

## VI. TLEN I WODÓR.

### ZACHOWANIE FIZYCZNE GAZÓW.

#### 1. POGLĄDY NA ISTOTĘ PROCESÓW SPALANIA.

##### HISTORIA ODKRYCIA TLENU.

Z przytoczonych uprzednio danych liczbowych, dotyczących składu chemicznego skorupy ziemskiej, wynika, że prawie połowa całej masy tej skorupy składa się z tlenu. Wchodząc w skład atmosfery ziemskiej w stosunku 23,01%, w skład hydrosfery w stosunku 85,79% oraz w skład litosfery w stosunku 47,17%, tlen z natury rzeczy winien odgrywać rolę dominującą w procesach chemicznych, zachodzących na powierzchni kuli ziemskiej. Istotnie też bierze on czynny udział w niezliczonych procesach utleniania i odtleniania, przebiegających na wielką skalę zarówno w naturze martwej, jak i w organizmach roślinnych oraz zwierzęcych.

Niektóre z tych procesów, jak np. procesy tlenia się substancyj palnych, procesy gnicia i butwienia resztek zwierzęcych i roślinnych, wreszcie procesy rdzewienia metali, są tak powszednie, a zarazem tak uderzające w oczy, że już człowiek pierwotny musiał mimowoli zwrócić na nie baczniejszą uwagę i musiał szukać ich wytłumaczenia.

Nie dziwnego więc, że *Arystoteles* uważał ogień za jeden z twórczych elementów wszechrzeczy, a alchemicy przypisywali palność substancji obecności w nich siarki.

Tę teorię alchemiczną o siarce jako zasadzie palności zmodyfikował następnie w połowie wieku XVII (w r. 1669) niemiecki chemik *Becher*, który przyjął, że we wszystkich materiałach palnych oraz w metalach istnieje pewna substancja palna, nazwana przez niego ziemią tłustą (*terra pinguis*), która miała być wydzielana podczas procesów spalania. Uczeń *Bechera*, lekarz niemiecki *Georg Stahl* (1660 — 1734), rozwinął i zmaterializował poglądy swego mistrza. Zwrócił on mianowicie uwagę na to, że wielu substancjom palnym, które skutkiem spalania utraciły swą palność, można ową własność przywrócić przez nagrzewanie ich z takimi ciałami, jak węgiel drzewny, drzewo, węgiel kamienny, mąka i t. p., które to ciała same przez się są w wysokim stopniu palne. Opierając się na



tych faktach oraz na obserwacji zwykłych procesów spalania, zwłaszcza połączeń węglowych, Stahl doszedł do wniosku, że palność materji jest uwarunkowana obecnością w nich pewnej substancji, nazwanej przez niego flogistonem, substancji wydzielającej się podczas procesów spalania i przechodzącej w inne materje. Substancjom spalonym można zdaniem Stahla przywrócić ich palność, ogrzewając je z materjami, obfitującymi we flogiston (np. z węglem).

Wychodząc z tego punktu widzenia, Stahl uważał metale za połączenia zawierające flogiston. Podczas żarzenia na powietrzu miały one tracić ów flogiston, zamieniając się na t. zw. »wapna«, czyli (podług teraźniejszej terminologii) tlenki. Ze swej strony te wapna, traktowane w wyższej temperaturze węglem lub innymi substancjami, obfitującymi we flogiston, pobierały go od nich, zamieniając się zpowrotem na metale, czyli substancje, przedstawiające połączenia »wapna« z flogistonem. Również materje niemetaliczne łatwo palne, takie jak siarka lub fosfor, zachowywały się w sposób analogiczny, podczas spalania miały one tracić swój flogiston, zamieniając się na substancje kwaśne, dające się zpowrotem flogistować na siarkę i fosfor. Zatem siarka i fosfor miały przedstawiać połączenia flogistonu z kwasem siarkowym, względnie kwasem fosforowym.

Ta teoria flogistonu wydaje się nam obecnie dosyć dziwaczną i niezrozumiałą. Swego czasu odegrała ona jednakże ważną rolę w rozwoju poglądów chemicznych, stanowiła bowiem pierwszą próbę systematycznego ujęcia w jedną całość całego mnóstwa procesów napozór bardzo różnorodnych, jak np. procesy spalania, rdzewienia metali oraz butwienia. Była to hipoteza robocza, hipoteza, która przyświecała badaniom doświadczalnym takich badaczy, jak Black, Cavendish, Priestley i Scheele i doprowadziła ich do znakomitych odkryć, stwarzających pierwsze podwaliny pod gmach nowoczesnej chemji.

