne odmiany węgla, czyste. Węgiel w stanie czystym spotykamy tylko pod postacią diamentu i grafitu.

1) **Dia ment** jest krystaliczną odmianą, zazwyczaj bezbarwną, przezroczystą, może być spalony w tlenie w temperaturze około 750° , dając dwutlenek węgla.

Doświadczenie 76. Przyrządy i materiały: szyba szklana, diament.

Wykonanie: Ustawiamy na szybie diament w ten sposób, aby gwiazdka, znajdująca się na oprawce, była z prawej strony. Nie przyciskając zupełnie, przesuwamy diament ku sobie. Następnie, podłożywszy palce prawie pod ryse, szybę rozciągamy i jednocze-

śnie zginamy w stronę przeciwną nacięciu. (Nie przyciskać, nie poprawiać nacięć, gdyż to psuje diament.)

Wniosek: Diament kraje z łatwością szkło, musi więc być bardzo twardy. W rzeczywistości jest to najtwardszy minerał. Czarne diamenty, t. zw. carbonados, używane są na korony do świderów, służących do wiercen twardej skały, np. granitowych, inne — na ozdoby, ponieważ załamują silnie światło. Z pośród diamentów, szlifowanych w różny sposób, największe „blaski“ rzuca brylant (rys. 86).

Małe, prawie mikroskopijne diamenciki można otrzymać sztucznie, rozpuszczając węgiel w stopionym żelazie i następnie studząc szybko.

Diamenty spotykamy w Indjach, na Borneo, w Brazylii i w Afryce południowej.

2) **Grafit** jest również krystaliczny. (Rozetrzyjmy trochę grafitu na papierze.) Jest on nieprzezroczysty, ciemnoszary, o połysku metalicznym, miękki, smolący, w dotknięciu tłusty. Grafit przewodzi dobrze prąd elektryczny.

Doświadczenie 77. Przyrządy i materiały: pokrywka od tygielka, trójnóg, trójkąt, palnik, szczypce, grafit.

Wykonanie: Małą ilość grafitu (0,1 g) prażymy przez dłuższy czas silnym płomieniem na pokrywce od tygielka.

Czy grafit ulega spalaniu?

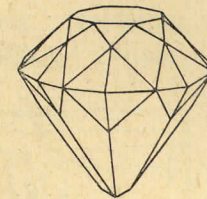
Wniosek: Grafit nie spala się w powietrzu w wysokiej temperaturze.

W rzeczywistości spala się on dopiero w czystym tlenie i to w temperaturze znacznie wyższej niż diament. Ze względu na swoje własności, ma grafit różne zastosowania. Wyrabiają z niego ołówki, tygle ogniotrwałe, smarują nim wystawione na wysoką temperaturę łożyska maszyn, używają go do polerowania, na elektrody, do metalizowania prądem elektrycznym (galwanoplastyka) i t. d.

W przyrodzie spotykamy go na Cejlonie, na Syberji, w Anglii, w Stanach Zjednoczonych A. P., w Bawarii, w Czechach, w Szwecji, w Finlandji. W Polsce na Śląsku znajdują się również niewielkie ilości grafitu. Sztucznie można go otrzymać w piecu elektrycznym.

Naturalne odmiany węgla, nieczyste.

1) **Węgiel antracytowy** (antracyt) zawiera 92 do 94% węgla. Należy do najstarszych formacji węglowych. Jest bardzo cennym materiałem opałowym, gdyż daje dużo ciepła. Zapala się jednak trudno i wymaga specjalnie silnego ciągu. Czarny, o mieniącym się, żółtawym połysku. W Polsce spotykamy go w małych ilościach na Śląsku.



Rys. 86. Brylant.

2) Węgiel kamienny zawiera 75 do 92% węgla i około 1% azotu. Dobry materiał opałowy. Spotykamy tu różne odmiany od matowo czarnych, do świecących czarnych, łupiących się warstwami. Rozróżniamy węgle kamienne chude, nie nadające się do przerobu, i tłuste: koksoownicze i gazownicze. Jest to odmiana węgla najbardziej rozpowszechniona (mówiliśmy o niej już wyżej). Jeśli idzie o Polskę, to pokłady tego węgla skupiają się głównie w zagłębiach: dąbrowskim, śląskim i krakowskim (patrz niżej na mapkę Polski).



(Według mapy Państwowego Instytutu Geologicznego, opracowanej pod kierunkiem Inż. Gór. Stefana Czarnockiego.)

3) Węgiel brunatny zawiera średnio około 60% węgla. Jest to węgiel najmłodszej formacji o odcieniu brunatnym lub brunatno-czarnym. Węgiel ten spotykamy w Ameryce, Azji, Niem-

zech, Czechosłowacji. W Polsce posiadamy dosyć dużo tego węgla w paśmie krakowsko-częstochowskim, na Podkarpaciu, w Poznańskim, na Podolu i Wołyniu, wreszcie nad granicą rumuńską. Wydobywa się go tylko pod Zawierciem.

Węgiel wydobywa się bądź z odkrywek, bądź z leżących głębiej pokładów, do których górnicy dostają się przez szyby, zbudowane w miejscach, gdzie próbne wiercenia wykryły złoża węgla. Idąc wzdłuż pochyłej warstwy węglowej, górnik wybija pochylnię, często dla komunikacji nieodpowiednią. Wtedy przebija się specjalne korytarze poziome — chodniki. Są to zresztą rzeczy znane z geografii.

Polska wydobyła w 1932 roku 29 milionów tonn węgla kamiennego.

A teraz przejdźmy do odmian sztucznych.

Odmiany sztuczne.

1) Węgiel z cukru. **Doświadczenie 78.** Przyrządy i materiały: tygiel z pokrywką, trójkąt, trójnóg, palnik, szczypce, cukier.

Wykonanie: W tygielku przykrytym i ustawionym w trójkącie na trójnogu ogrzewamy cukier, początkowo słabym płomieniem, następnie mocnym.

Jak wygląda pozostałość i co to może być?

Wniosek: Cukier, ogrzewany bez dostępu powietrza, rozkłada się, pozostawiając węgiel, który uchodzi za najczystsza odmianę sztucznego węgla. Węgiel ten jest porowaty, błyszczący, niekrystaliczny.

2) Sadza. Jest to drobno rozpylony węgiel, który powstaje podczas niecałkowitego spalania całego szeregu substancji zawierających go.

Doświadczenie 79. Przyrządy i materiały: pokrywka od tygielka, trójnóg, trójkąt, palnik, szczypce, sadza, papier, przeciek szklany.

Wykonanie: Prażymy małą ilość sadzy silnym płomieniem na przykrywce od tygielka.

Czy sadza ulega spalaniu?

Rozcieramy trochę sadzy z pokostem przecikiem na papierze.

Wniosek: Sadza, ogrzewana wobec dostępu powietrza, ulega łatwemu spalaniu. Jest czarna, matowa, nadaje się dobrze na czarne lakiery, farby drukarskie, do czarnych farb olejnych, jako cenna domieszka do kauczuku w produkcji wyrobów gumowych i t. d.

3) Węgiel zwierzęcy powstaje podczas ogrzewania bez dostępu powietrza odpadków zwierzęcych z rzeźni. Używa się go

do tych celów, co i sadza. Posiada silne własności chłonne, stąd bywa używany do odbarwiania wielu substancyj.

4) Węgiel drzewny otrzymuje się podczas suchej dystrylacji drewna. Produkt ten jest nam już znany (str. 46).

5) Koks powstaje z węgla kamiennego w gazowniach i koksowniach. Jest twardy, w dotknięciu szorstki, posiada budowę porowatą.

6) Węgiel retortowy (sztuczny grafit) tworzy się w retortach gazowni i koksowni jako produkt uboczny. Służy do lamp elektrycznych łukowych oraz do ogniw elektrycznych na elektrody.

Zastosowanie węgla. Przedewszystkiem jednak węgla używamy jako środka opałowego. Im węgiel, względnie produkty opałowe stałe, zawierają więcej węgla czystego, tem więcej dają ciepła. Czy zapalają się jednak równie łatwo?

Doświadczenie 80. Przyrządy i materiały: siatka, trójnóg, palnik, torf, węgiel brunatny, węgiel kamienny, antracyt.

Wykonanie: Kładziemy obok siebie na siatce kawałek torfu, węgla brunatnego, węgla kamiennego i antracytu. Staramy się ogrzać wszystkie te kawałki możliwie równomiernie i coraz odsuwamy płomień, żeby ułatwić dostęp powietrza. Po zapaleniu się jednego kawałka czekamy, aż się spali, i znów ogrzewamy resztę. W ten sposób układamy kolejność, w jakiej zapalają się te produkty.

Wniosek: Niewszystkie stałe produkty opałowe zapalają się jednakowo łatwo. Obserwacja wykazuje, że te, które więcej zawierają czystego węgla, zapalają się trudniej. Są to znane rzeczy z życia codziennego.

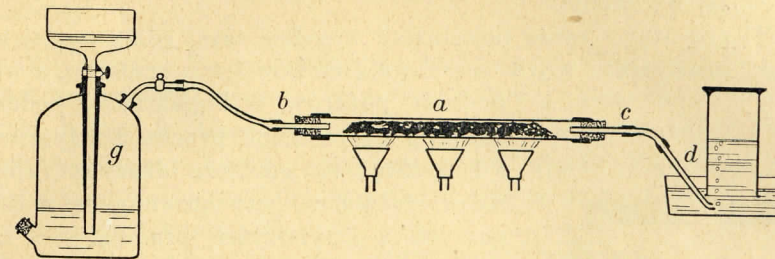
Czy paląc w piecu, zapalamy naprzód drewno, czy węgiel? Czy węgiel kamienny można wprost zapalić zapalką?

Tlenki węgla. Zaznajamiając się z niemetalami i ich tlenkami, spalaliśmy węgiel w tlenie (str. 48) i mówiliśmy, że produkt, jaki otrzymuje się podczas tego spalania, jest dwutlenkiem węgla. Dwutlenek węgla uchodzi z naszych płuc, nie jest więc dla organizmu trujący. Czemuż w takim razie ostrzega się zwykle przed niebezpieczeństwem zaccadzenia, jeśli węgiel spala się wobec złego ciągu powietrza? Czyżby podczas takiego spalania powstawał inny związek?

