

T. ESTREICHER

L. TOMANEK

C H E M I A

Z D O B Y Ł A

Ś W I A T



CHEMIA  
ZDOBYŁA ŚWIAT

BIBLIOTEKA NAUKOWA  
DLA MŁODZIEŻY

TOM VIII

KRAKÓW 1938  
KSIĘGARNIA Powszechna

TADEUSZ ESTREICHER  
PROF. UNIwersYTETU JAGIELLOŃSKIEGO  
i  
LUDWIK TOMANEK



# CHEMIA ZDOBYŁA ŚWIAT

BIBLIOTEKA  
Państwowego Liceum Pedagogicznego  
w GLIWICACH  
Nr. ~~574~~

KRAKÓW 1938  
KSIĘGARNIA POWSZECHNA

I L U S T R O W A Ł  
C H A R L I E

O K Ł A D K ę P R O J E K T O W A Ł  
J Ó Z E F R A T Z K O



Est  
Chem  
544

00/54



54



S 18409

D R U K A R N I A P R Z E M Y S Ł O W A W K R A K O W I E

## NIE CZTERY — LECZ DZIEWIĘDZIESIĄT DWA.

Już bardzo dawno, już przed paru tysiącami lat, człowiek zastanawiał się nad tym pytaniem: Z czego to składa się wszystko, co nas otacza: skorupa ziemiska, planety, przedmioty najrozmaitsze, domy i narzędzia, ubiory, świat zwie-



Świat składa się z czterech żywiołów... mówił Arystoteles.

rzęcy i roślinny. Na to pytanie, które z natury swojej jest zagadnieniem chemicznym, znano jeszcze mniej więcej do końca wieków średnich następującą odpowiedź: świat składa się z czterech żywiołów, a mianowicie ziemi, wody, powie-

trza i ognia. Te cztery żywioły, z których każdy ma odrębne cechy (ziemia sucha i zimna, woda wilgotna i zimna, powietrze gorące i wilgotne, ogień gorący i suchy), z sobą zmieszane dają te najrozmaitsze ciała żywej i nieżywej substancji.

Żywioły pozostały jeszcze i dzisiaj w granicach naszych wyobrażeń. Jeszcze dzisiaj mówimy o szalejących żywiołach, opisując burzę morską, cyklony, lub wybuch wulkanu. Nikt jednak już chyba nie sądzi, żeby tylko z tych czterech składników był zbudowany cały świat. Wiadomo bowiem, że składników tych jest nie cztery, ale znacznie, znacznie więcej! I te składniki wszechświata nie nazywają się w dzisiejszej nauce żywiołami: nadano im nazwę pierwiastków; są to niby pierwsze cegły, z których natura i człowiek potrafili powznosić tyle interesujących budowli, o których będzie mowa.

Do poznania tych pierwiastków chemicy nie doszli samym tylko myśleniem, grzebaniem w starych książkach, ale doświadczeniami. Ogrzewając, oziębiając, mieszając, destylując rozmaite substancje, osiągnęli zadziwiające wyniki, z których potem wyciągali rozumne wnioski.

Idźmy w ich ślady i też zacznijmy od doświadczenia. Znacie zapewne dwuwęglan sodowy, który się nazywa też sodą jadalną. Jest to biały proszek, który można kupić w każdej drogerii, a nawet w sklepiku spożywczym, gdyż dodaje się go niekiedy do ciast, np. do pierników, celem spulchnienia ich. Również w restauracjach można widzieć starszych panów, którzy po obiedzie wysypują sobie na łyżeczkę trochę proszku i wypijają z wodą. Jest to właśnie ten dwuwęglan sodowy. Ma on obniżyć kwasotę ich żołądka i zmniejszyć nieprzyjemne palenie, oraz odbijanie, jakie wielu ludzi po jedzeniu odczuwa. My zrobimy inne doświadczenie, aniżeli ci, którzy ten proszek, zwany także i sodą czyszczoną, połykają. Nasypimy go do naczynia i podgrzejemy nad płomieniem gazowym albo spirytusowym. I patrzmy, co się teraz z tym białym proszkiem dzieje. Przede wszystkim wydziela się z niego spora ilość wody, mimo, że był całkiem suchy.



Oprócz wody wydziela on też i gaz. Przybliżymy zapalną. Zapalną gaśnie! Nie jest to więc powietrze, ani, jak można stwierdzić jeszcze innymi sposobami, gaz świetlny. Po takim dłuższym ogrzewaniu pozostaje z naszego dwuwęglanu sodowego proszek, który ma smak daleko ostrzejszy i przykrzejszy, niż pierwotnie, po prostu smak zwykłej sody, której używamy do prania. Bo też istotnie jest to soda.



Również w restauracjach można widzieć starszych panów...

Doświadczenie chemiczne, którego dokonaliśmy, nosi nazwę rozkładu czyli analizy. W tej analizie nasz dwuwęglan rozpadł się na różne substancje, oczywiście prostsze, niż pierwotnie, ale jeszcze nie najprostsze. Ot, na przykład woda. Wodę możemy jeszcze dalej rozkładać. Oczywiście w naszych warunkach, np. w kuchni, rozkładanie jej przy pomocy podgrzewania nie doprowadziłoby do rezultatu. Ale prze-

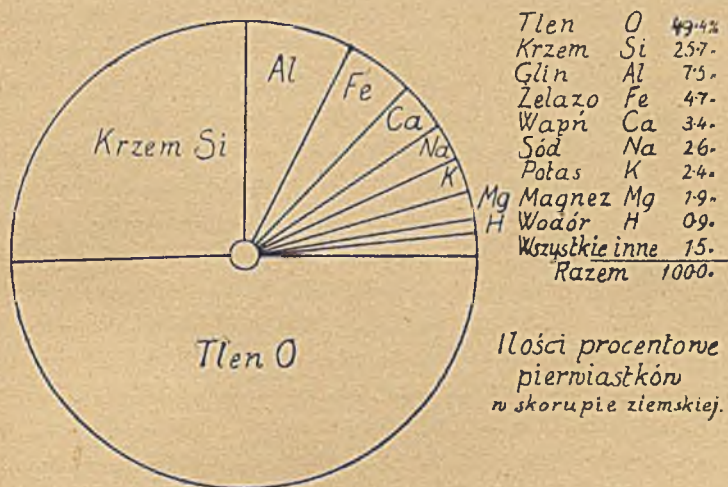
puścimy przez wodę prąd elektryczny: otrzymamy dwa gazy, jeden palący się w powietrzu, a drugi nie palący się, ale energicznie — możnaby powiedzieć entuzjastycznie — podtrzymujący palenie. Kawałeczek drzewa, ledwo tlejący, zanurzony w tym gazie, bucha natychmiast jaskrawym płomieniem. Te dwa gazy noszą nazwy: pierwszy wodoru, drugi tlenu. Oto dwa pierwiastki, które wydobyliśmy już z naszego dwuwęglanu.

Ale jedziemy dalej. Wspomniany wyżej gazowy produkt rozkładu, który gasi płonąca zapalną, jeżeli go ogrzać bardzo wysoko, do paru tysięcy stopni, rozkłada się dalej: wydziela się z niego sadza. Sadza zaś to nic innego, jak tylko węgiel, a w gazie pozostaje tlen, łatwy do stwierdzenia. Teraz zabierzmy się do dręczenia sody. Znowu zaprzęgnijmy do naszych usług prąd elektryczny. Pod wpływem tego prądu soda stopiona wydziela z siebie metal bardzo lekki, bardzo miękki, łatwo palny i żywo rozpuszczający się w wodzie, przy czym powstaje ług gryzący. Ten lekki i palny metal zwie się sód. Prócz tego z owej sody można jeszcze wydostać tlen i węgiel.

Tak więc przez skrupulatne i stopniowe rozkładanie dwuwęglanu sodu otrzymujemy cztery substancje do siebie całkiem niepodobne: wodór, tlen, węgiel i sód. Ogrzewajmy je dalej, przepuszczajmy przez nie prąd elektryczny, oziębiajmy, znęcajmy się na wszelkie dostępne nam sposoby — niczego już nie osiągniemy. Dalej nie dadzą się one rozłożyć. Uważamy, że są one z natury nierozkładalne, gdyż są zupełnie proste: że są to pierwiastki.

Badając w ten sposób wszystkie substancje, jakie tylko są nam dostępne zarówno na ziemi, jak i na gwiazdach (przy pomocy metody zwanej spektroskopią), chemicy doszli do przekonania, że więcej ich nie znajduje się w przyrodzie jak 92, choć nie wszystkie zostały bezpośrednio poznane. Z tych 92 rodzajów pierwotnej materii są utworzone te niezliczone, a tak bardzo odmienne od siebie substancje, jakie widzimy w otaczającym nas świecie.

Pierwiastków tych jest jednych - bardzo dużo, drugich - bardzo mało. Każdy z nas wie doskonale, że łatwiej o żelazo niż złoto, że więcej jest ołowiu niż srebra. Ale najwięcej jest tlenu. Ów gaz stanowi około 50% dostępnej nam skorupy ziemskiej. Jest to więc rekordzista wśród pierwiastków, o ile chodzi o obfitość jego występowania. Drugie miejsce zajmuje krzem, który jest składnikiem wielu kamieni i piasku. Krzemu jest 26%. Bardzo dużo też jest, bo około 7%, glinu, czyli



Pierwiastków jednych jest bardzo dużo, drugich bardzo mało...

aluminium. Dopiero po nim idzie żelazo (4%); daleko rzadsze są cynk, cyna, ołów, które tworzą zaledwie tysięczne procenty tej skorupy. Jeszcze mniej jest złota, srebra i platyny.

Żle by dla nas było, gdyby pierwiastki były z sobą równomiernie wymieszane. Otóż jak gdyby dla naszej wygody natura tak urządziła, iż np. rudy metali nagromadziły się w niektórych miejscach bardzo obficie, choć w innych ich nie ma. Pierwiastki te wydobywamy z owych pokładów bez wielkiego trudu. Podobnie i inne pierwiastki zbierają się niekiedy obficie w przyrodzie w pewnych warunkach, np. jod gromadzi się wcięż w roślinach morskich, a popiół ich sta-

nowi ważne źródło otrzymywania tego pierwiastka, z którego sporządza się m. i. cenne lekarstwa.

Różne własności mają te pierwiastki. Niektóre są do siebie zupełnie niepodobne jak np. tlen i sól, inne znów są do siebie mocno zbliżone, a więc np. sól i potas. Ten drugi jest również metalem bardzo lekkim, bardzo miękkim, miększym niż воск, łatwopalnym, a rozpuszcza się jeszcze gwałtowniej w wodzie, dając również ług gryzący.

Te podobieństwa i różnice pozwoliły nam dokonać podziału pierwiastków na grupy. Przede wszystkim na dwie wielkie grupy: jedną stanowią metale, które można łatwo poznać po ich charakterystycznym połysku. Są one też dobrymi przewodnikami ciepła i elektryczności. Druga wielka grupa nosi nazwę metaloidów, czyli jakbyśmy po polsku powiedzieli niby-metali, a to dlatego, że mają one te własności w małym stopniu, a niektóre w ogóle ich nie mają. Metalami są więc wymienione już sól i potas, oraz znane nam z życia: żelazo, miedź, cyna, cynk, ołów, srebro, złoto i kilkadziesiąt innych (tak, aż kilkadziesiąt). Metaloidami są oprócz wymienionych poprzednio tlenu, wodoru i węgla, jeszcze siarka, azot, fosfor, chlor, brom, jod, i kilkanaście innych.

Większość tych metaloidów nie przypomina z wyglądu metali, ale taki grafit, który jest niczym innym jak węglem, jest trochę podobny do ołowiu (ma połysk szaro-metaliczny), a jod również przypomina ołów. Jeżeli mimo to jod i grafit zaliczamy do metaloidów, to dlatego, że metale na ogół różnią się od metaloidów także i co do własności chemicznych. Mianowicie: metale połączone z tlenem dają ciała, które o ile się rozpuszczają w wodzie, tworzą substancje ługowate, smakujące jak soda lub mydło, i o własnościach żrących, jak soda żrąca, wapno gaszone. Natomiast metaloidy w połączeniu z tlenem dają związki, które rozpuszczone w wodzie tworzą roztwory kwaśne.

A co się stanie, jeżeli taki roztwór ługowaty zlejemy razem z roztworem kwaśnym? Wówczas możemy stwierdzić, że mieszanina się rozgrzewa i jeżeli tylko dobraliśmy oba roztwory w należytych stosunku, znika zarówno smak ługowaty,

jak i kwaśny, a ciecz — robi się słona! Pozostawmy taką ciecz przez pewien czas w ciepłym miejscu. Woda wyparuje, a na spodzie naczynia pozostaną kryształki o wyglądzie soli. Nie musi to być sól taka, jaką spotykamy w Wieliczce, lub w solniczce, a smak nie zawsze jest bardzo zbliżony do smaku soli wielikiej, jednak dla chemika każda substancja, która powstaje z zetknięcia się i połączenia takich dwóch płynów, z których jeden ma smak kwaśny, a drugi ługowaty, zowie się solą.

Kwasy są przeważnie łatwo lotne, połączenia tlenowe metali zaś nie. Stąd też dawniej uważano, zresztą nie całkiem słusznie, że te ostatnie połączenia są niejako podstawą tworzenia się soli, że są one ważniejsze, niż inne i stąd też nazwano je zasadami solotwórczymi, krótko zasadami. Dziś mamy nieco inne zapatrywania na tę kwestię. Zmieniliśmy poglądy, ale nie zmieniliśmy nazwy. Zasadami nadal nazywamy związki tlenowe metali z wodą. Taką zasadą jest soda żrąca, lub wapno gaszone.

Oto wstępne wiadomości, które pozwolą nam już swobodniej przystąpić do omawiania zjawisk chemicznych.

## NIEBEZPIECZNY EKSPERYMENT DR OXA.

We wstępie dowiedzieliśmy się, że tlen jest gazem, który powstał z rozkładu wody, że podtrzymuje palenie, chociaż sam się nie pali. Ale i powietrze podtrzymuje palenie. Widocznie jest w powietrzu tlen. To takie nam dzisiaj oczywiste przeświadczenie było jeszcze tajemnicą dla naszych przodków nie tylko z czasów Piastów, ale Jagiellonów i Wazów. Wprawdzie wielki artysta i uczoney włoski, żyjący w XVI w. Leonardo da Vinci utrzymywał w swoich pismach, że powietrze składa się przynajmniej z dwóch substancyj, z których tylko jedna przydaje się do oddychania, ale co innego przypuszczać, a co innego udowodnić. Dopiero w półtora wieku potem Francuz Rey i Anglik Mayow stwierdzili, że ten czynny składnik powietrza musi znajdować się i w saetrze, podobnie pod-

trzymującej palenie, jak i powietrze. W roku 1773 szwedzki chemik Scheele, a w rok później i niezależnie od niego Anglik Priestley wyodrębnili tlen w stanie czystym przez ogrzewanie tlenku rtęci, który rozpada się przy tym na tlen gazowy i rtęć. Ale tym chemikiem, który naprawdę zrozumiał rolę tlenu, był Francuz Lavoisier. Wykazał on, że tlen jest tym czynnikiem powietrza, który umożliwia spalanie i oddychanie, oraz że jest pierwiastkiem. Data ta jest epokową dla rozwoju chemii.

Różne są sposoby otrzymywania tlenu. Jeden z nich już poznaliśmy, tj. przepuszczanie prądu elektrycznego przez wodę nieco zakwaszoną. Można go też otrzymać przez ogrzewanie niektórych jego związków, które mają własność odszczepiania go w wysokiej temperaturze: w ten sposób odkrył go Priestley; obecnie wytwarza się go w laboratoriach przez ogrzewanie chloranu potasu, w przemyśle zaś przez destylację skroplonego powietrza. Będziemy o tym jeszcze mówili.

Najbardziej charakterystyczną cechą tlenu jest to, że podtrzymuje palenie. Czytelnik doda: i oddychanie. Ale dla chemika oddychanie jest tylko łagodną formą palenia, któremu towarzyszy słabe ogrzewanie bez objawów światła. Organizmy oddychając, spalają się. Że nie spalą się na popiół, pochodzi to stąd, iż organizm wciąż oddaje to ciepło na zewnątrz, a ustawiczny dowóz „środków opałowych“ w postaci pokarmu utrzymuje potrzebną równowagę.

W powietrzu tlen jest rozcieńczony czterokrotną ilością azotu, który ma za zadanie działać hamująco na proces palenia, bo tlen podtrzymuje palenie, azot zaś jak gdyby lekko gasi. W czystym tlenie spalanie przebiega bardzo energicznie: wspomnieliśmy już o palącym się w tlenie drewnianku. Podobnie też siarka, która w powietrzu pali się niebieskawym płomieniem, w tlenie bucha silnym płomieniem jasnoniebieskim. Fosfor również pali się daleko jaśniej w tlenie, wywiązując białe dymy swego połączenia tlenowego. Nawet żelazo, które rozżarzone w powietrzu tylko na powierzchni się utlenia, w tlenie pali się żywo. Jeżeli np. sprężynę zegarkową

owiniemy na końcu kawałkiem hubki (wysuszonego grzyba rosnącego na drzewach), zatlimy ją i wprowadzimy do tlenu, to żelazo zapala się od hubki i płonie sypiąc rześiste iskry, a utworzony tlenek żelaza topi się i spada kroplami.

Gdy widzimy gwałtowność palenia się w czystym tlenie, staje nam się zrozumiałą ważna rola, jaka przypada w powietrzu owemu biernemu azotowi. Bez niego każdy ogień przybrałby katastrofalne rozmiary, pożaru nie dałoby się chyba zgasić, takby się gwałtownie i szybko ogień rozprzestrzeniał. Podobnie procesy życiowe, a w szczególności oddychanie, przebiegałyby za gwałtownie ze szkodą dla organizmu.

Może niejeden z czytelników zna powieść znakomitego francuskiego autora Verne'a pt.: „Fantazja dr Ox“. Verne sam był obdarzony ogromną wyobraźnią, która jednak bujała zawsze na podstawach naukowych. Otóż w tej powieści pewien ekscentryczny a bogaty uczoney rozprowadza rurociągiem tlen po małym miasteczku i przesycą nim powietrze. I oto co się dzieje: spokojni i flegmatyczni mieszkańcy z ospałych stają się energiczni i gwałtowni. Zmianę tę spowodowało oddychanie czystym prawie tlenem. Szczęściem dla nich fabryka tlenu dziwaka wylatuje w powietrze i na tym kończy się ryzykowny eksperyment dr Oxa. Inaczej można się było spodziewać niezadługo serii katastrof pożarowych i zwiększenia śmiertelności wskutek zbyt gwałtownie przebiegających procesów życiowych.

Niekiedy jednak oddychanie tlenem jest wskazane. W chorobach piersiowych, gdy płuca zostały częściowo zżarte przez gruźlicę, tlen stanowi jeszcze niemałą ulgę dla chorego. Z tlenem łączą się więc różne ciała, choć z różną chciwością: mówimy, że mają one mniejsze lub większe powinowactwo do tlenu. Niektóre potrzebują do tego celu wysokiej temperatury, inne łączą się w zwykłych warunkach powoli, jak np. żelazo, które wiążąc się z tlenem, zawartym w wodzie lub parze wodnej rdzewieje, pokrywając się tym połączeniem tlenowym, gdyż rdza jest związkami tlenku żelaza z wodą. Podobnie zachowuje się wiele innych metali. Niektóre wymagają najpierw, ażeby je przez ogrzanie za-

palić, po czym reakcja sama dalej postępuje. Użyliśmy słowa reakcja, które często można spotkać w innym znaczeniu w polityce. Czytamy np. w gazetach: „reakcja szaleje“. Dzieje się to wtedy kiedy np. po rewolucji rząd właściwy wraca znowu do władzy i karze winnych. Ów karzący rząd jest nazywany przez niechętnych jemu reakcją. Cóż to właściwie znaczy? Reakcja, to przeciwieństwo akcji, czyli działania. A więc na akcję rewolucjonistów następuje odwrotna akcja czyli reakcja rządu. Inaczej jest w chemii. Każde działanie na siebie dwóch ciał zwiemy reakcją.

Jest wiele ciał, które się z tlenem łączą niechętnie. Musimy je do tego zmuszać przez ciągłe a silne ogrzewanie, jak np. azot, o czym później będzie mowa obszerniej. Inne i w ten sposób nie dadzą się utlenić, jak np. metale: złoto, platyna i srebro, które z tego powodu nazwano szlachetnymi. Szlachetność ich polega na tym, że nie wchodzą tak łatwo w komitywę z tlenem, podobnie jak szlachcic dawniej był wybredny w doborze towarzystwa. Tak to ludzie swoje towarzyskie uprzedzenia przenoszą, najniesłuszniej zresztą, na stosunki panujące w świecie chemii.

## „BALSAMICZNE POWIETRZE, PRZEPOJONE OZONEM“.

W pokojach ordynacyjnych wielu lekarzy, w szpitalach i ubezpieczalniach, znajdują się obecnie osobliwe lampy, t. zw. kwarcowe, którymi naświetlanie przynosi ulgę w rozmaitych chorobach jak np. reumatyzmie, cierpieniach nerwowych, skórnych itp. Z chwilą, gdy się taką lampę zapali, daje się odczuć intensywny, charakterystyczny zapach. To pachnie ozon; a ten ozon to nic innego, jak tylko nasz dobry znajomy tlen, który pod wpływem promieni pozafioletowych, wydzielanych przez lampy kwarcowe, ulega zagęszczeniu, tworząc ozon. Gdy się zgasi lampy kwarcowe, znika niebawem zapach ozonu, gdyż przestaje on się wytwarzać. Może on też powstać z tlenu pod wpływem wyładowań elektrycznych.



Ozon jest więc odmianą tlenu, tym różniącą się od zwykłej, że działa energiczniej utleniająco. Nazwa jego jest pochodzenia greckiego, i po grecku znaczy ciało woniące. W większych ilościach woń ta nie jest przyjemna, działa drażniąco na drogi oddechowe, pobudza do gwałtownego kaszlu i wdychanie ozonu może być szkodliwe. Zapach ten jest już od dawna znany człowiekowi i już poeta grecki Homer twierdzi, że po uderzeniu piorunu daje się czuć spaloną siarkę. Jest to oczywiście tylko ozon. Twierdzą niektórzy, że ozon jest korzystny dla organizmu. Nie jest to jednak jeszcze stwierdzone. W powietrzu miejskim go nie ma, w powietrzu czystym, górskim np. tatrzańskim lub alpejskim, jest go nie więcej, niż naparstek na 100 m sześciennej. Nieraz w gazetach można czytać ogłoszenia rozmaitych miejscowości klimatycznych, zachwalające „balsamiczne powietrze, przepojone ozonem“. Oczywiście ozonu tego jest zbyt mało, by go można było czuć, a to zachwalanie jest zwykłą przesadą reklamarską.

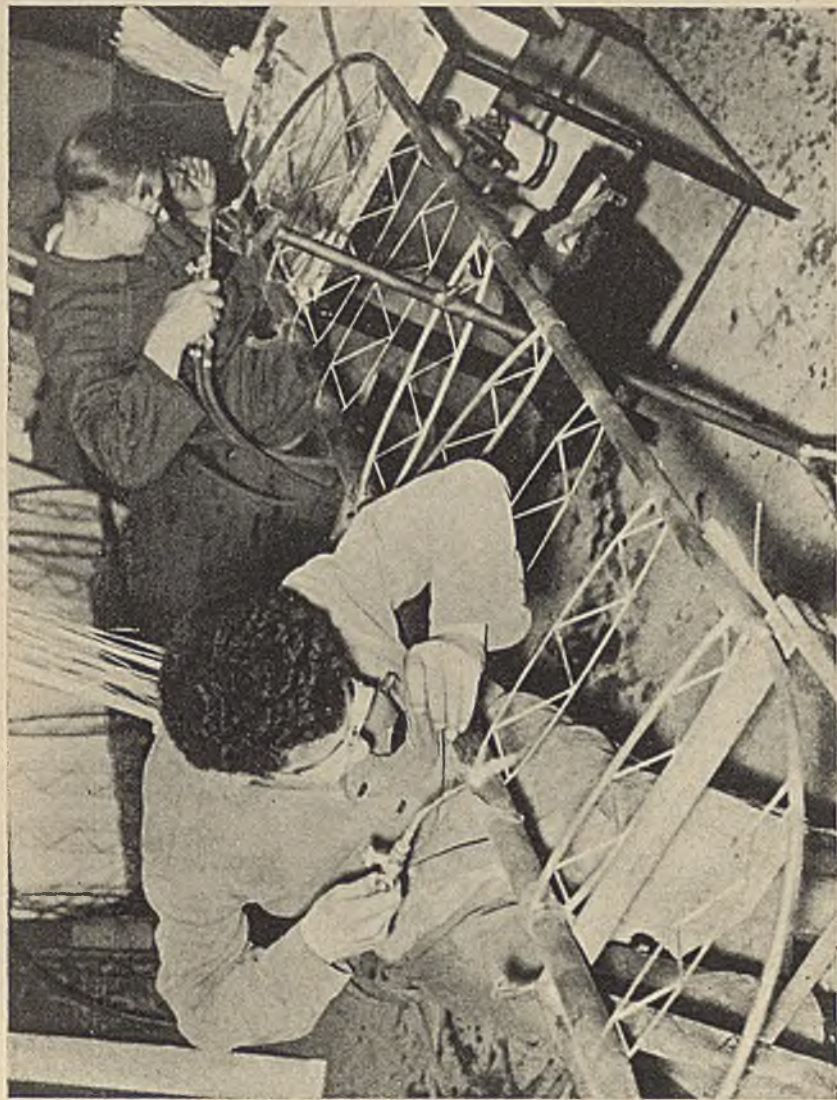
Jak więc widzimy, tlen nie zmieniając swej istoty chemicznej może występować w dwóch odmianach o różnych własnościach. Zjawisko takie spotykamy jeszcze u innych pierwiastków. Np. węgiel może mieć postać grafitu, węgla drzewnego, sadzy, a nawet diamentu. I oto za kawałek tego samego pierwiastka raz płacimy parę groszy — a raz parę milionów! Podobnie też fosfor występuje w postaci łatwopalnej i trującej, jako fosfor biały, oraz trudnozapalnej i nietrującej, jako fosfor czerwony. Tego rodzaju zjawisko nosi nazwę alotropii, a te różne odmiany zwą się odmianami alotropicznymi.

## HURRA, GORDON-BENNET CZYLI ZAPOZNAJEMY SIĘ Z WODOREM.

Przez kilka lat rozgrywały się w Polsce zawody o puchar Gordona-Bennetta, w których biorą udział balony różnych krajów. Polska miała szczęście, iż trzykrotnie balon polski

zdołał najdalej ulecieć, stąd też naszemu krajowi przypadają zaszczyt urządzania zawsze następnych zawodów. Dzięki czemu balony latają? Są one napełniane zwykle gazem świetlnym, a tym składnikiem gazu, który powoduje ich wznoszenie się, składnikiem wielokroć lżejszym od powietrza, jest wodór. I znowu musimy wymienić nazwisko Lavoisiera, jako tego, który uświadomił ludzkość, czym w rzeczywistości jest wodór. Wprawdzie już i przedtem znano ten pierwiastek, nie wiedziano jednak, jaką rolę odgrywa on w przyrodzie, nie wiedziano, że produktem spalania wodoru jest para wodna, która się skrapla jako zwyczajna woda. To odkrycie dla nas tak jasne, że woda składa się z wodoru i tlenu, było na owe czasy objawieniem i dopiero dzięki niemu zaczyna się nowożytna epoka chemii. W dzisiejszych czasach człowiek, który by dokonał równie ważnego dzieła naukowego, niechybnie byłby pewien nagrody Nobla. Ale ówczesne społeczeństwo nie oceniało zasług Lavoisiera. Miał on nieszczęście żyć w okresie rewolucji francuskiej. Przed rewolucją był dzierżawcą podatków i znaczne dochody stąd płynące obracał na prace naukowe w swym laboratorium. Gdy wybuchła rewolucja został oskarżony o sprzyjanie monarchii i skazany na śmierć. Prosił o kilka dni zwłoki, aby ukończyć bardzo ważne doświadczenia. Odmówiono mu, motywując, że „Rzeczpospolita nie potrzebuje uczonych“. Zginął na szafocie w r. 1794 mając lat 51...

Najważniejszą własnością chemiczną wodoru jest to, że bardzo chętnie łączy się z tlenem, szczególnie w wyższej temperaturze. Jeżeli tlen jest w stanie wolnym, jak np. w powietrzu, to wodór pali się słabo świecącym płomieniem, ale pomimo tego jego temperatura jest bardzo wysoka. Jeżeli przed zapaleniem oba gazy z sobą zmieszamy, to taka mieszanina może się okazać bardzo niebezpieczną w manipulowaniu. Wystarczy bowiem najmniejsza iskierka lub zbliżenie płomienia, aby cała masa spaliła się na wodę; gazy zaś wskutek ogromnego podniesienia temperatury natychmiast bardzo zwiększają swą objętość, zupełnie jak przy zapaleniu ładunku prochu. W jednym i drugim wypadku następuje wybuch,



Autogeniczne spawanie sterowych powierzchni samolotu, sporządzonych z lekkiego metalu. Od oślepiającego światła rozżarzonego metalu chroni się okularami ze szkła ciemnego.



stąd mieszanina ta nosi nazwę gazu piorunującego. Niemaló już było wypadków, gdy nieostrożny chemik, eksperymentujący takim gazem, doznał uszkodzenia, a nawet został zabity.

Zachowując jednak należytą ostrożność można osiągnąć z własności gazu piorunującego duże korzyści. Jedną z najbardziej znanych jest cięcie i spawanie metali przy jego pomocy. Spawanie takie nosi nazwę autogenicznego. Do tego celu służy odpowiedni palnik, zwany dmuchawką tlenowodorową. Zbudowany on jest tak, że dwie osobne rurki mają wspólne ujście. Jedną wypływa tlen, drugą wodór, które się mieszają dopiero w samym ujściu. Jeżeli więc najpierw zapalimy uchodzący wodór, a następnie dopuścimy tlen, powstanie wydłużony płomień o temperaturze około 2500 stopni, w którym topią się prawie wszystkie metale, nawet tak odporne jak platyna. Jeżeli zaś ciało nie topi się w tej temperaturze, to przynajmniej rozżarza się do jaskrawej białości. Tak zachowuje się laseczka kredy pod wpływem tego płomienia. Zanim jeszcze było rozpowszechnione światło elektryczne, używano takiego rozżarzonego pręcika kredowego wszędzie tam, gdzie chodziło o bardzo silne źródło światła, np. do lamp projekcyjnych, skioptikonów itp. Światło to nosi nazwę światła Drummonda.

Wodór w stanie czystym jest gazem bez woni i smaku, ale otrzymywany z materiałów nieczystych zawiera drobne ilości związków węgla, arsenu, antymonu, co mu nadaje przykrą woń. Wodór jest najlżejszym ze znanych gazów, jest prawie 15 razy lżejszy od powietrza. Stąd więc wypuszczony swobodnie w powietrze, unosi się w nim do góry, tak, jak korek zanurzony pod wodę wypływa na powierzchnię. Jednak to wznoszenie się nie trwa długo: wkrótce bowiem miesza się z powietrzem, bo tak zresztą zachowują się zawsze wszystkie gazy względem siebie.

Jeżeli jednak ten gaz umieścimy w szczelnej powłoce, która go na zewnątrz o ile możności nie przepuszcza, to będzie statecznie dążył i wznosił się do góry. Na tej zasadzie polega budowa balonów. Do napełniania balonów może służyć

oczywiście jakikolwiek gaz, byle był lżejszy od powietrza. Najkorzystniej przecież jest napełniać wodorem, ponieważ wystarczy najmniejsza jego ilość w stosunku do innych gazów. Jednak pierwszych balonów nie napełniano jeszcze wodorem.

Pierwszy balon zbudował w r. 1789 Francuz Montgolfier; sporządził on powłokę kulistą z lekkiej tkaniny, opatrzoną u dołu dużym otworem, pod którym wisiał kosz wypełniony słomą i wiórami. Zapalano ten materiał i gorące powietrze wchodziło do powłoki. Ponieważ gorące powietrze jest lżejsze od zimnego, balon wypełniony tym lżejszym gazem wznosił się do góry. Oczywiście balon taki miał liczne wady, a największą tę, iż płomień u dołu zagrażał spalenię się całego balonu. Również nie mógł się taki statek powietrzny wznieść wysoko, bo tylko na jakie 100 m. Mimo to „maszyna“ Montgolfiera wzbudziła ogromny entuzjazm, gdyż dzięki niej pierwszy raz ludzkość dostała skrzydeł. W dwa miesiące później fizyk Charles wpadł na myśl wypełnienia balonu wodorem i zbudował balon już w zasadzie podobny do obecnych, z siecią sznurową, łódką, wentylem do wypuszczania gazu, kotwicą i balastem piaskowym. Obecnie używane balony kuliste różnią się od niego właściwie tylko doskonalszym wykonaniem technicznym, a z chlubą trzeba podnieść, że balony polskie wykonywane w Legionowie pod Warszawą należą do najlepszych w świecie, dzięki doskonałej jakości tkaniny gumowej, z której jest zrobiona powłoka. Dzięki temu Polska trzykrotnie zwyciężyła we wspomnianych zawodach Gordon-Bennetta.

Warto przy tej sposobności przypomnieć, iż już w rok po doświadczeniu Montgolfiera i w Polsce wypuszczono pierwszy balon. Stało się to dnia 4 marca 1784 r. we Lwowie staraniem profesora uniwersytetu Martynowicza, wykładającego fizykę, oraz doktora medyc. Hermana.

Balon ten miano początkowo napełnić wodorem, atoli ówczesni lekarze sprzeciwili się temu eksperymentowi. Obawiali się bowiem oni, iż wpuszczenie tak wielkiej ilości wodoru w powietrze mogłoby wywołać szkodliwe następstwa

nie tylko dla całej okolicy, ale kto wie czy nie dla kraju. „Gaz bowiem trujący (wodór) — pisano wówczas — pędzony wiatrem może roznieść po wielkich przestrzeniach rozmaite i straszne epidemie“. Oto jakie fałszywe wyobrażenia miano w owym czasie o tym niewinnym gazie...

Obecnie napelnia się balony także i gazem świetlnym, który jest dostępniejszy, lecz ma mniejszą siłą wzlotu, niż wodór i podobnie jak on przedstawia niebezpieczeństwo z powodu palności. Zupełnie bezpieczny pod tym względem jest hel, o którym potem pomówimy.

Wodór należy do gazów, które bardzo trudno skroplić. Ale też jego temperatura wrzenia leży poniżej minus 250°. O tym skraplaniu będziemy mówić osobno.

### „A NAJLEPSZA JEST WODA“...

Tak mówili starożytni Grecy. Czy nie ma lepszych, smaczniejszych cieczy od wody — to kwestia dyskusji, w każdym razie woda jest najważniejszą substancją naszej ziemi.

Komuż nie jest ona znana? Przecież, jak to pewien Niemiec zauważył, służyła ona ludziom niegdyś jako napój. Prócz tego zastosowania ma ona jeszcze nieskończenie wiele innych i to nie tylko dla człowieka, ale w ogóle dla przyrody. Ani życie organiczne, ani — rzecz można — żadne działanie chemiczne bez wody by się nie mogło obejść. Wszak — jak to biologowie stwierdzili — pierwszy raz życie na ziemi pojawiło się właśnie w wodzie. Przekonano się, że zupełnie suche substancje na siebie nie działają. Szczęściem woda jest wszędzie obecna; nawet najsuchszy napozór kamień czy piasek, wzięty ze środka upalnej Sahary, jeszcze zawiera ślady wilgoci, wystarczające, aby umożliwić reakcje chemiczne.

Woda występuje przede wszystkim w wielkich masach, pokrywając jako oceany i morza około 3/4 powierzchni kuli ziemskiej, a na lądzie jako jeziora, rzeki, potoki i źródła. Można ją uważać za uniwersalny rozpuszczalnik. Nie ma bowiem substancji, która by się w niej nie rozpuszczała. Może się to wydawać na pierwszy rzut oka paradoksalne.

— Cóż to — wykrzyknie zdumiony czytelnik — szkło, granit, złoto, platyna, również rozpuszczają się w wodzie?

Otóż jakkolwiek praktycznie trudno to stwierdzić, to bardzo dokładne analizy chemiczne wykazały, że i te substancje rozpuszczają się w wodzie, jakkolwiek w niezmiernie drobnych ilościach. Ponieważ praktycznie ilości tych wolno nam nie brać pod uwagę, więc możemy je nazywać nierozpuszczalnymi. Mimo to miejmy w pamięci, iż jest to tylko tak „na mniej więcej“, bo w rzeczywistości z rozpuszczalnością tych rzekomo nierozpuszczalnych substancyj jest związanych wiele i to ważnych zjawisk. Znacznie obficie rozpuszczają



Nie ma substancji, która by się w wodzie nie rozpuszczała...

się już takie substancje, jak gips, wapno, a obficie sól kuchenna, cukier, saletra, ałun itd.

Wobec tego nic dziwnego, że woda naturalna nie jest chemicznie czysta: nie jest to owa „aqua destillata“ (woda destylowana), spotykana we flaszki aptecznych, i używana do preparowania lekarstw. Stykając się z pokładami ziemnymi rozpuszcza w sobie woda już to jako źródło, już to jako rzeka, wiele substancyj, które wpływają na jej wygląd, czynią ją w rozmaity sposób zabarwioną, nadają jej rozmaity smak i własności chemiczne. Zdawali sobie z tego sprawę już i starożytni. I tak uczony rzymski Pliniusz stwierdza: takie są wody, jakie ziemie, przez które one przepływają.



Wody wypływające z pokładów skał twardych i nierozpuszczalnych jak granity, piaskowce, zawierają bardzo mało rozpuszczonych części, zaledwie ułamki grama na litr, natomiast wytryskujące z pokładów wapienia mogą zawierać po kilka, a nawet kilkanaście gramów, co dopiero takie, które przepływają przez pokłady obfitujące w łatwo rozpuszczalne sole! Jeżeli zaś stykają się z warstwami ilastymi, gliną, czy to jako płytkie źródła zaskórne, czy jako rzeki, to porywają mechanicznie zawieszoną mułową, od której można je uwolnić dopiero przez sączenie (filtrowanie).

W naturze nie spotykamy więc nigdy czystej wody: najczystsze są wody opadowe, jak deszczowa lub śniegowa. Ale i one przez zetknięcie się z powietrzem rozpuszczają w sobie jego składniki i porywają pył, którego nigdy w powietrzu nie brak. Zwykła woda źródłana, studzienna, czy wodociągowa zawiera przeważnie zanieczyszczenia o charakterze solnym, z których w praktyce najważniejsze są sole wapnia i magnezu. Do rozpuszczania tych związków dopomaga wale nie kwas węglowy, właściwie dwutlenek węgla, którego nie brak w powietrzu, a także i w wodzie. Pod jego bowiem wpływem nierozpuszczalne węglany wapnia i magnezu przechodzą w daleko łatwiej rozpuszczalne związki, zwane dwuwęglanami tych metali.

Woda naturalna zawsze zawiera w sobie kwas węglowy, który się do niej dostaje już to wprost z powietrza, już to z gleby, w której się znajduje wskutek gnicia i butwienia ciał organicznych, a też i innych procesów.

Wody nie zawierające soli wapiennych i magnezowych, lub zawierające ich mało, nazywają się wodami miękkimi. Taką jest przede wszystkim deszczówka. Wodami twardymi są zaś wody, które zawierają większe ilości owych soli. Do wielu celów praktycznych nadaje się tylko woda miękka, woda twarda jest, zwłaszcza w dwóch wypadkach wybitnie niekorzystna: trzeba bowiem wiedzieć, że taki dwuwęglan wapniowy, lub magnezowy jest związkiem nietrwałym. Gdy go ogrzejemy, przez zagotowanie wody, ulatnia się dwutlenek węgla, a odtworzony przez to nierozpuszczalny węglan osa-

dza się na ścianach naczynia, tworząc t. zw. kamień kotłowy. Zjawisko to jest dobrze znane z życia codziennego, bo każdy garnek kuchenny, w którym się często gotuje woda, lub samowar jest wewnątrz pokryty powłoką kamienia kotłowego. W kuchni jest on wprawdzie niewygodny, ale ostatecznie da się znieść. Znacznie bardziej niepożądane, a nawet groźne jest to zjawisko dla maszyn parowych, gdyż kamień osadzający się w kotłach parowych powoduje złe przewodnictwo ścian kotła, utrudnia ogrzewanie się wody — co zwiększa koszty opału — ale co więcej, sprzyjając jako izolator cieplny przegrzaniu ścian kotła może nawet spowodować jego wybuch. Stąd też woda twarda nie nadaje się do zastosowania przy kotłach parowych.

Jest jeszcze inna strona niedogodności używania twardej wody w gospodarstwie domowym. Utrudnia ona gotowanie niektórych pokarmów i zmienia ich smak. I tak np. rosół gotowany na twardej wodzie jest mętny, a osad, który się musi odrzucić (odszumować) właśnie zawiera te części, które decydują o dobrym smaku i pożywności.

Twarda lub miękka woda odgrywają ważną rolę i w praniu. Doświadczone gospodynie bardzo zwracają uwagę, ażeby prać o ile możności w wodzie miękkiej, jaką jest w pierwszym rzędzie deszczówka. To ich doświadczenie potwierdziła w zupełności teoria. Mydło bowiem tworzy w wodzie twardej nierozpuszczalne połączenia z wapnem i magnezem, tak, że część mydła się marnuje na stworzenie szkodliwego osadu, który przylega do bielizny, przyczepia się do tkaniny. Stąd też nie-rzaz bielizna prana w twardej wodzie wygląda raczej jak poplamiona, niż oczyszczona.

W przemyśle radzą sobie technicy z wodą twardą w ten sposób, iż zmiękczają ją różnymi środkami, np. dodając do niej sody żrącej, lub fosforanu sodowego, które to ciała tworzą z solami wapnia i magnezu połączenia nierozpuszczalne, łatwo dające się oddzielić przez filtrowanie.

Niekiedy wody przepływające przez pokłady zawierające dużo soli tak się nimi nasycają, iż woda pochodząca z takiego źródła odznacza się wybitnym smakiem i często leczni-

czymi własnościami. Takie wody nazywają się mineralnymi, a własności ich zależą od rozpuszczonych soli. A sole te mogą być rozmaite. Wody zawierające sól kuchenną nazywają się solankami. Przez wyparowanie otrzymuje się z nich sól kuchenną. Solanki służą też do celów leczniczych, przede wszystkim do kąpeli (Ciechocinek, Inowrocław). Jeżeli prócz tego zawierają w sobie związki bromu lub jodu, zwą się solankami bromowymi lub jodowymi (Rabka, Iwonicz itd.). Zawierające siarczan magnezu mają smak gorzki i zwą się też wodami gorzkimi (Morszyn pod Stryjem). Światowej sławy Karlsbad posiada wody zawierające t. zw. sól glauberską, to jest siarczan sodowy. Wody z zawartością siarkowodoru nadającego im i całej okolicy, w której takie źródła wytryskują, woń zgniłych jaj, są wodami siarczanymi (Swoszowice, Lubień, Busko). Szczawami zwiemy wody pieniące się od wielkiej ilości rozpuszczonego w nich dwutlenku węgla. Zawierają one jeszcze często węglan sodowy (sodę) a wtedy noszą nazwę szczaw alkalicznych (Szczawnica, Krościenko). Wody takie pija się nie koniecznie dla celów leczniczych, służą one też jako napój stołowy, gdyż dwutlenek węgla nadaje im orzeźwiający, nieco szczypiący smak. Wody z zawartością soli żelaza, to wody żelaziste. Jeżeli zawierają jeszcze dwutlenek węgla w dużej ilości zwą się szczawami żelazistymi, które spotykamy przede wszystkim w Krynicy. Znamy jeszcze różne inne rodzaje wód mineralnych, a wymienione już przez nas mogą zachodzić łącznie jak np. szczawy słono-alkaliczne itp. Zapotrzebowanie wód mineralnych w lecznictwie jest tak wielkie, że wzięto się do fabrykowania sztucznych wód mineralnych, które niewątpliwie oddają również cenne usługi.

Pewnego rodzaju solanką naturalną jest też i woda morską, która zawiera bardzo wielką ilość rozmaitych soli, bo aż 3%, przeważnie jednak soli kuchennej. Można się o tym przekonać, kosztując wodę morską, która ma od soli kuchennej i soli magnezu smak słono-gorzki. Taki skład ma jednak tylko woda oceanów i mórz otwartych. Morza połączone z oceanem tylko na wąskiej przestrzeni, a zasilane intensywnie dopływami słodkich wód rzecznych, są słabiej zasolone.

Takim bardzo mało słonym morzem jest nasz Bałtyk, który jest tylko zatoką morską, głęboko w ląd się wrzynającą. To morze jedynie koło Danii wykazuje zasolenie zbliżone do 3‰. Im dalej na wschód, tym mniej soli, więc na plażach helskich, na które w lecie wyjeżdżamy, wykazuje już tylko około 3¼‰.

Mówiliśmy już, że rozpuszczony w wodzie dwutlenek węgla nadaje jej orzeźwiający, kwaskowaty smak. Stąd też pochodzi miły smak wody źródlanej, w przeciwieństwie do mdłego smaku deszczówki i wody rzecznej. Ale gaz ten uchodzi z wody łatwo, już przy dłuższym staniu, a jeszcze szybciej przy ogrzaniu. Stąd też również mdły smak ma woda wystłała a tym bardziej przegotowana. Można sobie jednak sztucznie sporządzić szczawę o przyjemnym smaku, nasycając pod ciśnieniem wodę dwutlenkiem węgla, bo w tych warunkach daleko obficie on się w niej rozpuszcza. W ten sposób powstaje tak popularna w letniej porze woda sodowa, tak się zwąca, ponieważ dawniej fabrykowano ją przy pomocy sody; obecnie sody do wody sodowej zupełnie się nie używa, tradycyjna nazwa jednak została.

W pracowniach chemicznych czy przemysłowych często zachodzi potrzeba użycia całkiem czystej wody. Przyrządza się ją sztucznie przy pomocy destylacji, czyli przekroplenia. Korzysta się z tego zjawiska, że gazowe zanieczyszczenia wody (rozpuszczone powietrze, dwutlenek węgla) uchodzą z niej przy ogrzewaniu, zanieczyszczenia zaś mineralne jako nie-lotne, pozostają w naczyniu. Z wody poddanej destylowaniu uchodzi już tylko czysta para wodna. Ten strumień pary prowadzi się przez rurę metalową (np. cynową, bo cyna się w wodzie nie rozpuszcza), chłodzoną z zewnątrz, a wtedy para skrapla się i z rury wypływa czysta chemicznie woda, zbierając się w odpowiednich naczyniach. Do zwykłych celów laboratoryjnych jest ona wystarczająco czysta, jednak tam, gdzie chodzi o najdelikatniejsze badania naukowe, trzeba ją jeszcze staranniej ponownie przedestylować z naczyń kwarcowych, srebrnych, złotych, lub platynowych. Wymaga to wiele zachodu i z trudem prowadzi do całkowitego, stupro-

centowego oczyszczenia. Słowem, otrzymywanie całkiem chemicznie czystej wody jest jednym z najtrudniejszych zadań chemicznych.

## LÓD SIĘ TOPI, PONIEWAŻ...

Zastanówmy się teraz, dlaczego to lód ogrzany zmienia się na wodę, a woda przechodzi w parę. Aby to objaśnić, trzeba sobie uzmysłowić, jaka jest budowa ciała stałego, ciekłego i gazowego. Zastanawiano się nad tym problemem i w starożytności, i już greccy filozofowie doszli do przekonania, że substancja składa się z niesłychanie małych cząstek, na które można ją podzielić i to aż do tego punktu, gdy podział jest już niemożliwy. Zapatrywanie to utrzymało się z pewnymi zmianami aż do dzisiaj. Te najmniejsze cząstki, na które można ciało mechanicznie (więc np. w ten sposób, jak się dzieli przy pomocy noża lub innego przyrządu) podzielić, nazywają się drobinami. Każde więc ciało bez względu na to, czy gazowe, ciekłe, lub stałe, jest skupieniem drobin, które na siebie działają przyciągająco. Od tego przyciągania zależy spójność (kohezja) ciała. Mimo to owe drobinny mogą się poruszać względem siebie, choć z rozmaitym swobodą: najmniejsza jest u ciał stałych, gdyż wzajemne przyciąganie drobin jest tak wielkie, że mogą one wprowadzić wykonywać ruchy drgające, wychylając się z pewnego położenia normalnego, ale nie mogą się względem siebie przesuwają, ani od siebie oddalać. Im wyższa temperatura, tym te ruchy stają się szybsze a wychylenia większe, na co potrzeba więcej miejsca: objawia się to tym, że ciało ogrzane rozszerza się.

Wreszcie przy wystarczającym ogrzaniu, ruchy stają się tak gwałtowne a drobinny tak się od siebie oddalają, że siła przyciągająca nie jest już dostateczna, aby utrzymać sztywno położenie ich względem siebie: ciało się topi. Ale ciągle jeszcze siły przyciągające wystarczają do tego, by nie pozwolić drobinom się luźno rozbiegać; muszą one pozostawać w skupieniu, choć mogą się względem siebie przesuwają. Jeżeli dalej

jeszcze ogrzewamy, to wzmożony ruch przewycięża wreszcie i tę spójność, drobiny rozlatują się na wszystkie strony, gdyż siła przyciągania między nimi już praktycznie nie wywiera żadnego wpływu, tym bardziej, że odległości między nimi stają się w stosunku do ich własnej wielkości ogromne. Ciało przechodzi w stan pary, stając się niejako gazem. Te teoria materii, oparta na poruszaniu się drobin, nazywa się z grecka *teorią kinetyczną* (kinein — poruszać) gazów, cieczy i ciał stałych. Najważniejsza i najlepiej opracowana jest teoria kinetyczna gazów.

Widzimy więc, że do tego, aby ciała stałe stopić, a ciecze przeprowadzić w pary, trzeba przewyciężyć siły międzydrobinowe, a więc wykonać znaczną pracę. Fizyka zaś uczy nas, że praca jest równoważna ciepłu, stanowiąc pewną formę energii. Możemy łatwo zmierzyć ilość ciepła potrzebną do tego, by pewne ciało stopić lub przeprowadzić w parę. Ilość ciepła potrzebna do tego, aby stopić jeden gram ciała, względnie przeprowadzić w parę, nazywa się ciepłem topliwości, względnie parowania.

## NIESIEKOME — ATOMY.

Atoli drobina np. tlenu nie jest całkiem niepodzielna, jakby się mogło zdawać z tego, cośmy poprzednio mówili. Zastrzeżyliśmy się jednak, że drobiny są niepodzielne sposobami mechanicznymi; natomiast chemicznie dadzą się podzielić: i tak drobina tlenu składa się z dwóch jeszcze mniejszych cząsteczek, które nazywamy atomami (z greckiego atomos — nie dający się pokrajać \*). Wspomnieliśmy poprzednio, że już starożytni Grecy przypuszczali ograniczoną podzielność materii, i od nich to właśnie pochodzi pojęcie i nazwa atomu.

Atomy więc są najmniejszymi cząstkami, z jakich się składają pierwiastki, a następnie związki chemiczne. Różnica między drobinami pierwiastków a drobinami związków jest

---

\*) Ursinus Leopoldita (Lwowczyk) nazwał w w. XVI atomy „niesiekomyimi“.

ta, że pierwsze składają się z atomów jednakowych, drugie z różnorodnych. Atomy tego samego pierwiastka są między sobą zupełnie zgodne co do wszystkich własności (pewną modyfikację tej zasady przyniosły najnowsze badania nad promieniotwórczością, o czym potem.

Jakkolwiek atom jest czymś jakby nieskończenie małym, chemicy nie zawahali się przed określeniem jego ciężaru. Oczywiście nie można oznaczyć tego bezpośrednio przez ważenie, lecz tylko obliczyć z pomocą zawitych rozważań i rachunków. Tą drogą przekonano się, że ciężar atomu wodoru wynosi około jednej kwadrylionowej części grama, to jest 1:1,000,000,000,000,000,000,000. Oczywiście tak olbrzymimi w swojej małości liczbami nie można w praktyce operować. Trzeba „zmienić ciężarki na wadze“, bo użyte przez nas są przerażająco ogromne w porównaniu z ważoną masą. Zmiana odważników nie przedstawia jakichś specjalnych trudności. Po prostu przyjmujemy ciężar jakiegoś atomu za miarę, za wzorzec. Zgodzono się, że tą miarą będzie właśnie atom wodoru, i sprawa się nadzwyczajnie uprościła. Mówimy np. że ciężar atomowy tlenu wynosi 16, czyli po prostu, że atom tlenu waży 16 razy więcej, niż atom wodoru. Możemy się obywać bez kwadrylionów.

Drobina wodoru, podobnie jak drobina tlenu, jest zbudowana z dwóch atomów; co zaś do drobiny wody, to przekonano się, że ona musi się składać z dwóch atomów wodoru i jednego atomu tlenu. Podobnie zanalizowano i inne połączenia chemiczne, i oznaczono, ile w ich drobinie mieści się atomów różnych pierwiastków. Można by to wypisać całymi wierszami. I tak taki wzór dla wody wyglądałby: dwa wodory jeden tlen. Każdy jednak zda sobie z tego sprawę, że byłoby to niepraktyczne, tak jak gdybyśmy chcieli przeprowadzać rachunki wyrazami. Rozumiemy dobrze, jakim uproszczeniem w rachunkach jest używanie cyfr. Coś podobnego zrobili chemicy, wprowadzili swoje „cyfry“, mianowicie znaki chemiczne na oznaczenie pierwiastków. Zestawienie z sobą dwóch znaków mówi nam, że mamy do czynienia z połączeniem dwóch odpowiednich pierwiastków. Te

symbole chemiczne, jak je nazywamy, są zwykle pierwszymi literami nazw łacińskich pierwiastków, ale że jest ich prawie cztery razy więcej niż liter alfabetu, więc często musi się do tego inicjału dodać jeszcze jakąś następną literę nazwy. Tak np. wodór po łacinie Hydrogenium (dosłownie wodoród, hydor — woda po grecku, gennao — rodzę) stąd symbol H; tlen po łacinie Oxygenium (dosłownie kwasoród) symbol O; azot po łacinie Nitrogenium (dosłownie saletroród) symbol N. Na N zaczynają się jeszcze nazwy: niklu, sodu (Natrium), neonu i paru innych. Stąd urobiono symbole: Ni, Na, Ne,.... Żelazo (Ferrum) ma symbol Fe, siarka (Sulfur) S, więc związek tych pierwiastków, siarczek żelaza, piszemy FeS. Chlor ma znak Cl, stąd też sól kuchenna, będąca chlorkiem sodu, pisze się NaCl.

Ale taki symbol chemiczny nie oznacza jedynie jakości pierwiastka. Oznacza on atom z jego ciężarem, zatem wzór związku podaje nam i stosunki ciężarowe: FeS znaczy więc, że jeden atom (tj. 56 części wagowych) żelaza połączył się z jednym atomem (tj. 32 częściami wagowymi) siarki.

Woda zaś tworzy się z połączenia dwóch atomów wodoru z jednym tlenem. Ażeby to wyrazić, piszemy u dołu z prawej strony symbolu pierwiastka liczbę wyrażającą ilość jego atomów związku. Tak więc wzorem chemicznym wody jest  $H_2O$ , co nam mówi nie tylko o składzie jakościowym wody, ale i to, że dwa atomy wodoru, to jest dwie części na wagę, łączą się z jednym atomem tlenu, tj. 16 częściami wagowymi. Suma zaś ciężaru atomów, zawartych w drobinie wody, wynosi  $2 + 16$ , to jest 18. Jest to *ciężar drobinowy* wody.

## WIĘC JAK TO JEST Z UTLENIONYMI WŁOSAMI?

Pierwiastki nie zawsze łączą się z sobą w jednym tylko stosunku; atoli zwykle jeden z takich możliwych związków jest najtypowszy i najtrwalszy, tak, że inne mniej lub więcej łatwo weń przechodzą, oddając nadmiar składnika zawartego ponad ową normę.



I wodór potrafi się połączyć z tlenem w innym stosunku niż w wodzie, a mianowicie w stosunku dwóch atomów wodoru na dwa atomy tlenu. Jest to tak zwany nadtlenek wodoru, znany popularnie jako woda utleniona. Po raz pierwszy otrzymał go francuski chemik Thenard w r. 1818. Występuje on jednak i w przyrodzie jako para w atmosferze, skąd go wypłukują opady atmosferyczne; stąd deszczówka zawiera go zawsze, co prawda w niesłychanie małych ilościach (około  $\frac{1}{5}$  miligrama w litrze). Sztucznie otrzymuje się go przez działanie kwasów na niektóre nadtlutki np. na nadtlunek baru lub sodu, albo przez elektrolizę kwasu siarkowego, który się potem rozcieńcza wodą i bardzo ostrożnie destyluje.

Czysty nadtlenek wodoru jest cieczą syropową, bardzo łatwo się rozkładającą, przy czym z dwóch atomów tlenu wydziela się jeden, przechodząc w stan gazowy; przy uderzeniu lub nawet pod wpływem pyłu wpadającego z powietrza może rozkład nastąpić w sposób wybuchowy. Rozcieńczony wodą jest znacznie trwalszy, ale i tak się rozkłada, nie może więc być długo przechowywany.

„Woda utleniona“, którą spotykamy w handlu, jest zwykle roztworem 3%-owym tej cieczy, i taki roztwór sprzedaje się w aptekach i drogeriach. Zastosowanie jej praktyczne polega właśnie na tym odszczepianiu się tlenu, dzięki czemu ma ona własności silnie utleniające. Więc zabija bakterie, i stąd stosuje się ją w medycynie do płukania ust i gardła, do przemywania ran itd. Dzięki tej samej własności niszczy ona barwki, bieli się nią przeto pióra, kość słoniową itp. Najbardziej jest znana jednak z tego w szerokich sferach społeczeństwa, iż używa się jej do wyjaśniania ciemnych włosów, stąd też nazywa włosów utlenionych, dla fryzur o złocistym kolorze.

Zachodzi pytanie, dlaczego woda utleniona, która zawiera przecież w tak znacznym rozcieńczeniu tylko mało czynnego tlenu, działa tak silnie utleniająco, gdy tymczasem tlen w atmosferze, zawarty w niej w 20%, nie zabija bakterii, nie niszczy barwików. Odpowiedź na to jest taka: z wody utlenionej wydziela się tlen w pierwszej chwili w postaci atomów wolnych, które jednak w tym stanie istnieć nie mogą

i natychmiast muszą się z czymś połączyć na drobiny. Jeżeli więc w tym momencie zetkną się z barwikiem lub materią żywą drobnoustroju, to natychmiast wchodzą w reakcję, zmieniając ją chemicznie, utleniając i odbierając jej zabar-



Używa się wody utlenionej do otrzymywania włosów o złocistym kolorze.

wienie lub możność życia. Oczywiście woda utleniona działa także i na substancje nieorganiczne, co dla nas jest w tym wypadku mniejszej wagi.

Podobnie jak tlen, wydzielający się właśnie ze związku, okazują i inne pierwiastki większą dzielność chemiczną w „chwili rodzenia się”. Po łacinie „stan rodzenia się” zna-

czy „status nascendi“, stąd też w pracach chemicznych bardzo często przeprowadzamy reakcje „in statu nascendi“.

Podobnie jest i z poznanym już ozonem. Zawiera on w sobie trzy atomy tlenu na drobinę, więc o jeden atom ponad normę. Atom ten odszczepia się od drobiny bardzo łatwo, podobnie jak w wodzie utlenionej, i działa bardzo energicznie utleniająco, gdyż jest właśnie „in statu nascendi“. Reakcja ta w zgęszczonym ozonie przebiega bardzo gwałtownie, wybuchowo; skroplony (za pomocą ciekłego powietrza) ozon, ciecz o barwie ciemno-indygowej, wybucha za najlżejszą podniecią tak, że nawet jego temperatura wrzenia nie mogła być dotąd dokładnie zmierzona.

## AZOTU, WIĘCEJ AZOTU!

Widzieliśmy przy wodorze, z jaką chciwością i gwałtownością łączy się on z tlenem, ale choć ten należy do najczynniejszych pierwiastków, przecież nie wszystkie się z nim tak chętnie łączą. Wspominaliśmy, że w powietrzu znajduje się jeszcze drugi pierwiastek, azot, i to w ilości prawie czterokrotnie większej niż tlen. Można by więc przypuszczać, że przede wszystkim te pierwiastki będą na siebie działać. Tymczasem tak nie jest, gazy te są względem siebie pozornie zupełnie obojętne, przynajmniej w zwykłych warunkach nie okazują nawet najmniejszej ochoty do łączenia się. W ogóle azot jest pierwiastkiem bardzo mało „towarzyskim“ i trzeba go wprost zmuszać do łączenia się w związki.

Azotu jest w przyrodzie ogromna ilość w stanie wolnym, mianowicie w powietrzu, którego stanowi około  $\frac{4}{5}$ . Poza tym spotykamy go w połączeniach, przede wszystkim jako część składową materii ożywionej, w której odgrywa rolę pierwszorzędną. Jednak w dostępnej nam części skorupy ziemskiej jest go niewiele, gdyż łącznie z oceanem atmosfery oblicza się jego ilość na mniej więcej 0.03%.

Azot da się łatwo uzyskać w rozmaity sposób, głównie na dwóch drogach: gdy chodzi o zupełnie czysty, rozkłada

się jego związki chemiczne, zwykle przez łagodne utlenianie amoniaku, który jest połączeniem azotu z wodorem. Wtedy tworzy się woda, azot zaś pozostaje niezatrudniony, nie łączy się z tlenem.

Jeśli jednak nie zależy chemikowi na tym, żeby otrzymać zupełnie czysty azot, to może go wydobyć z powietrza przez usunięciu tlenu. Pozostaje azot, ale niezupełnie czysty, jest w nim bowiem jeszcze odrobina t. zw. gazów szlachetnych, które jednak użyciu azotu do celów praktycznych i technicznych zupełnie nie szkodzą. Ponieważ surowiec nic nie kosztuje — powietrze jest bowiem jednym z tych nielicznych dóbr, które ma się za darmo — i można go mieć w nieograniczonych ilościach, przeto w laboratoriach naukowych często się w ten sposób ten gaz uzyskuje, a w przemyśle zawsze.

W laboratorium postępuje się w sposób następujący: w rurze szklanej lub porcelanowej znajdują się kawałeczki blachy lub drutu miedzianego, rozżarzone do czerwoności. Przez tę rurę przepuszcza się powietrze. Miedź pochłania tlen, tworząc z nim tlenek miedzi, a uchodzący azot chwytają się do odpowiedniego zbiornika.

Metoda ta, gdybyśmy ją chcieli stosować na wielką skalę, taką jaką jest potrzebna w przemyśle, byłaby za uciążliwa i za kosztowna. W przemyśle postępuje się inaczej: skrapla się powietrze w wielkich ilościach i poddaje destylacji, przy czym azot, jako lotniejszy, wrze najpierw, a pozostająca ciecz staje się coraz bogatsza w tlen, który się zbiera osobno.

Że azot jest gazem bezbarwnym, bezwonnym i bez smaku, każdy to już chyba mimowiednie stwierdził, gdyż przecież jest on głównym ilościowo składnikiem powietrza i dzięki temu powietrze posiada te same ujemne własności.

W zwykłych, niskich, temperaturach jest on chemicznie bardzo mało czynny, i nie łączy się z innymi pierwiastkami, stąd więc ani się nie pali, ani nie podtrzymuje palenia. Paląca się świeca gaśnie w azocie. Tym mniej może on służyć do oddychania. Istoty żyjące muszą zginąć w samym azocie od uduszenia. Dlatego dawniej proponowano dla niego nazwę

„dusień“, która się jednak nie utrzymała, choć tak utworzone nazwy posiadają niektóre języki słowiańskie i niemiecki. Wyraz azot pochodzi z greckiego i oznacza substancję nie podtrzymującą życia. Zaproponował tę nazwę pierwszy, znany nam już Lavoisier.

Ale nazwa ta, choć przyjęta u nas i u Francuzów, nie jest w zupełności trafna. W istocie bowiem azot jest koniecznie potrzebny do życia, gdyż jego związki stanowią niezbędne części składowe organizmów żywych zarówno roślinnych, jak i zwierzęcych. Bez azotu rośliny nie mogłyby ani rosnąć, ani rozwijać się, ani w ogóle żyć. A że zwierzęta karmią się zawsze roślinami, czy to bezpośrednio (roślinożerne), czy pośrednio, zjadając roślinożerne (mięsożercy), więc i życie zwierząt jest najściślej związane z azotem.

Wprawdzie rośliny mają zawsze do dyspozycji olbrzymie, nieograniczone ilości azotu atmosferycznego, ale on im na nic, gdyż nie mogą z niego korzystać, chyba wyjątkowo. Na ogół muszą mieć one do rozporządzenia azot związany chemicznie, czy to z tlenem, czy z wodorem, i dopiero taki potrafią z gleby sobie przyswoić.

Ale natura dba o to, by rośliny miały się czym odżywiać. W pierwszym rzędzie korzystają one z azotu, który znajduje się w obumarłych organizmach roślinnych i zwierzęcych i który wraca do gleby. Tak więc azot krąży między światem żywym a martwym. Jednak przy tym procesie pewien ułamek azotu zostaje wydzielony w stanie gazowym i wraca do atmosfery, jest on więc dla tego krążenia stracony. Jednak wyrównują ten ubytek inne procesy, tak że na ogół ilość azotu związanego w organizmach zostaje w świecie niezmienną.

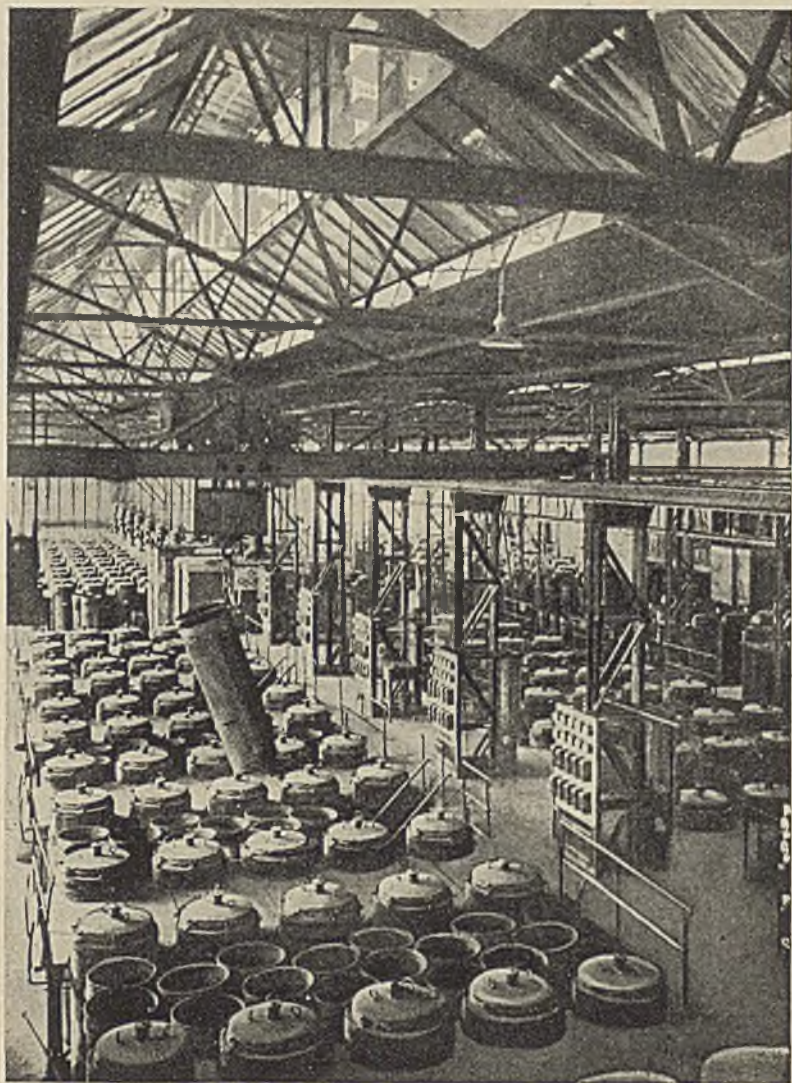
Te procesy są na ogół dwojakie. Po pierwsze azot i tlen, które w zwyczajnych warunkach w atmosferze nie łączą się, czynią to jednak pod wpływem wyładowań elektrycznych, szczególnie wobec pary wodnej, wytwarzając połączenia tlenowe i wodorowe, które z wodą dają kwas azotowy i sole amoniakalne. Deszcz spłukuje z atmosfery te połączenia i dostarcza ich glebie. Na pozór nie są to wielkie ilości. Zważmy bowiem, iż w litrze wód opadowych znajduje się od niespełna

jednego miligrama azotu związanego (woda śniegowa) do 6 mg (woda z mgły). Jeżeli jednak uwzględnimy olbrzymią ilość wyładowań elektrycznych w powietrzu, szczególnie podczas burz w okolicach tropikalnych, to dochodzimy do olbrzymich ilości azotu, który w ten sposób opada na ziemię; obliczają go na 400 milionów ton rocznie. Co prawda większa część idzie do rzek i mórz, bez pożytku dla roślin.

Drugi proces, wzbogacający glebę w azot, to owo przyswajanie azotu atmosferycznego przez rośliny, o czym mimochodem już napomknęliśmy. Rośliny wyższe dokazać tego nie potrafią, udaje się to tylko najniższym, niektórym bakteriom żyjącym w glebie. Taką bakterią jest np. Azotobakter, który żyjąc w ziemi próchnicowej wobec butwiejących resztek roślinnych i związków fosforu i wapnia, powoli ale stale przyswaja sobie azot powietrzny i wiąże go w glebie. Jeszcze ważniejsza praktycznie jest rola innej bakterii, zwanej *Rhizobium radicum*. Bakteria ta ma własność, że osiadając na korzeniach roślin motylkowych (groch, bób, wyka, łubin) powoduje wytwarzanie się u nich brodawek. W brodawkach tych ona żyje i rozwija się, przyswajając sobie azot z atmosfery, dochodzącej do gleby. Po śmierci bakterii jej związki azotowe idą na korzyść rośliny-gospodarza, lub wprost wzbogacają glebę, szczególnie, jeżeli rolnik nie zbierze np. łubinu, lecz wyrosły łubin przyorze, przez co cała ilość azotu pozostaje w roli (nawóz zielony).

W naturze swobodnej ustaliła się więc w ten sposób równowaga azotowa: rośliny miałyby na ogół tyle azotu do rozporządzenia, ile im do życia i rozwoju potrzeba. Ale człowiek ze swymi rosnącymi wymaganiami wkracza w tę naturalną gospodarkę, coraz intensywniej wydzierając przyrodzie plony roślinne, coraz bardziej wysilając glebę i coraz więcej z niej zabierając owego związanego azotu oraz innych składników, potrzebnych do życia roślin, przede wszystkim połączeń fosforu i potasu.

Zubożała gleba daje coraz mniejsze plony; trzeba ją znów wzbogacić w owe składniki, by mogła pracować z wydajnością normalną, ba nawet większą. Stąd potrzeba regularnego nawożenia ziemi, o czym wiedzieli ludzie od najdaw-



Piece elektryczne do azotowania karbidu w Chorzowskich zakładach azotowych.





niejszych czasów, choć nie znali reguł „gospodarki azotowej“. Mówi o tym nawet Homer w „Odysei“. Ale fakt, że rola lepiej rodzi, jeśli się ją zasila odpadkami zwierzęcymi i roślinnymi, przede wszystkim nawozem stajennym ze słomą — został jednak należycie zrozumiany i oceniony dopiero wtedy, gdy chemia wyjaśniła dostatecznie rolę azotu, fosforu, potasu i innych pierwiastków w życiu roślin.

Pierwszy tę sprawę postawił jasno chemik niemiecki Liebig w r. 1840, który zwrócił uwagę na to, że zwykle nawożenie, które zwraca roli część owych pożywnych składników w postaci wydaliny zwierzęcych, nie wystarcza przy gospodarce intensywnej. Trzeba więc dodawać ich w postaci nawozów sztucznych, otrzymywanych zwykle z surowców mineralnych.

Od stu więc blisko lat rozwinał się potężny przemysł nawozów sztucznych, przede wszystkim azotowych, fosforowych i potasowych. Temu należy zawdzięczać, że produkcja rolnicza tak w ciągu tego czasu wzrosła. Zostało to spowodowane nie tylko przez zasilenie ubogich gruntów, ale też użyciem nieużytków, które nie nadawały się przedtem pod uprawę. Jaki wspaniały osiągnięto postęp w ciągu tego okresu niech stwierdzi przykład owsa: z początkiem wieku XIX wydajność owsa wynosiła 0.56 ton na hektar, a w XX wieku wzrosła na 2.19 tony, więc czterokrotnie. Podobnie ma się z innymi zbożami.

Nas przede wszystkim obchodzą w tym miejscu nawozy azotowe. O fosforowych i potasowych pomówimy później. Zapoznajmy się więc z połączeniami azotu, z których dla rolnictwa najważniejsze są amoniak i jego sole oraz sole kwasu azotowego.

## AMONIAK, CZYLI TRIUMF KATALIZATORA.

Wodór tworzy z azotem kilka połączeń; najbardziej praktyczne znaczenie ma jednak amoniak, który składa się z jednego atomu azotu i trzech atomów wodoru, stąd jego wzór chemiczny  $\text{NH}_3$ . Jest to gaz, który się rozpuszcza w wo-

dzie niesłychanie obficie, bo w zwykłej temperaturze jedna objętość wody potrafi pochłonąć około tysiąc objętości amoniaku. Roztwór taki zwie się amoniakiem wodnistym i jest dla chemika bardzo ważną substancją. A że operowanie gazowym amoniakiem byłoby bardzo niewygodne, więc do celów chemicznych używa się prawie zawsze tego roztworu.

Gaz ten jest od dawna znany, choć pod względem chemicznym został dokładnie zbadany dopiero w końcu wieku XVIII. Znajomość jego jednak, a nawet wielu jego własności chemicznych pochodzi z czasów najdawniejszych, gdyż powstaje on przy gnicju ciał organicznych, zawierających azot. W ten sposób wytwarzał się on wszędzie tam, gdzie się zbierają odchody, a przede wszystkim mocz zwierzęcy i ludzki, więc w źle utrzymanych stajniach i miejscach ustępowych. W pobliżu takich miejsc daje się odczuć jego charakterystyczna ostra woń, a gaz sam drażni przewody oddechowe i gryzie w oczy.

Stąd amoniak może się przedostać do wody studziennej, jeżeli studnie są źle zabezpieczone przed przesiąkaniem takich nieczystości. Woda wykazująca nawet drobne ślady amoniaku nie nadaje się zupełnie do picia. Nie dlatego, żeby on sam był dla zdrowia tak szkodliwy, lecz dlatego, iż jego obecność świadczy o zawartości produktów gnilnych i, co za tym idzie, każe przypuszczać obecność różnego rodzaju bakterij gnilnych czy chorobowych.

Amoniak powstaje zresztą ze związków organicznych i przy innych procesach rozkładowych, np. przy silnym ogrzewaniu; jeżeli takie ciała organiczne, pochodzenia czy to zwierzęcego czy roślinnego, poddamy destylacji, to przekroplony produkt często zawiera duże ilości amoniaku. Procesy tego rodzaju przeprowadza się na wielką skalę w przemyśle. Dzieje się to np. wtedy, jeżeli wydobywamy z węgla kamiennego gaz świetlny. Między innymi produktami tej „suchej destylacji“ (suchej, bo poddaje się ogrzewaniu ciało stałe, bez rozpuszczalnika) węgla kamiennego, uzyskuje się wodę amoniakalną, mocno zresztą zanieczyszczoną, lecz od tych zanie-

czyszczeń łatwo ją uwolnić odpowiednimi środkami chemicznymi oraz przez powtórna destylację.

W ten głównie sposób do niedawna otrzymywano amoniak, więc jako produkt uboczny fabrykacji gazu świetlnego. Ale rozwijającemu się przemysłowi i potrzebom rolnictwa już to nie wystarczało. Otrzymywane ilości były zbyt małe, trzeba było znaleźć inną metodę fabrykacji, co się rzeczywiście powiodło przed 30-tu laty niemieckiemu chemikowi Habrowi.

Zasada jest niezmiernie prosta, lecz praktyczne jej przeprowadzenie wymagało bardzo wielu prób i trudów. Od dawna było wiadome, że azot może się łączyć wprost z wodorem, podczas wyładowań elektrycznych. Jeżeli przez mieszaninę obu tych gazów przepuszczamy iskry elektryczne, to powstaje niewielka ilość amoniaku, której jednak nie można zwiększyć przez przedłużone przepuszczanie iskier: wprost przeciwnie, gdybyśmy takie doświadczenie wykonywali na czystym gazowym amoniaku, to on pod wpływem iskier elektrycznych będzie się rozkładać na swoje składniki, aż wreszcie otrzymamy taką samą mieszaninę, jak poprzednio, to jest dużo wodoru i azotu oraz niewielką ilość amoniaku. Czy więc doświadczenie rozpoczynamy od czystych składników, czy od czystego produktu, zawsze dochodzimy do tego samego ilościowego stosunku: mówimy, że w tych warunkach te trzy gazy są ze sobą w równowadze. Bliższe badanie tego i podobnych mu procesów chemicznych, doprowadzających do równowagi, wykazało, że ilościowy wynik, to jest skład chemiczny ustalający się, zależy od temperatury; w tym wypadku również jest tak samo, i działanie iskier nie zależy od ich natury elektrycznej, lecz od ich temperatury. Im temperatura wyższa, tym bardziej się amoniak rozkłada, im niższa, tym się go więcej tworzy. Z drugiej zaś strony temperatura ma wielki wpływ na szybkość reakcji, gdyż w przybliżeniu obniżenie temperatury o  $10^{\circ}$  zmniejsza jej szybkość do połowy.

Jesteśmy więc przy tej syntezie w kłopotcie. Jeżeli nasze gazy ogrzejemy bardzo silnie, to one się z sobą połączą szybko,

ale w małym stopniu: wynik technicznie niepożądany. Spróbujmy jednak ogrzać je słabo, to wydajność okaże się dobra, może nawet bardzo dobra, ale szybkość tak mała, że końca procesu nie doczekamy ani my, ani nawet setne pokolenia. Wynik praktyczny równy zeru.

Chemik jednak nie popada w desperację i nie załamuje rąk w beczynności. Posiada on różdżkę magiczną, za której dotknięciem można zaradzić takim trudnościom. Różdżką tą jest zjawisko bardzo rozpowszechnione, bliżej zbadane pierwszy raz przez wielkiego chemika szwedzkiego Berzeliusa, zwane katalizą. Polega ono na tym, że prosta obecność niektórych ciał, na pozór nie biorących udziału w reakcji, zmienia czasem bardzo znacznie jej szybkość i to zwykle w ten sposób, że ją przyśpiesza. Ciała te zwiemy katalizatorami, albo — ponieważ działają przez proste zetknięcie — ciałami kontaktowymi. Do przyśpieszenia różnych reakcyj trzeba użyć różnych katalizatorów, i można by powiedzieć, że prawie nie ma reakcji, której by nie można przyśpieszyć przez użycie stosownego katalizatora. Na czym polega działanie katalizatora, nie jest jeszcze we wszystkich wypadkach wiadome; często zjawisko to da się objaśnić tym, że ciała reagujące zagęszczają się na powierzchni katalizatora, wskutek czego warunki reakcji są korzystniejsze; w innych wypadkach można przypuścić, że katalizator łączy się z ciałami reagującymi na luźne i łatwo rozkładające się związki, z których się zaraz sam z powrotem uwalnia, tak, że się przy tym regeneruje i nie zużywa, dzięki czemu na pozór w reakcji nie bierze udziału. W każdym razie jest rzeczą pewną, że jedna i ta sama porcja katalizatora potrafi bez zużycia się pomóc do wytworzenia nieograniczonej ilości produktu (przynajmniej w teorii). Co jeszcze dla zrozumienia tego zjawiska nader ważne: sam katalizator nie wywołuje reakcji, która się i bez niego odbywa, ale w bardzo małym stopniu i często niewidocznie; on reakcję tę jedynie przyśpiesza.