Teoria flogistonu była pierwszą systematyczną teorią t. zw. procesów utleniania. Ujmowała je ona w jedną całość, aczkolwiek nie tłumaczyła należycie ich istoty.

Tego tłumaczenia nie mogła ona podać z tego powodu, że nie uwzględniała stosunków wagowych, zachodzących podczas procesów utleniania, a następnie, że nie знаła jeszcze



tlenu—głównego czynnika tych procesów, nie istniała bowiem jeszcze naówczas chemja materyj gazowych.

Wprawdzie już starożytni Grecy zdawali sobie sprawę z tego, że otaczające ich powietrze przedstawia coś materialnego, nie rozróżniali oni jednak różnych gatunków powietrza, czyli różnych gazów. Dopiero w początkach XVII-go stulecia lekarz holenderski van Helmont (1577 — 1644) stwierdził różnicę zachodzącą między gazem węglowym (dwutlenkiem węgla), a zwykłym powietrzem atmosferycznym, on też pierwszy wprowadził do nauki nazwę i pojęcie »gazu«.

Wkrótce potem lekarz angielski John Mayow (1645 — 1679) otrzymał w r. 1669 przez prażenie saletry potasowej tlen, nazwany przezeń powietrzem życiowem (*aer vitalis*). Stwierdził on odrębność tego gazu od zwykłego powietrza, wykrył jego obecność w powietrzu atmosferycznym oraz wskazał na czynny udział, jaki gaz ten przyjmuje w procesach spalania i oddychania. Wreszcie Mayow zaznaczył, że owo powietrze życiowe jest materją pierwiastkową, najważniejszą ze wszystkich znanych pierwiastków przyrody. Tem niemniej, zarówno samo odkrycie tlenu, jak i wskazanie jego roli czynnej w procesach utleniania przeszło niepostrzeżenie, nie zwracając na siebie uwagi ani Stahla, ani też późniejszych flogistyków.

Właściwego odkrycia tlenu dokonał dopiero w 103 lat później szwedzki aptekarz Wilhelm Scheele w r. 1772, a niezależnie od niego, lecz w dwa lata później, pastor angielski John Priestley w r. 1774.

Odkrycie tlenu poprzedziły odkrycia dwu innych pierwiastków gazowych: wodoru, dokonane przez lorda Cavendisha w r. 1766 i azotu, dokonane przez Rutherforda w r. 1772.

Nieco wcześniej, bowiem w r. 1752, inny chemik angielski Joseph Black wykazał swemi badaniami nad zmianami, jakim ulegają węglany wapniowców podczas prażenia, że drogą oznaczania ciężarów można rzucić nowe światło na materialną stronę procesów chemicznych.

Te odkrycia i badania Blacka, Scheelego, Priestleya, Rutherforda i Cavendisha pozwoliły następnie Lavoisierowi obalić w r. 1775 całą teorię flogistonu i zbudować na jej gruzach nowoczesny t. zw. antiflogistyczny pogląd na



istotę procesów utleniania i odtleniania, rozpatrujący je, jako procesy przyłączania i odszczepiania tlenu.

Wypowiadając prawo zachowania materji, jako naczelną zasadę chemji, wprowadzając do tej nauki uwzględnienie stosunków wagowych, wyświełając istotę zjawisk spalania jako procesów łączenia się z tlenem, a wreszcie reformując ówczesną nomenklaturę chemiczną, Lavoisier położył fundamenty pod gmach chemji nowoczesnej, jako nauki odrębnej i samostnej, jako nauki ścisłej i rozumowej.

Odkrycie tlenu i wyświełlenie jego roli w procesach spalania, wywarło wpływ decydujący na ukształtowanie i sformowanie się chemji współczesnej.