Doświadczenie 81 — pokazowe. Przyrządy i materiały: zbiornik z tlenem, szklany walec, wanienka, rura z trudno topliwego szkła, 2 koreczki kauczukowe do niej, węgiel drzewny, 2 rurki krótkie, rurka zagięta do zbierania gazów, 3 palniki, rurki kauczukowe.

Wykonanie: (Doświadczenie musi być wykonane pod wyciągiem!) Rurę *a* z trudno topliwego szkła długości około 50 cm wypełniamy na całej jej długości uprzednio wyżarzonym węglem drzew-

nym w kawałkach (rys. 87). Rurę zatykamy koreczkami, przez które przechodzą rurki *b* i *c*. Rurkę *b* łączymy ze zbiornikiem z tlenem, rurkę *c* — z zagiętą rurką *d*, którą wpuszczamy do wa-



Rys. 87. Otrzymywanie tlenku węgla.

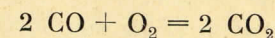
nienki z wodą. Pod rurę *a* stawiamy trzy palniki i rozpalamy znajdujący się w niej węgiel do żarzenia. Wtedy ze zbiornika *g* wpuszczamy taki strumień tlenu, żeby można było w czasie zbierania gazu w walcu odróżniać jeszcze oddzielne jego banieczki. Po napełnieniu walca gazem przestajemy ogrzewać, wyjmujemy rurkę *d* z wody i przerywamy dopływ tlenu. Do walca wprowadzamy zapalone łuczywko.

Z czego powstał ten gaz?

Czy to jest dwutlenek węgla i dlaczego?

Wniosek: Jak widzimy wobec niedostatecznego dostępu tlenu powstaje z węgla gaz palny. Jest to CO (tlenek węgla).

Tlenek węgla jest gazem bezbarwnym, bez zapachu i smaku. Pali się niebieskim płomieniem, lecz nie podsyca palenia. Spalając się, daje dwutlenek węgla:

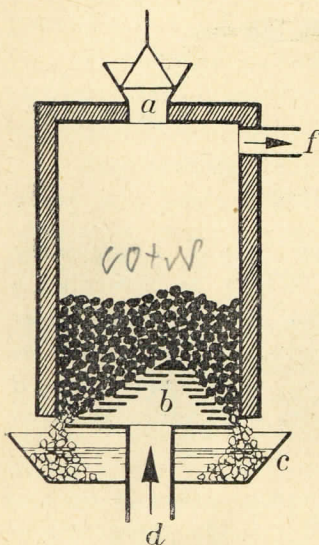


Teraz rozumiemy, co tworzy się w piecu wobec niedostatecznego dostępu powietrza. Jeśli zechcemy nasze przypuszczenia sprawdzić, zajrzyjmy do pieca, w którym węgiel prawie się wypalił. Zamknijmy dobrze drzwiczki od popielnika, żeby nie było ciągu, uchylmy drzwiczki od pieca, aby można było zajrzeć do niego i sprawdźmy, czy nie zobaczymy ponad rozżarzonym węglem owych niebieskich płomyków, jakie się tworzyły podczas spalania tlenku węgla w naszym doświadczeniu.

Ten tlenek węgla jest właśnie taki trujący. Nazywają go błędnie czadem. Czad są to gazy o charakterystycznym zapachu, powstające wobec niedostatecznego dostępu powietrza z produktów ubocznych, zawartych w węglu kamiennym. Ponieważ w tych warunkach tworzy się tlenek węgla, znajduje się on w czadzie. Nic więc dziwnego, że czad jest trujący.

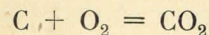
Trujące własności tlenku węgla polegają na przekształcaniu hemoglobiny w czerwonych ciątkach krwi na związek, który już nie roznosi tlenu z płuc po całym organizmie i wywołuje wskutek tego rodzaj uduszenia.

Tlenek węgla może powstawać wszędzie tam, gdzie węgiel lub związki zawierające węgiel nie ulegają całkowitemu spalaniu, a więc podczas pożarów w kopalniach, podczas spalania się w lufach prochu bezdymnego i t. d. Stąd też górnicze drużyny ratownicze, żołnierze przy karabinach maszynowych i artylerzyści, pracujący w zamkniętych pomieszczeniach (schrony, czołgi, wieże strzelnicze), muszą pracować w specjalnych maskach (hopkalitowych), pochłaniających tlenek węgla.



Rys. 88. Generator gazu powietrznego.

z wodą. Przez rurę *d* wtłaczamy powietrze. Węgiel, spalając się na ruszcie, daje dwutlenek węgla:



Dwutlenek, przechodząc następnie przez rozżarzoną warstwę leżącego wyżej węgla, daje tlenek:



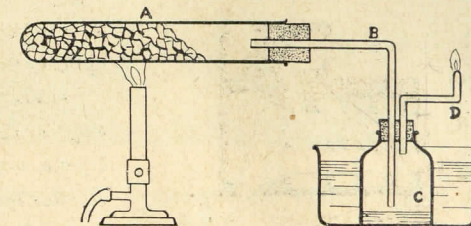
Reakcje te zachodziły również w doświadczeniu 81.

Obok tlenku węgla gaz powietrzny zawiera naturalnie azot, który znajduje się w doprowadzonym powietrzu. Gaz ten uchodzi rurą *f*.

Gaz powietrzny ma liczne zastosowania w technice, ponieważ nie zanieczyszcza pomieszczeń, w których zostaje spalany. Naprzykład gazem tym opala się piece płomienne Siemens-Martina do otrzymywania stali (str. 27), piece w hutach szklanych (str. 53), piece w hutach cynkowych (str. 62). Tlenek węgla znajduje się również w gazach, otrzymywanych podczas suchej dystalacji drewna i węgla kamiennego.

Sucha dystalacja drewna. Doświadczenie 82. Przyrządy i materiały: próbówka z trudno topliwego szkła, koreczek do niej z jednym otworem, słoik na 50 do 100 cm³, korek do niego z dwoma otworami, statyw, palnik, 2 zagięte rurki, naczynie z wodą, drewno, papierek lakmusowy.

Wykonanie: Do próbówki *A* z trudno topliwego szkła (rys. 89) wkładamy kawałki drewna, zamykamy otwór koreczkiem z przetkniętą rurką *B*. Rurka ta sięga prawie do dna słoika *C* i jest przetknięta przez korek, zamykający ten słoik. W korku tym w drugim otworze znajduje się druga rurka *D*, podwójnie zgięta o wyciągniętym końcu. Słoik *C* wstawiamy do naczynia z wodą. Próbkę *A* ogrzewamy palnikiem i po chwili, gdy słoik *C* zacznie się napełniać dymami, staramy się zapalić uchodzący przez rurkę *D* gaz, nie przestając ogrzewać próbówki *A*.



Rys. 89. Sucha dystalacja węgla kamiennego i drewna.

Gdy przestają uchodzić dymy, t. j. po całkowitem

rozłożeniu produktów stanowiących drewno i po ostudzeniu próbówki *A*, wysypujemy jej zawartość na kawałek niepotrzebnego papieru i badamy produkty, jakie powstały z drewna w próbówce *A* i w słoiku *C*. Wodnistą ciecz w słoiku badamy niebieskim papierkiem lakmusowym.

Jak wygląda i co przypomina produkt, który pozostaje w próbówce *A*?

Jak zabarwia się papierek lakmusowy i co może taką zmianę wywołać?

Wniosek: Drewno pod wpływem ogrzewania bez dostępu powietrza czyli podczas suchej dystalacji daje następujące produkty: gaz palny, kwaśny dystylat wodny i smołę w odbieralniku, wreszcie węgiel drzewny, jako pozostałość.

Najcenniejszymi produktami są tu smoła i dystylat wodny. Smoła służy do nasycania drewna w celu zabezpieczenia go od gnicia (np. podkłady kolejowe) i do otrzymywania dziegciu. Z dystylatu wodnego wyodrębniamy spirytus drzewny i kwas octowy.

Największe zakłady suchej dystalacji drewna w Polsce znajdują się w Hajnówce, na skraju puszczy Białowieskiej.

Sucha dystalacja węgla kamiennego. Doświadczenie 83. Przyrządy i materiały też same, co w poprzednim doświadczeniu, zamiast drewna — węgiel kamienny, lakmus zbędny.

Wykonanie: Doświadczenie wykonujemy tak, jak poprzednie, jedynie próbkę *a* napełniamy kawałkami drobno tłuczonego węgla.

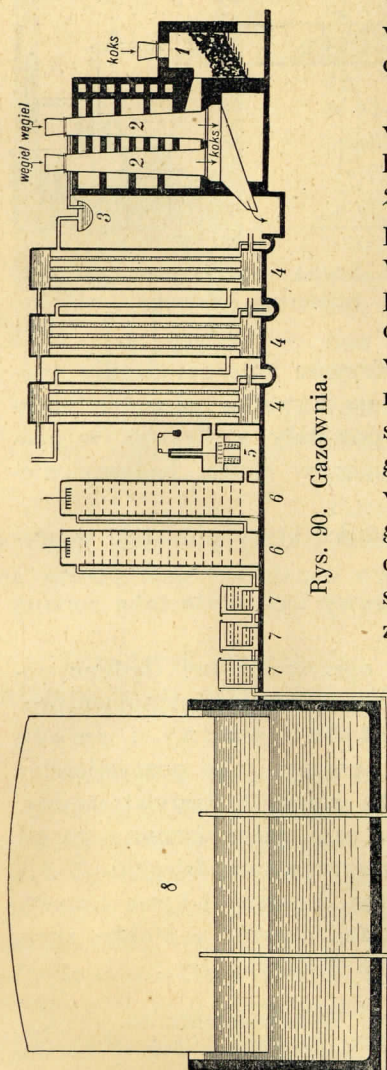
Czy uchodzący gaz pali się tu tak samo, jak poprzednio?

Wniosek: Podczas suchej dystalacji węgla kamiennego otrzymujemy podobne produkty, jak podczas suchej dystalacji drewna. Tylko gaz, otrzymany z węgla, lepiej się pali i jest go więcej; nie ma takiej ilości wodnego dystylatu, który zawiera inne produkty, i wreszcie w próbówce pozostaje inny gatunek węgla, jest to koks.

Gaz, który się przytem otrzymuje, nosi nazwę gazu węglowego (światłego). Otrzymuje się go w gazowniach i koksowniach ze specjalnych gatunków węgla.