Działanie katalizatora da się zilustrować takim przykładem: fabryka dostarczyła nam części składowych maszyny, którą zestawiamy i puszczamy w ruch, czy to będzie motor

parowy, czy maszyna do szycia, czy zegar. Taka maszyna pójdzie, ale powoli, z wielkim oporem, zgrzytając i piszcząc, bo płaszczyzny przesuwające się trą o siebie, wały i osie trą o łożyska. Wpuśćmy w te miejsca trochę oleju. Olej do konstrukcji maszyny nie jest potrzebny, i bez niego ona się porusza, olej nie bierze udziału w ruchu i nie zużywa się dla ruchu. A przecież ta jego obecność w maszynie wywiera kolosalny wpływ: ruch staje się od razu szybki, maszyna idzie gładko i spokojnie. Czymś podobnym jest działanie katalizatora na powolne reakcje chemiczne.

Jeszcze jedna okoliczność miewa wpływ na stan równowagi: oto jeżeli reakcji towarzyszy zmniejszenie się objętości gazów (a tak jest w tym wypadku, gdyż z trzech objętości wodoru i jednej azotu powstają dwie objętości amoniaku), to podwyższenie ciśnienia sprzyja wytwarzaniu się produktu.

Tak więc dla syntezy amoniaku trzeba użyć 1) podwyższonego ciśnienia, 2) temperatury nie zanadto wysokiej, by amoniak mógł się wytworzyć w dostatecznej wydajności, 3) stosownego katalizatora.

W tych paru zdaniach przedstawiona sprawa wydaje się tak prosta i jasna, iż człowiekowi nieobeznanemu z rozwojem nauk chemicznych trudno uwierzyć jakich kolosalnych wysiłków najtęższych umysłów zarówno chemików, jak i techników, trzeba było przez długie lata, by myśl tę wprowadzić w czyn. I gdyby nie wielka wojna, gdyby nie żelazna konieczność zmuszająca Niemcy do szukania sposobów wytwarzania związków azotu zarówno do celów wojennych (środki wybuchowe!), jak i rolniczych (nawozy sztuczne), to kto wie, czyby była już dzisiaj opracowana metoda syntezy amoniaku wprost z pierwiastków.

Katalizatorów do tej syntezy znamy dość. Z początku używano osmu, uranu, itp. rzadkich i drogich metali. Dały się one zastąpić tańszymi, przede wszystkim żelazem porowatym, lub jeszcze lepiej żelazem połączonym z tlenkiem glinowym. Zresztą każda fabryka amoniaku syntetycznego używa katalizatorów, których szczegółowy skład stanowi jej ta-

jemnicę. Co się tyczy potrzebnej temperatury, to okazało się, że reakcja jest zawsze bardzo powolna, nawet wobec katalizatorów, które dopiero około temperatury 400° zaczynają okazywać działalność. Przekonano się, że najkorzystniejszą jest temperatura około 500°, w której reakcja (w obecności katalizatora) postępuje dostatecznie szybko, przy czym niewielka jeszcze ilość amoniaku rozpadła się na pierwiastki. Taką temperaturę kompromisową między wydajnością — jeszcze dostateczną — a szybkością reakcji — jeszcze dość znaczną — nazywamy optimum warunków reakcji. Z taką temperaturą spotkamy się jeszcze np. przy fabrykacji kwasu siarkowego.

Podczas, gdy omawiane właśnie względy rywalizują między sobą, działając w przeciwnych kierunkach, przy stosowaniu ciśnienia nie napotykamy na takie przeszkody. Używszy wysokiego ciśnienia, wynoszącego setki atmosfer, możemy skutecznie wpłynąć na ilość uzyskanego amoniaku, a trudności nie są natury zasadniczej, lecz technicznej, związanej po prostu z wytrzymałością materiałów.

Pierwszym, który opracował praktycznie tę metodę, był wspomniany Haber. Stosował on ciśnienie 200 atmosfer; gazy pod tym ogromnym ciśnieniem przechodzą przez wieże stalowe z katalizatorem, o wysokości 11 metrów i średnicy przeszło metra, rozżarzone do 500 a nawet 600°.

Jakaż musi być ich odporność, jak trudna konstrukcja, jak chemicznie odpornym musi być materiał! A i tak wydajność nie jest wielka; w najlepszym razie można otrzymać 13% amoniaku.

Postęp osiągnął na tym polu Francuz Claude. Udoskonalił on przyrządy, tak, że mógł zastosować ciśnienie 1000 atmosfer, dzięki czemu wydajność wzrosła do 60%. Tą metodą pracuje u nas fabryka w Knurowie na Śląsku.

Amoniak można sztucznie otrzymywać jeszcze innymi metodami, które już są mniej ważne, niż opisana powyżej. Atoli jedna z nich, choć już dzisiaj mało stosowana, ma mimo to ogromne znaczenie gospodarcze, i musimy się nią bliżej zająć. Jest to rozkład tzw. cyjanamidku wapniowego, zwanego popularnie azotniakiem. Związek ten pod wpływem wody

rozkłada się: w niskiej temperaturze powstają nieco skomplikowane związki zawierające azot, ale jeżeli działa nań para wodna w wysokiej temperaturze, to tworzy się węglan wapniowy oraz czysty amoniak. Azotniak zaś otrzymuje się w ten sposób, że tzw. węgielek wapniowy (połączenie wapnia z węglem, znane powszechnie jako *karbid*) traktuje się w wysokiej temperaturze azotem otrzymywanym z powietrza. Azot zostaje pochłonięty, tworząc cyjanamidek wapniowy.

I ten proces był bardzo trudny do przeprowadzenia technicznie; mimo, iż patent niemiecki na fabrykację został udzielony jeszcze w r. 1895, to jednak nie można było naprawdę przystąpić do wytwarzania amoniaku tą metodą. Temperatura potrzebna do reakcji wynosiła bowiem  $1100^{\circ}$ , a nie można było znaleźć materiałów potrzebnych do konstrukcji aparatów, które by mogły wytrzymać przez dłuższy czas tak wysokie gorąco. Dopiero w 10 lat później stało się coś, co umożliwiło techniczne wykonanie tego wynalazku. Badania naszego rodaka Polzeniusza\*) wykazały, że mały dodatek niektórych soli (np. chlorku wapniowego) do sproszkowanego karbidu obniża temperaturę potrzebną o  $400^{\circ}$  do  $500^{\circ}$ . Stwierdzenie tego faktu pozwoliło już łatwo zrealizować proces, który został przeprowadzony pierwszy raz fabrycznie w miejscowości Westeregeln pod Magdeburgiem tą właśnie metodą Polzeniusza w r. 1905. Naszego rodaka zważ zwykle Niemcy Polzeniuszem i to bez podawania narodowości.

Zapytajmy się jednak, dlaczego, skoro tą metodą już się mało pracuje, ma fabrykacja cyjanamidku wapniowego tak wielkie znaczenie i zasługę Polzeniusza musimy tak wysoko cenić? Dlatego, że związek ten pod nazwą azotniaku wysunął się do pierwszego szeregu między nawozami azotowymi i jego zużycie do celów rolniczych z każdym rokiem się zwiększa. Wspominaliśmy, że azotniak rozkłada się z wodą, dając w niskiej temperaturze związki organiczne azotowe. Rzucony na rolę i zmieszany z glebą ulega pod wpływem wilgoci tej właśnie przemianie, a owe połączenia azotowe pod wpływem niektórych bakteryj podlegają dal-

\*) Był on długi czas asystentem prof. Bandrowskiego w Krakowie.

szej przeróbce, dając związki coraz prostsze aż do amoniaku; ten wreszcie przechodzi w sole kwasu azotowego, jeszcze łatwiej przyswajalne przez rośliny niż amoniak.

Trzeba wreszcie powiedzieć, że w laboratoriach otrzymuje się amoniak z jego połączeń z kwasami, z tzw. soli amonowych. Amoniak bowiem ma własność łączenia się z kwasami, odgrywając poniekąd rolę zasady. Z tzw. kwasem solnym daje np. sól, zwaną salmiakiem. Inne kwasy dają oczywiście analogiczne sole. Ale amoniak nie jest silną zasadą, a poza tym jest łatwo lotnym gazem. Jeżeli więc na jego sól podziałamy zasadą silniejszą, a do tego nielotną, to zostanie on z połączenia wyparty i może być schwytyany celem zużycowania w dowolny sposób.

Sposób ten na małą skalę bardzo praktyczny, nie jest jednak wcale syntezą amoniaku, gdyż już substancja wyjściowa zawiera gotowy, choć związany amoniak. Do celów przemysłowych się przeto nie nadaje.

Amoniak jest gazem bezbarwnym o charakterystycznej, ostrej woni. Nawet niewielka jego ilość domieszana do powietrza jest szkodliwa (0.15%). W ilości 2—3% powoduje śmierć. Fakt to ważny, gdyż amoniak ma obszerne zastosowanie w różnych gałęziach przemysłu, jak w fabrykach barwików, lodu itp. Daje się łatwo skroplić, bo zamienia się w ciecz już w zwyczajnej temperaturze pod ciśnieniem 8-miu atmosfer. Ciecz ta wrze pod ciśnieniem atmosferycznym w temperaturze — 33°. Jeżeli więc z jej pomocą oziębimy wodę, to otrzymujemy lód. Przeprowadzając np. skroplony amoniak rurami przez zbiornik ze stężonym roztworem soli kuchennej, oziębiamy go do — 20°. Ten roztwór służy następnie do oziębienia naczyń z czystą wodą, która krzepnie na czysty lód, wolny od szkodliwych składników, przede wszystkim bakterij chorobotwórczych.

Dawniej używano do celów gospodarczych (spożywczych) powszechnie lodu naturalnego, tworzącego się na powierzchni rzek, jezior i stawów. Lód taki nigdy jednak nie dawał gwarancji czystości, a jest to w tym wypadku rzecz ważną. Obecnie z tych właśnie względów wolno używać do



tych celów tylko lodu sztucznego, który dla odróżnienia od naturalnego musi w Polsce być barwiony na różowo.

Ważną własnością amoniaku jest jego wielka rozpuszczalność w wodzie. Taka wielka rozpuszczalność gazu w wodzie jest zawsze oznaką, że następuje przy tym jakaś zmiana chemiczna, że nie jest to więc prosta rozpuszczalność, która u innych gazów jest zawsze mała. Widocznie wytworzyło się z wodą jakieś nowe ciało, łatwo w niej rozpuszczalne. Bliższe badanie potwierdza to przypuszczenie. Roztwór taki, t. zn. woda amoniakalna lub amoniak wodnisty, ma wybitne własności chemiczne, odróżniające go od wody, i smakiem przypomina nieco sodę zwyczajną, a jeszcze bardziej żrącą lub potaż żrący. Ma z nimi też wspólną własność zmieniania barwy niektórych barwików w pewien określony sposób.

W chemii taka reakcja odgrywa wielką rolę, gdyż z jej pomocą poznajemy, czy w roztworze znajduje się rozpuszczony kwas, czy zasada, czy też ciało obojętne, ani kwas, ani zasada, a takimi są zwykle sole. Barwik, który może służyć do wskazania nam, jaka kategoria substancji jest w roztworze, nazywa się wskaźnikiem lub z łaciny indykatorem. Różne wskaźniki zachowują się rozmaicie tak, że za ich pomocą można nawet oznaczyć stopień kwasoty lub zasadowości roztworu. Ma to olbrzymie znaczenie dla nowego rozwoju badań chemicznych, szczególnie dla celów biologicznych: w botanice, zoologii, a przede wszystkim w fizjologii i medycynie. Do podręcznego użytku w laboratoriach chemicznych, gdy nie chodzi o ścisłe pomiary, używa się zwykle barwika naturalnego, zawartego w niektórych porostach, zwanego lakmusem. W stanie obojętnym ma on odcień prawie fioletowy. Już mała ilość kwasu powoduje zmianę barwy roztworu lakmuśsu na jasno czerwoną, zaś drobna ilość zasady niebieszczy barwik. Otóż amoniak wodnisty zmienia natychmiast barwę roztworu lakmuśsu, zaczerwienionego przez dodanie kropli jakiegoś kwasu, na niebieską; co świadczy o podobieństwie jego własności do sody żrącej, a więc silnej zasady. Ma więc własności zasadowe.

Blizszą naturę i budowę tej zasady poznamy później; na razie zaznaczymy, że tak jak inne zasady tworzy ona sole z kwasami, które są podobne do soli sodu lub potasu, i zowią się solami amonowymi. Tak więc z kwasem solnym tworzy amoniak w roztworze wodnym sól zwaną chlorkiem amonu, który się zwykle nazywa salmiakiem; jeżeli ten roztwór wodny odparujemy, to pozostają kryształki salmiaku. Sole te mogą powstać wprost przez połączenie się gazowego amoniaku z kwasem; tak więc kwas solny, który jest roztworem wodnym związku, zwanego chlorowodorem lub kwasem chlorowodorowym, wytwarza z amoniakiem salmiak nawet w nieobecności wody. A że chlorowódór czysty jest również gazem, przeto oba te gazy, spotykając się ze sobą w powietrzu, tworzą gęste, białe dymy, będące po prostu zawiesiną mikroskopijnych kryształków salmiaku, które się długo unoszą w powietrzu, czyniąc je nieprzeźroczystym i uniemożliwiając swobodną obserwację. Ma to niekiedy zastosowanie do tworzenia tzw. zasłon dymnych, używanych w celach wojennych.

Owa zasada amoniakalna, tworząca się w roztworze wodnym amoniaku, jest związkiem bardzo nietrwałym, rozpadającym się łatwo na składniki, dlatego nie można go otrzymać w stanie czystym, np. przez odparowanie roztworu. Wskutek tego ustawicznego rozpadania się, roztwór taki ma bardzo silny zapach amoniaku, a zostawiony swobodnie w naczyniu otwartym z czasem zupełnie traci ten składnik lotny. Przy ogrzewaniu ten rozpad przebiega jeszcze szybciej, tak, że przez gotowanie można amoniak wypędzić z wody w zupełności.

### „NE ZDURYSZ APTEKARA SERWASEROM...”

Te ogromne ilości amoniaku, które przemysł wytwarza obecnie we wszystkich krajach, przerabia się tylko częściowo na sole amonu, lub zużywa jako środki nawozowe. Ogromna jego część służy do dalszej przeróbki celem fabrykacji kwasu azotowego, związku dla chemii może jeszcze ważniejszego, gdyż jest to jeden z najsilniejszych znanych kwasów Roz-

twarza on nie tylko prawie wszystkie metale, ale działa i na większość innych substancyj, i to nie tylko nieorganicznych, ale przede wszystkim organicznych, — prowadząc w ten sposób do najróżniejszych syntez: barwików, przetworów farmaceutycznych itp., a przede wszystkim materiałów wybuchowych. Tak więc siła obronna państwa jest najściślej związana ze stanem fabrykacji kwasu azotowego w kraju.

Kwas azotowy, jak się zdaje, nie był znany w starożytności. W każdym razie znajomość jego w wiekach średnich da się wykazać dość późno, gdyż pierwsze pewniejsze wiadomości pochodzą mniej więcej z XIII wieku. Nie umiano go jednak wytwarzać w większej ilości, był więc produktem bardzo cennym, używanym przede wszystkim do rozpuszczania metali. Nie rozpuszcza się w nim złoto, natomiast ulegają rozpuszczeniu się mniej szlachetne, jak miedź i srebro. Tak więc kwas azotowy pozwala stwierdzić prawdziwość złota: złoto stopione z innymi metalami, potraktowane kwasem azotowym oddziela się od tych metali. Stąd też stara niemiecka nazwa tego kwasu „Scheidewasser“ (woda rozdzielcza), co dawni Polacy przerobili na serwaser. Nazwę tę spotyka się w starych książkach. Warto wspomnieć ruskie przysłowie: „ne zdurysz aptekara serwaserom“, co znaczy, że nie oszukasz takiego, kto się zawodowo na tej właśnie rzeczy rozumie.

Średniowieczna jego nazwa jest „aqua fortis“ to znaczy woda mocna, dzielna, właśnie dla wielkiej zdolności atakowania i rozpuszczania metali. Ta nazwa do dziś się zachowała, ale ze zmienionym znaczeniem: kwasu azotowego używa się do wytrawiania rysunku na płytach miedzianych celem wykonania pewnego rodzaju sztychów, dzieł graficznych, które noszą nazwę akwafort.

Kwas azotowy ma wzór chemiczny  $\text{HNO}_3$ , zawiera więc dużo tlenu. Jednakże azot niezbyt chętnie łączy się z tlenem, a powstałe stąd związki łatwo ten tlen, przynajmniej częściowo, tracą. Stąd kwas azotowy należy do ciał najsilniej utleniających i na tym polega jego wielka chemiczna czynność rozpuszczania metali. Niektóre ciała po prostu palą się w nim,

jak np. węgiel, gdy go zatlimy i wrzucimy do gorącego, a silnie zgęszczonego kwasu azotowego. Podobnie też terpentyna i siarkowodór, i wiele innych łatwopalnych ciał zapala się w zetknięciu ze zgęszczonym kwasem azotowym.

Na ciała organiczne działa kwas azotowy bardzo energicznie, utleniając je lub przeprowadzając w inny sposób w nowe związki, w których skład wchodzi azot. Ciała te mogą być dalej przerabiane na liczne pochodne, często wielkiej praktycznej wartości. Wymieńmy tylko takie, jak różne barwiki, środki lecznicze, a przede wszystkim środki wybuchowe, które prawie bez wyjątku są pochodnymi kwasu azotowego, więc: nitroceluloza, nitrogliceryna, czynny składnik dynamitu, trójnitrofenol (ekrazyt, melinit), trotyl i inne. Nitroceluloza poza zastosowaniem do wyrobu prochu bezdymnego służy jeszcze do wyrobu celuloиду, najważniejszej może masy plastycznej. Zresztą i staroświecki proch dymny zawdzięcza siłę wybuchową zawartości soli kwasu azotowego, saletry. Pióra, włosy, paznokcie barwi silny kwas azotowy na żółto, podobnie i skórę. Przy dłuższym działaniu kwas azotowy, szczególnie dymiący, wypala w niej rany, które się trudno goją.

W stanie czystym kwas ten jest bardzo skłonny do rozkładu. Już sam z siebie traci nieco tlenu, przy czym tworzą się tlenki azotu o mniejszej zawartości tlenu, posiadające barwę żółtą. Stąd kwas taki, normalnie bezbarwny, żółknie z czasem. Niekiedy prowadzi się jego fabrykację celowo w ten sposób, że rozkład ten zachodzi jeszcze w wyższym stopniu i wtedy ciecz nabiera barwy silnie żółtej, a nawet czerwono-brunatnej. A że ten zabarwiony tlenek azotu jest łatwo lotnym gazem, przeto z cieczy wydobywają się dymy, a raczej pary żółto-brunatne. Taki kwas azotowy nosi nazwę kwasu azotowego dymiącego i odznacza się własnościami jeszcze silniej utleniającymi, niż kwas zwyczajny.

Otrzymać kwas azotowy można w różny sposób, już to wychodząc z soli jego, które znajdują się w przyrodzie lub mogą być sztucznie wytworzone, już też przerabiając nań azot znajdujący się w nieograniczonych ilościach w powie-

trzu, co wprawdzie nie jest łatwe i proste, jednak jest obecnie prawie jedyną w przemyśle stosowaną drogą, gdyż na wielką skalę jest znacznie ekonomiczniejsze.

## SŁOWA NA „OWY“ I NA „AWY“.

Sole kwasu azotowego są zwane azotanami. Musimy najpierw objaśnić zasadniczo, jakie jest słownictwo chemiczne soli. Otóż kwasy mogą być w ogóle dwojakiego rodzaju: albo nie zawierają w swoim składzie tlenu, jak np. kwas solny, a w takim razie noszą nazwę utworzoną od wodoru i grupy atomowej z nią połączonej. Tak więc to, co potocznie i technicznie nazywamy kwasem solnym, naukowo zwie się kwasem chlorowodorowym, gdyż składa się z chloru i wodoru (HCl); kwas pruski, co jest również nazwą potoczną, nosi nazwę naukową cyjanowodoru, jako że jest złożony z wodoru i cyjanu. Sole takich kwasów są zakończone na -ek, np. chlorek sodu, cyjanek potasu.

Albo też kwasy zawierają tlen, a wtedy słownictwo ich i ich soli jest więcej skomplikowane ze względu na to, że ten sam pierwiastek może tworzyć kwasy o różnej zawartości tlenu. Wtedy najważniejszy z nich, najtypowszy dla pierwiastka, otrzymuje nazwę zakończoną na -owy: kwas azotowy, siarkowy, fosforowy; sole tych kwasów kończą się na -an: azotan, siarczan, fosforan. Jeżeli kwas zawiera więcej tlenu niż taki kwas typowy, to otrzymuje dodatek „nad“-, a więc: kwas nadsiarkowy, nadmanganowy. Od tego zaś urabia się nazwy soli: nadmanganian potasu, nadsiarczan amonu. Widzimy więc, że nie tylko mogą być nadludzie, ale też nadkwasy i nadsole.

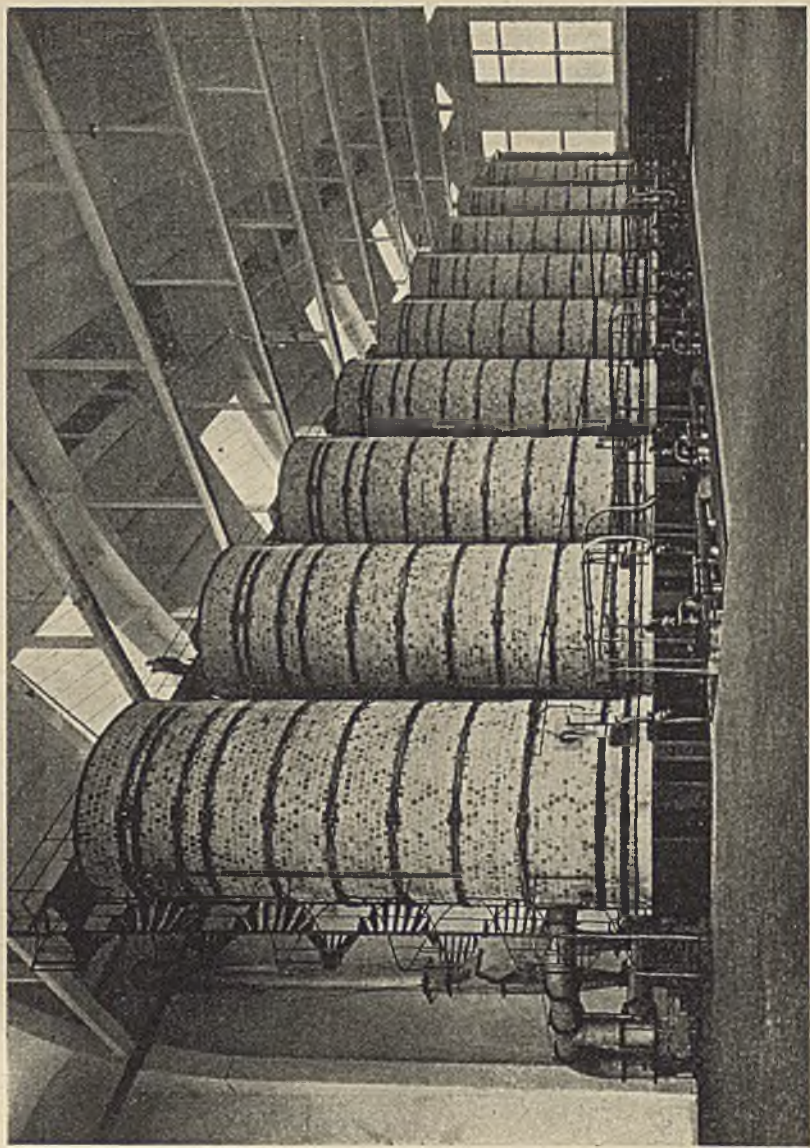
Zdarza się jednak, że kwas zawiera mniej tlenu, otrzymuje wówczas końcówkę -awy: kwas azotawy, siarkawy, sole zaś kończą się na -yn: azotyn, siarczyn. Jeszcze mniej utlenione kwasy i sole otrzymują dodatek pod-: więc kwas podsiarkawy i podsiarczyny, kwas podchlorowy i podchloryny. Bywają jednak niekiedy kwasy, których skład chemiczny

ny odpowiada jeszcze innym stosunkom. Wtedy powstają jeszcze inne nazwy odpowiadające potrzebom, jak kwas pirofosforowy, tiosiarkowy, oksysiarkowy itd. Zawsze jednak końcówce -owy odpowiada sól zakończona na -an, końcówce -awy, sól na -yn.

Solą więc kwasu azotowego jest azotan. Azotany występują w przyrodzie, tworząc się podczas gnicia ciał organicznych: amoniak, który powstaje w trakcie tego gnicia, z pomocą bakterii t. zw. nitryfikujących przechodzi na azotan, szczególnie wobec silnych zasad jak sody, potażu, wapna itd. A że związki sodu, potasu, wapnia, są w przyrodzie bardzo rozpowszechnione, więc azotany tych metali mogą się łatwo tworzyć i rzeczywiście ma to miejsce. Z soli tych został najpierw poznany azotan potasu jako wykwit na kamieniach, skałach, murach, w sąsiedztwie gniących ciał organicznych.

Jeszcze częściej można obserwować takie wykwitanie azotanu wapniowego na murach miejsc ustępowych, stajen itd. gdzie gnią odchody zwierzęce w obecności wapna, znajdującego się w zaprawie murarskiej. O sztucznym wytwarzaniu saletry jeszcze powiemy osobno. W największej ilości spotyka się jednak w przyrodzie azotan sodowy, w Chile, stąd zwie się go saletrą chilijską (wymawiaj: „czylijską“). Z Chile jest wywożony na cały świat jako sztuczny nawóz azotowy i jako surowiec do otrzymywania kwasu azotowego i jodu, którego zawiera pokaźne ilości. Dawniej te właśnie pokłady były głównym źródłem do otrzymywania kwasu azotowego, ale znane są one stosunkowo niedawno, więc z samego początku surowcem była saletra zwyczajna, potasowa.

Sposób przerabiania saletry na kwas azotowy jest bardzo typowy i ogólnie ważny, a zarazem bardzo prosty i zrozumiały. Jeżeli chcemy uzyskać kwas z jego soli, to należy ją potraktować kwasem innym, przede wszystkim mniej lotnym i o ile możliwości silnym, i w ten sposób umożliwić jego oddestylowanie. Tak więc np. działamy na azotan potasu czyli zwyczajną saletrę kwasem siarkowym, który łączy się z potasem na siarczan potasu, a wówczas uwalnia się kwas



Wieże absorpcyjne do otrzymywania kwasu azotowego w fabryce związków azotowych w Mościcach, zbudowane wedle systemu prof. I. Mościckiego, Prezydenta Rzeczypospolitej.





azotowy. Że zaś ten kwas jest stosunkowo łatwo lotny, a kwas siarkowy (którego się przy tym używa w nadmiarze) wrze dopiero w temperaturze około  $340^{\circ}$ , siarczan potasu zaś jest nielotny, przeto oddestylowanie pierwszego z tych związków (temperatura wrzenia  $86^{\circ}$ ) nie przedstawia żadnych trudności.

I obecnie uzyskuje się w ten sposób kwas azotowy, z tą tylko zmianą, że zamiast stosunkowo drogiej saletry potasowej używa się tańszej saletry chilijskiej. Ale że i ona, choć występuje obficie w południowej Ameryce, wskutek kosztów przewozu staje się na drugiej półkuli zbyt drogą, przeto w Europie wyrabia się kwas azotowy już prawie wyłącznie z powietrza jako surowca wszędzie dostępnego. Więc choć jeszcze ćwierć wieku temu saletra chilijska była jedynym źródłem tego kwasu, dziś tylko jeszcze w Ameryce pozostała nim na większą skalę.

Jakże więc postępuje się obecnie, aby powietrze przerobić na ten cenny produkt? Istnieją dwie główne drogi: jedna, na pozór prostsza i krótsza, jest jednak trudniejsza i kosztowniejsza; druga, bardziej skomplikowana, jest łatwiejsza i tańsza. Ale opracowanie obydwóch jest wielkim triumfem nauki i techniki, ściśle związanej z postępami nauk teoretycznych jak i rozwojem metod przemysłowych. Zacznijmy od metody pierwszej.

## W OBJĘCIACH ŁUKU ELEKTRYCZNEGO.

Przede wszystkim trzeba przypomnieć, że tlenki metaloidów przeważnie mają tę właściwość, że rozpuszczone w wodzie łączą się z nią na kwas. Jeżeli rzeczywiście tak się zachowują, to się je określa jako bezwodniki kwasowe. Wystarczy więc wytworzyć taki tlenek, by po rozpuszczeniu go w wodzie otrzymać kwas. Azot tworzy z tlenem pięć związków, z tych zaś tylko trzy są bezwodnikami kwasowymi. Odpowiadają one tylko dwom kwasom: jeden interesującym nas kwasowi azotowemu, drugi kwasowi azotawemu uboższemu o jeden atom tlenu. Trzeci jest wreszcie bez-

wodnikiem mieszanym: z wodą daje równe ilości kwasu azotowego i azotawego. Zdawałoby się, że plan pracy jest prosty: należy utlenić, spalić azot w ten sposób, by zeń otrzymać bezwodnik kwasu azotowego i rozpuścić go w wodzie.

Ale dużo trudności stoi temu na przeszkodzie: przede wszystkim azot łączy się z tlenem bardzo trudno i proste zapalenie mieszaniny się nie udaje, co zresztą jest wielkim szczęściem, bo w przeciwnym razie powietrze dawno by się było spaliło i życie byłoby niemożliwe. Poza tym bezwodnik azotowy (tak się mówi krócej) jest związkiem bardzo nietrwałym i nie da się w żaden sposób utworzyć wprost z pierwiastków.

W ogóle związki tlenu i azotu (z jednym wyjątkiem, o którym niżej) są skłonne do rozkładu lub w ogóle do zmian chemicznych i łatwo jedne w drugie przechodzą. W praktyce więc wystarczy utworzyć jakikolwiek z owych nietrwałych czterech związków, aby go w łatwy sposób przeprowadzić w inny, a co najważniejsze, w potrzebny nam kwas azotowy.

Z tych nietrwałych związków najłatwiej utworzyć bezpośrednio najnietrwalszy (przynajmniej w zwykłych warunkach) tlenek azotu. Po prostu tlenek azotu bez bliższego określenia, powstający przez bezpośrednie połączenia atomu azotu z atomem tlenu.

Trudność tej reakcji polega na tym, że wolny azot składa się z dwóch atomów, które są z sobą bardzo silnie połączone, i trzeba włożyć bardzo wiele pracy (energii), by je rozerwać celem połączenia z tlenem. A że energię najłatwiej doprowadzić w postaci ciepła, więc należy mieszaninę tych dwóch gazów ogrzać jak najmocniej. Łatwiej to napisać niż wykonać. Po pierwsze technika nie posiada w praktyce środków na uzyskanie wyższej temperatury, niż łuk elektryczny, dający temperaturę około  $4.000^{\circ}$ . Dla zwykłych celów jest to temperatura bardzo wysoka, ale dla naszej reakcji nie, gdyż w tych warunkach tworzy się tylko 8% tlenku azotu, ale tylko w laboratoriach. Na wielką skalę w przemyśle można uzyskać od 2 —  $2\frac{1}{2}\%$ . Ale najgorsze, że reakcja ta jest odwracalna. Zna-

czy to, że tlenek azotu ma tendencję rozkładania się z powrotem na tlen i azot. Mieliśmy już do czynienia z taką reakcją przy syntezie amoniaku, również odwracalną. Tu jednak panują inne stosunki: przy wytwarzaniu amoniaku wydajność i trwałość produktu zwiększały się z obniżeniem temperatury, tutaj jest wprost przeciwnie.

Jeżeli więc otrzymamy w mieszaninie gazowej — a jako taką bierze się po prostu powietrze, — owe 8% tlenku azotu w laboratorium czy 2% we fabryce, to może on się utrzymać tylko w temperaturze łuku elektrycznego: oziębiony rozpada się z powrotem na swoje składniki. Na pozór więc zachody zostały stracone, olbrzymia energia elektryczna zmarnowana. Tu przychodzi nam jednak z pomocą omówiona już poprzednio zmiana szybkości reakcji zależnie od temperatury. Widzieliśmy poprzednio, jaki wpływ ma obniżenie temperatury na zahamowanie reakcji. W tym wypadku obliczono, że szybkość rozpadu tlenku azotu w temperaturze 1.500° jest setki milionów razy mniejsza niż w temperaturze 3.000°. Jeżeli więc mieszaninę, reagującą w najwyższej osiągalnej temperaturze uda się nam nagle oziębic, to rozpad zostaje, praktycznie biorąc, zatrzymany. Mówimy, że reakcja została „zamrożona“ w temperaturze 1.500°.

Dalsza praca jest stosunkowo łatwa. Korzysta się mianowicie z owej nietrwałości tlenku azotu, która sprawia, że się on utlenia dalej niesłychanie łatwo, przyłączając do swej drobiny jeszcze jeden atom tlenu i przechodząc w tzw. dwutlenek azotu  $\text{NO}_2$ . Wystarczy, by się zetknął z tlenem, a natychmiast z nim reaguje, co się od razu widzi; tlenek azotu jest bowiem gazem bezbarwnym, a dwutlenek ma barwę żółto-brunatną. Otóż ten dwutlenek azotu w niższej temperaturze ulega dalej zmianie, jego wzór chemiczny podwaja się bowiem, a wytworzony w ten sposób związek rozpuszcza się w wodzie, tworząc w niej kwas azotowy i azotawy.

Ten ostatni znów jest bardzo nietrwały: w odpowiednich warunkach utlenia się pod wpływem tlenu powietrznego na kwas azotowy. W ten sposób cała ilość tlenku azotu, otrzymanego w pierwszym stadium procesu, przechodzi na podsta-

wie łańcucha powiązanych z sobą reakcyj na kwas azotowy. Pozostaje tylko zagęścić ten rozcieńczony kwas, co wobec jego skłonności do rozkładania się nie jest rzeczą łatwą, ale to już sprawa raczej praktyczna; nie będziemy o niej szczegółowo mówić. Już sama strona teoretyczna problemu, którąśmy krótko naszkicowali, wymagała długich lat szczegółowych i mozolnych badań ze strony licznych uczonych.

Historycznie rzecz biorąc pierwszym był angielski uczoney Cavendish, który w końcu XVIII wieku spostrzegł, że gdy w powietrzu przeskakują iskry elektryczne, to powstaje z tlenu i azotu substancja rozpuszczająca się w wodzie i pochłaniana przez zasady. Jednak z powodu mało wówczas posuniętego rozwoju chemii nie potrafił on szczegółowo wyjaśnić tego zjawiska, choć używał go praktycznie do pochłaniania azotu z atmosfery. Doświadczenie swoje robił on na małej skale, nie umiano bowiem wówczas otrzymywać silnych wyładowań elektrycznych w postaci łuku elektrycznego, tylko słabe iskry z maszyny elektrycznej.

W sto lat później posłużył się analogiczną metodą fizyk angielski lord Rayleigh do tego samego celu, ale nieporównanie silniejszymi środkami, używając wielkiej cewki indukcyjnej, stąd reakcja była intensywniejsza i szybsza. Rzecz ta jednak nie dojrzała do zaatakowania praktyczno-technicznego. Trzeba było poczekać do XX wieku. Dopiero w tym okresie rozwoju chemii opracowano w kilku miejscach metody pozwalające otrzymywać kwas azotowy z powietrza.

W pierwszym rzędzie musimy wymienić naszych polskich uczonych, jako twórców tej metody, prof. fizyki we Fryburgu Kowalskiego, i jego asystenta Mościckiego (obecnego Prezydenta Rzeczypospolitej Polskiej), którzy pierwsi w roku 1901 uzyskali patent na swoją metodę. Wkrótce Kowalski zaprzestał pracy w tym kierunku. Prowadził ją jednak Mościcki, doskonaląc sposoby fabrykacji tak, że w r. 1910 mógł wypuścić ze swej fabryki w Chippis w Szwajcarii pierwszą w świecie cysternę kwasu azotowego stężonego, uzyskanego z powietrza metodą elektrochemiczną. Tymczasem inni wynalazcy analogicznych metod po-

trafili produkować tylko kwas azotowy mniej lub więcej rozcieńczony.

Wszystkie te metody zarówno Mościckiego, jak i wielu innych, polegają na zasadach wyłożonych powyżej: różnice są natury technicznej. Głównie o to chodzi, by łuk elektryczny — zwykle bardzo mały — jak najbardziej zwiększyć, aby jak największa ilość powietrza mogła być nim naraz ogrzana. Można do tego użyć sił magnetycznych. Za ich pomocą rozciągają Birkenland i Eyde łuk na tarczę o średnicy 1, 2, a nawet 3 metrów, tworząc t. zw. słońce elektryczne. Mościcki poddawał ów łuk, w którym się spalał azot, ruchowi wirowemu pod wpływem pola magnetycznego, przy czym również powstawał rodzaj tarczy, ale w postaci pierścieniowej. Schönherr wyciągał łuk na długość 5 do 6 metrów. Przez tak zwiększoną przestrzeń łuku przedmucha się szybkim strumieniem powietrze, które się natychmiast chłodzi „zamrażając“ reakcję, odbytą właśnie w łuku. Utrwalony w ten sposób tlenek azotu reaguje natychmiast dalej z jeszcze nieużytym tlenem powietrza i wytwarza dwutlenek azotu. Następnie gazy reakcyjne przeprowadza się przez przyrządy absorpcyjne z wodą, gdzie się tlenki azotu pochłaniają i wytwarza kwas azotowy.

Widzimy więc, jak ta metoda jest żmudna i jakimi najezona trudnościami. Ma ona jeszcze i tę wadę (wcale niemałą), że jest bardzo kosztowna, bo wymaga ogromnych ilości prądu elektrycznego, który jest przeważnie drogi. Jest ona więc tylko tam rentowna, gdzie można otrzymywać elektryczność w tani sposób przy pomocy siły wodnej. Tam zaś, gdzie się elektryczność otrzymuje z dynamomaszyn poruszanych motorami parowymi czy gazowymi — nie opłaca się.

Dlatego fabryki takie powstawały przeważnie w krajach górzystych jak w Szwajcarii, Norwegii itd. Stąd też obecnie już prawie zupełnie ustało wytwarzanie kwasu azotowego tą metodą. Prawie wszystkie fabryki przeszły na inną metodę, mianowicie spalania amoniaku.

Zdawałoby się, że prościej jest spalać azot, niż mozolnie i kosztownie przerabiać go na amoniak i potem amoniak do-

piero spalać. Jednak bliższe zapoznanie się z warunkami spalania wykazuje, że ta technika jest korzystniejsza. Największą trudnością przy spalaniu azotu jest dostarczenie dostatecznej energii, by się azot połączył z tlenem, i zaraz potem natychmiastowe oziębienie. Niemale te trudności znikają przy spalaniu amoniaku. Wodór znajdujący się w amoniaku przez swe spalanie się dostarcza energii w takiej ilości, iż nie tylko nie potrzeba mieszaniny ogrzewać, lecz przeciwnie ochładzać, dbając, aby temperatura nie podniosła się ponad 500 stopni. Gdybyśmy próbowali w powietrzu amoniak zapalić, to by nam to nie przyszło łatwo. Ale przychodzi nam z pomocą kataliza. Przepuścimy amoniak obficie zmieszany z powietrzem przez gęstą siatkę z cienkiego drutu platynowego, rozżarzoną do ciemnej czerwoności. I oto powstaje tlenek azotu, który w tak niskiej temperaturze mało okazuje skłonności do rozpadu. Tą drogą produkuje kwas azotowy u nas fabryka w Mościcach pod Tarnowem.

Wspomnieliśmy już o kilku innych związkach azotu z tlenem: tlenku azotu, dwutlenku azotu, kwasie azotawym, i ich roli w czasie fabrykacji kwasu azotowego. Poza tymi związki tych dwóch pierwiastków mają mniejsze praktyczne znaczenie. Wspomnijmy więc tylko o jednym tzw. tlenku dwuazotu. Jest to gaz dający się łatwo otrzymać przez ogrzewanie azotanu amonu, przy czym tworzy się tylko jeszcze woda. Gaz ten jest bezbarwny o słabym zapachu. Ponieważ dość łatwo rozkłada się, przeto ciała palące się silnym płomieniem doń przeniesione płoną dalej i to żywiej, niż w powietrzu, bo wskutek rozkładu wytwarza się z niego tlen, który procentowo znajduje się w nim w większej ilości, aniżeli w powietrzu. Oddychania nie podtrzymuje on, ale nie jest trujący. Zmieszany zaś z powietrzem działa narkotycznie, powodując oszołomienie i krótkie znieczulenie „na wesoło”. Stąd nosi nazwę gazu rozweselającego. Używa się go czasem w dentyście, celem wykonania zabiegów bez uczucia bólu.

## A OPRÓCZ AZOTU I TLENU...

Azot i tlen są najważniejszymi składnikami powietrza, od którego życie nasze najbardziej zależy. Rozumieli to już i starożytni. Już Empedokles w V wieku przed Chr. zaliczył powietrze do czterech elementów (żywiołów), z których wszechświat jest utworzony, a nauka ta rozpowszechniona głównie przez Arystotelesa utrzymała się przez długie wieki. Uzupełniano ją coraz bardziej i zmieniano, aż musiała ustąpić w nowych czasach znacznie odmiennemu zapatrywaniu na istotę i rodzaje pierwiastków. Powietrzu przypadła w tej nowej nauce skromniejsza rola. Zamiast być „żywiołem“ stało się mieszaniną kilku gazów, co nie zmniejszyło jednak jego praktycznego znaczenia.

Jak już mówiliśmy, oprócz tlenu i azotu występuje w powietrzu dwutlenek węgla w ilości około 0,05%. O istnieniu innych gazów w powietrzu nie wiedziano aż do r. 1894. Dopiero w tym roku niespodzianie chemik angielski Ramsay i fizyk lord Rayleigh wykazali, że w powietrzu znajduje się jeszcze nowy pierwiastek gazowy, nazwany przez nich argonem, o własnościach równie niespodzianych jak jego obecność. W kilka lat potem (1898) Ramsay z Traversem zdołali z tego pierwotnego argonu wyosobnić jeszcze cztery inne podobne mu pierwiastki gazowe, występujące w znacznie mniejszych ilościach. Wszystkie te gazy razem nie dosięgają nawet jednego procentu objętości powietrza.

Należy jeszcze wspomnieć i o parze wodnej. Ilość jej jest bardzo zmienna. W razie deszczu powietrze może się nią nasyć i wtedy znajduje się jej w lecie do 22 miligramów na litr. W czasie posuchy letniej lub silnych mrozów jest jej znacznie mniej (np. w temperaturze  $-10^{\circ}$  około 1,5 miligrama). Mimo tej niewielkiej pozornie ilości para wodna odgrywa ogromną rolę. Jest to bowiem materiał do wszystkich opadów atmosferycznych.

Jeszcze mniej jest dwutlenku węgla w powietrzu, bo tylko około  $\frac{1}{3}$  centymetra sześciennego na litr, co odpowiada pół miligramowi. Mimo to jest to składnik niezmiernie ważny, bo od niego zależy życie roślin.

## ŁUDZIE KSIĘŻYCOWI PIJĄ POWIETRZE.

Żył w II wieku po Chrystusie niesłychanie dowcipny autor grecki, satyryk, który dzisiaj byłby z pewnością dobrze płatnym felietonistą, w jakimś poczytnym dzienniku. Nazywał się Lukian z Samosaty. Gniewało go to, że podróżni wracający z dalekich krain opowiadają nieraz fantastyczne historie, których prawdziwości nie można skontrolować. („Dobrze temu opowiadać, co wraca z daleka“ mówi słusznie przysłowie francuskie). Chcąc więc wydrwić tych podróżników, napisał całą książkę o swoich rzekomych wyprawach, których wcale nie odbywał, i opowiadał o nich smalne duby (szczerze jednak przyznał we wstępie, iż są to podróże zmyślone). Otóż podczas jednej z takich wypraw spotkała go na morzu straszna burza i potężny huragan porwał jego okręt, który wylądował na księżycu. Oczywiście „księżycanie“, to całkiem inni ludzie, inaczej żyją, inaczej się odżywiają, a „za napój służy im powietrze, które wciśnięte do kubka daje ciecz podobną do rosy“.

Otóż w tej żartobliwej, czysto humorystycznej relacji jest jednak ziarenko prawdy. Istotnie, ażeby powietrze można było nalać do kubka, to w praktyce musi być ono „wciśnięte“. Jednym z warunków sprzyjających skraplaniu gazów jest właśnie poddanie ich bardzo silnemu ciśnieniu. I tak właśnie w ten sposób udała się pierwsza pomyślna próba skraplania gazów Van Marumowi, który w r. 1792 skroplił amoniak przy zastosowaniu silnego ciśnienia bez oziębienia.

Następni badacze starali się osiągnąć podobny wynik z innymi gazami, poddając je już to ciśnieniu, już to silnemu oziębieniu, już też stosując oba sposoby. Na tym polu zasłużył się chemik angielski Faraday, który w pierwszej połowie XIX wieku skroplił niemal wszystkie znane gazy, bo tylko sześć mu się oparło, mianowicie wodór, tlen, azot, tlenek węgla, tlenek azotu i metan, czyli gaz bagieny. Genialny umysł angielskiego uczonego zdawał sobie sprawę z przyczyn niepowodzenia. Zrozumiał on, choć w tym kierunku jeszcze badań nie przeprowadzał, — że do skroplenia ważniejsze jest ozię-





U góry: Karol Olszewski w sali wykładowej, obraz pędzla prof. Wyczółkowskiego.

U dołu: Zygmunt Wróblewski, dwaj uczeni polscy, którzy dokonali epokowych doświadczeń z niskimi temperaturami.



bienie, niż samo ściskanie i że musi istnieć dla każdej substancji temperatura graniczna, powyżej której gaz nie da się skroplić, nawet gdybyśmy użyli najwyższego ciśnienia.

Nie bardzo zważali na to twierdzenie inni uczeni i wbrew tej opinii Faradaya próbowali skroplić wspomniane gazy tylko przy pomocy ciśnienia, nie ziębiąc ich dostatecznie — oczywiście bez rezultatu. Dopiero w r. 1869 fizyk angielski Andrews doświadczalnie i teoretycznie wykazał, że istnieje rzeczywiście taka temperatura (nazwana krytyczną), do której gaz musi być co najmniej oziębiony, aby pod odpowiednim ciśnieniem (również krytycznym) dał się skroplić.

Ale i praca Andrews'a nie od razu została oceniona. W dalszym ciągu przy próbach skraplania gazów najoporniejszych używano największych ciśnień, sądząc, że to zrównoważy niedostateczne oziębienie. Robiono to też dlatego, iż nie umiano jeszcze wówczas otrzymywać dostatecznie niskich temperatur. Najbardziej zbliżył się do celu fizyk francuski Cailletet, który korzystał z tego, że gaz ściśnięty bardzo mocno a następnie nagle rozprężony, oziębia się przy tym tym mocniej, im wyższe było ciśnienie początkowe. Doświadczenia przeprowadzał w ten sposób, że ścisnął w cienkiej rurce włoskowatej tlen lub inny oporny gaz pod ciśnieniem kilkuset atmosfer, rurkę oziębiał jak mógł najsilniej, a następnie otwierał nagle kurek, którym rurka była zamknięta. Gaz nagle rozprężał się a temperatura jego spadała tak dalece, że przekraczała ku dołowi temperaturę krytyczną. Ta maleńka więc ilość gazu, wynosząca parę milimetrów sześciennych, skraplała się chwilowo, ale tylko przybierając postać mgły na ułamek sekundy. W ten sposób zostało udowodnione, że tlen i inne odporne gazy dadzą się skroplić. Ale daleko stąd do prawdziwej cieczy, którą by można wylewać z naczynia i pić jak owi fantastyczni mieszkańcy księżycy.

Dopiero w r. 1883, gdy badania w kierunku skraplania podjęli dwaj uczeni polscy,

CHEMIK OLSZEWSKI I FIZYK WRÓBLEWSKI,  
PROFESOROWIE UNIW. JAGIELLOŃSKIEGO,

zdołano przeprowadzić w stan cieczy trwałej tlen, a potem wszystkie inne oporne gazy z wyjątkiem wodoru. Prace, dokonywane w tym kierunku najpierw wspólnie przez obu uczonych, a następnie przez każdego z nich osobno, stanowią jeden z najświetniejszych triumfów nauki polskiej. Stanowiły one punkt wyjścia dla dalszych badań naukowych, gdyż dzięki nim rozszerzono w sposób niesłychany zakres niskich temperatur, w których materia nabywa nowych, nawet nieoczekiwanych własności; zarazem zwiększono olbrzymio środki, jakimi rozporządza technika i przemysł, by umożliwić różne bardzo ważne procesy zarówno fizyczne jak chemiczne. Tak np. nowoczesny przemysł środków wybuchowych czy nawozów sztucznych itd. posiłkuje się pośrednio zdobyczami naszych uczonych. Stąd znaczenie ich prac jest dla ludzkości po prostu epokowe. Jednakże ściśle biorąc należą one raczej do fizyki niż do chemii, dlatego nie możemy ich tu szczegółowo rozpatrywać, ograniczając się do podania wiadomości wytycznych.

Ilość skroplonego powietrza, otrzymana przez naszych uczonych, była z początku maleńka: zaledwie kilka milimetrów sześciennych; jednakże dzięki pracom szczególnie Olshewskiego (Wróblewski bowiem wkrótce zmarł, poparzony podczas prac w laboratorium wskutek upadku lampy naftowej) udało się tę ilość bardzo zwiększyć, do ćwierć litra i więcej naraz, dzięki czemu laboratorium jego było do roku 1895 najlepiej urządzone dla otrzymywania najniższych temperatur i służyło jako wzór, wedle którego zakładano takie pracownie gdzieindziej, szczególnie w Anglii i Holandii.

Ale w kilka lat potem technika skraplania gazów poszła inną drogą i obecnie aparaty polskich uczonych są cennym zabytkiem z historii rozwoju nauk, nie służą jednak do celów praktycznych.

Nową metodę skraplania gazów, a w szczególności powietrza, wynaleźli niezależnie od siebie i równocześnie w r. 1895 Hampson w Anglii i Linde w Niemczech. Metoda ta polega na zjawisku dostrzeżonym jeszcze w r. 1852, mianowicie takim: Jeżeli gaz przepływa pod ciśnieniem przez prze-

wód w pewnym miejscu zdławiony (zwięźony), to po przejściu przez tę utrudniającą przeszkodę jest on zimniejszy, niż przedtem. Oziębienie to w bardzo pomysłowy sposób wyzyskano do otrzymania tak niskich temperatur, że doprowadza do skroplenia powietrza.

W aparatach zbudowanych na tej zasadzie nie potrzeba powietrza oziębiać osobno, jak to było potrzebne w doświadczeniach poprzednich badaczy, od Faradaya do Olszewskiego; wystarczy wtłaczać stale, za pomocą sprężarki (kompresora), powietrze ściśnięte do 200 atm., aby ono się przez własne oziębienie skraplało i w sposób ciągły wypływało z kurka do zbiornika, a ilość uzyskanej cieczy zależy tylko od rozmiarów aparatu i sprawności kompresora.

Aparaty Lindego są wyrabiane przede wszystkim do celów przemysłowych i z tego powodu muszą mieć wielką wydajność, wynoszącą setki i więcej litrów ciekłego powietrza na godzinę; aparaty Hampsona są mniejsze, z wydajnością tylko kilku litrów, ale za to wygodniejsze w użyciu dla pracowni naukowych.

Chociaż powyższe przyrządy rozwiązały kwestię łatwego skraplania powietrza, a z jego pomocą i prawie wszystkich innych gazów, mimo to zagadnienie to jeszcze nie zostało ukończone. Najłżejszy bowiem z gazów, wodór, w dalszym ciągu opierał się. Olszewski potrafił tylko uzyskać z wodorem to, co Cailletet z tlenem, mianowicie: przeprowadził go w mgłę na ułamek sekundy. Nasuwała się myśl, by wodór skraplać w aparacie zbliżonym do hampsonowskiego; ale okazało się, że to nie prowadzi do celu. Wodór bowiem, rozprężany w takim aparacie ogrzewa się, zamiast się oziębiać. To zachowanie się wodoru zbadał Olszewski i wykazał, że i on się oziębia, ale tylko gdy rozprężenie odbywa się w temperaturze niższej od  $-80^{\circ}$ .

Dlatego też skroplenie wodoru udało się Dewarowi w r. 1898 w aparacie podobnie zbudowanym, jak hampsonowski, ale chłodzonym z zewnątrz za pomocą skroplonego powietrza, które wrze w temperaturze około  $-190^{\circ}$ . Ciekły wo-

dór jest przezroczysty, bardzo lekki, bo około 14-cie razy lżejszy od wody i wrze w temperaturze  $-252^{\circ}$ .

Ale i na tym nie skończyły się prace nad skraplaniem; w r. 1895 Ramsay odkrył gaz, zwany helem, który okazał się jeszcze lotniejszym od wodoru i nawet w aparacie wodorowym nie okazywał żadnych oznak skraplania się. Trudność z nim była tym większa, iż otrzymywano go w małych ilościach z bardzo rzadkich minerałów, a więc był bardzo kosztowny. Dopiero w r. 1908 Kamerlingh Onnes rozporządzając w swej bogatej pracowni w Lejdzie w Holandii ogromnymi środkami pieniężnymi, zebrał parę metrów sześciennych gazu i skroplił hel, używając do chłodzenia go ciekłego wodoru. W ten sposób udało się skroplić wszystkie znane gazy. Nauka nie przewiduje już istnienia nowego gazu, który by był lotniejszy od helu.

Ciekłe powietrze, tak stosunkowo niedawno trudne do otrzymania, przestało być osobliwością, którą można z nabożeństwem oglądać w paru laboratoriach na świecie. Fabryki wytwarzają je wagonowo, by je rozdestylować na tlen i azot, przerabiany w kolosalnych ilościach na amoniak i kwas azotowy. W pracowniach naukowych jest on teraz pospolitym środkiem oziębiającym. Prawie w każdym laboratorium fizycznym i chemicznym znajduje się instalacja do skraplania powietrza. Mimo tego, żeby tak powiedzieć, spospolitowania, ciekłe powietrze nie przestało być czymś bardzo interesującym, tym bardziej, że można z nim wykonać tyle efektywnych doświadczeń. Pomówmy o nich.

Ciekłe powietrze jest przede wszystkim bardzo zimne, gdyż jego temperatura wrzenia waha się pomiędzy  $-183^{\circ}$  i  $-194^{\circ}$ . Jeżeli je wylejemy na powierzchnię stołu, to zachowuje się tak jak kropla wody, wylana na rozpaloną blachę pieca kuchennego: nie zwilża powierzchni, lecz biega po niej, unoszona przez swą parę, wywiązującą się w miejscu zetknięcia się ze stołem. Mówimy, że jest w stanie sferoidalnym. Podobnie i wylane na rękę ciekłe powietrze przechodzi w stan sferoidalny, nie zwilża skóry, dzięki czemu nie oziębia jej nadto; ba, można nawet bezpiecznie zanurzyć całą rękę we

wiadrze ze skroplonym powietrzem pod warunkiem jednak, że się ją natychmiast wyjmie. Biada ręce, gdybyśmy ją chwilę dłużej zatrzymali. Nastąpiłoby gwałtowne oziębienie, a lód, któryby powstał z wody znajdującej się w tkankach, rozsądziłby ich strukturę, powodując uszkodzenia podobne do oparzenia, równie bolesne i równie trudno się gojące.

Inne doświadczenie: Jeżeli zanurzymy w ciekłym powietrzu kawał metalu i włożymy następnie do wody, pokryje on się w ciągu kilku sekund grubą warstwą lodu. Że woda krzepnie w tych warunkach, to nas nie zdziwi. Mniej pospolity jest widok alkoholu, który zmienia się na ciało twarde, gdy naczynie z nim zanurzymy w ciekłym powietrzu. Alkohol marznie przy temperaturze  $-140^{\circ}$ . Jeszcze łatwiej to doświadczenie udaje się z rtęcią, której temperatura krzepnięcia wynosi  $-40^{\circ}$ . Taka rtęć staje się metalem podobnie miękki jak ołów, daje się kuć i wyklepywać na blaszkę. Kauczuk w tych warunkach staje twardy i kruchy. Rurka kauczukowa oziębiona w ten sposób i uderzona o stół, rozpada się na drobne kawałki, które po powrocie do zwykłej temperatury odzyskują sprężystość.

Podobnie zachowuje się i mięso; płatek szynki lub mięsa, oziębiony ciekłym powietrzem, daje się rozbić młotkiem na drobne kawałki, a nawet utłuc w moździerzu na delikatny proszek, z czego się korzysta w pracowniach fizjologicznych. Kwiat zamrożony nabiera wyglądu najdelikatniejszej porcelany, którą równie łatwo stłuc, jak porcelanową filiżankę. Jeżeli rurę doprowadzającą gaz świetlny do lampy oziębimy po drodze za pomocą ciekłego powietrza, to w miejscu oziębionym zamrażają się wszystkie jego składniki mniej lotne niż wodór, tak że w płomieniu lampy pali się już sam wodór. Ponieważ płomień wodoru prawie jest nieświecący, ma się wrażenie, że lampa gaśnie.

Bardzo niezwykle wyglądają doświadczenia, polegające na tym, że tlen jest mniej lotny niż azot, który się z powietrza skroplonego najpierw ulatnia. Pozostała więc ciecz wzbogaca się w tlen i to tym dłużej, im dłużej stoi. Jeżeli więc do

ciegłego powietrza zanurzymy drewnienko, tlejące na końcu, to się ono wewnątrz cieczy zapala i płonie pod nią jaskrawym światłem. Papieros lub cygaro napojone tą cieczą i przytknięte do płomienia, zapalają się, płoną żywo, świecąc jak jakiś ogień sztuczny. Podobnie wata lub sproszkowany węgiel drzewny. Te materiały napojone ciekłym powietrzem można nawet za pomocą kapsli (zapłonu) doprowadzić do gwałtownego wybuchu. Taki środek wybuchowy jest nawet sporządzany i nosi on nazwę oksylikwitu. Używa się go zamiast dynamitu, od którego jest w użyciu bezpieczniejszy. Tych kilka przykładów musi nam wystarczyć, jednak zakres doświadczeń z ciekłym powietrzem jest ogromny.

## TRIUMF TRZECIEGO MIEJSCA DZIESIĘTNEGO.

Do zapoznania się z właściwościami powietrza brak nam jeszcze nieco wiadomości o wspomnianym już gazie argonie i jego towarzyszach. Odkrycie tego gazu, którego dokonano przed 40-tu z górą laty, jest dla nas przykładem, jak ściśle badanie faktów na pozór znanych, może doprowadzić do niespodziewanych wyników. Odkrycie to nazwali Anglicy „triumfem trzeciego miejsca dziesiątego“.

Znakomity fizyk angielski lord Rayleigh rozpoczął około r. 1890 ściśle oznaczanie ciężaru właściwego różnych gazów, otrzymywanych rozmaitymi drogami. Przekonał się, że rezultaty miał zawsze zgodne między sobą, bez względu na to w jaki sposób gaz został otrzymany; tylko u azotu było inaczej. Azot uzyskiwano dawniej w rozmaity sposób: albo na drodze chemicznej z połączeń, jak już poprzednio powiedzieliśmy, zwykle przez łagodne utlenianie amoniaku, przy czym wodór łączy się z tlenem na wodę, azot zaś pozostawał w stanie wolnym. Można też azot otrzymywać wprost z powietrza sposobem poprzednio opisanym. Otóż Rayleigh przekonał się, że ciężar litra azotu otrzymanego z jakiegokolwiek połączenia był zawsze taki sam. Natomiast azot otrzymany z powietrza był zawsze odrobinę cięższy, a mianowicie litr jego wa-



żył 1.257 gramów, podczas gdy azot wydobyty ze związków ważył 1.250 grama. Różnica występowała więc dopiero na trzecim miejscu dziesiętnym.

Nie mogąc wytłumaczyć sobie tego faktu zwrócił się do znakomitego chemika Ramsaya z prośbą o współpracę w wyjaśnieniu tej niezgodności. Krytycznie rozpatrując wszelkie możliwości, wywnioskowali obaj uczeni, że najprawdopodobniej azot „atmosferyczny“ zawiera jeszcze jakiś składnik do-  
tąd nieznan, cięższy od azotu. Zaczęli więc obaj pracować nad usunięciem azotu z tej mieszaniny, posługując się różnymi metodami, np. przepuszczając przez azot, zmieszany z tlenem, iskry elektryczne, ażeby doprowadzić do połączenia się azotu z tlenem na tlenki, które z wodą dają kwas azotowy, dający się łatwo usunąć przez ług potasowy.

Była to reakcja w ówczesnych warunkach techniki bardzo powolna. Jednak po długich i żmudnych próbach udało im się wyosobnić małą ilość gazu, który okazał się nieznanym dotychczas pierwiastkiem, odznaczającym się przede wszystkim tym, że nie posiada żadnych własności chemicznych. Nie łączy się on bowiem z żadnym pierwiastkiem, nazwano go więc gnuśnym. „Gnuśne“ jest po grecku „argon“, i to jest nazwa tego składnika powietrza. Żaden inny pierwiastek nie okazywał do tego czasu takiego dziwnego zachowania się, dlatego odkrycie to wywołało w świecie naukowym wielkie wrażenie.

Aby dokładniej jeszcze ten gaz zbadać, zaprosili wspomniani odkrywcy jeszcze dwóch innych specjalistów, mianowicie Crookesa celem zbadania własności spektroskopowych gazu i drugiego — Olszewskiego, jako najlepszego znawcę w dziedzinie niskich temperatur i skraplania gazów. Zadaniem Olszewskiego miało być skroplenie argonu, zbadanie jego temperatury krytycznej, wrzenia i zestalania. Było to dla naszej nauki dowodem wielkiego uznania, gdyż londyńscy uczeni mieli w Londynie przecież „pod ręką“ Dewara, również głośnego na tym polu. Uznali jednak, że polski uczyony daje większe gwarancje dokładności i sumiennosci. Olszewski istotnie wykonał żadaną pracę i przekonał się, że

argon jest co do skraplania bardzo zbliżony do tlenu, tylko że jego temperatura marznięcia jest o 30-ci stopni wyższa.

W kilka miesięcy później Ramsay, tym razem już sam, dokonał odkrycia niemniej ważnego w tym samym zakresie. Poszukiwał mianowicie argonu poza powietrzem i w tym celu ogrzewał różne rodzaje minerałów, badając gazy, które się z nich przy\*tym wydzielają; miał nadzieję, że może znajdzie w nich argon. To przypuszczenie się nie sprawdziło; niemniej jednak z niektórych minerałów, mianowicie takich, które zawierały związki rzadkich metali: uranu i toru, otrzymał małe ilości gazu lżejszego od powietrza i tylko dwa razy cięższego od wodoru. Jakież było jego zdziwienie, gdy się okazało, że ten nowy gaz już jest znany chemikom, ale że go dotąd nikt nie miał w rękach (o ile można w ten sposób mówić o gazie).

Tu musimy zrobić małe, ale ważne zboczenie od bezpośrednio nas zajmującego przedmiotu.

## GDY CHEMIK PATRZY PRZEZ PRYZMAT.

Wiadomo powszechnie, że światło białe, np. słoneczne, jest niejednolite. Jest ono mieszaniną nieskończenie — można powiedzieć — rozmaitych barw. Ileż to razy będąc w kościele spoglądaliśmy z przyjemnością na świecznik, z którego zwiślały szkiełka połyskujące różnymi barwami — przypominającymi tęczę. Nie każdy wie, że lśnienie tych szkiełek, zwanych pryzmatami i świecenie łuku tęczy mają wspólne źródło w pewnym prawie fizycznym, zwanym prawem rozszczepiania światła. A z tego prawa wielką korzyść odnosi chemik.

Na pęk promieni światła białego składa się więc niezmiernie wielka ilość promieni wszystkich barw. Ale te promienie różnorodne mają różne własności optyczne. Wpadając ukośnie do środowiska o innej gęstości optycznej, ulegają odchyleniu od pierwotnego kierunku, dzięki czemu można je od siebie odzielić, gdyż różne barwy ulegają różnemu odchyleniu. Natura czyni to przy różnych sposobnościach, jakieśmy to już

wspomnieli. Gdy powstaje tęcza, to promienie ulegają załamaniu i rozszczepieniu na barwy w kropelkach deszczu. Popularnie mówi się, że tęcza ma siedm barw. Jest to wielkie uproszczenie, gdyż w rzeczywistości jest ich nieskończenie wiele, przechodzących stopniowo jedna w drugą. Zwyczajny obserwator widzi przede wszystkim trzy barwy między sobą niepodobne, które uważa za główne: czerwoną, żółtą i niebieską. Dalej rozróżnić można przejściowe, a więc między czerwoną a żółtą — pomarańczową, między żółtą a niebieską — zieloną, między niebieską a czerwoną — fioletową. W rzeczywistości jednak te różne rodzaje barw przechodzą w siebie w sposób ciągły i każdy z tych pośrednich odcieni jest równie uprawniającą, od innych niezależną barwą.

Sztucznie można bardzo łatwo i jeszcze doskonalej rozłożyć, zanalizować światło za pomocą odpowiednio przyszlifowanych graniastosłupów, czyli pryzmatów szklanych, w których światło przechodzi dwukrotnie przez taką powierzchnię graniczną między dwoma różnymi ośrodkami optycznymi; raz wchodząc z powietrza do szkła, drugi raz na odwrót, ze szkła w powietrze. Wspomnieliśmy o efektach świetlnych pajaków kościelnych. Jeszcze lepiej rozszczepia światło diament, szczególnie oszlifowany w pewien specjalny kształt, czyli brylant. Temu też zawdzięcza ten kamień swą ogromną wartość, jako kamień ozdobny.

Jeżeli światło przepuszczone przez pryzmat rzucimy na ekran, to zamiast plamy świetlnej, którą by na nim zrobił pęk promieni, widzimy pas barwny. Na jednym jego końcu znajduje się barwa czerwona, na drugim fioletowa, wszystkie inne barwy tworzą przejście między tymi krańcowymi. Ten barwny pas, na który światło pierwotne zostało rozłożone nazywamy widmem (spektrum) tego światła. Tęcza jest więc widmem światła słonecznego.

Tak otrzymane widmo nie nadaje się jednak do badań ścisłych, gdyż szeroki pęk światła białego, rozdzieliliśmy na niezmiernie wiele pęków światła barwnych, które na obrazie na siebie zachodzą i częściowo się z sobą mieszają. Żeby temu zapobiec, przepuszcza się światło tylko przez wąziutką szpar-

kę, szczelinę o jak najmniejszej szerokości, wskutek czego pas na ekranie składa się z szeregu przechodzących w siebie wazutkich linii. Linijki te wprawdzie dają oku wrażenie również jednolitej wstęgi, jak poprzednio, gdyż się z sobą stykają, ale barwy w tym wypadku już nie są mieszane, lecz każda odpowiada innemu promieniowi barwnemu o pewnym ściśle oznaczonym odchyleniu od pierwotnego kierunku światła. A że takie odchylenie nazywamy załamaniem światła w pryzmacie, zatem każda barwa odpowiada promieniowi o pewnej łamliwości.

Możemy badać światło nie tylko słoneczne, ale wysyłane też przez różne ciała świecące. Przeprowadzając takie badania przekonujemy się, że widmo światła wysyłanego przez ciała stałe lub ciekłe rozżarzone (np. światło żarówki elektrycznej, gdzie się żarzy drut metalowy, spalającego się koksu, stopionego żelaza, a nawet świecy, czy lampy naftowej, w której płomieniu żarzy się sadza) wygląda podobnie jak widmo słoneczne, to znaczy jest nieprzerwaną wstęgą barwną.

Inaczej wygląda to, gdy się żarzy gaz lub para, np. jeżeli przez gaz przepuszczamy wyładowania elektryczne, albo gdy jakiś pierwiastek mniej lub więcej lotny lub jego związek wprowadzimy do płomienia. W tym ostatnim wypadku ciało się ulatnia, w płomieniu ogrzewa się aż do żarzenia jego para. Bardzo często już okiem wprost widzimy, że płomień zabarwia się od tej żarzącej się pary charakterystycznie. Tak więc sód barwi płomień intensywnie żółto, potas niebiesko, miedź zielono, metal, zwany strontem — czerwono itd. Otóż badania takiego światła i jego widma dało wyniki, na których oparli w r. 1859 dwaj niemieccy uczeni, chemik Bunsen i fizyk Kirchhoff, nowy sposób analizy chemicznej, nazywany przez nich analizą spektralną, czyli widmową.

Aparat przez nich zbudowany, który teraz jest przyrządem nieodzownym dla każdego chemika, fizyka, biologa, astronoma (nie ma wprost gałęzi nauk przyrodniczych, która by się bez niego obeszła) nosi nazwę spektroskopu (dosłownie: „widmowidza“). Polega on na zasadzie opisanej poprzednio

z tą różnicą, że zwykle nie rzuca się obrazu widma na ekran, lecz obserwuje się obraz szparki, przez którą przechodzi światło, poprzez pryzmat za pomocą lunetki. Obraz przez to jest nie tylko ostrzejszy, lecz można, zaopatrzwszy lunetkę w podziałkę, dokładnie oznaczyć położenie części obserwowanej widma. Zamiast obserwować okiem, można też lunetę połączyć z aparatem fotograficznym i widmo sfotografować, przez co pomiary stają się jeszcze łatwiejsze i dokładniejsze.

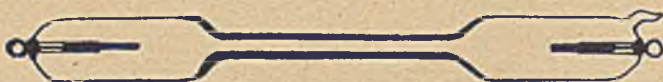
Okazało się, że widmo takich gazów lub par rozżarzonych nie przedstawia się jako ciągła, nieprzerwana wstęga barwna, lecz składa się z kilku, kilkunastu i nawet więcej, w niektórych razach setek i tysięcy oddzielnych linii, czyli prążków barwnych. Barwa ich zależy od położenia linii w polu widma, a intensywność bywa różna.

I oto co ważne: położenie tych linii dla każdego pierwiastka jest niezmiennie, a i barwa nie ulega zmianie, bez względu na to, czy użyliśmy pary np. czystego metalicznego sodu, czy jego związku, np. soli kuchennej lub sody. A że możemy to położenie ściśle określić, np. za pomocą wzmiankowanej podziałki, przeto spojrzawszy przez spektroskop na płomień, do którego wprowadziliśmy nieco badanej substancji, możemy z położenia linii w widmie wnosić, jaki pierwiastek lub jakie pierwiastki znajdują się w tej substancji.

Tak więc widmo płomienia, w którym się żarzy para sodu, krótko mówiąc widmo sodu, składa się z dwóch bardzo blisko siebie leżących, bardzo jasnych linii żółtych, tak intensywnych, że z ich pomocą można wykryć obecność jednej trzymilionowej miligramy sodu. Dlatego więc sól barwi płomień na silnie żółty kolor. Inne linie widma sodowego są bardzo słabe i nie wpływają na zabarwienie płomienia. U strontu najważniejsza i najintensywniejsza jest grupa linii czerwonych, stąd barwi on płomień na czerwono. Dlatego też od dawna przyrządza się ogień bengalski czerwony w ten sposób, że do palnej mieszaniny, np. siarki z saletrą lub chlorem potasu, dodaje się jakiegoś związku strontu. Podobnie robi się i ognie bengalskie innego koloru, dodając do takiej mieszaniny związku metalu, barwiącego silnie pło-

mień na żądany kolor. Widmo takiego płomienia bengalskiego potrafi nam wskazać, jakiemu pierwiastkowi zawdzięcza swoją barwę.

Jeżeli chodzi o badanie widmowe gazu, to postępuje się tak, że małą jego ilość wprowadza się pod niskim ciśnieniem do tzw. rurki Plückerowskiej, której kształt widzimy na rysunku. Składa się ona z dwóch szerszych rurek, połączonych wąską, włoskowatą. W rurki szersze są wlutowane platynowe druciki z grubszymi zakończeniami glinowymi (aluminium), służącymi do doprowadzenia z induktora elektrycznego prądu o wysokim napięciu. Gazy pod zmniejszonym ciśnieniem



Rurka spektralna.

przewodzą elektryczność bardzo dobrze, tak, że zamiast przekakiwania iskier odbywa się spokojne wyładowanie, które doprowadza gaz do wysyłania światła. Cała zawartość rurki zaczyna się świecić dość słabo, ale w miejscu zwężonym, więc w rurce włoskowatej, gdzie działanie wyładowania elektrycznego jest kondensowane na małej przestrzeni, świecenie to jest silne i nadaje się bardzo dobrze do badania za pomocą spektroskopu. W ten więc sposób można poznać charakter chemiczny gazu i jego skład.

Ramsay i Rayleigh, prowadząc badania nad usunięciem azotu z tzw. azotu atmosferycznego celem wyosobnienia argonu, posługiwali się oczywiście spektroskopem. Gaz pierwotny okazywał z początku widmo należące do azotu, doskonale znane już poprzednio. Ale w miarę pochłaniania azotu i zwiększania się ilości argonu w gazie pozostającym, zaczęły występować nowe nieznanne linie, które się wzmacniały, gdy równocześnie linie azotu coraz bardziej bladły i nikły. Ostatecznie znikły one zupełnie, a pozostały tylko te nowe, które oczywiście były widmem argonu.

## PIĘCIU ZAKONSPIROWANYCH LENIUCHÓW.

Wróćmy do doświadczeń Ramsaya nad gazami uzyskanymi przez prażenie różnych rzadkich minerałów. Ramsay miał pierwotnie nadzieję, że w tych gazach znajduje się argon. Ale badania widma tego gazu, który otrzymywał z minerałów zawierających uran i tor, nie wykazało obecności argonu, gdyż charakteryzowało się głównie bardzo silną linią żółtą leżącą tak blisko linii sodu, że Ramsay w pierwszej chwili myślał, iż należy ona do sodu. Atoli baczniejsza obserwacja od razu wskazała, że to być nie może. Żółta linia sodu jest podwójna, co bardzo łatwo stwierdzić za pomocą nieco silniej rozszczepiającego spektroskopu, natomiast ta linia leżała wprawdzie bardzo blisko miejsca linii sodu, lecz była niewątpliwie pojedyncza. Przy bliższym badaniu okazało się, że linia ta już od ćwierci wieku, bo od r. 1869, jest znana i zarejestrowana. Znaleźli ją bowiem dwaj angielscy astronomowie w widmie słonecznym! A że pierwiastek, który by ją dawał, nie był znany na ziemi, przeto wnosili stąd, że należy ona do pierwiastka znajdującego się na słońcu. Nazwali więc to ciało helem, od greckiego wyrazu helios, znaczącego słońce. Ramsayowi przypadło niezwykle szczęście znalezienia go po raz pierwszy na ziemi.

Hel okazał się pierwiastkiem bardzo lekkim, bo tylko dwa razy cięższym od wodoru. Nasuwało to przypuszczenie, że będzie on się bardzo trudno skraplać. Ramsay przysłał więc w lecie 1895 r. próbkę gazu Olszewskiemu, celem dokonania odpowiednich doświadczeń. Niestety wypadły one niepomyślnie. Hel nie okazywał żadnych śladów chęci skraplania się, nawet gdy został wstępnie oziębiony skroplonym wodorem. Udało się to dokonać dopiero w 13 lat potem Kamerlinghowi Onnesowi, jak już wspomnieliśmy, w specjalnie skonstruowanym aparacie. Trudność skroplenia helu jest dlatego tak wielka, że jego temperatura krytyczna leży ogromnie nisko, bo przy  $-268^{\circ}$ , a temperatura wrzenia jeszcze o jeden stopień niżej. Zestalić go jest jeszcze trudniej, bo rzecz dziwna, nie wystarczy go oziębić, ale musi się go

jeszcze poddać wysokiemu ciśnieniu, zależnemu zresztą od temperatury. Dokonał tego przed 10 laty Keesom w Lejddie przy współudziale naszego rodaka prof. Wolfkego. Za pomocą tego najłotniejszego z gazów otrzymuje się najniższe temperatury dochodzące do  $-273^{\circ}$ . Ta ostatnia jest najniższą temperaturą, jaką racjonalnie da się pomyśleć. Wprawdzie możeby sobie pomyśleć o temperaturze  $-274^{\circ}$  albo  $-10.000^{\circ}$ , ale nie będzie ona odpowiadała żadnej możliwej rzeczywistości. Dlaczego — zaraz zobaczymy.

Nie możemy tutaj wchodzić w szczegóły nauki o cieple i tłumaczyć teoretycznie znaczenia tej temperatury  $-273^{\circ}$ , tego jak się wyrażono fizycznego bieguna zimna, zwanej też temperaturą zera absolutnego. Jednak parę słów wyjaśnienia może wystarczy do zrozumienia faktu, dlaczego nie można temperatury bez końca obniżać, tak jak ją można bez końca podwyższać. Temperatura jest wskaźnikiem ilości ciepła, jaka się w substancji znajduje. Ciepła możemy dodawać ile chcemy (podwyższać temperaturę), ale odbierać możemy tylko to ciepło, które się tam znajduje. Odbierać ciepło, to znaczy właśnie oziębiać. Ta granica oziębiania leży przy  $-273^{\circ}$ . Jeżeli dojdziemy do niej, to ciało już nie zawiera w sobie nic ciepła i dalszego obniżania temperatury nie da się po prostu pomyśleć, tak jak z naczynia litrowego nie możemy wylać półtora litra płynu, tylko najwyżej litr.

Ale wracajmy do helu. Jest on poza tymi wymienionymi własnościami bardzo zbliżony do argonu. Tak samo nieczynny jak argon, nie da się połączyć z żadnym innym pierwiastkiem. Okazało się więc, że argon nie jest „jedynakiem“ wśród leniwych pierwiastków!

Otóż Ramsay doszedł do przekonania w swoich teoretycznych rozważaniach, że jeszcze musi istnieć jeden pierwiastek gazowy o gęstości pośredniej między helem i argonem, i o zupełnie podobnych własnościach chemicznych. Był on tak dalece pewny swego, iż ogłosił rozprawę, w której opisał dokładnie własności tego nieodkrytego gazu, jego chemiczną nieczynność, prawdopodobną lotność i trudną skrapalność. Chodziło tylko o bagatelę — znalezienie tego gazu,



który z pewnością tylko w małych ilościach występuje. Uczony nie miał wielkiej nadziei, że mu się to uda, bo przecież znalezienie takiej substancji, która występuje niesłychanie skąpo, a do tego nie posiada żadnych charakterystycznych własności, jako zupełnie bierna chemicznie, była rzeczą, jak się wyraził, nieporównanie trudniejszą, niż przysłowiowe szukanie igły w stogu siana.

Dzisiejszymi środkami technicznymi za pomocą potężnych elektromagnesów byłoby właściwie zabawką znaleźć taką igłę. Tutaj jednak stogiem jest cały dostępny nam świat, a igła jest zupełnie niewrażliwa na jakiegokolwiek magnesy. Z pomocą przyszedł mu całkiem niespodziewanie postęp techniki skraplania powietrza. Właśnie niedawno przedtem rozeszła się wiadomość o wynalazku Hampsona. W maju 1898 otrzymał Ramsay od Hampsona około litra ciekłego powietrza, z którym robił różne doświadczenia, raczej bawiąc się ciekawymi eksperymentami, niż mając na celu poważne zamiary naukowe.