## 2. OTRZYMYWANIE, WŁASNOŚCI ORAZ ZACHOWANIE SIĘ TLENU.

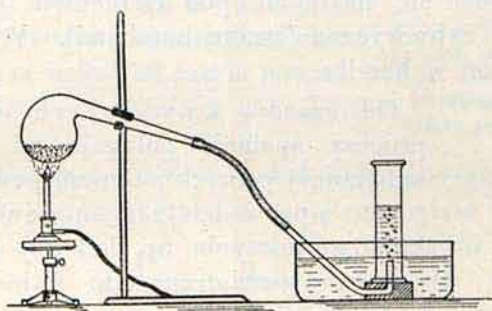
Tlen jest to gaz bezbarwny, bez zapachu i smaku, nieco cięższy od powietrza. W stanie wolnym, niezwiązanym występuje w powietrzu w stosunku 23% wagowych, względnie 21% objętościowych. Należałoby przeto oczekiwać, że powietrze będzie stanowiło najdogodniejsze źródło otrzymywania czystego tlenu. W rzeczywistości sprawa ta nie przedstawia się tak prosto, można bowiem wprawdzie z powietrza atmosferycznego łatwo usunąć tlen, wiążąc go z innymi substancjami, natomiast usunięcie innych składników powietrza, zwłaszcza azotu i argonu, nastrocza znaczne trudności techniczne. Dlatego też czysty tlen otrzymuje się w pracowni nie bezpośrednio z powietrza, lecz z różnych związków tlenowych zapomocą rozkładu ich działaniem wyższej temperatury.

W ten sposób otrzymał tlen Priestley w r. 1774, nagrzewając w zamkniętych naczyniach czerwony tlenek rtęci i zbierając nad wodą wydzielający się gaz (rys. 34, str. 79). Że otrzymany tą drogą gaz jest różny od zwykłego powietrza, o tem możemy się przekonać, wprowadzając do niego tlejącą drzazgę drzewną. Drzazga ta zapala się płomieniem, czego nie czyni w zwykłym powietrzu. To zapalanie się drzazgi tlejącej stanowi tak znamienne cechę tlenu, że zapomocą niej można go odróżnić od wielu innych gazów, aczkolwiek nie od wszystkich.

Podobnie jak z tlenku rtęci, można otrzymywać tlen z jego

połączeń z metalami szlachetnymi, np. z tlenku srebra, ponieważ tlenki te łatwo się rozkładają w wyższych temperaturach; są to jednak naogół sposoby bardzo kosztowne i mało wydajne.

W praktyce laboratoryjnej stosuje się zazwyczaj do otrzymywania tlenu t. zw. sól Bertholleta, czyli chloran potasowy, lub też nadmanganian potasowy. Oba te sposoby są tańsze i dogodniejsze od sposobu otrzymywania tlenu z tlenku rtęci z tego względu, że tlenek rtęci rozkłada się dopiero w tem-



Rys. 35

Otrzymywanie tlenu z chloranu potasu.

peraturze  $630^{\circ}$ , chloran potasu zaś już w temperaturze  $350^{\circ}$ , a w obecności braunsztynu nawet w temperaturze znacznie niższej. Nadto wydajność tlenu w stosunku do wagi substancji jest znacznie większa, gdy bowiem ze 100 gr. tlenku rtęci otrzymuje się zaledwie 7,4 gr. tlenu, to 100 gr. chloranu potasowego daje aż 39,2 gr. tlenu, czyli przeszło pięć razy więcej.

Technika fabryczna posilkuje się innymi sposobami otrzymywania tlenu. Dawniej otrzymywano go przeważnie nagrzewaniem nadtlenku baru do temperatury  $700^{\circ}$  pod zmniejszonym ciśnieniem. W tych warunkach związek ten rozkłada się na tlen i tlenek baru. Tlenek baru zaś podczas ogrzewania na powietrzu do temperatury  $550^{\circ}$  utlenia się z powrotem na dwutlenek i w ten sposób służy właściwie jako przenośnik do wydobywania tlenu z powietrza.

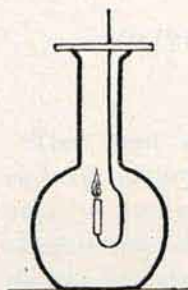
W pracowni w sposób nader dogodny otrzymuje się tlen z t. zw. oksylitu. Mianowicie nadtlenek sodu, zmieszany



z niewielką ilością siarczanu miedzi albo niklu, wywiązuje tlen pod działaniem nań wody już w zwykłej temperaturze.