Gazownia (rys. 90). Ogrzewanie węgla kamiennego w gazowniach odbywa się obecnie w retortach stojących 2, ogrzewanych spalającym się gazem powietrznym. Gaz ten otrzymujemy w generatorze 1 z koksu. Węgiel wysypuje się górą do retorty, po 8—10 godzinach wyrzuca się dołem koks. Gaz wraz z innymi produktami uchodzi rurą 3, gdzie częściowo skrapla się smoła. W celu szybkiego chłodzenia gazu przepuszcza się go przez chłodniki wodne 4, do których gaz wchodzi od góry, woda zaś jest tłoczona rurami od dołu. Niezależnie od tego wpuszcza się zgóry wodę do części, w której znajduje się gaz. W tych warunkach

prawie cała smoła zostaje tu strącona i wraz z nią rozpuszcza się w wodzie pewna ilość amoniaku, jaki otrzymuje się podczas tej suchej dystalacji. Żeby całkowicie usunąć unoszące się w gazie kropelki smoły, skierowuje się go do odsmalacza 5. Tu gaz przechodzi przez dziurkowane blachy i, uderzając o powierzchnię blach, pozostawia resztki smoły. W gazie jest jeszcze amoniak, który wypłukuje się wodą w wieżach (skrubarach)

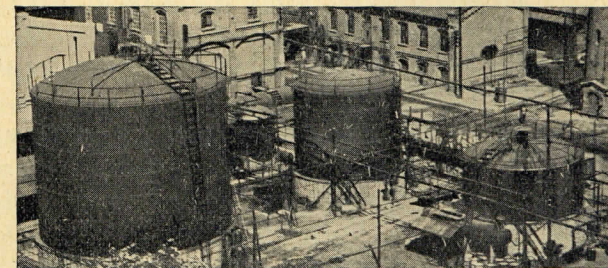


Rys. 90. Gazownia.

z sitami 6, i siarkowodór, który zostaje zatrzymany w skrzyniach 7 przez rudę ławkową, leżącą na drewnianych sitach. Oczyszczony gaz idzie do zbiornika 8 o kształcie dzwonu, zanurzonego brzegami do basenu z wodą (ryc. 91). W miarę wchodzenia gazu rurą, zbiornik podnosi się do góry. Żeby się nie przewrócił, jest ujęty w rusztowanie żelazne. Do odprowadzenia gazu na miasto służy druga rura w zbiorniku. Gdy gaz uchodzi, zbiornik opada.

Koksownia. Sucha dystalacja węgla w koksowniach jest oparta na tej samej zasadzie, co i w gazowniach. Tylko gatunek węgla musi być inny; idzie o twardy koks do wielkiego pieca, żeby się nie skruszył pod uciskiem mas rudy. Same piece z retortami też są często inne. W wielu systemach retorty otwierają się na boki. Z jednego boku ładuje się węgiel, z drugiego wyrzuca się koks (ryc. 92). Najwięcej koksowni spotykamy na Górnym Śląsku (Wielkie Hajduki, Królewska Huta, Huta Pokoju).

Ze smoły, którą otrzymuje się w gazowniach i koksowniach, wydobywa się cały szereg nadzwyczaj cennych produktów. Produkty te służą jako surowce dla wielu gałęzi przemysłu chemicznego, jak np. do fabrykacji barwników, materiałów wybuchowych, środków dezynfekcyjnych, środków leczniczych (aspiryna, salipiryna, antypiryna i inne), lakierów i t. d.



Ryc. 91. Zbiorniki do gazu węglowego. Hajduki. Górny Śląsk.



Ryc. 92. Gaszenie koksu. Huta Pokoju. Górny Śląsk.

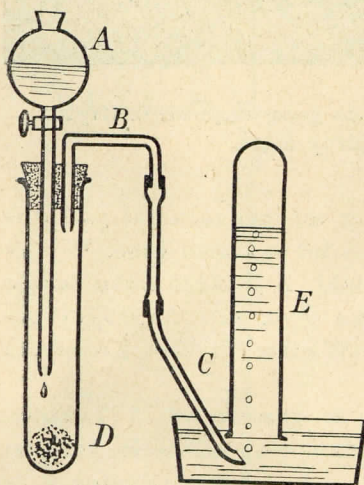
Do najbardziej znanych z tych surowców należy benzen, kwas karbolowy, naftalen i pak.

Gaz węglowy nie jest produktem jednorodnym, jest to mieszanina różnych gazów, głównie wodoru, metanu i tlenku węgla.

Węglowodory. Metan. Cóż to jest metan? Zapoznajmy się z nim bliżej.

Doświadczenie 84. Przyrządy i materiały: 3 próbówki, koreczek z dwoma otworami do próbówki, rurka zagięta, rurka do wprowadzania gazów, wanna z wodą, wkraplacz, zbiornik z tlenem, rurki gumowe, kwas solny, węglík glinu.

Wykonanie: Do próbówki dopasowujemy koreczek z dwoma otworami (rys. 93). Przez jeden przetykamy rurkę wkraplacza A,



Rys. 93. Otrzymywanie metanu.

przez drugi zagiętą kolankowo rurkę B, na którą nakładamy rurkę kauczukową z rurką do wprowadzenia gazu C. Do próbówki D nasypujemy trochę węglika glinu. Nalewamy do wkraplania rozcieńczonego kwasu solnego i odkręcamy kranik wkraplacza, żeby kwas ściekał kroplami na węglík glinu.

Po chwili, gdy już przypuszczamy, że wytwarzający się gaz wyparł z próbówki powietrze, wprowadzamy go do postawionej w wodzie i wypełnionej nią próbówki E. Po napełnieniu próbówki gazem zatykamy otwór palcem i dopiero, kiedy zbliżymy do otworu płomień, od-

suwamy palec. Drugą próbówkę napełniamy naprzód w $\frac{2}{3}$ tlenem, resztę zaś — metanem. Po napełnieniu zatykamy otwór palcem i przekręcamy kilka razy próbówkę, aby się gazy dobrze wymieszały, i przybliżywszy płomień do otworu, zapalamy je.

Jakie własności fizyczne i chemiczne posiada metan?

Czy spalanie metanu nie przypomina nam spalania jakiegoś innego gazu?

Wnioski: Metan jest gazem bezbarwnym i bez zapachu, prawie dwa razy lżejszym od powietrza w tej samej objętości. Pali się dobrze, zmieszany z tlenem — nawet wybuchowo.

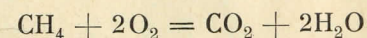
Metan nosi również nazwę gazu błotnego, ponieważ powstaje podczas gnicia produktów organicznych bez dostępu powietrza, a właśnie w błotach są najbardziej sprzyjające jego powstawaniu

warunki. W rowach, wypełnionych wodą i mułem, w stawach, zdarza się często, że z pod nóg wydobywa się dużo baniek metanu. Poza tem gaz ten spotykamy w kopalniach węgla. Widzieliśmy, jak gwałtownie spala się jego mieszanina z tlenem. Cóż więc dziwnego, że w kopalniach zmieszany z tlenem powietrza może wywoływać tak niebezpieczne wybuchy. W obawie przed nim górnicy używają znanych lampek Davy'ego. Gaz ten spotykamy także w ziemi w gazach ziemnych. Są to gazy, wydzielające się z ziemi w ogromnych ilościach w środkowej części Podkarpacia w okolicach Jasła i Krosna, Stryja (Daszawa), Kałusza i w wielu innych miejscowościach, a w szczególności w okolicach Borysławia, gdzie występują już wspólnie z ropą naftową (patrz mapka na str. 130).

Gazy te są rozprowadzane rurociągami po wszystkich miasteczkach, fabrykach i zakładach przemysłowych tamtejszych okolic i służą zarówno do opalania, jak i oświetlania.

W Polsce otrzymujemy rocznie około 450 milionów m^3 gazów ziemnych.

Metan jest połączeniem węgla i wodoru o wzorze CH_4 ; jest to węglowodór. Podczas spalania daje wodę i dwutlenek węgla:



Takich połączeń węgla z wodorem czyli węglowodorów znamy więcej. Mają one znacznie większą ilość atomów węgla i wodoru w cząsteczce niż metan. Węglowodory te spotykamy w gazach ziemnych, w ropie naftowej, w wosku ziemnym i w asfalcie.

Ropa naftowa. Najbardziej znanym produktem z wyżej wymienionych jest ropa naftowa czyli olej skalny.

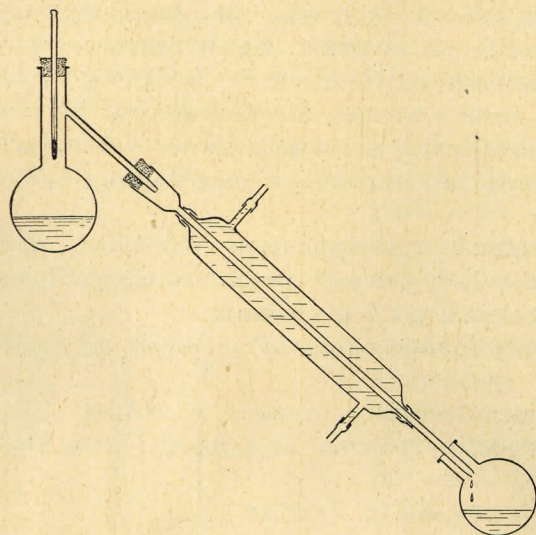
Polskie tereny roponośne rozciągają się wzdłuż Karpat od Limanowej w okolicach Dunajca aż po granicę rumuńską. Najobficiej występuje ropa w okolicach Drohobycza, Jasła i Nadwórnej.

Najbogatsze tereny roponośne posiadają Stany Zjednoczone A. P., Rosja, Ameryka południowa, Rumunja, Persja, Indje i Japonja. Produkcja światowa wyniosła w 1932 r. 180 milionów tonn. Polska w tymże roku miała 557 tysięcy tonn. Żeby zdać sobie sprawę z tego, jakie przyczyny skłaniają świat cały do wydobywania tak ogromnych ilości tego produktu, zapoznajmy się z nim i z jego własnościami.

Obserwacja. Ropa naftowa jest to ciecz o charakterystycznej woni i o zabarwieniu od żółtawego do ciemnobrunatnego.

Doświadczenie 85 — pokazowe. Przyrządy i materiały: 2 kolbki, kolba dystylacyjna, 2 korki z jednym otworem, termometr, chłodnica, rurki kauczukowe, palnik, 2 podstawy żelazne, pumeks, ropa naftowa.