Jednakże wpadł na taką myśl: gdy ciecz już prawie zupełnie wyparuje, zebrać osobno tę resztkę gazu ulatniającego się i po usunięciu z niej tlenu i azotu przekonać się, czy nie zawiera ona jakiegoś składnika, który by był inny od argonu. Przeczucie nie zawiodło go. Rzeczywiście widmo tego gazu było inne niż dotychczas znane. Widocznie było tam coś nowego. Ramsay ze swym asystentem Traversem zabrali się do systematycznego badania i przekonali się, że w powietrzu znajduje się poza azotem i tlenem nie tylko argon, ale jeszcze trzy inne gazy, podobne do niego, a dotychczas nieznanne: neon, krypton i ksenon, a prócz tego hel. Tak więc ogółem znalazł Ramsay już to z lordem Rayleighem, już to z Traversem, 5 dotychczas w atmosferze nieznanych gazów, do siebie własnościami bardzo podobnych. Tworzą one więc osobną grupę pierwiastków. Różnice główne polegają na różnej gęstości i różnych ciężarach atomowych. Najlżejszy jest hel, po nim idzie neon, argon, krypton, ksenon.

Stosownie do gęstości swej są one rozmaicie lotne. Hel jest najtrudniejszy, ksenon najłatwiejszy do skroplenia, co

umożliwia ich rozdzielenie od siebie, choć jest to rzeczą bardzo trudną. W ogóle zaś praca nad nimi jest o tyle trudniejsza, że ilość ich w powietrzu jest na ogół bardzo mała. Tylko argonu znajduje się nieco więcej, coś około 1%. Otrzymywanie tych gazów jest trudne i mozolne, zatem kosztowne, i dlatego mają one ograniczone zastosowanie.

W największych ilościach jest wytwarzany hel, gdyż znajduje się on nie tylko w powietrzu i rzadkich minerałach, ale też w palnych gazach ziemnych, wydobywających się często w okolicach obfitujących w ropę naftową. Gazy takie występują i u nas, zużytkowane jako cenne paliwo, jednak nasze gazy zawierają znikome ślady helu. Natomiast niektóre studnie gazowe w Ameryce Północnej dostarczają gazów o zawartości helu, dochodzącej do 1%, a nawet więcej. Tam wytwarza się go w potężnych ilościach, co pozwala używać go do napełniania balonów już bezpiecznych, bo niepalnych.

Neon uzyskuje się w znacznie mniejszych ilościach jako uboczny produkt destylacji skroplonego powietrza. Skraplając się trudno, gromadzi się on przede wszystkim w części powietrza nie skroplonej. Z jego własności fizycznych najważniejsza jest ta, że w rurce do analizy widmowej, lub w innym aparacie odpowiednim, pod wpływem wyładowań elektrycznych, wydaje wspañiale czerwono-pomarańczowe światło. Na tym polegają znane powszechnie reklamy świetlne neonowe, bez których nie można sobie już wyobrazić współczesnego dużego miasta. Dodając do neonu niektórych innych substancyj np. par rtęci, można barwę tych wyładowań zmienić. Tak więc reklamy neonowe są rozmaicie zabarwione. Ponieważ wyładowania te odbywają się w gazie bardzo rozcieńczonym, przeto zużycie neonu na ten cel jest zupełnie drobne.

Argon ma zastosowanie praktyczne do napełniania żarówek elektrycznych. Dzięki jego obecności można drucik w nich ogrzewać znacznie silniej niż w próżni, a to powoduje bardzo znaczne zwiększenie siły świetlnej. Jeszcze lepiej nadawałyby się do tego celu krypton i ksenon, ale są na razie zbyt kosztowne.

Pozostaje nam jeszcze objaśnić znaczenie tych nazw, wziętych, jak wiele słów chemicznych, z języka greckiego. Krypton to po prostu „ukryty“, ksenon „obcy“, neon „nowy“. Ta ostatnia nazwa ma dość interesujące pochodzenie: Pewnego dnia czerwcowego 1898 r. gdy właśnie Ramsay i Travers byli w trakcie odkrywania coraz to nowych gazów z powietrza, przyszedł do pracowni 15-letni synek Ramsaya i zastał ojca przypatrującego się ślicznemu światłu pomarańczowemu, roztraczanemu przez rurkę widmową z nowym gazem.

— Co to jest? — spytał chłopiec.

— To nowy gaz z powietrza — odpowiedział ojciec.

— A jak go nazwiecie? Ja bym go nazwał „Novum“.

Ramsay na to:

— Neon będzie lepiej.

I tak już zostało.

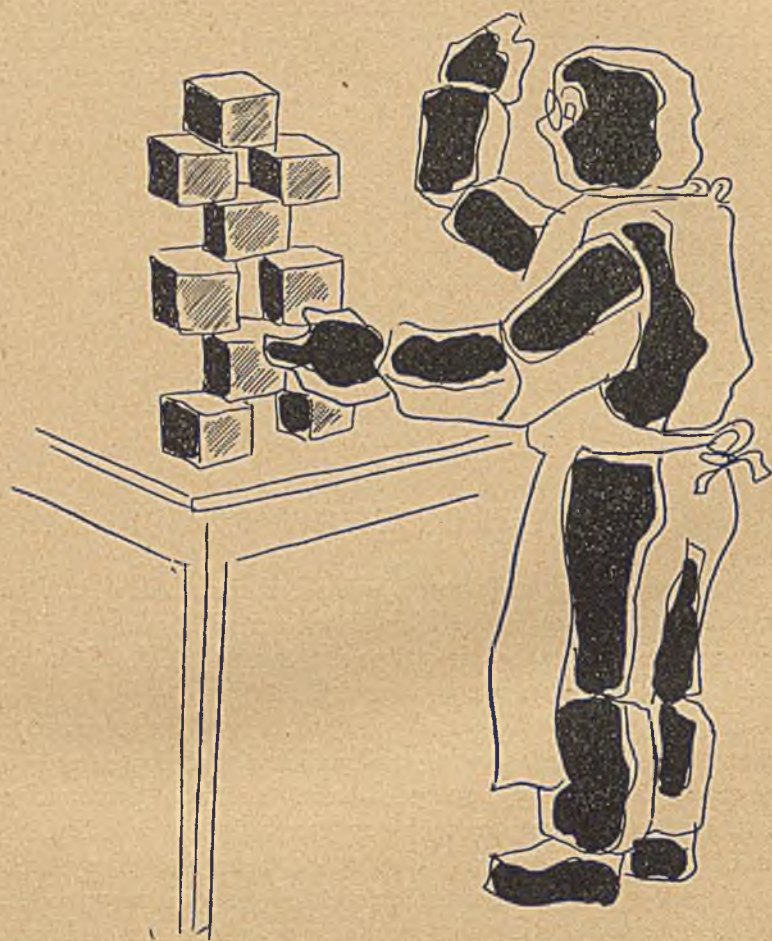
## WĘGIEL — NIEZMORDOWANY KOMBINATOR.

Już mówiąc o powietrzu i jego składnikach mieliśmy sposobność mówić o paleniu. Pierwiastkiem niezbędnym do palenia jest tlen. Ale żeby się coś paliło, to tak jak do kłótni, potrzeba dwóch. Jeden nie wystarczy.

Znamy bardzo wiele ciał palnych. Ale w życiu praktycznym zawsze niemal, gdy się coś pali, najważniejszą rolę odgrywa węgiel, czy to ten węgiel, który spalamy pod kuchnią lub kotłem maszyny parowej, czy gaz świetlny w lampie lub silniku gazowym, czy nafta, spirytus, benzyna. Wszystko to są związki węgla, które spalając się dają jednakowy produkt: dwutlenek węgla. Taki sam produkt powstaje przy oddychaniu, jakeśmy się już o tym dowiedzieli. Już to krótkie rozważanie pozwala nam ocenić, jak ważny jest węgiel. Poznajmyż więc jego własności.

Węgiel jest w przyrodzie bardzo rozpowszechniony, ale rzadko występuje w stanie wolnym, gdyż to co w życiu uważamy za najpospolitszą i najtypowszą postać węgla, miano-

wicie węgiel kamienny, ze stanowiska chemicznego nie jest węglem, lecz zbiorem różnych połączeń tego pierwiastka. Każde to połączenie jest bardzo bogate w węgiel, — trzeba



Węgiel, niezmordowany kombinator.

to przyznać. Nie mamy jednak do czynienia z czystym pierwiastkiem. Tu musimy zaznaczyć niestety wadliwość naszego słownictwa chemicznego: polski język nie posiada osobnych słów na te rozmaite pojęcia, mianowicie węgla-pierwiastka

i węgla w drugim znaczeniu. Mają natomiast osobne wyrażenia języki obce, jak francuski, niemiecki i angielski. Np. po francusku węgiel kamienny nazywa się houille, czysty zaś węgiel carbone. W początkach rozwoju chemii w Polsce oznaczano węgiel-pierwiastek słowem „węglik“, przez co unikało się bałamuctwa i dwuznaczności. Tak piszą pierwsze nasze książki chemiczne Śniadeckiego, Fonberga, Krzyżanowskiego itd. Nazwa ta jednak się nie przyjęła i dlatego musimy zawsze uważać w chemii na sens zdania, aby się nie pomylić co do tego, o jakim węglu mowa.

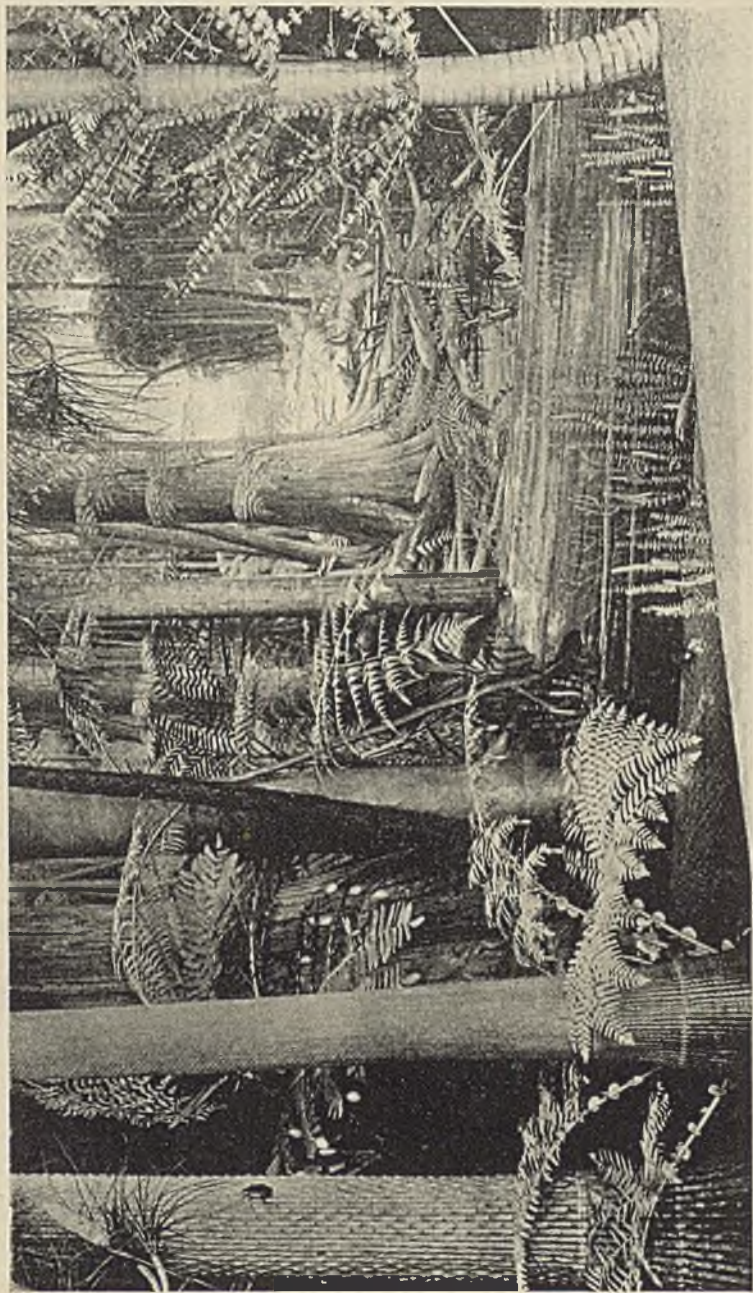
Choć węgiel jest bardzo rozpowszechniony w przyrodzie, — jednak na sumę jest go niewiele. Dostępna nam skorupa ziemi nie zawiera go nawet  $1/10\%$ , ale mimo to związki jego są bardzo często spotykane, czy to jako ciała organiczne, które go zawsze zawierają, czy też jako sole nieorganiczne, węglany różnych metali, ważne częstokroć rudy. Najważniejszy — to węglan wapniowy, zwany wapieniem, który tworzy całe łańcuchy górskie i potężne pokłady geologiczne.

Ilość związków węgla jest wprost niezliczona. Chemicy doszli już do 300.000 — może nawet jest ich teraz i więcej. W każdym razie inny pierwiastek nie wchodzi tak łatwo i w tak najrozmaitszych kombinacjach w połączenia z innymi pierwiastkami, jak to czyni węgiel. Liczne związki tego węgla występują w organizmach roślinnych i zwierzęcych, albo są z nich przez różne przemiany chemiczne otrzymywane. Stąd też chemię związków węgla nazwano chemią organiczną. Jeszcze do dzisiaj utrzymuje się ten podział na chemię nieorganiczną i organiczną, gdyż okazał się bardzo praktyczny, choć już wiemy, że nie ma ani przepaści, ani nawet ścisłej granicy między nimi. Do tego podziału przyczyniła się i ta okoliczność, że z początku nie umiano wytwarzać sztucznie ciał „organicznych“ z substancyj pochodzenia mineralnego. Sądzono więc, że ten dział chemii rządzi się innymi prawami, niż chemia nieorganiczna. Przymuszczano mianowicie, że do powstawania związków organicznych potrzebna jest jakaś tajemnicza „siła żywotna“ (*vis vitalis*), którą chemik w laboratorium nie rozporządza.

Zmieniono to przekonanie w r. 1827. W tym roku udało się niemieckiemu chemikowi Wöhlerowi wytworzyć sztuczny mocznik, który jest produktem procesów życiowych organizmów zwierzęcych. Mocznik jest mianowicie typowym składnikiem moczu. Był to pierwszy cios wymierzony w barierę dzielącą związki nieorganiczne od organicznych. W miarę rozwoju chemii nauczono się wytwarzać sztucznie ogromną ilość ciał organicznych. Obecnie już niewiele jest takich związków węgla, które by się nie dały stworzyć, jak to mówią „w retorcie“, syntetycznie, sztucznie. Te niezdobyte jeszcze ciała, których chemia nie potrafi naśladować, są bardzo skomplikowane, a budowa ich jeszcze na ogół nie została poznana.

Wszystkie takie skomplikowane związki węgla, szczególnie te, które spotykamy w przyrodzie, zawierają prócz tego inne pierwiastki, przede wszystkim wodór, tlen, azot i siarkę, które są łatwo lotne i tworzą również łatwo lotne związki. Spróbujmy ogrzać taki związek węgla z tymi pierwiastkami bez dostępu powietrza lub z dostępem nie wystarczającym do spalania. Nastąpi stopniowy rozkład: owe lotne pierwiastki i ich związki będą uchodzić w powietrze, a węgiel jako nielotny pozostanie w przeważnej części. Mówimy, że takie ciało się zwęglą.

Każdy wie z doświadczenia codziennego, że tak zachowuje się np. drzewo, papier, mięso lub ciasto, które się przypala niezręcznej kucharce. Proces taki, szybki w wysokiej temperaturze, przebiega również i w niskiej, lecz bardzo powoli. Dzięki niemu zwęgliły się olbrzymie lasy, które rosły na powierzchni ziemi, jakieś 100 milionów lat temu. Lasy te bujnie porastały wielkie połacie ziemi. Stare drzewa ginęły, a na nich, jak to widzimy jeszcze dzisiaj w dziewiczych puszczech, wyrastały nowe. Lasy te w następstwie przemian geologicznych zostały przykryte grubymi warstwami ziemi, broniącymi je od zbyt obfitego dostępu powietrza. W tych warunkach zwęgliły się one tak mocno, że trudno już w nich dojrzeć budowę roślinną. Są one węglem kamiennym. Szczególnie jedna z epok geologicznych pozostawiła po sobie



Oto piękny krajobraz leśny z przed stu kilkudziesięciu milionów lat, z epoki węglowej. Z drzew tych powstały pokłady węgla, które obecnie eksploatujemy. Na samym przodzie zwalone pnie Lepidodendronów, na lewo Sigillarie, dalej olbrzymie skrzypy i paprocie; gatunki te wymarły od wielu milionów lat.





obfite pokłady węgla kamiennego. Nazywa się ona z tego powodu epoką węglową.

Ale i w innych czasach powstawały takie pokłady, choć mniej obfite. Jedne są młodsze, drugie starsze. Stąd też i stopień zwęglenia jest różny. Tak więc np. zwykły węgiel kamienny zawiera od 80—90% pierwiastka, starszy od niego antracyt około 95. Znacznie później od nich powstał węgiel brunatny, zwany naukowo lignitem, od łacińskiego lignum — drewno. Jest to jeszcze młodszy rodzaj węgla kamiennego, który nie miał jeszcze czasu wydatnie się zwęglić. Widać jeszcze na nim strukturę drzewną, a zawiera on około 70% węgla. Trzeba jednak dodać, że nie zawsze te różne rodzaje węgla kopalnego dadzą się ściśle rozgraniczyć co do wieku i jakości.

Najmniej zmieniona jest budowa roślinna w najmłodszym gatunku takiego węgla opałowego, tworzącego się jeszcze i dzisiaj, mianowicie w torfie, który w dawnej Polsce nazywał się smogorem\*), skąd pochodzą liczne nazwy geograficzne. Torf powstaje z mchów, rosnących na moczarach. Co roku obumierają one, a w następnym roku wyrasta nowa warstwa, spychając poprzednią pod powierzchnię wody, gdzie ulega przy niewielkim dostępie powietrza butwieniu i zwęgleniu.

Torf jest jeszcze mało zmieniony. Widać w nim często dokładnie poszczególne łądźki mchu. Jest on też bardzo mocno nasiąknięty wodą (świeży torf zawiera nawet 80—90% wody), dlatego trzeba go miesiącami suszyć, zanim się go da użyć jako opał, a jeszcze i wtedy zawiera niemało wody, i dlatego jest lichym materiałem opałowym, nie wytrzymując konkurencji nawet z brunatnym węglem. Do celów domowych używa się go tam, gdzie nie ma węgla kamiennego lub jego dowóz drogo kosztuje; do przemysłowych wcale się nie nadaje. W różnych okolicach kraju są u nas znaczne pokłady torfu, lecz nie odgrywa on większej roli. Ale np.

---

\*) Jest to jeden z najstarszych, dających się dokumentami stwierdzić, wyrazów polskich, występujący w najdawniejszym zabytku mowy polskiej, sławnej Bulli Gnieźnieńskiej z r. 1136.

w Irlandii, pozbawionej zupełnie węgla, jest to najważniejsze paliwo.

Jeżeli się który z tych materiałów, albo po prostu naturalne ciało organiczne: drzewo, cukier, mięso, kości, krew, ogrzewa silnie, bez przystępu powietrza, to jak już wyżej powiedzieliśmy, składniki lotne uchodzą w powietrze, a pozostanie reszta węgla oraz części mineralne, które były w surowcu i które po dalszym spaleniu tego węgla tworzą popiół.

W ten sposób otrzymujemy sztucznie wolny węgiel, który nigdy jednak nie jest całkiem czysty już choćby ze względu na zawartość popiołu. Ten węgiel posiada barwę czarną, charakterystyczną dla niego i dzięki niej ma zastosowanie jako czarna farba, najczęściej używana. Stosownie do pochodzenia rozróżniamy różne rodzaje węgla, często o odmiennych w praktyce własnościach i różnym wskutek tego zastosowaniu.

Przez wygrzanie drzewa otrzymuje się węgiel drzewny, na którym znać jeszcze dokładnie budowę tkanek, słoje itd. Jest on bardzo lekki, gdyż pierwotna objętość drzewa niewiele się zmniejszyła, a bardzo dużo części lotnych odeszło. Z tego też powodu węgiel ten jest mocno porowaty i przepuszcza gazy. Ta jego budowa ułatwia też jego palenie, a raczej tlenie się, gdyż przy tym płomień się nie wytwarza. Węgłem drzewnym ogrzewamy samowary, żelazka do prasowania itp.

W podobny sposób przez wyprażenie węgla kamiennego otrzymuje się koks, który jest jednak bardziej zbity i trudniej się pali. Musi być już na to odpowiednio zbudowany piec, ażeby koks dobrze się palił. Wydaje on jednak za to intensywniejsze ciepło, stąd też jest bardzo cennym materiałem opałowym w gospodarstwie domowym (używa się go zawsze do ogrzewania centralnego), ale w jeszcze wyższym stopniu w wielkim przemyśle, szczególnie w hutnictwie.

Gdy wypalimy części zwierząt, otrzymujemy węgiel zwierzęcy, a więc kostny, mięsny, węgiel z krwi itd. Te rodzaje węgla mają różne zastosowania. Zawierają one dużo części mineralnych (np. węgiel kostny zawiera aż 90% fosforanu wapniowego), na których cząstki węgla, bardzo drobne,

są w sposób niezmiernie subtelny rozdzielone. Otóż trzeba wiedzieć, że każde ciało ma własność zagęszczania na swej powierzchni cząstek innego ciała, z którym się styka, a więc np. gazów lub ciał znajdujących się w roztworze. Zjawisko to nosi nazwę adsorpcji. Jest ono tym wyraźniejsze i silniejsze, im powierzchnia jest większa. Zwykle ciała, z którymi się ma do czynienia, mają w stosunku do swej objętości małą powierzchnię, przeto zjawisko adsorpcji nie zwraca na siebie uwagi. Nie zdajemy sobie np. sprawy z tego, że na powierzchni szkła jest zgęszczone czyli zaadsorbowane powietrze lub para wodna. Ale w wielu pracach fizycznych czy chemicznych jest to wielka przeszkoda, i trzeba ten zgęszczony natłot usunąć przez silne ogrzanie.

Podobnie nie można dostrzec, że na wewnętrznej stronie kieliszka zagęszcza się barwik czerwonego wina, gdyż powierzchnia szkła jest bardzo gładka, zatem bardzo mała w stosunku do masy naczynia. Inaczej jest jednak jeżeli mamy do czynienia z ciałem drobno sproszkowanym. Ciała takie wyraźnie pochłaniają wilgoć, bo powierzchnia prochu jest bez porównania większa niż tej samej ilości substancji w postaci jednego, zbitego kawałka.

Podobny jest wypadek i z węglem otrzymanym sztucznie w jeden z wyżej podanych sposobów. Węgiel ten ma w stosunku do swej masy bardzo rozległą powierzchnię, stąd też u niego owo ciekawe zjawisko adsorpcji występuje bardzo wybitnie. Już węgiel drzewny ma w znacznym stopniu tę własność. Od dawna też spostrzeżono, że woda nieczysta, zawierająca różne niewonne domieszki, przesączona przez węgiel drzewny traci przykry zapach. W jeszcze wyższym stopniu posiada tę własność węgiel zwierzęcy, dzięki swemu wielkiemu rozdrobnieniu; wspomniane więc wino czerwone odbarwia się przez zmieszanie z tym węglem. Stąd ogromne jego zastosowanie np. przy odbarwianiu w cukrowniach surowego syropu, który jest zagęszczonym wyciągiem soku buraczanego zabarwionym na brunatno, przez pewne ciała o charakterze żywicznym. Wystarczy przepuścić sok taki przez warstwę węgla kostnego i wówczas staje on się całkiem bezbarw-

ny i przezroczysty. Można już wykrystalizować zeń czysty cukier. Tak jak z syropem cukrowym postępuje się również z surowym spirytusem, który niemile wonieje i zawiera bardzo szkodliwą dla zdrowia domieszkę tzw. niedogonu czyli fuzlu. W gorzelnianach przepuszcza się ten płyn przez węgiel drzewny i wówczas otrzymuje się bezbarwny, czysty spirytus.

Najnowsze zastosowanie znalazł ten rozdrobniony węgiel w maskach przeciwgazowych. Warstwa tego węgla umieszczona w masce ma za zadanie przefiltrować powietrze, którym oddycha człowiek i usunąć niebezpieczny dla życia gaz. Maski takie mają zastosowanie nie tylko na wojnie, lecz też w rozmaitych przemysłach, np. wszędzie tam, gdzie wydobywają się szkodliwe gazy; a najważniejszą ich częścią składową jest warstwa węgla specjalnie przygotowanego, aby miał wielkie własności chłonne. Taki „węgiel aktywny“ czyli czynny, jest niezmiernie rozdrobniony, tak bardzo, że jeden jego miligram posiada powierzchnię około  $1 \text{ m}^2$ , zatem 36 gr mają powierzchnię Rynku krakowskiego.

Ale nie tylko do celów wojennych służy taki węgiel aktywny. Ma on jeszcze różnorakie zastosowanie i w pracach naukowych, gdyż niejednokrotnie służy do wyosobnienia substancyj znajdujących się w małej ilości w gazach. Taka domieszka zagęszcza się w węglu aktywnym, szczególnie silnie oziębionym, a gdy potem ten węgiel silnie ogrzejemy, zostaje ona oddana i może być zebrana osobno. W ten więc sposób można z powietrza atmosferycznego oddzielić np. krypton i ksenon, które się na węglu czynnym zagęszczają chciwiej niż tlen lub azot. Na odwrót hel i neon zagęszczają się daleko słabiej. Dlatego można oziębionym węglem czynnym usunąć z surowego helu wszystkie inne domieszki. Te przykłady ilustrują nam wielkie możliwości zastosowania węgla czynnego w laboratoriach naukowych.

Jeszcze w inny sposób można otrzymać sztuczny węgiel. Gdzie spalają się lotne związki węgla lub ich pary przy utrudnionym lub w ogóle niedostatecznym dostępie powietrza, tam ze związku tego spala się przede wszystkim wodór,

zawsze tam zawarty, węgiel zaś wydziela się częściowo w stanie wolnym, jako bardzo delikatny czarny proszek zwany sadzą lub kopcim. Sadza powstaje również wtedy, gdy taki płomień oziębimy przez zetknięcie go z zimniejszym przedmiotem, gdyż wskutek obniżenia temperatury nie wystarcza już ona do spalania węgla. Oba sposoby powstawania sadzy możemy łatwo obserwować w życiu codziennym: jeżeli zapalimy lampę naftową, to płomień nafty na knocie z początku silnie kopci. Dlaczego? Oto z tego powodu, iż mimo, że się pali swobodnie w powietrzu, jednak dostęp powietrza nie jest dość intensywny. Dopiero, gdy założymy na lampę szkiełko, które działa jak komin, powodując silny ciąg powietrza, spalanie jest całkowite i płomień przestaje kopcić. Jeżeli zaś w płomień świecy wstawimy zimny przedmiot, np. talerz, to na nim osadza się zaraz warstwa sadzy stopniowo grubiejąca, tak że w ten sposób możemy ją obficie zebrać.

Obu sposobów używa się celem fabrycznego wyrabiania sadzy, która jest bardzo ważnym artykułem przemysłowym jako najważniejsza czarna farba, jeszcze częściej używana niż sproszkowany węgiel drzewny lub zwierzęcy. W przemyśle otrzymuje się sadzę przez spalanie olejów, żywic, terpentyny, gazu świetlnego lub, jak w Ameryce, naturalnych gazów ziemnych, towarzyszących ropie naftowej. Odbywa się to w piecach o małym dostępie powietrza, a sadza zbiera się na chłodnej, metalowej powierzchni. Najszlachetniejszą czarną farbą jest tusz chiński, wyrabiany przez Chińczyków od trzech tysięcy z górą lat, sposobami tradycyjnymi, bardzo starannymi, dzięki czemu jest niedorównanej jakości. Sadzę do tego tuszu otrzymuje się przez spalanie różnych olejów jak sezamowego, konopnego, skalnego itp. w małych glinianych lampkach. Spala się również i szelak oraz różne drzewa żywiczne. Otrzymałą sadzę zarabia się z klejem, najlepiej karukiem rybim, formuje z niej laski, które się setki razy kuje młotem, a wreszcie wciska w formy drewniane ozdobnie wyrzynane, w końcu poleruje i często złoci. Dlatego taki tusz, o ile jest w dobrym gatunku, jest bardzo drogi. A że przy tym ma formę artystyczną, więc są w Chinach kolek-

cjonarzy, którzy zbierają wielkie ilości takich lasek tuszu, często antycznego. Użycie tego tuszu jako farby uważaliby Chińczycy za barbarzyńskie zniszczenie starożytnego dzieła sztuki.

Do użytku rozciera się taki tusz z odpowiednią ilością wody. Otrzymana ciecz służy jako farba, lub jako atrament zupełnie czarny i zupełnie niezmienny, nie dający się po wyschnięciu zmyć wodą. Jak wiadomo Chińczycy tuszu używają do pisania, tak jak my atramentu. Pisanie Chińczyków polega na malowaniu literek specjalnym pendzelkiem.

Obecnie w krajach kultury europejskiej nie wyrabia się tuszu w ten mozolny sposób, lecz metodami odpowiadającymi naszemu rozwojowi techniki. Niewiele on też ustępuje tuszowi chińskiemu. W handlu znajduje się już także w formie gotowej cieczy, przez co unika się uciążliwego ucierania z wodą. Jednak tuszu jako farby wodnej nie można mieszać z innymi farbami. Dlaczego? Oto dzięki swej własności adsorpcyjnej pochłania on barwiki organiczne i odbarwia je.

Sadza różnego pochodzenia ma więc ogromne zastosowanie jako farba. I to nie tylko do celów malarskich, ale przede wszystkim do wyrobu farby drukarskiej. Olbrzymi rozwój piśmiennictwa i prasy jest najściślej związany z sadzą.

Jeżeli się przypatrzymy takiemu węglowi czarnemu, otrzymanemu sztucznie, nawet najdokładniej przy pomocy mikroskopu, nie spostrzeżemy u niego żadnej prawidłowej budowy, która by wskazywała na jakąś postać krystaliczną. Stąd wszystkie te opisane odmiany węgla nazywają się węglem bezpostaciowym. W przyrodzie spotykamy jednak dwa minerały, które, jak wynika z analizy chemicznej, nie są niczym innym jak węglem. Wykazują jednak budowę krystaliczną i prócz tego różnią się od węgla bezpostaciowego różnymi innymi własnościami. Tu więc podobnie jak i u tlenu spotykamy się ze zjawiskiem alotropii, czyli różnopostaciowości. Tymi alotropicznymi odmianami węgla są: diament i grafit, dwa ciała o krańcowo różnych między sobą własnościach.

## ŁUSKI NA PAPIERZE.

Grafit jest w swych własnościach nieco zbliżony do węgla bezpostaciowego, jednak ma krystaliczną postać sześciobocznych tafelek. Barwa jego jest ołowiano szara, prawie czarna po sproszkowaniu. Podobieństwo zewnętrzne do ołowiu sprawiło, iż go dawniej nazywano zdrobniałym ołowiem, czyli ołówkiem. Dopiero później nazwę tę przeniesiono na to, co się najpospoliciej z grafitu robi, czyli na przybór do pisania. (Podobnie i po niemiecku ołówek nazywa się pręcikiem ołowiu, czyli Bleistift).

Grafit jest nieprzeźroczysty, bardzo miękki. Potarty o powierzchnię choćby tylko trochę niegładką (papier) kruszy się, a raczej łuszczy, wedle swej sześciobocznej krystalicznej powierzchni, tak, że ślad potarcia pod mikroskopem wygląda jak zbiór drobniutkich łuszek czarniawych, połyskujących. Tej własności zawdzięcza grafit zastosowanie do wyrobu ołówków; sam jest jednak zbyt miękki i kruchy do tego celu, dlatego zarabia się go z delikatną glinką na pastę, z niej wyciska przez mały otworek pręciki, suszy je i wypala. Zależnie od dodanej ilości glinki można otrzymać ołówki o różnej twardości; ołówki zawierające dużo grafitu są miękkie, kruche, dają kreskę czarną, grubą i łatwą do zatarcia, przeciwnie ołówki z przewagą glinki są twarde, dają kreskę jaśniejszą, ale nie są tak łamliwe i dadzą się delikatnie zaostrzyć. Kreska zrobiona ołówkiem jest łatwa do poznania po połysku, gdy tymczasem kreska zrobiona węglem jest matowa.

Dzięki tej miękkości i łuszczeniu się jest grafit śliski w dotknięciu, gdyż odłuszczone blaszki ślizgają się po sobie. I to znajduje wielkie praktyczne zastosowanie, gdyż zmielony grafit zarobiony z olejem, lub nawet wodą, służy jako nader skuteczny smar maszynowy, zwłaszcza tam, gdzie się wytwarzają wysokie temperatury, na które grafit jest niesłychanie odporny. Wprawdzie w bardzo wysokiej temperaturze spala się on, wytwarzając jak zwykły węgiel dwutlenek węgla, ale do tego nie wystarczy zwykle podpalenie. Trzeba go

ogrzewać za pomocą dmuchawki tlenowodorowej w atmosferze tlenu. A że do tego grafit nie topi się nawet w najwyższych temperaturach (prawdopodobnie dopiero około 5000 stopni), więc używa się go do wyrobu tygli ogniotrwałych. Przewodzi dość dobrze prąd elektryczny, więc ma zastosowanie często w elektrotechnice.

Sztucznie grafit można otrzymać ze zwyczajnego węgla. W dostatecznie wysokiej temperaturze każdy węgiel przechodzi w grafit, który jest w ten sposób najtrwalszą jego odmianą. Ten sztuczny grafit wytwarzamy w ten sposób, że ogrzewamy koks, antracyt, czy węgiel kamienny z dodatkiem pewnych tlenków metalicznych, które ułatwiają reakcję w piecu elektrycznym; wtedy tworzy się sztuczny grafit, zwany grafitem Achesona, od nazwiska wynalazcy. Materiał ten wyrabia się obecnie na ogromną skalę. Na małą skalę znane było tworzenie się grafitu już od dawna w hutnictwie. Węgiel rozpuszcza się dość obficie w stopionym żelazie, zatem surowiec wypływający z wysokich pieców, w których rudy żelazne odtlenia się węglem, zawiera spory procent węgla. Ale żelazo w niższej temperaturze, a tym bardziej skrzepłe, nie potrafi w sobie rozpuścić tyle węgla, ten więc wydziela się przy krzepnięciu jako maleńkie ziarenka grafitu. Nadają one często surówce żelaznej szarą barwę.

Te własności grafitu pozwala nam w znacznej części objaśnić wprowadzona niedawno nowa metoda badania budowy ciał chemicznych, zwana analizą roentgenograficzną.

Przeszło 40-ci lat temu fizyk niemiecki Roentgen odkrył rodzaj niewidzialnych promieni o własnościach bardzo odmiennych od zwykłych promieni świetlnych. Najwięcej znaną własnością tych promieni jest to, że wiele ciał nieprzezroczystych dla światła przepuszcza właśnie promienie Roentgena. Wszyscy wiemy, jak wielkie zastosowanie mają one w medycynie, przede wszystkim w chirurgii, gdyż z ich pomocą można prześwietlić ciało chorego i uzyskać w ten sposób fotografię, wykazującą, czy organa wewnętrzne są normalne lub schorzone, czy jest tam jakiś nowotwór, kość złamana, jaki jest sposób złamania itp.



Jeszcze różnorodniejsze jest zastosowanie tych promieni w laboratoriach fizycznych i chemicznych. Dla nas jest ważne to, że prześwietlając substancje chemiczne można z obrazu otrzymanego na fotografii wnioskować jaka jest ich najsubtelniejsza budowa i jak są rozłożone w przestrzeni drobiny, a nawet atomy danego ciała. Co więcej, mimo, że chodzi o fantastycznie drobne wymiary, można obliczyć, jakie są odległości między tymi atomami. Otóż roentgenograficzna analiza grafitu wykazała, że atomy węgla są w nim ułożone w sześcioboki, połączone z sobą zupełnie podobnie jak plaster miodu. Z takich to płaszczyzn sześciobocznych, nałożonych na siebie warstwami, z takich to plastrów węgla składa się kryształ grafitu. To nam czyni zrozumiałym, dlaczego takie kryształy mają kształt sześcioboczny. Odległości między atomami węgla w sześciobokach są bardzo małe, dlatego trzymają się one siebie mocno. Ale za to znacznie większe są odległości między warstwami, i to dwa do trzy razy większe. Nic więc dziwnego, że warstwy te dają się tak łatwo od siebie oddzielić, że więc grafit jest miękki i rozszczepia się na wspomniane wyżej luseczki. Tym znacznym odległościom między atomami zawdzięcza grafit swą znaczną objętość, czyli co na jedno wychodzi, swój niski ciężar właściwy, prawie dwa razy mniejszy, w porównaniu z drugą odmianą alotropową, diamentem.

## KAMIEŃ NIEPOKONANY.

Bardzo to rzadki minerał, który własnościami swymi ogromnie się różni od innych odmian węgla, szczególnie grafitu. Gdy grafit jest jednym z najmiększych minerałów, diament jest najtwardszą substancją ze wszystkich znanych. Grafit jest czarny i nieprzezroczysty, diament w swych czystych okazach jest bezbarwny i przezroczysty. Grafit jest tylko dwa razy cięższy od wody, diament jest od niej pół czwarta razy cięższy, co świadczy o tym, że jest więcej zbity i atomy są w nim bardziej skupione. Dzięki temu trzymają

się one z sobą bardzo mocno, trudno je rozsunąć, słowem mineral ten jest bardzo twardy.

Prócz tego odznacza się on wyższą, niż inne ciała, własnością załamywania światła i rozszczepianiem go w kolory tęczy. Stąd pochodzi jego zastosowanie jako kamienia ozdobnego, gdyż odpowiednio zeszlifowany błyszczy wspaniale wszystkimi barwami. Diament oszlifowany w postać, która pozwala mu najlepiej rozłaczać grę światła, nosi nazwę brylantu (z franc. znaczy „błyszczący“). Nie wszystkie diamen-



Diament szlifowany w postaci brylantu błyszczy wspaniale nawet na brzydkiej ręce.

ty nadają się do tego celu, a w każdym razie trzeba dużo materiału usunąć z przypadkowego kształtu naturalnego diamentu, aby mu nadać postać pożądaną. Często trzeba odłupać i oszlifować więcej niż połowę. Że zaś diamenty są rzadkie a ich obróbka niezmiernie trudna, przeto jest to najkosztowniejszy z drogich kamieni.

W dawnych wiekach znajdowano diamenty tylko w Indiach (szczególnie w Golkondzie) i stamtąd pochodzi dużo najszlachetniejszych kamieni, odznaczających się wielką czystością i zupełną bezbarwnością, lub też leciutkim niebieskawym odcieniem. O takich najczystszych diamentach bez skaz mówi

się, że są pierwszej wody. Diamenty drugiej, trzeciej... wody są gorszej jakości.

Dwieście lat temu odkryto diamenty i w Brazylii, skąd uzyskano również sporo pięknych kamieni, tym bardziej, że złoża indyjskie już się prawie wyczerpały; w drugiej połowie wieku XIX znaleziono wielkie pokłady diamentonośne w południowej Afryce w okolicy Kimberley. Obecnie dostarczają one przeważnej ilości tych drogich kamieni, jednakże zwykle nie są one już tak piękne jak indyjskie, mają bowiem często odcień żółtawy.

Wartość diamentu zależy nie tylko od „wody“ lecz oczywiście też i od wielkości a zatem ciężaru. Diament jest tym droższy, im więcej waży karatów. Cóż to jest ten karat? Po prostu pestka „chleba świętojańskiego“, którego nazwa grecka jest „keration“ a łacińska „Ceratonia siliqua“. Oczywiście taka jednostka byłaby bardzo niepewna, obecnie więc karatem jest  $\frac{1}{5}$  część grama, co odpowiada mniej więcej dawnemu karatowi.

Jak rzadko zdarzają się diamenty świadczy fakt, że już za bogate złożo uchodzi takie, gdzie w tonie znajduje się przeciętnie pół karata. Dlatego też obecnie znajduje się bardzo mało prywatnych poszukiwaczy diamentów; gdyż do systematycznej przeróbki takich ilości złoża potrzeba ogromnych kapitałów, celem zakupienia kosztownych urządzeń maszynowych. Zwykle więc zawiązują się dla celów eksploatacji pół diamentowych wielkie towarzystwa finansowe.

Znalezienie wielkich diamentów o wadze kilkudziesięciu czy paruset karatów jest rzadkością, a cóż dopiero cięższych! Takie kamienie są już oczywiście wprost bezcenne i stanowiły one od dawna główne ozdoby skarbców monarchów i możnych tego świata. Olbrzymie te bogactwa skupione w obrębie tak drobnej ilości materii otrzymały swoje imiona własne, pod którymi są znane w świecie. Często mają one swoją długą, urozmaiconą, nawet krwawą historię, dla posiadania ich popełniano bowiem niemalże lupiestw, mordów i zbrodni.

Najsławniejsze z tych kamieni są: Wielki Moguł, ważący 288 karatów, który w stanie surowym miał 780 karatów, znajduje się on w skarbcu szacha perskiego. Koh-i-nur (góra światła) miał być wedle podań hinduskich własnością bohatera Karmy (w eposie hinduskiej Mahabharata) przed pięcioma tysiącami lat. Ważył pierwotnie 793 karaty, ale w ciągu swej historii był parokrotnie przeszlifowany i to niezręcznie, dzięki czemu waży już dzisiaj tylko 106 karatów. Jest on obecnie własnością korony brytyjskiej. Za najpiękniejszy brylant uchodzi Regent, własność Rzeczypospolitej francuskiej, pochodzący z Golkondy. Ważył pierwotnie 410 karatów, a po oszlifowaniu tylko 137. Jest on najczystszej wody i prześlicznie oszlifowany. Największym kamieniem był Cullinan, znaleziony w południowej Afryce na początku tego wieku. Diamentowy olbrzym ten ważył 3.024 karaty. Jednak z powodu płasko wydłużonego i skrzywionego kształtu nie nadawał się do oszlifowania w całości. Trzeba go było rozłupać na mniejsze. Cullinan zdobi obecnie korony Wielkiej Brytanii.

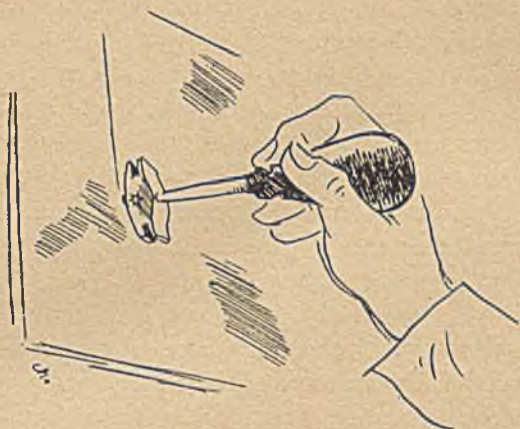
Już w starożytności był diament bardzo wysoko ceniony jako substancja bardzo odporna, „niepokonana“ (greckie „adamas“, stąd diament), której przypisywano liczne własności magiczne jak przeciwdziałanie truciznom, leczenie obłędu itp.; jednakże jako kamień ozdobny był mniej ceniony niż obecnie, gdyż nie umiano go obrabiać i szlifować z powodu jego wielkiej twardości. Sztukę szlifowania diamentu wynalazł dopiero w r. 1456 Ludwik van Berquen — za pomocą jego własnego proszku. Dopiero od tej pory diament wysunął się na pierwsze miejsce między kamieniami szlachetnymi. Mimo rzadkości występowania podaż jest obecnie dzięki ogromnym kopalniom południowo-afrykańskim większa niż zapotrzebowanie. Dlatego więc wielkie tamtejsze koncerny diamentowe celowo zmniejszają produkcję, aby sztucznie nie dopuścić do zniżki cen. W kasach pancernych tych firm przechowywane są ogromne ilości wydobytych diamentów wartości wielu milionów złotych, które nie tak prędko będą zdobić ręce, twarze i dekolty pań. Cena za jednokaratowy brylant pięknej wody i dobrze oszlifowany wynosiła w ostatnich czasach

około 200 dol. tj. przeszło 1.000 zł. Cena większych wzrasta nieproporcjonalnie szybciej, zależąc zresztą od wielu względów. manowicie szlif, czystości, odcienia itp.

Ale wobec tej rzadkości i wysokiej ceny diamentu zastanawiano się już od dawna, czy nie można by otrzymywać go sztucznie z tak pospolitego materiału jak węgiel. Przecież diament mógłby znaleźć ogromne zastosowanie w nauce ze względu na swe własności optyczne i twardość do wyrobu soczewek, przyrządów itp. W technice można by go używać w wyższym niż dotychczas stopniu do szlifowania, cięcia, wiercenia skał i metali — gdyby był tańszy. Problemu tego nie udało się jednak jeszcze rozwiązać w sposób zadawalający. W dawnych wiekach sądzono, że wystarczy stopić małe diamenty i uzyskać w ten sposób większy. Oczywiście nie można tego było skutecznie, gdyż żadna odmiana węgla nie topi się w temperaturach, które umiały wytwarzać dawne laboratoria. I diament przy tych próbach nie topił się, ale spalał.

Poniekąd pomyślnych prób dokonał przed 40 laty Francuz Moissan. Odbiły się one głośnym echem w prasie, gdyż szerokie warstwy publiczności były tą sprawą zainteresowane. Moissan wyszedł z założenia, że diament można wytworzyć tylko pod bardzo wielkim ciśnieniem. Tylko w takich warunkach może powstać odmiana węgla dwa razy gęstsza niż inne. Gdybyśmy więc pozwolili węglowi wykryształizować z roztworu pod olbrzymim ciśnieniem, to należy się spodziewać, że wytworzy się z tego kryształek już nie węgla, lecz diamentu. Jak już wyżej mówiliśmy węgiel da się przekryształizować ze stopionego żelaza. Stopione żelazo ma podobną własność jak woda, tj. krzepnąc rozszerza się i wywiera ogromne ciśnienie. Wyzyskał ten fakt Moissan. Rozpuszczał on węgiel w żelazie i wlewał je do zimnej wody. Krople metalu krzepły natychmiast na powierzchni, dzięki czemu wewnętrzna jeszcze ciekła masa nie mogła się swobodnie rozszerzać, gdyż dookoła znajdował się pancierz z twardego żelaza. Dolne warstwy więc krzepły, wywierając na siebie wielkie ciśnienie.

Gdy potem badacz rozpuścił takie bryłki w kwasie solnym, to otrzymał proszek czarny, w którym obok węgla znajdowały się małe kryształki o własnościach diamentu. Ale największy z nich miał zaledwie pół milimetra długości! Tak więc o wytworzeniu diamentów, które by mogły mieć praktyczne zastosowanie nie może być na razie mowy, mimo, że wynalazcy nie przestają robić dalszych prób. Wysoka cena diamentów nęci.



Ostry odłamek diamentu kraje szkło.

Praktyczne zastosowanie poza celami jubilerskimi ma diament jako twarda substancja służąca do cięcia i szlifowania opornych materiałów. Do tego celu używa się diamentów drobnych, często odłamków powstających przy obróbce większych kamieni. Powszechnie jest znane, że diament rysuje szkło. Ostry jego odłamek osadzony w metalu jest używany przy robotach szklarskich do nacinania szyby szklanej, która odłamuje się z łatwością w miejscu zarysowania. Świder zakończony diamentem wierce z łatwością otwory w metalach, choćby nawet stali. Odpowiednio zbudowane świdry z rury stalowej z osadzonymi na brzegu diamentami służą do wiercenia otworów w skałach. Rozumie się, że do tego celu nie używa się drogocennych okazów, nadających się do oszlifo-

wania. Znajdują się jednak gdzieniegdzie, szczególnie w Brazylii, diamenty czarne, ziarniste, zwane karbonado, czasem wielkości pięści, albo wyglądające jak kule promienisto pręcikowe, noszące nazwę „bort”. Kamienie te są bez wartości dla celów ozdobnych, ale dzięki twardości używa się ich do powyższych celów praktycznych.

Promienie Roentgena odkryły nam też i tajemnicę wewnętrzną budowy diamentu. Okazało się, że jest ona zupełnie odmienna od budowy grafitu; podczas gdy grafit jak pamiętamy jest zbudowany z sześciobocznych plastrów, to w diamencie atomy są ułożone wedle planu czworościanów umiarkowanych i znajdują się obok siebie znacznie bliżej niż w tamtej substancji. Dzięki temu trzymają się siebie znacznie silniej (wielka twardość) i zajmują mniej przestrzeni (większa gęstość).

Badany w ten sposób węgiel bezpostaciowy (drzewny, zwierzęcy, koks, sadza) okazał budowę zbliżoną do grafitu. Atomy więc są tam też ułożone w sześcioboki, ale nieporządkowanie, nie w jednej płaszczyźnie, lecz bezładnie porozrzucane. W każdym razie zasadniczo węgiel bezpostaciowy jest w budowie swej zbliżony do grafitu, do którego i wieloma innymi własnościami jest podobny. Dlatego też obecnie taki węgiel uważa się nie za ściśle bezpostaciowy, lecz za mikrokryształiczny. W zwyczajnym użyciu pozostała jednak dawna nazwa.

## PRZYPATRZMY SIĘ WZOROM CHEMICZNYM...

Nie ma prawie pierwiastków, z którymi by się węgiel nie łączył, z wyjątkiem jedynie gazów szlachetnych, a ilość związków węgla jest bez porównania większa, niż związków wszystkich innych pierwiastków między sobą. Dlatego uznano za praktyczne oddzielić chemię związków węgla od reszty jako chemię organiczną. Tutaj na razie ograniczymy się do omówienia najprostszych połączeń tym bardziej, że dotąd omówiliśmy niewiele z tych innych pierwiastków.

Zachodzi pytanie: Czemu to specjalnie węgiel tworzy tak liczne związki? Otóż jest to spowodowane tym, iż jak żaden inny z pierwiastków ma tendencję łączenia się sam z sobą. Żeby zrozumieć jaki to ma wpływ na rozmaite związki, musimy się zapoznać jeszcze z pewną własnością atomów, o której dotychczas nie wspominaliśmy.

Przypatrzmy się wzorom chemicznym kilku ważniejszych związków wodoru. Wspomniany już kilkakrotnie, choć nie omawiamy szczegółowo, kwas solny ma wzór chemiczny  $\text{HCl}$ ; woda  $\text{H}_2\text{O}$ ; amoniak  $\text{H}_3\text{N}$ . Najprostszy ze związków węgla z wodorem ma wzór  $\text{H}_4\text{C}$ . Nie znamy związków tych pierwiastków z wodorem o innym składzie, mianowicie aby w nich jeden atom danego pierwiastka był połączony z inną ilością atomów wodoru. Jest to widocznie cechą charakterystyczną tlenu, że jego atom może związać dwa atomy wodoru, a cechą azotu, że może związać trzy atomy wodoru. Można powiedzieć, że w transakcjach chemicznych (żeby użyć wyrażenia finansowego) atom tlenu jest wart tyle co dwa atomy wodoru, atom azotu tyle co trzy atomy wodoru, atom chloru tyle co jeden atom wodoru. Tę cechę atomów pierwiastków nazwano więc ich wartościowością. Mówimy, że chlor jest jednowartościowym pierwiastkiem, tlen dwu-, azot trójwartościowym. Z wzoru chemicznego owego najprostszego połączenia węgla z wodorem, czyli najprostszego węglowodoru, można wnosić, że węgiel jest czterowartościowy, cztery razy więcej wart niż wodór.

Obrazowo można sobie przedstawić, że każdy atom ma tyle ramion chwytnych lub haczyków, ile ma wartościowości. Te haczyki mogą się zaczepić o odpowiednie haczyki na innym atomie — i atomy się połączyły. Jest to oczywiście tylko obraz uzmysławiający, w rzeczywistości bowiem owe wartościowości odpowiadają pewnym liniom kierunków sił o naturze elektrycznej.

Tak więc wartościowości zaczepiają się o siebie, atomy łączą się, i to tym chętniej i mocniej, im pierwiastki są mniej do siebie zbliżone charakterem chemicznym. Wodór np. jest bardzo swymi własnościami odmienny od chloru lub tlenu, to



też ich związki powstają bardzo łatwo i są bardzo trwałe. Przeciwnie zaś chlor jest bardzo podobny do bromu, a też i do tlenu; to też związki chloru z bromem lub tlenem powstają trudno i są skłonne do rozkładu. Najpodobniejszy zaś jest pierwiastek sam do siebie, stąd więc dwa jednakowe atomy zwykle niełatwo się łączą z sobą, a powstały związek bywa nietrwały. Poznaliśmy już taki związek, mianowicie wodę utlenioną. Wiemy, że składa się ona z dwóch atomów wodoru połączonych z dwoma atomami tlenu. Jakaż jest jej budowa chemiczna?

Tlen jest dwuwartościowy. Jeżeli się połączy z jednym atomem wodoru, to pozostaje u jego atomu jedna wartościowość niezużyta, nienasycona. Jeżeli taka grupa nienasycona, i jako całość jednowartościowa, łączy się z drugą taką samą, to powstanie ów nadtlenek wodoru, czyli woda utleniona, związek nietrwały, łatwo odszczepiający jeden nadliczbowy atom tlenu, a to odszczepienie może mieć charakter eksplozji. Mówimy, że jest tam zawarty łańcuch z dwóch atomów tlenu. Takie łańcuchy utworzone z tlenu zawsze są nietrwałe i mają skłonność do rozpadania się, choć nie zawsze tak gwałtownie. Podobnie też jest z innymi pierwiastkami. Trzeba jednak dodać, że choć wartościowość pierwiastków względem wodoru jest zawsze stała, to względem tlenu, oraz innych pierwiastków może ulegać zmianie; zobaczymy niezadługo, że np. węgiel jest względem wodoru zawsze czterowartościowy, ale względem tlenu bywa cztero-, lub dwuwartościowy.

To, cośmy powiedzieli o niechęci atomów tego samego pierwiastka do łączenia się między sobą łańcuchowo, w wybitny sposób nie stosuje się do węgla. On jeden między pierwiastkami czyni to nader chętnie i to nie tylko łącząc się w łańcuchy o dwóch ogniwach, jak tlen w wodzie utlenionej. Może on tworzyć łańcuchy dowolnej długości. Jeżeli zaś zważymy, że jest czterowartościowy, a każda jego wartościowość może się łączyć już to z innymi atomami, już też z dalszymi atomami węgla, to zrozumiemy od razu, że w ten sposób mogą powstawać łańcuchy nie tylko długie, ale i roz-

gałęzione, w rozmaity sposób powyginane, nawet zamknięte pierścieniowo. Pierścienie te mogą się też z sobą kombinować w figury (układy) mocno skomplikowane. To nam tłumaczy ową niesłychaną różnaitość i ogromną ilość związków węgla.

## CZYM PALĄ W BORYSŁAWIU POD KUCHNIĄ.

Warto pojechać do Borysławia z różnych powodów, a też i z tego, żeby zobaczyć, czym tam się pali w piecu. W całej Polsce węglem, na kresach drzewem i torfem, a w Borysławiu gazem. I to całkiem biedni ludzie. Otworzysz drzwiczki pieca, a tam buchają płomienie, wychodzące z otworków umieszczonych w ruszcie. Ani węgla, ani popiołu. Czysta robota. Zresztą nie tylko tak jest w Borysławiu, nie tylko w Drohobyczu, ale w całym tym zagłębiu naftowym. Podobnie też i w drugim centrum nafty, w jasielskim. Jak to się dzieje, że ludności wiejskiej opłaca się używać gazu do ogrzewania? Przecież gaz taki drogi! W Krakowie np. metr sześcienny kosztuje ok. 60 gr. Otóż jest różnica między tym gazem a tamtym. Gaz w Krakowie wyrabia gazownia miejska, a gaz w Borysławiu i Jaśle „gazownia ziemna“ — która znacznie taniej kalkuluje swą „pracę“ i surowiec... Dość powiedzieć, że ten drugi gaz jest sprzedawany już z wielkim zyskiem po 7 gr. za metr sześcienny.

Co to za jeden ten pożyteczny gaz? To metan, najprostszy związek węgla i wodoru. Da on się w pewnych warunkach wytworzyć wprost z pierwiastków, ale także powstaje ze związków tak nieorganicznych, jak i organicznych. Występuje on bardzo często w przyrodzie, szczególnie podczas gnicia ciał organicznych, bez dostępu powietrza, gdy więc np. pod wodą, na dnie bagien, gniją części roślinne, jak obumarłe liście, łodygi, korzenie; wystarczy wbić łaskę w muliste dno bagna, aby ujrzeć obfite bańki gazowe, wydobywające się w tym miejscu. Jest to metan, który dla-

tego nosi nazwę gazu bagiennego. Z tego samego powodu towarzyszy on często pokładowi węgla kamiennego, stąd nazywają go czasem gazem kopalnianym. Niekiedy znajduje się on tam w dużych ilościach, zamknięty pod wysokim ciśnieniem w szczelinach. Po otwarciu takiej szczeliny wydobywa się na zewnątrz, a że jest palny, więc z powietrzem tworzy mieszaninę wybuchającą bardzo gwałtownie, co już było nieraz powodem strasznych katastrof kopalnianych. Uchronić się można od nich przede wszystkim przez bardzo wydatne wietrzenie kopalni (wentylację), aby metan nigdy się nie mógł nagromadzić w większej ilości, dalej unikając używania gołego płomienia lamp górniczych. Okazało się, że lampa, której płomień zamknięty jest w klateczce z gęstej siatki z drutu metalowego, nie zapala takiej mieszaniny, a raczej palenie odbywa się wewnątrz owej klateczki, płomień jednak nie przedostaje się na zewnątrz. Takich lampek bezpieczeństwa, wynalezionych przez Davy'ego, używa się obecnie także w magazynach, gdzie się przechowuje łatwo parujące a palne substancje, jak alkohol, eter, benzyna. Nawiasem powiedziawszy, w polskich kopalniach węgla metan jest zjawiskiem rzadkim, nie tak jak w Anglii lub Francji.

Metan występuje w przyrodzie bardzo często. Spotykamy go nie tylko w kopalniach węgla, lecz towarzyszy on w olbrzymich ilościach ropie naftowej. Z wywierconego w terenie naftowym otworu wytryska często potężnym strumieniem gaz, zawierający zwykle około 90% metanu, obok mniejszych ilości innych węglowodorów i azotu. Gaz ten sam w sobie cenny, gdyż pali się równie dobrze jak gaz świetlny i może być do tych samych celów używany, wydawał się dawniej znacznie mniej wartościowy, niż wydobywana równocześnie nafta. A że chwywanie jego jest nieporównanie trudniejsze, niż chwywanie ciekłej ropy, przeto przez długie lata marnowano go, pozwalając mu bezużytecznie uchodzić w atmosferę. Co więcej, uważano za nieszczęście, jeżeli z szybu wydobywał się gaz, który utrudniał eksploatację ropy.

To „nieszczęście“ jest dzisiaj błogosławieństwem. Gaz ten jest obecnie bowiem chwytny i odprowadzany rurami do mieszkań i fabryk. Ogrzewa się nim piece, oświetla całe miasta, pali pod kotłami w fabrykach. W Polsce jest on eksploatowany na większą skalę dopiero od czasu wojny. Jakież olbrzymie ilości tego cennego materiału uszły tymczasem w powietrze! Ale jeszcze i dzisiaj nie zużywa się wszystkiego gazu. Obliczają, że wartość gazu idącego na marne w samej Kalifornii wynosi rocznie około 8 milionów dolarów, a ilość gazu traconego w stanie Oklahoma odpowiada dziennie 10.000 ton węgla.

Gazy, które się wydobywają z kopalń nafty w Zagłębiu borysławskim i jasielskim, są odprowadzane obecnie rurami do Lwowa, do Mościc, nie mówiąc o tym, że używa się go na dużą skalę i w samych tych zagłębiach; wiele zakładów fabrycznych w „Polsce C“ jest opalanych gazem ziemnym.

### JEŻELI WĘGIEL ZAMKNIEMY W RETORCIE...

Metan jest bardzo ważnym składnikiem produktu, bez którego trudno byłoby się obejść w nauce, przemyśle, a nawet w życiu codziennym, tj. gazu świetlnego. Mówiliśmy, że powstaje on często przy rozkładzie ciał organicznych, a takim ciałem jest węgiel kamienny. Wiemy też, że węglowi towarzyszy często metan. Taki rozkład można uczynić wydajniejszym, jak zwykle, przez ogrzewanie. Jeżeli węgiel kamienny zamkniemy w retorcie i poczniemy go ogrzewać, to będą z niej uchodzić gazy i pary jako następstwo rozkładu. Parę łatwo skondensować przez oziębienie, przy czym uzyskuje się smołę gazową oraz znaną nam już wodę amoniakalną, a gazy uchodzą. Tak też postępuje się w praktyce w gazowniach, gdzie oczywiście proces ten przeprowadza się w sposób racjonalny, w celowo zbudowanych urządzeniach, uzyskując przy tym pięć głównych produktów. Po skończeniu procesu pozostaje w retortach znany nam już koks, a prócz tego na ścianach naczynia, bardzo mocno

ogrzanych, osadza się wskutek dalszego rozkładu wydzielonych pierwotnie z węgla skomplikowanych i mniej trwałych związków organicznych pewien rodzaj bardzo zbitego węgla bezpostaciowego, zwany węglem retortowym. Ma on wygląd zbliżony do grafitu, lecz jest bardzo twardy, o dźwięku prawie metalicznym, bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny, dlatego często jest używany w elektrotechnice.

Jako destylaty ciekłe otrzymuje się wspomnianą smołę i wodę amoniakalną. Smoła ta jest mieszaniną różnych związków, które przez dalszą destylację można rozdzielić. Są to połączenia węgla, prawie zawsze zbudowane z łańcuchów zamkniętych pierścieniowo, jak o tym była mowa. Najważniejsze z nich to benzol (benzen), fenol czyli kwas karbolowy, naftalina (naftalen), obok wielu innych; wszystkie nader ważne dla chemii organicznej i przemysłu, gdyż stanowią materiał wyjściowy do wytwarzania licznych barwików i środków leczniczych i wybuchowych.

Ostatnim wreszcie produktem tej suchej destylacji węgla kamiennego jest obchodzący nas właśnie gaz świetlny. I on też nie ma ściśle określonego składu chemicznego, gdyż jest to mieszanina licznych gazów i par niskowrzących węglowodorów, zależna zresztą od jakości użytego węgla, temperatury itd. Zawiera on też niepożądane składniki, często źle wpływające na jego siłę świetlną i jakość. Od tych składników, jak dwutlenek węgla, siarkowodór, cyjanowodór, trzeba go w gazowni uwolnić. Ostatecznie pozostaje produkt, którego skład jest mniej więcej taki, że w 100 objętościach gazu znajduje się 50 objętości wodoru, 30 metanu, 8 tlenu węgla, 4 węglowodorów cięższych (etylen, acetylen i inne), 4 azotu, i inne składniki w znacznie mniejszych ilościach.

Wiadomo, że tlenek węgla jest gazem niezmiernie trującym, powodującym często wypadki śmierci, jeżeli gaz świetlny przez nieszczelność przewodów lub otwarcie kurka dostanie się do powietrza. Szczęściem odznacza się on przykrą wonią, tak, że nawet minimalne zanieczyszczenie powietrza gazem zdradza się od razu. Możemy więc łatwo

uniknąć zatrucia. W ostatnich czasach znaleziono sposoby usuwania tlenu węgla z gazu i teraz coraz więcej gazowni przechodzi do fabrykacji gazu nietrującego. Widzimy więc, że owa przykra woń gazu, na którą niejednen czytelnik zapewne czasem narzekał, jest jego bardzo pożądaną cechą. Dlatego więc nawet wtedy, gdy na innej drodze uzyskuje się gaz bezwonny (tzw. gaz wodny), umyślnie zaprawia się go substancjami mocno niepachnącymi i to tym bardziej, że nawet gaz nietrujący nie przestaje być substancją niebezpieczną. Zmieszany bowiem z powietrzem wytwarza podobnie, jak wodór lub metan mieszaninę wybuchającą. Dlatego do pokoju, w którym czuć zapach gazu, nie wolno wchodzić z płomieniem, lub zapalać w nim świecę; trzeba miejsce niebezpieczne wyszukać np. przy pomocy lampy Davy'ego, a w każdym razie pootwierać przede wszystkim okna, aby pokój przewietrzyć. Tę właściwość gazu, że z powietrzem stwarza mieszaninę wybuchającą, można jednak pożytecznie zużytkować; jeżeli się małą ilość tej mieszaniny zapali w cylindrze z tłokiem, to tłok zostanie z wielką siłą wypchnięty. Ruch ten da się przenieść na koło, jednym słowem można w ten sposób zbudować motor gazowy, dowolnie silny, a w działaniu bardzo prosty, nie wymagający wielkiej obsługi i nie potrzebujący np. kotła, jak motory parowe. Dlatego więc użycie motorów gazowych jest bardzo rozpowszechnione, szczególnie takich, w których używa się nie gazu świetlnego, lecz par benzyny, benzolu, lub spirytusu. W ten sposób są zbudowane silniki samolotów i samochodów. Lotnictwo, gdyby miało do rozporządzenia tylko ciężkie i trudne do obsłużenia motory parowe, nie byłoby się rozwinęło. Samolot musi bowiem mieć motory jak najłżejsze, a zarazem jak najsilniejsze.

## I NADĘTE PĘCHERZE SIĘ ODZNACZYŁY...

Najwięcej używany jest gaz świetlny, jak sama nazwa wskazuje, do celów oświetlania. Że z węgla można przez ogrzewanie uzyskać gaz palny, spostrzeżono najpierw w An-

gii, gdzie w ogóle przemysł i technika węgla najpierw się rozwinęły. Ale choć pierwsze celowe doświadczenia w tym kierunku robiono tam już w r. 1739, to przecież dopiero



Mr Murdoch oświeca sobie drogę...

w ostatnim dziesięcioleciu wieku XVIII znalazły one praktyczne zastosowanie. Sprawą tą zajął się wówczas niejaki William Murdoch, który zbierał taki gaz w pęcherzach wierzbowych i robił z nich latarnie, oświetlając sobie nimi drogę,

gdy jechał konno nocą, Wkrótce oświetlił tym gazem swój dom mieszkalny, a zapoznawszy się z genialnym technikiem i uczonym Watterem, zaprowadził oświetlenie gazowe w jego fabryce w Soho pod Birminghamem w r. 1798. W parę lat później całe to miasto zastąpiło lampy olejne na ulicach — gazowymi. Po dłuższych próbach, z początku finansowo niepomyślnych, wprowadzono w r. 1813 oświetlenie gazowe w Londynie, a jego przykładem poszedł kontynent: Paryż 1815, Berlin 1826, Wiedeń 1833. U nas oświetlenie gazowe zaprowadzono najpierw w Warszawie, a zaraz potem w Krakowie w r. 1857. Niezależnie rozwijało się ono w Ameryce, a choć pierwsze próby przypadają tam dopiero na początek wieku XIX, to już w roku 1806 oświetlono w ten sposób Baltimore, a wkrótce potem i inne miasta. Obecnie w każdym większym mieście istnieją gazownie, dostarczające gazu zarówno do oświetlenia jak do ogrzewania, do użytku kuchennego i przemysłowego, a choć gaz jako materiał oświetlający ustępuje stopniowo miejsca elektryczności, jednak jeszcze na długie lata można liczyć się z jego zastosowaniem w tym kierunku zwłaszcza, że i technika oświetlenia gazem porobiła kolosalne postępy.

Na czym polega świecenie gazu? Otóż na tym, że węglowodory „ciężkie“, oraz pary benzolu i naftaliny, rozkładają się w płomieniu na wodór i węgiel. Wodór spala się łatwo, węgiel trudniej, dlatego też te cząsteczki węgla zanim się spalą, rozżarzają się, wydzielając przez to światło. Że tak jest, łatwo wykazać. Po pierwsze analiza widmowa wykazuje, że taki płomień ma widmo ciągłe, inaczej mówiąc, że w nim znajduje się ciało stałe, rozżarzone. Po drugie oziębienie płomienia przez wstawienie do niego zimnego przedmiotu powoduje wydzielanie się sadzy, co niemyślnie udowadnia, że rzeczywiście w płomieniu świecącym znajduje się węgiel swobodny.

Pierwsze lampy gazowe były bardzo prymitywne: po prostu palił się gaz wypływający z otworu rurki. Taki płomień był podłużny. Lepiej wyzyskiwało się światło, jeżeli gaz wypływał z wąskiej szparki; wtedy płomień był płaski o wielkiej powierzchni, przez co dawał więcej światła. Ta-



kich palników używano bardzo długo, a nawet teraz czasem się je spotyka, ale już nie do celów oświetlania, lecz tylko wtedy, gdy chodzi o uzyskanie szerokiego płomienia do ogrzewania. Jednak taka prymitywna lampa miała wiele wad. Przede wszystkim siła świetlna była mała, powtórze płomień chwiał się i migotał, tak, że np. czytanie przy nim było bardzo trudne: oko szybko się nużyło. Zaradzono temu przez zmianę konstrukcji lampy, a przede wszystkim przez dodanie szkiełka (jak później przy lampach naftowych), przez co dostęp powietrza został uregulowany, spalanie stało się jednostajne, więc nie było migotania, a temperatura płomienia podwyższona, dzięki czemu płomień stał się bielszy i jaśniejszy.

Gaz zastosowano wkrótce i do celów ogrzewania, a w tej dziedzinie stał się przełomowym wynalazek znanego nam już Bunsena, który w połowie zeszłego wieku skonstruował palnik, używany obecnie w różnych postaciach do najrozmaitszych celów. Polega on na tym, że do gazu przed spalaniem doprowadza się pewną ilość powietrza, nie wystarczającą jeszcze do wytworzenia mieszaniny wybuchającej, ale znacznie ułatwiającą następnie spalanie, gdy gaz po wyjściu z palnika zapalimy. Dzięki temu węgiel nie wydziela się zrazu w postaci stałej, tylko od razu równocześnie z wodorem łączy się z tlenem powietrza. Spalanie jest daleko energiczniejsze, płomień się zmniejsza, przestaje świecić (wygląda podobnie jak płomień czystego wodoru), ale za to jego temperatura jest daleko wyższa. Ta znacznie wyższa temperatura i niekopcenie czyni palnik bunsenowski przyrządem niesłychanie praktycznym i wprost nieodzownym zarówno w pracowniach naukowych jak i w przemyśle.

Z czasem okazał się ten palnik jeszcze dalszym środkiem do ulepszania oświetlenia gazowego. Widzieliśmy, że światło gazowe jak naftowe jest spowodowane obecnością ciała stałego w płomieniu. Czy musi tym ciałem stałym być węgiel? Teoria mówi, że nie, a w praktyce rozstrzygnął tę sprawę przed 50 laty uczony austriacki Auer v. Welsbach. Zauważył

on, że tlenki niektórych metali, wówczas uważanych za bardzo rzadkie, ogrzane w palniku Bunsena, rozżarzają się do nierównie jaśniejszej białości, niż węgiel. Przeprowadził więc szereg systematycznych badań i przekonał się, że najlepszy wynik świetlny otrzymuje się, jeżeli się w płomieniu bunsenowskim żarzy tlenek toru, do którego domieszany jest tlenek ceru w ilości  $\frac{1}{2}$  do 1%. Postąpił więc w ten sposób, że napełnił woreczek z rzadkiej tkaniny bawełnianej (lub, jak obecnie, sztucznego jedwabiu) roztworem mieszaniny azotanu toru z domieszką ceru i po wysuszeniu zawiesił tę „siatkę auerowską“ w płomieniu bunsenowskim. Tkanina spala się od razu, azotany zamieniają się w tlenki, a ten popiół z tlenków żarzy się w nieświecącym płomieniu, wydzielając jasne światło. Wprowadziło to przewrót w technice oświetlenia gazowego, gdyż w lampie auerowskiej otrzymuje się wielokrotnie więcej światła, niż przy bezpośrednim jego spalaniu w zwykłej lampie. Światło jest przy tym bielsze, korzystniejsze dla oczu, więcej zbliżone do światła dziennego i do tego tańsze. Jednak ten drugi wzgląd nie od razu został zrealizowany. Mówiliśmy, że owe metale uchodziły wówczas za bardzo rzadkie, skąd cena ich była bardzo wysoka, dochodząca do kilku tysięcy złotych za kilogram! Siatki auerowskie były więc bardzo drogie.

Ale mamy tu dobry przykład na stwierdzenie faktu często w przemyśle spostrzeganego: jeżeli się okaże wielkie zapotrzebowanie na jakiś rzadki produkt, to prędzej czy później znajdą się nowe jego źródła. Tak było i tutaj. Tor i cer otrzymywano dawniej z rzadkich minerałów, które spotykano prawie wyłącznie na półwyspie Skandynawskim. Zaczęto ich jednak szukać i gdzie indziej i okazało się, że nie są one takie rzadkie jak sądzono. Jeden z nich, mianowicie monazyt, tworzy wielkie złoża w Karolinie (Ameryka północna) i w Brazylii. Dzięki temu można otrzymywać rocznie tysiące ton tlenków toru i ceru, podczas gdy jeszcze 50 lat temu cały ich zapas w laboratoriach świata wynosił zaledwie może parę kilogramów. Równocześnie też spadła i cena tych substancyj. Obec-

nie kilogram tlenku ceru kosztuje ledwo kilkanaście złotych, a toru trzy lub cztery razy więcej. Dlatego więc oświetlenie auerowskie może dotąd skutecznie współzawodniczyć nawet ze światłem elektrycznym, od którego jest nieraz nawet tańsze.

Zdawało by się, że gaz świetlny spotka się wszędzie z życzliwym przyjęciem. Nie wszędzie tak było i oświetlenie gazowe z trudem sobie torowało drogę. Oto jakie zarzuty wysunęła przeciw niemu w swoim czasie niemiecka „Kölnische Zeitung“. Potępiła ona oświetlenie gazowe z 7 powodów:

1) ze względów teologicznych, gdyż oświetlenie jest wkraczaniem w porządek przez Stwórcę przepisany;

2) ze względów prawnych, gdyż koszty oświetlenia muszą być pokryte przez podatki, ściągane i z tych, którzy tych urzędzeń wcale nie pragną;

3) ze względów zdrowotnych, gdyż wyziewy spalonych gazów szkodzą bezpośrednio organizmowi ludzkiemu, ponadto zaś oświetlenie dozwala ludziom na przebywanie w nocy na ulicy, co przyczynia się do zaziębień, kaszlu i kataru;

4) ze względów policyjnych, gdyż oświetlenie czyni złodziei pewnymi siebie, a konie przejmuje bojaźnią;

5) ze względów filozoficznych, gdyż oświetlenie wpływa ujemnie na moralność;

6) ze względów ekonomicznych, gdyż w ten sposób uszczupla się bogactwo narodowe;

7) ze względów narodowych, gdyż tracą na znaczeniu iluminacje, tak dodatnio wpływające na podniesienie uczuć patriotycznych.

Życie przeszło do porządku dziennego nad tymi zarzutami, które dzisiaj brzmią dla nas tak naiwnie.

## ACETYLEN, GAZ NIEBEZPIECZNY.

Jak słyszeliśmy węgiel może się łączyć sam z sobą, tworząc łańcuchy o różnej długości: tak więc przez połączenie

z sobą dwóch atomów węgla za pomocą jednej wartościowości powstaje łańcuch bardzo krótki, w którym u każdego atomu zostało już zużyte po jednej wartościowości, pozostałe zaś sześć może się połączyć z wodorem, przez co powstaje inny węglowodór zwany etanem. Oczywiście jego drobina jest cięższa niż metanu, dlatego i gaz sam jest też cięższy, a więc łatwiejszy do skroplenia. Wzór jego jest  $C_2H_6$ . I w nim możemy jedną wartościowość zamiast z wodorem połączyć z trzecim atomem węgla i odpowiednią ilością atomów wodoru, otrzymując jeszcze cięższy węglowodór o łańcuchu z trzech atomów węgla, zwany propanem. Postępując tak dalej otrzymujemy długi szereg związków coraz cięższych, coraz mniej lotnych, tak, że już w zwykłej temperaturze są cieczami, aż wreszcie przy dostatecznym zwiększeniu drobin — ciałami stałymi. Takie szeregi związków nazywamy szeregami homologicznymi, ten zaś specjalnie szereg homologiczny zwie się parafinowym. W życiu codziennym parafiną nazywamy mieszaninę takich wyższych stałych węglowodorów, podobną nieco zewnątrznie do wosku i do niektórych celów podobnie jak wosk używaną (np. do wyrobu świec), ale dla chemika nazwa ta odnosi się tak samo do metanu lub etanu, albo do różnych ciekłych węglowodorów, spotykanych w benzynie czy nafcie. Pochodzi ona z łaciny. „Parum affinis“ znaczy mało powinowaty, tj. okazujący mało skłonności do wchodzenia w reakcje chemiczne. Rzeczywiście węglowodory te, chociaż łatwopalne, trudno ulegają działaniu różnych nawet energicznych czynników chemicznych, więc np. działaniu silnych kwasów, chloru, bromu itp. w przeciwieństwie do węglowodorów innych szeregów.

Jakże są zbudowane węglowodory innych szeregów? I czym jest spowodowana ich większa czynność chemiczna? Otóż tym, że atomy węgla mogą się z sobą łączyć nie tylko za pomocą jednej wartościowości lecz za pomocą dwóch a nawet trzech. Zdawać by się mogło, że gdy dwa atomy węgla są połączone z sobą dwiema wartościowościami, to takie podwójne wiązanie powinno czynić drobinę trwalszą. Tym-

czasem jest przeciwnie. Nie trudno to wytłumaczyć. Jest rzeczą jasną, że wartościowości atomu są rozłożone równomiernie w przestrzeni w sposób następujący: Jeżeli wyobrazimy sobie atom węgla, umieszczony w środku umiarkowanego czworościanu (porównaj budowę diamentu), to wartościowości są skierowane ku jego narożom. W ten sposób są one rozłożone najzupełniej równomiernie. Jeżeli więc dwa takie atomy połączą się łańcuchowo, to reszta wartościowości rozchodzi się z konieczności w różnych kierunkach przestrzeni, jak wypada w sposób naturalny z powodów geometrycznych. Jeżeli jednak dwa atomy węgla połączą się podwójnie, to dwie pary wartościowości muszą ułożyć się równolegle, trzeba je niejako gwałtem wywichnąć z naturalnego położenia, co powoduje powstanie silnego napięcia w tym miejscu. I nieco tylko silniejszy czynnik chemiczny wystarczy, aby doprowadzić do rozluźnienia, do zerwania tego podwójnego wiązania w ten sposób, że pozostanie tylko pojedyncze. Uwolnione dwie wartościowości łączą się wówczas z owym czynnikiem chemicznym, który po prostu zostaje dołączony do drobiny, tworząc tzw. związek addycyjny.