W nowszych czasach tlen otrzymuje się na wielką skalę, jako produkt uboczny (jednocześnie z wodorem) podczas elektrolizy wody, zakwaszonej kwasem siarkowym, lub też zadanej ługiem sodowym.

Do celów technicznych tlen otrzymuje się obecnie wyłącznie bezpośrednio z powietrza, zapomocą częściowego skroplenia powietrza i frakcjonowanej destylacji. Jest to obecnie najdogodniejsze i zarazem najtańsze źródło tlenu. Otrzymanym tak tlenem napełnia się następnie pod ciśnieniem 100 atmosfer stalowe butle cylindryczne (zwane bombami). W tej postaci znajduje się on w handlu.



Rys. 36.

Palenie się świecy w kolbie, zawierającej powietrze.

Od czasów Lavoisiera wiadomo, że procesy spalania polegają na łączeniu się substancyj palnych z tlenem powietrza. Jeśli przeto wprowadzić zapaloną świecę do zamkniętego naczynia, np. do kolby szklanej, wypełnionej powietrzem, to świeca będzie się w niej paliła tylko przez czas krótki, póki cała ilość tlenu, zawartego w tem powietrzu, nie połączy się z substancją świecy. Jeśli zgasła świecę ponownie zapalimy i wprowadzimy do tego samego powietrza, to zgasnie w niem ona natychmiast.

Również i zjawiska rdzewienia metali nieszlachetnych na powietrzu nie przedstawiają nic innego, jak procesy utleniania, czyli łączenia się z tlenem powietrza. W celu okazania tego zjawiska, zapalmy opłuki żelazne, przylegające do biegunów magnesu, zawieszonego na czulej wadze (rys. 37, str. 105). Jak widzimy, żelazo żarzy się, a w miarę postępu tego procesu, odpowiednia szalka wagi opuszcza się coraz bardziej na dół, wykazując przyrost na wadze. Zatem podczas spalania w powietrzu żelazo pobiera tlen, tworząc z nim połączenie zwane tlenkiem żelaza.

Wszystkie te zjawiska spalania — utleniania — przebiegają w czystym tlenie nieporównanie szybciej i gwałtowniej, aniżeli w powietrzu atmosferycznem.

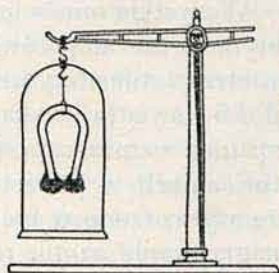
Siarka, zapalona w czystym tlenie, spala się jasnym niebie-

skim płomieniem, wydzielając przytem gaz o ostrym zapachu. Gaz ten, pochłaniany przez wodę zabarwioną lakmusem na kolor fioletowy, zmienia barwę lakmuśu na czerwoną, wskazując tem samem, że połączenie tego tlenku z wodą posiada własności kwasowe.

Fosfor spala się w czystym tlenie oślepiającym płomieniem, wydzielając gęste białe pary, osadzające się w postaci białego nalotu na ściankach słoika. Nalot ten rozpuszcza się w wodzie, zabarwiając roztwór lakmuśu na czerwono. I w tym wypadku zatem powstały tlenek fosforu posiada charakter kwasowy.

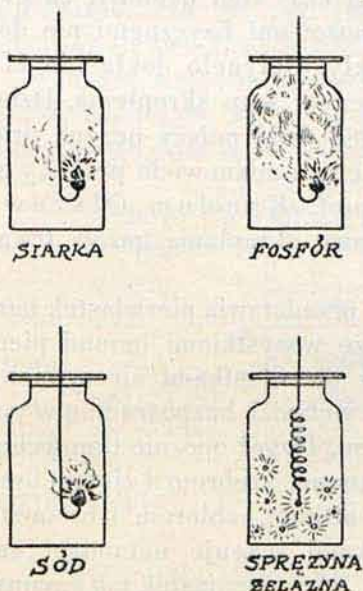
Sód metaliczny spala się również dosyć energicznie. Otrzymany produkt spalania, rozpuszczony w wodzie, barwi zaczerwieniony roztwór lakmuśu na kolor niebieski. Roztwór ten okazuje przeto własności zasadowe.