Wykonanie: Do kolbki dystylacyjnej (rys. 94) nalewamy co najwyżej do połowy ropy naftowej, wrzucamy parę drobnych



Rys. 94. Dystylacja ropy naftowej.

kawałków pumeksu (w celu uniknięcia przegrzewania się i podrzucania cieczy) i zatykamy naczynie korkiem z przetkniętym przezeń termometrem dla temperatur od 40° do 310° . Następnie łączymy kolbkę za pośrednictwem korka z chłodnicą, pod której drugi koniec wstawiamy odbieralnik. Kolbę dystylacyjną i chłodnicę umieszczamy w ła-

pach statywu, poczem rozpoczynamy ogrzewanie ropy naftowej w kolbce. Po dojściu temperatury do 150° zmieniamy kolbkę odbieralnika na inną, w której zbieramy dystylat od temperatury 150° do 300° . Gdy termometr wskaże tę temperaturę, ogrzewanie przerywamy.

Wniosek: Ropa naftowa zawiera w sobie węglowodory lotniejsze i mniej lotne, które można od siebie oddzielić przez t. zw. częściową dystylację.

Pierwszy produkt, jaki wyodrębniliśmy, składający się z węglowodorów, wrzących poniżej 150° , otrzymał nazwę surowej benzyny. Następny, przechodzący w temperaturze od 150 do 300° , nazywa się surową naftą. Benzynę poddają jeszcze raz częściowej dystylacji i otrzymują z niej: eter naftowy, benzynę lekką, benzynę ciężką i ligroinę.

Produkty te mają najróżnorodniejsze zastosowanie: eter naftowy i lekka benzyna do rozpuszczania tłuszczów, żywic, kauczuku i poza tem benzyny do motorów wybuchowych samolotowych, samochodowych i innych.

W Polsce w r. 1933 wyprodukowano 42 tysiące tonn eteru naftowego i 91 tysiące tonn benzyny.

Doświadczenie 86. Przyrządy i materiały: parowniczką, benzyna, nafta.

Wykonanie: Na parowniczkę nalewamy kilka cm^3 benzyny (naczynie z benzyną zamknąć i odstawić!), zapalamy zapałkę i zanurzamy ją do benzyny.

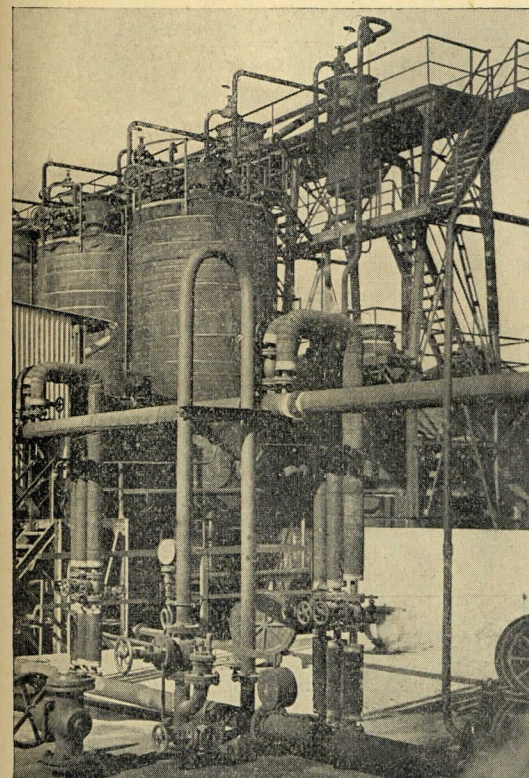
To samo przerabiamy z naftą.

Czy w obu wypadkach otrzymujemy ten sam rezultat?

Wniosek: W ścisłym związku z lotnością węglowodorów pozostaje ich zapalność. Im węglowodory są lotniejsze, tem łatwiej się zapalają. Benzyna jest bardzo łatwo palna i stąd pochodzi konieczność zachowywania wielkiej ostrożności z benzyną w pobliżu ognia. O wypadkach śmiertelnych poparzeń i wybuchach przez nieostrożność słyszy się zbyt często.

Surową naftę poddaje się jeszcze raz dystylacji (rafinowaniu), ażeby otrzymać bardziej czysty produkt.

O tem, jak wielkie znaczenie ma nafta do oświetlania mieszkań tam, gdzie niema gazu świetlnego i elektryczności, mówić chyba nie trzeba. Warto jednak wspomnieć, że pierwszym, który otrzymał naftę, był lwowianin, Ignacy Łukasiewicz (rok 1851). On też



Ryc. 95. Kolumny do dystylacji ropy naftowej. Drohobycz, Polmin.

pierwszy zbudował lampę naftową. Pierwsze oświetlenie naftowe posiadał szpital we Lwowie (r. 1853).

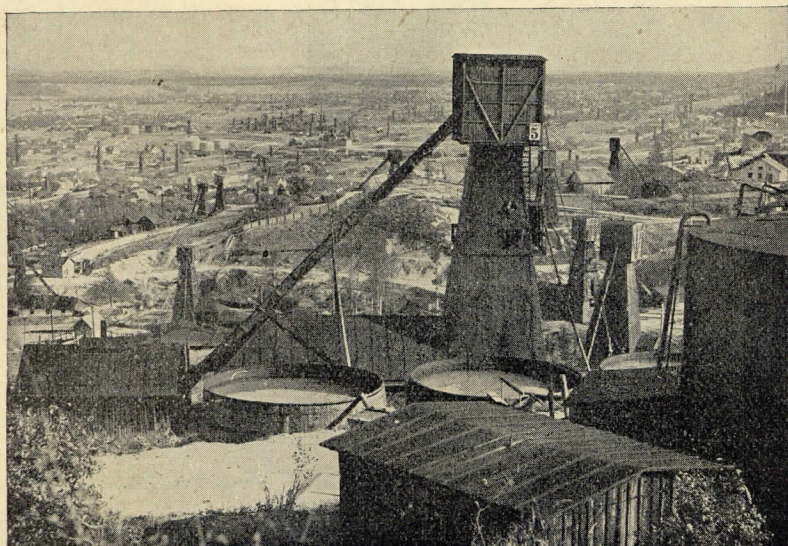
W r. 1933 nasze rafinerje wypuściły 174 tysiące tonn nafty.

Z pozostałego produktu po oddystylowaniu benzyny i nafty otrzymuje się smary maszynowe, parafinę, służącą do wyrobu świec, a także waselinę.

W roku 1933 polskie rafinerje dostarczyły na rynek światowy 80 tysięcy tonn smarów i waseliny oraz 330 tysięcy tonn parafiny i świec parafinowych.

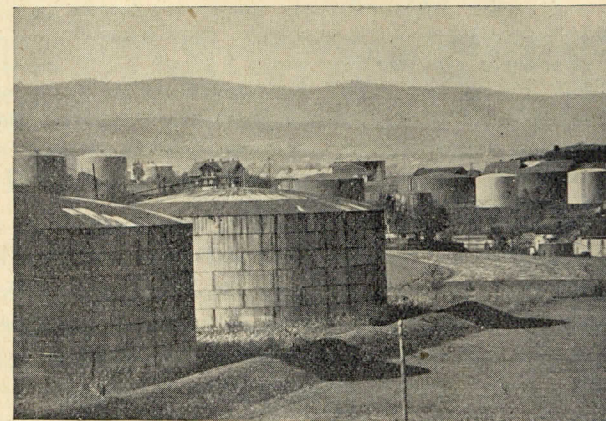
W najlepiej urządzonych rafinerjach dystalację ropy naftowej przeprowadza się w kolumnach dystalacyjnych (ryc. 95), w których panuje na dole wyższa temperatura, wyżej zaś — niższa. Wskutek tego najlotniejsze produkty dochodzą do samej góry i tu dostają się do rur, leżących na górze, mniej natomiast lotne — przechodzą rurami niżej położonemi.

Pozostaje jeszcze do omówienia budowa szybów naftowych. Wiercenia robi się u nas metodą kanadyjską zapomocą świdra o kształcie dłóta. Na miejscu, gdzie ma się rozpocząć wiercenie, buduje się wieżę wiertniczą około 25 m wysokości (ryc. 96) i budynek, mieszczący maszynę, która na prętach stalowych podnosi wgórę dłóta, umocowane w t.zw. patronie. W pewnym momencie patron puszcza dłóta, które spadając wbija się w ziemię. Wtedy patron opuszcza się, chwytając dłóta i powtarza swą czynność. Co pewien czas dłóta wyjmują i wpuszczają „łyżkę“, t.j. czerpak, który wybiera pokruszoną ziemię i gruz skalny. W wywiercony otwór wciąga się rury, zabezpieczające szyb od zasypania. Do takiej rury wchodzi teraz dłóta trochę mniejsze, a następnie węższa



Ryc. 96. Wieże wiertnicze. Borysław.

rura, do niej znów węższy świder i t. d. Dzisiejsze szyby dochodzą do głębokości 2000 m. Obecnie zdarza się bardzo rzadko, aby ropa naftowa tryskała sama z gotowego szybu, najczęściej tłoczą ją sprężonym powietrzem. Z otworu szybu dostaje się ropa rurociągami do zbiorników (ryc. 97) lub na stacje kolejowe do nalewalni (ryc. 98).

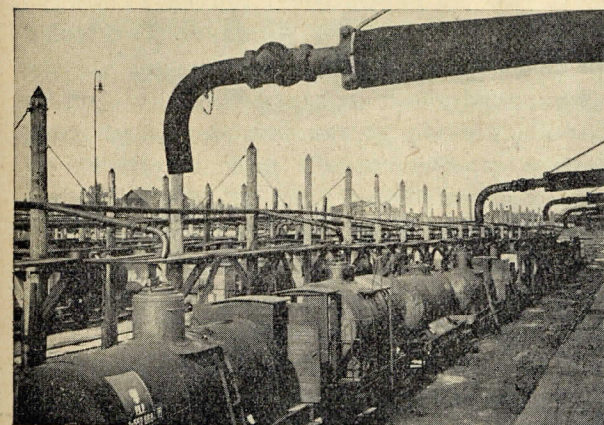


Ryc. 97. Zbiorniki (cysterny) do ropy naftowej. Borysław.

Ozokeryt i asfalt. Duże znaczenie gospodarcze posiada jeszcze wosk ziemny czyli ozokeryt, który wydobywa się niemal wyłącznie w Polsce i stąd dostarcza na rynki światowe.

Obserwacja. Okazy ozokerytu i asfaltu.