Najprostszym z takich węglowodorów o podwójnym wiązaniu, w którym tkwi jeszcze możność dalszego nasykania się czynnikami chemicznymi, który przeto jest najprostszym przykładem związku nienasyconego, to wspomniany poprzednio etylen, gaz znajdujący się w małej ilości w gazie świetlnym. Wzór jego jest  $C_2H_4$ , więc jak widzimy podobny do wzoru metanu  $CH_4$ , ale zawierający o jeden atom węgla w drobinie więcej. Jeżeli się pali, to przy tym wydziela się w płomieniu znacznie więcej węgla, niż jest to możliwe w płomieniu metanu. Dlatego jest tam znacznie więcej cząstek świecących; etylen pali się więc bardzo jasnym płomieniem i dawniej przed wprowadzeniem światła auerowskiego, jego zawartość w gazie świetlnym miała ogromne znaczenie: im go było więcej, tym gaz był lepszy. Obecnie jednak ma to mniejszą wagę, wobec tego, że płomień auerowski sam nie świeci. Etylen da się łatwo sztucz-

nie otrzymać przez ogrzewanie zwykłego alkoholu z kwasem siarkowym. Zmieszany z chlorem łączy się z nim na tzw. chlorek etylenu, wspomniany poprzednio związek addycyjny. Jest to ciecz o wyglądzie oleistym, a że została otrzymana po raz pierwszy w r. 1795 przez czterech chemików holenderskich, więc nazwano ją po staroświecku „olejem chemików holenderskich“. To też spowodowało, że i inne węglowodory cięższe, wywodzące się z etylenu, podobnie jak etan, propan i inne z metanu, nazwano olefinami.

Wspominaliśmy, że dwa atomy węgla mogą się ze sobą łączyć nawet i trzema wartościami, przez co tworzy się „wiązanie potrójne“. Ale jeżeli już wiązanie podwójne dowodziło mniejszej trwałości związków, to tym bardziej stosuje się to do związków, których aż trzy pary wartościowości są wywichnięte z właściwych kierunków. Powstają przez to takie napięcia, że związek nie tylko z największą łatwością tworzy połączenie addycyjne, ale może sam się gwałtownie rozpaść. Najprostszym z takich węglowodorów jest acetylen o wzorze  $C_2H_2$ , gaz znany powszechnie, gdyż jest szeroko używany do oświetlania. Można go otrzymać wprost z pierwiastków, jeżeli wytworzymy łuk elektryczny między końcami dwóch prętów węglowych w atmosferze wodoru; synteza to historycznie bardzo ważna, bo otrzymany w ten sposób przed blisko 100 laty acetylen przez Berthelota był pierwszym syntetycznym węglowodorem. Ale to nie jest praktyczny sposób. Bez porównania prościej i łatwiej jest otrzymywać go przez działanie wodą na tzw. węgielek wapniowy (o którym mówiliśmy przy azotniaku). Ten węgielek wapniowy otrzymuje się na wielką skalę w piecach elektrycznych po prostu przez silne ogrzanie wapna palonego z węglem (koksem). Popularnie nazywają go karbidem. W lampkach acetylenowych, używanych przy rowerach, ruchu kolejowym, górnictwie, znajduje się zbiornik na kawałki karbidu, do których dopuszcza się kroplami wodę. Ta reaguje natychmiast z karbidem, wytwarza z nim wapno gaszone i acetylen, który się odprowadza do palnika i zapala. Przy spalaniu się acetyleny wytwarza się jeszcze

więcej węgla, niż przy spaleniu etylenu, tak, że przy niezbyt intensywnym dopływie powietrza płomień nawet kopci. Ale gdy palnik jest odpowiednio skonstruowany, kopcenia nie ma, a płomień świeci bez porównania jaśniej, niż gazowy lub nawet etylenowy. Do tego przyczynia się i budowa wewnętrzna acetyleny. Wiemy, że są w nim wartościowości, które zmuszono po prostu wielkim gwałtem do przyjęcia nienaturalnych kierunków. To, co się w życiu codziennym nazywa zadaniem gwałtu, jest dla nauki włożeniem w ten układ wielkiej ilości energii, którą sobie najwygodniej przedstawiamy w postaci ciepła. Mówimy więc, że acetylen jest ciałem silnie endotermicznym, tzn. takim, które ma w sobie uwięzione ciepło. Jeżeli więc acetylen spalamy, to ciepło wyzwala się, a dodane do ciepła ze spalania podwyższa temperaturę płomienia tak dalece, że wydzielający się węgiel rozżarza się do daleko jaśniejszej białości, niż w zwykłych płomieniach. Dlatego lampka acetylenowa świeci jaśniej niż naftowa lub gazowa.

Tak więc acetylen jest bardzo cennym materiałem, zarówno do oświetlania, jak i ogrzewania. Jednak zastosowanie jego jest trudniejsze i mniej bezpieczne, niż przy zwykłym gazie, dlatego bardziej ograniczone. W końcu XIX w., gdy zaczęto na większą skalę wyrabiać karbid, przypuszczano, że znajdzie on daleko większe zastosowanie i próbowano urządzać większe instalacje acetylenowe do oświetlania. Ładowano też acetylen pod wysokim ciśnieniem do wielkich butli stalowych, celem transportowania go w stanie skroplonym na miejsce zużycia. Jednakże liczne katastrofy, których był powodem, sprawiły, że ograniczono jego użycie do oświetlania prawie wyłącznie mniejszych lamp i latarek ręcznych, a skroplonego acetyleny nie wolno już wytwarzać przemysłowo.

Dlaczego to acetylen jest taki niebezpieczny w użyciu? Powodem jest ten „endotermiczny“ jego charakter. Zmieszany z powietrzem daje mieszaninę wybuchającą daleko gwałtowniej, niż mieszanina tlenowodorowa, lub tlenogazowa. Mała jakaś nieszczelność w przewodach, lub przedostanie się odrobiny powietrza do aparatu wytwarzającego

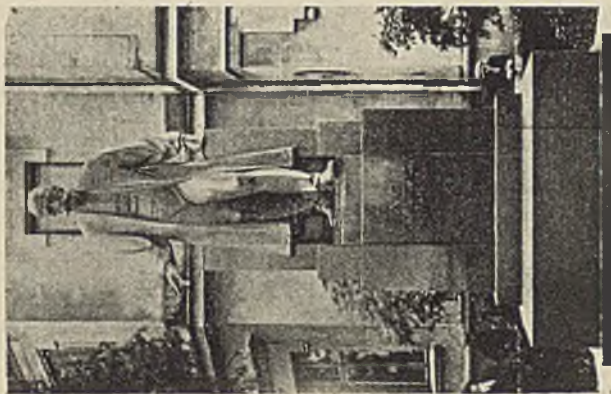
acetylen, może spowodować gwałtowny wybuch. Wypadki takie miały niestety zbyt często miejsce, szczególnie w początkach, gdy nie zdawano sobie jeszcze dostatecznie sprawy z niebezpieczności tego materiału. Co więcej, acetylen sam dla siebie jest substancją gwałtownie wybuchającą. Niech tylko butla z acetylenem pod ciśnieniem zostanie silnie uderzona, niech tylko spadnie z wozu, na którym ją transportowano, może spowodować wybuch nieustępujący w gwałtowności bombie artyleryjskiej lub lotniczej, może burzyć budynki i pozabijać ludzi.

Ale technika mimo wszystko potrzebuje acetylenu, a nie zawsze byłoby praktycznie wytwarzać go na miejscu, daleko wygodniej jest go przechowywać do użytku w takiej właśnie butli stalowej; trzeba tylko odjąć mu możliwość wybuchania. Znaleziono i na to sposób. Okazało się, że acetylen rozpuszcza się obficie w cieczy organicznej, zwanej acetonem, podobnie jak dwutlenek węgla rozpuszcza się w wodzie, dając wodę sodową. Zatem do butli stalowej wlewa się aceton i wtłacza następnie acetylen, który w takim roztworze traci już własności wybuchowe. Jeżeli się zaś otworzy wentyl w butli, to gaz uwolniony z ciśnienia uchodzi z acetonu spokojnie i może być użyty np. do spawania autogenicznego.

Użycie acetylenu do oświetlania miejsc zamkniętych, np. mieszkań, jest też niemiłe z powodu przykrego zapachu, jaki się przy tym daje czuć. Nie on sam jednak ponosi winę w całości, gdyż jego zapach jest dość przyjemny, eteryczny, o ile jest czysty; ale że zwykły karbid przygotowywany ze zwyczajnych surowców, wapienia i węgla, zawiera w sobie zanieczyszczenia przede wszystkim fosforowe i siarkowe, przeto one nadają temu gazowi zapach nieznośny, nie mówiąc o tym, że są dla zdrowia bardzo szkodliwe. Jednak w przestrzeni otwartej daje się to mniej odczuć.

Jako związek jeszcze bardziej nienasycony niż etylen, jest acetylen jeszcze skłonniejszy do tworzenia związków addycyjnych i w ogóle podatniejszy do przerabiania na dalsze pochodne. Stąd ma znaczne zastosowanie w syntezach





Pomnik Ignacego Łukasiewicza  
twórcy przemysłu naftowego  
w Polsec w Krośnie.



Jan Zeh, mag. farm. (1817—1897), pierwszy, przy pomocy Ignacego Łukasiewicza, rafinował naftę celem użycia jej do oświetlenia.



organicznych. Łatwo go np. przeprowadzić w alkohol, a jeszcze łatwiej w kwas octowy. W czasie wielkiej wojny fabrykowano kolosalne ilości kwasu octowego, potrzebnego do wytwarzania niektórych środków wybuchowych, właśnie z acetyleny. W ostatnich czasach służy on do fabrykacji sztucznego kauczuku.

Rozumie się, że przez dalsze przyłączanie atomów węgla do drobiny acetyleny otrzymuje się dalsze węglowodory (szeregu acetylenowego), których tu już nie będziemy omawiać.

## PIERWSZĄ LAMPĘ NAFTOWĄ ZAŚWIECONO W POLSCE.

Ale na tych węglowodorach nie kończą się związki węgla z wodorem; znamy tysiące innych, choćby występujących w smole pogazowej; największe przecież znaczenie dla życia, dla gospodarki światowej, mają te węglowodory, które się spotyka w wielu punktach ziemi jako skomplikowaną mieszaninę, znaną od tysięcy lat pod nazwą nafty; mimo tego dopiero od lat niespełna dziewięćdziesięciu nauczo się z niej korzystać naprawdę, przez co stała się jednym z najcenniejszych surowców naturalnych i jednym z największych bogactw krajów, w których ropa naftowa występuje. A komuż zawdzięcza ludzkość wynalazek zastosowania nafty do oświetlania? Komuż zawdzięcza zapoczątkowanie jednego z najpotężniejszych przemysłów? Spróbujmy się poinformować w najdostępniejszych encyklopediach.

W znanej wielkiej encyklopedii niemieckiej Meyera, spotykanej w niejednym polskim domu, znajdujemy pod hasłem: „Erfindungen“ (wynalazki) spis 480 najważniejszych wynalazków, jakich ludzkość dokonała od początku świata. Są tam reprezentowane wszystkie prawie narodości od starożytnych Egipcjan, aż do Niemców, Francuzów, Anglików, Włochów. Próżno byś szukał polskiego nazwiska. A jednak wśród tych 480-ciu rubryk jest miejsce i dla Polaków.

Pod rokiem 1855 zanotowano w tym artykule: „Petroleumlampe von Silliman“ (lampa naftowa Sillimana). Prof. Silliman to Amerykanin, który w r. 1855 przedestyłował ropę naftową i zużytkował wydobytą z niej naftę do celów oświetlania. Ale nie pierwszy, bo o czym nie wie lub nie chce wiedzieć encyklopedia Meyera, lampa naftowa świeciła się już w Europie trzy lata przed tym, gdyż w r. 1852. Zaświecono ją we Lwowie, a tymi, którzy tę lampę skonstruowali, którzy do niej włąli naftę, przez siebie wydobytą z surowej ropy i oczyszczonej — to dwaj Polacy, skromni magistrowie farmacji Ignacy Łukasiewicz i Jan Zeh.

Nie byli oni pierwsi, którzy zwrócili uwagę na tę niezwykłą ciecz, wydobywającą się z ziemi. Już ludzie starożytni w miarę swoich możliwości korzystali z niej. Używano ropy naftowej do świecenia, a towarzysząca często ropie naftowej w dawnej Persji, Babilonii, Syrii, Palestynie, lub nawet osobno występująca smoła ziemna czyli asfalt również znajdowała szerokie zastosowanie: jako lek, jako spoiwo w budownictwie zamiast wapna (tak budowano faktycznie w Babilonii, a i przy budowie sławnej wieży Babel posługiwano się wedle biblii smołą ziemną, bituminem, jako zaprawą murarską), jako środek uszczelniający: znów wedle biblii arka Noego była zewnątrz i wewnątrz pociągnięta asfaltem; w ten sam sposób miał być uszczelniony koszyk, w którym matka Mojżesza puściła swego synka z prądem Nilu; Egipcjanie używali asfaltu z morza Martwego do balsamowania zmarłych; stosowano też smołę ziemną przeciw szkodliwym owadom w winnicach i sadach itd.; można by przytoczyć jeszcze wiele zastosowań. Ale wszystko to miało znaczenie bardzo ograniczone, zarówno co do miejsca, jak i co do skali.

Również i na naszych ziemiach od bardzo dawnych lat używano oleju ziemnego już to jako smaru do wozów, już to jako materiału do oświetlania, już też jako lekarstwa. Naturalnie płomień takiej prymitywnej lampy, napełnionej tą półgęstą, cuchnącą cieczą, świecił się bardzo nędznie, a mieszkańcy byli w ciągłym strachu, że czarna zawartość zapali się i wybuchnie. Nafty do celów leczniczych używa

się jeszcze i dzisiaj, zwłaszcza przy chorobach skórnych. Nikt jednak nie wyobrażał sobie, jakie olbrzymie ilości ropy naftowej znajdują się w głębi ziemi i że te kałuże, tu i ówdzie na powierzchni ziemi się pokazujące, to tylko nieznaczny ślad potężnych podziemnych zbiorników. Ale nawet gdyby ludzie ówczesni rozporządzali większymi ilościami ropy naftowej, nie wiedzieliby co z tym począć. Co z ropą należy czynić, ażeby była przydatna, żeby zamienić ją na błogosławieństwo ludzkości i dobrobyt — pokazali dopiero Łukasiewicz i Zeh.

Obaj oni byli prowizorami w sławnej aptece lwowskiej Mikolascha, gdy w r. 1852 jej właściciel zakupił od karczmarza z Borysławia Schreinerera dwa centnary (około 112 kg) surowego destylatu ropy naftowej. Zeh z pomocą młodszego od siebie Łukasiewicza zajął się oczyszczeniem tego materiału, by go przerobić na preparat leczniczy wedle wymagań farmakopei, to jest na „Oleum petrae album“ (biały olej skalny), dotychczas sprowadzany za drogie pieniądze z Włoch. Długa i mozolna była droga, bo nie wystarczała sama destylacja; trzeba było próbować, jakimi środkami i w jaki sposób można preparatowi odebrać pierwotną bardzo przykrą a nawet wstrętną woń, i uczynić go mniej wrażliwym na ogień, mniej łatwo zapalnym.

Wreszcie pomyślny wynik uwieńczył usiłowania: uzyskane Oleum petrae album w niczym nie ustępowało najlepszym preparatom włoskim; co więcej, było doskonałym środkiem do oświetlania. I ta właśnie rzecz okazała się nieporównanie ważniejszą niż wyprodukowanie leku; wynalazcy porzucają wkrótce aptekę Mikolascha, aby się w zupełności oddać pracy na nowopowstałym terenie nafciarstwa. Z pomocą blacharza Bratkowskiego konstruują pierwsze lampy przeznaczone dla nafty (olejne lampy nie nadawały się do tego), dostarczają ich z początku osobom prywatnym, aż w dn. 31 lipca 1853 występuje nafta po raz pierwszy oficjalnie i publicznie: oświetlono nią lwowski Szpital Powszechny (t. zw. „Pijarów“). Można uważać tę datę za dzień narodzin przemysłu naftowego.

Od tej chwili nafta polska rozpoczyna pochód w świat;

można to wziąć dosłownie, gdyż pierwszą wielką transakcją stanowiło zakontraktowanie w tymże roku dostawy nafty dla kolei austriackiej między Krakowem a Wiedniem; za tą dostawą poszły w szybkim tempie inne.

Dotychczasowi współpracownicy rozdzielili się: każdy zajął się nafcjarstwem w inny sposób. Zeh pozostał na miejscu, założył we Lwowie sklep, w którym żona jego i jej siostra sprzedawały naftę, dostarczaną z rafinerii w Drohobyczu, gdzie Zeh przerabiał ropę, skupowaną z okolicznych „duczek“ (tak się zwały prymitywne studnie naftowe). Było to więc przedsiębiorstwo na małą skalę, którego koniec był tragiczny. Wskutek nieostrożności przechodnia, który rzucił płonąca zapalną na rozlaną na chodniku naftę, wybuchł w sklepie pożar, w którym spłonęła młodziutka żona Zeha i jej jeszcze młodsza siostra. Ta katastrofa złamała Zeha, który się wtedy (r. 1858) zupełnie wycofał z nafcjarstwa, wracając do farmacji; już w dość późnym wieku, bo mając lat 58, otwiera aptekę w Borysławiu, gdzie umiera w r. 1897, w wieku lat 80.

Zupełnie inaczej pokierował się Łukasiewicz. Był on od Zeha niewątpliwie znacznie bardziej rzutki i energiczny, i powodzenie życiowe, jakie go spotkało, było zupełnie zasłużone. Łukasiewicz porzucił już zupełnie aptekarstwo, przeniósł się do Krosna, w którego okolicach wydobywały się również liczne źródelka naftowe, i tam wspólnie z dwoma właścicielami ziemskimi dał początek górnictwu naftowemu. Pierwszy szyb naftowy powstał w miejscowości Polanka pod Krosnem. Nosił nazwę „Wojciech“. Był on niepodobny do dzisiejszych kopalni, i niewiele różnił się od zwyczajnych studzien. Dopiero później za przykładem amerykańskim Łukasiewicz zabrał się do wiercenia ziemi w pokładach roponośnych przy pomocy specjalnych świdrów i dłut (system kanadyjski), które opuszczano w głąb ziemi na linach stalowych, zawieszonych u szczytów wież wiertniczych. Wieże te nadają roponośnym krajobrazom charakterystyczny wygląd.

Celem zabezpieczenia otworów przed usuwaniem się

ziemi „uzbraja“ się je w rury żelazne, które się zapuszcza do wnętrza.

Nie wystarczyła już mała destylarnia Łukasiewicza, która mieściła się początkowo w jego dworku w Chorkówce na zwyczajnym piecu kuchennym. Trzeba już było zbudować specjalny budynek na ten cel. Naturalnie nie było to coś tak imponującego, jak potężne masywy dzisiejszych „rafineryj“. Mieściła się ona w zwyczajnej szopie, która zresztą wkrótce splonęła wskutek niezachowywania potrzebnej ostrożności, a Łukasiewicz doznał oparzeń, niezbyt jednak szkodliwych. Zbudowano drugą, już bardziej nowocześniejszą.

Nafta Łukasiewiczowska cieszyła się coraz większym powodzeniem. Już nie tylko na kolejach austriackich poczęły się świecić polskie lampy; i wszędzie po domach robiło się w ich promieniach coraz jaśniej, dzięki czemu można było więcej czasu wieczornego poświęcać na lekturę i zajęcia intelektualne. Łojowe i woskowe świece musiały ustępować! Łukasiewicz sprowadził prawdziwą rewolucję w oświetleniu, której błogie skutki trwają do dzisiejszego dnia, bo przecież mimo rozwoju oświetlenia gazowego i elektrycznego lampa naftowa nie została nigdzie na świecie w zupełności wyrugowana, a w mniejszych miejscowościach długo jeszcze będzie najważniejszym dawcą światła.

Za przykładem Łukasiewicza i jego współników rzucono się w całym kraju do poszukiwań „za naftą“. Okazało się, że najwięcej ropy naftowej znajduje się w zagłębiu borysławskim, które pod względem wydajności ogromnie przewyższyło krośnieńskie, oraz bitkowskim (Stanisławów). Pokłady borysławskie były wprawdzie znacznie głębsze, ale opłacało się to wiercenie. W kraju powstała prawdziwa gorączka naftowa. Jedni spekulowali gruntami, zakupując je tanio, sprzedając drogo, dorabiając się ogromnych fortun, które nieraz jednak równie szybko tracili — strzelając sobie potem w łeb. Inni kopali „za naftą“, inni jeszcze ją sprzedawali, inni destylowali.

Poszukiwania naftowe były i są wielkim ryzykiem —

loterią, jak mówią nafciarze. Nieraz bowiem wydaje się milionowe sumy na wiercenie głębokiego otworu (do 3000 m), a w rezultacie po kilkuletnich pracach nafta się nie pokazuje.

Nafta stworzyła ogromną ilość warsztatów pracy, podniosła w wydatny sposób zamożność tej dzielnicy, przeciwstawiając się owej przysłowiowej „nędzy Galicji“, tak wymownie ujętej w cyfry przez drugiego sławnego polskiego nafciarza, Stanisława Szczepanowskiego. Dzieło jego pt. „Nędza Galicji w cyfrach“ było namiętym oskarżeniem rządzących czynników, które niedopuszczały do rozwoju galicyjskiego przemysłu. Ale właśnie tacy ludzie jak Łukasiewicz i Szczepanowski Galicję wzbogacali.

Inni nafciarze, którzy dorobili się milionów na owym „płynnym złocie“, wydawali je często w sposób lekko-myślny, otaczając się przepychem. Cuda opowiadają starzy ludzie o współniku Łukasiewicza Klobassie, który inaczej nie jeździł koleją jak tylko w wagonie salonowym, który nie pił innego wina, jak tylko szampan, a swe miliony przetracił w lokalach rozrywkowych Wiednia i kasynie gry w Monte Carlo. Inaczej pojmował swoje obowiązki bogatego człowieka Łukasiewicz.

Postanowił on wielkie przez siebie wydobyte bogactwo obrócić na dobro kraju. Jeszcze dzisiaj starzy ludzie powtarzają, że drogi w krośnieńskim zostały wybrukowane guldenami Łukasiewicza. Ale nie tylko drogi dobrze wyglądały pod „rządami“ tego wynalazcy. Dbał on na różne sposoby o podniesienie dobrobytu i kultury ludu. Chcąc zachęcić okolicznych włościan do podniesienia sadownictwa, płacił im premie za każde zasadzone drzewko; zakładał szkoły przemysłu ludowego; wydawał ogromne sumy na cele dobroczynne; propagował wstrzeźliwość od alkoholu i pomagał zakładać kasy pożyczkowe. Nic więc dziwnego, że tak rozumnego gospodarza wybrano posłem na sejm krajowy, i że w 25-lecie jego działalności pionierskiej wybito na jego cześć medal pamiątkowy. Łukasiewicz był, jak widzimy, nie tylko wielkim wynalazcą, ale też wzorowym obywatel.



W kilka lat po powstaniu przemysłu naftowego w Polsce, gdy lampa naftowa, gdy benzyna nasza, smary i inne produkta, wytwarzane z ropy galicyjskiej, rozpowszechniały się nie tylko u nas ale i w całej Austrii, do której przecież wówczas należała Galicja, zaczęto się na wielką skalę zajmować naftą w Ameryce północnej. Dopiero w r. 1857 wyprodukowano tam pierwsze 5 gallonów (19 litrów) nafty do świecenia; nie cieszyła się ona jednak powodzeniem, i musiano tę pierwszą próbkę wylać, choć przecie już i w Ameryce istniała lampa Sillimana. Ale w r. 1859 powstaje tam pierwsza rafineria na wielką skalę, a równocześnie zaczyna się gorączka naftowa wskutek poznania olbrzymich pól naftowych w Pensylwanii; odtąd rozwój nafciarstwa idzie coraz szybszym tempem, i to nie tylko w Ameryce, ale i w różnych innych częściach świata; obecnie znany tereny naftowe w bardzo wielu punktach ziemi, a polskie należą niestety do uboższych (por. niżej).

### OD ETERU DO KOKSU.

Gdyby z ropy naftowej wydobywano tylko naftę, wystarczyłoby to, aby wynalazkowi Łukasiewicza i Zeha zapewnić wielką doniosłość. Ale nafta jest dzisiaj drugorzędnym produktem destylacji tego surowca, gdyż inne substancje z niej wydobywane mają nierównie większe znaczenie dla gospodarki światowej.

Zastanówmy się przede wszystkim, czym jest ropa naftowa z punktu widzenia chemicznego. Ta oleista ciecz, na ogół o ciemnej barwie, niekiedy prawie czarnej, zwykle ciemnobrunatnej, ale czasem jasnobrunatnej a nawet jasnożółtej, — jest lżejsza od wody i ma silny, charakterystyczny zapach, na ogół nieprzyjemny. Już z tego widzimy, że różne rodzaje ropy mogą się między sobą bardzo różnić zewnętrznie; tym większe istnieją między nimi różnice wewnętrzne. Są to jednak zawsze mieszaniny węglowodorów o różnym składzie chemicznym ilościowym i różnej wielkości i ciężarze drobinowym, stąd i lotność tych różnych składników jest różna: te, których drobina jest lekka a bu-

dowa nieskomplikowana, będą wrzały w temperaturze niskiej, węglowodory o drobnie ciężkiej a budowie skomplikowanej będą do wrzenia wymagały ogrzania do temperatury odpowiednio wyższej. Ten ważny fakt umożliwia przeróbkę ropy: rozdestylowanie jej na produkty o różnych własnościach i różnym zastosowaniu.

W skład ropy wchodzi węglowodory począwszy od najprostszego, metanu, a kończąc na bardzo ciężkich i skomplikowanych, które nawet nie posiadają naprawdę temperatury wrzenia, bo zanim do niej dojdą, już się rozkładają. Otóż ropa, wydobywana z ziemi, już od razu utracą najłżejsze składniki, to jest metan i najbliższe mu węglowodory, które w zwykłych warunkach mają postać gazową; o tych gazach ziemnych jużśmy mówili; pozostała zaś ciecz przy ogrzewaniu zaczyna wrzeć już około 30°, przy czym wydobywają się z niej pary dalszych najłżejszych węglowodorów; pary te ochłodzone skraplają się, tworząc pierwszą, najłżejszą część destylatu. W miarę ich ubywania temperatura wzrasta, i przedestylowują coraz to cięższe związki. Zbierając systematycznie różne części destylatu w zależności od temperatury, dokonywamy rozdzielania pierwotnej cieczy na różne jej części czyli frakcje, stąd postępowanie takie nosi nazwę destylacji frakcjonowanej czyli cząstkowej.

W ten więc sposób można z ropy naftowej otrzymać frakcje o różnych temperaturach wrzenia; ale nie będą to zawsze produkty jednakowe, mimo, że będą miały jednakowe punkty wrzenia, gdyż ropy z różnych okolic mają różną budowę chemiczną, jednakże dla celów praktycznych ma to mniejsze znaczenie, i benzyna lub nafta lampowa polska będzie równie dobrze służyła do popędzania samochodu czy do oświetlania, jak produkty amerykańskie.

A jakież to produkty i w jaki sposób otrzymuje się z oleju skalnego? W szczegółach nie jest łatwo się zorientować komuś, nie obeznanemu gruntownie ze sprawą, gdyż przeróbka nafty jest mocno skomplikowana, a te same produkty noszą w różnych krajach różne nazwy, do tego jest ich moc niezmierna. Główne jednak zarysy systemu prze-

róbki i najważniejsze klasy przetworów dadzą się dość łatwo podać.

Jak podaliśmy poprzednio, zasadniczym procesem przeróbki ropy jest jej destylacja. Wytyczne są przy tym dwie temperatury: 150° i 300°. Destylację prowadzi się w rafineriach nafty z wielkich kotłów w ten sposób, że się zbiera najpierw wszystko, co przechodzi do odbieralnika aż do temperatury 150°; następnie zbiera się osobno frakcję wyżej wrzącą, aż do 300°. Tak więc rozdziela się materiał na trzy części: pierwsza — to benzyna surowa; druga — to nafta surowa; trzecia — to część jeszcze nie przedestylowana, najmniej lotna.

Teraz poddaje się owe produkta surowe ponownemu, tym razem szczegółowemu przedestylowaniu. Z benzyny surowej uzyskuje się najpierw, w temperaturach do 70°, frakcję najlotniejszą i najlżejszą, zwaną eterem naftowym, gazoliną itp. Są to więc najlotniejsze części ropy, a gazy ziemne często są mniej lub więcej nasycone parami tych węglowodorów. Dlatego więc gazolinę otrzymuje się niejednokrotnie i z gazów ziemnych (o ile są „mokre“, tj. właśnie bogate w takie pary, gdyż nieraz gaz taki jest prawie czystym metanem), na różny sposób: można więc gaz taki sprężyć pod bardzo wysokim ciśnieniem, równocześnie chłodząc, przy czym części mniej lotne się skraplają; można taki gaz przemyć ciężkim olejem naftowym, który rozpuszcza w sobie gazolinę; można ją wreszcie wyciągnąć z gazu przez adsorpcję na węglu aktywnym. Eter naftowy nie ma nic wspólnego ani z „eterem“, po którym biegną fale radiowe, ani z eterem etylowym, którego się używa np. do usypiania przy operacjach chirurgicznych; jest to po prostu najlżejsza benzyna, używana podobnie jak zwyczajna jako rozpuszczalnik, do prania, palenia itd.

Następną frakcją jest benzyna lekka, której najważniejsze zastosowanie jest do poruszania motorów; potem otrzymuje się między 100° a 125° benzynę ciężką, wreszcie do 150° ligroinę. Po ukończeniu tej destylacji zawsze jeszcze pozostaje część nieprzedestylowana, którą się łączy z poprzednio otrzymaną naftą surową i starannie przede-

stylowuje, chwytając to, co przechodzi pomiędzy  $150^{\circ}$  i  $300^{\circ}$ , jako naftę do świecenia. Ale nie jest ona jeszcze czysta: zawiera różne części smoliste, żywiczne i węglowodory „nie-nasycone“, których obecność w nafcie jest niekorzystna. Otóż to wszystko trzeba z niej przez rafinację usunąć, a osiąga się to przez wytrząsanie jej ze stężonym kwasem siarkowym, który owe zanieczyszczenia wiąże. Kwas ten się następnie oddziela, jego resztki pozostałe w nafcie zobojętnia i usuwa za pomocą ługu sodowego, wreszcie naftę przemyma wielokrotnie wodą, a odstały produkt uwalnia od resztek wody przez sączenie przez odpowiednie warstwy chłonne; w ten sposób oczyszczona nafta służy już do użytku, i nosi w handlu różne określenia, stosownie do stopnia oczyszczenia, jak „standard white“, salonowa, cesarska itp. Widzimy już z tego krótkiego naszkicowania procesu rafinacji, że nie jest to czynność prosta i łatwa, dlatego obecnie przeważnie odbywa się to nie w małych destylarniach prywatnych, lecz w ogromnych fabrykach, należących do wielkich koncernów lub do państwa.

Bo przecież sprawa przeróbki ropy nie kończy się bynajmniej na wytworzeniu benzyn i nafty do lamp. Wszak doprowadziliśmy destylację dopiero do  $300^{\circ}$ , a w kotłach została nam jeszcze bardzo duża ilość cieczy, ciemniejszej, gęstszej i mniej lotnej niż pierwotny olej skalny, ale też dzięki temu skłonnej do rozkładu, gdy ją wysoko ogrzewamy. Cóż zrobić z tą pozostałością, która często wynosi połowę, nawet do dziewięciu dziesiątych ilości ropy, wziętej do przeróbki? Otóż można zrobić bardzo wiele rzeczy. Najprościej jest ją... spalić. Ale oczywiście nie bezmyślnie, celem zniszczenia; jest to bowiem doskonałe paliwo, o bardzo wysokiej wartości cieplnej, używane szczególnie w Rosji, gdzie nosi nazwę mazutu; ropy rosyjskie zawierają specjalnie duży procent mazutu.

Można te trudnolotne pozostałości zużytkować lepiej, przerabiając je na cenne produkty przez dalszą destylację. Ale jak destylować? przecież w tak wysokiej temperaturze, przewyższającej  $300^{\circ}$ , związki pozostałe w cieczy destylowanej już się zaczynają rozkładać? Otóż właśnie ta kom-

plikacja powoduje, że dalsze postępowanie może być różne, i może doprowadzić do najrozmaitszych produktów. Spróbujmy więc destylować, nie zważając na to, że ciecz ulega rozkładowi. Cóż się dzieje? Oto owe skomplikowane drobi-ny, o długich łańcuchach atomów węgla, rozpadają się w wysokiej temperaturze na mniejsze, o łańcuchach krótkich, czyli na związki prostsze, znacznie lotniejsze; skropliwszy więc pary wydobywające się z kotła destylacyjnego, otrzymujemy destylat lekki, nisko wrzący — jednym słowem benzynę. Powstaje więc ona przez rozbicie, roztrzaskanie drobin ciężkich węglowodorów, stąd proces ten nosi angielską nazwę „cracking“, od wyrazu oznaczającego rozbijanie, roztrzaskiwanie. „Krakowanie“ nabrało ogromnego znaczenia szczególnie od czasu, gdy rozwój motoryzacji zwiększył bardzo zapotrzebowanie benzyny, której zwykle ropa zawiera kilka, rzadko kilkanaście procentów; dzięki krakowaniu można z ropy wydobyć znacznie więcej, bo do 50% benzyny.

Ale destylację możemy też prowadzić inaczej, tak, by owe ciężkie węglowodory nie ulegały rozkładowi, rozbiciu, wskutek bardzo wysokiej temperatury: musimy więc prowadzić ją w temperaturze obniżonej. Jakże to zrobić? Bardzo prosto: przecież temperatura wrzenia zależy od ciśnienia, pod którym się ciecz znajduje: jeżeli je obniżymy, to i temperatura wrzenia staje się niższą. Tak więc prowadząc w ten sposób destylację, otrzymujemy destylaty gęstsze, o konsystencji oleistej, ale o rozmaitej jakości i własnościach, zależnie od ciśnienia i temperatury. W ten sposób dochodzimy do różnych olejów smarowych, olejów motorowych, używanych do pędzenia silników, szczególnie motorów Diesela, oleje zwane gazowymi, które dadzą się przerobić sposobem analogicznym do krakowania na gaz do oświetlania, dalej olej parafinowy, z którego przez silne oziębienie można wydzielić węglowodory stałe, noszące nazwę parafiny, mającej wielorakie zastosowanie, przede wszystkim do wyrobu świec, ale i w wielu innych wypadkach, np. w zastępstwie wosku (froterowanie posadzek), dalej do impregnowania zapalek, apretowania tkanin, jako

materiał izolacyjny w elektrotechnice itd. Innego rodzaju jest t. zw. parafina ciekła, również produkt destylacji wysoko wrzących węglowodorów nafty amerykańskiej; jest ona stosowana coraz więcej w medycynie jako środek oczyszczający, zupełnie nieszkodliwy dla organizmu, gdyż działanie jego jest czysto mechaniczne a nie chemiczne.

Do parafiny stałej jest zbliżona t. zw. cerezyna o podobnych własnościach, otrzymywana jednak nie przez destylację oleju skalnego, lecz przez przeróbkę t. zw. wosku ziemnego, czyli ozokerytu (a właściwie orokerytu, to jest wosku górskiego, kopalnego, co później przekrecono na ozokeryt, to jest wosk wonny). Ozokeryt jest daleko rzadszy niż ropa, stąd w praktyce mają znaczenie tylko jego kopalnie w Polsce w okolicach Borysławia i w mniejszym stopniu na wyspie Czeleken na Morzu Kaspijskim. Z naszych kopalni obok Borysławia najważniejsze są w Dźwiniaczu i Staruni; ta ostatnia zdobyła sobie w całym świecie wielki rozgłos przed paru laty, gdyż tam znaleziono dobrze zakonserwowanego nosorożca dyluwialnego, który widocznie w okresie lodowym, kiedy nosorożce biegały jeszcze po naszym kraju, wpadł do bagna ozokerytowego i w nim utonął.

Do powyższych produktów zbliżona jest wazelina, również przede wszystkim otrzymywana z rop amerykańskich: znana powszechnie substancja niby ciekła, niby stała, używana zarówno jako trwałe i wytrzymałe smar, jak i jako podłoże różnych maści i kosmetyków.

Gdyśmy tak wydobyli z nafty przez destylację szereg cennych produktów, pozostała nam jeszcze masa gęsta, czarna, która przy dalszym destylowaniu coraz bardziej się rozkłada, dając skutek bardzo wysokiej temperatury produkty gazowe o wielkiej sile świetlnej, mające też odpowiednio wielkie zastosowanie, aż wreszcie pozostanie sam węgiel o wyglądzie i charakterze koksu, ale prawie pozbawiony popiołu i skutek tego o wysokiej wartości cieplnej; jest on zatem również bardzo cennym technicznie produktem.

Ale możemy owej gęstej masy nie rozkładać dalej, tylko ją zużytkować jako taką. Jest to masa smolista, podobna do asfaltu naturalnego i stanowiąca jego namiastkę, koniecznie potrzebną wobec wciąż rosnącej sieci wzorowych dróg, wymaganych dla postępu motoryzacji świata.

Asfalt naturalny jest znany od niepamiętnych czasów, szczególnie ze Syrii i Palestyny, gdzie Morze Martwe wyrzuca duże bloki tego materiału, pływające na gęstej i ciężkiej solance, jaką jest woda tego morza. Ale najwięcej asfaltu, więcej niż wszystkie inne miejscowości razem, produkuje sławne jezioro asfaltowe na wyspie amerykańskiej Trinidad; ma ono 40 hektarów powierzchni (zatem większe od Morskiego Oka) i ogromną głębokość, a jest wypełnione masą, która składa się z 40% asfaltu, 30% wody, a resztę stanowią przymieszki mineralne.

Wprawdzie i gdzie indziej występuje asfalt, ale już nie w tak wielkiej ilości, a tu zapotrzebowanie tego cennego materiału na nawierzchnię dróg rośnie w szybkim tempie; dlatego jest się zmuszonym korzystać z owej smoły, pozostałej z destylacji nafty (a nawet i resztek smoły pogazowej), w tym właśnie celu, choć ów (niesłusznie tak nazwany) asfalt z ropy naftowej jest bez porównania gorszym materiałem drogowym, niż trynidadzki, judejski lub z Val de Travers w Szwajcarii.

## NAFTA Z WĘGLA.

Wyliczone produkty, które można otrzymać z oleju skalnego, są zaledwie małą cząstką tego, co przemysł rzeczywiście z niego wytwarza; są to tylko produkty najważniejsze i najtypowsze. Ale zarówno z ich różnorodności jak i z szerokiego zastosowania widać, że nafta — to pierwszorzędne bogactwo kraju, w którym występuje, a zarazem surowiec potrzebny zarówno dla rozwoju przemysłu, jak dla obrony kraju. Nie wszędzie jednak znajduje się nafta, a poza tym trzeba się liczyć z faktem, że jej ilość w przyrodzie jest ograniczona, że więc wobec szybkiego wzrostu zużycia trzeba być przygotowanym na wyczerpanie jej zapasów w nie-

zbyt odległej przyszłości. Trzeba więc w inny jakiś sposób wytwarzać owe produkty ropy naftowej: benzyny, oleje świetlne, smarowe, parafinę itd. Zrobiono już wielki krok w tym kierunku dzięki pracom niemieckiego chemika Bergiusa, który wynalazł sposób przerabiania węgla, znacznie w naturze pospolitszego, na połączenia wodorowe; a może do tego być użyty nawet tak małowartościowy surowiec, jak węgiel brunatny. W tym celu ogrzewa się sproszkowany węgiel wobec katalizatora żelazowego w atmosferze wodoru lub gazów z koksowni pod ciśnieniem dochodzącym do 200 atmosfer; w temperaturze 400°—500° tworzą się produkty oleiste, z których tak jak z oleju skalnego można otrzymać produkty handlowe: benzynę, naftę, oleje pędne i smarowe, parafinę. Metody tej fabrykacji doskonałą się w szybkim tempie, szczególnie w Niemczech, gdyż kraj ten, ubogi w ropę naftową, ale za to bogaty w węgiel, musi się uniezależnić od zagranicznej benzyny. Toteż choć dziesięć lat temu sztuczna benzyna, otrzymana metodą Bergiusa, była raczej ciekawostką naukową i to bardzo kosztowną, dzisiaj Niemcy produkują jej rocznie 800.000 ton, czyli blisko dwa razy tyle, ile wynosi całkowita produkcja ropy w Polsce!

## KROPLA BENZYNY WARTA KROPLI KRWI.

Przemysł naftowy rozwija się blisko od dziewięćdziesięciu lat, ale podczas gdy w pierwszej połowie jego historii głównym produktem był olej do oświetlania, a gazolina, benzyny, oleje smarowe, parafina, były produktami ubocznymi, często niezbyt pożądanymi ze względu na małe zapotrzebowanie, to dzisiaj punkt ciężkości przesunął się w pierwszym rzędzie na benzynę, a także po części na oleje smarowe. Stoi to w związku z olbrzymim rozwojem motoryzacji, umożliwionej w praktyce dopiero od czasu, gdy pierwotny motor spalinowy Francuza Lenoira został udoskonalony w r. 1885 przez Daimlera, który zastosował do niego ciekłe paliwo, w pierwszym rzędzie benzynę. Dopiero taki, w stosunku do swego ciężaru bardzo silny motor, umożliwił



budowę praktycznych samochodów, bo choć już przed stu z górą laty autobusy parowe kursowały w Anglii, jednak wady ich doprowadziły do ich rychłego zarzucenia. A już lotnictwo nie dałoby się stworzyć bez wysoce udoskonalonego silnika spalinowego; nie tylko nie byłoby mowy o samolotach parowych, ale nawet silniki spalinowe w pierwszych latach lotnictwa nie były dość doskonałe, by na nich można było oprzeć regularną i pewną komunikację. Dziś benzynowe motory panują na ziemi i w powietrzu: po drogach krąży ponad trzydzieści milionów samochodów, a w powietrzu latają dziesiątki tysięcy samolotów.

Ale jeżeli podczas pokoju motoryzacja kraju odgrywa bardzo wielką rolę — to cóż dopiero na wypadek wojny! Kraj, który posiada więcej środków komunikacyjnych, więcej aut, samolotów, czołgów, — ten kraj ma większe szanse zwyciężenia w ewentualnej wojnie. Ale nie wystarczy mieć maszyny, trzeba mieć też należyte zapasy paliwa.

Jak ważny jest motor podczas wojny, okazało się w roku 1914, gdy Niemcy zbliżali się pod Paryż, a nad Marną rozpętała się bitwa, która miała zdecydować o losach Francji. Wówczas gubernator wojskowy Paryża Gallieni rzucił na plac boju na taksówkach i autobusach zarekwirowanych w Paryżu całą załogę wojskową stolicy. To błyskawiczne pojawienie się 50-tysięcznej armii, które było triumfem benzyny i motorów, zdecydowało o zwycięstwie francuskim. Podobnie też w r. 1918: czołgi francusko-amerykańskie dokonały pierwszych wyłomów w „niezdobytej“ niemieckiej linii, zwanej linią Zygfryda, i były początkiem końca niemieckiej przewagi. O tym, że się Niemcy niezdługo poddały, zdecydował też brak surowców — w pierwszym rzędzie właśnie nafty.

Jest więc zrozumiałe, że każde mocarstwo stara się zapewnić sobie jak najrozleglejsze pola naftowe i jak największe zapasy benzyny. O posiadanie złóż naftowych walczą między sobą państwa i wielcy spekulanci. Złóża naftowe są bardzo nierównomiernie rozdzielone między poszczególne części naszego globu. Najbardziej zostały nimi obdarowane Stany Zjednoczone, których roczna produkcja wy-

nosi 135 milionów ton. Dopiero daleko za nimi idzie Rosja, która jednak stoi na drugim miejscu z potężnymi kopalniami ropy na Kaukazie, dostarczającymi rocznie 25 mil. ton (Baku). Dalej obfitują w naftę Wenezuela, Rumunia, Iran (Persja), Indie Holenderskie, Meksyk, Kolumbia. Polska, mimo że nasz teren naftodajny należy do najobszerniejszych na świecie, stoi niestety dopiero na 14-tym miejscu, produkując ledwo pół miliona ton ropy rocznie.

Najwyższy rozwój produkcji ropy polskiej przypada na r. 1910, gdyśmy byli na trzecim miejscu po Stanach Zjednoczonych i Rosji, wydobywszy blisko 1.8 milionów ton ropy, co stanowiło z górą 4% produkcji światowej, gdy nasze obecne pół miliona ton wynosi zaledwie 0.18%. Mnożą się jednak oznaki, zdające się wskazywać, że nie tylko dawniej poznane tereny naftowe mogą zostać rozszerzone i skuteczniej eksploatowane, ale że zapewne nowe tereny czekają odkrycia i wyzyskania, tak więc może się je znaleźć na Kujawach i na Wileńszczyźnie, co pozwoli Polsce z powrotem wysunąć się między ważniejsze kraje naftowe.

Takie kraje, jak Niemcy, Francja, Anglia, Włochy, Japonia, w rozmaity sposób starają się zaspokoić swój głód surowcowy, — o ile chodzi o ropę naftową. Niemcy, jak już mówiliśmy, wynalazły i wytwarzają syntetyczną benzynę. Anglia ma naftę częściowo w swych koloniach, — to jej jednak jeszcze nie wystarcza, więc wydzierżawia na długie lata tereny roponośne w różnych krajach, jak Iran, Irak, Meksyk lub Wenezuela. Słynny jest naftociąg z kopalń Iraku do brzegów Morza Śródziemnego, który bardzo ułatwia transport ropy, ale jest dosyć często uszkodzany przez terrorystyczne bandy arabskie. Włochy opanowały gospodarczo Albanię, w której są dość obfite złoża naftowe, a obecnie poszukują ropy w zdobytej przez siebie Abisynii. Wojna rosyjsko-japońska była w dużym stopniu wojną surowcową. W następstwie wygranej Japonia zdobyła połowę Sachalinu z roponośnymi terenami. Niejednokrotnie wojny mają za podłoże tylko walkę o naftę: typową taką wojną była długotrwała wojna o Gran Chaco między Boliwią a Paragwajem, za którą stały konkurujące z sobą to-

warzystwa naftowe. Zamieszki w Iraku i na półwyspie Arabskim mają nieraz ten sam charakter.

Największym towarzystwem naftowym jest „Standard Oil Trust“ założony przez zmarłego niedawno Johna D. Rockefellera, jednego z najbogatszych ludzi świata. Ojciec Rockefellera był wędrownym handlarzem ropą naftową, która wydobywała się na powierzchnię ziemi w Pensylwanii. Sprzedawał on tę ropę, zgodnie z popularnymi wówczas zapatrywaniami, jako uniwersalny specyfik na wszystkie choroby. Rockefeller-syn lepszy zrobił interes na nacie anizeli ojciec. Skupił on w swoim ręku największą część obrotu światowego naftą, i to pozwoliło mu dyktować ceny produktów naftowych i osiągnąć tak olbrzymie zyski, że mógł on na same cele naukowe i filantropijne wydać pół miliarda dolarów. Nie było człowieka, który by go przewyższył pod tym względem. Z rozmaitych jego zapisów najbardziej znana jest „Fundacja Rockefellerowska“, wynosząca 180 milionów dolarów, z której korzystają także i Polacy. Z pieniędzy tej fundacji wyjeżdżają bowiem polscy uczeni za granicę, a przede wszystkim do Ameryki, celem pogłębienia swej wiedzy, lub otrzymują zapomogi na koszty prac naukowych. Powstały też w Polsce, częściowo dzięki funduszowi Rockefellera, dwie wzorowe szkoły pielęgniarek.

Jak już wspomnieliśmy, trzy produkty ropy naftowej, mianowicie: benzyna, smary i asfalt, są warunkami motoryzacji kraju. Polska ma jak widzimy wszelkie warunki, ażeby tę motoryzację skutecznie przeprowadzić — nafty bowiem, mimo, że w skali światowej niewiele jej wydobywamy, mamy na razie dosyć; jednakże produkcja nasza zapewne nie na długo by wystarczyła, gdyby jej przyszło podążyć za szybko wzrastającą motoryzacją. Do niedawna wywoziliśmy za granicę sporo, bo do 40% wydobytej nafty; obecnie już ilość ta bardzo się zmniejszyła, a gdybyśmy mieli kraj należycie zmotoryzowany, musielibyśmy naftę raczej wwozić. Nie jest wykluczone, że przy obecnie coraz bardziej ożywiającym się tempie motoryzacji do tego wreszcie przyjdzie, tym bardziej, że nasza produkcja ropy okazuje oznaki spadania. Źródła naftowe wyczerpują się —

a byłoby to katastrofalne na wypadek wojny, gdyby miało braknąć środków popędowych. Dlatego państwo łoży duże sumy na poszukiwania geologiczne celem odkrycia nieeksploatowanych jeszcze złóż naftowych, — i jak brzmią ostatnie komunikaty z naftowego „placu boju“ — z pomyślnym rezultatem.

Większa część ropy jest przerabiana w naszych rafineriach, których mamy 25. Największa, to rafineria „Polminu“ w Drohobyczu, olbrzymi zespół zabudowań fabrycznych, należący do państwa. Większa część produkcji naftowej jest jednak skupiona w obcych rękach (francuskich, belgijskich itd.) tak, że ten przemysł, który początkowo był najbardziej narodowym polskim, wymknął się z naszych rąk.

### ZASYPIAJĄ NIERAZ NA ZAWSZE...

Węgiel łączy się z tlenem na kilka związków, z których jednak tylko dwa mają znaczenie praktyczne, ale za to bardzo wielkie. Oba powstają przez bezpośrednie połączenie się tych dwóch pierwiastków, czyli po prostu przez spalenie węgla. Są to: tlenek i dwutlenek węgla. Pierwszy ma wzór chemiczny CO, drugi CO<sub>2</sub>, a że tlen jest dwuwartościowy, jak wynika z wzoru wody H<sub>2</sub>O, więc widzimy że w pierwszym z tych połączeń węgiel występuje jako dwuwartościowy, w drugim jako czterowartościowy. Normalną dla niego jest czterowartościowość, można więc wnosić, że tlenek węgla będzie się zachowywać podobnie jak związki nienasycone, tj. będzie przyłączać jeszcze dalsze atomy, więc podobnie jak etylen przyłączając w sposób addycyjny chlor, czy też po prostu paląc się w powietrzu na dwutlenek węgla. To jego zachowanie się jest i teoretycznie i praktycznie nader ważne.

Tlenek węgla, który jest produktem niepełnego spalania węgla, jest gazem bezbarwnym i bezwonnym, o gęstości równej gęstości azotu, i równie jak on trudnym do skroplenia. Dlatego opierał się długo wszelkim próbom w tym kierunku i dopiero przed pięćdziesięciu paru laty udało się to Olszewskiemu i Wróblewskiemu. Jego temperatura wrze-

nia leży przy  $-191^{\circ}$ . Otrzymać go można w rozmaity sposób, ale najczęściej powstaje wtedy, gdy węgiel nie może się spalić w zupełności. Stąd więc tworzy się i w zwykłym piecu, gdy ten źle ciągnie, a w normalnie działającym przynajmniej częściowo; gdy w piecu znajduje się nieco grubsza warstwa rozżarzonego węgla, to oczywiście kawałki jego zewnętrzne, na powierzchni, przy drzwiczkach lub ruszcie mogą się bez przeszkody spalać, a raczej zżarzać, dając dwutlenek. Wewnątrz za to warstwy dochodzi tylko mało powietrza, bo się po drodze zużywa. Tworzy się więc tam tlenek węgla, który wydobywa się na zewnątrz, a stykając się z obficie tu obecnym powietrzem, spala się charakterystycznym błękitnym płomieniem.

Co się stanie jednak jeżeli piec źle działa, powietrza jest za mało, by się tlenek węgla spalił, a gazy z tego samego powodu nie mają odpływu do komina? Oczywiście wydobywają się one przez otwory drzwiczek do pokoju i zanieczyszczają w nim powietrze, a zanieczyszczenie to jest bardzo groźne, tlenek węgla jest bowiem silnie trujący. Domieszany do powietrza już w ilości  $1/4\%$  sprowadza po dłuższym oddychaniu śmierć, a w ilości  $1\%$  zabija szybko. Na tych jego własnościach trujących polega niebezpieczeństwo zatrucia gazem świetlnym, które niczym innym nie jest jak również tzw. zaczadzeniem, gdyż czad to tlenek węgla, wydobywający się ze źle ciągnącego pieca, lub takiego, w którym zasunięto klapę łączącą piec z kominem. Czynią tak ludzie nieoświeceni, nie zdający sobie sprawy z niebezpieczeństwa: napalają w piecu pod wieczór i zamykają go zasuwką, żeby ciepło nie uciekało kominem. Tymczasem wytwarza się tlenek węgla, tym groźniejszy, że bezwonny. Mieszkańcy zasypiają nieraz na zawsze...

## ODDYCHANIE TO SKOMPLIKOWANA RZECZ...

Aby zrozumieć na czym polega zatrucie czadem, jego niebezpieczeństwo i trudność ratowania zaczadzonych, musimy poznać chemiczne podstawy procesu oddychania. Żywy organizm potrzebuje stałego dopływu tlenu, nieodzownego

do licznych procesów chemicznych, które się w nim odbywają. Instrumentem, służącym do tego tlenowego odżywiania, jest czerwony barwik krwi, zwany hemoglobina. Krew popędzana ruchami serca krąży po całym organizmie w ten sposób, że dostaje się do płuc, gdzie naczynia krwionośne tak ogromnie się rozgałęziają w cieniutkie przewody, iż powierzchnia ich wynosi około 200 m<sup>2</sup>. Na tej ogromnej przestrzeni styka się więc krew z wdychanym powietrzem, oddzielona od niego tylko cieniutką błoną ścianek naczyń. Tlen przenika do niej i łączy się z hemoglobina na oksyhemoglobina, związek nader nietrwały, który krew w dalszym obiegu doprowadza do najdalszych nawet tkanek. Oksyhemoglobina bardzo łatwo się rozpada, oddając tlen na użytek organizmu, a za to krew nasycy się dwutlenkiem węgla, powstałym wskutek procesów życiowych, i z nim wraca do płuc. W płucach znowu owa odtworzona hemoglobina wiąże tlen, a równocześnie krew oddaje na zewnątrz dwutlenek węgla. Dlatego powietrze wydechane jest zubożone w tlen, a za to zawiera 100 razy więcej dwutlenku węgla, niż powietrze wdychane. Człowiek, czy zwierzę, oddycha ciągle, i to odświeżanie organizmu tlenem nie ustaje i we śnie, a że jest ono konieczne, każdy może się łatwo przekonać: wiadomo jak trudno wstrzymać oddech już nawet na minutę, a wstrzymanie oddechu na dwie minuty lub nieco więcej wymaga już starannych ćwiczeń.

Tlenek węgla, jak wiemy, dzięki swemu niepełnemu nasyceniu chętnie wchodzi w reakcje z innymi substancjami. Łączy się też dość chętnie z hemoglobina, a choć ta „karboksyhemoglobina“ też nie jest bardzo trwała, jednak ma przeszło 100 razy mniejszą dążność do rozkładu niż oksyhemoglobina. Inaczej mówiąc, będzie się tworzyła sto razy łatwiej. Jeżeli więc w powietrzu znajduje się nawet mała ilość tlenku węgla, to w płucach utworzy się przede wszystkim karboksyhemoglobina, nieprzydatna do odświeżania organizmu i bardzo mało rozkładająca się z powrotem w płucach. Jeżeli zaczadzony dłuższy czas przebywa w tej atmosferze, to stopniowo ilość czynnej hemoglobiny tak spada, że już nie może wystarczyć do spełnienia swego zadania. I tak

np. w obecności 1% tlenku węgla w powietrzu, szybko ustala się taki stosunek we krwi, że zaledwie  $1/20$  hemoglobiny pozostaje wolna, a organizm ginie wskutek wewnętrznego uduszenia tkanek. Jeżeli więc zaszedł wypadek zaszadzenia, to należy przede wszystkim zatrutego wynieść z pokoju. Pro-



Zaszadzonego trzeba jak najszybciej wynieść na świeże powietrze.

ste przewietrzenie jest zbyt powolne i zbyt mało skuteczne. Należy też zastosować sztuczne oddychanie, nawet z dodatkiem czystego tlenu, by jak najszybciej ułatwić rozkład karboksyhemoglobiny upoczywie się utrzymującej w krwi, tak upoczywie, że nieraz mimo tych środków zbyt powolnie przebiegający proces nie może zapobiec zgonowi. Zatrucie tlenkiem węgla należy do najczęstszych zatruc, każdy

więc powinien je rozumieć, wiedzieć jak go unikać i jak mu przeciwdziałać.

Ale tlenek węgla ma nie tylko tę czarną stronę. Jest to z drugiej strony gaz o własnościach cennych, z których w praktyce nieraz się korzysta. Jest on palny i dlatego wygodny jako paliwo, często w przemyśle używane. W wielu procesach hutniczych otrzymuje się go jako produkt uboczny, np. przy wytapianiu żelaza z rud. Dawniej pozwalano mu uchodzić swobodnie, przy czym spalał się on nad szczytem pieca „wielkiego“ (tak zwą się te piece hutnicze), co nocą przedstawiało wspaniały widok, ale było marnowaniem paliwa. Obecnie nakłada się na takie piece nakrywę, która pozwala odprowadzać tlenek węgla, celem praktycznego jego zużycia. Co więcej, w osobnych piecach, zwanych generatorami, spala się celowo węgiel lub koks tak, aby się tworzył — o ile można — właśnie ten gaz, który się nadaje do ogrzewania maszyn znacznie wygodniej i praktyczniej niż paliwo stałe. Jest to tak zwany gaz generatorowy, który oczywiście dzięki sposobowi fabrykacji zawiera duże ilości azotu powietrznego.

Tlenek węgla wytwarza się jeszcze jako część składowa tzw. gazu wodnego, który powstaje w sposób następujący: jeżeli parę wodną przeprowadza się przez rozżarzoną warstwę węgla, to ten odbiera wodzie tlen, łącząc się z nim na tlenek węgla, i uwalnia wodór. Gaz w ten sposób powstały składa się więc z równych objętości obu tych palnych gazów i ma wielką wartość opałową — a w lampach auerowskich świetlną. Wadą jego jest wielka siła trująca połączona z bezwonnością, dlatego przeznaczając go do oświetlenia domowego trzeba go najpierw „zaperfumować“, zwykle za pomocą obrzydliwie woniejących związków siarki.

Tlenek węgla w wyższej temperaturze odciąga chętnie innym ciałom zawarty w nich tlen, co się określa mówiąc, że na połączenia tlenowe działa redukująco. Tak więc liczne tlenki metaliczne redukuje tlenek węgla aż do metalu i dlatego ma wielkie znaczenie w hutnictwie. Jeżeli się zwykle mówi, że żelazo jest wytapiane z rud tlenowych za pomocą



węgla, to powiedzenie takie nie jest całkiem ścisłe: w owych wielkich piecach najpierw przeprowadza się węgiel w tlenek, a ten dopiero odbiera tlen rozżarzonej rudzie i wyzwala z niej żelazo.

## NIE MA ŻYCIA BEZ DWUTLENKU WĘGLA!

Jeżeli tlenek węgla jest związkiem tak ważnym dla chemii, biologii i przemysłu, to nie ustępuje mu, a nawet przesciga w tej mierze drugie nas obchodzące połączenie, tj. dwutlenek węgla.

Jest to gaz bezbarwny o słabym, kwaskowatym smaku i zapachu. Jako produkt zupełnego spalania węgla nie może już być palny, a równocześnie nie podtrzymuje palenia w zwykłym znaczeniu tego wyrazu, a więc np. świeca gaśnie w nim natychmiast. Nie nadaje się też i do oddychania, jako że jest sam produktem oddychania, ale nie można go uważać za bezpośrednio trujący. Domieszany do powietrza w małych ilościach jest nieszkodliwy, w większych jednak utrudnia wydobywanie się produktu oddychania z krwi i wtedy może rzeczywiście działać szkodliwie a nawet śmiertelnie. Od powietrza jest cięższy półtora raza, stąd też w miejscach, gdzie się wydobywa z ziemi (a gdzie go przewiew prędko nie usuwa) zbiera się przy powierzchni, uniemożliwiając życie zwierząt. Sławna jest na cały świat Psia Grota koło Neapolu, gdzie właśnie stale zalega dno jaskini taka warstwa, wskutek czego psy tam wprowadzone po krótkim czasie wykazują oznaki uduszenia, zresztą nieszkodliwego, gdy się psa wyniesie z groty. Ludzie natomiast mogą bez szkody tam przebywać, gdyż głowa ich znajduje się znacznie powyżej tej warstwy. Podobne, choć mniej sławne jest zagłębienie terenu w Drużbakach na Śpiszu (miejscowości kąpielowej należącej do hr. Zamoyskiego) już za granicą Polski. Takie „doliny śmierci“ spotyka się i gdzie indziej.

Dwutlenek węgla daje się łatwo skroplić pod ciśnieniem już w zwyczajnej temperaturze, gdyż jego temperatura kry-

tyczna leży dość wysoko. Taką ciecz wytwarza się dla celów przemysłowych i wprowadza w handel w butlach stalowych. Jeżeli taką butlę odwrócimy tak, aby jej wentyl znajdował się u dołu, a następnie go odkręcimy, to oczywiście ciecz będzie z butli wypływać, ale jeżeli zbierzemy w odpowiednim odbiorniku to, co przez wentyl wytrysnęło, to przekonamy się, że ten produkt nie ma postaci ciekłej, lecz jest masą stałą, porowatą, białą, podobną do śniegu, lecz znacznie od niej zimniejszą, gdyż ma temperaturę prawie  $-80^{\circ}$ . Jeżeli masę tę będziemy próbowali ogrzać celem stopienia, zobaczymy, że się to nam nie uda. Temperatura mimo ogrzewania nie ulega zmianie, ciało to paruje nie topiąc się, a wreszcie znika. Zachowanie to może nam się wydać dziwne, gdyż jesteśmy przyzwyczajeni, że zwykle ciało stałe przed wyparowaniem topi się, a potem ciecz pozostała wrze; inaczej mówiąc, temperatura topliwości jest niższa od temperatury wrzenia. Nie musi tak jednak być zawsze; właśnie u dwutlenku węgla (podobnie u arseniku, fluorku krzemu i niektórych innych ciał) — jest przeciwnie: temperatura topliwości leży wyżej, niż temperatura wrzenia. Tę zaś można, jak wiadomo, podwyższyć — zwiększając ciśnienie. Istotnie, jeżeli poddamy dwutlenek węgla silnemu ciśnieniu, to można go stopić w temperaturze  $-57^{\circ}$ . Ale jest to raczej doświadczenie naukowe. W praktyce zaś korzysta się z niskiej temperatury zestalonego dwutlenku węgla, by go używać jako środka ochładzającego, tzw. „suchego lodu“. Prasuje się go w zbite cegielki, które, powoli parując, utrzymują stale temperaturę około  $-80^{\circ}$ . Użycie tego suchego lodu jest szczególnie rozpowszechnione w Ameryce. W Europie jest on mniej używany, jako zbyt drogi, jednak zaczyna się go stosować i w Polsce, o czym niżej.

Dwutlenek węgla można otrzymywać w rozmaity sposób. Przede wszystkim tworzy się on zawsze przy zupełnym spalaniu węgla i innych materiałów palnych organicznych: węgla kamiennego, torfu, nafty, drzewa, itd. Ale wtedy otrzymuje się go w mieszaninie z niezużytym powietrzem, azotem, gazami dymnymi, więc nie nadaje się on wprost

do celów przemysłowych lub naukowych. Często tworzy się jako produkt uboczny przy innych procesach, np. w wypalaniu kamienia wapiennego, który się przy tym rozpada na wapno palone i na dwutlenek węgla. Ten dwutlenek węgla jest już znacznie czystszy i dlatego nadaje się lepiej do produkcji fabrycznej. W pracowniach naukowych postępuje się zwykle w ten sposób, że działa się na węglany czyli sole kwasu węglowego za pomocą silniejszych gazów, dwutlenek węgla jest bowiem bezwodnikiem kwasu węglo-



...stąd też woda sodowa się pieni.

wego, tzn. że w połączeniu z wodą daje ten kwas. Jeżeli rozpuścimy dwutlenek węgla w wodzie, to nadajemy jej przyjemny, kwaskowaty smak (woda sodowa) właśnie dzięki temu, że w wodzie tworzy się nieco kwasu węglowego. Kwas ten jednak jest nie tylko bardzo słaby, ale także i bardzo nietrwały. Pozostawiony sam sobie, od razu się prawie zupełnie rozpada na wodę i bezwodnik, stąd też woda sodowa się pieni. Jeżeli więc na jakiś węglan, np. sodowy (tj. sodę) albo wapniowy podziałamy kwasem (najwygodniej solnym), to on łączy się z metalem na odpowiedni chlorek, sodo-

wy lub wapniowy, i wydziela kwas węglowy, który natychmiast się rozpada z burzeniem, odszczepiając dwutlenek węgla. Łatwo się o tym przekonać polewając np. bryłkę sody octem lub sokiem z cytryny. Trzeba jeszcze dodać, że dawniej, sto lat temu, uważano za kwas to, co dziś nosi nazwę bezwodnika; dziś słownictwo naukowe i zapatrywania zmieniły się, pojęcia te są ściśle rozdzielone, ale siłą tradycji potocznie jeszcze dotąd specjalnie o bezwodniku kwasu węglowego często mówi się jako o kwasie węglowym. Jest to oczywiście błędne i zawsze należy uważać, czy jest mowa rzeczywiście o kwasie węglowym czy o jego bezwodniku.

Dwutlenek węgla znajduje się zawsze w powietrzu. Jakkolwiek ilość jego procentowo jest tam bardzo mała, zaledwie 3 lub 4 setne procentu, jednak bezwzględnie biorąc jest go tam dużo, bo około 2000 bilionów kg w całej atmosferze. Ten dwutlenek węgla jest podstawą całego życia na świecie, gdyż rośliny zielone przyswajają go sobie i z tego materiału budują swoje tkanki; roślinami żywią się zwierzęta roślinożerne, które służą za pokarm mięsożernym — więc w ten sposób z tym gazem jest związane całe życie.

Zamieniając się na tkanekę roślinną zostaje on odciągnięty z atmosfery. Nie ma jednak obawy, żeby go prędko brakło, gdyż rośliny i zwierzęta oddychając oddają go znów atmosferze. Również przez gnicie martwych części organicznych wytwarza się dwutlenek węgla. Równowaga w gospodarzeniu tym cennym gazem w przyrodzie jest więc mniej więcej zapewniona.

Przyswajanie sobie dwutlenku węgla przez rośliny jest więc jedną z najważniejszych, jeżeli nie najważniejszą reakcją chemiczną w biologii. Jest ona jednak tak skomplikowana w szczegółach, że dotąd nie została całkowicie wyjaśniona. Najogólniej można powiedzieć, że odbywa się ona za pośrednictwem zielonego barwika roślin, tzw. zieleni roślinnej czyli chlorofilu, i to pod wpływem światła. W tych warunkach dwutlenek węgla łączy się z wodą zawartą w organizmie roślinnym, przy czym wytwarza się tzw. formaldehyd, — którego roztwór wodny jest znany pod nazwą

formaliny, — i odszczepia tlen. Formaldehyd przerabia roślinina znacznie łatwiej na skrobię, czyli mączkę, a ta ulega dalszym przemianom na cukier, błonnik czyli celulozę i inne składniki organizmu roślinnego.

Przejście dwutlenku węgla w formaldehyd wymaga dużego nakładu energii. Czerpie ją roślina z światła słonecznego, dlatego to przyswajanie może się odbywać tylko w dzień. Tak więc rośliny tylko w dzień produkują tlen odnawiający powietrze, w nocy zaś oddychanie roślin (podobne do oddychania zwierząt) przeważa nad przyswajaniem — a więc psują powietrze. Rzecz interesująca, że dwa barwiki świata ożywionego: czerwony barwik krwi zwierząt i zielony roślin, mimo innego wyglądu i odmiennej funkcji, są z sobą głęboko spokrewnione, jak wykazały systematyczne badania, dokonane przede wszystkim przez prof. U. J. Marchlewskiego.

Przyswojony w ten sposób węgiel wraca prędzej czy później do atmosfery, a to przez spalanie, zgnicie, zbutwienie substancji organicznej lub wskutek niektórych procesów nieorganicznych. Dzieje się to nie tylko na powierzchni ziemi, lecz także i w jej głębi. Dlatego niekiedy wydobywają się stamtąd duże ilości dwutlenku węgla, towarzysząc szczególnie wodzie. Woda taka jest czasem tak nim nasycona, iż wydobywając się ze źródła pieni się podobnie jak woda sodowa, bo też nie jest niczym innym, o czym już poprzednio była mowa.

Źródła takie nie tylko dostarczają wody mineralnej, ale służą nieraz, po odpowiednim ujęciu ich, jako wytwórnie bezwodnika węglowego do celów przemysłowych. Wydobywający się gaz nabija się do butli stałowych, i używa do wyrobu wody sodowej, nasycania piwa, a nawet w odpowiednich aparatach czyli gaśnicach — do gaszenia ognia.

## SUCHY LÓD, RODEM Z KRYNICY.

Istnieją u nas takie źródła dostarczające dwutlenku węgla. Każda szczawa mineralna na Podkarpaciu wydziela

go bardzo dużo. Ale najbardziej interesujące jest źródło odwiercone w r. 1933 w Krynicy, gdzie świder górniczy natrafił na olbrzymie zapasy tego gazu pod ciśnieniem kilkudziesięciu atmosfer, tak, że z otworów zaczął tryskać z ogromną siłą strumień ciekłego dwutlenku, który oczywiście uwolniony z ciśnienia zestalał się. Temperatura więc tego gazu zestalonego wynosiła  $-80^{\circ}$ . Fakt taki zaobserwowano w Krynicy po raz pierwszy na świecie. Otwór ten do tej chwili dostarcza wielkich ilości „kwasu węglowego“, który się tam przerabia na „suchy lód“, już wyżej omawiany.

\*            \*            \*

Z procesów życiowych, przy których powstaje dwutlenek węgla, należy powiedzieć jeszcze parę słów o jednym, co prawda pośrednio już wspomnianym. Mamy na myśli gnicie i butwienie ciał organicznych. Ale nie samo z siebie nie gnije: proces ten jest po prostu wynikiem rozwijania się w danym ciele obfitego życia drobnoustrojów, których działalnością jest owo gnicie. Podobnych zjawisk, tj. przemian ciał organicznych pod wpływem drobnoustrojów, które należą do najprostszych organizmów roślinnych, znamy bardzo wiele. Niektóre zużytkowuje się celowo w życiu praktycznym. Z nich może najważniejszym jest fermentacja alkoholowa, polegająca na tym, że pod wpływem drobnoustrojów zawartych w drożdżach dodanych do cieczy (lub dostających się do niej z powietrza) cukier w roztworze rozpada się na liczne związki prostsze. Ze związków tych w największej ilości powstaje alkohol etylowy, tj. zwykły spirytus, i bezwodnik węglowy. Ten ostatni wydziela się z cieczy w czasie fermentacji, dlatego też taka ciecz się burzy przez ciągłe uchodzenie baniek tego gazu. Czyni to często i otrzymany przez fermentację napój wysokowy, np. wino szampańskie, lub choćby piwo. W wielkich zakładach fermentacyjnych, jak gorzelnie, browary, wytwórnie wina, ilość wytworzonego dwutlenku węgla jest tak znaczna, że często oplaca się go zbierać i zużytkowywać technicznie. Trzeba



Wybuch ciekłego dwutlenku węgla ze źródła „Zubera” w Krynicy  
w r. 1955.





jednak o tym pamiętać, że powietrze w takich ubikacjach, gdzie się ta fermentacja odbywa w wielkich kadziach, zawiera znacznie zwiększoną ilość bezwodnika węglowego, którego ilość może być wprost zabójczą dla oddychania. Dlatego należy dbać o dobrą wentylację, a w razie podejrzenia, że gdzieś nabierało się za wiele tego gazu, trzeba przed wejściem do tej ubikacji zbadać, czy płonąca świeca, wsunięta tam na drążku, gaśnie. Jeżeli tak, to nie można tam wchodzić, lecz najpierw trzeba tę ubikację przewentylować. Ostrożność ta jest tym bardziej konieczna, że fermentacje takie przeprowadza się często w lokalach piwnicznych, gdyż te mają jednostajną temperaturę, korzystną dla przebiegu procesu, a zbierający się gaz nie ma z zagłębionej piwnicy naturalnego odpływu.

## 22. IV. 1915: PIERWSZY ATAK GAZOWY.

22 kwietnia 1915 r. pod miejscowością Ypres w Belgii jakiś ciężki i głęboki obłok zaczął posuwać się od niemieckich okopów ku rowom francusko-angielskim. Żołnierze nie przeczuwali niczego złego i żartowali z „boche'ów“, którzy chcą ich wykurzyć dymem jak borsuka z jamy. Ale żarty były niewczesne. „Dymy“ wtargnęły do pozycji i gdy po jakimś czasie Niemcy w maskach gazowych poszli do ataku, nikt nie strzelał do nich z karabinów maszynowych, nikt nie witał ich granatami. Na przestrzeni 6 km leżało zatrutych 15.000 żołnierzy, z czego 5.000 śmiertelnie...

Normalnie mogło to być doprowadzić do przełamania frontu i zadania ciężkiej klęski sprzymierzonym. Tak się jednak nie stało. Niemcy bowiem sami nie zorientowali się, jakiego zniszczenia dokonali swoim nowym środkiem bojowym. W konsekwencji nie korzystali z niego w takim rozpięciu, jak by mogli.

Gazem, którym Niemcy dokonali takiego spustoszenia, był chlor wypuszczony z butel stalowych w ilości 180.000 kg. Poznajmy bliżej ten smutnej sławy gaz.

Chlor jest w przyrodzie bardzo rozpowszechniony, przede wszystkim jako składnik soli kuchennej, występującej w ogromnych ilościach, czy to jako pokłady solne, czy to w wodach naturalnych, szczególnie w wodzie morskiej, której stanowi z górą 2% zawartości. W stanie wolnym nie spotykamy w przyrodzie chloru i nie możemy go spotkać, gdyż (jak zobaczymy) jest pierwiastkiem chemicznie bardzo czynnym i natychmiast połączyłby się z czymś z otoczenia. Dlatego występuje zawsze w połączeniach, szczególnie z metalami, z którymi tworzy sole, zwane chlorkami — i to zupełnie bezpośrednio. To tworzenie soli z metalami bezpośrednio jest charakterystyczne nie tylko dla niego, ale i dla trzech innych pierwiastków, bardzo z nim blisko spokrewnionych: bromu, jodu i fluoru. Dlatego te cztery pierwiastki nazywa się wspólnie z grecka halogenami, co znaczy „solirody“.

Wiemy, że sole są takimi połączeniami, które się wywodzą z kwasów, gdy w nich wodór zastąpimy metalem. Dlatego więc sól kuchenną, składającą się z jednego atomu sodu i jednego atomu chloru (NaCl), musimy uważać za sól kwasu, którego wzór chemiczny jest HCl. Jest to jeden z najpospolitszych i najsilniejszych kwasów, a ze względu na to, że się go otrzymuje z soli kuchennej, nosi on potoczną nazwę kwasu solnego. Ale jego naukowa nazwa jest kwas chlorowodorowy, lub krócej chlorowódor. Otrzymać go można bardzo łatwo wedle ogólnego postępowania: Jeżeli chcemy uzyskać jakiś kwas z jego soli, to działamy na tę sól innym kwasem, który potrafi ów poszukiwany kwas wyprzeć ze związku. Pamiętamy, że w ten sposób wytwarza się kwas azotowy z azotanu sodowego, gdy ogrzewamy go z kwasem siarkowym. Podobnie i w tym wypadku: na sól kuchenną działamy stężonym kwasem siarkowym na gorąco, a chlorowódor jako lotny uchodzi z tej mieszaniny. Pomówimy o nim osobno. Na razie tylko wspominamy o nim ze względu na to, że z niego otrzymuje się chlor w stanie wolnym. Można to osiągnąć w rozmaity sposób, ale główne są dwa sposoby:

Po pierwsze można odebrać mu wodór, w takim razie pozostanie sam chlor. Przy tym postępowaniu korzystamy z tego, że niektóre ciała chętnie oddają przynajmniej część tlenu, z którym są połączone; takie ciała nazywamy utleniającymi. W tym wypadku posługujemy się dwutlenkiem manganu, występującym w przyrodzie jako minerał piroluzyt, potocznie zwany z niemiecka braunsztynem. Jeżeli na sproszkowany piroluzyt działamy silnie stężonym roztworem wodnym chlorowodoru, zatem silnym kwasem solnym, to szczególnie po ogrzaniu następuje owo utlenienie drobiny: z wodoru wytwarza się woda, a chlor, będący gazem, wydziela się.

Można też skorzystać z tego, że tak kwas solny, jak i chlorek sodowy są elektrolitami, tj. w roztworze wodnym przewodzą prąd elektryczny, rozkładając się przy tym — i poddać je elektrolizie. Jeżeli to zrobimy z kwasem solnym, to następuje najprostszy rozkład: wodór wydziela się na elektrodzie ujemnej, chlor natomiast na dodatniej. Taka elektroliza odbywa się tak długo, jak długo przepuszczamy prąd i dopóki jeszcze w roztworze znajduje się chlorowódór. Za pomocą odpowiednich urządzeń można chwycić oba gazy, wydzielające się w sposób ciągły. Podobnie przebiega elektroliza roztworu chlorku sodowego, choć na elektrodzie ujemnej wydziela się wtedy właściwie sól, nie wodór. Że jednak, jak wiemy, sól metaliczny rozkłada wodę z wydzielaniem wodoru, przeto ostateczny wynik jest ten sam, to jest wydziela się tam też wodór. Reakcję taką przeprowadza się, jak później zobaczymy, na wielką skalę celem otrzymania sody lub potażu żrącego, przy czym otrzymuje się duże ilości chloru, produktu ubocznego.

Otrzymany w ten sposób chlor jest gazem o charakterystycznej zielonawej barwie, stąd pochodzi też jego nazwa (po grecku „chloros“ znaczy „zielony“; dlatego też i zielen roślinną zwiemy „chlorofilem“, tj. „zielenią liściową“). Gaz ten jest dwa i pół raza cięższy od powietrza. Ma bardzo silny i przykry zapach, gdyż działa silnie na tkanki organizmu, zatem i na nerwy powonienia. Ale nie na tym kończy się

jego działanie: niszcząc tkanki, działa bardzo trująco. Nawet mała domieszka jego do powietrza działa bardzo szkodliwie, wprost zabójczo. Już milionowa część chloru w powietrzu, której nie można jeszcze węchem zauważyć, działa drażniąco na błony śluzowe oczu i nosa. Cztery tysięczne procentu wywołują przy nieco dłuższym oddychaniu groźne zapalenie płuc, a sześć setnych procentu zabija w krótkim



W żadnym domu nie powinno braknąć masek gazowych.

czasie. Temu swemu działaniu zawdzięcza chlor użycie we wspomnianym ataku pod Ypres. Ale od owej chwili i wojska francusko-angielskie poczęły stosować ataki gazowe, nie ograniczając się zresztą do chloru, lecz stosując coraz to groźniejsze substancje szkodliwe, czy to w stanie gazu, pary, czy rozpylenia. Z drugiej strony chwycono się coraz doskonalszych środków obronnych. Czyniły to w równoległym wyścigu obie strony. Zdaje się jednak, że zastosowanie tych sposobów walki jest zarezerwowane dopiero dla przyszłej

wojny — na prawdziwie wielką skalę. Armie walczące w latach 1914 do 1918 nie miały pojęcia o takich ilościach gazu, jakie dzisiaj każde nawet małe państwo ma do dyspozycji.

Jak marzeniem każdego kraju jest przygotowanie na zapas największej możliwie ilości gazów trujących a także maszyn służących do ich rozpylania, tak z drugiej strony każdy zastanawia się nad najskuteczniejszym sposobem obrony przed atakiem gazowym. O obronie przede wszystkim myślą te państwa, które nie zamierzają nikogo atakować, a do nich należy Polska. Ideałem by było dostarczenie każdemu obywatelowi maski gazowej, oraz urządzenie w każdym domu schronu przeciwgazowego. W Polsce do tego jeszcze bardzo daleko, ale już i tak sporządzono wielką ilość masek gazowych i wybudowano w każdym większym mieście po kilka schronów. Państwo nie ma funduszków potrzebnych do tego rodzaju ochrony, to też zawiązała się organizacja p. n. Liga Obrony Powietrznej i Przeciwgazowej (LOPP), do której powinien należeć każdy obywatel. Im większymi funduszami będzie rozporządzać LOPP, tym bezpieczniejsi będziemy podczas wojny!