Wreszcie sprężyna stalowa, zapalona zapomocą hubki, spala się również gwałtownie, wyrzucając snopy iskier. Iskry te powstają wskutek tego, że żelazo łącząc się z tlenem na tlenek zwiększa prawie w dwójnasób swą objętość. Powstające podczas tego procesu ciepło spalania nie wystarcza do tego, ażeby całkowicie stopić powstający tlenek. Wskutek tego wytwarzają się w stałym tlenku żelaza silne napięcia, rozrywające go na drobne kawałki, które odrywają się pod postacią iskier. To samo zjawisko obserwujemy w krzesiwie stalowem, uderzając niem o krzemień. Powstały tlenek żelaza prawie zupełnie nie rozpuszcza



Rys. 37.

Palenie się opilek żelaznych u biegunów magnesu i zwiększenie się ciężaru żelaza podczas spalania.



Rys. 38.

Spalanie siarki, fosforu, sodu i żelaza w tlenie.

sko obserwujemy w krzesiwie stalowem, uderzając niem o krzemień. Powstały tlenek żelaza prawie zupełnie nie rozpuszcza



się w wodzie, wobec czego nie zmienia zabarwienia roztworu lakmusa.

Wszystkie omówione procesy spalania przebiegają w czystym tlenie nieporównanie szybciej i gwałtowniej, aniżeli w powietrzu atmosferycznym. Wydzielające się przytem wielkie ilości światła wskazują, że w czystym tlenie substancje spalane nagrzewają się do nieporównanie wyższych temperatur, aniżeli w powietrzu, a nagrzewają się dlatego tak silnie, że wytworzone w tych procesach ciepło nie rozprasza się na nagrzewanie azotu, rozcieńczającego tlen powietrza.

#### WŁASNOŚCI FIZYCZNE I CHEMICZNE TLENU.

Tlen jest substancją gazową, bezbarwną, bez zapachu, nieco cięższą od zwykłego powietrza. Gęstość jego wynosi w warunkach normalnych 0,001429, czyli 1 litr tlenu waży w warunkach normalnych 1,429 gr. Tlen skroplony wrze pod ciśnieniem atmosferycznym w temperaturze — 183,0°, krzepnie zaś w temperaturze — 218,4°. Długi czas tlen uchodził za gaz trwały, t. j. taki, który żadnymi sposobami fizycznymi nie dawał się przeprowadzić w stan ciekły. Upłynęło dokładnie 111 lat od czasu odkrycia tlenu aż do czasu jego skroplenia. Dzieła tego dokonali wspólnie w r. 1883 dwaj polscy uczeni, profesorowie Krakowskiego Uniwersytetu, a mianowicie prof. Zygmunt Wróblewski wraz z prof. Karolem Olszewskim. Obszerniej omówimy sprawę skraplania gazów trwałych przy wodorze.

Pod względem chemicznym tlen przedstawia pierwiastek bardzo czynny, chętnie łączący się ze wszystkimi innymi pierwiastkami. Nie łączy się on tylko z pierwiastkami nieczynnymi z grupy helowców, a pozatem nie wchodzi bezpośrednio w połączenie z jednym jedynym fluorem. Dosyć opornie tlen wchodzi w związki z metalami szlachetnymi, srebrem i złotem oraz z platynowcami i z niemetalami: azotem, chlorem i bromem. Ze wszystkimi innymi pierwiastkami reaguje natomiast zazwyczaj w temperaturze zwykłej. Jako pierwiastek tak czynny, a nadto tak rozpowszechniony w przyrodzie, tlen odgrywa ważną rolę w wielu procesach przyrodzonych.

#### ROZPUSZCZALNOŚĆ TLENU W WODZIE.

Tlen, podobnie jak wszystkie inne gazy, rozpuszcza się w wodzie, jednakże w ilościach stosunkowo bardzo małych. W tem-



peraturze 0° 100 objętości wody rozpuszcza zaledwie 4,91 objętości tlenu.