Ozokeryt przerabia się na cerezynę, produkt, zastępujący w wielu wypadkach drogi wosk pszczelny. Cerezyne służy do izo-



Ryc. 98. Nalewalnia ropy naftowej. Borysław.

lacji elektrycznych (szczególnie do kabli podmorskich), na świece, pasty do podłóg i do wyrabiania materiałów nieprzemakalnych.

Ozokeryt znajduje się w Polsce w okolicach Borysławia, Dźwinacza i Staruni (Truskawiec).

Asfaltu w Polsce niema. W Europie spotykamy go w Albanji i w niewielkich ilościach w Niemczech. Największe jego ilości znajdują się na wyspie Trinidad i w Palestynie nad morzem Martwym.

Wyrabiają z niego jezdnie, chodniki, lakiery, pokrywają dachy i t. p.

Pytania: Jakie odmiany węgla występują w przyrodzie? Jakie odmiany otrzymujemy sztucznie? Czy dostęp powietrza odgrywa rolę w tworzeniu się tlenków węgla i jaką? Jakie własności posiada tlenek węgla? Co to jest czad? Jak otrzymuje się gaz powietrzny? Jak otrzymuje się gaz węglowy? Jakie produkty otrzymuje się podczas fabrykacji gazu węglowego? Co to jest metan? Jakie związki nazywamy węglowodorami? Czy spotykamy węglowodory w przyrodzie? Na jakie produkty i jak przerabia się ropę naftową?

Cukry. Wszystkim nam jest znany cukier, który otrzymujemy z buraków. Dane historyczne wskazują na Indje, jako na miejsce, gdzie go w najdawniejszych czasach otrzymywano z trzciny cukrowej, i dlatego otrzymał nazwę trzcinowego. Pierwszy cukier do Europy przywieziony został w XV wieku. Do tego czasu używano do słodzenia miodu. Dopiero w XVIII wieku został wykryty cukier w buraku i wkrótce potem założona pierwsza cukrownia. Do rozpowszechnienia uprawy buraka cukrowego przyczynił się wybitnie Napoleon, prowadząc swą antyangielską politykę. Anglicy byli głównymi dostawcami cukru trzcinowego z kolonij. Obecnie w Europie otrzymuje się cukier trzcinowy wyłącznie z buraków.

Cukier z buraków, pociętych na wąskie strużyny, wypłukuje się gorącą wodą. Tak otrzymany roztwór gotuje się z mlekiem wapiennym w celu oczyszczenia od barwników i innych związków. Po przesączeniu czysty roztwór poddaje się działaniu dwutlenku węgla w celu wytrącenia związanego wapnia, jako węglanu wapnia (saturacja). Następnie po przesączeniu i zagęszczeniu w próżni w niskiej temperaturze, odbarwia się go raz jeszcze, sącąc przez węgiel kostny, i odparowuje w wyparnicach próżniowych aż do krystalizacji. Zastygłą masę krystaliczną roznęta się i odwirowuje krysztal od ciemnego syropu t. zw. melasy. Melasa służy jako pasza dla bydła i jako surowiec do otrzymywania alkoholu. Wykryształizowany zaś cukier o żółtem zabarwieniu rozpuszcza się i poddaje się ponownemu oczyszczeniu, t. j. rafinacji.

Cukier jest jednym z ważniejszych składników pokarmowych, nic też dziwnego, że produkcja światowa cukru jest wprost olbrzymia.

Od jesieni 1932 r. do wiosny 1933 r. wyprodukowano cukru trzcinowego 16,6 milionów tonn i cukru buraczanego 8 milionów tonn. W tym czasie w Polsce wyprodukowano 418 tysięcy tonn.

Oprócz cukru trzcinowego istnieją jeszcze inne odmiany cukru, jak np. gronowy, tak nazwany ponieważ występuje w gro-

nach winnych, owocowy, spotykany w takich owocach jak gruszki, jabłka, śliwki i t. p., mleczny — w mleku i t. d.

Obserwacja. Okazy cukrów.

Spróbujmy, czy wszystkie te cukry mają jednakowy smak, a przekonamy się, że słodycz ich nie jest jednakowa, co więcej cukier mleczny nie jest nawet słodki. Pojęcie więc chemiczne cukru nie oznacza substancji słodkiej, lecz jest związane z innymi własnościami, które będziemy musieli poznać.

Doświadczenie 87. Przyrządy i materiały: próbówka, cukier, palnik.

Wykonanie: W próbówce ogrzewamy niewielką ilość cukru ($\frac{1}{4}$ grama) i badamy, co pozostało na dnie i co osiadło na ściankach próbówki.

Na obecność jakich pierwiastków w cukrze wskazuje doświadczenie?

Wniosek: Odpowiedź na to, jakie pierwiastki wchodziły w skład cukru, nie jest trudna. Przecież na dnie próbówki pozostał węgiel, na ściankach zaś naczynia osiadła woda. Z jakich zaś pierwiastków składa się woda, to jest nam dobrze wiadome. Wszystkie cukry dają podczas ogrzewania taką samą reakcję i to jest jedna z ich cech wspólnych.

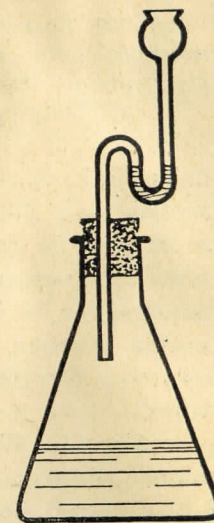
Posiadają one jeszcze i inne cechy.

Fermentacja alkoholowa. Doświadczenie 88. Przyrządy i materiały: erlenmayerka na 500 cm³, zagięta rurka bezpieczeństwa, 2 korki z jednym otworem dopasowane do kolbki, rurka zagięta dwukrotnie, rurka zgięta pod kątem ostrym, próbówka, chłodnica, cukier, azotan amonu, fosforan jednopotasowy, fosforan wapniowy, siarczan magnezowy, woda wapienna, statyw żelazny, trójnóg, siatka, łapa do statywu z łącznikiem, palnik, rurki kauczukowe.

Wykonanie: Przygotowujemy odżywkę, rozcieńczając 2,5 g azotanu amonowego, 0,25 g fosforanu jednopotasowego, 0,25 g fosforanu wapniowego, 0,25 g azotanu wapniowego i 0,25 g siarczanu magnezowego z 200 g wody.

Rozpuszczamy w erlenmayerce na 500 cm³ 25 g cukru buraczanego w 200 g wody, dodajemy 50 g przygotowanej odżywki.

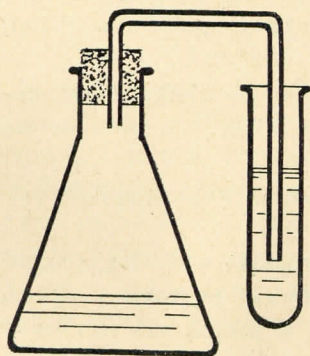
Do tej cieczy dodajemy małymi bardzo porcjami, dobrze wstrząsając, 2,5 g świeżych prasowanych drożdży (dodawanie trwa



Rys. 99. Fermentacja alkoholowa.

około 2 godzin); zamykamy kolbkę korkiem z rurką bezpieczeństwa, zawierającą kilka kropel wody, i stawiamy wszystko na przeciąg trzech dni w temperaturze 20—30° (rys. 99).

Po trzech dniach sprawdzamy, jak wygląda zawartość kolbki, czy ciecz jest wzburzona, czy też nie. Zmieniamy korek z rurką bezpieczeństwa na korek z rurką dwukrotnie zagiętą (rys. 100), której koniec wpuszczamy do próbówki z wodą wapienną. W krótkim czasie banieczki gazu zaczynają przechodzić przez wodę wapienną.



Rys. 100. Sprawdzanie obecności dwutlenku węgla podczas fermentacji alkoholowej.

Czy woda wapienna mętnieje i jaki z tego należy wyprowadzić wniosek?

Do korka w erlenmayerce wstawiamy rurkę, zgiętą pod ostrym kątem, i łączymy ją z chłodnicą. Erlenmayerkę ustawiamy na trójnogu, na siatce azbestowej, chłodnicę umocowujemy w łapie statywu i rozpoczynamy dystylację, ogrzewając ciecz w kolbce. Zbieramy jedynie pierwsze krople, które badamy na zapach i smak.

Czy na podstawie zapachu i smaku można byłoby określić otrzymaną substancję?

Wniosek: Cukier buraczany podlega pod wpływem drożdży fermentacji, dając alkohol etylowy czyli spirytus winny, przyczem wydziela się jednocześnie dwutlenek węgla. Przypomnijmy sobie, że zawsze, ile razy fermentuje jakiś słodki sok, następuje burzenie i sok nabiera mocnego smaku. Tej fermentacji alkoholowej podlegają i inne cukry, a więc gronowy i owocowy. Stąd też można z soku winogron czyli moszczu, tak jak i z soku owoców, otrzymywać ciecz, zawierającą alkohol etylowy, to jest wino.

Skrobia. W gorzelnianach, jako surowca do otrzymywania spirytusu winnego używa się nie cukru, lecz skrobi. Skrobię (czyli krochmal) potrzebną w gorzelnictwie, przygotowuje się u nas najczęściej z ziemniaków, choć otrzymuje się ją też z żyta i jęczmienia. W innych krajach ryż lub pszenica służą do jej otrzymywania.

Skrobia posiada kilka bardzo charakterystycznych reakcyj, pozwalających na jej rozpoznanie.

Doświadczenie 89. Przyrządy i materiały: próbówka, skrobia, palnik.

Wykonanie: W próbówce ogrzewamy niewielką ilość skrobi ($\frac{1}{4}$ g) i badamy, co pozostało na dnie i co osiadło na ściankach próbówki.

Na obecność jakich pierwiastków w skrobi wskazuje to doświadczenie?

Wniosek: Podczas rozkładu skrobi pod wpływem ogrzewania otrzymujemy te same produkty, które powstają podczas rozkładu cukru. I tam i tu pozostaje węgiel, i tam i tu wydziela się woda. Oba więc związki zawierają węgiel, wodór i tlen, i ostatnie dwa pierwiastki w takim stosunku, jak w wodzie, t. j. iż na każde 2 atomy wodoru przypada jeden atom tlenu.

Związki takie nazywamy węglowodanami. Wszystkie cukry i skrobia są węglowodanami.

Doświadczenie 90. Przyrządy i materiały: 2 kolbki na 250 cm³, zlewka, palnik, trójnóg, siatka, skrobia, jodyna.