Ale wróćmy do chloru. Gaz ten daje się łatwo skroplić już w zwykłej temperaturze pod ciśnieniem, i dlatego znajduje się w handlu zagęszczony w butlach stalowych, skąd się go czerpie. W wodzie rozpuszcza się on dość obficie, bo jedna objętość wody potrafi w zwykłej temperaturze pochłonąć około dwóch objętości chloru. Zarówno taka woda chlorowa, jak przede wszystkim wolny chlor odznaczają się nader energicznym działaniem chemicznym. Tak więc wiele metali, szczególnie w postaci cienkiej blaszki, drutu lub proszku, ogrzanych i wprowadzonych do chloru, zapala się, łącząc się z nim na chlorki. Czasem nawet i podgrzewanie nie jest potrzebne, np. sproszkowany antymon, lub arsen, podobnie jak z niemetalami fosfor, same się w nim zapalają. Jeżeli zanurzymy do chloru zapaloną świecę lub płomień nafty, czy gazu świetlnego, to palą się one dalej, choć inny to już jest płomień: czerwienieje on i wydaje kopeć. Spowodowane to jest tym, że palą się węglowodory: płomień więc za-

wiera wodór i węgiel, z których pierwszy chciwie łączy się z chlorem, a drugi nie, więc wydziela się jako sadza.

Nie należy jednak sądzić, że chlor reaguje z innymi ciałami tylko na gorąco. Łączy się z nimi też i w niskiej temperaturze, choć nie tak chętnie. Lubi szczególnie łączyć się z wodorem nie tylko wolnym, ale i w stanie związanym. Zapalmy wodór wypływający z rurki i wprowadźmy płomień do atmosfery chloru: wodór pali się dalej, wytwarzając chłorowodór. Ale i odwrotnie: strumień chloru będzie się również palił w atmosferze wodoru. Przykład ten poucza nas, że pojęcie palności gazu jest względne: raz uważamy wodór za palny w chlorze, drugi raz chlor za palny w wodrze. Można zrobić podobne doświadczenie z wodorem i tlenem. Okaze się, że wodór pali się w tlenie a tlen w wodrze. Pracując jednak normalnie w atmosferze powietrza, zawierającego tlen, mimowolnie odnosimy palność do tlenu (powietrza), co obiektywnie biorąc jest rzeczą dość dowolną i konwencjonalną.

## WYSTARCZY NAŚWIETLENIE...

Jeżeli jednak mieszamy w zwykłej temperaturze równe objętości chloru i wodoru, to nie od razu spostrzeżemy łączenie się tych gazów z sobą. Ale badając warunki łączenia się, stwierdzimy, że w zależności od nich reakcja może przebiegać z rozmaitym natężeniem. Jeżeli ją odpowiednio pobudzimy, to może ona przebiec wybuchowo, wtedy gdy np. mieszaninę zapalimy lub przepuścimy przez nią iskrę elektryczną. Ale ciekawe jest to, że wystarczy nawet silne naświetlenie, aby doprowadzić do wybuchu, — np. promieniami słońca lub światłem magnezu, takim, jakiego się używa do nocnych zdjęć fotograficznych.

Jeżeli światło jest słabe, to i działanie gazów na siebie jest słabe. W ciemności nie łączą się z sobą prawie zupełnie, w dziennym świetle rozproszonym powoli, ale tym szybciej, im ono silniejsze. Spotykamy się tu znów z reakcją, która jest

zależna od światła, podobnie jak przyswajanie dwutlenku węgla przez rośliny za pośrednictwem chlorofilu. Mamy tu więc drugi przykład reakcji tzw. fotochemicznej (fos po grecku światło).

Ale mówiliśmy o tym, że chlor łączy się i z wodorem związanym chemicznie, odbierając go temu związkowi. Tak więc działając chlorem na metan powodujemy, że odciąga on drobinie wodór, łącząc się z nim na chlorowodór, a na oswobodzone w ten sposób miejsce po wodorze wstępuje dalsza ilość chloru. Mówimy, że wodór został tam zastąpiony lub podstawiony przez chlor. I ta reakcja jest wybitnie fotochemiczna: mieszanina obu gazów wybucha gwałtownie w świetle słonecznym. Czasem reakcja taka przebiega nieco inaczej. Jeżeli np. zwilżymy skrawek bibuły świeżo przedstylowanym olejkiem terpentynowym, który też jest węglowodorem, i zanurzymy w gazowym chlorze, to ten prawie wybuchowo łączy się z wodorem, ale węgiel zostaje niepołączony i bibuła czernieje od wydzielonej sadzy.

Tych parę przykładów wystarczy, aby zilustrować energiczne działanie chloru na związki organiczne, które zawsze w ten czy w inny sposób zmieniają się pod jego wpływem. Jasną jest rzeczą, że i żywe istoty, składające się ze związków organicznych, ulegają działaniu chloru, tracąc przez to możliwość życia. Korzysta się z tego, używając go jako środka odkażającego (dezynfekcyjnego). Ta właściwość bakterio-bójcza chloru nie polega jednak w całej pełni na jego bezpośrednim działaniu. Przeważnie ma tu miejsce inna reakcja, mianowicie utlenianie.

Można by się zapytać jakim sposobem chlor, który jest pierwiastkiem i naturalnie tlenu nie zawiera, może działać utleniająco. Odpowiedź jest prosta: współdziała tu wszędybylska woda, tym bardziej obecna w żywych tkankach roślin, czy zwierząt. Woda składa się z wodoru i tlenu. Chlor odbiera jej wodór, uwalniając tlen, który w tych warunkach występuje jako wolne atomy, a zatem *in statu nascendi*, działa więc daleko energiczniej niż tlen powietrzny. Łącząc się z ciałami organicznymi utlenia je, spala, niszczy. Dla-

tego więc woda chlorowa (obacz wyżej) działa bardzo silnie utleniająco, z czego korzysta się i w laboratoriach chemicznych i w przemyśle. Na tym polega jej zastosowanie do celów dezynfekcyjnych, ale jeszcze częściej używa się jej do niszczenia barwików, wybielania tkanek i włókien roślinnych. Kwiat zanurzony do chloru lub wody chlorowej



Tak postępuje gospodyni dbała o trwałość bielizny.

w krótkim czasie traci wszystkie swe barwy, zostaje wybielony. Podobnie też surowe włókno lnu czy bawełny, zawsze nieco zabarwione, bieleje pod wpływem chloru. Ogromne ma więc zastosowanie chlor we włókiennictwie, wymaga jednak wielkiej ostrożności. Bielenie chlorem jest wprawdzie bardzo wygodne i nieporównanie szybsze, niż stosowane po wsiach bielenie płótna na łąkach przy pomocy powietrza, wilgoci i promieni słonecznych, jednak może doprowadzić



do zniszczenia włókna; z chloru bowiem powstaje wewnątrz włókna chlorowódor, który jako silny bardzo kwas działa na włókno nagryzając i tylko z trudnością daje się z niego przez pranie usunąć. Dlatego więc zwykle wypranie tkaniny nie wystarczy; trzeba chlor unieszkodliwić na drodze chemicznej, najlepiej piorąc tkaniny w roztworze tzw. „antichloru“. Jest to tiosiarczan sodowy, znany powszechnie, gdyż używa się go także do wymywania klisz i odbitek fotograficznych — celem ich utrwalenia.

Na to niebezpieczeństwo używania chloru do bielienia tkanin warto zwrócić uwagę, gdyż nadużywa się go nieraz w gospodarstwach domowych. Niejednokrotnie praczka, żeby sobie ułatwić robotę, pierze bieliznę z dodatkiem „chlorku“ (lub „florku“), który jest preparatem łatwo odszczepiającym chlor, tzw. wapnem chlorowanym lub chlorkiem wapna. Ale że oczywiście potem nie unieszkodliwia pozostającego we włóknie chloru za pomocą tiosiarczanu (antichloru), więc po pewnym czasie bielizna się rozpada, tworzą się w niej dziury, jak to już niejedna gospodyni z wielką swoją szkodą i żalem mogła obserwować. Zatem praktyczna rada: nie dopuścić pod żadnym warunkiem, aby praczka używała „chlorku“.

Z odkażającego działania chloru korzysta się jeszcze w umiejętny sposób przy pozabawianiu wody drobnoustrojów, które mogłyby działać chorobotwórczo. Tak więc poddaje się działaniu wolnego chloru wodę w basenach pływackich lub nawet wodę wodociągową przeznaczoną do picia. Zamiast wolnego chloru używa się wapna chlorowanego, czy innego preparatu odszczepiającego chlor; wymaga to jednak stałej kontroli chemika-analityka sanitarnego. Potrzebna tu ilość jest bardzo mała, zaledwie około miligrama na litr, w każdym razie nie może ona być tak wielka, by się zdradzała wonią albo działaniem na błony śluzowe oczu.

Chlorowódor, związek, o którym już tyle razy była mowa, można otrzymać, jak widzieliśmy, wprost z pierwiastków. Praktycznie jest jednak najczęściej używany ten sposób, który został podany poprzednio i którym posługiwał

się już Glauber w wieku XVII, polegający na wypędzeniu go z soli kamiennej za pomocą silnego, gorącego kwasu siarkowego. Jest to gaz bezbarwny o bardzo ostrej, kłującej woni. Na powietrzu dymi on, podobnie jak kwas azotowy stężony i to z tego samego powodu: mianowicie przyciąga parę wodną z powietrza i tworzy z nią kropelki znacznie mniej lotnego roztworu tj. kwasu solnego. Jako bardzo silnie i energicznie działający kwas jest on bardzo szkodliwy jako domieszka w powietrzu, którym się oddycha. Nie jest on jednak tak bezpośrednio silnie trujący, jak chlor. W wodzie rozpuszcza się ogromnie obficie: jedna objętość wody o zwykłej temperaturze potrafi pochłonąć w sobie 400—500 objętości chlorowodoru. Ciecz taka ma smak silnie kwaśny i ona to właściwie nazywa się kwasem solnym. Gdy jest on bardzo stężony, to łatwo wydziela się z niego częściowo chlorowódor, który na powietrzu znów przyciąga parę wodną. W praktyce wygląda to tak, jak gdyby kwas solny dymił. Jako silny kwas tworzy bardzo chętnie sole, dlatego wiele metali jak żelazo, cynk, glin, cyna i inne rozpuszczają się w nim. Jest to jeden z najsilniejszych znanych kwasów i dlatego ma bardzo wielkie zastosowanie praktyczne zarówno w laboratoriach naukowych, jak w przemyśle. Występuje on też w stanie wolnym w przyrodzie: czasem w gazach wulkanicznych, ale nierównie ważniejsze jest to, że znajduje się w soku żołądkowym i jest jednym z czynników procesu trawienia. U człowieka znajduje się on w ilości około 0.4%.

### NIEBEZPIECZNA PASTA DO ZĘBÓW.

Z tlenem chlor nie potrafi się połączyć bezpośrednio, lecz można go do tego zmusić na drodze okrężnej, przy czym powstają sole kwasów innych, niż solny, zawierające większą lub mniejszą ilość tlenu. Tlen ten jednak nie jest silnie związany, odszczepia się łatwo na rzecz innych substancyj, na które takie kwasy działają; mają one zatem własności utleniające i są z tego powodu często używane w ce-

lach naukowych i przemysłowych. Tu należą: kwas podchloryny i przede wszystkim chlorowy, którego najważniejszą solą jest chloran potasu (ob. wyżej o otrzymywaniu tlenu), który zmieszany z ciałami palnymi powoduje, że palą się one daleko gwałtowniej niż w tlenie powietrza, tak dalece, że mieszanina ta może wybuchnąć bardzo silnie.

Próbowano go z tego powodu zastosować do fabrykacji prochu strzelniczego, zamiast saletry, szczególnie we Francji podczas Wielkiej Rewolucji, kiedy ilość saletry, którą rząd rozporządzał, nie wystarczała do celów wojennych. Jednak musiano prób zaniechać, gdyż przy mieszaniu chloranu potasowego z siarką i węglem, a zwłaszcza ucieraniu, zdarzały się liczne katastrofalne eksplozje. Obecnie używa się chloranu potasowego tylko do wyrobu specjalnych środków wybuchowych, lecz nie do wytwarzania prochu strzelniczego. Natomiast ma on ogromne zastosowanie przy fabrykacji zapalek, oraz przy wyrobie ogni sztucznych.

Choć chlorany same dla siebie są w niskiej temperaturze trwałe, jednak pod działaniem kwasów rozkładają się, wydzielając kwas chlorowy i różne tlenki chloru. Są to ciała bardzo energicznie działające i niszczące, spalające tkanki organiczne. Często używa się więc takich mieszanin w laboratoriach chemicznych, np. gdy w analizie do celów sądowych mamy w treści żołądka lub resztkach potraw wykazać obecność trucizn mineralnych (arszeniku, sublimatu itp.). Mieszanina taka usuwa zupełnie części organiczne i umożliwia badanie powstałego roztworu.

Chlorany są silnymi truciznami także i dla drobnoustrojów, to też dość jeszcze często zdarza się, że stosuje się chloran potasowy do wyrobu past do zębów, lub przepisuje się jego roztwór do płukania ust, a to właśnie z powodu własności bakteriobójczych. Tego rodzaju zastosowanie chloranu jest bardzo nieracjonalne: nieraz nawet przy wielkiej ostrożności nie można uniknąć, by odrobiny chloranu nie dostały się ze śliną do żołądka, a przy częstym stosowaniu może to doprowadzić do ciężkiego zatrucia; znane są nawet wypadki śmierci po takim płukaniu gardła roztworem chlo-

ranu. Nie należy więc nigdy używać tego rodzaju preparatów. Roztwór wody utlenionej ma takie samo działanie, a jest dla zdrowia zupełnie nieszkodliwy.

## BROM USPOKAJA.

Drugim pierwiastkiem tej grupy, bardzo podobnym do chloru jest brom, który w naturze towarzyszy często chlorowi w jego związkach, ale w ilościach znacznie mniejszych, dlatego też został znacznie później poznany. Brom podobnie jak chlor nie występuje w stanie wolnym, natomiast jego związki z metalami, zwłaszcza z sodem, znajdują się w wodzie morskiej i tam też został brom odkryty w początkach wieku XIX. Woda morska zawiera jak wiadomo różne sole, które z niej można wykrystalizować przez odparowanie. W krajach, gdzie brak soli kuchennej kopalnej, uzyskuje się ją właśnie, odparowując wodę morską. Bromek sodu jest znacznie łatwiej rozpuszczalny, niż sól kuchenna, ta więc wydziela się najpierw podczas krystalizacji, a bromek sodu pozostaje w ługu pokryształizacyjnym i brom może być z niego wydzielony, podobnie jak chlor z soli kuchennej, za pomocą kwasu siarkowego i braunsztynu. Izolowany w ten sposób brom przedstawia się jako ciecz, jedyny metaloid ciekły w zwyczajnej temperaturze. Ciecz ta przeszło trzy razy cięższa od wody, czerwono-brunatna, łatwo lotna, już w zwykłej temperaturze wydziela obfitą brunatnoczerwoną parę. Ma ta para zapach zbliżony do chloru, równie duszący, gryzący i dla zdrowia szkodliwy. Temu zapachowi zawdzięcza brom swą nazwę, gdyż po grecku znaczy to po prostu... smród. Bromki sodu lub potasu użyte w małej ilości działają uspokajająco. Należy ich jednak używać w małej ilości i rzadko, w przeciwnym razie wywołują niebezpieczne nawet objawy chorobowe. Trzeba więc być ostrożnym przy stosowaniu tego tak popularnego środka „na nerwy”. Medycyna posługuje się związkami bromu także w innych formach; szczególnie dawniej używano go w celach dezynfekcyjnych.

Zastosowanie bromu w chemii jest ogromne, szczególnie do otrzymywania licznych preparatów organicznych; gra on wielką rolę przy wytwarzaniu różnych barwików: wystarczy wymienić znany powszechnie barwik, zwany eozyną, którego roztwór wodny tworzy najpospolitszy atrament czerwony. Największe jednak zastosowanie ma bromek srebra, który jest bardzo wrażliwy na światło, dzięki czemu stanowi podstawę całego przemysłu fotograficznego.

Związki bromu z wodorem i tlenem są zupełnie analogiczne do związków chloru.

## I JOD JEST KONIECZNY DO ŻYCIA.

Trzecim pierwiastkiem z tej grupy jest jod, zbliżony własnościami do chloru, a jeszcze więcej do bromu. Tak samo jak tamte pierwiastki jest on bardzo rozpowszechniony, ale w nieporównanie mniejszej ilości. Atoli dzięki jego charakterystycznym własnościom oraz wydoskonalonym metodom analitycznym można go wykazać nieledwie wszędzie w przyrodzie. Odkryty został on w r. 1811 w solach wylugowanych z popiołu roślin morskich; jodek sodowy, który z tych ługów można wyosobnić, pod działaniem kwasu siarkowego i braunsztynu wydziela z siebie jod, który się oczyszcza przez destylację.

Jest to ciało stałe, krystaliczne, o barwie metaliczno-szarej, przypominającej nieco grafit, o woni podobnej do poprzednich pierwiastków, ale, dzięki mniejszej lotności, znacznie słabszej. Para jego wywiązująca się wyraźnie już przy lekkim ogrzaniu, ma barwę fioletową. Stąd też pochodzi jego nazwa: ioeides znaczy po grecku „podobny do fiołka“.

W wodzie rozpuszcza się bardzo mało, natomiast łatwo w różnych rozczynnikach organicznych, jak alkoholu, eterze, chloroformie, dwusiarczku węgla itp. Rozpuszczony w tych dwóch pierwszych ma barwę brunatną, w dwóch ostatnich, fioletową. Na czym polega ta różnica, jeszcze nie rozstrzygnięto.

Jod i jego roztwory są chemicznie bardzo czynne, choć znacznie mniej niż brom. Roztwór alkoholowy jodu, znany w życiu codziennym jako jodyna, ma wielkie zastosowanie w leczeniu, używany np. do odkażania małych skaleczeń. Należy tu jednak zachować ostrożność, gdyż jest to środek bardzo silnie działający.



Jodyny używamy przy małych skaleczeniach.

W małych ilościach jest on jednak dla życia konieczny, jak wykazały badania ostatnich dziesiątków lat. Że niektóre organizmy potrzebują go, a nawet gromadzą w większej ilości, o tym wiadomo od czasu odkrycia jodu. Jod znajduje się w wodzie morskiej, ale w tak znikomych ilościach, że nie potrafiono go tam do niedawna jeszcze wykryć, ale że tam musi być, wnoszono z tego, iż niektóre rośliny morskie, dalej pewne gatunki gąbek, magazynują go w sobie tyle, iż po spaleniu ich popiół zawiera dość spore ilości jodku sodu. Taki popiół roślin morskich uzyskiwano od wieków na wielką skalę, przede wszystkim na wybrzeżach Normandii, Szkocji, Irlandii, a i dotąd ten przemysł nie ustal w zupełności. Można bowiem z niego wylugować wodą sole

rozpuszczalne, które się w nim znajdują, a przeważnie jest to węglan sodowy, czyli soda, którą dawniej tylko w ten sposób wytwarzano. Jeżeli wyparowanie takiego ługu prowadzi się w sposób stosowny, to otrzymuje się z niego sodę, a w ługu pokrystalicznym pozostają sole łatwiej rozpuszczalne, — wśród nich zaś jodek sodowy.

Z czasem przekonano się, że i inne organizmy, właściwie wszystkie, zawierają jod, choć jest go znacznie mniej. Ale co więcej, jod ten jest dla życia nieodzowny. Okazało się np. że zwierzęta kręgowce i człowiek gromadzą jod w tzw. gruczole tarczycowym w okolicach szyi. Jest on niezbędny dla normalnego funkcjonowania tego gruczołu, który przerabia przyswojony jod na tyroksynę, skomplikowany związek organiczny. Jeżeli do organizmu nie doprowadza się stale jodu, wskutek czego tyroksyna nie może się wytwarzać i regulować czynności gruczołu, następuje jego zwyrodnienie, które objawia się powstawaniem wola oraz upośledzeniem psychicznym, zwanym kretynizmem lub małkowatością. Na szczęście, jod jest — chociaż w małych ilościach — tak rozpowszechniony, że nie wiedząc o tym, normalnie spożywamy go dość — jak na nasze zapotrzebowanie — w potrawach i wodzie. Ale w niektórych okolicach grunt jest szczególnie ubogi w ten pierwiastek, nie mają go dosyć ani rośliny, ani woda. W takim terenie spotyka się częściej wola i występuje kretynizm. Zdarza się to szczególnie w okolicach górskich, gdzie grunt skalisty nie zawiera potrzebnych śladów jodu. Zwróciły już uwagę na ten fakt rządy poszczególnych państw, stanowi on bowiem klęskę społeczną, jak np. w Szwajcarii i Austrii. W mniejszym stopniu występuje on też i w naszych okolicach górskich. Na obszarach tych zastosowano łatwy środek zapobiegawczy, polegający na tym, że do soli jadalnej dodaje się w minimalnej ilości jodku potasu, wytwarzając tzw. sól jodowaną. Jak drobne ilości są do tego potrzebne widać stąd, że jeden gram jodu, podawany w ilości po 4/100 miligrama codziennie, wystarczyłby na całe życie człowieka 70-letniego. Brak takiej znikomej jego ilości już powoduje owe ciężkie schorzenia,

którym zapobiega skutecznie zastosowanie soli jodowanej, jak wykazują doświadczenia tych krajów, gdzie ją wprowadzono.

Poza zastosowaniem leczniczym i naukowym, jod ma mniejsze znaczenie; używa się go do wyrobu niektórych barwików, a w małej ilości we fotografii, podobnie jak bromu. Związki jego są znów analogiczne do związków innych chlorowców, jednak połączenie z wodorem, kwas jodowodorowy, jest mniej trwały niż poprzednie, trwalsze są natomiast związki z tlenem. Z tych ostatnich należy wspomnieć o solach kwasu jodowego, mianowicie o jodanie sodu, który występuje w przyrodzie, towarzysząc znanej nam saletrze chilijskiej. Przy jej oczyszczaniu otrzymuje się ten jodan jako produkt uboczny, który łatwo zamienić przez wyżarzenie na jodek, a z niego otrzymać jod. Ponieważ ilości saletry chilijskiej, poddawane przeróbce, są ogromne, więc i tego ubocznego produktu otrzymuje się dużo, tak dużo, iż to jedno źródło może w zupełności pokryć światowe zapotrzebowanie tego metaloidu.

Jednakże międzynarodowy syndykat wytwórców jodu reguluje produkcję i cenę tego surowca w ten sposób, że tylko 3/4 zapotrzebowania światowego jodu wytwarza się w Chile. Wynosiło to przed kilku laty około 1.000 ton rocznie.

Jakie jest pochodzenie tego jodanu w saletrze chilijskiej, dotąd nie jest pewne. Przypuszcza się, że powstał on pod wpływem wyładowań elektrycznych w atmosferze, która zawiera znikome ślady par jodu, pochodzącego z wody morskiej pobliskiego oceanu Spokojnego.

## UCZUCIE, KTÓREGO NIE MOŻNA ZAMROZIĆ.

Ostatni wreszcie pierwiastek tej grupy, najlżejszy z nich i chemicznie najczynniejszy, to fluor. Dlatego też mimo, iż związki jego są znane od bardzo dawnych czasów, został on wyosobniony dopiero przed 50-ciu laty przez Moissana, który elektrolizował skroplony fluorowodór w aparacie zbudowanym z samej platyny, gdyż materiały



zwyczajnie w laboratoriach chemicznych używane, jak szkło lub porcelana, nawet na chwilę nie zdołają się oprzeć działaniu fluoru. Obecnie używa się do tego celu aparatów z czystej miedzi, która potrafi wytrzymać takie doświadczenie przynajmniej przez pewien czas, a jest bez porównania tańsza.

Jest to gaz barwy podobnej do chloru, lecz znacznie jaśniejszy, który łączy się gwałtownie z nieledwie wszystkimi pierwiastkami, szczególnie metalami, już przy prostym zetknięciu. Tylko niewiele pierwiastków nie okazuje chęci łączenia się z nim natychmiast, przede wszystkim tlen, o którym do niedawna sądzono, że w ogóle z fluorem się nie łączy. Uzyskano jednak od paru lat połączenia tych dwóch pierwiastków, ale bardzo nietrwałe. Szczególnie chciwie łączy się fluor z wodorem: nawet zamrożony i zestalony fluor, wrzucony do ciekłego wodoru, łączy się z nim wybuchowo, gdy normalnie reakcje chemiczne ustają w tej nader niskiej temperaturze, wynoszącej około  $-250^{\circ}$ . Jak więc widzimy „uczucia“ fluoru do bratania się ze wszystkimi pierwiastkami wytrzymują każdą próbę. Nic ich nie potrafi zamrozić.

Wprowadzony do wody fluor rozkłada ją natychmiast, tworząc z wodorem fluorowódór i wydzielając wolny tlen. Oczywiście nie mógłby on długo utrzymać się w stanie wolnym i dlatego w przyrodzie występuje tylko w postaci związków, z których najważniejszy jest fluorek wapniowy, mineralogicznie zwany fluorytem. Od tego minerału otrzymał nazwę pierwiastek. Z jego połączeń najważniejszy jest fluorowódór, czyli kwas fluorowodorowy.

Fluorowódór jest cieczą wrzącą już prawie w temperaturze pokojowej. Z wodą miesza się, dając roztwór mniej lotny, używany w laboratoriach i w przemyśle ze względu na to, że bardzo łatwo działa na szkło i rozpuszcza je w sobie. Dlatego też nie można go przechowywać w naczyniach szklanych, lecz ebonitowych, gutaperkowych lub parafinowych. Praktyczne jego zastosowanie polega na owym nagryzaniu szkła. Jeżeli chcemy na szkle wykonać pewien ry-

sunek, zaopatrzyć aparat szklany w podziałkę, ozdobić flakon, szklanek, kieliszek, rysunkiem, to pokrywa się powierzchnię szkła cienką warstwą wosku lub parafiny. Oстрыm narzędziem rysuje się podziałkę lub ornament, tak, by odłonić szkło, i zmywa tę powierzchnię roztworem fluorowodoru. Kwas ten nie działa na wosk lub parafinę, lecz rozpuszcza szkło, wytwarzając w nim rowek w miejscu narysowanej kreski. Jeżeli następnie zmyjemy fluorowódór wodą i usuniemy wosk, to pozostanie wytrawiony rysunek. Ten sposób postępowania, niesłychanie ważny i dla nauki i dla przemysłu, został wynaleziony przed stu z górą laty przez Polaka, Antoniego Hanna, profesora politechniki warszawskiej, a następnie dyrektora mennicy Królestwa Polskiego; pierwszym zaś dziełem sztuki, w ten sposób wytworzonym, był narysowany przez Hanna obraz Matki Boskiej Częstochowskiej, zawieszony przez niego do Paryża i podziwiany przez tamtejszych uczonych w r. 1829.

Tak wykonany rysunek na płycie szklanej może następnie z niej, jak z kliszy miedziorytowej, być wielokrotnie przeniesiony na papier, tworząc dzieło sztuki graficznej, zwane fluorofortą. Jeżeli bowiem płytę taką natrzemy farbą drukarską, a potem z powrotem wytrzymamy sztywnym papierem, to farba pozostanie tylko we wgłębieniu. Wystarczy teraz płytę pokryć podatnym papierem drukowym i wywrzeć nań ostrożnie nacisk: papier wchodząc w zagłębienia, wyciąga z nich farbę i w ten sposób powstaje odbitka rysunku. Technika ta, dość rzadko używana, była u nas uprawiana przez takich artystów, jak Wyspiański, Wyczółkowski, Mehoffer, Ruszczyk, Stanisławski i inni.

Rozpuszczalne związki fluoru są bardzo silnie trujące, fluorowódór zaś nawet rozcieńczony działa na skórę drażniąco i wywołuje silny ból. Więcej zgęszczony wytwarza bardzo bolesne i trudno gojące się rany, dlatego powinno się z nim pracować w rękawiczkach gumowych.

## DLACZEGO ODYSEUSZ PALIŁ SIARKĘ?

W słynnym poemacie greckim Odysei czytamy, jak to Odyseusz, ten najsłynniejszy „globetrotter“ świata, wymordowawszy zalotników, każe salę, w której ten straszny sąd się odbył, wykadzić siarką dla przebłagania bogów. Nasz wiek mniej poetyczny a bardziej racjonalistyczny skłaniałby się raczej do innej interpretacji tego aktu: sala, w której Odyseusz urządził okrutne jatki, była zlane obficie krwią, która by później gniła jako doskonałe podłoże bakterij chorobotwórczych, i wydzielala okropną woń. Spalona zaś siarka, właściwie jej dwutlenek, działa odkażająco. Ale nie burzmy wyobrażeń poetyckich; zmodyfikujmy je tylko, przyjmując, że Odyseusz palił siarkę ku czci bogini zdrowia, Hygiei.

Na tym przykładzie widzimy, że siarka już dosyć dawno jest znana człowiekowi, a to dzięki temu, że występuje w przyrodzie gdziegdzie w stanie wolnym.

Występowanie jej jednak w stanie wolnym należy właściwie do wyjątków, gdyż najczęściej znajduje się ona w połączeniu z metalami, jako ich siarczki, które są ważnymi rudami metali, jak ołów, miedź, cynk, żelazo. Często też występuje siarka jako sole kwasu siarkowego, zatem siarczany, z których najpospolitsze są: siarczan wapniowy, pospolicie zwany gipsem, i magnezowy, znany jako sól gorzka.

Siarka naturalna wolna bywa pochodzenia wulkanicznego, albo powstała przez rozkład siarczków i siarczanów. Taką naturalną siarkę od tysięcy lat wydobywa się w okolicach Etny, na Sycylii, gdzie przerasta złoże wapienne. Wydobywa się ją tam w bardzo pierwotny sposób: bryły tej „rudy siarczanej“ układa się w duże kopce, podobne do „milerzy“, w jakich wypala się węgiel drzewny, i przykrywa płatami darni, tak, aby powietrze miało utrudniony dostęp. Jeżeli taki „milerz“ podpalamy, to siarka pali się tylko w bardzo małym stopniu, jedynie na tyle, żeby się stos ogrzał powyżej jej temperatury topliwości. Niespalona siarka spływa na dół pochyłymi kanałami do zbiorników,

w których zastyga. Jest to postępowanie na pozór nieekonomiczne, połączone ze stratami siarki, ale wypada ono taniej, niż gdyby się używało innego paliwa, jak węgla lub drzewa, gdyż tych środków opałowych brak na Sycylii. Sprowadzenie ich kosztowałoby drogo, tymczasem ruda siarczana jest na miejscu i nie kosztuje nic. Siarka sycylijska do niedawna panowała na rynku światowym; obecnie zeszła na drugi plan, wobec odkrycia w Ameryce północnej olbrzymich pokładów, szczególnie w Louisianie i Teksasie. Tamtejsze potężne pokłady siarki bardzo trudno dałyby się eksploatować zwykłymi metodami górniczymi, są one bowiem pokryte 200-metrową warstwą luźnego piasku, który przy zwykłej eksploatacji zasypywałby szyby i sztolnie. Poradzono sobie na to w łatwy, a przy tym imponujący z powodu rozmachu przedsięwzięcia, sposób: przez wywiercone otwory wprowadza się rurami przegrzaną do 165° parę wodną, która wytapia siarkę i ciecz tę przy pomocy pomp wyciąga się na powierzchnię, gdzie zastyga w olbrzymich zbiornikach. Te prawdziwe góry siarki rozbija się następnie kilofami jak skałę i wysyła w świat.

O rozmiarach tej eksploatacji świadczy fakt, że Ameryka dostarcza obecnie około 90% światowej produkcji siarki, podczas gdy przed 1900 rokiem dostarczała ledwo 1%. Na sumę wywozi Ameryka około 3 miliony ton. Ta siarka amerykańska powstała przez wzajemne działanie na siebie produktów, które powstały w głębi ziemi z siarczanów i siarczków pod wpływem pary wodnej, podobnie jak w innych miejscach, gdzie spotykamy siarkę zdala od wulkanów. A spotykamy ją i u nas w Czarkowach nad Nidą i w Swoszowicach pod Krakowem \*). Pokłady to dosyć ubogie, których eksploatacja nie opłaca się wobec bogatych złóż sycylijskich, a przede wszystkim amerykańskich. Mimo to są one ważne, gdybyśmy bowiem nie mogli otrzymać siarki zza granicy, dajmy na to w razie wojny, te pokłady musiałyby służyć do zaspokojenia potrzeb państwa, a w szczególności obrony kraju.

\*) eksploatowanych od r. 1442.

Siarka dostarcza nam znowu przykładu alotropii, gdyż występuje w kilku odmianach krystalicznych, oraz w jednej bezpostaciowej. Różnice między odmianami krystalicznymi są bardzo interesujące ze stanowiska naukowego, praktycznie nie mają jednak wielkiego znaczenia. Wystarczy wspomnieć, że zwykła siarka, taka jaką spotykamy w handlu pospolicie w postaci lasek, w temperaturze  $95^{\circ}$  przechodzi w inną odmianę, trwałą znów w wyższej temperaturze. Obie odmiany przechodzą więc w siebie zależnie od tego czy siarkę ogrzewamy powyżej owej temperatury granicznej, czy oziębamy poniżej. Siarka ogrzana niewiele ponad temperaturę topliwości jest cieczą piwno-żółtą, ruchliwą. Jeżeli ją jednak ogrzejemy do  $170^{\circ}$ , to gęstnieje na galarete, zmieniając zarazem barwę na ciemniejszą. Dalej ogrzana staje się znów płynniejsza i ma barwę ciemno-brunatną. Wreszcie w temperaturze bliskiej  $450^{\circ}$  wrze tworząc brunatną parę. Jeżeli tak silnie ogrzaną siarkę oziębimy nagle wlewając ją do zimnej wody, to nie ma ona czasu się zestalić, siarka ciekła „przechładza się“ aż do temperatury zwyczajnej i tworzy masę gęstą, przezroczystą, ciągliwą i elastyczną jak kauczuk, tak zwaną siarkę plastyczną. Ale stan taki nie jest trwały: po kilku godzinach lub dniach traci ona plastyczność, staje się nieprzezroczystą, twardą i kruchą, a bliższe jej zbadanie wykazuje, że przeszła w zbiór mikroskopijnych kryształków siarki zwyczajnej „łaśkowej“. Korzystano dawniej z tego, by uzyskiwać odciski z monet, medali i innych drobnych przedmiotów, które mogły służyć jako forma na odlewy.

W siarce plastycznej znajdują się duże ilości siarki bezpostaciowej, łatwej do oddzielenia, gdyż w przeciwieństwie do siarki krystalicznej nie jest ona rozpuszczalna w rozczynnikach, z których najlepszym jest dwusiarczek węgla. Jeżeli więc nim wytrawimy siarkę plastyczną lub nawet zwyczajną zestaloną, w której jednak jest zawsze nieco siarki bezpostaciowej, to pozostaje ona jako proszek jasno-żółty. Szczególnie dużo siarki bezpostaciowej jest w tzw. „kwiecie siarczanym“, produkcie, który otrzymuje się przy oczy-

szczaniu siarki surowej przez destylację. Siarkę taką ogrzewa się w retortach, których ujście wchodzi do dużych komór murowanych. Gorąca para stykając się tam z zimnym powietrzem zgęszcza się na delikatny pył, opadający na dno. Jest to właśnie ów „kwiat siarczany“. Jeżeli destylację prowadzi się długo, to wreszcie komora się tak ogrzewa, że siarka się topi. Ciecz tę wlewa się do form drewnianych, zwilżonych wodą, i tam krzepnie ona w postaci lasek takich, jakie w handlu znajdujemy.

Dość podobny do kwiatu siarczanego preparat, ale jeszcze delikatniej rozdrobniony, otrzymuje się przez rozkład niektórych związków siarki pod wpływem kwasów. Najczęściej postępuje się tak, że się ogrzewa siarkę z wapnem gazonym, przy czym wytwarza się tzw. wielosiarczek wapniowy, a jego roztwór za dodaniem kwasu solnego wydziela z powrotem, przynajmniej częściowo, siarkę tak delikatnie rozpyloną, że jest prawie biała, dlatego też nosi nazwę mleka siarczanego. Siarka jest wprawdzie w zwykłej temperaturze chemicznie mało czynna, jednakże w tak rozdrobnionej formie soki organizmu, przede wszystkim w jelitach, przeciw na nią działają. Stąd jej działanie lekko przeczyszczające i kwiat siarczany jest od dawna stosowanym środkiem domowym, szczególnie przy leczeniu zwierząt (np. psów). Podobnie używa się jej w formie maści w chorobach skóry i włosów.

Poza tymi zastosowaniami w lecznictwie używa się siarki do najrozmaitszych celów. Dzięki jej wielkiej palności stosuje się ją do wyrobu zwykłego prochu strzelniczego, zapalek, ogni sztucznych. Działanie jej na organizmy żywe użytkowuje się w ogrodnictwie i hodowli roślin przeciw różnym pasożytniczym grzybkom. Ogromne zaś jej ilości służą do celów tzw. wulkanizacji kauczuku. Kauczuk surowy, taki jaki się otrzymuje ze soków odnośnych roślin, jest masą ciągliwą, lepką i nie nadaje się do praktycznego zastosowania. Jeżeli jednak dodamy do niego około 10% siarki, i ogrzejemy do stu kilkudziesięciu stopni, to traci on lepkość, staje się sprężysty i to jest właśnie ten znany nam

elastyczny, miękki kauczuk przemysłowy. Jeżeli dodać mu więcej siarki, to twardnieje on na masę, zwaną ebonitem, która się daje obrabiać, toczyć itd. Zwyczajny ebonit zawiera około 40% siarki. Różne substancje maziste i oleiste stają się odporniejsze przez dodanie siarki. Dlatego dodaje się jej do różnych kitów, smoły dachowej, a przez ogrzewanie jej z olejami, jak lnianym, makowym, rycynowym, otrzymuje się ważną namiastkę kauczuku, zwaną w przemyśle „faktis“.

## CZY SIARKOWODÓR MA ZAPACH ZGNIŁYCH JAJ?

Chociaż w zwykłej temperaturze siarka jest bardzo mało czynna, jednak w wyższej nabiera większej aktywności i łączy się z wieloma ciałami, czasem jeszcze chciwiej niż tlen, do którego zresztą pod względem chemicznym jest bardzo podobna, tak że w systematyce chemicznej zalicza się ją do tej samej grupy. Tak więc z wodorem łączy się wprost w podwyższonej temperaturze. Jeżeli przeprowadzamy wodór nad stopioną siarką, to już w temperaturze około 300° powstaje siarkowodór, mający skład chemiczny zupełnie podobny do wody, tj. że 2 atomy wodoru są połączone z jednym atomem siarki. Substancja ta jest kwasem, co prawda bardzo słabym, i tworzy sole, zwane siarczkami, łatwe do uzyskania choćby przez bezpośrednie połączenie siarki z metalem. Tak więc opiłki żelazne pomieszczone w odpowiednim stosunku z siarką dają się łatwo zapalić. Masa rozżarza się do jasnej czerwoności, a po ostygnięciu pozostaje czarny siarczek żelaza, z którego już magnes nie wyciągnie żelaza, ani dwusiarczek węgla nie wyluguje siarki. Mając w ten sposób przyrządzoną sól siarkowodoru, możemy z niej działaniem silniejszych i mniej lotnych kwasów wydzielić siarkowodór.

Najcharakterystyczniejsza cecha siarkowodoru jest dobrze wszystkim znana. Siarkowodór powstaje bowiem i w innych warunkach, mianowicie podczas gnicia ciał białkowych, w których siarka jest nieodzownym składnikiem.

Przy gniciu ich powstaje więc siarkowodór o silnej a bardzo przykrej woni „zgniłych jaj”. Widzimy więc, że zwykłe wyrażenie, iż siarkowodór ma zapach zgniłych jaj, jest ściśle biorąc nielogiczne: przeciwnie, zgniłe jaja mają zapach siarkowodoru. To tworzenie się siarkowodoru jest praktycznie bardzo ważne, bo powstaje on na wielką skalę w dołach kloacznymi tam, gdzie nie ma kanalizacji i gdzie trzeba periodycznie doły czyścić. Niejednokrotnie już robotnicy zajęci tą czynnością ulegali zatruciu tym gazem, który przy wdychaniu jest bardzo silną trucizną, prawie tak silną jak sławny kwas pruski. Już jedna setna procentu w powietrzu działa na człowieka bardzo gwałtownie: silne zżęszczenie zabija niemal natychmiast. Siarkowodór, który jest cięższy od powietrza, zbiera się na dnie tych dołów. Jeżeli więc zachodzi potrzeba ich czyszczenia, należy zawsze postarać się, aby dać siarkowodorowi możliwość ujścia przez odpowiednie przewentylowanie. Słabe zatrucie powoduje ból głowy, a nawet utratę przytomności, co się czasem zdarza w laboratoriach chemicznych. Wprawdzie w laboratoriach zawsze są urządzenia, które takim zatruciom skutecznie zapobiegają, ale nie ma urządzeń zapobiegających lekomyślności ludzkiej i często, szczególnie początkujący pracownicy, grzeszą przeciw najprostszymp przepisom ostrożności i rozsądku.

Gaz ten, składający się z dwóch palnych pierwiastków, pali się także, dając jako produkty spaleniap parę wodną i dwutlenek siarki. Ale że wodór pali się łatwiej niż siarka, więc płomień siarkowodoru zachowuje się podobnie jak płomień węglowodorów, który przy niedostatecznym dostępie powietrza lub oziębieniu wydziela sadzę. I tu w takich warunkach spala się przede wszystkim wodór, a jako „kopcę” wydziela się wolna siarka. Tak więc talerz porcelanowy wstawiony do takiego płomienia pokrywa się żółtym nalotem siarki.

Siarkowodór daje się łatwo skroplić już w zwyczajnej temperaturze pod ciśnieniem. Gazy łatwe do skropleniap zwykle też łatwo się rozpuszczają w wodzie; i siarkowodór



tak się zachowuje, gdyż jedna objętość wody rozpuszcza w zwykłej temperaturze trzy objętości siarkowodoru, który jej udziela przykrego zapachu i smaku. Siarkowodór powstaje często w przyrodzie nie tylko wskutek gnicia ciał organicznych, ale i przemian chemicznych, którym w głębi ziemi ulegają różne siarczki i siarczany, np. gips. Często więc spotyka się wody mineralne, zawierające siarkowodór, jak u nas w Swoszowicach, Krzeszowicach, Lubieniu, w Baden pod Wiedniem, w Piszczanach w Słowacji itp. Służą one przeważnie do kąpieli leczniczych.

Jako kwas tworzy siarkowodór z metalami siarczki, które powstają nie tylko przez bezpośrednie połączenie metalu z siarką, ale często, i znacznie łatwiej, przez działanie siarkowodoru na sole tych metali w roztworze. Związki te są przeważnie w wodzie nierozpuszczalne, dlatego też strącają się one w tych warunkach często jako osad. Jeżeli więc do roztworu soli ołowiu, srebra, miedzi, kadmu, cynku, żelaza wprowadzamy gazowy siarkowodór lub jego roztwór wodny, to w odpowiednich warunkach powstaje osad często charakterystycznie zabarwiony. Z solami ołowiu, srebra, miedzi, żelaza powstają osady czarne; z solami kadmu, arsenu i niektórymi cyny — osady żółte, z antymonem — pomarańczowy, z cynkiem — biały. Pozwala nam to rozróżnić te metale w roztworze, a że te siarczki znów posiadają różne własności chemiczne i fizyczne, różną rozpuszczalność w odczynnikach, więc można je na tej podstawie od siebie oddzielić. Siarkowodór jest więc jednym z najważniejszych odczynników w analizie chemicznej.

Takie tworzenie się siarczków metalicznych pod wpływem siarkowodoru ma też wielkie znaczenie praktyczne dla celów preparatywnych. Tak więc ów pomarańczowy siarczek antymonu bywa używany w lecznictwie („złota siarka“), jako farba malarska, a przede wszystkim używa się go do wulkanizowania kauczuku. Dlatego wyroby kauczukowe mają często barwę pomarańczową. Siarczek kadmowy jest bardzo cenioną farbą artystyczną, która nosi nazwę handlową „kadmium“. Za to mniej korzystne jest tworzenie się czar-

nego siarczku ołowiu, a to z następującego powodu: najważniejszą farbą białą w malarstwie olejnym jest węglan ołowiu. Artyści używają jej nie tylko samej dla siebie, ale mieszają ją jeszcze z innymi farbami dla ich rozjaśnienia. Tak więc na niejednym obrazie olejnym często nie ma ani kawałka przestrzeni, gdzieby nie było bieli ołowianej. Tymczasem siarkowodór zawsze znajduje się w powietrzu, szczególnie miejskim, jako produkt rozkładu ciał organicznych. Jest go niezmiernie mało, tak, że nie można go wykazać ani powonieniem, ani najczulszymi odczynnikami, jednak zaznacza on swą obecność tym, że łączy się powolutku z ołowiem, wytwarzając czarny siareczek. Dlatego to stare obrazy olejne są poczerniałe, czasem tak dalece, że po prostu nie można już nic na nich rozpoznać. Regenerowanie zaś pierwotnych barw na drodze chemicznej jest zawsze bardzo trudną i delikatną rzeczą, jeżeli nie niemożliwą. Zwalnia ten proces poczernienia powleczenie obrazu werniksem, a jeszcze skuteczniej zaszklenie — jednakowoż nie da mu się w zupełności przeszkodzić.

## KWAS SIARKOWY NA PRZEDZIE.

Piętnaście milionów ton kwasu siarkowego produkują rocznie przemysły świata. Aby sobie tę olbrzymią masę uzmysłwić, zauważmy, że odpowiada ona mniej więcej ośmiu milionom metrów sześciennych. Inaczej mówiąc, można by tym kwasem siarkowym wypełnić jezioro o średnicy kilometra, a głębokości więcej niż 10 metrów. Masa ta ważyłaby mniej więcej tyle, co woda w Morskim Oku. Oto jeden z powodów, dla którego temu związkowi siarki z tlenem i wodą musimy poświęcić więcej uwagi.

Z tlenem tworzy siarka kilka połączeń. Najważniejsze z nich, to dwutlenek i trójtlenek. Powstają one przy spalaniu siarki, ale w zwykłych warunkach tworzy się prawie tylko dwutlenek. Ta palność siarki, o której jużśmy poprzednio mówili, była dawniej uważana za tak ważną jej cechę, że w początkowych okresach chemii sądzono, iż we

wszystkich ciałach palnych tkwi w jakiś sposób siarka. Choć potem odstąpiono od tego prymitywnego zapatrywania, przecież jeszcze przez dłuższy czas mówiono o tej siarce w ciałach palnych, rozumiejąc to raczej symbolicznie.

Oba te tlenki są bezwodnikami kwasowymi, tzn. że z wodą wytwarzają kwasy, ale nie jest to takie proste: siarka może bowiem tworzyć jeszcze połączenia więcej skomplikowane przez kombinowanie tych i innych tlenków między sobą i z dalszymi atomami siarki. Dość, że znamy około 15 różnych jej kwasów, istniejących już to w stanie wolnym, już to w postaci soli. Ograniczymy się tutaj oczywiście do najważniejszych, przede wszystkim tych, które wywodzą się wprost z dwutlenku i trójtlenku.

Dwutlenek siarki powstaje więc przy spalaniu siarki, ale także — co technicznie jest znacznie ważniejsze — przy prażeniu siarczków metalicznych w obecności powietrza. Takie siarczki występują często w przyrodzie jako rudy, a celem ich przerobienia na metal musi się je prawie zawsze przeprowadzić w tlenki, które się odtlenia za pomocą węgla. Prażąc więc taką rudę, otrzymuje się obok tlenku metalu także i dwutlenek siarki, który dawniej wypuszczano w atmosferę, zatruwając ją tak gruntownie, że na kilkanaście kilometrów dokoła takiej huty roślinność doszczętnie ginęła. Obecnie już tak nie jest, teraz bowiem produkt ten już się chwyta, celem przerabiania go na kwas siarkowy.

Dwutlenek siarki jest gazem o charakterystycznej, duszącej i ostrej woni, bardzo trującym. W wodzie, z którą się łączy na kwas siarkawy, jest bardzo łatwo rozpuszczalny. Ten kwas siarkawy należy do słabych kwasów i rozkłada się łatwo z powrotem, wydzielając dwutlenek siarki. Tak kwasu siarkawego jak i dwutlenku siarki czyli bezwodnika siarkowego, używa się do różnych celów: do wyjaławiania beczek od wina, w których w tym celu spala się siarkę, do tępienia pluskiew, do zabijania pasożytów skórnych u koni, co stosowano często, szczególnie podczas ostatniej wojny. W tym celu umieszcza się konia w specjalnej komorze, tak zbudowanej, że tylko jego łeb wystaje na zewnątrz, a reszta

ciała jest poddana działaniu gazowego dwutlenku siarki. Ważne zastosowania jego polegają dalej na tym, że chętnie przyłącza on jeszcze jeden atom tlenu, szczególnie wobec choćby śladów wilgoci, i przechodzi w trójtlenek. Z tego powodu działa odtleniająco, co najlepiej widać po tym, że wiele barwików pod jego wpływem odbarwia się, np. czerwona róża w jego atmosferze bieleje. Praktycznie więc używa się go do bielenia słomy (np. na kapelusze słomkowe), jedwabiu, wełny, które to materiały źle znoszą bielenie chlorem.

Na tej łatwości przechodzenia dwutlenku siarki, czyli bezwodnika kwasu siarkawego, w trójtlenek, czyli bezwodnik kwasu siarkowego, polega najważniejsze jego zastosowanie, którym jest fabrykacja kwasu siarkowego, najważniejszego w przemyśle z kwasów nieorganicznych. Można go otrzymać różnymi metodami.

Zapoznamy się najpierw z samym trójtlenkiem siarki. Jest to ciało stałe, tworzące w zwykłych warunkach białe długie igielki o połysku jedwabistym, łatwo lotne, które z wodą reaguje bardzo gwałtownie, nieledwie wybuchowo. Wrzucone do niej syczy, jak rozpalone żelazo, paruje wskutek wywiązania się wielkiej ilości ciepła, tworząc ciężkie białe dymy, i rozpuszcza się na kwas siarkowy. Kwas ten w praktyce otrzymuje się kilkoma metodami, z których pierwsza, znana jeszcze w wiekach średnich, obecnie jednak mało używana, polegała na tym, że niektóre siarczany, najlepiej siarczan żelaza, silnie ogrzane, rozkładają się odszczepiając trójtlenek siarki, a ten z wodą, zawartą w tej soli, daje kwas siarkowy, zbierający się w odbieralniku. Obecnie jednak kwas ten otrzymuje się prawie wyłącznie dwiema innymi metodami, z których jedna jest zwana komorową, druga kontaktową. Obie polegają na utlenieniu dwutlenku siarki, — otrzymanego przez wyprażenie w dostępie powietrza siarczków metalicznych, np. piryków, to jest dwusiarczku żelaza, a u nas na Śląsku siarczku cynkowego, zwanego blendą cynkową, — na trójtlenek, i połączeniu go z wodą. Procesy te są dosyć skomplikowane,

szczególnie pierwszy, dlatego nie możemy ich szczegółowo opisywać. W metodzie komorowej dwutlenek siarki utlenia się do kwasu siarkowego za pomocą kwasu azotowego wobec wody w ogromnych komorach, wyłożonych szczelnie blachą ołowianą, na którą kwas siarkowy nie działa; stąd nazwa procesu komorowego. W drugiej metodzie dwutlenek siarki łączy się wprost z tlenem powietrza w piecach, które są ogrzane do  $400^{\circ}$  i wypełnione zwykle kulami z gliny wypalanej, pokrytymi bardzo rozdrobnioną platyną, tzw. czernią platynową. Ta czern platynowa jest bardzo dobrym katalizatorem, ułatwiającym połączenie się dwutlenku siarki z tlenem na trójtlenek, a że działa przez proste zetknięcie czyli kontakt, dlatego metoda nosi nazwę kontaktowej. Każda z tych metod ma swoje zalety, i dlatego utrzymują się obie; metoda komorowa jest łatwiejsza technicznie do przeprowadzenia, choć więcej skomplikowana, jest więc tańsza; nie wymaga szczególnego oczyszczania produktów wyjściowych, ale też kwas otrzymany jest zawsze mocno zanieczyszczony, szczególnie arsenem, selenem, żelazem, ołowiem, i zawiera sporo wody. Do metody kontaktowej substancje wyjściowe muszą być poddane starannemu a bardzo trudnemu oczyszczaniu, ale też produkt jest bardzo czysty i nie zawiera nawet śladów arsenu; prócz tego tym sposobem otrzymuje się kwas najzupełniej bezwodny, co więcej, zawierający nadmiar trójtlenku siarki. Taki kwas z nadmiarem jego bezwodnika otrzymywało się, choć nie w tak czystym stanie, od dawna i przez wspomnianą destylację siarczanu żelaza, zwanego popularnie wiotriolem żelaza. Ów nadmiar bezwodnika, substancji łatwo lotnej, gdyż wrze już w temp. około  $50^{\circ}$ , wyparowuje z tego kwasu nawet w temp. zwyczajnej, w postaci ciężkich białych dymów, stąd nazwa kwasu siarkowego dymiącego; a że centrum handlowe dla niego znajdowało się dawniej w Nordhausen w Niemczech, więc druga nazwa: kwas siarkowy nordhauseński. Już to na brak nazw nie może się ten produkt skarżyć: ponieważ otrzymywano go dawniej z wiotriolu żelaza, a ma konsystencję gęstą, oleistą,

więc zwano go „oleum vitrioli“, co przeszło do innych języków, np. do polskiego, jako witriolet, a nawet witriolet, co jest błędne, bo witrioletami czyli „szkiełkami“, ze względu na ładnie błyszczące kryształy, zwano zielony siarczan żelaza i niebieski siarczan miedzi. Ale w przemyśle używa się dla tego kwasu, otrzymywanego w ogromnych ilościach metodą kontaktową, po prostu nazwy „oleum“.



Trzeba być bardzo ostrożnym przy wlewaniu kwasu siarkowego do wody.

Kwas siarkowy zwyczajny można otrzymać z komorowego przez oddestylowanie z niego zawartej tam jeszcze wody, co nie jest bynajmniej rzeczą łatwą i prostą; odwrotnie z kwasu kontaktowego otrzymuje się go przez dodanie odpowiedniej ilości wody, by ów nadmiar bezwodnika z nią połączyć. Jest to ciecz bezbarwna, gęsta, o konsystencji oleistej, prawie dwa razy cięższa od wody. Ściśle biorąc, nie jest to kwas bardzo silny, gdyż pomiary wykazują, że kwas solny i azotowy są od niego półtora raza silniejsze. Jeżeli mimo to robi wrażenie bardzo silnego, to z jednej strony dlatego, że istotnie poza dwoma już wymienionymi niewiele

jest od niego silniejszych, a z drugiej strony dlatego, że jako trudnolotny wypiera w wyższej temperaturze z łatwością inne kwasy z ich połączeń. Poza tym jest chemicznie wysoce czynny i działa energicznie na wiele substancyj, szczególnie w stanie zgęszczonym. Jego bardzo charakterystyczną cechą jest chciwość, z jaką rozpuszcza się w wodzie. Podczas tego procesu wydziela tak wiele ciepła, że temperatura roztworu może wzrosnąć do stukilkudziesięciu stopni. Dlatego trzeba być bardzo ostrożnym przy rozcieńczaniu kwasu zgęszczonego i zawsze wlewać kwas do wody cieńkim strumieniem, a nigdy odwrotnie, gdyż w takim razie woda stykając się z kwasem rozgrzałaby się powyżej temperatury wrzenia, przechodząc gwałtownie, niemal wybuchowo, w parę, co by spowodowało rozprysnięcie się tej niebezpiecznej cieczy. Jeżeli zaś przeciwnie wlewamy stopniowo kwas do wody, to masa wody jest zbyt wielka, by mogła się tak silnie ogrzać, a zresztą kwas, jako prawie dwa razy cięższy, opada na dno, para zaś, która by się tam wywiązała, ochładza się od razu od nadmiaru wody.

## PIJE WODĘ NAWET TAM, GDZIE JEJ NIEMA.

Dzięki tej chciwości, z jaką kwas siarkowy rozpuszcza się w wodzie, odciąga on ją z otoczenia, i to nie tylko wodę wolną, ale nawet chemicznie związaną. Tak więc stężony kwas, stojąc w otwartym naczyniu, przyciąga parę wodną z powietrza i rozpuszcza ją sobie, osuszając powietrze. Tak samo zachowuje się on wobec innych gazów wilgotnych, z tego powodu używa go się do osuszania gazów. Gaz taki przepuszcza się bańkami przez kwas siarkowy stężony w odpowiednich naczyniach, zwanych opłóczkami, z których wychodzi pozbawiony zupełnie pary wodnej.

Podobnie substancje i przedmioty, które chce się uchronić od wilgoci, przechowuje się w laboratoriach w naczyniach, zwanych ekzykatorami; mają one zwykle kształt szerokiego i niskiego słoja, zamkniętego doszlifowaną płytą

szklaną. Na dnie słoja jest naczynko otwarte z kwasem siarkowym, nad nim zaś pomost porcelanowy, na którym stawia się ów przedmiot lub naczynko ze substancją wrażliwą na wilgoć. Ale powiedzieliśmy, że potrafi on przyciągać wodę nawet chemicznie związaną. Uderzającym i pouczającym przykładem jest jego zachowanie się względem cukru. W cukrze znajduje się oprócz węgla jeszcze wodór i tlen, i to w takim stosunku jak w wodzie. Wody jako takiej tam nie ma, ale są jej składniki w odpowiedniej ilości. Związków o podobnym składzie tj. zawierających węgiel, a poza tym elementy wody, zna chemia organiczna wiele; noszą one nazwę węglowodanów. Otóż jeżeli kawałek cukru polejemy stężonym kwasem siarkowym, to on niejako zmusza wodór i tlen, aby połączyły się w wodę, którą odciąga, pozostawiając węgiel; cukier ów oczywiście czernieje.

Takie węglowodany są bardzo rozpowszechnione w przyrodzie, szczególnie w świecie roślinnym. Dość wymienić skrobię czyli mączkę i błonnik (celulozę) — główny składnik włókien roślinnych, czy to w drewnie, słomie, czy w bawelnie, lnieniu, konopiach itp. Przez mechaniczne zużycie tych materiałów, dostają się one w formie pyłu do powietrza, przy czym zetknięwszy się w danym wypadku z kwasem siarkowym podlegają zwęgleniu. Temu zwęgleniu tych węglowodanów zawdzięcza kwas siarkowy techniczny to, że zawsze jest mniej lub więcej na ciemno zabarwiony, w czasie fabrykacji bowiem lub transportu nie jest zwykle dość starannie chroniony od dostępu pyłu z powietrza, a nawet od tego, by się do niego przypadkiem nie dostały jakieś okruchy opakowania, wiór drzewnych, słomy, papieru itd.

Na tej własności odciągania wody ze związków nawet tam, gdzie jej pierwotnie nie było, polega zastosowanie kwasu siarkowego do wielu syntez organicznych. Nie zawsze bowiem w takim wypadku towarzyszy mu zwęglenie, czasem tworzą się nowe związki, uboższe w elementy wody. Tak więc z alkoholu etylowego, czyli zwykłego spirytusu, kwas siarkowy wytwarza zależnie od warunków reakcji albo zwykły eter, taki, jakiego używa się do narkozy, albo



etylen, gaz palny już nam znany. Mogą się też połączyć z sobą dwie różne drobiny, z których kwas siarkowy odciąga wodę w ten sposób, że jednej odbiera atom wodoru, a drugiej grupę „wodorotlenową“, tj. OH; w ten sposób np. powstają związki organiczne, zwane estrami, często odznaczające się zapachami owocowymi i z tego powodu używane do wyrobu cukierków.

Innego rodzaju estrami są połączenia kwasu azotowego z niektórymi ciałami organicznymi, jak gliceryna lub celuloza: to potężne środki wybuchowe, zwane nitrogliceryną i nitrocelulozą, które są podstawą nowożytnej techniki wybuchowej. Ale nitroceluloza nie zawsze posiada własności wybuchowe. Można fabrykację tak poprowadzić, że powstaje ciało wprawdzie łatwo palne, ale nie wybuchowe. Taki produkt służy do wyrobu kollandium, a przede wszystkim celulozoidu, który należy do najważniejszych mas plastycznych o dobrze znanym każdemu rozpowszechnieniu. Wszystkie te substancje wymagają do swego powstania pomocy kwasu siarkowego stężonego. A fabrykacja tak ważnych nawozów sztucznych, jak superfosfat lub siarczan amonu, a wytwarzanie tysięcy barwików i środków leczniczych, napełnianie akumulatorów, oczyszczanie nafty i setki innych zastosowań: nie podobna wszystkiego choćby z grubsza wyliczyć!

Nic więc dziwnego, że kwas siarkowy, bez wątpienia chyba najważniejsza substancja wytwarzana w przemyśle chemicznym, jest fabrykowany na olbrzymią skalę.

Inne z wspomnianych kilkunastu kwasów siarki mają mniejsze znaczenie. Większość ich nie istnieje w stanie wolnym, gdyż bardzo szybko się rozkładają, natomiast znamy ich sole; o jednej z nich, to jest o tiosiarczanie sodowym, jużśmy wspominali, jako o antichlorze.

## KSIĘŻYCOWY, CHOĆ NIE Z „SREBRNEGO GLOBU“.

Do siarki są zbliżone własnościami jeszcze pierwiastki selen i tellur, które często, lecz w nieporównanie mniejszej ilości, towarzyszą jej w rudach metalicznych. Seleniu jest

nieco więcej, tak, że go zwykle można znaleźć w pyle, osadzającym się w przewodach, które doprowadzają gazy, pochodzące ze spalenia pirytów, do komór ołowianych. W takim pyle i w mule osadzającym się w komorach ołowianych, odkrył selen szwedzki chemik Berzelius w roku 1817, i nazwał go wedle greckiego wyrazu „selene“ — księżyc, gdyż towarzyszy on często tellurowi (z łacińskiego „tellus“ — ziemia) tak jak księżyc towarzyszy ziemi; tellur zaś znany był już dawniej, od 40 blisko lat.

Już u chlorowców widzieliśmy, że w miarę wzrostu ciężaru atomowego pierwiastki tej samej grupy nabierają coraz bardziej charakteru i wyglądu metalicznego: talk więc najcięższy z nich, jod, ma wygląd podobny do ołowiu lub grafitu. Tak samo u siarkowców; selen, który występuje w kilku odmianach alotropowych, ma wejrzenie wyraźnie metaliczne, tellur zaś pod względem fizycznym jest zupełnie metalem prawie srebrzysto-białym, wyraźnie krystalicznym. I pod względem chemicznym zmieniają się własności tych pierwiastków; wprawdzie połączenia z wodorem są też gazami, odznaczającymi się jeszcze okropniejszą i bardziej drażniącą wonią niż siarkowódór, ale nie powstają wprost z pierwiastków, a wytworzone na innej drodze, bardzo szybko się rozkładają. Kwasy selenu: selenawy i selenowy podobne do odpowiednich związków siarki, są od nich daleko słabsze, analogiczne zaś związki telluru zaledwie zasługują na nazwę kwasów.

Najciekawsza w tej grupie jest własność selenu, iż jest on przewodnikiem elektryczności — jednak to przewodnictwo zależy od światła. W ciemności przewodzi słabo, w świetle o wiele lepiej. Starano się tę własność użytkować praktycznie, by np. samoczynnie włączać prąd do oświetlenia, gdy zapadnie ciemność, lub do przesyłania obrazów na odległość (telewizji). Jednak te urządzenia nie okazały się praktyczne, tym bardziej, że obecnie elektrotechnika posiada jeszcze skuteczniejsze urządzenia, wrażliwe na światło, a oparte na własnościach sodu i potasu.

Selen i tellur oraz ich związki są silnymi truciznami. Wprowadzone zaś w małej ilości do organizmu, zostają powoli wydalane z niego w postaci par skomplikowanych związków organicznych, wskutek tego osoba zatruta wydziela miesiącami obrzydliwą woń, szczególnie z oddechem.

## FOSFOR MA NIEMIŁY POCZĄTEK.

Tak, jak do tej samej grupy co tlen należą na pozór mało do niego podobne siarkowce, tak i z azotem są spokrewnione inne pierwiastki o własnościach bardzo odmiennych, przynajmniej pod względem fizycznym. Są to: fosfor, arsen, antymon, oraz niewątpliwy metal bizmut.

Najważniejszy, to najlżejszy z nich fosfor, w przyrodzie bardzo rozpowszechniony i nieodzowny do życia tak roślinnego, jak zwierzęcego. W stanie wolnym nie występuje, gdyż zbyt chciwie łączy się z tlenem. Tym więc dziwniejsze, że został on odkryty stosunkowo bardzo dawno, chociaż wyosobnienie jego jest i dotąd technicznie wcale trudnym procesem. Odkrycie jego przez Niemca Branda w roku 1669 ma pod pewnym względem epokowe w chemii znaczenie. Brand jest bowiem pierwszym w historii chemii człowiekiem, który odkrył pierwiastek. Oczywiście, złoto, żelazo, siarka też raz przez kogoś musiały zostać odkryte, ale fakty te giną w pomroce dziejów i nazwiska odkrywców nie będą już nigdy znane. Tymczasem historia odkrywania fosforu (przez kilku badaczy) jest bardzo interesująca i charakterystyczna dla epoki, mimo całej swej nieapetyczności.

Brand był za młodu żołnierzem, a potem został lekarzem, a raczej znachorem, gdyż brakło mu studiów, których nie mógł odbywać z powodu zupełnej niezajomości łaciny. W owym czasie medycyna była prawie nierozłącznie związana z alchemią. Brand rzucił się na badanie tajników alchemii, czyli na poszukiwanie „wielkiego magisterium“, t. zn. „kamienia filozoficznego“, który miał mieć tę własność, iż za jego pomocą można metale nieszlachetne przemieniać

w złoto. Gdzież tej czarodziejskiej substancji alchemicy nie poszukiwali! Z czego nie próbowali jej wytworzyć? Brand wpadł na myśl poszukania jej... w moczu ludzkim: odparowywał go, suszył, prażył, destylował — aż wreszcie wydobył z niego coś, co wprawdzie nie zmieniało ołowiu w złoto, ale mimo to przyniosło mu sporo złota: substancję dziwną, miękką prawie jak wosk, która się bardzo łatwo zapalała, nawet sama od siebie — co więcej, nie paląc się, świeciła w ciemności.

Ciała samoświejące znano już wprawdzie i otrzymywano przedtem, np. przez wypalanie pewnego minerału, znajdującego w okolicy Bolonii z węglem, ale takie „świejące kamienie bolońskie“ musiały być najpierw silnie naświetlone i niejako oddawały zamagazynowane światło... tutaj było coś innego: ta substancja świeciła sama przez się. Takie ciała samoświejące nazywano „fosforami“, tzn. z greckiego światłonośnymi. Nazwę tę zastosowano i do nowej substancji, zjawisko zaś nazwano fosforescencją.

Mimo, że Brand zachował sposób postępowania w tajemnicy, to jednak sława nowego „fosforu“ rozeszła się szeroko po Niemczech. Odkrywca nie mógł nastarczyć zapotrzebowaniu, tylu było chętnych nabywców nowego cudownego preparatu. Dowiedział się o nim wybitny wówczas chemik Kunckel, aptekarz, fabrykant szkła i analityk. Bawiąc w Hamburgu, gdzie mieszkał Brand, miał możliwość zobaczyć fosfor. Rozentuzjasmowany widokiem napisał zaraz o tym do swego przyjaciela Krafta w Dreźnie. Ten natychmiast udał się do Hamburga i w tajemnicy przed Kunckelem odkupił od Branda sekret wytwarzania fosforu za sumę 200 talarów. Zdradzony przez przyjaciela Kunckel nie mógł już nic od Branda wydobyć, dowiedział się tylko tyle, że za surowiec służy mocz. Zabrał się więc zaraz do pracy i na własną rękę wynalazł sposób postępowania, polegający na tym, iż mocz wyparowuje się prawie do suchości, odstawia na kilka miesięcy do piwnicy, aż przegnije zupełnie, suchą pozostałość miesza się z podwójną ilością piasku i poddaje destylacji tak, by pary wywiązujące się kondensowały się pod

wodą, gdzie się zbiera owa biała woskowata substancja. Rzecz interesująca, że ten sposób postępowania pod względem chemicznym nie różni się od dzisiejszego, pomimo upływu półtrzecia wieku.

I Kunckel zachował swój przepis w tajemnicy, gdyż uważał fosfor za substancję zbyt niebezpieczną, by można było dopuścić do eksperymentowania z nim szeroką publiczność. Jednak powierzał sekret osobom zaufanym, swoją drogą wtedy, gdy mógł na tym skorzystać. Tak więc oddał go np. niejakiemu Humbergowi w zamian za sensacyjną nowość, wynalazek uczonego burmistrza Magdeburga Ottona v. Guericke (wskazanego wynalazkiem pompy pneumatycznej i „półkul magdeburških“). Nowością tą był domek, z którego wychodziła mała figurka na pogodę, a wracała do domu na deszcz, zatem dotąd jeszcze popularny hygroskop, czyli wilgociomierz. Kunckel dożył następnie wysokich zaszczytów i godności, otrzymał nawet w Szwecji tytuł barona.

Niezależnie może od Branda i Kunckela wynalazł sposób otrzymywania fosforu na podobnej drodze wielki chemik i fizyk angielski Robert Boyle w tym samym mniej więcej czasie. Na wielką skalę wyrabiał go jego asystent Hanckwitz i dotychczas zachowały się jego ogłoszenia, w których oferuje fosfor hurtownie po 50 szylingów, w sprzedaży drobnej po 3 funty (około 80 zł.) za uncję czyli 28 gramów. Dziś tak ilość fosforu czystego kosztuje około 26 groszy.

Dość jeszcze długo wytwórcy fosforu zachowywali przepis w tajemnicy tylko dla siebie i najbliższych. Dopiero w roku 1737 jeden z wtajemniczonych sprzedał tę metodę Akademii Nauk w Paryżu, która ogłosiła ją w swych rocznikach, udostępniając ją całemu światu. Ale wytwarzanie fosforu było mozolne i niezbyt zachęcające, choćby ze względu na substancję wyjściową. Dopiero w roku 1774 szwedzki chemik Gahn wykazał, że fosfor jest ważnym składnikiem kości, a opierając się na tym Scheele w roku następnym otrzymał go z kości metodą już całkiem nowożytną. Odtąd fabrykacja fosforu stała się łatwiejsza i tańsza.

## ROLNIK ŁAKNIE FOSFORU.

Jak z tego widać, fosfor ma wielkie znaczenie dla organizmu, skoro go można wyosobnić z różnych jego części. Rzeczywiście jest on nieodzownym składnikiem komórek, występuje więc we wszystkich tkankach, wszystkich sokach organicznych, w kivi, w kazeinie (serniku) mleka itd. Mineralna część kości to prawie wyłącznie fosforan wapniowy. Mineral ten występuje w przyrodzie pod nazwą fosforytu. Jeżeli zawiera jeszcze chlorek lub fluorek wapniowy, zowie się apatytem. Oba te minerały występują w małych ilościach w glebie i są konieczne do życia roślin, które z nich czerpią fosfor, potrzebny do budowy komórek i tkanek. Jednakże w ten sposób uboży się gleba, szczególnie przy intensywnej gospodarce rolnej, stąd konieczność dostarczania jej fosforanu wapniowego, jako sztucznego nawozu. Właśnie wymienione minerały służą do tego jako materiał. Działaniem kwasu siarkowego przeprowadza się fosforyty i apatyty w sole, łatwiej w wodzie rozpuszczalne, i taki preparat nosi popularną nazwę superfosfatu. Stąd ogromne znaczenie bogatych złóż owych minerałów znajdujących się na Florydzie i w Afryce północnej (Alger, Tunis). U nas w kraju znajdują się niezbyt bogate złoża fosforytów w Niezviskach nad Dniestrem i w Rachowie w Lubelskim, które by nie wystarczyły na racjonalne nawożenie naszej gleby; w każdym razie są one ważne dla bogactwa krajowego. Małe ilości fosforu występują niekiedy w rudach żelaznych (np. lotaryńskich, północno-szwedzkich) i przy ich przeróbce metodą Thomasa przechodzą do żużla; taki żużel zmielony jest bardzo dobrym nawozem fosforowym, noszącym nazwę tomasyny. Ponieważ kości zawierają przeważnie fosforan wapniowy, przeto używa się i mąki kostnej jako nawozu. A że kości jako takie nie służą bezpośrednio jako pokarm, a pożute przez zwierzęta mięsożerne są wydzielane z organizmu wraz z odchodami, przeto i te odchody stanowią bardzo cenny nawóz, pochodzący niekiedy z czasów niezmiernie odległych: w niektórych okolicach znajdują się duże

złoża takich odchodów, wydzielanych przed wielu milionami lat przez olbrzymie jaszczury; skamieniałe te odchody zwą się koprolitami (z greckiego: kamienie z odchodów); przerabia się je również na nawóz. A i dzisiaj ma wielkie znaczenie guano, składane pracowicie przez nieprzeliczone ptactwo morskie, szczególnie na wysepkach wzdłuż wybrzeża Peru. Jest to może najlepszy z nawozów fosforowych, tym bardziej, że zawiera dużo związków azotowych. Ilość jego jest jednak ograniczona, a roczna produkcja wynosi tylko około 100.000 ton, co wobec rocznej produkcji ogólnej fosforanów, wynoszącej 10 miliardów ton, jest tylko niewielkim ułamkiem.

Z tego zestawienia, w którym podaliśmy tylko ważniejsze nawozy fosforowe, widać jednak, że gdziekolwiek w przyrodzie występuje fosfor, człowiek stara się go zastosować do celów rolniczych.

Fosfor otrzymuje się dzisiaj w sposób analogiczny do tego jak za czasów Kunckela, jednak wychodząc z kości palonych, lub fosforanu wapniowego. Wymaga to wprawdzie wyższej temperatury, lecz nie jest to obecnie trudne, jeżeli się ma do dyspozycji piece elektryczne.

W stanie wolnym fosfor przedstawia zjawisko alotropii, występując w kilku odmianach, których wzajemny stosunek nie jest jeszcze dokładnie wyjaśniony. W każdym razie znamy przynajmniej dwie jego odmiany, jedną zwykłą, właśnie ową odkrytą przez Branda, a drugą poznaną dopiero w połowie zeszłego wieku, zwaną fosforem czerwonym.

Fosfor zwyczajny zwany też białym lub żółtym, jest chemicznie bardzo czynny. Dlatego nie może występować w stanie rodzimym. Na powietrzu utlenia się powoli już w zwyczajnej temperaturze, świecąc przy tym słabym światłem, widzialnym w ciemności; stąd jego nazwa. To utlenianie się jest jednak na tyle silne, że fosfor się przy tym ogrzewa, przez co reakcja staje się coraz energiczniejsza, a to prowadzi do dalszego podwyższenia temperatury, więc w końcu zapala się sam jasnym płomieniem, trudnym do ugaszenia, bo nawet po zalaniu wodą kropelki jego pływają po niej,

plonąć. Jego temperatura zapalności jest bardzo niska, gdyż leży około  $50^{\circ}$ , niewiele nad punktem topliwości, dlatego trzeba nim manipulować bardzo ostrożnie: przechowuje się go w słojach napełnionych wodą, a wszelkie krajanie, odłamywanie itd. wykonywa się również pod wodą. Jest to tym ważniejsze, że fosfor ten jest bardzo silną trucizną: dziesiąta część grama wystarcza do zabicia człowieka, a rany z poparzenia nim są bardzo niebezpieczne, tak z powodu jego trujących własności, jak i dlatego, że się trudno goją. W wodzie nierozpuszczalny, rozpuszcza się bardzo łatwo w dwusiarczku węgla, znanym nam już jako rozczynnik siarki i jodu. Jeżeli w takim roztworze zanurzymy kawałek bibuły i pozwolimy dwusiarczкови węgla, bardzo lotnemu, wyparować, to pozostały na bibule fosfor, bardzo rozdrobniony, zapala się zaraz jasnym płomieniem, dymiącym wskutek wytworzenia trudno lotnego pięciotlenku fosforu. I z innymi pierwiastkami łączy się fosfor bardzo łatwo, np. zapala się natychmiast przy zetknięciu się z chlorem, łącząc się z nim na trój- lub pięciochlorek.

Fosfor biały, nawet przechowywany pod wodą, jeżeli jest wystawiony na zwykłe światło dzienne, zmienia się stopniowo: z początku żółknie, potem czerwienieje, przechodząc w drugą odmianę, fosfor czerwony. Jeszcze skuteczniej i szybciej działa podwyższona temperatura: ogrzany do około  $300^{\circ}$  zmienia się szybko w całej prawie swej masie w tę drugą odmianę, która zatem jest trwalsza niż odmiana biała. Szczególnie szybko, i to nawet w niższej temperaturze, zachodzi ta przemiana wobec katalizatorów, np. małej ilości jodu. Masę otrzymaną łatwo oczyścić od niezmiennego fosforu białego, przez wyługowanie dwusiarczkiem węgla, w którym fosfor czerwony jest nierozpuszczalny. Ta odmiana ma zupełnie inne własności. Poza barwą, która zależy od sposobu otrzymywania, może ulegać wahaniom od pomarańczowej, poprzez czerwoną, fioletową, aż do czarnej, trzeba zauważyć, że wskutek zmniejszonej aktywności chemicznej i nierozpuszczalności, jest nietrujący i trudno zapalny, zapala się bowiem dopiero w temperaturze około  $400^{\circ}$ .



Ogrzany nie topi się pod zwykłym ciśnieniem, lecz sublimuje wprost ze stanu stałego do stanu pary.

## OGIEŃ Z NIEBA — W PUDEŁECZKU.

To niebezpieczeństwo, jakie przedstawia fosfor dzięki swej wielkiej zapalności, jest zarazem powodem jego wielkiego znaczenia w historii kultury i dla życia codziennego. Od czasu bowiem, gdy z jednej strony nauczono się fosfor wyrabiać tanio i masowo, a z drugiej zapobiegać przynajmniej w części jego niebezpiecznym własnościom, niecenie ognia, tego żywiołu, który pierwszy podniósł ludzkość ze stanu prymitywnego barbarzyństwa, stało się rzeczą bardzo łatwą. A jednak jeszcze niewiele nad sto lat temu było to połączone z wielkimi trudnościami i gdy kto potrzebował ognia, bo mu wygasł w piecu, nie podsycany należyście, niejednokrotnie wolał się zapożyczyć od sąsiada, niż sam niecić ogień.

Człowiek pierwotny niewątpliwie był skazany na zdobywanie ognia naturalnego. Szczęśliwy był ten, kto mieszkał w okolicy wulkanicznej... ale takich miejsc nie ma wiele na ziemi, więc chyba piorun mu czasem służył jako zapalniczka. Przecież ogień, wedle podań greckich o Prometeuszu, był przyniesiony z nieba, a ogień z nieba spadający — to piorun.

Zarówno dla tego boskiego pochodzenia, jak i trudności otrzymywania, był ogień od najdawniejszych czasów przedmiotem kultu. Jego resztki można wyśledzić dotychczas we wszystkich religiach. Najbardziej charakterystyczna pod tym względem jest religia Parsów, których niewielka grupa kilkudziesięciotysięczna mieszka w Azji (przeważnie w Indiach). Ogień, wedle tej starożytnej perskiej religii Zoroastra, jest sam dla siebie przedmiotem kultu. Rzymianie czcili święty i wieczny ogień, starannie od roku do roku podtrzymywany przez czyste kapłanki-dziewice zwane westalkami. Wedle znanego, choć wątpliwego, podania, taki wieczny ogień mieli i Litwini, wślawiony poezją Mickiewicza, — znicz.