Wykonanie: Rozcieramy 1 g skrobi z 20 cm³ zimnej wody i wlewamy to do 100 cm³ wrzącej wody. Otrzymany kleik skrobiowy rozcieńczamy dwukrotnie zimną wodą i dzielimy ciecz na dwie części. Jedną część studzimy, drugą ogrzewamy i do obu dolewamy po kilka kropel rozcieńczonego roztworu jodiny. Jakie obserwujemy zjawisko?

Wniosek: Skrobia daje charakterystyczną reakcję z jodem. Ta reakcja może służyć do jej wykrywania. Należy ją tylko przeprowadzać na zimno, gdyż na gorąco nie otrzymujemy ciemnoniebieskiego zabarwienia.

Skrobia daje jeszcze jedną reakcję, która ma w produkcji spirytusu i piwa bardzo ważne znaczenie.

Doświadczenie 91. Przyrządy i materiały: wanna, zlewka na 500 cm³, moździerz, trójnóg, siatka, palnik, bibuła, biała szmatka, jęczmień, skrobia.

Wykonanie: Naprzód przygotowujemy słód. W tym celu moczymy w wodzie w ciągu 24 godzin garść ziarn jęczmiennych. Po tym czasie odlewamy wodę tak, żeby ziarna nie spłynęły, nakrywamy je szmatką i pozostawiamy w chłodnym miejscu (12—15°) dopóty, dopóki wychodzące korzonki nie dojdą do długości 1 cm. Wtedy osuszamy ziarna między bibułą i obrywamy korzonki. Słód jest gotów.

Następnie przygotowujemy kleik skrobiowy, jak to czyniliśmy w doświadczeniu 90, wlewając do 100 g wrzącej wody 2 g skrobi, rozartej w 20 g wody.

Do tego kleiku o temperaturze 70° wrzucamy rozarty wyżej otrzymany słód i stawiamy w temperaturze 60° na przeciąg

$\frac{3}{4}$ godziny. W tym czasie gęsta masa skrobi ze słodem czyli zacier powinna zrobić się bardziej ciekła. Wtedy można spróbować, jaki posiada smak.

Na co wskazuje smak zacieru?

Wniosek: Skrobia scukrza się w obecności siodu. To scukrzenie jest wywołane przez pewną substancję, zawartą w siodzie. W ten sposób otrzymuje się cukier siodowy, który może być przy pomocy drożdży sfermentowany na alkohol.

Techniczne otrzymywanie alkoholu etylowego. Metoda ta ma właśnie techniczne zastosowanie w gorzelniach. Dobrze wymyte ziemniaki idą do parnika, gdzie się je rozgotowuje pod ciśnieniem pary. W tych warunkach tkanka bulwy pęka i krochmal wydostaje się z komórek. Teraz skrobia ta idzie do kadzi zaciernej, w której ogrzewa się w temperaturze około 60° wraz ze siodem, przygotowanym w sposób, zbliżony do przerabianego w doświadczeniu 91. Wreszcie kiedy krochmal scukrzy się na cukier siodowy, obniżają temperaturę zacieru do 30°, dodają drożdży i przy ich pomocy przeprowadzają fermentację alkoholową. Fermentacja zatrzymuje się z chwilą, kiedy zawartość alkoholu dojdzie do 14%.

W celu otrzymania stężonego spirytusu sfermentowaną masę czyli brzeczkę poddaje się dystalacji w specjalnych aparatach odpędowych. W ten sposób otrzymuje się 96% spirytus, który jeśli jest przeznaczony do lecznictwa czy też do picia, poddaje się powtórnej dystalacji czyli rektyfikacji.

W podobny sposób otrzymuje się piwo z tą jednak różnicą, że za produkt wyjściowy służy skrobia, zawarta w jęczmieniu, i że alkoholu nie oddystalowuje się. Ciecz ta, zawierająca do 4% alkoholu, idzie wprost do spożycia jako piwo.

Alkohol jest to ciecz o charakterystycznym zapachu i piekącym smaku, wrząca w temperaturze 78°. Dla organizmów jest trujący.

Miesza się z wodą w każdym stosunku. Bardzo dobrze rozpuszcza cały szereg substancyj i stąd posiada duże znaczenie przy wyrobach lekarstw, wyciągów, perfum, lakierów. Alkohol pali się łatwo, więc używają go do maszynek, kuchenek, lamp spirytusowych, do motorów, wreszcie w ostatnich czasach do mieszanek z benzyną zamiast czystej benzyny do motorów samochodowych.

Do spirytusu, używanego w celach technicznych, dodaje się trochę benzyny i spirytusu drzewnego oraz środków specjalnych, aby uniemożliwić jego spożycie. Spirytus taki nosi nazwę skażonego (denaturatu).

Jak produkcja cukru pociąga za sobą uprawę buraków, tak produkcja alkoholu pociąga za sobą uprawę ziemniaków.

Ze względów więc gospodarczych gorzelnictwo posiada duże znaczenie.

Polska wyprodukowała w 1933 roku 422 tysiące hektolitrow spirytusu czystego.

Błonnik. Ze związków węgla na dużą uwagę zasługuje węglowodan błonnik. Jest to jeden z najważniejszych i najbardziej rozpowszechnionych związków świata roślinnego. On to jest głównym składnikiem włókien roślinnych i błony komórkowej. Nazywają go także celulozą.

Doświadczenie 92. Przyrządy i materiały: próbówka, palnik, wata.

Wykonanie: Ogrzewamy błonnik (watę) w próbówce.

Jakie zjawisko obserwujemy?

Jakie zjawiska przypominają nam przebieg ostatniej reakcji?

Wniosek: Błonnik zachowuje się podczas ogrzewania w podobny sposób, jak inne węglowodany. Zwęglą się i wydzielą parę, która w czasie doświadczenia osiada na ściankach próbówki.

Błonnik ma wprost olbrzymie zastosowanie. W najczystszej formie spotykamy go jako włókna, wyrastające na powierzchni nasion bawełnicy i puchowca — roślin, uprawianych w gorącym klimacie. Ogromne ilości bawełny idą na różne wyroby: nici, tkaniny, przędzę, watę higroskopijną (odtłuszczone i bielone odpadki przędzy). U nas w Polsce są również rośliny, dające włókna błonnikowe, trwalsze niż bawełniane, mianowicie lniane i mniej czyste — konopne. Prócz tego w dużych ilościach wydobywa się błonnik z masy drzewnej jodły, świerka i osiki. Tartą masę drzewną wygotowują z substancjami, usuwającymi zanieczyszczenia, poczem błonnik wymywają i robią z niego tekturę. Część jej idzie na sprędaż, reszta zostaje przerabiana na papier, celon, celit, celuloid, lakiery, bawełnę strzelniczą, proch bezdymny i jedwab sztuczny.

Papier otrzymuje się z białej tektury, która zostaje rozmozczona, roztarta, błonnik znów oczyszczony, wybielony, możliwie cienko zmielony, rozproszony wodą i wylany na przesuwające się pasy wełniane. Woda przecieka przez nie, błonnik osiada, poczem zostaje wysuszony, przechodząc między gorącymi walcami, a czasem jeszcze nawijany na wałki. W r. 1932 polskie fabryki wypuściły na rynek 109 tysięcy tonn papieru.

Celit i celon wyrabia się również z błonnika przez zadawanie specjalnymi odczynnikami. Oba te produkty dają cenne lakiery, służące do pokrywania płatów w samolotach, gdyż nie podlegają działaniu wody. Wyrabiają z nich masy podobne do celuloidu, lecz trudno palne, stąd bardziej wartościowe.

Bawełna strzelnicza (piroksylina) otrzymuje się z błonnika przez poddanie go działaniu mieszaniny stężonych kwasów azotowego i siarkowego. Bawełna strzelnicza wybucha pod wpływem detonacji kapiszona. Wybuch jest tak gwałtowny, że nie sposób posługiwać się nią jako środkiem strzelniczym. Dopiero po rozpuszczeniu w acetonie i wylaniu na płyty, kiedy wyparuje aceton i piroksylina przyjmuje postać żelatynowatej masy, zwaanej prochem bezdymnym, nadaje się do celów strzelniczych.

Jedwab sztuczny jest również produktem przerobu błonnika, który poddany działaniu pewnych chemikaliów, może być przekształcony na substancję rozpuszczalną. Przeciska się ją przez włoskowate rurki. Po wyjściu z nich masa tężeje jak przędza, wydobywająca się z gruczołów pajaka lub gąsienicy jedwabnika¹⁾. Kilkanaście takich nitek razem skręconych dają dopiero nitkę wystarczającej mocy i grubości do wyrobów ze sztucznego jedwabiu. W r. 1933 polskie fabryki wytworzyły 3 600 tonn sztucznego jedwabiu wartości 34 milionów złotych.

✕ **Kwasy organiczne.** Alkohol etylowy może służyć również do wyrobu kwasu octowego. Przypomnijmy sobie, co się dzieje z sokiem, który fermentuje. Początkowo ma ostry smak alkoholu, później zaś kwaśnieje. Jest to właśnie fermentacja, która daje kwas octowy. Odbywa się ona pod wpływem bakterij octowych, znajdujących się wszędzie w powietrzu.

Technicznie przeprowadza się fermentację alkoholu na kwas octowy w kadziach o podwójnych dnach, pomiędzy którymi znajdują się wiórki bukowe (rys. 101). Na tych to wiórkach rozmnażają się szczególnie łatwo bakterie octowe. Przez kadzie przelewa się rozcieńczony (co najwyżej 10%owy) roztwór alkoholu. W tych warunkach wystarczy kilkakrotne przelanie roztworu alkoholu, aby go przemienić na kwas octowy.

151

Roztwór wodny kwasu octowego nosi nazwę octu.

Kwas octowy otrzymuje się również podczas suchej dystylacji drewna w dystylacie wodnym wraz ze spirytusem drzewnym (str. 135)

Doświadczenie 93. Przyrządy i materiały: próbówki, marmur, kwas octowy, niebieski papier lakmusowy.

Wykonanie: Do próbówki nalewamy trochę rozcieńczonego kwasu octowego i zapurzamy w nim lakmusowy papier.

Do drugiej próbówki z rozcieńczonym kwasem octowym wrzucamy kawałek marmuru.

Jakie zachowanie wykazuje niebieski papier lakmusowy, a jakie marmur?

Jakie przyczyny mogą wywoływać oba zjawiska?

Wniosek: Kwas octowy jest bezbarwny, ma ostry zapach i silnie kwaśny smak. W stanie stężonym atakuje ostro błony śluzowe, jest więc niebezpieczny.