Bądź co bądź, ludzkość wcześniej nauczyła się nie polegać na rzadkim i przypadkowym ogniu z nieba i posiadała sztukę wytwarzania ognia sztucznego, najpierw zapewne przez silne i długie tarcie dwóch kawałków drzewa o siebie. Proceder ten, do którego nie potrzeba specjalnych urządzeń — wymaga jednak długiego czasu i jest męczący. Każdy może się łatwo przekonać, że posuwając szybko ze znacznym naciskiem kawałkiem patyka wzdłuż słojów deski tam i z powrotem, można doprowadzić nawet do zwęglenia drzewa w tym miejscu. Ale wątpliwe, czyby kto z nas potrafił doprowadzić drzewo w ten sposób do zatlenia się.

Już łatwiej skorzystać z tego faktu, że niektóre kamienie przy uderzeniu o siebie dają iskry. Przede wszystkim odznacza się tym pospolity krzemień, którego nazwa jest ściśle związana z takim „krzesaniem“ ognia. Powstające iskry chwytało w porowatą substancję roślinną, łatwo tlejącą, więc np. suchy rdzeń drzewa, próchno, suche i sproszkowane liście. Z czasem przekonano się, że najlepiej nadaje się do tego celu pewien rodzaj grzyba drzewnego, rosnącego najczęściej na pniach buka. Tkanka tego grzyba po wyschnięciu łatwo się zajmuje od padających przy krzesaniu iskier. Używano jej do niecenia ognia przez długie wieki pod nazwą „hubki“.

W średnich wiekach zastąpiono jednak jeden z krzemieni uderzających przez kawałek stali. Takiego ulepszanego krzesiwa używano do początku wieku XIX-go, oczywiście z dalszymi, choć zasadniczo nieistotnymi ulepszeniami, np. przez zastąpienie krzemienia pirytem, który jako siarczek żelaza dawał iskry gorące nie tylko od uderzenia, ale i od palenia się siarki i żelaza. Wszystkie takie krzesiwka można było łatwo przy sobie nosić, co stanowiło wielkie udogodnienie, co więcej, zastosowano je od dawna do zapalania naboju w t. zw. strzelbach skałkowych, używanych przez setki lat, zwanych u nas też flintami. Nazwa to angielska, „flint“ znaczy po angielsku „krzemień“. Flinty to więc dosłownie krzemieniówki, lub skałkówki. Zresztą i „fuzja“ znaczy nie co innego.



Wytwarzanie pudełek w fabryce zapalek.



Od pierwszych jednak lat XIX wieku poczęto gorączkowo poszukiwać czegoś nowego na polu niecenia ognia. Nadzieje w tym kierunku można było czerpać z coraz szybszego rozwoju nauk chemicznych i fizycznych od połowy wieku XVIII-go. I rzeczywiście mnożą się w tym czasie nowe rodzaje „krzesiw“ jak grzyby po deszczu. Powstaje więc krzesiwko pneumatyczne, polegające na tym, że powietrze, ściśnięte nagle przez wsunięcie tłoka do rurki, rozgrzewa się bardzo mocno, zapalając hubkę, przytwierdzoną do tłoka. Powstaje krzesiwko chemiczne, w którym strumień wodoru, skierowany na gąbkę platynową, rozgrzewa ją do czerwoności i sam się od niej zapala. Rozdrobniona platyna działa tu katalitycznie, cośmy już przedtem parę razy widzieli. W ogóle platyna jest bardzo skutecznym katalizatorem przy różnych reakcjach gazowych. Takie krzesiwka chemiczne różnego rodzaju ukazują się co pewien czas z powrotem jako nowość, jako zapalniczki kieszonkowe, w których zapala się para alkoholu metylowego, lub jako zapalniczki do gazu. Można by też wymienić krzesiwo elektryczne Bischofa, w którym drucik platynowy za pociśnięciem guziczka rozżarzał się od prądu elektrycznego i zapalał spirytus, lub benzynę. Wszystkie te aparaty, choć od czasu do czasu z powrotem pojawiały się w handlu w zmienionych postaciach, nie przyjęły się na dłużej. Wyjątek stanowi tylko bardzo pierwotne w gruncie rzeczy krzesiwo iskrowe, w zasadzie nie różniące się od krzemieni, uderzanych jeden o drugi przez człowieka pierwotnego, tylko materiał iskrotwórczy jest tu udoskonalony, tak jak to widzimy w dzisiejszych zapalniczkach. Kółko stalowe o ostrych ząbkach na obwodzie pociera o „kamyk“ wytwarzając obfite i silne iskry, od których zapala się knot lampki benzynowej. Kamyk ten, to stop żelaza z cerem, metalem, o którym była mowa przy lampach gazowo-żarowych Auerowskich. A że monazyt, z którego wyrabia się tlenek toru, potrzebny do siatek Auerowskich, zawiera 10-krotnie większą ilość tlenku ceru, którego jest więc za wiele, przez co stanowi zbyt cenny produkt uboczny, więc fabrykacja zapalniczek jest najściślej

związana z techniką oświetlenia gazowego. Tylko dzięki temu mogła się ta fabrykacja tak rozwinąć i użycie ich tak spopularyzować. Wynalazcą tych zapalniczek jest zresztą również Auer.

Jakiż był powód, że wzmiankowane wyżej sposoby niecenia ognia nie mogły się powszechnie przyjąć i utrzymać? Oto ten, że z początkiem wieku XIX-go, w roku 1805, pojawiły się zapalniczki wynalazku Chancela, najpierw nieudolne i niewygodne w użyciu, ale wciąż doskonałe tak, że już w 30 lat potem — prawie osiągnęły dzisiejszą postać.

Komu się je zawdzięcza, trudno stanowczo rozstrzygnąć. Jak w starożytności siedem miast greckich walczyło z sobą o godność miejsca urodzenia Homera, jak dzisiaj Niemcy z Holendrami spierają się o pierwszeństwo wynalazku druku, tak i o wynalazek zapalek walczą różne narody. Niemcy domagają się tej chwały dla Kammerera, Anglicy dla Walkera i Coopera, Węgrzy dla Irinyiego. Rzecz leży w tym, że ogólna idea tkwiła już w wynalazku Chancela. Następni dodawali ze swej strony pewne zmiany i ulepszenia, z których wyszła dzisiejsza zapalniczka; komu jednak przypada największa zasługa — nie da się powiedzieć.

Chancel oparł się na reakcji, znanej już od lat kilkunastu (1789), że chloran potasu, odkryty w r. 1786 przez Bertholleta i stąd zwany popularnie solą Bertholleta, polany kwasem siarkowym wydziela z siebie tlenki chloru tak silnie utleniające, że różne ciała palne, jak cukier i inne, od nich się zapalają. Wystarczy zmieszać w proszku chloran potasowy z cukrem i kapnąć na to kropelkę zgęszczonego kwasu siarkowego, aby mieszanina buchnęła silnym płomieniem. Chancel robił więc pastę z chloranu potasowego, siarki i roztworu gumy, i łebkiem z tej pasty zaopatrywał drewnienko. Jeżeli się tym łebkiem dotknęło np. azbestu napojonego kwasem siarkowym, to łebek zapalał się natychmiast, a od niego drewnienko.

Zapalniczki takie stanowiły wielki postęp w porównaniu z tym, co przedtem było i dlatego poczęto ich chętnie używać. Ale nie zadawały one konsumentów w zupełności,

przede wszystkim z tego powodu, że zmuszały do manipulowania cieczą niebezpieczną, jaką jest kwas siarkowy zgęszczony. Noszony w kieszonkowej zapalnicze we flaszeczce, łatwo mógł się wylać i dotkliwie poparzyć właściciela, nie mówiąc o spalonym ubraniu. Dlatego więc już w tym samym roku 1805 pojawiają się (najpierw we Francji) próby zastosowania fosforu białego do tego celu. Nie doprowadziły one jednak do pomyślnego rezultatu i dopiero około r. 1832 zjawiają się pierwsze praktyczne zapalki fosforowe. Ich wynalazek, jak widzimy, wisiał niejako w powietrzu, a kto mu nadał ostateczną formę, trudno powiedzieć.

Były więc one tylko ulepszoną modyfikacją zapalek Chancela, polegającą na tym, że główka zawierała prócz chloranu potasowego i gumy, jeszcze nieco fosforu białego, który, jak wiemy, zapala się za lekkim ogrzaniem. Wystarczy potrzeć fosfor o szorstką powierzchnię, aby wybuchł płomieniem. Oczywiście, rozrobiony z solą Bertholleta i gumą, jest już nieco ochroniony przed zbyt łatwym zapaleniem się; jednakże samo zapalenie nie przedstawia żadnych trudności, bo wystarcza potarcie łebka o szorstką powierzchnię. To było wielką zaletą tej nowej zapalki. Ale od tego małego płomienia drewnienko niezupełnie łatwo się zapalało. Aby to umożliwić, zanurzano koniec drewnienka przed zaopatrzeniem go w łebek w stopionej siarce, która się już łatwo zapalała. Stąd popularna nazwa takich zapalek, znana jeszcze pokoleniu przedwojennemu, „siarniki“. Siarka płonąca wydziela jednak niemiły zapach, dlatego znów zmieniono sposób fabrykacji, wytwarzając t. zw. „zapalki salonowe“. W tym celu zanurzano drewnienko, zamiast do siarki, do stopionej parafiny lub żywicy, które to substancje również łatwo się zapalają, a nie wydzielają przykrej woni.

Ale nie koniec przemian. Mieszanina fosforu z chlorkiem potasu zapala się łatwo, ale spala się za gwałtownie, prawie wybuchowo. Zastąpiono więc potem ową sól innymi związkami, też oddającymi tlen ale nie wybuchającymi z fosforem, np. minią lub braunsztynem. Powoli więc, ale stale zmieniała się ta zapalka fosforowa, aż pod koniec wie-

ku XIX-go doszła do szczytu rozwoju, z którego ją bezli-  
tośnie i szybko strącono. Dziś należy tylko do wspomnień  
starszej generacji, lub może jeszcze gdzieś na Wschodzie jest  
używana. Prawie wszystkie cywilizowane państwa zakazały  
ustawowo jej wyrobu i używania.

Czemuż to po tylu dziesiątkach lat tak wielkich zasług  
spotkał zapalną fosforową wyrok zagłady? Stało się to dla-  
tego, iż obok dodatnich stron, miała ona i bardzo ujemne,  
a dalszy rozwój technologii uczynił ją zbędną. Przede wszyst-  
kim zapalała się ona zbyt łatwo, przez co była niebezpieczna.  
Wystarczyło nieraz wysypanie się pudełka zapalek w kie-  
szeni, aby przy ruchu ubrania lub otarciu się o ścianę, po-  
wstał ogień. Dzieci często bawiły się nimi, zapalając je  
o ścianę i rzucając następnie na ziemię w kąt pokoju czy  
izby i pożar gotowy. Wystarczyło zresztą, by na otwarte pu-  
dełko zapalek świeciło dłużej słońce np. w pobliżu otwar-  
tego w lecie okna: i z tego powodu były częste pożary.

Najważniejszą jednak wadą tej dawnej zapalicy były  
trujące własności białego fosforu. Pudełeczko „siarników“,  
najtańszych zapalek, kosztujące około grosza (czy przedwo-  
jennego halerja) dawało każdemu do ręki taki zapas tru-  
cizny, że można było wytruć nią nawet kilka osób. Co praw-  
da niemiły zapach fosforu ostrzegał na ogół człowieka  
ostrożnego, że w potrawie znajduje się trucizna, ale nie  
każdy zwracał na to uwagę, zwłaszcza wtedy, gdy sama potra-  
wa miała silny zapach, np. jeśli zaprawiono ją czosnkiem,  
który nawet przypomina wonią fosfor. Ten zapach ostrze-  
gawczy nie miał oczywiście znaczenia tam, gdzie używano  
zeskrobanych główek zapalek do celów samobójczych. Wy-  
padki samobójstw przez wypicie moczonych główek zapalek  
były przed wojną bardzo częste.

Działanie trujące zapalek fosforowych nie tylko do tego  
się ograniczało. Najniebezpieczniejsze były zatrucia nim  
w toku fabrykacji. Fosfor bowiem jest trujący nie tylko  
gdy się go wprowadzi do przewodu pokarmowego. Oddy-  
chanie powietrzem, w którym znajdują się nawet drobne  
ilości jego pary — a takie właśnie było powietrze owych fa-



bryk zapalek — prowadzi do chronicznego zatrucia, które się objawia przede wszystkim zmianami w kościach, szczególnie w szczękach, i powoduje obumieranie, t. zw. nekrozę fosforową. Nawet wentylowanie niewiele pomagało... żaden też robotnik we fabrykach zapalek nie osiągał późnego wieku. Wszyscy ciężko chorowali i stosunkowo wcześniej umierali.

Dlatego więc owe zapalki zostały wyparte przez t. zw. zapalki szwedzkie, które długo „cieszyły się“ nieufnością ze strony ludności. Ostatecznie zmuszono ją do ich używania i to w jej własnym interesie. Początek tych nowych zapalek również nie jest zupełnie wyjaśniony. Niemcy przypisują ten wynalazek swemu rodakowi Böttgerowi w roku 1848, ale pierwsza fabryka tych zapalek na większą skalę została założona przez Lundströma w Szwecji w mieście Jönköping i z niej rozeszły się one po całym świecie pod nazwą właśnie szwedzkich. I dotąd wiedzie Szwecja prym w ich wyrobie, już to eksportując je do różnych krajów, już też, jak u nas, kontrolując finansowo monopol państwowy ich wytwarzania. Kontrola ta została narzucona Polsce oraz kilkudziesięciu innym krajom przez bardzo zdolnego i sprytnego finansistę szwedzkiego Ivara Kreugera, „króla zapalek“, jednego z największych — jak sądzono — bogaczy świata. Atoli wskutek zbyt śmiałych spekulacyj, Kreuger zbankrutował i odebrał sobie życie. Była to jedna z najgłośniejszych afer powojennych.

Zapalki szwedzkie są w gruncie rzeczy takie same, jak pierwotne zapalki Chancela. Różnica leży w sposobie zapalania. Podczas gdy tamte zapalały się od zetknięcia się z kwasem siarkowym, szwedzkie zapalają się przez potarcie o specjalnie przyrządzoną powierzchnię, zawierającą fosfor, ale już nie biały, trujący, lecz czerwony, nieszkodliwy. Przy potarciu o taką powierzchnię, znajdującą się z boku pudełeczka, drobne ilości fosforu czerwonego odrywają się od niej, wskutek rozgrzania zapalają się na łebku, udzielając mu płomienia. Od łebka zapala się drewnenko. Zapewne jest w tym pewna niedogodność, ta mianowicie, że zapalka

sama nie może posłużyć do niecenia płomienia, lecz wymaga obecności specjalnie spreparowanej powierzchni, podczas gdy dawna zapalka zapalała się o byle mur, kamień, podszewę, czy spodnie (ulubiony w niektórych sferach sposób zapalania). Ale ta mała niedogodność jest w gruncie rzeczy wielką zaletą, zwiększa bowiem bezpieczeństwo ogniowe. A jeżeli dodamy do tego, że usunięto w ten sposób silną i bardzo niebezpieczną truciznę z rąk niepowołanych a też i z fa-



Oto jak prymitywnie zapalano dawniej „siarniki”.

bryk zapalek, które były równocześnie fabrykami śmierci, zrozumiemy, dlaczego było celowe ustawowe wyrugowanie dawnych zapalek z białym fosforem.

## CHEMICY NIE CHCĄ WIERZYĆ W BŁĘDNE OGNIKI.

Fosfor, mimo wielkich różnic, jakie zachodzą między nim a azotem, jest podobny do niego w wielu charakterystycznych związkach. Tak więc z wodorem tworzy fosforo-

wodór, o wzorze zupełnie podobnym do amoniaku i o dość analogicznych własnościach. Otrzymać go można działając wodą na niektóre związki fosforu, najłatwiej na jego połączenie z wapniem, tak zwany fosforek wapniowy. Nie jest on wtedy czysty, ale zawiera domieszki innych więcej skomplikowanych fosforowodorów, które mu nadają charakterystyczną własność samozapalności; każda bańka gazu wydobywająca się z cieczy, zetknąwszy się z powietrzem zapala



W błędne ogniki jak w duchy wielu wierzy, ale mało kto je widział.

się natychmiast jasnym płomieniem, którego biały dym tworzy śliczne kółka, jakich by się nie powstydzil rekordzista kólek tytoniowych. Przypuszczano dawniej, że temu gazowi należy przypisać tworzenie się „błędnych ogników“, obserwowane czasem na terenach bagnistych. Ale zjawisko to, tak często wspomniane w literaturze a zwłaszcza w baśniach ludowych, nie zostało nigdy przez kogoś kompetentnego dokładnie zaobserwowane. Niektórzy badacze przeczą w ogóle istnieniu tych ogników. W każdym razie z fosforowodorem, jak się zdaje, nie mają one nic wspólnego.

Tym ważniejsze są związki tlenowe fosforu, a szczególnie kwas fosforowy. Przez spalenie fosforu otrzymuje się jego pięciotlenek, substancję proszkowatą, nader lekką, białą jak śnieg, która należy do związków najciężiej przyciągających wodę, dlatego używa się jej do suszenia — szczególnie gazów. Jeżeli strumień gazu, jak zwykle zawierającego nieco pary wodnej, przepuszcza się przez rurkę poziomą, zawierającej w dolnej części warstwę pięciotlenku fosforu, to gaz zostaje zupełnie odwodniony, tracąc nawet takie ślady wilgoci, jakie pozostawiają w nim tak silnie odciągające wodę środki, jak chlorek wapniowy lub kwas siarkowy zgęszczony.

Ta własność pięciotlenku fosforu polega na tym, że jest on bezwodnikiem kwasu fosforowego, pochłaniając więc wodę, łączy się z nią chciwie na kwas fosforowy. Tę chciwość można obserwować, gdy wrzucimy bezwodnik fosforowy do wody. Wówczas daje się słyszeć syk, podobny do tego, jaki powstaje, gdy rozpalone żelazo zanurzymy w wodzie. W obu razach jest to spowodowane silnym rozgrzaniem się wody i jej nagłym przejściem w stan pary.

Kwas fosforowy można otrzymać w różny sposób: najprościej z fosforanów, występujących w przyrodzie, więc z fosforytów lub kości palonych, jeżeli ogrzewamy je z kwasem siarkowym. Tworzy się wówczas trudno rozpuszczalny siarczan wapniowy (gips), a kwas fosforowy zostaje uwolniony. Mimo prostoty tej reakcji, przeprowadzenie jej jest dość trudne, a produkt otrzymany nie da się łatwo uwolnić od zanieczyszczeń. W ostatnich czasach wytwarza się go na wielką skalę, przepuszczając w temperaturze 600° parę fosforu i parę wodną nad katalizatorem, który jest stopem niklu z miedzią. W tych warunkach fosfor odbiera wodzie tlen, przechodząc na bezwodnik fosforowy, i wydziela wodór. Bezwodnik łączy się z parą wodną na kwas fosforowy, który się chlwyta w odbieralniku do wody.

Roztwór kwasu fosforowego można zagęścić przez odparowanie aż do gęstości syropu. Z niego przy silnym oziębieniu wydzielają się kryształy czystego kwasu fosforowego,

topiące się w temperaturze około 40 stopni. Przyciągają one chciwie parę wodną i z powrotem rozplývają się na ową ciecz syropowatą; w takiej właśnie postaci znajduje się przeważnie kwas fosforowy w handlu.

Wspomnieliśmy o tym, że fosfor jest nieodzownym składnikiem organizmów żywych: właśnie jest on im potrzebny w formie kwasu fosforowego, który w przeciwieństwie do fosforu w stanie wolnym lub w połączeniu z wodorem — jest nietrujący. Organizm potrzebuje dużych ilości kwasu fosforowego, a że jego sole wciąż są w organizmie w ruchu, więc są też i z moczem wydalane. Jest to głównie fosforan sodowo-amonowy, zwany dawniej „sal microcosmicum“, gdyż człowiek wedle filozofów XVI wieku był uważany za „microcosmos“ czyli miniaturowy wszechświat. Trzeba więc organizmowi wciąż doprowadzać z pożywieniem związki kwasu fosforowego, na co normalnie wystarcza ich zawartość w pokarmach. Jeżeli to nie jest wystarczające, uciekamy się do sztucznych pożywek czy lekarstw, zawierających kwas fosforowy, jak popularne glicerofosfaty, fosfatyna, fityna i wiele innych.

Prócz kwasu fosforowego, w którym fosfor jest pięciowartościowy, tworzy on jeszcze liczne inne o znacznie mniejszym znaczeniu — więc je pomijamy.

## ANALIZA WYKAZAŁA OBECNOŚĆ ARSZENIKU.

Oto co się nieraz czyta w gazetach, zwykle w związku z jakimś morderstwem. Zatrucia arsenikiem należą do wcale częstych, ale wydoskonalone sposoby chemiczne łatwo pozwalają wykryć obecność tej gwałtownej trucizny w organizmie. Arsenik to związek, którego głównym składnikiem jest arsen, rzadko występujący w stanie rodzimym. Najczęściej towarzyszy siarce w jej połączeniach z metalami i rzadko która ruda metaliczna siarczkowa (piryt, galena, blenda cynkowa) jest od niego wolna. Przy jej przerabianiu więc, przede wszystkim prażeniu, arsen utlenia się na trój-

tlenek, połączenie zwane arsenikiem, który występuje w przyrodzie, choć dość rzadko. Nie trudno jest wydzielić arsen z jego połączeń, gdyż jego siarczki, noszące nazwę aurypigmentu i realgaru, przy prażeniu spalają się, tworząc dwutlenek siarki i arsenik, a ten jako dosyć trudno lotny, kondensuje się na proszek, osiadający w przewodach pieca. Stąd też ogromne ilości arseniku otrzymuje się ubocznie w fabrykach kwasu siarkowego. Jeżeli się zaś ogrzewa arsenik z węglem, to już w dosyć niskiej temperaturze węgiel łączy się z tlenem tego związku i wydziela arsen, który jako lotny odsublimowuje.

Kto pierwszy otrzymał arsen w stanie wolnym, nie jest napewno wiadomo. Może był on już znany w starożytności, gdyż związki jego były używane do celów praktycznych, szczególnie aurypigment, który rozarty służył jako żółta farba. Jego grecka nazwa „arsenikon“ pochodzi ze staroperskiego „az-zarnik“, oznaczającego aurypigment. Przypuszczają też, że był znany średniowiecznym chemikom arabskim, ale zwykle przypisuje się jego izolowanie po raz pierwszy sławnemu dominikanowi św. Albertowi Wielkiemu z XIII wieku, jednemu z największych i najwszechstronniejszych uczonych średniowiecza, który prażył w tym celu aurypigment z mydłem. W średnich wiekach i później za czasów alchemii, arsen i jego związki odgrywały wielką rolę w próbach zamiany metali nieszlachetnych na szlachetne, gdyż tworzy on łatwo z różnymi metalami stopy i związki o pięknej barwie srebrzystej, sądzono więc, że powstaje srebro. Sławne było w początkach XV-go wieku takie oszustwo, którego dopuściła się ni mniej ni więcej, tylko wdowa po cesarzu Zygmuncie Luksemburskim, krewnym i współczesnym królowej Jadwigi, Barbara Cylejska. Ogrzewając miedź z arsenikiem otrzymywała biały metal, który sprzedawała jako srebro.

Arsen wykazuje znowu zjawisko alotropii: istnieje bowiem przynajmniej w dwóch różnych od siebie odmianach. Zwykły arsen ma wygląd metalicznie szary, dobrze przewodzi elektryczność i ciepło, a w stopach z metalami tak się za-

chowuje, jakby był metalem. Pod względem jednak własności chemicznych zbliża się bardzo do fosforu i jest metaloidem.

Jeżeli zaś jego parę oziębimy bardzo szybko i bardzo silnie, np. za pomocą ciekłego powietrza, to zgęszcza się ona na ciało jasno żółte, podobne zewnętrznie do białego fosforu i mające zupełnie podobne własności. Jest on trzy ra-



Gdy się rozpyła proszek arseninu wapniowego nad lasem...

zy lżejszy od arsenu zwyczajnego, w ciemności świeci, rozpuszcza się w dwusiarczku węgla. Ale na światło jest nieporównanie wrażliwszy niż fosfor. W ciemności powoli, w świetle zaś bardzo szybko przechodzi w arsen zwyczajny, podobnie też i w wyższej temperaturze; nie daje się więc przechowywać.

Wszystkie związki arsenu są trujące, najbardziej zaś osławiony w tym względzie jest arszenik, czyli trójtlenek arsenu. Już dziesiąta część grama może zabić człowieka;

w wodzie rozpuszcza się bardzo mało, stąd ma smak słaby, ale bardzo nieprzyjemny, metaliczny, który daje się łatwo zamaskować i pozwalał go używać szczególnie dawniej w celach skrytobójczych jako trucizny. W roztworze wodnym powstaje kwas arsenawy, którego arsenik jest bezwodnikiem.

Dla trujących własności arseniku i jego pochodnych, mają one zastosowanie w tępieniu szkodliwych owadów, niszczących czasami masowo lasy i sady. Takie drzewa nawiedzone gąsienicami tych owadów opyla się solami kwasu arsenawego, zwykle arseninem wapniowym. Dzieje się to czasem na ogromną skalę, gdy się np. rozpyła proszek tego arseninu wapniowego z samolotów unoszących się nad lasem. Jeżeli taki „arszenik“ rozpylony nad sadem nie zostanie następnie przez deszcz splukany, to jest możliwe, że ślady jego nawet pozostaną na owocach i mogą być spożyte przez człowieka. W związku z tymi obawami wyszedł u nas przed laty zakaz sprowadzania owoców z Kalifornii, gdzie zatrucie owadów przy pomocy tego preparatu stosuje się systematycznie.

## TRUCIZNA — POŻYTECZNA!

Ale czy te trujące własności związków arsenu zawsze są tylko szkodliwe dla ludzkiego organizmu? Nie! Wprost przeciwnie, mogą one służyć jako cenny lek. Bo cóż to jest trucizna? Jest to po prostu środek działający silnie, czasem bardzo silnie, na organizm i sprowadzający zmiany w jego normalnym funkcjonowaniu. Taka zmiana w małym stopniu może być nawet korzystna. Zacierą się więc granica między substancją szkodliwą a pożyteczną dla zdrowia. Wszystko zależy od ilości, co wiedzieli już starożytni lekarze, mawiając: „sola dosis facit venenum“ (tylko wielkość dawki stanowi o truciźnie). Sól kuchenna jest konieczna dla organizmu, ale gdyby ktoś zjadł naraz paręset gramów soli, ciężko by zachorował, a może i stracił życie. Tak jest i z arsenikiem. Ułamek grama może już zabić, ale parę miligramów



stanowi cenne lekarstwo. Dlatego więc arszeniku używa się od dawna w lecznictwie, i jest on wprowadzony do urzędowych lekospisów (farmakopei). W małych dawkach działa arszenik pobudzająco, szczególnie w wypadkach ogólnego osłabienia, w chorobach nerwowych i skórnych. Działa korzystnie nie tylko sam arszenik, ale i różne inne preparaty arsenowe, wprowadzane zarówno doustnie, jak i — coraz częściej — w formie zastrzyków. Takie podniecające działanie arszeniku znane jest od dawna. Co więcej, są ludzie, którzy zażywając go stale, przyzwyczajają swój organizm do niego, jakby do narkotyku, zatem nałogowo. Szczególnie jest to rozpowszechnione w Styrii; takie „arszenikowanie“ organizmu ma działać wzmacniająco, nadawać blask oczom i zaokrąglać kształty. Dlatego też nawet dodają tamtejsi ludzie arszenik i do karmy koni i bydła, które przez to nabiera lepszego wyglądu. Tacy „zjadacze arszeniku“ przyzwyczajają się do niego tak, że potrafią znieść ilości kilkakrotnie większe niż dawka normalnie śmiertelna. Jeżeli zaś taki nałogowiec zostanie pozbawiony możliwości zatrucia się, odchorowuje to ciężko. Jest to podobnie, jak z innymi truciznami stale używanymi, alkoholem, morfiną, kokainą, nikotyną.

Ale i trujące własności arsenu oraz innych trucizn potrafił człowiek zaprząć do celów swego lecznictwa. Korzysta się mianowicie z tego, że niektóre najdrobniejsze zwierzątka z pomiędzy pierwotniaków są jeszcze bardziej wrażliwe na preparaty arsenowe, niż człowiek. Pewne gatunki tych pierwotniaków pasożytują w krwi człowieka, wywołując niebezpieczne i ciężkie choroby, jak: malaria, dur (tyfus) powrotny, śpiączka i wiele innych chorób tropikalnych, wyludniających np. w Afryce całe okolice. Przeciwno malarii znany jest od dawna lek bardzo skuteczny, mianowicie chinina. W niezbyt wielkich dawkach chinina jest nieszkodliwa dla organizmu, a natomiast zabójcza dla pierwotniaków, t. zw. plasmodiów. Mówi się, że chinina zwraca swą działalność przeciw pasożytom, a nie przeciw organizmowi, inaczej, że działa „parazytotropicznie“, a nie „organotropicznie“. Ale na inne pierwotniaki chinina nie działa tak energicznie. Do-

piero w owych związkach (organicznych) arsenu znaleziono skuteczny środek, aby i te inne pasożyty chorobotwórcze, trypanosomy, spirylle, spirochety, unieszkodliwić. Oczywiście na różne z tych chorób są różne preparaty. Z nich najgłośniejszy jest salwarsan, związek arsenu, wynaleziony przed 30 laty przez Ehrlicha przeciwko pierwotniakowi, zwanemu *Spirochaete pallida*, a powodującemu obrzydliwą chorobę. Środki te stosuje się w postaci zastrzyków, by mogły działać wprost na krew.

### TAPETY ŚMIERCI.

Zatrucia arsenem bywały dawniej częstsze niż dziś także i z tego powodu, iż niektóre z jego związków, odznaczające się pięknymi barwami, bywały używane jako farby. I tak, wspomniany już aurypigment dostarczał farby żółtej, realgar czerwonej, arsenin miedzi zielonej, a związek arseninu z octanem miedzi dostarcza pięknej zieleni szwajnfurkiej o ogromnie intensywnej barwie. Barwików tych używano do drukowania tapet, lub nawet tkanin. Oczywiście farba wykruszała się z tkanin, i w formie pyłu dostawała się do jamy ustnej. Na tapetach, na podłożu kłajstru, którym tapety były do muru przyklepane, rozwijały się grzybki pleśniowe, które przerabiały arsen na związki lotne, przyprowadzające o długotrwałą chorobę, lub nawet o śmierć, osoby zmuszone do przebywania w takim pokoju. Obecnie jest już ustawowo wzbronione używanie związków arsenu do takich celów. Co najwyżej używa się zieleni szwajnfurkiej jako farby olejnej, gdyż uwięziona szczelnie w zakrzepłym i zaschniętym oleju lnianym, nie może działać na zewnątrz.

Arsen występuje i w wielu innych substancjach jako zanieczyszczenie, chociażby w kwasie siarkowym (z metody komorowej, nie zaś kontaktowej), który przecież służy do tylu celów i zawsze z sobą przynosi arsen. Stąd też chemia sądowa ogromnie często musi śledzić za obecnością arsenu, czy to w tapetach i tkaninach, czy to w pożywieniu, czy na-

wet w treści jelit człowieka zmarłego w podejrzanym okolicznościach. Sposobów analitycznych w tym celu jest wiele. Najczulszy i najważniejszy nosi nazwę próby Marsha.

Polega ona na tej własności arsenu i jego związków, że w zetknięciu z wodorem *in statu nascendi* łączą się z nim na arsenowodór, związek analogiczny do amoniaku, lecz nie okazujący własności zasadotwórczych. Gaz ten bardzo trujący, o woni czosnkowej, nader nieprzyjemnej, rozkłada się bardzo łatwo przy ogrzaniu. Na tej własności polega próba Marsha. Do naczynia, w którym — z absolutnie czystego cynku i równie czystego kwasu siarkowego — wywiązuje się wodór, dodaje się substancję podejrzaną o zawartość arsenu. Jeżeli istotnie tak jest, to powstaje arsenowodór, który uchodzi wraz z wodorem. Jeżeli taki strumień gazu przeprowadzamy przez rurkę szklaną, wyciągniętą w paru miejscach i przez to zwężoną, i ogrzejemy palnikiem gazowym miejsce przed zwężeniem, to arsenowodór rozłoży się, wydzielając arsen, który osadzi się na ścianie rurki w najbliższym chłodniejszym miejscu. Wypada to w miejscu zwężonym, stąd nawet niesłychanie małe ślady arsenu zagęszczają się tam i są widoczne jako wyraźne zwierciadło metaliczne. Tą drogą można wykazać na pewno obecność nawet 1/100 miligrama arsenu.

Z innymi znanymi nam już pierwiastkami łączy się arsen, dając związki mniej ważne. Tak więc z chlorowcami tworzy połączenia dość podobne do fosforowych, równie jak one ulegające rozkładowi pod wpływem wody. Interesujące jest, że przy tym rozkładzie chlorku arsenu wytwarza się arszenik, który się z takiego gorącego roztworu wydziela w stanie krystalicznym, a tworzeniu się każdego kryształu towarzyszy zjawisko świetlne, błysnięcie. Bandrowski (prof. Uniw. Jagiell.), który szczegółowo przed laty 40-tu badał to zjawisko, uzyskiwał przy chłodzeniu takiego roztworu po prostu deszcz iskier wewnątrz cieczy, wspaniale widzialny w ciemności.

## ANTYMON... PIGUŁKA WIECZYSTA.

Lektura „Powieści z 1001 nocy“, słynnego arabskiego zbioru opowiadań, niekiedy fantastycznych, jest ciekawa nie tylko dla tych, którzy szukają może wrażeń w grze wyobraźni, ale i dla tych, którzy pragną zapoznać się z życiem, obyczajami, stanem socjalnym i kulturalnym średniowiecza arabskiego. A chemik, szczególnie interesujący się historią swej gałęzi wiedzy, znajdzie tam niejednokrotnie coś i dla siebie. Między innymi spotykamy się tam wciąż z pewnym środkiem kosmetycznym, używanym do podczerniania oczu. Nazwa jego jest kohl lub kohol, a jest to rozarty na najdelikatniejszy proszek siarczek antymonu; z rodzajnikiem arabskim brzmi to „alkohol“. Znajomość tego preparatu i sama nazwa przeszły potem do nauki krajów zachodnich, gdzie z czasem przeniesiono tę nazwę na oznaczenie najdelikatniej rozartych proszków. Jeszcze dzisiaj w farmacji mówi się o takim bardzo dobrze rozartym proszku jako o „pulvis alcoholisatus“ („proszek alkoholowany“). Wreszcie wielki uczony XVI wieku, Paracelsus, zastosował tę nazwę dla najsubtelniejszego i najczynniejszego składnika wina, dającego się wydzielić przez destylację — i odtąd już ta nazwa, w gruncie rzeczy, jak widzimy, nieodpowiednia, została przy tego rodzaju związkach organicznych.

Ale nie tylko świat arabski używał w tak wydatny sposób wspomnianej szminki. Wspominają o niej prastare księgi Wiedzy (Veda) Hindusów, świadczą o nich wykopaliska w Babilonii i w Egipcie na 3.000 lat przed Chrystusem, a szminka ta nie służyła do celów prostej kosmetyki, lecz miała charakter leczniczo-zapobiegawczy przeciw endemicznym (czyli stale panującym) chorobom oczu, tak rozpowszechnionym w klimacie południowym Egiptu (stąd nazwa egipskiego zapalenia oczu) — i Arabii. Ten siarczek antymonu, występujący w przyrodzie jako czarno-metaliczny minerał, zwany w nauce antymonitem, zwał się w Egipcie „mestem“, „stem“, wreszcie „stimmi“, co u Greków i Rzymian przeszło w „stibi“, „stibium“. Tę nazwę zatrzymała i obecnie chemia,

stąd symbol Sb dla pierwiastka. Skąd powstała nazwa antymonu — nie jest jasne. Niektórzy badacze skłaniają się do przypuszczenia, że jest w związku z greckim „antheon” (kwiat), gdyż wiele minerałów krystalicznych otrzymywało w starożytności nazwę kwiatów. Np. siarczan miedzi (wiotriol) zwie się „chalkantyt”, dosłownie „kwiat miedzi”.

Ale starożytni umieli otrzymywać też i czysty pierwiastek, jak świadczy o tym np. stara chaldejska waza w Luwrze paryskim, z czystego antymonu. Stwierdzają to też i ustępy z pism Dioskoridesa i Pliniusza, którzy to autorowie upominają w przepisach o przyrządzaniu preparatów antymonowych, by je ostrożnie ogrzewać z węglem, aby się nie zamieniły w ołów. Ułatwiali sobie starożytni pracę badawczą: wszystko co było metaliczne, czarniawe i łatwo topne, po prostu nazywali ołowiem. Przecie i cyny nie umieli od ołowiu odróżnić inaczej, jak tylko nazywając pierwszą ołowiem białym, a drugą czarnym. Można jednak powiedzieć, że cała starożytność i wieki średnie nie troszczyły się wiele o sam pierwiastek i jego pochodne, prócz siarczku. Ten jedynie odgrywał wielką rolę, ale przede wszystkim nie ze względów chemicznych, lecz jako szminka oczna.

Znanych jest kilka odmian alotropowych antymonu, z nich najważniejsza ma wybitne cechy metaliczne. Ciało to o połysku srebrzystym, krystaliczne, kruche, podobne jest do arsenu, tylko wytrzymałsze mechanicznie. Przecież dotąd na Dalekim Wschodzie, szczególnie w Chinach, służy antymon do wyrobu rozmaitych przedmiotów, szczególnie dzieł sztuki. Na zachodzie jest on domieszką w stopach, którym nadaje twardość. Cyna, metal miękki i giętki, za dodaniem jednej dziesiątej antymonu staje się twardy i odporny. Jest to tak zwany metal Britannia, zastępujący srebro, z którego wyrabia się przybory stołowe, łyżki, widelce. Ważniejszy jest stop ołowiu z 15% antymonu. Nosi on nazwę ołowiu twardego i z niego wyrabia się pociski do broni ręcznej, kule szrapnelowe, ale też i czcionki drukarskie, które mają zaletę, że łatwo dają się odlewać

a są odporne i nie zniekształcają się pod naciskiem prasy drukarskiej.

Minęły dawno świetne dla antymonu czasy, kiedy to on i jego związki panowały wszechwładnie w medycynie. Uważano je niemal za panaceum, środek na wszystkie choroby. W XVII i XVIII wieku, kiedy to nawiasem powiedziawszy chemia była prawie wyłącznie na usługach medycyny, podręczniki lekarskie pełne były opisów różnych preparatów antymonowych i ich „cnót“, szczególnie z tego powodu, że medycyna wierzyła przede wszystkim w przeczyszczanie



Jeszcze dziwniejsze było użycie pigulek „wieczystych“.

organizmu. A że antymon i jego związki sławiono wówczas jako takie, które „przeczyszczają zarówno dołem jak i górą“ (są też bowiem silnym środkiem wymiotnym) — więc nie żałowano sobie antymonu. Nieraz gdy ktoś łapczywie pije, mówi się: „nie zgryź tylko szklanki“. Otóż w owym czasie, o ile chodzi o antymon, „gryziono szklanki“. Działo się to w ten sposób, że do naczynia sporządzonego z metalicznego antymonu nalewano na 24 godziny kwaśnego wina. A że substancja ta rozpuszcza się nieco w kwasach, więc wypijano wino z cząstką samego naczynia.

Jeszcze dziwniejsze było użycie „pigulek wieczystych“, które jeszcze w zeszłym wieku były cennym lekiem

w apteczkach domowych. Małe te jednogramowe pigułki połknięte przez chorego przeczyszczały go i przechodziły niemal niezmienione przez jego organizm. Gdy spełniły swe zadanie obcierano je, przemywano i chowano do apteczki, aby mogły służyć dla kogoś innego na drugi raz. Dla nas sama myśl o tym może stać się skutecznym środkiem wymiotnym.

Szczególnie wielką popularnością cieszył się związek antymonu z kwasem winowym i z potasem, zwany emetykiem — jako środek wymiotny. Jeszcze sto lat temu a nawet mniej, emetyk i „lapis“ czyli azotan srebra były dla zwykłego człowieka jakby symbolami medycyny. Dziś emetyk jest niemal zupełnie zarzucony, podobnie jak i środki przeczyszczające antymonowe, gdyż mają one różne, niebezpieczne nieraz, uboczne działania, a rozwój chemii przyniósł nam wybór znacznie lepszych środków.

### „NIE POMOŻE BLANSZ I RUŻ — KIEDY PANNA STARA JUŻ“.

Śpiewano tak dawniej, wyśmiewając się bardzo nieślusnie ze starych panien. Cóż to za jeden ten blansz? Jest to związek, w którego skład wchodzi ostatni pierwiastek omawianej obecnie grupy, najbardziej własnościami zbliżony do metalów — bizmut. Ów srebrzysto biały metal występuje w naturze w związku z tlenem lub siarką. Wytopić go nie trudno, bo jego temperatura topliwości jest niska, poniżej  $300^{\circ}$  — i z tem jest związane główne jego zastosowanie. Istnieje ogólne prawo fizyczne, że substancje czyste mają najwyższy punkt topliwości, a jakkolwiek dodatek obniża go. Np. woda czysta krzepnie, a lód z niej otrzymany topi się, w temperaturze  $0^{\circ}$ . Ale roztwory solne krzepną w niższej temperaturze, i to tym niższej, im więcej dodano substancji rozpuszczonej. Tak więc nasycony roztwór soli kuchennej krzepnie dopiero w temperaturze  $-20^{\circ}$ . Stopień obniżenia jest jeszcze prócz tego zależny od natury samej

substancji rozpuszczonej w cieczy. Otóż bizmut posiada tę właściwość obniżania temperatury w stopniu bardzo silnym. Tak więc aliaże jego z metalami topią się w temperaturze bardzo niskiej, szczególnie jeżeli te inne metale są łatwotopne. Używa się więc takich stopów tam, gdzie chodzi o odlewy, które nie mają przypalić materiału formy, np. odlewy klisz drzeworytowych. Do tych celów sporządza się stop z równych części bizmutu, ołowiu i cyny, który ma punkt topliwości zaledwie 130°. Ale możemy łatwo pobić ten rekord, jeżeli do tego stopu dodamy jeszcze, w odpowiedniej ilości, czwartego metalu, kadmu. Stop taki, zwany aliażem Wooda, topi się już w temperaturze 70°! Figlarze, lubujący się w robieniu bliźnim niespodzianek, nieraz częstują swego gościa herbatą: gdy ten włoży do niej łyżeczkę, — o dziwo! łyżeczka znika, przynajmniej jej część zanurzona w gorącym płynie. Oczywiście herbata musi być gorąca, żeby się figiel udał. łyżeczka owa była sporządzona z aliażu Wooda. Ale i do poważnych spraw używa się takiego łatwotopliwego aliażu, np. do różnego rodzaju stopek, bezpieczników elektrycznych, urządzeń alarmowych, sygnalizujących dajmy na to głośnym dzwonieniem podwyższenie temperatury, grożące pożarem.

Bizmut jako metal tworzy sole, ale nie są one bardzo trwałe, dzięki słabo jeszcze metalicznemu charakterowi pierwiastka; dlatego rozpuszczone w wodzie zostają przez nią rozłożone, przy czym wytrąca się osad, odznaczający się czysto białą barwą. Taki osad, otrzymany z roztworu chlorku, a przede wszystkim azotanu bizmutu, był dawniej, już od trzystu lat, używany w kosmetyce jako blansz; dziś już prawie wyszedł z użycia. Natomiast sole bizmutowe kwasów organicznych, przede wszystkim gallusowego, stosuje dotąd medycyna w postaci zasypek, jak np. dermatol, gdyż działają ściągająco i wysuszająco na miejsca zranione; nie można ich jednak używać do ran wielkich i głębokich, gdyż mogą spowodować zatrucie.



## KRZEM PRZYDAWAŁ SIĘ NASZYM PRZODKOM — ALE TERAZ I NAM.

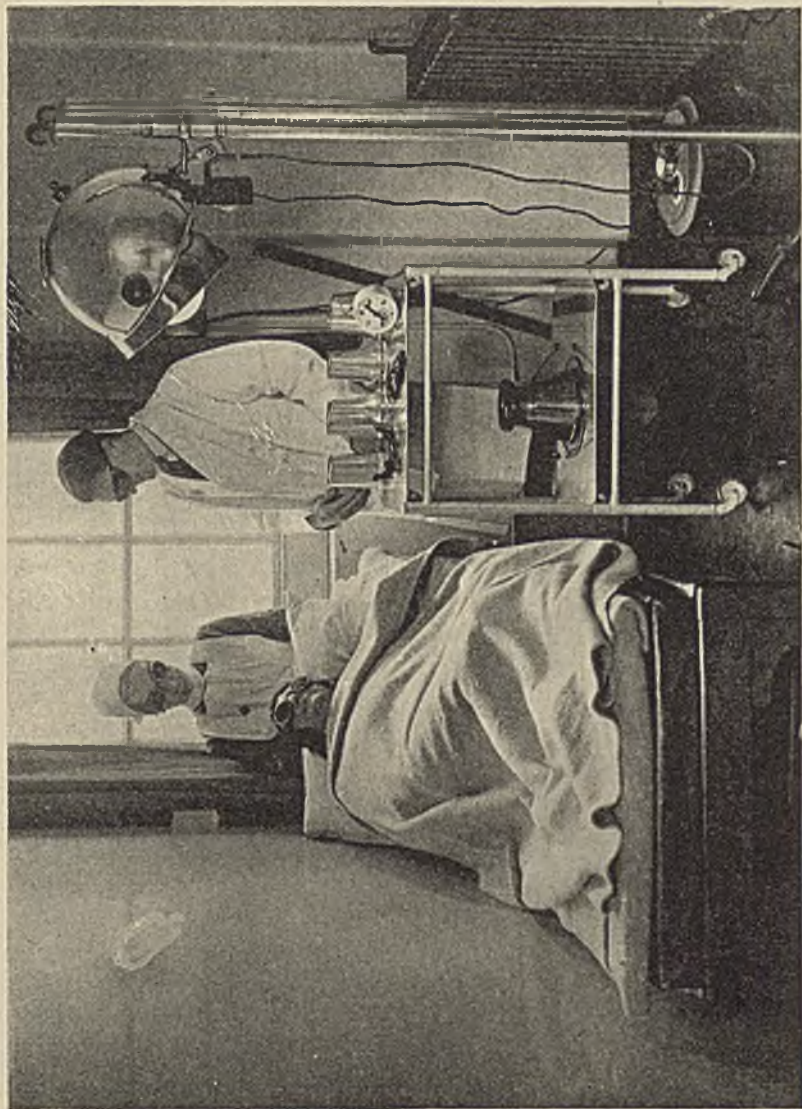
Wspomnieliśmy już o krzemieniach, które naszym dziadom służyły do niecenienia ognia. Dziś już zapomniana jest ta korzyść z krzemienia, ale to, co jest duszą tego mineralu, mianowicie pierwiastek krzem, główny jego składnik, bardziej urozmaicone spełnia służby. Sam krzem nie występuje w naturze w stanie wolnym, można go jednak wyosobnić z pomocą metalu magnezu. Jeżeli czysty piasek, a zatem dwutlenek krzemu, pomieszamy z proszkiem magnezu i ogrzejemy, to masa ta się rozżarza gwałtownie, a jako produkt tej reakcji otrzymujemy mieszaninę tlenku magnezu i bardzo delikatnego, brunatnego proszku. Ten brunatny proszek — to krzem. Można go też otrzymać w stanie wyraźnie krystalicznym, przez rozpuszczenie go w glinie metalicznym, z którego się wydziela przy ostygnięciu stopionej masy. Zarówno ów proszek jak i kryształki rozpuszczają się w roztworze sody żrącej, przy czym wytwarza się krzemian sodowy i wydziela wodór. W ten sposób z jego pomocą Niemcy podczas wojny napełniali wodorem balony na froncie, tam gdzie nie było w pobliżu fabryk gazu świetlnego czy wodoru. Pod tym względem krzem jest bardzo wygodny. Tak więc np. aby otrzymać kilogram wodoru z cynku i kwasu siarkowego, musiano przywieźć na miejsce 33 kg. cynku i 50 kg kwasu, razem więc z górą 80 kg substancji. Natomiast do tego samego celu wystarczy 7 kg krzemu, trochę wodorotlenku sodowego, który działa raczej jako katalizator, — no i woda, której się ma wszędzie pod dostatkiem. Nie jest też krzem bardzo drogi, można go tanio otrzymywać na wielką skalę przez ogrzewanie dwutlenku krzemu z karbidem.

Zastosowanie krzemu jest poza tym niewielkie. Tylko w metalurgii odgrywa on pewną rolę jako dodatek do różnych metali, którym zapewnia większą odporność mechaniczną i chemiczną. Tak więc stal z dodatkiem krzemu jest twardsza, trudniej rdzewieje i trudniej ulega żrącemu dzia-

łaniu kwasów. Również i bronz z dodatkiem krzemu jest mechanicznie wytrzymalszy niż bez niego, a ponieważ przewodnictwo elektryczne mało na tym cierpi, używa się go często w elektrotechnice.

Jak już powiedzieliśmy, krzem występuje w przyrodzie w związku z tlenem. Dwutlenek krzemu jako minerał, to substancja ogromnie rozpowszechniona w różnych postaciach i różnym stanie czystości, zawierająca często w sobie wodę, o której nie zawsze można powiedzieć, czy jest tylko mechanicznie w niej zawarta, czy też chemicznie związana. Bezwodny dwutlenek krzemu mniej lub więcej wyraźnie krystaliczny nosi w mineralogii nazwę kwarcu, wprawdzie przyjętą z niemieckiego, lecz słowiańskiego pochodzenia. Niemcy wzięli ją prawdopodobnie z języka dawnych słowiańskich mieszkańców Saksonii, a stoi ona, jak się zdaje, w związku z wielką twardością minerału, wyraz zaś „twardy“ i w polskich narzeczach brzmi „kwardy“. Zatem „kwardzec“ to właściwie „twardziec“.

Minerał ten tworzy czasem pięknie wykształcone kryształy, dochodzące do majestatycznych jak na kryształy wymiarów: na Madagaskarze znajdowano okazy mające do ośmiu metrów obwodu. Mniejsze, ale i tak wcale duże kryształy, znajduje się często w różnych grotach i szczelinach alpejskich, skąd wyszukują je specjaliści zbieracze, trudniący się tym zawodowo. Kryształy te znali i starożytni, i nazywali je kryształami górskimi. Grecy bowiem, uderzeni przezroczystością i lodowym wyglądem okazów, które pochodziły z północnych krain alpejskich, sądzili, że to nic innego jak tylko lód, który wskutek silnych mrozów zamarzał na wieki i stwardniał jak kamień. Nazwali je więc lodem, bo „krystallos“ nic innego nie znaczy. Widzimy więc, że słowo „kryształ“ oznacza pierwotnie dwutlenek krzemu o postaci geometrycznie prawidłowej. Dopiero potem zwrócono uwagę, że podobna prawidłowość form geometrycznych występuje i u innych substancji i przeniesiono nazwę szczegółową na pojęcie ogólne, zupełnie przeciwne niż przy fosforze, gdzie



Leczenie promieniami wysyłanymi przez lampę kwarcową. Te promienie działają bardzo szkodliwie na oczy, które dlatego trzeba chronić okularami ze szkła dymnego.



ogólną nazwę fosforu jako ciała samoświecącego zwężono potem do pierwiastka.

Kryształ górski jest używany do rozmaitych celów. Wyrabia się z niego różne ozdobne przedmioty, jak figurki, puchary, miseczki, pieczętiki itd., daje się bowiem pięknie szlifować. Z tego powodu używa się go jako imitacji drogich kamieni. Ma on jednak i zastosowania poważniejsze. Któż nie słyszał o „lampach kwarcowych“, stosowanych obecnie do leczenia tylu chorób! LAMPY takie nie są jednak wyrznięte wprost z kryształu górskiego. Do tego celu topi się go najpierw w dmuchawce tlenowodorowej w temperaturze około 1700°, i z tej szklistej masy wytwarza się dopiero lampy w kształcie rury, w której zamknięta para rtęci ulega rozżarzeniu za pomocą elektryczności, wydzielając światło bardzo bogate w promienie pozafioletkowe. Gdyby taka lampa była ze szkła, promienie pozafioletkowe zostałyby wszystkie w niej pochłonięte, tymczasem kryształ górski przepuszcza te cenne dla zdrowia organizmów żywych promienie. Z tego i innych jeszcze powodów używa się tego minerału do wyrobu narzędzi optycznych. Sporządza się też z niego różne naczynia chemiczne, jak próbówki, kolbki, tygle, w których można prażyć substancje do temperatur, w których zwykle szkło już się topi. Prócz tego materiał ten ma jeszcze dużą zaletę praktyczną: posiada współczynnik rozszerzalności około 20 razy mniejszy niż szkło, a mianowicie około jednej dwumilionowej. Co ta cyfra znaczy? To, że pręt ze szkła kwarcowego długości dwóch milionów milimetrów, to jest dwóch kilometrów, ogrzany o jeden stopień, wydłużyłby się zaledwie o jeden milimetr. Praktycznie więc można powiedzieć, że szkło kwarcowe nie rozszerza się pod wpływem ogrzania. Inaczej jest ze zwykłym szkłem, o czym każdy chyba mógł się przekonać. Wstawmy zwyczajną szklankę do płomienia: szkło ogrzeje się i rozszerzy tylko na powierzchni, ale jego głębsze warstwy nie zmieniają swej objętości, gdyż nie mogą podążyć dość szybko za owym rozszerzaniem się i szklanka pęka. Ostrożnie podgrzewając ją w odpowiednim piecu, możemy podnieść jej temperaturę do

kilkuset stopni. Ale spróbujmy włożyć taką szklanę do zimnej wody: podobne zjawisko — szkło rozpada się nieledwie na piasek. Inaczej jest z tygłem kwarcowym. Możemy go wstawić do gorącego płomienia lampy bunsenowskiej a nie pęknie. Gdy rozżarzony do czerwoności wrzucimy do wody, syknie, ale pozostanie cały. Jeżeli do tego dodamy, że szkło kwarcowe jest bardzo odporne na czynniki chemiczne, to widać jasno, jak cennym jest ono materiałem w pracowniach naukowych i technicznych.

Kryształy kwarcu są nieraz zabarwione i często cenione jako kamienie ozdobne półszlachetne. Zależnie od zabarwienia mają różne nazwy. Najbardziej znany z nich jest fioletowy ametyst, występujący i u nas w okolicach Krakowa, w Krzeszowicach, Tęczynku, Porębie. W Grecji starożytnej ten półszlachetny kamień był używany jako amulet przeciw skutkom opilstwa, na co wskazuje nazwa: „amethystos“ po grecku „nie upijający się“.

Ale i poza tym minerałów będących dwutlenkiem krzemu znamy wiele, bo ciało to może występować nie tylko krystalicznie lecz i bezpostaciowo. Zależnie jeszcze od zawartości wody lub nie, mogą występować najrozmaitsze kombinacje, które nie sposób szczegółowo opisywać. Wystarczy powiedzieć, że dwutlenek krzemu zbity, niekrystaliczny, nosi nazwę chalcedonu, ale znów zależnie od budowy i zabarwienia rozróżniamy różne jego odmiany. Tak więc pięknie czerwony zwie się krwawnikiem, jasnozielony chryzoprazem, ciemnozielony z czerwonymi plamami heliotropem — wszystko używane jako kamienie ozdobne. Również i agat nie jest niczym innym. Różni się tylko budową uwarstwioną, a warstwy te miewają różne barwy i różny rysunek. Używa się go do wyrobów ozdobnych tym chętniej, że można go barwić, przy czym różne warstwy przybierają różne zabarwienie. Tak powstaje onyks, używany do wyrobu kamiei, miniaturowych płaskorzeźb, gdzie przedmiot wyrzeźbiony ma inną barwę niż tło.

Najpospolitszym takim minerałem zbitym jest krzemień; powstał on z resztek organizmów, w których, jak np.

w gąbkach i pewnych roślinach, krzem odgrywa ważną rolę. Częste przeto jest występowanie buł krzemiennych w kredzie lub wapieniu, które to skały są również pochodzenia organicznego. Stąd wzięło nazwę pasmo Krzemionek, skał wapiennych pod Krakowem.

Materiał ten odegrał pierwszorzędną rolę w dziejach rozwoju ludzkości. Daje się bowiem łatwo łupać, a odłamki o ogromnie ostrych krawędziach nadają się lepiej niż jakikolwiek inny kamień do kształtowania siekier, groków do strzał, nożów itp. Krzemień był więc dla człowieka z epoki kamiennej, żyjącego przed dziesiątkami tysięcy lat, tym, czym dla człowieka dzisiejszego żelazo i stal.

Wreszcie opal. Jest to dwutlenek krzemu z pewną zawartością wody. Jego odmiana zwana opalem szlachetnym jest pełna drobnutkich spękań, które załamują, odbijają i rozszczepiają światło, nadając mu śliczną grę barw. Piękne jego okazy są bardzo cenione.

Dwutlenek krzemu jest bezwodnikiem kwasu krzemowego, więc jeżeli go połączymy z tlenkami metali, to powstaną krzemiany. Takim znanym w gospodarstwie domowym krzemianem jest tak zwane szkło wodne, które otrzymujemy topiąc np. węgiel sodowy czyli sodę z piaskiem. Powstała z tej reakcji masa szklista, rozpuszczalna w wodzie, jest właśnie szkłem wodnym. Używają go gospoście do szorowania, zamiast mydła, a jeszcze częściej do konserwowania jaj. Jeżeli taki krzemian sodowy zadamy kwasem, np. solnym, to wydziela się kwas krzemowy w postaci galarety przezroczystej, w wodzie prawie nierozpuszczalnej. Jednakże do dziś jeszcze nie rozstrzygnięto, czy to jest rzeczywiście kwas krzemowy, czy też może rozpada się on na swój bezwodnik i wodę. Tak więc ta galareta byłaby tylko bardzo delikatnie rozproszonym dwutlenkiem krzemu, przesiąkniętym jak gąbka wodą, tak uporczywie przytrzymywaną, że nawet przez mierne ogrzewanie nie da się ona łatwo wypędzić. Tę „zawziętość“, z jaką przytrzymuje wodę, zawdzięcza on swej bardzo rozwiniętej powierzchni, podobnie jak to widzieliśmy u węgla drzewnego. Stąd taka krzemionka

(tak się zwie dwutlenek krzemu) ma w wysokim stopniu własności adsorpcyjne i jest używana do podobnych celów jak węgiel aktywny, pod nazwą gelu krzemionkowego, którego zastosowania są coraz różnorodniejsze.

Ta nazwa gelów jest w związku z „gelatyną“, zwykle wymawianą z francuska jako „żelatyna“, związku nie tylko słownym ale i faktycznym. Istotnie gele przypominają nie-raz galaretowate masy, które podporządkowujemy pod ogólną grupę koloidów. Koloidy (z greckiego kolla, co znaczy klej, gdyż klej jest typowym koloidem) rozpuszczają się niekiedy w wodzie lub innych rozczynnikach; nie są to jednak prawdziwe roztwory, lecz raczej mikroskopijne zawiesiny. Własnościami koloidów zajmuje się osobna, coraz bardziej rozwijająca się gałąź chemii, zwana chemią koloidów, a na jej ważność wskazuje choćby fakt, że organizmy żywe są złożone z tkanek o charakterze gelów, a w nich krążą soki, zawierające w sobie takie „niby-roztwory“ koloidów.

Ciekawe zastosowanie ma krzemionka w innej postaci i innego pochodzenia, lecz też bardzo rozdrobniona: jest to ziemia okrzemkowa. Okrzemki — to mikroskopijne, bardzo pierwotne rośliny, algi czyli glony, żyjące w wodzie i wytwarzające pancerze krzemionkowe. Pancerze te opadają po śmierci rośliny na dno jako muł, a w niektórych okolicach tworzą całe pokłady. Taka ziemia okrzemkowa potrafi wchłonąć w siebie swój pięciokrotny ciężar cieczy i pozostaje mimo to sucha. Stąd jej użycie w przemyśle, np. do pochłaniania nitrogliceryny, jednego z najważniejszych środków wybuchowych. Ale nitrogliceryna, która jest cieczą, przedstawia podczas manipulowania niemałe niebezpieczeństwo. Napoiwszy nią ziemię okrzemkową otrzymujemy również materiał wybuchowy, lecz suchy, z którym już znacznie łatwiej można się obchodzić. Jest to dynamit (od greckiego „dynamis“ — „siła“).

To zastąpienie nitrogliceryny suchym dynamitem stanowi wynalazek szwedzkiego chemika Nobla, który na wyrobie tego środka wybuchowego zrobił wielki majątek,



wynoszący 31,5 mil. koron szwedzkich. Majątek ten zapisał Nobel umierając w r. 1895 na rzecz fundacji swego imienia o charakterze międzynarodowym. Z procentów od tego kapitału są wypłacane co roku nagrody tym, którzy największe oddali ludzkości usługi przez prace na polu fizyki, chemii, medycyny, literatury a także działalność na rzecz pokoju. Wielu z wymienionych przez nas chemików, to laureaci nagrody Nobla, wśród nich nasza rodaczka Maria Curie, która dwukrotnie uzyskała tę nagrodę, pierwszy raz wspólnie z mężem, drugi raz sama. Jej córka p. Jolliot została laureatką nagrody Nobla wspólnie z mężem w r. 1935. Prócz tego odznaczeni zostali tą nagrodą Polacy Henryk Sienkiewicz i Władysław Reymont.

Z innych licznych połączeń krzemu omówimy jeszcze jego połączenie z węglem, odkryte stosunkowo niedawno, bo w końcu XIX w., jest to związek jednego atomu krzemu i jednego atomu węgla, stąd można go nazwać krzemkiem węgla lub węgielkiem krzemu. Najczęściej jednak nazywa się go technicznie karborundem. Że tak prostego związku nie poznano dawniej, tłumaczy się tym, że do jego wytworzenia potrzebna jest ogromnie wysoka temperatura pieców elektrycznych, których nie znano dawniej. W temperaturze takiej ogrzewa się po prostu mieszaninę piasku z koksem; koks łączy się z tlenem i uchodzi jako tlenek węgla, a uwolniony krzem łączy się z nadmiarem węgla na ciało krystaliczne, w stanie czystym bezbarwne. Jednak w praktyce, wskutek użycia zanieczyszczonych materiałów, kolor jego jest niebiesko lub fioletowo czarny z połyskiem metalicznym. Najważniejszą jego własnością jest ogromna twardość, ustępująca tylko — z naturalnych substancyj — diamentowi. Karborund jest twardszy nawet od korundu, minerału będącego na drugim miejscu twardości po diamentie, używanego zwłaszcza w nieczystej odmianie, zwanej szmirgłem, jako materiał ścierny i szlifierski. Karborund może więc z powodzeniem zastępować korund do tych celów i nazwa jego została w myśl tego zastępczego zastosowania utworzona, że to niby korund zrobiony przy pomocy węgla (carbo).

Robi się więc z niego proszek do szlifowania kamieni, nawet szlachetnych, dalej szkła, metali itd. Karborund nadaje się też na papier i płótno ściernie, oselki i brusy do szlifowania i ostrzenia narzędzi, a oprócz tego ze względu na jego wytrzymałość ogniową oraz chemiczną do konstrukcji pieców ceramicznych, tygli itd.

## BOR CONTRA KARAKONY.

Karakon to właściwie najniewinniejszy owad. Nikomu nie robi krzywdy, wychodzi w nocy ze swej kryjówki i zjada pokornie resztki pożywienia i jakieś odpadki, które gospodyni zaniedbała sprzątnąć. A jednak zamiast czuć doń sympatię za uprzątnięcie kuchni, ludzie go nienawidzą a zwłaszcza brzydzą się nim bardziej niż np. znacznie dokuczliwsiymi pchłami i muchami. W niektórych mieszkaniach znosi się jednak tego współlokatora, bo nie umie się go wytępić. A jednak jest na to tani i wypróbowany sposób: kwas borowy. Wystarczy w nasyconym na gorąco roztworze kwasu borowego namoczyć kawałki bułki i rozłożyć je w miejscach nawiedzonych przez karakony, aby przekonać się, że po kilku dniach liczba ich wydatnie się zmniejszyła, a po tygodniu znikają one bez śladu. Kwas borowy jest bowiem dla ludzi prawie nieszkodliwy, ale dla owadów silną trucizną, którą można je łatwo wytępić.

Kwas borowy jest najważniejszym związkiem ostatniego metaloidu, boru. Bor w stanie wolnym nie występuje, uzyskuje się go przez odtlwienie wspomnianego kwasu borowego, zupełnie podobnie jak krzem, do którego jest w ogóle podobny.

Kwas borowy tworzy kryształki łusczkowate, śliskie, o połysku podobnym do perłowego. Powstaje on w głębi ziemi przez rozkład różnych minerałów zawierających borany (sole boru), pod wpływem przegrzanej wody, a zatem najczęściej w okolicach wulkanicznych. Pary wodne wydmuchiwane ze szczelin ziemnych z wielką siłą, porywają trudno

zresztą lotny kwas borowy, i z takich par przez kondensację można go wydobyć. Tą drogą otrzymuje się wielkie ilości tej substancji w prowincji Toskanii we Włoszech, gdzie takie źródła pary przegrzanej noszą nazwę „fumarole“ i „soffioni“.

Obficiej rozpuszcza się kwas borowy w gorącej wodzie, nadając jej smak słabo cierpko-kwaskowaty. Roztwór taki ma dość wybitne własności antyseptyczne, stąd taka „woda borowa“ jest bardzo popularnym środkiem do płukania ust i gardła, używanym także do podobnych celów w okulistyce. Wody tej nie należy mieszać z tak zwaną wodą Burowa, używaną na okłady w wypadku urazu, która jest rozpuszczonym octanem glinu.

Kwas borowy jest też bardzo dobrym środkiem konserwującym produkty spożywcze jak jaja, mięso, owoce, podczas długich transportów, ale czy jest on na tyle nieszkodliwy dla zdrowia, by można go było dla tych celów dopuścić, zdania są podzielone, i w wielu krajach tego rodzaju zastosowanie jest ustawowo wzbronione.

Poza tym używa się kwasu borowego w garbarstwie i do wyrobu różnych gatunków szkła, otrzymując szkła już to bardzo odporne (tak zwane jenajskie), już też o pewnych wybitnych własnościach optycznych, służące do celów naukowych lub do imitowania drogich kamieni (tak zwane sztrasy), wreszcie w emalierstwie.

Z węglem łączy się bor podobnie jak krzem na borek węgla, substancję jeszcze twardszą niż karborund, może nie ustępującą w twardości diamentowi. Jeżeli więc będzie go można wytwarzać tanio na wielką skalę, to się uzyska najdoskonalszy materiał szlifierski, mogący służyć do polerowania nawet diamentów.

## METALI JEST ZNACZNIE WIĘCEJ.

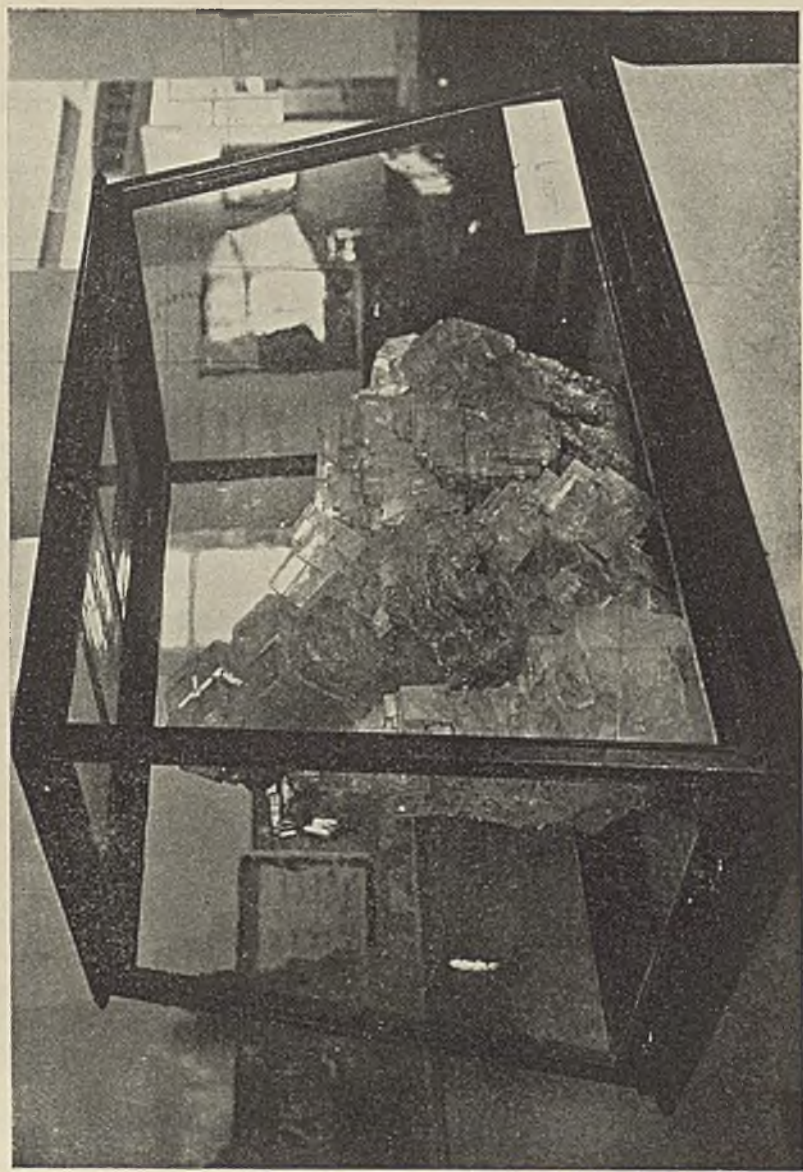
Poznaliśmy dotąd 22 pierwiastki-niemetale. Znacznie więcej jest metali, bo aż około 70. Nie będziemy ich jednak tak szczegółowo omawiać, chemia ich jest bowiem na ogół

prostsza. Związki ich posiadają wiele własności wspólnych, tak że znając własności jednego związku, możemy na tej podstawie wnioskować o własnościach innych związków tego samego metalu.

I pomiędzy sobą są metale zewnątrznie a poniekąd wewnątrznie podobne. Przede wszystkim cechuje je wejrzanie, połysk zwany metalicznym, dzięki któremu poznajemy już na pierwszy rzut oka, że mamy przed sobą metal. Ba, nawet i barwą zgadzają się między sobą metale — z wyjątkiem dwóch: wszystkie są mniej więcej białe, a tylko złoto jest żółte, zaś miedź czerwona.

Chemicznie charakteryzują się metale tym, że mają skłonność do tworzenia z tlenem i wodą zasad, które z kwasami dają sole. Natomiast metaloidy z tlenem i wodą tworzą kwasy. Nie znaczy to, by metale nie mogły wcale tworzyć kwasów, ale do tego nie wystarcza zwykle utlenienie. Trzeba metal do tego zmusić przez dołączenie znacznie większej ilości tlenu (zwanego przecież dawniej „kwasorodem“, właśnie dla własności „ukwaszających“) niż normalnie, ale tę własność wykazuje stosunkowo niewiele metalów, jak mangan i chrom. Poza tym wszystkie metale są dobrymi przewodnikami elektryczności i ciepła.

Jeżeli jednak wszystkie metale mają na ogół analogiczne własności, to istnieją między nimi znaczne różnice w stopniu tych własności, a idzie to równolegle — można powiedzieć — do ich ciężaru właściwego, tak że metale najlżejsze są chemicznie najczynniejsze, metale zaś najcięższe są w reakcjach chemicznych najgnuśniejsze, jak złoto i platyna. Dlatego ze względów praktycznych dzielimy metale na dwie grupy: metali lekkich i metali ciężkich, przy czym za granicę między nimi uważa się ciężar właściwy 5. Więc metale, które są więcej niż 5 razy cięższe od wody nazywają się ciężkimi.



Grupa kryształów soli wydobyta z saliny wielkiej, mianowicie z t. zw. groty kryształowej.



## JAK SIĘ SÓL ROZSYPIE — BĘDZIE NIESZCZĘŚCIE.

Znacie może ten przesąd. Rozsypana sól oznacza w przekonaniu wielu zabobonnych klótnię rodzinną, a więc jest złowróźbna. W każdym przesądzie tkwi jednak ziarenko prawdy. Gdzież to ziarenko w rozsypanych na stole ziarnach soli? Czy nie jest to wspomnienie owych czasów, gdy sól była bardzo rzadkim i bardzo cennym produktem, tak że jego rozsypanie, a wskutek tego i częściowe zniszczenie, powodowało dotkliwą stratę materialną? A to już może być powodem klótni i gorszych jeszcze następstw. O soli będziemy mówić na tym miejscu, ponieważ jest ona najważniejszym związkiem lekkiego metalu — sodu.

Sód razem z czterema innymi metalami: litem, potasem, rubidem i cezem — należy do grupy potasowców, których najcharakterystyczniejszą cechą jest to, że ich wodorotlenki są bardzo silnymi zasadami, co w języku chemicznym określa się jako oddziaływanie alkaliczne. Nazwa ta pochodzi z języka arabskiego, w którym *al kaliun* oznacza popiół roślinny. Dlatego ta nazwa przeszła na ciała zasadowe, zobaczymy, mówiąc o potażu.

Ze wspomnianych pięciu pierwiastków lit, rubid i cez mają niewielkie znaczenie praktyczne, a dwa ostatnie są ważne historycznie, bo to były pierwsze pierwiastki, odkryte drogą analizy widmowej przez Kirchhoffa i Bunsena w r. 1861. Natomiast obszernie musimy zająć się sodem.

Połączenia tego metalu są w przyrodzie bardzo rozpowszechnione, tworzy on bowiem około 2 $\frac{1}{4}$ % dostępnej nam skorupy ziemskiej. Występuje w licznych krzemianach, tworzy ogromne pokłady azotanu w Chile, a przede wszystkim często i obficie pojawia się jako chlorek, stanowiąc najważniejszy składnik wody morskiej (około półtrzecia procentu) i tworząc olbrzymie niekiedy złoża soli kuchennej. Ta też sól jest najważniejszym surowcem, z którego otrzymuje się inne związki sodu, często bardzo ważne dla życia codziennego a także i dla przemysłu.

Sód metaliczny można otrzymać z chlorku sodu, jednakże łatwiej z wodorotlenku, elektrolizując je po stopieniu. Otrzymany w ten sposób metal posiada ciekawe własności, bardzo odmienne od tych, do których jesteśmy przy zwykłych metalach przyzwyczajeni. Jest miękki nieledwie jak wosk, da się w palcach ugniatać i z łatwością krajać nożem. Świeżo przekrojony jest biały i lśniący jak srebro, ale już po paru sekundach zaćmiewa się, a wkrótce traci zupełnie połysk metaliczny, gdyż tak szybko utlenia się na powietrzu, szczególnie przy współdziałaniu pary wodnej w nim się znajdującej. Dlatego nie można go przechowywać w zwykły sposób. Musimy go trzymać w słojach z naftą, która utrudnia dostęp powietrza, zwalniając tempo utleniania, lecz nie powstrzymuje go w zupełności. Nawet bowiem w tych warunkach sztaby sodu dłużej przechowywane pokrywają się grubą warstwą produktów utlenienia napojonych naftą. Do użytku musimy zawsze takie kawałki obierać nożem, tak jak kucharka ziemniaki.

Rzućmy kawałek sodu na wodę: od razu stwierdzamy kilka jego ciekawych własności: po pierwsze nie tonie, gdyż jest lżejszy od wody. Następnie reaguje bardzo silnie z wodą tak dalece, że nagrzewa się do tego stopnia, iż natychmiast po zetknięciu z wodą się topi, tym bardziej, że temperatura jego topliwości jest niższa od temperatury wrzenia wody. Wskutek reakcji chemicznej wydziela się przy tym wodór, a wskutek znacznego wzrostu temperatury powstaje para wodna w dużej ilości, dlatego też stopione krople sodu pływają żwawo po powierzchni wody, unosząc się na tej warstwie gazowej. Zmniejszają się one szybko, gdyż powstający wodorotlenek sodowy rozpuszcza się w wodzie, udzielając jej reakcji alkalicznej.

Pływając tak po powierzchni wody i zmieniając wciąż na niej miejsce, sód się stale ochładza i temperatura jego nie może zbyt wznosić. Jeżeli jednak na wodę położymy kawałek bibuły a na to sód, to nie może on już pływać, toteż temperatura jego wzrasta po paru sekundach tak, że ucho-



dzący wodór się zapala, płonąć jaskrawo żółtym płomieniem, zabarwionym od par sodu.

Po odparowaniu takiego roztworu otrzymujemy wodorotlenek sodowy, zwany też sodą żrącą, w stanie stałym. Roztwór sody żrącej nosi nazwę ługu sodowego. Soda żrąca, jak sama nazwa wskazuje, jest ciałem chemicznie silnie reagującym — tak np. może na skórze wygryźć po dłuższym działaniu nawet rany. Obok potażu żrącego jest to najsilniejsza z zasad (wodorotlenki rubidu i cezu, jeszcze silniejsze — praktycznie nie wchodzi w rachubę) i stąd ma bardzo częste zastosowanie zarówno w pracowniach naukowych jak w przemyśle. Będąc tak silną zasadą, łączy się chciwie z kwasami lub ich bezwodnikami na sole. A że w powietrzu ma do rozporządzenia zawsze bezwodnik węglowy, więc o ile nie jest starannie chroniona od dostępu powietrza, pokrywa się warstwą węglanu a następnie wreszcie całkiem się weń zamienia.

Oczywiście rzadko otrzymuje się wodorotlenek wprost z metalicznego sodu. Są do tego liczne inne ekonomiczniejsze i łatwiejsze sposoby, z których coraz bardziej występuje na pierwszy plan sposób elektrolityczny, opierający się na tym, że prąd, przepuszczony przez roztwór soli kuchennej, rozkłada ją na chlor i sól. Chlor uchodzi jako gaz, chwyta się go osobno i używa do celów przemysłowych. Sól zaś wydzielając się rozkłada wodę i wytwarza ług sodowy. W ten sposób otrzymujemy produkt, który nie trudno oczyścić od domieszanego jeszcze chlorku sodowego. Z ważniejszych zastosowań wodorotlenku sodowego można wymienić fabrykację mydła, przerabianie masy drzewnej na celulozę, wyrób sztucznego jedwabiu, wiskozy, obok wielu innych.

Sól ogrzana w powietrzu spala się gwałtownie, dając nie tlenek, ale nadtlenek o dwukrotnie większej zawartości tlenu, który zresztą łatwo traci już przy rozpuszczeniu w wodzie, przy czym tworzy się i ług sodowy. Powstający tlen działa utleniająco. Tak więc nadtlenek sodu jest używany jako środek wybielający, więc np. w różnych „prosz-

kach do prania“ i proszkach do mycia włosów, które rozjaśnia.