Przypomnijmy sobie, że otrzymywaliśmy z soli chlorku sodowego kwas solny, działając na sól kwasem siarkowym; z azotanu sodowego (saletry) kwas azotowy, działając na tę sól również kwasem siarkowym. Obecnie z soli węglanu wapniowego (marmuru) działając kwasem octowym otrzymaliśmy kwas węglowy, który — jako nietrwały — rozkłada się na wodę i dwutlenek węgla (str. 119).

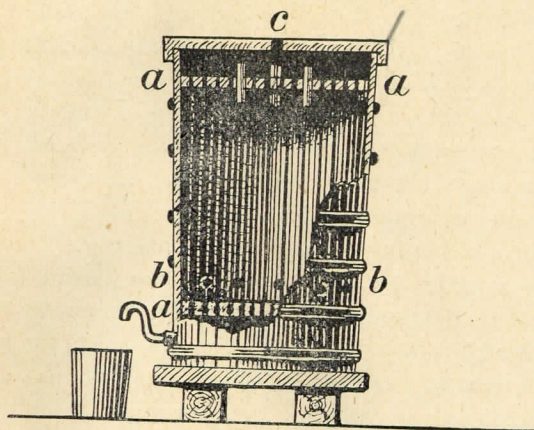
Kwas mniej lotny wytwarza z soli lotniejszy¹⁾ kwas (z którego powstała sól), jeśli reakcja zachodzi bez wody; w roztworze wodnym kwas mocniejszy wytwarza z soli słabszy (ale zawsze taki, z którego dana sól powstała).

Kwas octowy posiada duże znaczenie jako produkt techniczny. Fabrykacja barwników, farbiarstwo i przemysł chemiczny, wreszcie spożycie, zużywają poważne jego ilości.

Z innych kwasów na wzmiankę zasługuje kwas mlekowy, który powstaje podczas fermentacji mlecznej, znanej pod nazwą kwaśnienia albo zsiadania się mleka. Ten sam kwas powstaje podczas kiszenia kapusty. Również dobrze znany jest kwas cytrynowy i szczawiowy, z których pierwszy spotykamy w cytrynach, drugi zaś w szczawiu.

Ale oprócz tych znanych kwasów (o smaku zresztą wyraźnie kwaśnym) spotykamy kwasy, o których trudno byłoby powiedzieć, że są one kwasami. Do nich należą kwasy stearowy i olejowy. Ani jeden z nich nie ma smaku kwaśnego i nie poznalibyśmy, iż to są kwasy, gdyby nie to, że z zasadami dają sole. Kwas stearowy jest stały, kwas olejowy — ciekły.

¹⁾ Lotniejszy t. j. taki, który wrze przy niższej temperaturze.



Rys. 101. Kadzie do wyrobu octu; a — dna dziurkowane, b — otwory powietrzne, c — rury do przepływu powietrza.

¹⁾ Jedwab naturalny nie składa się z błonnika, lecz z pewnego gatunku białka.

Kwas stearowy jest produkowany w dużych ilościach do wyrobu świec. Otrzymuje się go z tłuszczów.

Tłuszcze. Ponieważ tłuszcze przedstawiają dużą wartość odżywczą, ponieważ z nich otrzymuje się mydła, stearynę i glicerynę, zapoznajmy się z nimi bliżej.

Wśród tłuszczów rozróżniamy roślinne i zwierzęce.

Roślinne tłuszcze dzielimy znów na dwie grupy: na stałe i ciekłe. Do stałych zaliczamy takie tłuszcze, jak np. kokosowy, palmowy, do ciekłych czyli olejów — takie jak olej rzepakowy, lniany, makowy, rycynowy, oliwa i t. p.

Tłuszcze zwierzęce również dzielimy na dwie grupy: na stałe i ciekłe. Do pierwszych zaliczamy łój, smalec, masło i t. d., do ciekłych czyli olejów — olej kostny, tran rybi i t. p.

Wszystkie tłuszcze mają ciężar właściwy mniejszy niż woda i nie rozpuszczają się w niej.

Mydło i świece. Doświadczenie 94. Przyrządy i materiały: parownicza, trójnóg, siatka, palnik, pałeczka szklana, tłuszcz kokosowy (palmowy), ług sodowy.

Wykonanie: Do parowniczkę wkładamy 5 g tłuszczu kokosowego (palmowego), dolewamy 10 cm³ stężonego wodorotlenku sodowego i gotujemy przez 15 minut, mieszając ciągle pałeczką, aby nie wykypiało. Po tym czasie dolewamy trochę wody z kilku gramami soli kuchennej, poczem zamieszawszy, odstawiamy do ostygnięcia. Zbieramy zastygłą na wierzchu masę i próbujemy, czy się mydli.

Wniosek: Tłuszcz pod wpływem zasad uległ t. zw. zmydleniu. Górna warstwa, która zastygła, jest mydłem, w dolnej, wodnej warstwie zebrał się ług sodowy, sól i gliceryna.

Mydło jest solą sodową bądź potasową kwasów, głównie stearowego i olejowego.

W ten właśnie sposób otrzymuje się mydło technicznie. Tylko że mydło może być twarde, sodowe, jeśli tłuszcz zmydlamy wodorotlenkiem sodu i miękkie (szare mydło), jeśli do zmydlenia używamy wodorotlenku potasowego. Po ugotowaniu tłuszczu z ługiem otrzymujemy klej mydlany, który wysalamy, dodając roztworu soli kuchennej. Zebrane na powierzchni mydło ziarniste wyjmują, rozgotowują w czystej wodzie i nalewają do drewnianych form. Tak otrzymują mydło surowe albo zwykłe. Po zastygnięciu mydło to wiórkują, dodają barwników i przyjemnych zapachów, i wytłaczają w formach na mydła toaletowe. Żeby się mydło dobrze pieniało, do tłuszczów zwykłych dodają tłuszczu kokosowego lub kalafonji.

Doświadczenie 95. Przyrządy i materiały: próbówki, alkohol, mydło, woda gipsowa.

Wykonanie: Do próbówki wrzucamy kawałek mydła, nalewamy pół próbówki alkoholu 95 %-owego i wstrząsamy, starając się rozpuścić mydło. Następnie część tego roztworu nalewamy do próbówki z wodą dystylowaną, resztę do próbówki z niewielką ilością wody gipsowej i obie próbówki dobrze wstrząsamy.

Jakie występują różnice w obu próbówkach?

Wniosek: Jest to rzecz dosyć znana, że miękka woda pieni się z mydłem, a twarda nie. Wiemy również, że twarda woda zawiera sole wapniowe. Do tego doświadczenia otrzymaliśmy wodę twardą sztucznie. W próbówce, gdzie był gips, nietylko niema pienia, mydła, lecz powstał biały osad. Jest to mydło wapniowe, w wodzie nierozpuszczalne. Im więcej będzie soli wapniowych, tem więcej musimy dolać mydła, żeby się przy wstrząsaniu zapieniło. Można to wyzyskać dla oznaczenia twardości wody i technika posługuje się tą metodą.

Doświadczenie 96. Przyrządy i materiały: próbówka, mydło, kwas siarkowy rozcieńczony.

Wykonanie: Kawałek mydła rozpuszczamy w gorącej wodzie. Roztwór ten studzimy i dolewamy do niego kwasu siarkowego.

Jakie zjawisko obserwujemy?

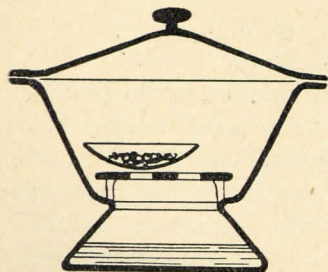
Wniosek: Mydło jest solą sodową kwasu stearowego i olejowego; z chwilą kiedy dodamy kwasu mocniejszego, zachodzi znana nam już reakcja wydzielania się kwasu słabszego, tu — kwasu stearowego i olejowego (str. 151). Po odstaniu się kwasy te można zebrać z powierzchni. Z mieszaniny można oba kwasy oddzielić od siebie. Kwas stearowy jest stały, kwas olejowy — ciekły. Przez prasowanie ciekły kwas można wycisnąć. Pozostaje stały kwas stearowy, z którego po dodaniu niewielkiej ilości parafiny (węglowodór) wyrabiają najlepsze świece.

Stearynę stapiają z niewielkim dodatkiem parafiny i wlewają do połączonych w szereg form blaszanych, zakończonych na dole stożkowato i zawierających otwór, przez który przechodzi knot. Przed napełnieniem forma zostaje ogrzana parą, po napełnieniu ostudzona zimną wodą. Jak tylko masa zakrzepnie, świece są wyciągane z formy za wystające u góry knoty. Ponieważ knoty są na dole nawinięte na szpulki, zostają przy podnoszeniu świec wciągane w formę i formy znów są gotowe do nalewania masy stearynowej.

Białko. Do składników pokarmowych, niezbędnych dla organizmu, poza wodą i solami mineralnymi, należą: węglowodany, tłuszcze i białka.

Z węglowodanami i tłuszczami zapoznaliśmy się już wyżej. Zbadajmy teraz niektóre własności białek, a przedewszystkiem ich skład.

Doświadczenie 97. Do tego doświadczenia musimy przygotować zupełnie suche białko. W tym celu bierzemy zwykle wysuszone białko kurzego jaja i wkładamy je do eksykatora.



Rys. 102. Eksykator.

Eksykator (rys. 102) jest to naczynie szklane z pokrywą dokładnie doszlifowaną do części dolnej, w której znajduje się higroskopijna substancja (silnie pobierająca wodę), jak kwas siarkowy lub odwodniony chlorek wapnia. Substancję, którą chcemy wysuszyć, stawiamy w otwartym naczyniu na płytce porcelanowej, znajdującej się w eksykatorze ponad substancją suszącą i zamykamy doszlifowaną i na szlifie natłuszczoną pokrywą. W ten sposób eksykator zostaje hermetycznie zamknięty, wilgoć z zewnątrz nie ma dostępu, we-

wnętrzną zaś pochłania wkrótce substancja susząca.

Przyrządy i materiały: próbówki, palnik, suche białko, wapno sodowane (lub wapno palone), czerwony papierek lakmusowy.

Wykonanie: 1) Ogrzewamy suche białko w próbówce.

Zapiszmy, jakie pierwiastki powinno zawierać białko.