Równie ważne jak wodorotlenek są różne sole sodowe, a w pierwszym rzędzie chlorek sodu, zwany solą kuchenną. Roczne zapotrzebowanie tego chlorku sodu przez człowieka dorosłego wynosi około 5 kg, a w krajach cywilizowanych jest nawet większe — ludzie bowiem wolą potrawy „pikantne“ od mdłych, a najprostszym i najtańszym sposobem „upikantnienia“ jest obfite posolenie. Wszak sól, to „bakalia ludzi ubogich“, — jak wyraził się W. Łoziński w pięknej noweli pt.: „Madonna Busowiska“ — gdyż bez soli żadna niemal potrawa nie smakuje. Czy to jest proste dogadanie zmysłowi smaku, a zatem łakomstwo? Bynajmniej, jest to tylko oznaka, że organizm potrzebuje soli i odczuwa jej brak. Poczucie przyjemności smaku jest po prostu uczuciem zaspokojenia potrzeby. Tak samo ogromnie nam smakuje, gdy jesteśmy spragnieni, szklanka wody, która przecież, fizjologicznie biorąc, zupełnie jest bez smaku, zaspokaja jednak palącą potrzebę organizmu. Że zaś sól jest rzeczywiście potrzebna naszemu organizmowi, o tym każdy może się przekonać przez bezpośrednią obserwację. Przecież krew nasza jest wybitnie słona, więc choćby ten fakt dowodzi, że organizmowi potrzeba sporych ilości soli.

Fizjologicznie biorąc, dodatek soli do potraw jest konieczny, gdyż oba jej składniki odgrywają ważną rolę dla organizmu: chlor choćby dla wytworzenia kwasu solnego w soku żołądkowym, bez czego trawienie nie mogłoby się odbywać; sód zaś jest z organizmu wciąż rugowany przez potas, który się wprowadza ciągle z pokarmami roślinnymi, gdyż on jest ich stałym składnikiem.

Musi się więc temu przeciwdziałać doprowadzając sód w postaci soli. Spośród zwierząt potrzebę tę odczuwają najbardziej roślinożerne, dlatego musi się bydłu dodawać sól do paszy. Nie potrzebują tego zwierzęta mięsożerne, bo mięso zawiera tyle chlorku sodu, ile organizmowi potrzeba. Nie wystarczy jednak raz zaspokoić potrzebę organizmu, gdyż sód w nim nie pozostaje. Rozchodząc się z solami po

całym organizmie, a zatem i do nerek, zostaje przez nie z mocem wydzielony, stąd konieczność ciągłego doprowadzania soli. Dlatego też od niepamiętnych czasów sól była pożądanym i cenionym artykułem handlu, a w krajach, gdzie jej jest niewiele (jak w środkowej Afryce) o posiadanie źródeł solnych niemało stoczono krwawych wojen. U nas szczęściem soli nie braknie, a kopalnie w Wieliczce, najważniejsze dla nas, są sławne na całym świecie z wielkości i piękności.

Sól kuchenna jest bardzo ważnym surowcem, gdyż wytwarza się z niej tak dobrze, jak wszystkie związki sodowe, a przede wszystkim węglan, zwany w życiu codziennym sodą.

### WYNALAZCY UMIERAJĄ W NĘDZY.

Soda jest znana ludzkości od niepamiętnych lat. Występuje ona w przyrodzie dość często, szczególnie rozpuszczona w wodzie niektórych jezior, a na ich brzegu powstaje przez wyschnięcie warstwa suchej sody. Taką sodę zbierają od tysięcy lat nad sławnymi „gorzkimi“ jeziorami Dolnego Egiptu, a nosi ona nazwę „trona“. Podobne jeziora spotyka się i gdzie indziej: na Węgrzech, w środkowej Azji, w południowej Ameryce a przede wszystkim w Kalifornii. Soda od dawna służyła jako środek do mycia i prania, dalej do wyrobu szkła i mydła. Przez wiele setek lat zapotrzebowanie nie było zbyt wielkie, tak, że naturalny produkt wystarczał. Ale zapotrzebowanie wzrastało i trzeba się było oglądnać za jakimś innym źródłem tej soli. Nie było to zbyt trudne. Przekonano się, że popiół roślin morskich lub rosnących na wybrzeżu, przesiąkniętym solą morską, lub nawet w głębi lądu, gdzie grunt jest bogaty w sól, zawiera duże ilości sody. Powstał więc przemysł zbierania i palenia takich roślin, a popiół wprowadzano w handel. Szczególnie ceniono produkt hiszpański zwący się barilla, który zawierał najwięcej sody, bo do 30%. Ale i to źródło przestało wystarczać w miarę rozwoju przemysłu i to już pod koniec wieku XVIII. Jaki to był wówczas przemysł! W każdym razie Akademia

Nauk w Paryżu rozpisala konkurs z wysoka jak na owe czasy nagroda 12.000 frankow, czyli jak w owczas mowiono liwrow, za opracowanie metody otrzymywania sztucznej sody z tak pospolitego surowca, jakim jest sol kuchenna. Nagrody nie udzielono nikomu, bo proponowane metody nie okazaly sie skuteczne. Ale na ich podstawie Leblanc, nadworny chirurg księcia Orleanu, brata króla Ludwika XVI, wypracował metode praktyczna, na która wziął patent, i z pomocą kapitału 200.000 fr., wyłożonych przez wspomnianego księcia, założył fabrykę, produkujaca dziennie do 300 kg sody. Niedlugo trwały dni świetności. Księżę Orleanu mimo, że był uważany za przyjaciela ludu, zginął na szafocie podczas terroru rewolucyjnego, a fabrykę skonfiskowano. Leblanc popadł w nędzę. Dopiero w osiem lat później, już za Napoleona, odzyskał swe prawa, nie mógł jednak z braku kapitału uruchomić fabryki z powrotem. Znekany szarpaniem się z przeciwnościami odebrał sobie ten wynalazca życie w przytulku dla nędzarzy w 1806 r.

Ale przemysł przezeń stworzony już nie upadł, rozwijał się coraz świetniej, stanowiąc jedną z podwalin nowożytnego wielkiego przemysłu chemicznego. Metoda Leblanca polega na tym, że najpierw przeprowadza się sol w siarczan sodowy, jak to poznaliśmy przy fabrykacji kwasu solnego, a następnie ten siarczan miesza się z węglem i kredą (czyli węglanem wapniowym) i wypraża. Węgiel odbiera siarczanowi tlen i zamienia go w siarczek sodu, a ten reaguje z węglanem wapniowym tak, że następuje wymiana składników: siarczek sodu i węglan wapnia przechodzą w siarczek wapnia i węglan sodu. A że siarczek wapnia jest trudno rozpuszczalny, więc z ostygłej masy łatwo wodą wylugować sodę.

Metoda ta w swoim rodzaju epokowa ma wiele niedogodności: pochłania ona duże ilości kosztownego kwasu siarkowego (choć przyczyniło się to walnie do rozwoju przemysłu tego kwasu), wytwarza ogromne ilości kwasu solnego, z którym nie wiedziano dawniej co począć i zatrutowano nim atmosferę w szerokim promieniu dokoła fabryki. Ogromną trudność stanowiło też unieszkodliwienie odpadku.

jakim był siarczek wapnia, który tworzył całe góry dokoła fabryki, wydzielając bardzo złowonny i trujący siarkowódór. Dlatego to fabryki takie budowano o ile możności blisko wybrzeża morskiego, co umożliwiało ładowanie siarczku wapniowego na specjalnie zbudowane okręty, w których je wywożono na pełne morze i tam zatapiało, otworzywszy ruchome dno. Jakiż „postęp“ od tego czasu: w dwudziestym stuleciu ludzie zatapiają kawę, przetwory zwierzęce i inne produkty, których nie mogą po dość wysokiej cenie sprzedać...

Ale wracajmy do naszej opowieści o sodzie. Powoli naczono się te trudności pokonywać i zużytkowywać korzystnie owe uciążliwe produkty odpadkowe. Ale przyszedł też zmierzch na metodę Leblanca. Już dziś niewiele fabryk wytwarza sodę wedle tego systemu — gdyż w przemyśle tym zapanowała niemal wszechwładnie metoda belgijskiego wynalazcy Solvaya, powstała przed 80 laty. We wszystkich niemal krajach posiada koncern Solvaya fabryki sody, panując nad rynkiem światowym w zakresie tej produkcji.

Wytwarzanie sody sposobem Solvaya jest wielce skomplikowane a bardzo pouczające. Pozwala ono stwierdzić, jak skomplikowane reakcje wzajemnie na siebie wpływają i z siebie wynikają, oraz jak każdy produkt pośredni ulega przemianom celowym, zdążającym do wyniku ostatecznego, to jest przeprowadzenia chlorku sodowego i węglanu wapniowego w chlorek wapniowy i węglan sodowy. I tu więc ma miejsce wymiana składników, ale na zupełnie innej drodze. Nie wdając się w szczegóły, można krótko powiedzieć, że do roztworu soli kuchennej wprowadza się równocześnie gazowy amoniak i dwutlenek węgla, otrzymany przez wypalenie wapienia. W tych warunkach tworzy się w roztworze chlorek amonu czyli salmiak, łatwo rozpuszczalny, oraz trudno rozpuszczalny dwuwęglan sodu, który opada jako proszkowany osad. Osad ten — pierwszy produkt fabrykacji — odsącza się i przez wygrzanie wypędza się zeń nadmiar kwasu węglowego; pozostaje węglan sodu czyli soda. Salmiak, znajdujący się w roztworze, ogrzewa się z wapnem

uzyskanym przy wypalaniu wapienia i otrzymuje się z powrotem amoniak, który wraca do fabrykacji. Ostatecznie powstaje chlorek wapniowy, którego uzyskiwane ogromne ilości nie znajdują dotychczas masowego zastosowania, są więc niemiłym produktem odpadkowym. Za granicą używają go często do posypywania dróg, szczególnie automobilowych, gdyż zapobiega on kurzowi przyciągając wilgoć, oraz wpływa korzystnie na stan nawierzchni. U nas go do tego celu jeszcze nie stosują, chyba lokalnie, jak na przykład w bezpośrednim sąsiedztwie fabryki Solvaya w Borku Fałęckim u bram Krakowa.

Dzięki temu sposobowi fabrykacji, produkt ten nosi nazwę sody amoniakalnej, mimo że nie zawiera w sobie amoniaku. Nazwa ta stanowi gwarancję znacznie większej czystości aniżeli to jest z sodą otrzymywaną innymi sposobami.

Węglan sodowy ma rozliczne zastosowania. Oprócz już wymienionych trzeba wskazać na jego zastosowanie w pracowniach naukowych i przemysłowych do różnych celów, jako substancji słabo alkalicznej. Można by się zapytać, jakim sposobem sól obojętna może mieć własności alkaliczne czyli zasadowe. Odpowiedź jest ta, że jest to sól bardzo słabego kwasu węglowego i bardzo silnej zasady, wodorotlenku sodowego. Otóż w takiej niezupełnie dobranej parze małżeńskiejskiej silna zasada góruje nad słabiutkim kwasem i udziela soli swych zasadowych, choć złagodzonych, własności.

Te własności zasadowe są na tyle silne, że soda potrafi związać jeszcze drugie tyle kwasu węglowego, tworząc wspomnianą już niejednokrotnie sól zwaną dwuwęglanem sodowym albo węglanem sodowym kwaśnym, choć smaku kwaśnego nie ma wcale, owszem, ma smak alkaliczny, bardzo złagodzony. Dlatego też używa się jej tam, gdzie chodzi o działanie alkaliczne, zasadowe, ale nie tak gryzące, jak u wodorotlenku czy nawet węglanu sodowego, więc np. do zażywania wewnętrznego celem zubożenia zbytnej kwasoty żołądka, o czym już pisaliśmy na samym wstępie.

W aptekach i drogeriach kupuje się ją pod różnymi, często nawet fałszywymi nazwami, jak soda czyszczona, soda

jadalna, soda do pieczenia ciast itp. Skąd ta ostatnia nazwa? Jest ona związana z tym, że dwuwęglan tak, jak łatwo z węglanu powstaje, tak też i łatwo się w węglan zamienia. Wystarczy go ogrzać do kilkudziesięciu stopni, aby się zeń odczepił z powrotem ów nadmiar dwutlenku węgla. Jeżeli więc zarobimy ciasto i dodamy do niego trochę dwuwęglanu, a następnie wstawimy je do gorącego pieca, to następuje ta właśnie reakcja, ale gaz nie może ujść z gęstego ciasta i pozostaje w nim w postaci drobnych banieczek, czyniąc je pulchnym i gąbczastym. U zwykłego pieczywa czynność tę spełniają drożdże, które też wytwarzają dwutlenek węgla. Dla drobniejszych ciastek, pierników, możemy się bez nich obejść, zastępując je rozmaitymi proszkami do pieczywa, zawierającymi ten dwuwęglan — lub po prostu dwuwęglanem. Małeńka ilość sody, która przy tym powstaje w cieście, zobojętnia się substancjami organicznymi ciasta i nie daje się wyczuć w smaku. Ale biada, jeśli niedoświadczona gosposia, chcąc doskonale spulchnić ciasto, przesadzi w dodanej ilości: powstałe w ten sposób paluszki czy precelki mają szkaradny smak sody i trudno je zjeść. Ale trucizną nie są, a dobrze wychowany gość i tak gospodynię pochwali.

Z tyłu innych jeszcze soli sodu wymienimy siarczan, znany od połowy wieku XVII, gdyż, jak już poprzednio powiedzieliśmy, został on wytworzony po raz pierwszy przez Glaubera działaniem kwasu siarkowego na sól kuchenną, przy czym powstaje jeszcze kwas solny. Chemia była wówczas cała na usługach medycyny; zaraz więc zaczęto próbować, jak działa ta sól na organizm, i przekonano się, że — przeczyszczająco. Od razu zaczęto ją stosować we wszystkich niemal chorobach, jako że przypisywano jej cudowne własności lecznicze, co wynika z jej ówczesnej nazwy łacińskiej: „Sal mirabile Glauberi“ czyli sól cudowna Glaubera. Dziś używa się też tej nazwy, jako „soli glauberskiej“, ale z odrzuceniem cudowności, bo trudno współczesnemu człowiekowi uważać silnie przeczyszczający środek za „cudo“. Zawdzięczają jej swą skuteczność niektóre źródła mineralne

a między innymi słynne wody Karlsbadzkie czyli Karolowych Warów.

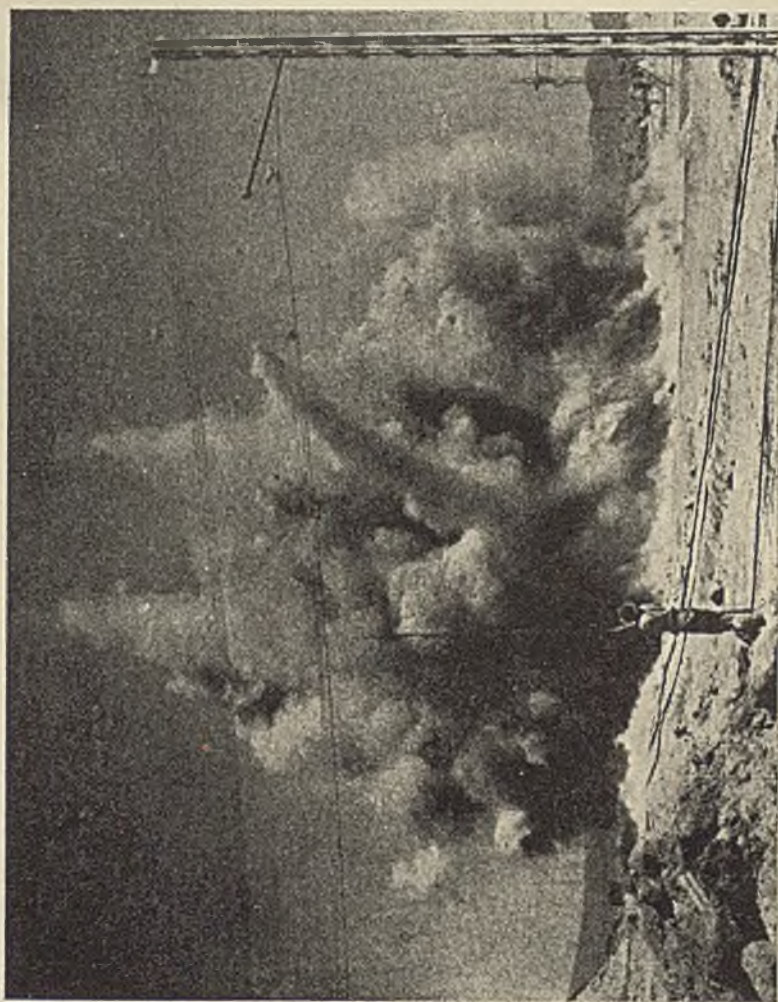
Ogromnie ważną solą jest wreszcie azotan, który tworzy olbrzymie pokłady, ale właściwie tylko na jednym terytorium, to jest w Chile, gdzie rozciągają się na przestrzeni 200.000 km<sup>2</sup>, to jest takiej jak połowa Polski. O te pokłady toczyły niejedną wojnę Chile i Peru, ale ostatecznie zostały one przy Chile. Azotan sodowy — to jeden z najważniejszych nawozów azotowych. Do wybuchu wojny światowej, w ciągu której wypracowano nowe metody wiązania azotu atmosferycznego, był to najważniejszy surowiec do otrzymywania kwasu azotowego.

Jakie jest pochodzenie tej saletry chilijskiej, nie jest jeszcze rozstrzygnięte, prawdopodobnie jednak powstała ona z powietrza, w którym wyładowania elektryczne atmosfery wytworzyły kwas azotowy, wiążący się z solami gleby na azotan sodowy. Surowa saletra chilijska, zwana „caliche“, nie jest bynajmniej czysta. Składa się ona w połowie z azotanu sodowego, w ćwierci z soli kuchennej, oraz z innych soli, z których najważniejszą jest jodan sodowy, obecnie główne źródło otrzymywania jodu.

## CZY WIECIE GDZIE JEST KAŁUSZ?

Poza mieszkańcami Małopolski wschodniej mało kto orientuje się, gdzie leży Kałusz. Niektórzy mieszają go z Kaliszem, spalonym podczas wojny przez Niemców. Sami mieszkańcy Kałusza zwą swój gród ironicznie „Kalosz“, niby chcąc w ten sposób zwrócić uwagę na beznadziejne małomiasteczkowe błoto. Wprawdzie Sobieski pobił pod Kałuszem pohańców, ale kto zdoła pamiętać wszystkie pola bitwy króla, który tyle się nawojował. To też jeżeli Kałusz cieszy się dziś wielką renomą, to nie względów historycznych. W Kałuszu (oraz wiosce Stebniku koło Drohobycza) znajdują się kopalnie soli potasowych, mających szczególnie w rolnictwie bardzo wielkie znaczenie. Na nich też





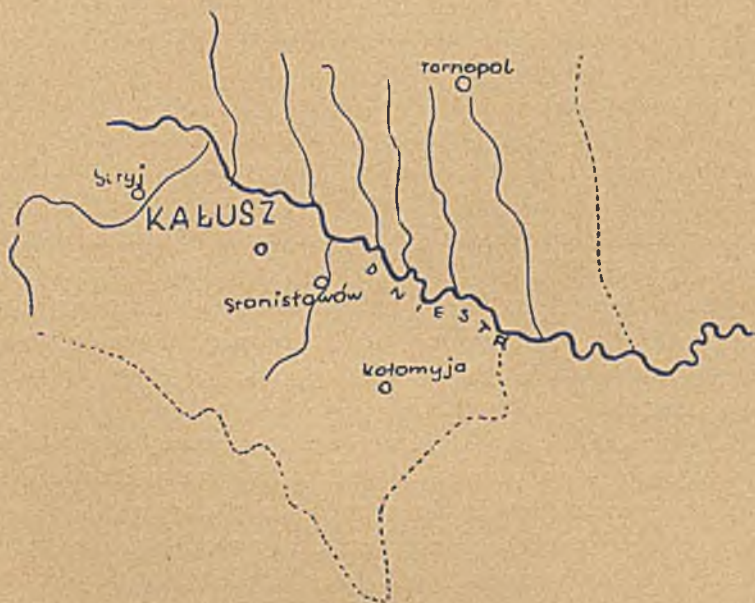
Rozsadzanie pokładów saletrzanych w pobliżu Iquique w Chile. Równocześnie wybuchło 400 min, o zawartości łącznej 5 ton prochu, zapalonych iskrą elektryczną ściągniętą z przewodu wysokiego napięcia, jak to widzimy na rycinie.



jest oparty cały przemysł związków potasu, metaloidu, o którym, po sodzie, godzi się nam coś bliżej powiedzieć.

Potas jest ilościowo mniej więcej tak samo rozpowszechniony jak sól, ale rzadko kiedy występuje w większych skupieniach solnych, przeważnie jako składnik różnych krzemianów skałotwórczych, jak np. skalenia czyli orto-

### O LWÓW



Czy wiecie gdzie jest Kalusz?

klazu. Te krzemiany znajdują się zawsze w glebie, a że wietrzeją pod wpływem czynników atmosferycznych, przeto potas z nich przechodzi w związki rozpuszczalne, konieczne dla życia roślin. Z gleby przechodzą te sole do wód naturalnych a rzeki zanoszą je do morza, które też je zawiera, ale w ilości około czterdzieści razy mniejszej niż chlorku sodu. Gdy powstawały pokłady solne przez wyparowanie odnóg morskich, sole potasowe wykryształizowały na ostatku wraz

z solami magnezu, będąc bowiem łatwiej rozpuszczalne niż sole sodowe wydzieliły się na samym wierzchu pokładu. Bardzo rzadko jednak spotyka się je tam. Były bowiem jako pierwsze atakowane przez wody opadowe lub zalewy rzeczne czy morskie, tak że tylko w niewielu kopalniach się utrzymały... Oprócz wspomnianych kałuskich i stebnickich należy wymienić najślawniejsze w Stassfurcie koło Magdeburga w Niemczech.

Dawniej uzyskiwano potas nie z kopalnianych minerałów lecz z roślin. Po spaleniu drzewa i w ogóle roślin znajduje się w popiele węglan potasu, który łatwo wydobyć z popiołu przez wyługowanie.

Wolny potas można otrzymać z jego związków w taki sposób jak sól, więc najłatwiej elektrolitycznie. Własności jego w stanie wolnym są nieledwie powtórzeniem tego, cośmy o sodzie powiedzieli z niewielkimi różnicami stopnia, więc jest nieco lżejszy, łatwiej topliwy, wodę rozkłada jeszcze energiczniej, tak że rzucony na nią zaraz się zapala bez potrzeby unieruchomiania go bibułą, a wodór wywiązany płonie światłem niebieskawym, gdyż pary potasu w ten sposób go zabarwiają.

W roztworze wodnym wytwarza się przy tym wodorotlenek potasowy, zasada jeszcze silniejsza niż soda żrąca. Nosi on nazwę potażu żrącego i służy do zupełnie analogicznych celów jak soda żrąca. Stały wodorotlenek potasu przy przechowywaniu przyciąga z powietrza nie tylko dwutlenek węgla ale i parę wodną tak obficie, że z czasem rozplywa się na gęstą ciecz, zawierającą i węglan i wodorotlenek potasu.

Sole potasu towarzyszą, jak słyszeliśmy, niekiedy złożom soli kuchennej. Ich skład jest bardzo różny, gdyż oprócz potasu występują tam jeszcze magnez, wapń i inne metale a także i siarczany oraz w małej ilości sole innych kwasów. Tak więc sprawa wykrystalizowania wszystkich tych soli z roztworów jest jeszcze niejasna. Z tych soli sztasfurckich czy kałuskich największe znaczenie mają sylwin czyli chlorek potasu, karnalit czyli podwójny chlorek potasu i magne-

zu oraz kainit, sól podwójna, będąca połączeniem chlorku potasu z siarczanem magnezu. Jest to najpopularniej znany nawóz potasowy używany w rolnictwie. Takich nawozów potasowych sztucznych (w przeciwieństwie do obornika, który jest nawozem naturalnym) musi się używać w intensywnej gospodarce rolnej, bo zapasy potasu w glebie są ograniczone i szybko się wyczerpują, szczególnie gdy się uprawia takie rośliny, jak buraki lub tytoń, zużywające wielkie ilości potasu.

Potrzebę dodawania do gleby potasu uświadomiono sobie stosunkowo późno, tak że po odkryciu tych złóż w Stassfurtcie w r. 1851 uważano je za bezwartościowe i przeszkadzające w dotarciu do poszukiwanych pokładów soli kuchennej — to też nazwano je pogardliwie „Abraumsalze“ czyli „sole do odrzucenia“. Nazwa ta została dotąd, ale ocena ich wartości gruntownie się zmieniła, gdyż obecnie uważa się je za największy skarb, który pozwala utrzymać rolnictwo niemieckie na bardzo wysokim poziomie.

Przez długie lata miały Niemcy niemal monopol na sole potasowe, skąd też eksportowano je na cały świat. Dopiero teraz, po wojnie, zaczęto się zajmować złożami małopolskimi, zaniebawanymi przez władze zaborcze austriackie. W każdym razie jesteśmy obecnie zupełnie samowystarczalni co do nawozów potasowych.

Poza celami rolniczymi służą owe sole do przerabiania na inne związki potasu. Przez przekryształowanie surowych soli naturalnych można np. otrzymać z nich chlorek, którego własności fizyczne są bardzo podobne do soli kuchennej, lecz oczywiście nie fizjologiczne, gdyż potas nie może w organizmie zastąpić sodu, a nawet w większych ilościach działa szkodliwie na serce.

Ponieważ sole potasu są na ogół bardzo zbliżone do soli sodu, nie będziemy ich omawiać z wyjątkiem tych, które mają specjalne znaczenie. Tak więc wspomnimy o węglanie sodowym, który jak wiemy można otrzymywać przez wylugowanie popiołu drzewnego. Grał on dawniej daleko większą rolę w życiu codziennym, gdyż była to jedyna

łatwo dostępna substancja zasadowa w krajach, gdzie sody lub popiołu roślin morskich nie posiadano. Potaż zastępował więc sodę do różnych celów gospodarczych i przemysłowych. W krajach o bogatym drzewostanie leśnym, a takim była Polska w dawnych wiekach, wyrabiano go masowo, karczując odwieczne puszcze i paląc drzewo. Trwała w Polsce ta rabunkowa gospodarka długo i potaż był ogromnie ważnym artykułem eksportowym, spławianym Wisłą do Gdańska. Nie jedna fortuna magnacka wyrosła w ten sposób, szczególnie w XVII w. Do niedawna postępowano tak w Rosji, gdyż brak środków komunikacyjnych utrudnia eksport materiału drzewnego, a popiół jest łatwy do przewozu, bo waży nieporównanie mniej niż drzewo, z którego powstał. Obecnie ma potaż z popiołu już minimalne znaczenie, gdyż wyrabia się go ze soli sztasfurckich analogicznymi metodami, jak sodę Leblanca ze soli kuchennej. Dawniej otrzymywano czysty węglan potasu przez wyżarzenie winnika czyli kamienia winnego, osadzającego się w beczkach z winem; jest to kwaśny winian potasu, który po spaleniu daje węglan potasu. A że winnik nosił niegdyś nazwę łacińską „tartarus”, więc to, co się z niego w ten sposób otrzymywało, zwano „cremor tartari”, dosłownie: „wypalek winnika”. Nazwa ta dotąd bywa czasem używana, ale z przeniesieniem na sam kamień winny. Dzisiaj otrzymuje się potaż jeszcze z dwóch źródeł: wspominaliśmy, że buraki pobierają z gleby dużo potasu; otóż przy przerabianiu ich na cukier, potas przechodzi do soku, a gdy z niego wykrystalizuje cukier, gromadzą się sole potasowe w pozostałej gęstej masie, zwanej melasą. Tę można jeszcze w znacznej części przerobić przez fermentację na alkohol, a pozostałość po spaleniu daje duże ilości potażu. Wreszcie dużo potasu znajduje się w pocie owiec, wysychającym na ich wełnie; w wielkich fabrykach, przerabiających wełnę, oplaci się wodę, którą się wełnę przemywa, odparować, gdyż po wyżarzeniu suchej pozostałości uzyskuje się potaż. A są to pokaźne ilości: obliczono, że wszystkie owce na świecie potrafiłyby dostarczyć rocznie około 125 milionów kilogramów potażu.

Bardzo ważną solą potasu jest jego chloran, o którym jużemy nieraz mówili: nazywają go czasem solą Bertholleta, gdyż ten chemik pierwszy go wytworzył, wprowadzając chlor do gorącego ługu potasowego. Z powodu dużej zawartości tlenu, który odszczepia przy ogrzewaniu, używa go się do wytwarzania tlenu; zmieszany z ciałami palnymi, jak z węglem lub siarką, powoduje ich bardzo żywe, czasem wprost wybuchowe spalanie, i na tym polega jego zastosowanie do ogni sztucznych lub do wyrobu zapalek. Jest więc ciałem silnie utleniającym, i to nawet w roztworze; dlatego stosują go niektórzy lekarze do płukania ust i gardła, gdyż działa odkażająco; jest to jednak niebezpieczne, gdyż nawet małe jego ilości, połknięte mimowoli przy płukaniu, bywały przyczyną ciężkich schorzeń a nawet śmierci. Dlatego należy go stanowczo unikać, i używać do tego celu wody utlenionej, która jest środkiem niewinnym.

Również utleniającą solą potasową, i to znacznie ważniejszą, jest azotan, czyli popularnie mówiąc, saletra. Tę wytwarzano dawniej w ten sposób, że odpadki zwierzęce wszelkiego rodzaju mieszano z popiołem drzewnym i układano w wielkie kupy celem ich przegnicia. Pod wpływem bakteryj gnilnych, zwanych tutaj nitryfikacyjnymi, azot zawarty w owych odpadkach przechodził w jon kwasu azotowego i łączył się z węglanem potasowym, zawartym w popiele, na saletrę, która z czasem wykwiłała krystalicznie na tych „plantacjach saletrzanych“ i mogła być z powierzchni zmieciona i oczyszczona. Ale i w naturalnych warunkach saletra wykwiła w ten sposób z murów, kamieni itp. w pobliżu gnijących ciał pochodzenia zwierzęcego; stąd więc poszła jej nazwa „sal petrae“ czyli sól ze skały, co później ściągnięto na „saletrę“.

W ten sposób przez całe wieki mozolnie wytwarzano saletrę; dziś korzysta się z tego, że azotan sodowy występuje obficie jako saletra chilijska, którą łatwo przerobić na saletrę potasową: poprostu miesza się w roztworze azotan sodowy z chlorkiem potasu (również łatwo dostępnym np. jako sól sztasfurcka), i podparowuje. Ze składników roz-

tworu tworzy się najtrudniej w tych warunkach rozpuszczalny chlorek sodowy, który wykryszalizowuje, a w roztworze pozostaje azotan potasu. To jest zasada procesu; wykonanie jego jest oczywiście bardziej skomplikowane. Saletra w ten sposób otrzymana nosi nazwę *k o n w e r s y j n e j*.

## PROCH ROZSADZIŁ SYSTEM FEUDALNY.

Ale dlaczegóż zadawano sobie od wieków tyle trudów, by tę saletrę wytwarzać w wielkich ilościach? Oto dlatego, że poznanie jej i jej własności szybko doprowadziły do wynalezienia prochu strzelniczego, którego zastosowanie w sztuce wojennej jest przełomowe dla dziejów ludzkości.

Zarówno w starożytności jak w ciągu wieków średnich głównym czynnikiem w wojnach była walka wręcz, zależna od osobistej dzielności i sprawności walczącego, stąd olbrzymia rola wojownika i rycerza w społeczeństwie, którego cała budowa na tem była oparta; wyrazem tego był znany w historii system feudalny. Z chwilą wprowadzenia prochu, dział i strzelb, działających na wielką odległość, rola rycerza właściwie się skończyła, i rozstrzygającym losy wojny stał się stopniowo zwykły szary żołnierz; wojna została zdemokratyzowana, a za tym poszło zdemokratyzowanie społeczeństwa i upadek feudalizmu. Wynalazek prochu stanowi zatem początek epoki nowożytnej w historii ludzkości.

Gdzie i kiedy został proch rzeczywiście po raz pierwszy wynaleziony, nie jest jeszcze rozstrzygnięte. Tradycja i źródła wskazują na daleki Wschód, Chiny i Indie, skąd jak się zdaje dotarła jego znajomość poprzez Arabów do Europejczyków, którzy w każdym razie nie są wynalazcami. Do Europy doszła znajomość prochu około wieku XIII, a już w czternastym ginęli od broni palnej ludzie na wojnie. W Polsce spotykamy broń palną już za Kazimierza Wielkiego. Popularnie uchodzi za wynalazcę prochu franciszkanin Berthold Schwarz we Fryburgu w Niemczech, który miał wynaleźć proch około połowy w. XIV podczas doświadczeń



alchemicznych. Zmieszał on saletrę, węgiel i siarkę i przypadkowo zapaliwszy tę mieszaninę przekonał się o jej sile wybuchowej. Ale to tylko dorobiona później bajka, gdyż proch był znany, jakśmy powiedzieli, znacznie wcześniej, a jego znajomość przybyła niewątpliwie ze Wschodu za pośrednictwem Arabów.

Skład chemiczny prochu nie jest stały, bo przecie to mieszanina, nie związek. Od stosunku składników zależą też i własności jego, które można dostosowywać do celów, bo inny jest proch do broni ręcznej, inny do dział, inny do rozsadzania skał i do celów górniczych. Ma również wpływ wielkość ziarna, jaką się temu materiałowi nadaje, gdyż proch drobnoziarnisty spala się i wybuchu prędko i gwałtowniej niż gruboziarnisty, używany do dział i rozsadzania. Na ogół jednak można powiedzieć, że składa się w trzech czwartych ze saletry, a pozostała ćwierć, to równej w mierze węgiel drzewny i siarka. Mieszaninę tę proszkuje się najstaranniej przez mielenie w odpowiednich młynach, zarabia z małą ilością wody, powstałe ciasto suszy, tłucze na drobne ziarna, przesiewa przez sita o różnej wielkości otworów i w ten sposób otrzymuje proch o różnej ziarnistości.

Przy spalaniu prochu saletra dostarcza potrzebnego tlenu, a z reakcji otrzymuje się przeważnie produkty gazowe: dwutlenek węgla, dwutlenek siarki i azot, obok małych ilości ciał stałych, jak węglan i siarczek potasu, które tworzą dym. Owe produkty gazowe zajmują nieporównanie większą objętość niż proch, stąd też gdy ten się spala w przestrzeni zamkniętej: lufie działa lub strzelby, lub w minie górniczej, gazy te wywierają nagle kolosalne ciśnienie, powodujące gwałtowne wyrzucenie pocisku z lufy lub rozsądzenie skały.

Proch strzelniczy był przez długie wieki jedynym w praktyce używanym środkiem wybuchowym. Dopiero w połowie w. XIX wytworzono nitroglicerynę i nitrocelulozę, które okazały się jeszcze silniejszymi środkami, ale upłynęło blisko pół wieku, nim zdołano im nadać taką postać, aby mogły znaleźć praktyczne zastosowanie. Stopnio-

wo też wyparły one w ogromnym stopniu dawny proch czarny, nad którym mają i tę przewagę, że nie zawierając składników nielotnych, nie dają dymu przy spaleniu. Obecnie więc używa się prawie wyłącznie prochów bezdymnych.

## SPAZMY MODNE A CHEMIA.

Jeżeli w ciągu ostatnich pięćdziesięciu czy stu lat zmieniły się gruntownie różne nasze zapatrywania, obyczaje i moda — to można tę przemianę obserwować najlepiej na



Do „spazmów modnych“ nie mogło braknąć „wysokoku jeleniego rogu“.

kobietach. Podczas gdy dawnymi czasy ideałem kobiety była „czułość“ i „tkliwość“, wskutek czego na każde wrażenie reagowały płaczem, omdleniami, to dzisiaj kobieta stara się dorównać mężczyźnie czy to pracując zarobkowo, czy to w sporcie, w literaturze i sztuce. Toteż próżno byś się doszukiwał w torebce dzisiejszej damy owych słynnych, już

dzisiaj nader rzadko spotykanych „soli trzeźwiących“, „soli angielskich“ czy „wysokoku jeleniego rogu“. Do owych tak wysmiewanych przez satyryków „spazmów modnych“ nie mogło braknąć flakonika z tą substancją. Spotykamy się z nim jeszcze u Fredry (np. Ciotunia).

Owa substancja to węglan amonu, połączenie reszty kwasu węglowego z grupą  $\text{NH}_4$  (związek azotu i wodoru), która sama dla siebie nie może istnieć trwale, natomiast przechodzi z jednego związku do drugiego bez zmiany. Takie grupy zwiemy rodnikami, a że rodnik  $\text{NH}_4$  zachowuje się w związkach bardzo podobnie jak metale grupy potasowców, dlatego omawia się go przy nich.

Rodnik ten zwie się amonem, a o jego solach jużesmy niejednokrotnie mówili, szczególnie o najpospolitszej, to jest chlorku, zwanym potocznie salmiakiem. Sole te szczególnie są podobne do soli potasowych, różnią się zaś od nich najwięcej tym, że nie wytrzymują wysokiej temperatury, lecz ulatniają się: czasem bez rozkładu, jak salmiak, ale częściej rozkładając się, przy czym i grupa amonowa bywa zwykle rozerwana.

Wspomniany salmiak, to najdawniej znana sól amonowa. Można go otrzymać przez silne ogrzewanie niektórych odpadków zwierzęcych, w szczególności przez suchą destylację gnoju wielbłądziego. W ten sposób uzyskiwano go już w odległych wiekach na Wschodzie, gdzie wobec braku drzewa gnój wielbłądzi jest najważniejszym materiałem opałowym. Wytwarzano go i wprowadzano w handel przede wszystkim w Armenii, stąd nadano mu nazwę soli armeńskiej — po łacinie „sal armeniacum“. Ale i Egipt go dostarczał, a z drugiej strony sławna była egipska sól kuchenna wydobywana w oazie pustyni Libijskiej, gdzie się znajdowała sławna świątyni Zeusa — Ammona. Otóż nastąpiło pomieszanie nazw tych dwóch różnych soli i stopniowo nazwa soli armeńskiej ustąpiła miejsca soli amonńskiej, „sal ammoniacum“, co skrócono w salmiak. Z tego samego źródła pochodzi słowo „amoniak“.

Salmiak otrzymuje się dziś zwykle przez zobojętnienie

amoniaku kwasem solnym. Jest to sól bezbarwna, łatwo rozpuszczalna, gorzkawo-słona. Ma zastosowanie w pracowniach naukowych jako nader ważny odczynnik i w elektrotechnice. Tak np. zwyczajne baterie do dzwonek elektrycznych napelnia się roztworem salmiaku, a w tzw. bateriach suchych, jakich się używa do lampek kieszonkowych, znajduje się on w postaci pasty. Ma też pewne zastosowanie w medycynie jako środek na poty, a że działa rozluźniająco na śluz, używa się go też w różnych chorobach przewodów oddechowych. Tak więc popularne pastylki „Cachou“, używane przy kaszlu, katarze oskrzeli itp., składają się ze salmiaku i wyciągu ze słodkiego drzewa („lukrecji“).

Używa się go też do lutowania metali, gdyż stykając się z silnie rozgrzaną powierzchnią metalu, zawsze przytem utlenionego, tworzy on z tym tlenkiem zanieczyszczającym powierzchnię odpowiedni chlorek, który albo jest lotny albo przynajmniej łatwo się topi. W ten więc sposób powierzchnia się oczyszcza i może się połączyć z cyną albo innym lutem. Dlatego to np. blacharze nabierając cynę na rozgrzaną miedzianą kolbę do lutowania, pocierają ją potem o bryłkę salmiaku, oczyszczając w ten sposób stopioną kroplę cyny. Salmiak przytem ulatnia się w postaci gęstego białego dymu.

Siarczan amonu jest bardzo ważnym nawozem azotowym. Azotan czyli saletra amonowa zawiera w sobie dużo tlenu i dużo wodoru obok azotu, więc same lotne pierwiastki, z których dwa pierwsze bardzo chciwie z sobą się łączą. Dlatego sól ta rozgrzana ponad swą topliwość rozkłada się wytwarzając tlenek dwuazotu (gaz rozweselający) i wodę, produkty, które w tych warunkach są lotne i zajmują bez porównania większą objętość niż sól pierwotna. Daleko jeszcze energiczniej przebiega taki rozkład pod wpływem zapłonu detonacyjnego: następuje gwałtowny wybuch, i dlatego używa się azotanu amonu do wyrobu niektórych środków wybuchowych, szczególnie dla celów górniczych, są bowiem bezpieczniejsze w użyciu niż dynamit lub proch strzelniczy.

Wspomniany węglan amonu (sól trzeźwiąca) powstaje łatwo przy suchej destylacji kości, kopyt, rogów i innych części zwierzęcych, a że za najlepszy gatunek uchodził preparat otrzymywany z rogów jelenich, stąd jego dawna nazwa: „wyskok jeleniego rogu“.

Związek ten jest łatwo lotny, a że jest połączeniem bardzo słabej zasady, amoniaku, z bardzo słabym kwasem węglowym, więc rozpada się na te składniki już w zwyczajnej nawet temperaturze, wydając silną woń amoniaku. Temu zawdzięcza swe zastosowanie przy omdleniach.

Węglan amonu mimo, iż już nie jest rekwizytem czułych dam, nie przestał być bardzo ważną substancją, którą dziś wytwarza się daleko prościej, ogrzewając salmiak z kredą czyli węglanem wapniowym. Amoniak ze salmiaku łączy się z kwasem węglowym z kredy, a powstały węglan amonu oddestylowuje. Prócz zastosowań naukowych przydaje się on jeszcze i w gospodarstwie domowym, gdyż domieszany do ciasta rozkłada się przy pieczeniu na produkty wyłącznie lotne. Spulchnia więc ciasto podobnie jak dwuwęglan sodowy, lecz uchodzi z ciasta w zupełności, podczas gdy dwuwęglan sodowy pozostawia sodę, która może popsuć smak.

## BŁYSK W NOCY.

Któż dziś nie fotografuje! A jeżeli jeszcze taki się znajdzie, to niezawodnie był niejednokrotnie przedmiotem lub świadkiem fotografii i widział często, że przy jakimś obchodzie wieczornym nagle rozbłysło na chwilę niesłychanie jaskrawe światło, któremu towarzyszył stłumiony odgłos wybuchu. To fotograf dokonał nocnego zdjęcia, posługując się przy tym mieszkanką palną, zawierającą jako główny składnik proszek metalu magnezu, należącego do grupy „metali ziem alkalicznych“. Pierwiastek magnez i kilka innych tworzą tlenki, które się łączą z wodą również na zasady, jakkolwiek słabsze niż poprzednio omawiane. A że te tlenki są w wodzie dość trudno rozpuszczalne, a w dawnej chemii

takie tlenki były określane jako „ziemie“, stąd nazwano te metale „metalami ziem alkalicznych“. Należą tu beryl, magnez, wapń, stront, bar i wreszcie rad, odkryty przez naszą rodaczkę Curie-Skłodowską.

Są to metale lekkie, chemicznie bardzo czynne, dlatego w przyrodzie nie występują w stanie wolnym. Ich czynność chemiczna wzrasta wraz z ciężarem atomowym, stąd też tylko pierwsze dwa dadzą się przechowywać bez specjalnych ostrożności — inne muszą być, podobnie jak potasowce, przechowywane pod naftą bez dostępu powietrza.

Beryl jest pierwiastkiem bardzo rzadkim, składnikiem kilku drogich kamieni, jak np. berylu, od którego wziął nazwę. Kamień ten, to krzemian glinowo-berylowy, który zabarwiony na zielono nosi nazwę szmaragdu, zaś jego odmiana niebieskawo-zielona to akwamaryn. Z tych cennych materiałów można otrzymać metal podobny na ogół do magnezu, lecz od niego mechanicznie wytrzymałszy a również niemal lekki, gdyż jest niespełna dwa razy tak ciężki jak woda. Te zalety mogłyby mu zapewnić ogromne zastosowanie praktyczne, gdyż dziś technika poszukuje metali jak najlżejszych, choćby do budowy samolotów. Niestety jest on jeszcze zbyt drogi — jego cena handlowa wynosi około 2000 zł za 1 kg. Ale przemysł nie traci nadziei, że uda się go otrzymywać taniej i prace w tym kierunku nie ustają.

Drugi z tych metali, magnez, należy do pierwiastków najobficiej występujących. Jego węglan, magnezyt, tworzy niekiedy znaczne pokłady, a w połączeniu z węglanem wapniowym, jako tzw. dolomit, nawet całe łańcuchy górskie. Także i siarczan magnezu występuje jako minerał, a jeszcze częściej w „gorzkich wodach“ mineralnych. Sole magnezu są zawarte w wodzie morskiej.

Wolny magnez najłatwiej otrzymać przez elektrolizę stopionego chlorku. Jest to metal srebrzysto-biały, jeszcze nieco lżejszy od berylu. Wywalcowany na wstążkę i silnie ogrzany zapala się i daje wspomniane już oślepiające światło. Zawiera ono wiele promieni chemicznie czynnych i przez to działa silnie na płyty fotograficzne, stąd jego zastosowa-

nie w fotografii, szczególnie nocnej. Płonąca wstążka dawałaby jednak zbyt słabe światło, dlatego używa się mieszanek delikatnego proszku magnezu z substancją zawierającą dużo tlenu, jak chloran lub nadmanganian potasu; mieszanina taka spala się niemal wybuchowo, dając ogromny i bardzo intensywny płomień, pozwalający na zdjęcia momentalne.



Do efektowych ogni choinkowych używa się proszku magnezu.

Jako bardzo lekki metal jest on składnikiem wielu stopów, jak magnalium lub elektron, lekkich, wytrzymałych i chemicznie mało zmiennych.

Tlenek magnezu, powstający przy jego spaleniu, można jeszcze łatwiej otrzymać przez wyprażenie węglanu, a stąd nosi nazwę magnezji palonej. Używa się go w lecznictwie dla zobojętnienia nadmiernej kwasoty żołądka, zatem podobnie jak dwuwęglanu sodowego. Jest bardzo trudno topliwy, zaledwie w najwyższych temperaturach pieców elektrycznych, dlatego używa się go do wyrobu tygli i innych przyborów ogniotrwałych.

Chlorek magnezu jest zawarty w wodzie morskiej, dlatego znajduje się też i w omawianych już pokładach soli potasowych. Przy ich przeróbce otrzymuje się go w wielkich ilościach jako produkt uboczny. Jest to sól w wodzie bardzo łatwo rozpuszczalna, tak dalece, że sama przyciąga wilgoć z powietrza i rozpływa się w gęstą syropową ciecz. Ma ona wielkie znaczenie praktyczne. Przekonano się bowiem, że taki syrup, zarobiony w odpowiednim stosunku z magnezją paloną, po krótkim czasie twardnieje na kamień, dzięki wytworzeniu się związku zwanego tlenochlorkiem magnezu. Taka mieszanina, zwana cementem lub kitem Sorela (od nazwiska wynalazcy), służyła od dawna do zlepienia rozbitych przedmiotów marmurowych lub plombowania zębów. Nierównie większe zastosowanie ma obecnie przy wyrobie t. zw. ksyłolitu, masy używanej szczególnie do wyrobu podłóg w kuchniach, korytarzach, pracowniach itp. Ksyłolit jest to mieszanina cementu Sorela z delikatnymi trocinami, t. zw. mąką drzewną, z dodatkiem farby mineralnej dla nadaniażądanego koloru. Pastę taką układa się szczelnie, wygładza, a gdy po kilkunastu godzinach stwardnieje, można ją jeszcze dla równości zheblować. W ten sposób otrzymuje się podłogę jednolitą bez szpar, co jest bardzo pożądane ze względów higienicznych, elastyczną i ciepłą w dotknięciu podobnie jak drzewo, co również jest bardzo korzystne dla zdrowia osób, które jako kucharki, służące, robotnicy, muszą cały dzień stać na takiej podłodze. Zresztą używa się ksyłolitu i do wielu innych celów jako masy plastycznej, łączącej zalety drzewa (po grecku xylon) i kamienia (gr. lithos), którą można pilować, toczyć, heblować, tak jak drzewo.

Węglan magnezu nosi jako minerał nazwę magnezytu; otrzymany sztucznie jest proszkiem bardzo lekkim i pulchnym, używanym w lecznictwie pod nazwą magnezji białej, do podobnych celów jak magnezja palona.

Znaczenie lecznicze ma też i siarczan magnezu, zwany solą gorzką, gdyż działa wybitnie przeczyszczająco. Znajduje się on w przyrodzie najczęściej jako czynny składnik



wód gorzkich. Z zagranicznych takich wód najwięcej znane są Hunyadi Janos i Apenta, z naszych morszyńska. Jego działanie przeczyszczające polega na tym, że wywierając w jelitach ciśnienie osmotyczne, przyciąga z organizmu wodę, rozcieńczając i upłynniając treść jelit.

Z przelicznych krzemianów magnezu można wymienić tak dobrze wszystkim znany: talk czyli łojek, minerał bardzo miękki i śliski, którego delikatny proszek służy do zmniejszania tarcia np. przedmiotów kauczukowych (dętki samochodowe i rowerowe, woreczki do piór rezerwuarowych) lub ułatwia wkładanie obcisłych rękawiczek (dawniej nazywano go wtedy z niemiecka „federwajsem“). Dalej azbest, minerał włóknisty, który dzięki tej właściwości ma obszerne zastosowanie techniczne, tym bardziej, że można go prząść i tkąć, a tkanina taka jest ogniotrwała.

Korzystano z tej właściwości azbestu już w starożytności, sporządzając z takiej tkaniny obrusy, które po użyciu nie wymagały czyszczenia ani prania (co wówczas było znacznie bardziej kłopotliwe niż obecnie): po prostu wrzucano je do ognia, a po wypaleniu były czyste. Robiono z azbestu także całuny dla umarłych, a to dlatego, że po spaleniu zwłok na stosie (jak to było u starożytnych zwyczajem) z rozwiniętego całunu wydobywano popioły nie zmieszane z popiołem drzewa. Marco Polo, wenecki podróżnik po Dalekim Wschodzie w XIII w. opisuje szaty, które widział w Tatarii, z pięknego białego jedwabiu, wytrzymałe na ogień.

Dziś zastosowanie azbestu jest inne. Nie wyrabia się z niego szat paradnych, tym bardziej, że ta sławna wytrzymałość na ogień jest bardzo wątpliwej jakości. Prawda, że się nie pali, ale w ogniu kruszeje i po raz drugi nie dałby się taki azbestowy obrus użyć. Zato jest nieocenionym materiałem do izolacji cieplnej, do wyrobu sznurów i tektur izolacyjnych i uszczelkowych, płyt budulcowych, dachówkowych i podobnych, po zmieszaniu z cementem: taki jest np. znany powszechnie sztuczny łupek, eternit; dalej służy azbest jako materiał do filtrowania, czyszczenia, polerowa-

nia i wielu innych celów, dzięki czemu jego zużycie techniczne wynosi obecnie setki tysięcy tonn rocznie.

Wreszcie krzemianem magnezu jest pianka morska, minerał lekki i porowaty, dający się łatwo obrabiać, dzięki czemu służy do wyrobu drobnych przedmiotów ozdobnych, zwłaszcza fajeczek i cygarniczek.

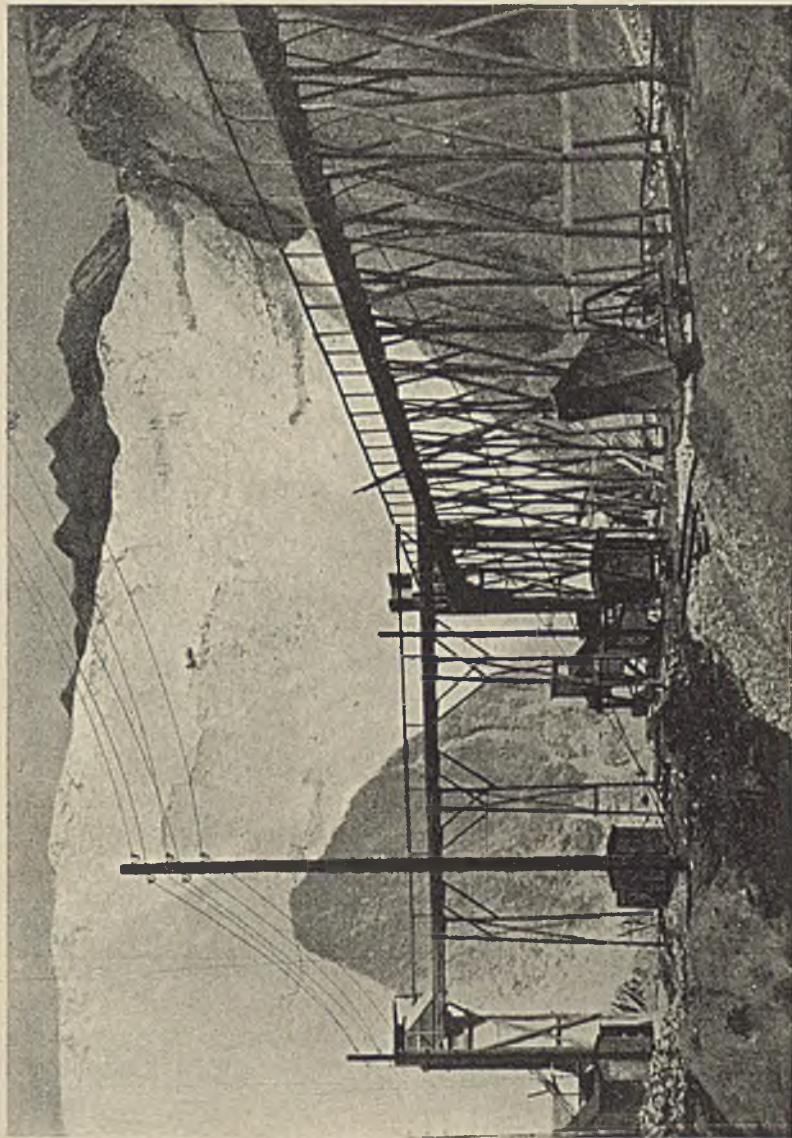
## WAPŃ MA SPORO DO OPOWIADANIA.

Przypuśćmy, że pierwiastki umieją mówić i że są obdarzone dobrą pamięcią. Cóż nam szkodzi stworzyć sobie taki świat fantastyczny. Już zebrały się i nużę snuć swoje dzieje!



Wapń ma dużo do opowiadania...

Niewątpliwie opowiadanie Złota byłoby najdramatyczniejsze i dorównywałoby tylko opowieściom Węgla, który włożył na siebie paradną szatę diamentową. Opowiadanie Arseniku i Fosforu najbardziej ponure; ale kto wie, czy nie przyznano by pierwszej nagrody Wapniowi. Okryty czapką-niewidką (bo przecież w stanie wolnym w przyrodzie nie występuje) ten tajemniczy pierwiastek całymi godzinami mógłby przykuwać uwagę swych słuchaczy, opowiadając o tym, jaką rolę odgrywa on w organizmie człowieka, jak to z jego połączeń mikroskopijne żyłka a także duże istoty wyrabiają sobie szkielet i cudaczne często a fantazyjne pomieszczenia... Jak to i ludzkie domy od niepamiętnych czasów z właściwości Wapnia w szerokim zakresie korzystają, jak to jako składnik szkła, Wapń stał się tak potężnym pomocni-



Najslawniejsze złoże kredowe znajdują się na wyspie Rugii na Morzu Bałtyckim. Kredowe brzegi tej wyspy opadają stromo w morze. Na rycinie widzimy kopalnię kredy.



kiem w podnoszeniu się człowieka do coraz wyższych form rozwoju. Jak to wreszcie ukryty w gipsie, w marmurze stał się radością i szczęściem człowieka, poszukującego piękna. Wszak i Wenus z Milo i Katedra św. Piotra to niezaprzeczone zasługa Wapnia. Kto wie, czy urzeczony tym prawdziwym opowiadaniem pierwiastki (wapń jest skromny, nie chępi się) nie postanowią wystawić wapniowi pomnika z napisem „W uznaniu niespożytych zasług — pierwiastki“. Pomnik oczywiście z najlepszego, karraryjskiego marmuru... Ale wracajmy do rzeczywistości. Jak już powiedzieliśmy, wapń nie istnieje swobodnie w przyrodzie. Chemicy znają go bliżej stosunkowo od dość niedawna — znowu wskutek zastosowania elektrolizy, która jest w wielu wypadkach ostatnią instancją, dzięki której chemik wygrywa proces z przyrodą. Jest to metal srebrnobiały, zmieniający się szybko w dostępie powietrza, gdyż utlenia się zaraz na powierzchni, musi być więc trzymany jak potas lub sól pod naftą.

Sam wapń poza naukowym ma niewielkie zastosowanie — jego główne „pole działalności“ to związki czyto naturalne czyto sztucznie wytworzone. Przypomnijmy sobie, że już znamy jeden taki związek, mianowicie z węglem — karbid czyli węgielek wapniowy. Ów karbid, znany powszechnie surowiec do wytwarzania acetyleny, odgrywa nierównie większą rolę w dzisiejszej chemii, stanowiąc substancję wyjściową bardzo wielu ciał organicznych, kwasu octowego i pokrewnych związków a zwłaszcza tak obecnie aktualnego sztucznego kauczuku.

W życiu organicznym wapń bierze żywy udział jako składnik komórek, często na starość jednak nieprzyjemny, gdy się objawia w formie zwapnienia tętnic (skleroza). Organizmy potrzebują wapna w ogromnej ilości, bo przecież szkielet kręgowców jest przeważnie fosforanem wapniowym. Ogromna jest ilość gatunków niższych zwierząt, które z węglanu wapniowego wytwarzają skorupy ochronne lub rusztowania, na których ich ciało jest osadzone. Są to mięczaki, korale, robaki, jak i inne istoty zwierzęce i roślinne, często mikroskopijnych wymiarów.

Po śmierci tych istot, żyjących przeważnie w morzu, owe wapienne cząstki organizmów opadają na dno wód, tworząc z biegiem milionów lat potężne pokłady geologiczne, w których niejednokrotnie można znaleźć skorupy i szkielety dawno wygasłych zwierząt. Umożliwiło to w ogóle powstanie i rozwój geologii i paleontologii.

Jako materiał wyjściowy do otrzymywania związków wapnia służy przeważnie jego węglan, będący w naturze prawie wyłącznie pochodzenia organizmowego. Przez silne podgrzanie rozkłada się on na tlenek wapniowy i dwutlenek węgla, który uchodzi jako gaz. Proces ten dokonywany na wielką skalę w odpowiednio budowanych piecach nazywa się wypalaniem wapna, a powstający przy tym tlenek — wapnem palonym. W stanie czystym jest to ciało białe, bardzo trudno topliwe, gdyż dopiero w temperaturze łuku elektrycznego. Najważniejszą jego cechą jest to, że jako bezwodnik zasady, i to silnej, chciwie łączy się z wodą na wodorotlenek, tak że mieszanina rozgrzewa się nawet do stu kilkudziesięciu stopni, przy czym woda ulatniając się tworzy całe kłęby pary. Nazywa się to gaszeniem wapna, a powstający wodorotlenek wapnem gaszonym.

Najważniejszym zastosowaniem wapna gaszonego jest użycie jego w budownictwie. Zarobione z odpowiednią ilością wody jest ono podstawą zaprawy murarskiej, używanej w budownictwie do spajania cegieł i kamieni oraz do tynkowania. Zaprawa murarska jest mieszaniną gęstwy wapiennej z piaskiem czyli dwutlenkiem krzemu, i z czasem ulega podwójnej przemianie chemicznej: przede wszystkim łączy się z bezwodnikiem węglowym, znajdującym się w małej ilości w powietrzu, na węglan wapniowy, przy czym oczywiście jeszcze wytwarza się woda. Stąd mury świeże muszą być wilgotne i nie pomoże na to zwykłe opalenie, gdyż woda wciąż się chemicznie wytwarza. Można jednak proces ten przyśpieszyć, spalając w ubikacjach domu świeżo postawionego węgla, i to najlepiej w postaci koksu (gdyż ten nie wydziela przy tym dymu), w żelaznych otwartych paleniskach, aby powstający dwutlenek węgla nie uchodził na ze-

wnątrz, lecz wnikał w mury. W ten sposób ów dwutlenek wytwarza szybko, przynajmniej w zewnętrznej warstwie, węglan wapniowy.

Ale im dalej w głąb muru, tym trudniej przenika tam dwutlenek węgla i tym wolniej ta reakcja zachodzi. Na jej całkowite ukończenie trzeba by czekać dziesiątki i setki lat. Ale nie jest to potrzebne i mury już po krótkim stosunkowo czasie można uważać za osuszone.

Równolegle z tym procesem idzie jeszcze druga znacznie powolniejsza reakcja, mianowicie między wapnem a piaskiem, który też, jako bezwodnik kwasu krzemowego, wytwarza swoją sól, krzemian wapniowy, jeszcze znacznie twardszy i wytrzymalszy niż węglan. Ale że piasek jest ciałem stałym i nie przenika przez wapno, więc reakcja postępuje bardzo powoli, krzemian wytwarza się stopniowo dookoła ziarenek piasku i trzeba setek lat, by niejako przerósł zaprawę, udzielając jej wielkiej spoistości i twardości. Ale nie znaczy to, by dawni budowniczowie lepiej umieli budować niż dzisiejsi — grają tu rolę powody chemiczne.

Krzemiany nadają więc zaprawie murarskiej daleko większą odporność, szczególnie odporność względem wody, niż u wodorotlenku a nawet węglanu wapniowego. Szczególnie odporne są krzemiany glinowo-wapniowe, które użyte do wyrobu zaprawy twardnieją nawet w obecności wody i dlatego nadają się do budow podwodnych np. portowych, do filarów mostów itp. Stąd nazwa wapna hydraulicznego. Do wypalania takiego wapna musi się użyć materiałów, które zawierają w sobie oprócz wapienia znacznie większe ilości gliny, jak niektóre margle, skały wulkaniczne, np. bardzo ważne puzzolany z okolic Wezuwiusza, tzw. ziemia santoryńska z greckiej wyspy Santorynu i inne. Z surowców tych wyrabiali wapno hydrauliczne już Rzymianie, popadło ono jednak w zapomnienie, aż dopiero w końcu XVIII w. wynaleziono je na nowo; ale prawdziwy rozkwit tej gałęzi przemysłu datuje się od połowy zeszłego wieku, kiedy to Johnson w Anglii wykazał, że można to wapno hydrauliczne sztucznie wytwarzać, wypalając mieszaninę wapienia z gli-

ną w odpowiednim stosunku. Jest to tzw. cement portlandzki, obecnie wyrabiany na całym świecie w olbrzymich ilościach. Wypalona owa mieszanina tworzy masę zbitą tzw. klinkier, który zmielony i zmieszany z piaskiem i wodą tężeje na masę twardą. Dodając żwiru, drobnego i grubszego tłuczniwa kamiennego, otrzymuje się beton, używany też wprost do budowy lub do wyrobu sztucznego kamienia, do brukowców i do pokrywania jezdni... w ogóle cement i beton wszechwładnie dziś panują w budownictwie i pokrewnych działach techniki — nie tylko w budownictwie wodnym. Często po prostu ustawia się formę z desek, wypełnia się ją masą betonową, którą się na wilgotno ubija, a po paru dniach można formę rozebrać i budynek gotowy. Wzmocniony wstawkami żelaznymi ten beton nosi nazwę żelbetonu lub żelbetu.

Z soli wapniowych warto wspomnieć o związku wapnia z fluorem. Jest to minerał fluoryt, występujący często w przyrodzie, ważne źródło do otrzymywania związków fluoru. Bywa on czasem pięknie zabarwiony, tak, że robią z niego różne przedmioty ozdobne. Pisarze starożytni wspominają o sławnych „wazach murreyńskich“, cenionych więcej niż na wagę złota. Jak nowsze badania wykazują, były to prawdopodobnie naczynia z fluorytu wschodniego. Pierwsze takie wazy przywiózł do Rzymu Pompejusz ze złupionego skarbcza Mitrydatesa.

Siarczan wapniowy występuje w przyrodzie przede wszystkim jako gips; odmiana jego czysta, o pięknie kryształicznym ziarnie, to alabaster, używany do drobnych rzeźb. Gips zawiera w sobie dwie drobiny wody związane z każdą drobiną siarczanu. Na tym fakcie polega jego zastosowanie praktyczne. Ogrzewając bowiem gips niezbyt silnie, mniej więcej do 150°, można go pozbawić trzech czwartych jego zawartości wody. Taki preparat w zetknięciu z wodą przyłącza po upływie niedługiego czasu odebrane mu jej drobiny i tężeje, z powrotem odtwarzając gips. Jeżeli więc gips zmielimy, wypalimy, i zarobiwszy go z wodą wlejemy wytworzoną tak rzadką pastę do pustej



formy, to masa ta po kilku lub kilkunastu minutach twardnieje, odtwarzając wiernie kształt formy. Na tem polega zastosowanie gipsu do odlewania dzieł rzeźbiarskich.

Ale używa się go i do innych celów, jak np. do wypełniania uszkodzonych miejsc w tynku, w podłogach, do wytwarzania lekkich ścian, sztucznego kamienia, form do odlewów itp., a także w chirurgii do usztywniania opatrunków, zwłaszcza w wypadkach złamania kości. Stiuk, tak często używany do ozdoby architektonicznej wewnątrz, szczególnie barokowych i rokokowych, jest rzeźbą gipsową częściowo osadzaną w postaci odlewu, częściowo zaś po osadzeniu na miejscu modelowaną i wykończaną. Do ozdób zewnętrznych stiuk się nie nadaje, gdyż gips jest w wodzie trochę rozpuszczalny, dlatego nie mógłby wytrwać wobec opadów atmosferycznych.

Natomiast bardzo na nie jest odporny węglan wapniowy, występujący w przyrodzie w wielkiej ilości i w różnych postaciach, dlatego można używać go jako materiału budowlanego i do ozdób zewnętrznych. Jako minerał występuje w paru postaciach, z których najważniejsza zwie się kalcyt. Do tej odmiany zalicza się niewyraźnie skryształizowane wapienie pospolite, piękne drobnoziarnistokrystaliczne marmury, wreszcie wielkie i piękne kryształy tzw. szpatu islandzkiego, dlatego tak zwanego, że znajduje się go tylko w jednym miejscu, w Islandii. Drobniejsze kryształy, często pięknie wykształcone, spotyka się nierzadko i gdzie indziej, ale szpat islandzki jest najczystszy, nieskazitelnie przezroczysty i on jedynie nadaje się do celów optycznych. A zastosowanie jego jest wielkie, gdyż posiada on w bardzo wysokim stopniu własność „podwójnego załamania światła“, rozszczepia przy tym promień zwyczajny na dwa, każdy w innym kierunku przebiegające, dzięki czemu przez taki kryształ widzi się przedmiot podwójnie. Te promienie nabywają przy tym nowych własności optycznych, zostają bowiem spolaryzowane, w co już nie możemy wchodzić, trzeba tylko zaznaczyć, że światło spolaryzowane gra

ogromną rolę nie tylko w nauce, ale i w zastosowaniu praktycznym, np. w cukrownictwie.

Wapień drobnokrystaliczny, ziarnisty, nosi nazwę marmuru. Daje się łatwo polerować, przybierając piękny połysk i dlatego ma ogromne zastosowanie praktyczne, powszechnie znane. Któż nie zna pięknych rzeźb, szczegółów



Śławna Wenus Milońska jest węglanem wapniowym.

architektonicznych, odrzwi, ozdób monumentalnych, płyt stołowych, posadzek, wykonanych z marmuru? A nadaje się on do tego celu jeszcze z tego powodu, że — jak może żadna inna skała — posiada najróżniejsze kolory, nie tylko od śnieżnego do czarnego, ale wszelkie odcienie barwne, często nie jednolite, lecz warstwowo lub żyłkowo ułożone, przez co tak dobrze nadaje się do celów ornamentacyjnych.

Do rzeźbiarskich celów nadaje się najlepiej marmur jednobarwny, przede wszystkim biały, i w takim marmurze najwięksi mistrzowie greccy wykonywali swe arcydzieła. Sławne posągi Wenus Milońskiej czy Medycejskiej, wykute są w marmurze paryjskim (z wyspy Paros), który obok pentelikońskiego najwięcej był wówczas ceniony. Dziś te posągi nieco przyżółkły, nabierając „patyny“ wskutek małej zawartości żelaza (w ogóle zabarwienia marmuru są spowodowane domieszkami), przez co dla znawców ich wygląd jest tym piękniejszy. Obecnie najcenniejszym jest biały marmur wydobywany w okolicach Carrary we Włoszech w ośmiuset kamieniołomach, dostarczany stamtąd rzeźbiarzom całego świata. Marmury zabarwione służą przeważnie do wyrobów ornamentacyjnych. I u nas dosyć często znajduje się takie marmury, jak np. znane marmury kieleckie, checińskie, czarne dębnie pod Krakowem od setek lat używane w kraju i za granicą (katedra św. Szczepana w Wiedniu), czerwone z Czorsztyna i inne.

Wapień zbity, w którym trudno skonstatować budowę krystaliczną, służy jako kamień budulcowy i jako materiał do wypalania wapna. Pewną jego formą jest kreda, składająca się prawie w zupełności z pyłku drobnych skorupki otwornic i innych mikroskopijnych istot; jest łatwo rozciealna i dlatego służy do pisania.

Mówiliśmy, że wapień jest bardzo odporny na działanie wody, gdyż się w niej prawie nie rozpuszcza. Ale w pewnych warunkach może on przejść bardzo wyraźnie do roztworu, mianowicie wtedy, jeżeli woda zawiera w sobie dwutlenek węgla lub, co w tym wypadku na jedno wychodzi, rozpuszczony kwas węglowy. Wiemy już, że powstaje przy tym dwuwęglan wapniowy rozpuszczalny, który zwiększa twardość wody i powoduje wytworzenie kamienia kotłowego, nie będziemy więc o tym mówili. Ale olbrzymie znaczenie ma to dla krążenia wapna w przyrodzie: woda podziemna krążąc przez grunt wypłukuje zeń węglan wapniowy, który w ten sposób dostaje się do wód bieżących, potem stojących i do morza, a wszędzie tam jest roz-

winięte życie zwierzęce i roślinne. Rośliny zużywają dwutlenek węgla, przez co odtwarza się nierozpuszczalny węglan, opadający powoli ale stale na dno. Zwierzęta zaś ze swej strony zużywają węglan na cele budowania swych skorupki i szkieletów. Po ich śmierci one również opadają, co z czasem wytwarza znów pokłady wapienia. Ale ze zmianą warunków geologicznych te pokłady wydźwignęte nad poziom morza znów mogą ulec wypłukaniu przez wodę, i tak węglan wapniowy krąży stale choć powoli w przyrodzie. Obliczono, że w morzu osadza się warstwa jednocentymetrowa węglanu wapniowego w przeciągu jednego stulecia. Warto wspomnieć o jeszcze jednym sposobie osadzania się wapienia z roztworu wodnego: jeżeli woda zawierająca dwuwęglan wyparowuje, to oczywiście pozostawia po sobie cieniuchną warstewkę węglanu wapniowego. Jeżeli zaś woda taka kroplami ścieka ze sklepienia jaskiń w skałach wapiennych i stale w tym samym miejscu wyparowuje, to z biegiem długich wieków narastają w takim miejscu znaczne, nieraz nawet potężne, sople wydzielonego wapienia, noszące nazwę stalaktytów lub sopleńców; im odpowiadają na dnie jaskini stożkowate stalagmity, rosnące ku górze z kropeł, które opadły. Często spotykają się one wreszcie ze stalaktytami i tworzą potem jednolite kolumny. Wszystkie te utwory miewają czasem fantastyczne kształty, a jaskinie stalaktytowe należą do najpiękniejszych utworów przyrody. Najslawniejsze w Europie są olbrzymie groty w Postojnie (Adelsberg) w Krainie, dziś należące do Włoch, ciągnące się kilometrami. W Polsce nie posiadamy ich, choć tuż za naszą granicą w Tatrach znajdują się wspaniałe groty Bialskie z przepięknymi stalaktytami. Można mieć nadzieję, że i w naszych Tatrach znajdzie się kiedyś takie jaskinie stalaktytowe.

### WYNALAZEK, KTÓRY ZROBIŁ KARIERĘ.

Przyrodnik rzymski Pliniusz opowiada (choć sam to uważa za nieprawdopodobne), że pewnego razu fenicyc

glarze rozpalili ogień na wybrzeżu palestyńskim niedaleko ujścia Belusa celem zagotowania stawy, a nie mając kamieni, by na nich postawić kotły, użyli brył sody naturalnej, którą wieźli jako towar. Po wygaśnięciu ognia znaleźli szkło, wytopione z piasku, sody i popiołu drzewnego. To miało być historią wynalazku.

Bajeczka ta o tyle ma związek z rzeczywistością, że piasek z delty Belusa w Palestynie był najwyżej ceniony w starożytności do wyrobu szkła. Jednakże dotąd na pewno nie wiemy, jaki był prawdziwy początek szkła, tej substancji, której użycie, podobnie jak mydła, jest wskaźnikiem kultury. W każdym razie było szkło już znane starożytnym Egipcjanom, którzy zaopatrywali weń cały świat. Faktem jest, że Grecy go nie wyrabiali, i dopiero Rzymianie za czasów cesarstwa nauczyli się tej techniki i doprowadzili ją do bardzo wysokiego mistrzostwa. Mimo to jeszcze w wiekach średnich szkła egipskie, szczególnie przywożone do Europy przez krzyżowców, były niezmiernie cenione. Sławny puchar rżnięty św. Jadwigi Śląskiej w skarbcu Katedry na Wawelu jest dziełem egipskim z XIII w. Po upadku Rzymu kwitła sztuka szklarska w Konstantynopolu, a po jego zajęciu przez Turków przeniosło się centrum produkcji do Wenecji, która na tym polu i dotąd celuje, choć i gdzie indziej wyrabiają szkła nie ustępujące wyrobom weneckim. Szczególnie wysoko stoi ta fabrykacja w Czechach, zaopatrujących np. w paciorki fantazyjne cały świat. Ale trzeba przyznać, że epokowe dla nauki o fabrykacji szkła były badania naukowe Niemców przeprowadzone głównie w Jenie. Tyczy się to przede wszystkim nadawania szkłu najrozmaitszych własności przez zmienianie składu chemicznego mieszaniny i dodawanie nieużywanych poprzednio składników.

Chemicznie biorąc szkło jest krzemianem mieszanym. Krzemian wapniowy w przyrodzie w stanie czystym występuje dość rzadko; bardzo częste są natomiast krzemiany wapnia wraz z innymi metalami, należące do najważniejszych materiałów skałotwórczych. Jednak dla chemika bez-

pośrednio najważniejszym takim mieszanym krzemianem, i to sztucznym, o dużej zawartości krzemianu wapnia, jest szkło.

Nie jest to pod względem chemicznym substancja jednolita, dlatego nie można podać dla szkła ani wzoru chemicznego, ani nawet dokładnego składu. Na ogół jednakże jest to mieszanina krzemianu metalu o podobnym charakterze jak wapń, z krzemianem metalu o charakterze podobnym jak potas. Najpospolitsze szkło użytkowe jest mieszaniną krzemianów wapnia i sodu. Zastępując te metale innymi oraz dodając do mieszaniny rozmaitych substancji stosownych możemy w bardzo znacznym zakresie zmieniać własności fizyczne i chemiczne odpowiednio do celów, do jakich szkło ma służyć, tak że dzisiaj rozporządzamy takimi gatunkami szkła, o jakich nasi dziadkowie a nawet ojcowie nie mieli wyobrażenia.

By zrozumieć naturę szkła, nie wystarczy znajomość jego charakteru chemicznego; musimy poznać i jego charakter fizyczny, bo przecież przede wszystkim jego własności fizyczne czynią je tak cennym materiałem. Tu zaś odrazu trzeba powiedzieć, że te własności są najściślej związane z paradoksalnie wyglądającym faktem, iż szkło nie jest ciałem stałym, lecz cieczą, co prawda o bardzo wielkim tarciu wewnętrznym, tak, że w wielu punktach łudząco naśladuje ciała stałe. W rzeczywistości jest to ciecz przechłodzona poniżej temperatury zestalenia, podobnie jak poprzednio poznaliśmy siarkę t. zw. plastyczną, będącą siarką ciekłą, przechłodzoną. Różnica jednak leży w tym, że taka siarka zachowuje jeszcze tyle ruchliwości cząstek, iż już w zwyczajnej temperaturze okazuje plastyczność; tymczasem szkło w temperaturze zwyczajnej jest jeszcze całkiem twarde, i dopiero ogrzane do paruset stopni zaczyna mięknąć i stopniowo w miarę wzrostu temperatury staje się coraz płynniejsze. Ale nie ma takiej temperatury, w którejby można powiedzieć: dotąd szkło było ciałem stałym, teraz jest cieczą; krótko mówiąc, szkło nie posiada tego, co ma każde prawdziwe ciało stałe, to jest punktu

topliwości: lód naprzykład lub ołów zamieniają się w takiej temperaturze odrazu w ciecz, nie przechodząc przez stan plastyczności, dzięki której można szkłu ogrzanemu nadać żądany kształt. Wiemy, że siarka plastyczna po krótkim czasie przechodzi w stan krystaliczny, tracąc przy tym giętkość, ciągliwość i przezroczystość: podobnie zachowywałoby się i szkło, lecz potrzebuje do tego nieporównanie dłuższego czasu: setki lat do tego nie wystarczą, choć pierwsze ślady zmian („starzenia“) można stwierdzić już po kilku latach. Streszczając więc możemy powiedzieć, że dwie najważniejsze swe zalety: plastyczność i przezroczystość, zawdzięcza szkło temu, że jest cieczą przechłodzoną.



Cztery tysiące lat temu w egipskiej hucie szklanej  
(według współczesnych malowideł).

Jak już powiedzieliśmy, sztuka robienia szkła to jeden z najstarszych wysiłków naszej cywilizacji. Najdawniejszy znany okaz szkła pochodzi z 34 wieku przed Chrystusem. Jest to czarna perła znaleziona w jednym z grobów egipskich. W grobach królewskich w Beni Hassan i w Tebach, pochodzących z epoki na dwa tysiące lat przed naszą erą, znajdujemy malowidła przedstawiające pracę robotników wydymających szkło w hucie.

Sposób wyrabiania szkła dzisiaj niewiele różni się od egipskiego. Dla przykładu podamy, jak wyrabia się szkło szybowe.

W piec hutniczy wstawia się tygłe z glinki ogniotrwałej, wypełnione mieszaniną bardzo czystego piasku, to jest bezwodnika kwasu krzemowego, wapna i sody lub soli glauberskiej w obliczonym stosunku. W wysokiej temperaturze pieca masa topi się, a kwas krzemowy ruguje kwas węglowy i siarkowy ze soli, łącząc się z sodem i wapniem jako tlenkami na krzemiany, które tworzą ciecz gęstą, z początku zawierającą nierozpuszczalne grubsze jeszcze cząstki oraz bańki wydzielonych przy reakcji gazów. Po pewnym czasie ciecz się klaruje. Gdy to nastąpiło, robotnik wkłada do tygla przez otwór w ścianie pieca koniec cybucha, to jest rury żelaznej o długości półtora metra, obłożonej u góry drzewem, by rozgrzana rura nie parzyła rąk i ust. W ten sposób nabiera on na koniec cybucha nieco gęstej masy szklanej, a wyjąwszy go z tygla rozdmuchuje ją podobnie jak dziecko wydmuchuje bańki mydlane. Może wtedy ponownie nabrać masy szklanej i rozdmuchiwać, aż ilość szkła jest wystarczająca. Wtedy przez ruch wahadłowy cybucha nadaje bani szklanej postać wydłużoną, ogrzewając oczywiście od czasu do czasu szkło, by nie straciło plastyczności. Ostatecznie bania otrzymuje kształt cylindryczny, zakończony u dołu i u góry kopułkami. Te kopułki odcina się, a pozostałą rurę przecina się wzdłuż, rozwija i kładzie płasko na bardzo gładkiej płycie glinianej, z którą wędruje do osobnego pieca, gdzie bardzo powoli ostyga. Gdyby szkło ostygło nagle, to wskutek nierównomiernego ściągania się na powierzchni i wewnątrz powstałyby w niem napięcia, powodujące pęknięcie.