2) Ogrzewamy w próbówce suche białko z wapnem sodowanym. Sprawdzamy, jaki przytem powstaje zapach, i badamy wydzielające się gazy zwilżonym papierkiem lakmusowym.

Na obecność jakiego pierwiastka w białku wskazuje ta reakcja?

Doświadczenie 98. Przyrządy i materiały: próbówka, suche białko, wodorotlenek sodowy rozcieńczony (dwumolowy), roztwór octanu ołowiu, roztwór kwasu octowego.

Wykonanie: Roztwór, przygotowany z 1 cm³ białka suchego i 10 cm³ wody, ogrzewamy z 5 cm³ rozcieńczonego wodorotlenku sodowego (dwumolowego) i po sklarowaniu się roztworu dodajemy trochę roztworu octanu ołowiu, a wreszcie kwasu octowego do reakcji kwaśnej.

W jakich warunkach związki ołowiu (papierek ołowiawy) czernieją (str. 64)?

Na obecność jakiego pierwiastka w białku wskazuje ta reakcja?

Wniosek: Białko ogrzewane zwęglą się i wydziela wodę, zawiera więc węgiel, wodór i tlen. Oprócz tego ogrzewane z wapnem sodowanym wydziela amonjak, związek azotu z wodorem, co wskazuje na obecność azotu w jego składzie, tak jak na obecność siarki

wskazuje ostatnia reakcja, podczas której musiał się w rezultacie wytworzyć siarkowodor, dający czarny siarczek ołowiu.

Doświadczenie 99. Przyrządy i materiały: próbówki, białko, alkohol.

Wykonanie: Roztwór białka 1 : 500 gotujemy w próbówce. Po pewnym czasie widać wyraźne białe kłaczk.

Do roztworu białka 1 : 500 dolewamy alkoholu. Tworzą się białe kłaczk.

Wniosek: Białko ścina się od gorąca i od alkoholu. Ostatnie zjawisko wykazuje szkodliwość użycia alkoholu, wywołującego ścinanie się białek w tkance, do której przeniknął.

Doświadczenie 100. Przyrządy i materiały: próbówka, białe pióra ptasie, stężony kwas azotowy.

Wykonanie: Do próbówki z kilku cm³ stężonego kwasu azotowego zanurzamy część białego pióra, wyjmujemy je ostrożnie (nie prysnąć!) i dobrze wypłukujemy w wodzie, a następnie w rozcieńczonym roztworze amonjaku.

Jak wygląda pióro po reakcji z kwasem azotowym?

Wniosek: Pod wpływem stężonego kwasu azotowego białko, z którego składa się głównie tkanka pióra, zabarwiło się na żółto. Jest to bardzo charakterystyczna reakcja na białko, t. zw. ksantoproteinowa. Dzięki niej moglibyśmy się przekonać, że nasz naskórek, włosy, paznokcie, róg zwierząt, chrząstki i t. d., są zbudowane głównie z białka.

Z tego krótkiego przeglądu najważniejszych zjawisk chemicznych, jakie się dokoła nas odbywają, wynosimy na pewno jedną cenną rzecz: zrozumienie, ile to dziwnych tajemnic przyrody kryją w sobie rzeczy, koło których przechodziliśmy obojętnie, i świadomość, że praca naukowa jest drogą, pozwalającą nam na ich zgłębienie. Pamiętajmy jednak, że niekoniecznie trzeba być naukowcem, aby móc poznać zbadane już przez naukę tajemnice i że pracując w każdej dziedzinie, możemy wiele rzeczy wiedzieć, czytając odpowiednią literaturę. Dużo wiadomości znajdziemy w książkach: „Węgiel“ i „Woda“ J. Harabaszewskiego, „Chemja w życiu codziennem“ Lassar-Cohna i w wydawnictwie „Świat i Życie“.

Wykaz pierwiastków i ich ciężarów atomowych.

Aktyn	Ac	(227)	Ilin	Il	?	Rad	Ra	225,97
Antymon	Sb	121,76	Iryd	Ir	193,1	Radon	Rn	222
Argon	Ar	39,94	Iterb	Yb	173,5	Ren	Re	(189)
Arsen	As	74,96	Itr	Y	88,93	Rod	Rh	102,9
Azot	N	14,01	Jod	J	126,93	Rtęć	Hg	200,61
Bar	Ba	137,36	Kadm	Cd	112,41	Rubid	Rb	85,45
Beryl	Be	9,02	Kasjop	Cp	175,0	Ruten	Ru	101,7
Bizmut	Bi	209,0	Kobalt	Co	58,94	Samar	Sm	150,43
Bor	B	10,82	Krypton	Kr	82,9	Selen	Se	79,2
Brom	Br	79,92	Krzem	Si	28,06	Siarka	S	32,07
Cer	Ce	140,13	Ksenon	X	130,0	Skand	Sc	45,1
Cez	Cs	132,81	Lantan	La	138,9	Sód	Na	23,0
Chlor	Cl	35,46	Lit	Li	6,94	Srebro	Ag	107,88
Chrom	Cr	52,01	Magnez	Mg	24,32	Stront	Sr	87,63
Cyna	Sn	118,70	Mangan	Mn	54,93	Tal	Tl	204,39
Cynk	Zn	65,37	Mazur	Ma	?	Tantal	Ta	181,5
Cyrkon	Zr	91,22	Miedź	Cu	63,54	Tellur	Te	127,5
Dyspros	Dy	162,46	Molibden	Mo	96,0	Terb	Tb	159,2
Erb	Er	167,64	Neodym	Nd	144,27	Tlen	O	16,00
Europ	Eu	152,0	Neon	Ne	20,18	Tor	Th	232,12
Fluor	F	19,0	Nikiel	Ni	58,69	Tul	Tu	169,4
Fosfor	P	31,02	Niob	Nb	93,5	Tytan	Ti	47,9
Gadolin	Gd	157,3	Ołów	Pb	207,21	Uran	U	238,14
Gal	Ga	69,72	Osm	Os	190,9	Wanad	V	50,95
German	Ge	72,60	Pallad	Pd	106,7	Wapń	Ca	40,07
Glin	Al	26,97	Platyna	Pt	195,23	Węgiel	C	12,0
Hafn	Hf	178,6	Polon	Po	(210,0)	Wolfram	W	184,0
Hel	He	4	Potas	K	39,1	Wodór	H	1,008
Holm	Ho	163,5	Praseodym	Pr	140,92	Złoto	Au	197,2
Ind	In	114,8	Protoaktyn	Pa	(231)	Żelazo	Fe	55,84

T R E Ś Ć.

(Liczby oznaczają strony.)

	Str.
Wstęp	3
I. Metale i powietrze	4—29
Metale	4
Stan skupienia metali	4
Wspólne cechy metali	4
Odrębne cechy metali	7
Metale i powietrze	8
Skład powietrza	10
Tlen	12
Własności tlenu	14
Proces oddychania	18
Odtlenianie	21
Metalurgia	22
Wielki piec	25
II. Metale i woda	29—41
Działanie wody na metal	29
Wodór	33
Zastosowanie wodoru	34
Płomień tleno-wodorowy	35
Elektroliza wody	36
Techniczne metody otrzymywania wodoru	37
Otrzymywanie wody	38
Synteza	39
Analiza	39
Pierwiastki i związki	40
III. Siarka, węgiel i krzem (niemetale) i ich tlenki	41—57
Siarka	41
Własności fizyczne siarki	41
Występowanie siarki	43
Otrzymywanie siarki	43
Zastosowanie siarki	45
Własności chemiczne siarki. Dwutlenek siarki	45



	Str.
Węgiel	46
Własności chemiczne węgla	48
Dwutlenek węgla	48
Występowanie dwutlenku węgla	50
Zastosowanie dwutlenku węgla	50
Krzem	51
Wyrób szkła	54
Fosfor	56
IV. Siarczki	57—64
Synteza siarczków	57
Reakcje pod względem cieplnym	59
Siarczki metali	60
Metalurgia cynku	62
Zastosowanie cynku	62
Siarkowodór	63
V. Chlor i jego związki	64—73
Chlor i jego własności	65
Zastosowanie chloru	67
Chlorki	67
Fotografia	67
Chlorek potasowy	69
Chlorek sodowy	69
Elektroliza soli kuchennej	71
Solanki	72
VI. Obrona przeciwgazowa	73—85
Istota walki chemicznej	73
Chlor jako pierwszy gaz bojowy	74
Gazy bojowe	74
Obrona przeciwgazowa	76
Obrona indywidualna. Maska przeciwgazowa	77
Aparaty tlenowe, ubrania ochronne	80
Obrona zbiorowa	81
Odkażanie terenu i obiektów	83
Obrona czynna	83
Gazy bojowe na usługach człowieka w walce ze szkodnikami	84
VII. Pojęcie o atomach i cząsteczkach, wzory chemiczne	85—96
Zjawisko fizyczne i chemiczne	85
Prawo zachowania materji	86
Prawo stałości składu	87
Teoria atomistyczna	88
Cieężar atomowy	89
Cząsteczka	91
Symbole, wzory chemiczne	92
Wartościowość	93
Obliczenia stechiometryczne	95

	Str.
VIII. Zasady, kwasy, sole	97—126
Zasady	97
Kwasy	101
Kwas siarkowy	102
Prawo wielokrotności stosunków	103
Kwas solny	106
Kwas azotowy	108
Metody techniczne otrzymywania kwasu azotowego	109
Własności kwasu azotowego	115
Reakcja kwasów na metale	116
Reakcja wymiany	117
Zastosowanie kwasu azotowego	118
Kwas węglowy	119
Kwas fosforowy	119
Sole	120
Siarczany	121
Węglany	123
Azotany	125
Nawozy sztuczne	125
IX. Związki węgla	127—155
Znaczenie gospodarcze węgla	127
Naturalne odmiany węgla, czyste	128
Naturalne odmiany węgla, nieczyste	129
Odmiany sztuczne	131
Zastosowanie węgla	132
Tlenki węgla	132
Sucha dystalacja drewna	135
Sucha dystalacja węgla kamiennego	135
Gazownia	136
Węglowodory. Metan	138
Ropa naftowa	139
Ozokeryt i asfalt	143
Cukry	144
Fermentacja alkoholowa	145
Skrobia	146
Techniczne otrzymywanie alkoholu etylowego	148
Błonnik	149
Kwasy organiczne	150
Tłuszcze	152
Mydło i świece	152
Białko	153
Wykaz pierwiastków i ich ciężarów atomowych	156
Treść	157