Jeżeli szkłu chce się nadać pewien kształt, np. flaszki, to postępuje się podobnie, lecz wydymanie nie odbywa się na wolnej przestrzeni, ale wewnątrz formy glinianej. Przedmioty takie muszą być oczywiście chłodzone jeszcze staranniej.

Zwykle surowce używane do wyrobu szkła wedle powyższego opisu nie są nigdy zupełnie czyste. Szczególnie piasek zawiera rozmaite zanieczyszczenia, przede wszystkim żelazo, które zależnie od warunków barwi masę na zielono



lub brunatno, dlatego gorsze wyroby, w których nie chodzi o zupełną bezbarwność i przeźroczystość, są mniej lub więcej zabarwione (szkło butelkowe). Jeżeli jednak chodzi o szkło szybowe, to trzeba użyć możliwie czystych surowców, szczególnie piasku, ale i wtedy ślady żelaza barwią je, czemu się musi zapobiec. Z substancji, które szkło takie odbarwiają, najważniejszą jest dwutlenek manganu, minerał zwany piroluzytem. Ten zamienia zieloną barwę związku żelaza przez utlenienie na żółtawą, a sam nadaje masie odcień fioletowy. Otóż te dwie barwy, które się optycznie dopełniają, znoszą się w praktyce nawzajem, i stąd nazwa minerału, znacząca po grecku „myjący w ogniu“.

Takie szkło, zwane sodowym, jest najczęściej używane. Jest ono dość odporne i łatwo topliwe, dzięki czemu nie trudne do obróbki. Jeżeli zamiast sody użyje się potażu do fabrykacji, to otrzymuje się szkło potasowe, twardsze, chemicznie odporniejsze i trudniej topliwe, oraz posiadające odmienne własności optyczne, stąd używa się go do celów optycznych pod nazwą „crown-glass“ czyli szkła koronnego. Zwiąże je także szkłem zwierciadlanym, czeskim lub lekkim kryształowym. Znów odmienną własność posiada szkło, do którego zamiast wapna użyto tlenku ołowiu, zwane ciężkim kryształowym: w optyce nazywa się ono flint-glasem, a odznacza się wielką siłą załamania i rozszczepiania światła. Dlatego używa się go nie tylko do celów optycznych (soczewki, pryzmaty), ale też do naśladowania drogich kamieni jakoteż do ozdobnych wyrobów szlifowanych, wazonów, flakonów, szklanek, kieliszków itp. Szkło, które zawiera obok krzemionki jeszcze kwas borowy, nosi nazwę sztrasu; robią z niego imitacje brylantów. Szkło kryształowe łatwo poznać po dźwięku. Kieliszek lub patera kryształowa, tracona czymś twardym, dźwięczy pięknie i długo, podczas gdy dźwięk szkła zwyczajnego jest głuchy i krótki.

Jeszcze innym zmianom może ulegać skład chemiczny szkła. Oprócz wspomnianych używa się więc w ostatnich czasach rozmaitych innych dodatków, jak tlenków baru,

cynku, glinu, talu, arsenu, nawet kwasu fosforowego, dzięki czemu szkła posiadają bardzo rozmaite własności chemiczne i fizyczne, szczególnie optyczne. Tu należą sławne szkła jenajskie, naśladowane zresztą z dobrym skutkiem i gdzie indziej, ale omawianie ich szczegółowe zaprowadziłoby nas zbyt daleko.

Wszystkie te rodzaje szkła są bezbarwne. Ale widzieliśmy, że już mała ilość niektórych tlenków metalicznych zabarwia szkło, co się też zużytkowuje praktycznie przy wyrobie szkieł barwnych. Jak barwią związki żelaza i manganu, słyszeliśmy już poprzednio; inne tlenki metali ciężkich, same zabarwione, nadają szkłu inne kolory. Tak więc dodatek tlenku chromu barwi zielono; tlenek miedziowy również, ale w niektórych wypadkach niebiesko; natomiast tlenek miedziawy nadaje mu śliczną barwę rubinową. Tlenek kobaltu daje szkło ciemno-niebieskie, które zmielone delikatnie jest nawet używane jako farba malarska pod nazwą smalty. Interesujące jest, że nawet metaliczne złoto można kolooidalnie rozpuścić w szkłe, uzyskując barwę rubinową, z lekkim odcieniem niebieskawym. Szkieł takich używa się do różnych celów optycznych, ale najczęściej do wyrobu czy to przedmiotów ozdobnych czy do wykonywania barwnych okien, np. pięknych witrażów w budowlach monumentalnych. Z małych kawałków szkła barwnego, ułożonych obok siebie i następnie scementowanych ze sobą, można wykonać obrazy i ornamenty *m o z a i k o w e*, również używane do dekoracji, przede wszystkim budowli monumentalnych.

Takie szkła barwne, podobnie jak szkło bezbarwne, są przezroczyste; jeżeli do masy stopionej dodamy substancji w niej nierozpuszczalnej (zwykle używa się sproszkowanego fosforanu wapniowego lub tlenku cyny), to otrzymujemy szkło białe, zwane mlecznym, o obszernym zastosowaniu; szkła zabarwione dają podobny rezultat, ale oczywiście barwny. Jeżeli zamiast zwykłej masy szklanej użyjemy łatwo topliwego szkła ołowianego, to otrzymujemy farby emaliowe, używane do wyrobów ozdobnych, znanych od ty-

sięcy lat, które doszły do największego rozkwitu w wiekach średnich w Limoges we Francji (emalie limuzyńskie): na powierzchni metalowej maluje się farbami emaliowymi, a następnie przedmiot wypala, by się szkliwo stopiło i złączyło z podłożem. Do wyrobu naczyń emaliowanych kuchennych używa się podobnego szkliwa, lecz nie zawierającego ołowiu z powodów zdrowotnych; dla łatwiejszej topliwości zawiera ono tlenek boru.

O szkle można by jeszcze bardzo wiele interesujących rzeczy powiedzieć ze względu na jego coraz bardziej rosnące zastosowanie i znaczenie; jednak nie możemy tutaj mu więcej miejsca poświęcić, niż ten krótki zarys jego dziejów i najglówniejszych rodzajów.

## KARBID NA POCZĄTKU — KAUCZUK NA KOŃCU.

Ostatnim wreszcie związkiem wapnia, o którym jeszcze musimy parę słów powiedzieć, jest jego bezpośredni związek z węglem, tak zwany węgielek wapniowy, popularnie karbid. O nim wspominaliśmy już, mówiąc o fabrykacji amoniaku i azotniaku, oraz o acetylenie; szczególnie dzięki temu ostatniemu jest węgielek wapniowy substancją wyjściową dla otrzymywania bardzo wielu ciał organicznych, szczególnie kwasu octowego i pokrewnych związków, i — co obecnie staje się coraz ważniejsze — syntetycznego kauczuku. Otrzymuje się zaś ów węgielek wapniowy w bardzo prosty sposób: wapno palone czyli tlenek wapniowy ogrzewa się w piecach elektrycznych wraz z węglem (koksem), przy czym część węgla odbiera tlen i uchodzi jako tlenek węgla, a nadmiar węgla łączy się z wapniem. Czysty węgielek wapniowy jest bezbarwny względnie biały, ale produkt handlowy, zawierający różne zanieczyszczenia, jest masą szarą, gruboziarnistą.

## ROBIMY OGIEŃ BENGALSKI!

Inne pierwiastki grupy wapniowców, to jest stront i bar, są zarówno fizycznie jak i chemicznie bardzo do wapnia zbliżone, i w wielu razach mogłyby go w zastosowaniach zastępować, jednak są znacznie rzadsze i dlatego droższe. Tworzą one, co jest charakterystyczne, zasady silniejsze, niż wapń, gdyż charakter metaliczny w każdej grupie pierwiastków wzrasta wraz z ciężarem atomowym; widzieliśmy to zresztą już u metaloidów. Co się tyczy zastosowań praktycznych tych metali i ich związków, to jest ono niewielkie; można by zacytować, że związki baru są silnymi truciznami, dlatego węgiel jego bywa czasem używany do przyrządzania trucizny na szczury.

Dalsze zastosowanie ich jest do fabrykacji ogni sztucznych: pary związków wapnia barwią płomień na pomarańczowo, co się do ogni sztucznych mniej nadaje, zato stront barwi płomień na czerwono, prawie tak pięknie jak nierównie droższy lit, a bar — na zielono. Stąd azotanów tych metali używa się do wyrobu ogni bengalskich, mieszając je w obliczonym stosunku z materiałami palnymi, np. z siarką i węglem. Bardzo dobry ogień można otrzymać wedle następujących, mało rozpowszechnionych przepisów; mieszaninę taką można spalać nawet w pokoju, nie zanieczyszcza bowiem powietrza:  $4\frac{1}{2}$  części suchego azotanu strontu ogrzewa się dość silnie nad płomieniem w miseczce, najlepiej żelaznej, a odstawiwszy ją od ognia, dosypuje się, wciąż mieszając grubym drutem żelaznym, 1 część szelaku zwykłego; po ostygnięciu tłucze się masę na proszek, celem dokładnego zmieszania składników, i jeżeli kto ma, dodaje około 2% proszku magnezu celem podniesienia siły świetlnej, nie jest to jednak konieczne. Zupełnie podobnie można zrobić ogień bengalski zielony, biorąc jednakże  $5\frac{1}{2}$  części azotanu barowego na jedną część szelaku.

## SREBRNE PTAKI NAD CHMURAMI.

Ostatnim metalem lekkim jest glin, który właściwie należy do tej samej grupy, co znany nam metaloid bor. Inne metale tej grupy są już metalami ciężkimi, a jest ich bardzo wiele, więcej niż w którejkolwiek innej. Jednakże glin przewyższa je wszystkie znaczeniem i obfitością występowania, tak, że o innych wystarczy tylko krótka wzmianka.

Glin jest po tlenie i krzemie najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem, stanowiąc z górą 7% skorupy ziemskiej. Mimo to poznany został stosunkowo bardzo późno, gdyż trudno go wydzielić ze związków, i z tego też powodu nie występuje w naturze w stanie wolnym. Znajduje się on tam prawie wyłącznie w połączeniu z tlenem, jedynie minerał kryolit jest fluorkiem glinu i sodu. Najgłówniejsze skały, tworzące zrąb skorupy ziemskiej: granity, gnejsy, porfiry, bazalty, łupki krystaliczne, składają się z minerałów, będących krzemianami glinu z innymi metalami. Przez ich zwietrzenie powstają następnie gliny, od których metal otrzymał nazwę, a które są krzemianami glinu, zawierającymi wodę, związaną chemicznie. Ważnym minerałem glinowym jest też tlenek, występujący w kilku odmianach, oraz kilka wodorotlenków, mających wielkie znaczenie dla metalurgii glinu; również i siarczan glinowo-potasowy występuje w naturze i jest znany od dawna pod nazwą alunu, a z jego nazwy łacińskiej „alumen“ utworzono naukową nazwę tego metalu, aluminium, używaną także i w języku potocznym (np. naczynia aluminiowe).

Choć więc związki glinu znane są od zarania dziejów ludzkości, jednak metal udało się wydzielić z nich po raz pierwszy dopiero Wöhlerowi, chemikowi niemieckiemu, w r. 1827, najpierw w formie szarego proszku, w dwadzieścia zaś lat po tym w postaci kuleczek o wyglądzie srebra; otrzymał go zaś przez rozkład chlorku glinowego metalicznym potasem. Była to metoda trudna i kosztowna; nie wiele się zmieniło, choć w r. 1854 francuski uczoney Saint-Claire-Deville opracował metodę ulepszoną, przy czym drogi potas

zastąpił tańszym sodem; wprawdzie dzięki jego pracom cena sodu metalicznego z trzech tysięcy złotych za kilogram spadła na trzysta, a co za tym idzie cena glinu z pierwotnych prawie pięciu tysięcy na czterysta trzydzieści, jednak mimo to jeszcze cena „srebra z gliny“ jak to mówiono wówczas, była znacznie wyższa, niż srebra prawdziwego. Dopiero od roku 1888, w którym udzielono kilku niezależnych od siebie patentów na wytwarzanie glinu na drodze elektrolitycznej, stał się on materiałem tanim i pospolitym, którego znaczenie z roku na rok rośnie.

Ta metoda elektrolityczna, znana w zasadzie od połowy wieku XIX, dopiero pod jego koniec została opracowana praktycznie; z drugiej zaś strony elektrotechnika dopiero wtedy stanęła tak wysoko i prąd elektryczny dopiero wtedy został do celów praktycznych zastosowany na większą skalę. Dziś trudno nam już wyobrazić sobie świat bez światła elektrycznego, bez tramwajów i kolei elektrycznych, bez licznych motorów, używanych nie tylko w przemyśle, lecz i w życiu codziennym; ale przed pół wiekiem wszystko to było dopiero w powijakach lub całkiem nie istniało. A wpływ elektryczności na nasze dzisiejsze życie sięga znacznie głębiej, choć często dopiero pośrednio: tak więc trudno by nam się obyć dzisiaj bez różnych sprzętów z glinu, szczególnie bez naczyń kuchennych; a dla techniki glin jest jednym z najważniejszych metali, i użycie jego rozpoczęło nową epokę, która może wschodzi w dziedzinie kultury — epokę lekkich metali.

Obecnie więc otrzymuje się glin wyłącznie przez elektrolizę jego związków, a nadaje się do tego szczególnie minerał, zwany kryolitem, występujący tylko w jednym miejscu na ziemi w nieco większych ilościach, a mianowicie w Grenlandii. Nie jest to więc surowiec łatwo dostępny, i dlatego jest dość drogi. Szczęściem przekonano się, że można sobie ułatwić pokonanie tej trudności. Używa się bowiem tego minerału w stanie stopionym, nie w roztworze wodnym (glin nie dałby się uzyskać z roztworu jego soli); a stopiony kryolit potrafi w sobie rozpuścić tlenek glinu, dość łatwy do

otrzymania w stanie czystym. W tych warunkach prąd elektryczny rozkłada prawie tylko tlenek glinu, nie zużywając kryolitu, dlatego mała jego ilość może służyć jako rozczynnik do otrzymania dużych ilości glinu.

Praktycznie więc przeprowadza się wytwarzanie glinu w ten sposób, że w piecu elektrycznym topi się kryolit z dodatkiem około piątej części glinki czyli tlenku glinowego, przyrządzanego z minerału dość rozpowszechnionego, zwanego boksytem. Przez stopioną masę przepuszcza się prąd elektryczny o wysokim natężeniu; glin wydziela się na elektrodzie z węgla retortowego i spływa na dno pieca, skąd się go od czasu do czasu odpuszcza do form, w których zastyga. Sposób jest więc w zasadzie prosty, jednak przedstawia znaczne trudności w praktyce, szczególnie gdy chodzi o materiał, z którego się glin otrzymuje. Glin jest wprawdzie w przyrodzie bardzo — jak wiemy — rozpowszechniony, ale do jego wyosobnienia dotychczas nie możemy się obejść bez wymienionych minerałów, które trzeba niejednokrotnie z daleka sprowadzać, bo nawet boksyt nie wszędzie się znajduje. A przecież różne inne minerały, różne krzemiany, a przede wszystkim wszędzie niemal łatwa do znalezienia glina, zawierają go w wielkiej ilości. Cóż, kiedy nie można ich użyć do fabrykacji glinu, chyba po całkowitym, mozolnym i do tego kosztownym przerobieniu chemicznym, co sprawę utrudnia.

Zagadnienie więc znalezienia sposobu przeróbki gliny na glin — co byłoby najtaniej — nie przestaje zajmować techników całego świata. Nie można wątpić, że nauka wreszcie zwycięży te trudności, co tym bardziej przyczyni się do rozszerzenia jego użycia, i tak już ogromnego.

A jakież jest jego zastosowanie? Jest ono różnorakie, ze względu na jego własności, niekiedy bardzo odmienne od metali, do których ludzkość przez tysiące lat była przyzwyczajona. Przede wszystkim uderza jego lekkość: glin jest tylko dwa i pół razy cięższy od wody, ale trzy razy lżejszy od żelaza. Stąd we wszystkich konstrukcjach, gdzie ma znaczenie ciężar, staramy się zastąpić żelazo glinem, przede

wszystkim w przemyśle samochodowym i samolotowym. Zastępuje on też bardzo dobrze miedź, jeszcze cięższą niż żelazo, a znacznie od niego droższą; miedź jest bardzo dobrym przewodnikiem elektryczności, ale glin stosunkowo niewiele jej ustępuje; jego przewodnictwo elektryczne jest co prawda dwa razy mniejsze niż miedzi, ale za to przewody glinowe są z górą trzy razy lżejsze. Mało zresztą który metal, prócz miedzi i srebra, ma równie dobre przewodnictwo: np. żelazo jest cztery razy gorszym przewodnikiem niż glin. Stąd rosnące użycie glinu w elektrotechnice, do czego zresztą przyczynia się cena glinu niższa niż miedzi. Używa się go też często do wyrobu naczyń kuchennych, imbryków, patelni, kubków do picia, manierek itp., gdyż jest lekki, dobrze przewodzi ciepło, a dla zdrowia jest nieszkodliwy. Sprzęty i naczynia glinowe noszą w życiu codziennym i w technice nazwę aluminiowych, od jego łacińskiej nazwy aluminium.

Tak więc metal ten posiada dwie nazwy: chemiczną: glin i techniczną: aluminium; nazwa polska jest wygodniejsza i racjonalniejsza do użytku naukowego, technika jednak, obawiająca się szczególnie tego, że ludzie naukowo mniej wykształceni mogą się mylić między nazwami „glin“ i „glina“, woli używać wyrazu „aluminium“.

Wielkie zastosowanie ma glin także i w różnych stopach z innymi metalami, które mu często udzielają większej odporności zarówno mechanicznej jak chemicznej, niż ją ma w stanie czystym; najwięcej znane są: stop czyli aliaż z magnezem, zwany magnalium, bardzo lekki i odporny, dający się dobrze polerować (źwierciadła dla celów naukowych), i duralumin, zawierający nieco magnezu, manganu i około pięciu procentów miedzi, bardzo odporny, lekki i bardzo rozpowszechniony w użyciu.

Interesujące jest użycie glinu jeszcze do zupełnie innego celu, mianowicie do wytwarzania ogromnie wysokich temperatur, na podstawie procesu, zwanego aluminotermią. Oparty on jest na tym, że glin łączy się w wyższej temperaturze bardzo chciwie z tlenem, i potrafi go nawet odciągnąć z jego związków, np. z innymi metalami. Jeżeli więc



pomieszamy glin sproszkowany z tlenkiem żelaza i mieszaninę zapalimy, to glin spala się kosztem tlenu tego związku i to tak gwałtownie, że żelazo wydziela się w stanie stopionym, a nawet powstały tlenek glinu stanowi stopiony żużel. W ten sposób można bez osobnych przyrządów, bez pieca, wprost w tyglu otrzymać ciekłe żelazo i używać go do celów praktycznych: tak np. łączy się ze sobą końce szyn tramwajowych, lejąc w przestrzeń między nimi żelazo w ten sposób wytopione. Ale i inne metale dają się tak wytworzyć bez użycia węgla, który często jest w metalu niepożądany. Taką mieszaninę tlenku metalu z proszkiem glinowym nazywa się „termitem“. U nas takie mieszanki termitowe wyrabia Państwowa fabryka prochu w Pionkach pod nazwą „ferromitu“.

## SYNTETYCZNY RUBIN — DZIEŁO GLINU.

Ów tlenek glinu, któryśmy widzieli przed chwilą w stanie stopionym, odznacza się ogromną twardością; jako mineral jest najtwardszy po diamencie, a nosi nazwę korundu. W przyrodzie występuje czasem jako bezbarwny, czasem bywa pięknie zabarwiony i wtedy jest bardzo ceniony jako kamień szlachetny: czerwony nazywa się rubinem, niebieski szafirem. Kamienie te od wieków były poszukiwane jako ozdoby, zarówno dzięki twardości, jak barwie i rzadkości; sprowadzano je z Indyj i Cejlonu, które zawsze słynęły z drogich kamieni. A przecież w gruncie rzeczy to materiał całkiem pospolity, spotykany na każdym kroku w przyrodzie w glinie, w różnych skałach, krzemianach mineralnych itp. Tymczasem owe minerały należały do najkosztowniejszych klejnotów; szczególnie duże rubiny, rzadsze jeszcze od dużych diamentów, osiągały też nawet wyższą cenę. Było więc rzeczą nęcącą otrzymać sztucznie rubiny i szafiry, i od dawna starano się to osiągnąć. Ale w starożytności oczywiście było to nieudolne naśladownictwo, oparte na fabrykacji kolorowego szkła, co dziś można na pierwszy rzut oka rozpo-

znać; a i do niedawna jeszcze tylko w ten sposób imitowano rubiny, szafiry, szmaragdy, topazy i inne drogie kamienie. Dopiero od pół wieku datują się pierwsze udane próby otrzymywania sztucznych, ale zupełnie prawdziwych rubinów i szafirów, dzięki usilnym pracom szczególnie dwóch Francuzów: Frémyego i Verneuil'a, i od przeszło trzydziestu lat wprowadzano je w handel, dzięki czemu nawet naturalne rubiny i szafiry spadły ogromnie w cenie: przedtem rubin 3 karatowy dochodził do ceny około 60.000 zł, obecnie sztuczny, równie piękny, kosztuje około 60 złotych. A pamiętajmy, że to nie jest imitacja, tylko rubin p r a w d z i w y, wytworzony syntetycznie.

Ta taniość rubinów i szafirów syntetycznych spowodowała niesłychany spadek wartości tych kamieni naturalnych. W pewnym zakresie było to klęską dla kupców drogiej kamieni i zbieraczy, którzy często wielkie bogactwa umieszczali w klejnotach, a których majątek spadł katastrofalnie. Można sobie wyobrazić, jakim kataklizmem ekonomicznym byłoby osiągnięcie ideału, przyświecającego długie wieki usiłowaniom alchemików: utworzenie sztucznego a prawdziwego złota. Byłaby to ruina całej obecnej gospodarki świata.

Wyrób rubinów i szafirów syntetycznych jest w zasadzie prosty, ale w wykonaniu przedstawia znaczne trudności, które dopiero długoletnią pracą udało się pokonać: proszek tlenku glinu z domieszką tlenku metalu, zwanego chromem (jeżeli chodzi o rubiny) lub domieszką tlenku żelaza i tlenku tytanu, gdy chodzi o szafiry, sypie się stopniowo w płomień dmuchawki tleno-wodorowej, skierowanej na małą podstawkę, zrobioną ze specjalnie spreparowanej glinki. Proszek, spadając przez płomień, topi się, i te rozpylone kropelki zbierając się na podstawce, spływają się w rosnącą wciąż kroplę gruszkowatą, cienkim końcem zrosniętą z podstawką. Robota idzie powoli, i wytworzenie rubinu o wadze dwóch lub trzech gramów wymaga około 2½ godzin; cena więc nie może być zbyt niska i wynosi około 10—20 złotych za karat, co w każdym razie jest setki razy mniej,



Zbieranie rubinów w Birmie, (Indie zagangesowe), które tamtejsi mieszkańcy wyszukują w piasku rzeki w Mogok.



niż cena rubinów naturalnych. Obecnie technika wyrobu tak się udoskonaliła, że często jest zupełnie niemożliwe odróżnić rubin lub szafir syntetyczny od naturalnego, gdy z początku kamienie sztuczne zawierały zawsze drobnitkie bańki powietrza, dostrzegalne pod lupą lub mikroskopem, których już teraz nie bywa.

Takie sztuczne kamienie służą nie tylko do celów zdobniczych; także i osi precyzyjnych przyrządów, w szczególności zegarków, umieszcza się często w łożyskach rubinowych, nie zużywających się przez tarcie dla swej wielkiej twardości; otóż obecnie prawie zawsze używa się do tego kamieni sztucznych.

Tlenek glinu występuje w przyrodzie nie tylko jako kamień szlachetny; duże jego złoża w stanie niezbyt czystym (zanieczyszczone przeważnie żelazem) znajdują się jako minerał szmirgiel szczególnie na wyspie greckiej Naksos. Materiał ten, potłuczony drobno lub nawet zmielony na proszek, jest używany do szlifowania i ścierania metali i kamieni; każdemu chyba znany jest papier ścierny lub płótno ściernie szmirglowe. Do tego samego celu służy też wspomniany poprzednio żużel, powstający przy procesie „termitowym“; nazywa się go w technice alundem.

Z innych połączeń glinu najważniejszy jest niewątpliwie alun, będący połączeniem siarczanu glinu z siarczanem potasu. Sól ta jest znana od czasów starożytnych: już Rzymianie używali jej jako zaprawy farbiarskiej, gdyż powoduje ona łączenie się trwałe barwika z włóknem; i dotychczas służą sole glinu do tego celu. Z początku sprowadzano go ze Wschodu, lecz już w XII w. rozpoczęto go fabrykować we Włoszech z miejscowych materiałów, a aluniarnie te stanowiły jedno z ważniejszych bogactw papieży.

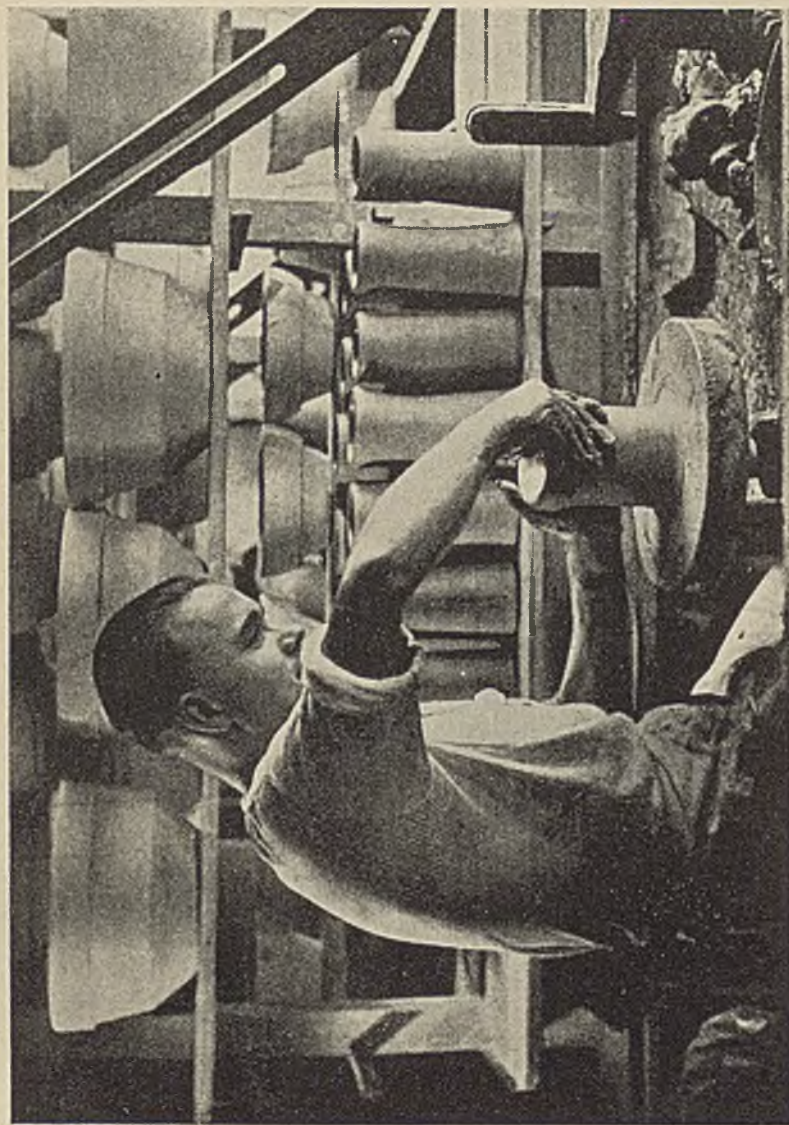
## CHCIAŁ ZROBIĆ ZŁOTO, ZROBIŁ PORCELANĘ.

Jeżeli sole glinu poza siarczanem mają mniejsze znaczenie praktyczne, to inne jego związki należą do najważniej-

szych materiałów dla człowieka. Mamy tu na myśli przede wszystkim różne rodzaje gliny, powstałej przez wietrzenie glinokrzemianów, minerałów skałotwórczych, składników najważniejszych skał pierwotnych: można wymienić różne skalenie, blendy rogowe, augity, miki czyli łyszczyki itd. Produkty zwietrzenia stanowią delikatny pył, dający się z wodą zarobić na masę plastyczną, z której można formować różne przedmioty, naczynia itp. Już w zamierzchłych dziejach ludzkości umiano w ten sposób zużytkować glinę, tak obficie w przyrodzie rozpowszechnioną; lecz przedmioty te były bardzo nietrwałe, bo wyschnięta glina jest bardzo niewytrzymała i rozpada się nawet przy lekkim uderzeniu. Szczęściem ludzkość wcześniej poznała moc ognia, który potrafi glinę bardzo uodpornić i nadać jej zupełnie odmienne cechy, co umożliwiło w ciągu wieków wspaniały rozkwit tego, co nazywamy ogólnym mianem ceramiki, a co zajmuje się wytwarzaniem przedmiotów z gliny wypalanej, począwszy od najprostszych: cegieł, dachówek — a skończywszy na najwykwintniejszej porcelanie chińskiej czy sewskiej.

Nie sposób opisywać tu różne techniki ceramiczne; przedmiot to raczej technologii i historii sztuki; objaśnimy więc tylko pokrótce, na czym polega chemiczna zasada ceramiki.

Gliny są mieszaniną różnych produktów przemiany pierwotnego minerału: znajdują się tam jeszcze częściowo krzemiany prostsze, dalej węglan wapniowy, krzemionka, tlenki żelaza, i inne. Jak widzimy, są tam i materiały, z których można w wysokiej temperaturze wytopić szkło, obok substancyj trudnotopnych lub zgoła — w temperaturze pieców garncarskich — nietopliwych. Jeżeli więc przedmiot, uformowany z gliny, wypalimy, to część substancji się stopi na szkło, które po ostygnięciu zlepi części nietopliwe: przedmiot trzyma się dobrze, nie może rozmiękać w wodzie, ale jest porowaty. Jeżeli na powierzchnię jego damy jeszcze warstewkę mieszaniny, tworzącej w wysokiej temperaturze szkliwo łatwotopne, i wypalimy ponownie, to tworzy się polewa, czyniąca ją nieprzepuszczalną: tak się robi



Wyrób naczyń porcelanowych.





zwykle garnki gliniane polewane, lub, używając materiału lepszego i zaopatrując go w polewę staranniejszą, zabarwioną na sposób szkielek barwnych, fajanse i majoliki. Jeżeli się postaramy o to, by masa szklista wytworzyła się wewnątrz skorupy i wypełniła jej pory, to powstają przedmioty kamionkowe; podobnie powstają z materiałów najszlachetniejszych, z glinki całkiem białej, nie zawierającej żelaza, zwanej kaolinem (wyrząd chiński), wyroby porcelanowe.



Chciał zrobić złoto, a zrobił porcelanę...

Fabrykacja porcelany była znana w Chinach zapewne od dwóch tysięcy lat z górami, choć istnieją pod tym względem wątpliwości. W Japonii wyrób porcelany rozwinął się od w. XVI, a w Europie, mimo że znano od paruset lat wyroby chińskie, długo nie umiano jej wytwarzać. Dopiero w początku w. XVIII alchemik saski Böttger, robiąc doświadczenia z białym pudrem, nieodzownym w owym czasie do powszechnie noszonych peruk, przekonał się, że proszek ten, będący gliną z okolic Miśni (Meissen) w pobliżu Drezna, wprawdzie nie pozwala na syntezę złota sztucznego, ale lepiej jeszcze, jest materiałem do fabrykacji tak upra-

gnionej porcelany. Alchemia więc i w tym wypadku, jak przy fosforze, dała chemii i technice wielką zdobycz, pomagając do wytworzenia się potężnej gałęzi przemysłu. Niezadługo sekret fabrykacji porcelany, zazdrośnie strzeżony przez elektora saskiego, zdołał przedostać się na zewnątrz, i wkrótce we wszystkich krajach powstały fabryki porcelany, często o wysokim poziomie artystycznym (Miśnia, Sèvres pod Paryżem, Wiedeń i inne). W Polsce niestety mamy szczupłe tylko ilości kaolinu, stąd przemysł porcelanowy nie rozwinął się tak bardzo, jakby można sobie życzyć; jednak wartość artystyczna starej polskiej porcelany, szczególnie z Korca i Baranówki, jest wysoko ceniona.

### NAJPIĘKNIEJSZY ZAMORSKI BŁĘKIT — POTANIAŁ.

Na ceramice nie kończy się lista zastosowań związków glinu w przemyśle i życiu praktycznym. Pominie my z konieczności niemal wszystko, i poświęcimy tylko kilka słów najpiękniejszej farbie niebieskiej, zwanej ultramaryną. Ultramaryna znana była od wieków i ceniona niemal na wagę złota, dlatego jej użycie było ograniczone tylko do dzieł najwyższej sztuki i do drobnych ozdób, np. w miniaturach rękopisów średniowiecznych. A jej wysoka cena była spowodowana tym, że się ją wydobywało na Wschodzie (stąd też nazwa, oznaczająca produkt „zamorski“) z niewielką wydajnością z kamienia półszlachetnego, cenionego dotąd jako ozdobny, zwanego „lapis lazuli“. Dopiero na początku w. XIX zauważono, że w piecach, służących do wyprażania sody metodą Leblanca (o czym było poprzednio), często powstaje nalot o pięknej niebieskiej barwie. Zbadano go bliżej i przekonano się, że się niczym nie różni od kosztownej ultramaryny. Za tym spostrzeżeniem poszły celowe badania i próby, i wkrótce potem najpierw we Francji a następnie w Niemczech wynaleziono sposób fabrykacji ultramaryny na wielką skalę przez prażenie mieszaniny białej glinki, sody, soli glauberskiej, siarki, węgla i piasku. Ale choć z górą

sto lat minęło od tego czasu, dotąd nie wiemy na pewno, co powoduje niebieskie zabarwienie produktu.

Z najdroższej z farb niebieskich spadła wkrótce ultramaryna pomiędzy najtańsze, a dziś chłop bielący chatę wapnem z dodatkiem ultramaryny, lub praczka „farbkująca“ bieliznę, nie zdają sobie sprawy, że przed półtora wiekiem najmoźniejsi tego świata nie potrafiliby sobie pozwolić na taki zbytek.

Metale najbliższe glinu, to już metale ciężkie: gal, ind, tal i kilkanaście innych, które się zbiorowo określa jako „metale ziem rzadkich“, bo wszystkie one w małej tylko ilości występują w przyrodzie. Zaledwie jeden z nich znalazł większe zastosowanie: to cer, którego tlenek wraz z tlenkiem toru świeci rozżarzony w lampach Auerowskich, a sam metal, stopiony z żelazem, daje obfite iskry jako tak zwany „kamyk“ w powszechnie używanych zapalniczkach kieszonkowych.

Omówiliśmy dotąd, lub wspomnieli, jedenaście metali lekkich. To tylko ułamek całej ilości metali, gdyż znamy ich ogółem 68. Ale omawianie obszerne przekroczyłoby ramy tej książki, dlatego musimy się ograniczyć tylko do najogólniejszego zaznaczenia nietylę ich własności, co ich charakterystyki. Mówiąc o poprzednich pierwiastkach, zaznajomiliśmy się z przewaźną ilością podstawowych praw, które chemią rządzą; przy metalach ciężkich już mniej byłoby do tego sposobności; nie znaczy to bynajmniej, by w tej dziedzinie nie było problemów bardzo ważnych i interesujących. Ale mają one raczej znaczenie praktyczne, i to w najwyższym stopniu: przecież jednym z najważniejszych kroków, jakie zrobiła ludzkość, przechodząc ze stanu pierwotnego barbarzyństwa na wyższy stopień kultury, było zastosowanie metali do wyrobu narzędzi i broni, w miejsce kamienia łupanego czy gładzonego. Omówienie ich znaczenia kulturalnego, omówienie sposobów ich wytwarzania z naturalnych surowców, rud, omówienie ich własności i zastosowań, wymagałoby osobnej książki o innym zresztą charakterze, raczej technologicznym. Ograniczymy się zatem tylko do ich krót-

kiej charakterystyki, opierając się na klasyfikacji pierwiastków, która nie jest rzeczą przypadkową i powierzchowną, lecz opartą na wewnętrznej ich istocie.

### ...TAK SOBIE MÓWILI W ZAUFANIU CHEMICY.

Tą klasyfikacją posługiwaliśmy się już od początku, nie mówiąc o niej. Wolno też było mieć wątpliwości, czy np. słusznie omawialiśmy bor w osobnej grupie, nie zestawiając go z krzemem, do którego jest taki podobny. Ale mamy do tego ważny powód: oto pierwiastki dają się w sposób naturalny sklasyfikować, a wtedy bor okazuje się członem tej grupy, co glin, natomiast krzem staje w tej samej grupie, co węgiel. Na czymże polega owa naturalna klasyfikacja, która wreszcie wprowadziła ład w dowolnie wprzód kombinowane grupy?

Rzecz datuje się od z górą siedemdziesięciu lat. Angielski — poza tym mało znany — chemik Newlands wpadł na myśl uszeregowania pierwiastków wedle wzrastających ciężarów atomowych; był to pomysł genialnie prosty, ale nikt tego przed nim nie zrobił. Okazało się, że w miarę oddalania się od pierwszego pierwiastka, własności dalszych były coraz bardziej odmienne; ale ósmy był do pierwszego bardzo podobny, tak jak ósmy ton gamy do pierwszego; stąd Newlands nazwał odkrytą przez siebie prawidłowość — prawem oktaw. Tak więc np. ósmym pierwiastkiem po licie jest sód, ósmym po sodzie jest potas; ósmym po fluorze jest chlor, po węglu krzem itd. W ten zatem sposób same pierwiastki ustawiały się w naturalne grupy. Ale w r. 1864 dużo pierwiastków było jeszcze nieznanymi, ze znanych niektóre miały niedokładnie oznaczony ciężar atomowy, poza tym „układ periodyczny“ (tak go nazwano, bo pierwiastki o analogicznych własnościach powtarzają się periodycznie) jest w rzeczywistości więcej skomplikowany, niż zasada wyżej podana; dość, że klasyfikacja ta miała jeszcze słabe punkty i nieścisłości, które spowodowały, że współcześni chemicy

angielscy zlekceważyli pomysł Newlandsa, a poza Anglią nie był on prawie zupełnie znany. Dopiero w pięć lat potem wpadli niezależnie od Newlandsa i od siebie na ten sam pomysł: Niemiec Lotar Meyer i Rosjanin Mendelejew. Materiał doświadczalny mieli już bogatszy, opracowali swą myśl daleko systematyczniej i bardziej wyczerpująco, i odtąd rozpoczął się zwycięski pochód układu periodycznego w nauce. Triumf układu przyspieszyły świetnie przezeń zdane egzamina: bo można było na jego podstawie przewidzieć, jakie pierwiastki są jeszcze nieznanne i jakie — w razie odkrycia — będą ich własności.

Tak więc Mendelejew wywnioskował, że musi istnieć pierwiastek metaliczny, analogiczny do glinu (stąd nazwał go „ekaaluminium“; przyrostek eka- oznacza w języku sanskryckim tyle, co „pierwszy, najbliższy“); podał jego ciężar atomowy, przybliżony ciężar właściwy, punkt topliwości, rodzaje związków itd.; rzeczywiście w sześć lat potem został odkryty gal o przepowiedzianych własnościach. Tak samo przewidział Mendelejew własności skandu i germanu, odkrytych w dziesięć i szesnaście lat później. Pewną trudność sprawiało umieszczenie w układzie gazów rzadkich z powietrza, odkrytych przez Ramsaya: ale okazało się, że trzeba po prostu wstawić w schemat jeszcze jedną przegródkę, w której się one doskonale mieszczą, i która jest konieczna do uzupełnienia planu układu. Od tego czasu przekonano się, że każdy nowoodkryty pierwiastek da się włączyć do klasyfikacji, a jego własności odpowiadają niemal ściśle tym, które wynikają z jego miejsca w układzie.

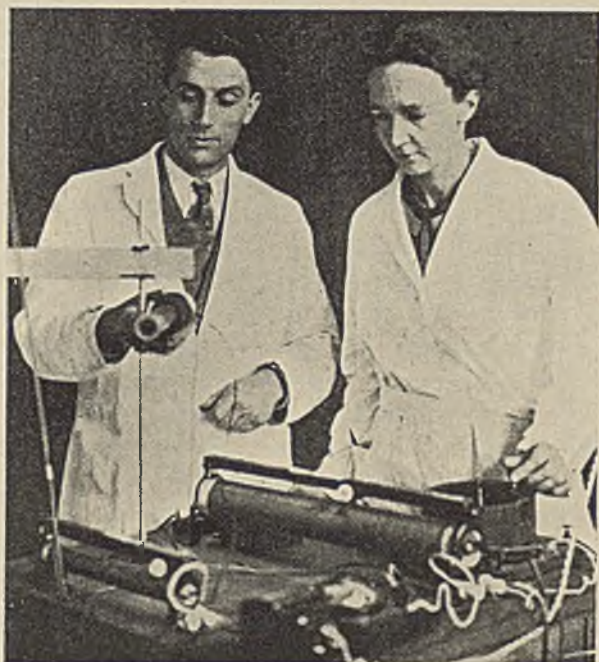
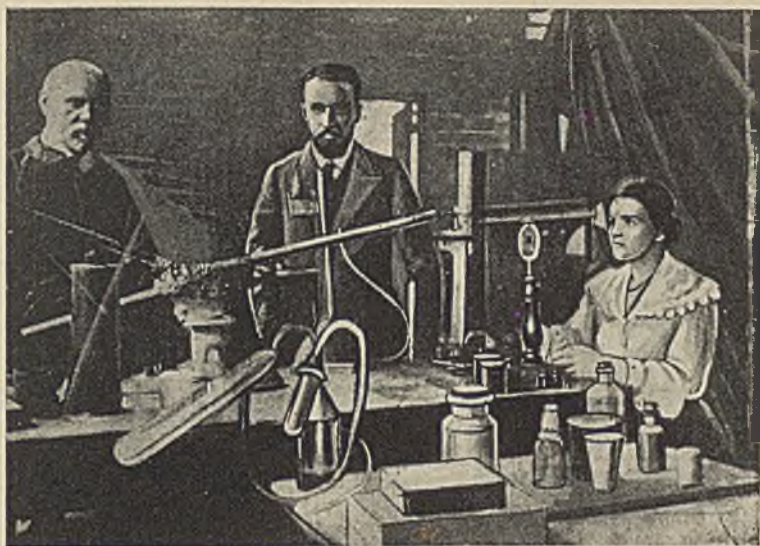
Skoro tak jest, to widocznie musi istnieć głębsza przyczyna podobieństwa i pokrewieństwa między pierwiastkami, więc chyba atomy różnych pierwiastków nie są od siebie tak zasadniczo odmienne i musi być coś między nimi wspólnego. Tak sobie mówili w zaufaniu chemicy u schyłku XIX w., nie śmiejąc tego otwarcie pisać, bo jeszcze jeden krok dalej, a musiałyby się obalić różne podstawowe założenia chemii: przede wszystkim niepodzielność atomów, gdyż jeżeli atomy rozmaitych pierwiastków mają coś mię-

dzy sobą wspólnego, to muszą się one składać z jeszcze prostszych cząstek, powtarzających się w różnych atomach. W takim razie przez przebudowanie atomów może by można jeden ich rodzaj przeprowadzić w drugi — ale to by już graniczyło z alchemią! Takie wnioski można i wolno było sobie snuć po cichu, ale otwarcie nie można było z tym wystąpić, póki fakta zaobserwowane nie zmuszą do postawienia tak rewolucyjnych twierdzeń.

Ale nie trzeba było długo czekać: koniec XIX wieku szybkim tempem przyniósł szereg odkryć, które przeszły najśmielsze oczekiwania, i wreszcie doprowadziły do zupełnego przestawienia pojęć o atomach. Rozstrzygającą zaś rolę odegrały w tym odkrycia naszej rodaczki, Marii Curie-Skłodowskiej.

## PANI CURIE-SKŁODOWSKA ODKRYWA RAD.

Żadne odkrycie nie powstaje nagle, nie wyskakuje całkiem gotowe z głowy uczonego badacza, jak niegdyś, wedle podań greckich, wyskoczyła Atene w pełnej zbroicy z głowy Zeusa. Takie odkrycia mają zwykle długą historię przygotowawczą, nim wreszcie jeden umysł genialny ogarnie bystrym spojrzeniem ogół spostrzeżeń i odkryć drugiego rzędu i scementuje je w jednolitą całość nowej gałęzi wiedzy. Tak też było z odkryciem pierwiastków promieniotwórczych (radioaktywnych). Można je wyprowadzić od odkrycia nowego rodzaju promieni przez Roentgena w r. 1895, choć i to odkrycie było poprzedzone pracami przygotowawczymi. Dość, że promienie Roentgena, które pobudzają wiele ciał do fosforescencji i fluorescencji, zwróciły uwagę badaczy na te ostatnie zjawiska w ogóle; i już w r. 1896 fizyk francuski Becquerel zaczął badać związki metalu uranu, które od dawna były znane ze swej pięknej zielonej fluorescencji: np. szkło, do którego dodano nieco tlenku uranu, przybiera barwę żółtą, ale oświetlone z boku wysyła światło zielone; często można widzieć przedmioty ozdobne z takiego



U góry: Państwo Curie w swej pracowni w r. 1905, pracujący nad radem.

U dołu: Córka naszej rodaczki Irèna ze swym mæzem dr Joliotem w Instytucie Badañ nad Promieniotwórczością w Paryżu. Państwo Joliot, podobnie jak państwo Curie, otrzymali za swe badania nagrodę Nobla.





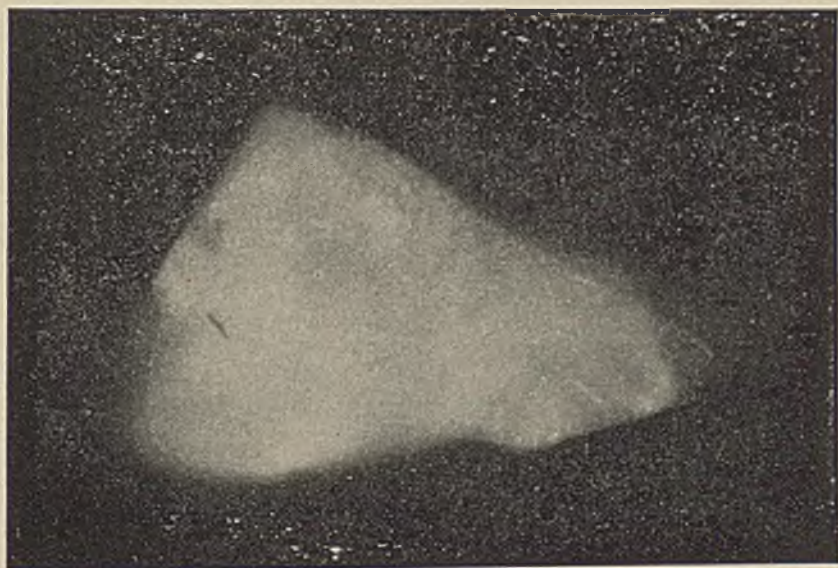
szkła. Otóż Becquerel przekonał się, że związki uranu wysyłają przy tym jakieś promienie, dość podobne do Roentgenowskich, choć znacznie słabsze, ale zjawiska dalej nie badał. Zajął się tym młoda studentka polska w Paryżu, panna Skłodowska, która niedawno przedtem wyszła za mąż za znakomitego fizyka francuskiego, Piotra Curie. Przekonała się ona, że w różnych preparatach uranowych laboratoryjnych siła promieniowania jest wprost zależna od ilości uranu, czego z góry się można było spodziewać; ale co było niespodziewane, to to, że niektóre minerały zawierające uran, jak np. tzw. blenda smołowa, mają znacznie większą siłę promieniowania, niż odpowiada ilości uranu, w nich zawartej.

Mozolne badania dalsze, przeróbka wielu ton odpadków rud uranowych, doprowadziły ją do wniosku, że uranowi towarzyszy tam znikoma ilość jakiegoś dotąd nieznanego pierwiastka o nieporównanie większej sile promieniotwórczej, który nazwała polonem na cześć swej ojczyzny. Wniosek ten, nie poparty izolowaniem pierwiastka, oznaczeniem jego ciężaru atomowego, jego widma, rzeczy niezbędnych dla chemika, był bardzo śmiały i ryzykowny; dlatego spotkał się z początku z niedowierzaniem i opozycją, ale żelazna wytrwałość p. Curie nie dała się tym zniechęcić; tym więcej, że mąż jej, zrozumiałwszy doniosłość tych badań, wkrótce porzucił swe dotychczasowe prace i jął pomagać żonie; będąc przekonana o słuszności swych przypuszczeń, pracowała dalej i wkrótce odkryła dalszy pierwiastek promieniotwórczy, nazwany przez nią radem, występujący w rudach uranowych wprawdzie w pięć tysięcy razy większej ilości niż polon, ale zawsze jeszcze tylko znikomej: z ośmiu ton owych odpadków rudy uranowej otrzymała po czteroletniej pracy zaledwie 0.1 grama chlorku radu! Można więc już było oznaczyć ciężar atomowy radu (226), ale dotąd nie dało się otrzymać tyle polonu, by można było oznaczyć jego ciężar atomowy, choć wiemy, wnosząc z położenia w układzie periodycznym, że musi on wynosić około 210—215. Z położenia w układzie periodycznym wynika dalej, że rad jest własnościami zbliżony do baru, polon

zaś do telluru; i rzeczywiście uzyskane połączenia chemiczne tych pierwiastków są podobne do związków baru wzgl. telluru. Ale na tych dwóch pierwiastkach się nie skończyło: okazało się, że z czasem podkrywano pierwiastków promieniotwórczych bardzo wiele, tak że dziś trudno je wszystkie zliczyć, tym bardziej, że po większej części są one bardzo nietrwałe i szybko znikają.

Jakże to możliwe? wszak materia nie ulega zniweczeniu i masa jej jest niezmienna, bez względu na przemiany chemiczne, którym podlega? Otóż w tym leży właśnie największa może zasługa p. Curie, że jej odkrycia wkrótce pociągnęły za sobą zupełne zmodyfikowanie zapatrywań na istotę pierwiastków, na atomy i nawet na materię i energię.

Przede wszystkim zastanawiało to, że te pierwiastki wciąż promieniują; co więcej, można wykazać, że się wciąż grzeją, są więc stałym źródłem ciepła; a przecież wszelkie promieniowanie tak jak i ogrzewanie się, jest objawem zużycia energii, która musi się skądś brać, i nie może powstawać z niczego. Pani Curie wysunęła przypuszczenie, że źródłem tej energii jest jakiś rozkład, jakaś przemiana atomowa tych pierwiastków; przypuszczenie wprost rewolucyjne, którego z początku nawet jej mąż nie podzielał. Ale wkrótce idea jej została potwierdzona: teoretycznie opracowali ją Rutherford (zmarły w r. 1937) i Soddy, a w tymże czasie wykazał Ramsay, że rad się rzeczywiście przetwarza, rozkłada, przy czym powstaje hel. Podobnie zachowują się i inne pierwiastki promieniotwórcze, dając obok helu inne produkty, często mniej lub więcej silnie radioaktywne o różnej trwałości. Bo oczywiście, skoro pierwiastek taki ulega rozkładowi, to go musi być coraz mniej, co łatwo stwierdzić przez zmierzenie ubytku siły promieniowania. To zanikanie jest zależne od czasu, mianowicie w równych okresach czasu zanikają takie same ułamki pierwiastka: jeżeli więc po roku pozostała już tylko połowa pierwotnej ilości, to po dwóch zniknie dalej połowa pozostałej połowy itd. Przyjęto więc, celem scharakteryzowania pierwiastka promieniotwórczego, podawać tzw. „czas półtrwania“, który



U góry: kawałek rudy radonośnej.  
U dołu: ten sam kawałek, który położony na kliszy fotograficznej,  
swym własnym promieniowaniem dokonał swej odbitki.



bywa u różnych pierwiastków różny. Tak więc tor, który też się okazał promieniotwórczym, ma czas półtrwania przeszło 16 miliardów lat! Już mniej trwały jest uran, z 5 miliardami lat. Te pierwiastki więc rozpadają się niesłychanie powoli i dlatego ich promieniowanie jest bardzo słabe. Pierwiastki odkryte przez panią Curie i dalszych badaczy są nierównie radioaktywniejsze, ale też mają życie znacznie szybsze: okres półtrwania radu wynosi około 2000 lat, aktynu tylko 20 lat, polonu 140 dni, tak zwanej emanacji radowej 4 dni, emanacji aktynu 5 sekund! A znane są pierwiastki, żyjące jeszcze szybciej. Nic więc dziwnego, że skoro wszystkie pierwiastki promieniotwórcze wywodzą się od uranu i toru, tak się powoli przetwarzających, a i same szybko się dalej przemieniają, to nigdy ich nie może nagromadzić się większa ilość, i dlatego stanowią taki maleńki ułamek w rudach uranowych i torowych lub w gotowych preparatach uranu i toru; na drodze analizy chemicznej nie dałyby się one — przynajmniej dzisiejszymi środkami — wykryć i zauważyć, ale że na ogół one tym intensywniej promieniują, im szybciej żyją, więc stwierdzenie ich na drodze fizycznej, przez pomiary promieniowania, nie jest tak trudne.

### ZEGAR ŚWIATA.

Przy takim rozpadzie pierwiastka promieniotwórczego odszczepia się od jego atomu hel, o ciężarze atomowym 4; stąd kolejne produkty rozpadu mają ciężary atomowe zmniejszające się skokami po 4 jednostki. Ale takich skoków nie robi atom bez końca: po kilku skokach i utworzeniu kilku pierwiastków często o bardzo odmiennym charakterze chemicznym, tworzy się ołów, który już nie ulega dalszej przemianie. Tak więc można by sądzić, że pierwiastki promieniotwórcze, szczególnie o szybkim życiu, to jest o krótkim czasie półtrwania, powinnyby szybko zniknąć i często po niewielu latach bez śladu przepadać. Spróbujmy to zilustrować obliczeniem: polon ma okres półtrwania rów-

ny 140 dniom. Gdyby pani Curie była w roku odkrycia potrafiła wytworzyć taką ilość polonu, by wypełnić nim pociąg o siedmiu wagonach 10-cio tonowych, to już w r. 1908 byłby z tego pozostał jeden gram! Z chwilą uzyskania przez Polskę niepodległości pozostałaby tylko siedemdziesięciotyścienna część miligrama! Czemuż więc mimo to owe często jeszcze znacznie mniej trwałe produkty przemiany nie znikają i dadzą się łatwo wykazać w minerałach urano- i toro- nośnych? Po prostu dlatego, że na miejsce znikających tworzą się w równej mierze nowe ilości z uranu i toru; tak więc stale utrzymuje się pewna stała równowaga „statystyczna“ między promieniotwórczymi produktami rozpadu, na ogół jednak zmniejsza się ilość uranu (toru) a zwiększa ilość ołowiu. Tak się dzieje od najdawniejszych czasów istnienia świata, i w najstarszych nawet minerałach możemy taki stan zaobserwować. Ma to ogromnie ważne i ciekawe zastosowanie geologiczne: wiadomo od dawna, że niegdyś żyły w naszym kraju olbrzymie słonie, nosorożce, a w jaskiniach mieszkaly ogromne lwy i niedźwiedzie; że przedtem jeszcze straszne jaszczury, z jakich już śladu nie zostało, chodziły po ziemi, zaludniały morza i latały w powietrzu; że jeszcze przedtem kolosalne lasy nieznanych dziś drzew pokrywały wielkie połacie ziemi, a dziś je zużytkujemy w postaci węgla kamiennego; że jeszcze wcześniej znajdujemy w pokładach ziemnych najprostsze rośliny i zwierzęta; kolejność następstwa tych różnych epok łatwo stwierdzić przez kolejność pokładów, ale podać czas, przed ilu laty, przed ilu wiekami, to się działo, nie potrafiła nauka do niedawna. Dziś nie przedstawia to wielkich trudności: wystarczy zanalizować minerał uranowy lub torowy, pochodzący z pewnej epoki, by ze stosunku uranu (toru) do wytworzonego helu, który, uwięziony w minerale, nie mógł z niego ujść, obliczyć wiek pokładu. Można się było więc przekonać, że epoka, w której powstawały pokłady soli w Wieliczce, jest od nas odległa o pięć lub sześć milionów lat; że węgiel kamienny powstawał około sto trzydzieści milionów lat temu, a najstarsze istoty ożywione powstały jeszcze cztery

czy pięć razy dawniej; oczywiście nie są to liczby ściśle, ale wystarczają do zorientowania się w wieku epok geologicznych, choć niekiedy niepewność może wynosić kilka lub kilkadziesiąt milionów lat. Ale któż by się kłopotał o takie drobnostki jak miliony lat, gdy wiek ziemi liczy się na ich miliardy! Tak więc w ciałach promieniotwórczych odkryliśmy zegar świata!

Wobec tych przemian pierwiastków mogłoby się здаwać, że marzenia alchemików już się urzeczywistniają: doczekaliśmy się przeprowadzania pierwiastków w pierwiastki, więc może uda się nam wytworzyć sztucznie złoto, na przykład przez dalszy rozkład ołowiu? Otóż w tym trudność, że te przemiany pierwiastków promieniotwórczych potrafimy tylko obserwować, ale na nie nie mamy wpływu: pierwiastki zmieniają się same z siebie, a my naszymi środkami: mechanicznymi, cieplnymi, elektrycznymi itd. nie możemy na to wpływać i zmianami kierować. Jednakże są pewne wskazówki, że w przyszłości może i tę trudność da się przezwyciężyć.

Że więc zjawiska promieniotwórczości są oparte na pewnej przemianie atomu, na jego rozkładzie, to wynika wprost z doświadczenia. Ale jak sobie objaśnić możliwość takiego rozkładu atomu? Tu trzeba było zburzyć pojęcie, jakie od półtrzecia tysiąca lat miano o atomie, jako najmniejszej cząstce materii, cząstce dalej nie podzielnej. Jak wspomnieliśmy, pierwsze idee w tym kierunku wypowiedziała pani Curie, ale dopiero potem badania Rutherforda, Soddyego, Bohra i innych, rzecz wyjaśniły. Według dzisiejszych zapatrywań atomy są układami często bardzo skomplikowanymi, które można porównać z układami planetarnymi: wewnątrz znajduje się jądro, w którym jest skoncentrowana niemal cała masa układu, a dookoła krążą jakby satelity, będące elektronami. Elektrony zaś — to atomy elektryczności, co do której więc musiano również przyjąć budowę atomową. Zwykle występuje tylko elektryczność ujemna w postaci elektronów: ilość elektronów, które krążą dookoła jądra, jest rozmaita zależnie od natury pierwiastka, i wynosi tyle,

jaki jest numer kolejny pierwiastka w układzie periodycznym, czyli jego „liczba porządkowa“: tak więc wodór jest pierwszym pierwiastkiem, w jego atomie krąży zatem tylko jeden elektron dookoła jądra; drugim z kolei jest hel, więc u niego spotykamy dwa elektrony; sód jest pierwiastkiem jedenastym, więc atom jego zawiera 11 elektronów itd. Te elektrony krążą dookoła jądra nie bezładnie, ale grupami, w różnych odległościach, a od tego, ile elektronów znajduje się w ostatniej, najdalszej grupie, zależy charakter pierwiastka. Tak więc lit, sód, potas, rubid i cez mają tylko po jednym elektronie na najodleglejszym od jądra torze krążenia elektronów, dlatego mają wszystkie taki sam charakter; fluor, chlor, brom i jod mają po 7 elektronów na zewnętrznym torze, stąd są do siebie podobne.

Łatwo zrozumieć, że im taki układ jest prostszy, tym też będzie trwalszy: maszyny proste, jak dźwignia w postaci drąga, blok, klin — są nie do zepsucia (poza uszkodzeniem materiału), a zegarek, radio, samochód... psują się bardzo łatwo. Tak więc i atomy proste, jak wodoru o jednym elektronie, tlenu o sześciu elektronach... nie psują się — są trwałe. Inaczej, gdy elektronów jest wiele i atom przez to bardzo skomplikowany: polon ma ich 84, rad 88, tor 90, uran 92, dlatego takie atomy są znacznie mniej trwałe i same z siebie się rozpadają, tworząc wreszcie hel i ołów, który już się dalej nie rozpada, a przynajmniej nie możemy tego w żaden sposób stwierdzić.

Najprostszym więc, najmniej skomplikowanym, atomem jest atom wodoru; przypatrzmy mu się nieco bliżej, by na tym przykładzie nabrać wyobrażenia o stosunkach panujących wewnątrz atomu.

Atom taki składa się, jak już wiemy, z jądra, dookoła którego krąży jeden elektron, podobnie jak dookoła ziemi krąży jeden księżyc. Elektron jest ujemnym atomem elektryczności, jednostką ładunku elektrycznego, a że go jądro przyciąga, tworząc wraz z nim atom, elektrycznie obojętny, więc jądro musi mieć równy temu ładunek dodatni, zwany „elementarnym dodatnim ładunkiem jądra“. W tym jądrze



skupia się niemal cała masa układu: ciężar elektronu prawie nie wchodzi w rachubę wobec ciężaru jądra. Ale za to objętość jądra jest znikoma wobec objętości elektronu; średnica jego bowiem jest blisko dwa tysiące razy, a objętość około 6 miliardów razy mniejsza. Operowanie takimi ogromnymi liczbami nie łatwo nam uzmysłowi stosunki, panujące w małym atomie, którego średnica wynosi około stumilionową część centymetra. Spróbujmy powiększyć taki układ linowo miliard razy. Zobaczymy wtedy jądro wielkości sporego jabłka, dookoła którego potorce o średnicy kilometrowej krąży elektron wielkości dużego gmachu, jak Zamek wawelski. I ten elektron prawie nic nie waży w porównaniu z owym jabłkiem! Ale nie łatwo byłoby nam ten elektron obserwować, gdyż obiega on jądro niesłychanie szybko, robi bowiem około sześciu tysięcy bilionów okrążeń na sekundę, to jest porusza się z szybkością przeszło dwóch tysięcy kilometrów na sekundę!

Jądra atomu wodoru mogą się ze sobą zbijać w utwory większe, które są jądrami atomów cięższych; tak więc są one cegiełkami pierwotnymi, z których inne atomy są zbudowane; dlatego też jądra wodoru otrzymały nazwę „protonów“, to jest „pierwszych“. Przy takim zbijaniu się protonów następują komplikacje wewnętrzne, w które już nie możemy wchodzić, dość, że taki większy kompleks, który ma masę odpowiadającą w przybliżeniu ilości zawartych w nim jąder wodoru, nie wiąże dokoła siebie odpowiednio większej ilości elektronów, lecz mniej: tak więc hel, którego jądro składa się z czterech protonów, trzyma koło siebie tylko dwa elektrony; atom sodu, jak już słyszeliśmy, trzyma koło siebie jedenaście elektronów, choć jego jądro odpowiada 23 protonom. A że ilość elektronów ujemnych odpowiada ilości dodatnich ładunków elementarnych jądra, więc dalszym ogniwem łańcucha wnioskowań jest, że liczba porządkowa pierwiastka w układzie periodycznym jest tym samym ilością elementarnych ładunków jądra.

## WODA WODZIE NIERÓWNA.

Mówiliśmy już o tym, że owe elektrony, krążące dookoła jądra, rozstrzygają o charakterze pierwiastka: ilość ich ogólna wyznacza pierwiastkowi kolejne miejsce w układzie periodycznym, a ilość elektronów na torze najdalszym, zewnętrznym, rozstrzyga, do której grupy go trzeba zaliczyć; jest to tak dalece ważne, że — jak się okazało — ilość protonów, z których się składa jądro, jest mniejszego znaczenia, byle by była zgodność w układzie elektronów. Tak więc przekonano się, że atomy tego samego pierwiastka mogą zawierać niekiedy więcej, niekiedy mniej protonów, i wskutek tego ich ciężary nie są równe. Mimo to w układzie periodycznym zajmują one to samo miejsce, co się z grecka określa mówiąc, że są „izotopami“ (isos: równy, topos: miejsce). Większość pierwiastków okazuje zjawisko izotopii, ale że zwykle spotykamy w naturze taką samą mieszaninę izotopów tego samego pierwiastka, więc przeciętny ciężar atomowy, obliczony z analizy, jest mimo to wielkością stałą. Tak więc np. chlor ma trzy izotopy, o ciężarach 35, 37 i 39; ale w przyrodzie chlor występuje zawsze jako mieszanina izotopów taka, że w niej znajdują się atomy o ciężarze 35 w ilości  $\frac{3}{4}$ , dalej atomy o cięż. 37 w ilości  $\frac{1}{4}$ , a izotopu 39 znajdują się tylko ślady; stąd chlor ma zawsze przeciętny ciężar atomowy 35.46, co umożliwia obliczenia analiz. Nawet tlen, który przecież stanowi podstawę obliczania ciężarów atomowych, składa się, jak chlor, z trzech izotopów, 16, 17 i 18, z których co prawda oba cięższe występują w bardzo małej ilości. U innych pierwiastków stosunki są jeszcze bardziej zagmatwane dzięki występowaniu jeszcze liczniejszych izotopów: np. cynk ma ich 5, selen 6, tellur 7, rtęć tyle samo, ksenon 9, a cyna najwięcej, bo 11.

Badaniem izotopii zajmował się przede wszystkim nasz rodak, Kazimierz Fajans; jemu mamy do zawdzięczenia zbadanie nader ważnej izotopii ołowiu, która potwierdziła teorię rozkładu pierwiastków promieniotwórczych, gdyż okazało się, że ołów pochodzący z rozkładu toru ma inny ciężar

atomowy, a mianowicie o dwie jednostki wyższy, niż ołów, pochodzący z przemiany uranu i radu (208 i 206), bo tor o cięż. at. 232 przechodząc w ołów musi stracić 6 atomów helu o c. at. 4, to jest traci 24 i daje izotop ołowiu o c. at. 208; uran zaś o ciężarze atomowym 238 traci osiem atomów helu, pozostaje więc 206. Jest to jeden z bardzo rzadkich wypadków, że w naturze występują izotopy osobno, nie w postaci mieszaniny, a mianowicie w minerałach torowych wzgl. uranowych. Ołów wydobywany ze zwykłych swych rud, np. galeny, ma zawsze przeciętny ciężar atomowy 207,2.

Może najbardziej uderzającym przykładem zjawiska izotopii jest niedawne (1932) odkrycie tak zwanego „ciężkiego wodoru“. Jest to właśnie izotop wodoru, różniący się od niego tym, że jego jądro składa się z dwóch jąder wodorowych, zatem jest dwa razy cięższe od wodoru zwyczajnego. Jeżeli między izotopami ołowiu różnica ciężarów wynosi niespełna 1%, to tutaj wynosi ona 100%, nic więc dziwnego, że wpływa to znacznie na własności fizyczne; „wodór ciężki“, albo „deuter“ (bo i tak go nazywają) wrze i krzepnie w temperaturze o kilka stopni wyższej, niż wodór zwyczajny, a podobnie i jego połączenia mają własności zmienione; tak zwana „woda ciężka“, to jest połączenie deuteru z tlenem, wrze dopiero w temp. 101,4°, a krzepnie w + 3,8°. A skądże wziąć tę wodę „ciężką“, która tyle tysięcy lat kryła się przed człowiekiem, nawet uzbrojonym w nowożytnie metody badawcze? musi ona chyba być bardzo rzadka? Otóż nie; znajduje się ona w każdej, najzwyczajniejszej, wodzie i to nawet nie w tak bardzo małej ilości: mniej więcej w stosunku 1 : 5000, więc każdy mógłby mieć ją do rozporządzenia w praktycznie nieograniczonej ilości (w wannie wody w kąpieli mamy około jednej dziesiątej litra wody „ciężkiej“ a z Morskiego Oka dałoby się wywieźć jej około 300 wagonów). Ale oddzielenie jej od wody „zwyczajnej“ jest bardzo kłopotliwe i mozolne: okazało się, że woda zwyczajna łatwiej ulega elektrolizie, niż „ciężka“; jeżeli więc wodę bardzo długo, tygodniami i miesiącami, elektrolizujemy, to pozostałość staje się powoli coraz bogatszą w składnik

cięższy. Ale to zabieg bardzo długi i — ze względu na cenę elektryczności — bardzo kosztowny; dlatego więc woda „ciężka“ należy do najdroższych preparatów chemicznych. Wobec tego zabawne jest, że przed paroma laty jedno z niemieckich pism puściło na „prima aprilis“ bajeczkę, iż — oczywiście w Ameryce — buduje się sztuczną ślizgawkę ze zmrożonej wody „ciężkiej“, która ma mieć jakoby wielkie zalety w porównaniu ze zwykłym lodem; żeby zaś para z powietrza nie osiadała na tym „ciężkim lodzie“ i nie psuła go, będzie się jego powierzchnię zdmuchiwać strumieniem... argonu. Tę wiadomość wzięli niektórzy bezkrytyczni czytelnicy na serio, i można ją było i u nas czytać na łamach jednego z dzienników w dziale fachowo-technicznym. Świadczy to bądź co bądź o tym, że nawet tak na pozór specjalne sprawy jak izotopia i odmiany izotopowe pierwiastków dotarły do szerokiego ogółu i interesują go. A zainteresowanie ogólne prowadzi do intensywniejszego zajęcia się sprawą i do jej zgłębienia naukowego, więc nawet w takiej błędnej wiadomości można znaleźć korzystną stronę.

## CZY HEL JEST PODOBNY DO ŻELAZA ?

Poznane przez nas metaloidy i metale lekkie pokrywają już, choć z rzadka, cały schemat układu periodycznego, tak, że znamy już przedstawicieli wszystkich grup; metale ciężkie dopełniają schematu, tak, że aby się zorientować w całości, należy tylko podać, które — przynajmniej z ważniejszych — metali znajdują się w grupie obok poznanych już pierwiastków.

A zatem, zaczynając od pierwszej grupy metali lekkich, to jest potasowców, należą tam jeszcze miedź, srebro i złoto. Ich podobieństwo chemiczne między sobą jest dla chemika jasne; mniej widoczne jest podobieństwo między metalami tak szlachetnymi i nieczynnymi, jak srebro i złoto, a najenergiczniejszymi, jakimi są potasowce. Jednakże i tu po-

dobieństwo da się wykazać, oczywiście przy głębszym badaniu. Metale te mają ogromne znaczenie — poza ich dzisiejszym zastosowaniem praktycznym — dla dziejów ludzkości: złoto, występujące dawniej w stanie rodzimym nierównie obficie niż obecnie, było pierwszym metalem, poznanym przez ludzkość, która później pierwszy okres swego rozwoju nazwała w podaniach „wiekiem złotym“ (Aurea prima aetas — mówi poeta rzymski Owidiusz); miedź zaś była pierwszym metalem użytkowym, najpierw sama, potem jako stop z cyną, zwany bronzem (epoka bronzowa); srebro, pospolitsze wprawdzie, ale trudniejsze do otrzymania w stanie wolnym niż złoto, było przez długie wieki od niego droższe.

W grupie wapniowców spotykamy znów trzy metale ciężkie: cynk, bardzo do niego podobny kadm, i półszlachetną rtęć, jedyny metal ciekły w zwykłej temperaturze. Wszystkie są — jak na metale — łatwo lotne, tak że, odmiennie niż inne metale ciężkie, nie wytapiają się z rud, lecz oddestylowują. Należy tu też rad.

Następna grupa zawiera już jeden metaloid, bor, i omówione poprzednio metale glinowce i metale ziem rzadkich. Dalsza zawiera dwa metaloidy: węgiel i krzem, oraz siedem metali ciężkich: tytan, jeden z dziesięciu najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków, obficie występujący niż węgiel, chlor, fosfor, azot, siarka — ale prawie nigdy nie tworzący większych złóż, stąd pozornie rzadki; ogromnie rzadki german, którego istnienie przepowiedział Mendelejew (ob. wyżej), rzadki cyrkon, hafn, bardzo do niego zbliżony, a interesujący tym, że jego istnienie zostało przez Bohra przepowiedziane tak dokładnie w r. 1923, iż zaraz potem de Coster, pracując po prostu „na pewniaka“, odkrył go w tym samym roku. Tu też należą tak ważne i rozpowszechnione metale, jak cyna i ołów, a zamyka grupę znany nam już tor.

W następnej grupie przewagę liczebną mają już metaloidy: to azotowce, a z metali obok bizmutu znajdują się tam w podgrupie jeszcze cztery inne o niewielkim znaczeniu

praktycznym: wanad, niob i tantal, oraz radioaktywny protaktyn. Szóstą grupę stanowią tlenowce, już nam znane; z metali są tu chrom, własnościami nieco zbliżony do żelaza, molibden i wolfram, wszystkie nader wielkiego znaczenia dla metalurgii żelaza, oraz dwa pierwiastki promieniotwórcze, polon i uran. Podobieństwo tych metali do tlenowców jest dosyć nikłe: objawia się przede wszystkim tym, że tworzą one kwasy, których sole są podobne do siarczanów. Także i w grupie siódmej, gdzie obok chlorowców spotykamy mangan i dwa niedawno (1925) odkryte metale mazur i ren, podobieństwo widać głównie w solach kwasów tych pierwiastków. Mazur i ren otrzymały od odkrywców, niemieckiej pary małżeńskiej Noddacków, nazwy od krain kresowych Rzeszy Niemieckiej, Nadrenii i ziemi Mazurów pruskich; w ten sposób nazwa rdzennie polskiego ludu dostała się między pierwiastki.

Ostatnia wreszcie grupa układu periodycznego składa się ze znanych nam dobrze gazów „szlachetnych“ i trzech trójek metali ciężkich, a nawet najcięższych i najszlachetniejszych: to trzy żelazowce: żelazo, kobalt i nikiel, dalej trzy platynowce lekkie: ruten, rod i pallad, wreszcie trzy platynowce ciężkie: osm, iryd i platyna.

I tu znów nasurwa się pytanie, czemu hel lub argon mają być podobne do żelaza czy platyny. Rzeczywiście podobieństwa trudno się dopatrzeć, jednak liczne względy klasyfikacyjne i teoretyczne każą te piętnaście pierwiastków zaliczyć do jednej i tej samej grupy, choć podzielonej na trzy (lub cztery) podgrupy: helowce, żelazowce, platynowce (lekkie i ciężkie).

Tak więc, na tle układu periodycznego przesunęły się przed nami znowu wszystkie pierwiastki, zarówno obszernie poprzednio omawiane jak i nowowspomniane. O każdym z nich można wiele interesującego opowiedzieć, bo każdy z nich jest ściślej lub luźniej związany z historią nauki, rozwojem kultury lub z życiem codziennym wskutek wielostronnych zastosowań; o każdym niemal dałaby się napisać interesująca książka, dlatego nie można wszystkich tematów

wyczerpać w jednej, niezbyt obszernej. Może jednak zachęci ona niektórych z pomiędzy czytelników, by na własną rękę poszukali bliższych wiadomości o roli pierwiastków i o nauce chemii.

Jeżeli to nastąpi, jeżeli ta książeczka zyska dla nauk chemicznych choć kilku młodych adeptów, to wypełniła swe zadanie.

BI  
Państw.  
K A  
w  
N.





## SPIS RZECZY:

	Str.
Nie cztery — lecz dziewięćdziesiąt dwa . . . . .	5
Niebezpieczny eksperyment Dr Oxa . . . . .	11
„Balsamiczne powietrze, przepojone ozonem“ . . . . .	14
Hurra, Gordon-Bennett — czyli zapoznajmy się z wodorem . . . . .	15
„A najlepsza jest woda...“ . . . . .	19
Lód się topi, ponieważ... . . . . .	25
Niesiekome — atomy . . . . .	26
Więc jak to jest z utlenionymi włosami? . . . . .	28
Azotu, więcej azotu! . . . . .	31
Amoniak, czyli triumf katalizatora . . . . .	35
„Ne zdurysz aptekara serwaserom...“ . . . . .	44
Słowa na „owy“ i na „awy“ . . . . .	47
W objęciach łuku elektrycznego . . . . .	49
A oprócz azotu i tlenu... . . . .	55
Ludzie księżycowi piją powietrze . . . . .	56
Triumf trzeciego miejsca dziesiątego . . . . .	62
Gdy chemik patrzy przez pryzmat . . . . .	64
Pięciu zakonspirowanych leniuchów . . . . .	69
Węgiel niezmordowany kombinator . . . . .	73
Łuski na papierze . . . . .	83
Kamień niepokonany . . . . .	85
Przypatrzmy się wzorom chemicznym... . . . .	91
Czym palą w Borysławiu pod kuchnią . . . . .	94
Jeżeli węgiel zamkniemy w retorcie... . . . .	96
I nadęte pęcherze się odznaczyły... . . . .	98
Acetylen, gaz niebezpieczny . . . . .	103
Pierwszą lampę naftową zaświecono w Polsce . . . . .	109
Od eteru do koksu . . . . .	115
Nafta z węgla . . . . .	121
Kropla benzyny warta kropli krwi . . . . .	122
Zасыpiają nieraz na zawsze... . . . .	126
Oddychanie to skomplikowana rzecz... . . . .	127
Nie ma życia bez dwutlenku węgla! . . . . .	131



	Str.
Suchy lód, rodem z Krynicy . . . . .	135
22. IV. 1915: Pierwszy atak gazowy . . . . .	137
Wystarczy naświetlenie... . . . .	142
Niebezpieczna pasta do zębów . . . . .	146
Brom uspokaja . . . . .	148
I jod jest konieczny do życia . . . . .	149
Uczucie, którego nie można zamrozić . . . . .	152
Dlaczego Odyseusz palił siarkę? . . . . .	155
Czy siarkowodor ma zapach zgnitych jaj? . . . . .	159
Kwas siarkowy na przedzie . . . . .	162
Pije wodę nawet tam, gdzie jej nie ma . . . . .	167
Księżycowy, choć nie z „srebrnego globu“ . . . . .	169
Fosfor ma niemily początek . . . . .	171
Rolnik laknie fosforu . . . . .	174
Ogięć z nieba — w pudełeczku . . . . .	177
Chemicy nie chcą wierzyć w błędne ogniki . . . . .	184
Analiza wykazała obecność arseniku . . . . .	187
Trucizna — pożyteczna! . . . . .	190
Tapety śmierci . . . . .	192
Antymon... pigułka wieczysta . . . . .	194
Krzem przydawał się naszym przodkom — ale teraz i nam . . . . .	199
Bor contra karakony . . . . .	206
Metali jest znacznie więcej . . . . .	207
Jak się sól rozsypie — będzie nieszożęście . . . . .	209
Wynalazcy umierają w nędzy . . . . .	213
Czy wiecie gdzie jest Kałusz? . . . . .	218
Proch rozsądził system feudalny . . . . .	224
Spazmy modne a chemia . . . . .	226
Błysk w nocy . . . . .	229
Wapń ma sporo do opowiadania . . . . .	234
Wynalazek, który zrobił karierę . . . . .	242
Karbid na początku — kauczuk na końcu . . . . .	249
Robimy ogień bengalski! . . . . .	250
Srebrne ptaki nad chmurami . . . . .	251
Syntetyczny rubin — dzieło glinu . . . . .	255
Chciał zrobić złoto, zrobił porcelanę . . . . .	257
Najpiękniejszy zamorski błękit — potaniał . . . . .	260
...Tak sobie mówili w zaufaniu chemicy . . . . .	262
Pani Curie-Skłodowska odkrywa rad . . . . .	264
Zegar świata . . . . .	267
Woda wodzie nierówna . . . . .	272
Czy hel jest podobny do żelaza? . . . . .	274