Jak wiadomo z fizyki, rozpuszczalność gazów w cieczach zależy przede wszystkim od dwóch czynników, a mianowicie od ciśnienia oraz od temperatury. Zależność rozpuszczalności od ciśnienia określa t. zw. prawo Henry'ego, odkryte w r. 1802, które orzeka, iż stosunek stężenia gazu rozpuszczonego do gęstości gazu pozostalego nad cieczą jest w temperaturze stałej wielkością stałą, niezależną od gęstości i ciśnienia gazu. A ponieważ gęstość gazu jest wprost proporcjonalna do jego ciśnienia, przeto ilość gazu rozpuszczonego jest wprost proporcjonalna do jego ciśnienia. Innemi słowy: jednakowe objętości cieczy rozpuszczają w stałej temperaturze tę samą objętość gazu, niezależną od ciśnienia, pod jakim gaz się znajduje.

Z mieszanin gazowych poszczególne gazy zostają rozpuszczone w stosunku do ich ciśnień cząstkowych czyli, że każdy gaz rozpuszcza się tak, jak gdyby tylko on sam był w fazie gazowej (prawo Daltona).

W miarę wzrostu temperatury rozpuszczalność gazów w cieczach zmniejsza się i to dosyć znacznie, jak tego dowodzą następujące dane liczbowe zaczerpnięte z pomiarów Winklera.

Objętości gazów rozpuszczone w 100 cm<sup>3</sup> wody.

G A Z	w t e m p e r a t u r z e			
	0°	10°	20°	30°
tlenu	4,91	3,80	3,10	2,62 cm <sup>3</sup>
azotu	2,36	1,86	1,54	1,34 »
wodoru	2,15	1,95	1,82	1,70 »
tlenku węgla	3,54	2,82	2,32	2,00 »

Z powyższego zestawienia wynika między innemi, że rozpuszczalność tlenu w wodzie jest przeszło dwa razy większa od rozpuszczalności azotu. Dlatego też skład chemiczny powietrza pochłoniętego przez wodę różni się od składu powietrza atmosferycznego. Gdy bowiem w powietrzu ilość tlenu do azotu ma się jak 1 do 4, to w powietrzu rozpuszczonem, stosunek ten wynosi 1 do 2.

Obecność wolnego tlenu atmosferycznego w wodach ziemskich zarówno morskich, jak i rzecznych, posiada wielką doniosłość dla gospodarki przyrody, umożliwia w nich bowiem życie i rozwój organizmów zwierzęcych. Wprawdzie tylko górne warstwy wód morskich obfitują w tlen atmosferyczny, drogą zaś procesu dyfuzji gaz ten przenika co najwyżej do głębokości kilkudziesięciu metrów. W oceanach istnieją jednak silne prądy termiczne (np. Golsztrem), skierowane od równika ku biegunom i dzięki tym właśnie prądom, tlen powietrza przenika w wodach oceanicznych do bardzo znacznych głębokości, dochodzących nawet poniżej 1000 metrów. Natomiast w wodach śródziemnomorskich, pozbawionych tego rodzaju silnych prądów termicznych, jak np. w wodach morza Czarnego i Kaspjskiego, tlen powietrza osiąga zaledwie głębokości 100 metrów. W morzach tych, z powodu zupełnego braku tlenu na większych głębokościach, opadające resztki roślinne i zwierzęce ulegają redukcyjnym procesom rozkładowym, skutkiem których wywiązują się między innymi wielkie ilości wolnego siarkowodoru, zatruwającego wszelkie życie organiczne.

### 3. ROLA TLENU ATMOSFERYCZNEGO W PRZYRODZIE. WPŁYW TEMPERATURY ORAZ KATALIZATORÓW NA SZYBKOŚĆ PROCESÓW CHEMICZNYCH.

W stanie wolnym tlen występuje w przyrodzie tylko w powietrzu atmosferycznym oraz (w stanie rozpuszczonym) w wodach morskich i rzecznych. Spróbujmy zdać sobie w przybliżeniu sprawę z jego zasobu w powietrzu. Jak wiadomo, ciśnienie atmosferyczne na 1 cm<sup>2</sup> powierzchni kuli ziemskiej równoważy się słupem rtęci wysokości 76 cm. Zatem ciężar 76 cm<sup>3</sup> rtęci (Hg) równa się ciężarowi słupa powietrza, znajdującego się nad powierzchnią 1 cm<sup>2</sup>. Ciężar ten odpowiada 76.13,59=1033 gr, czyli okragło 1 kg.

Ciężar słupa powietrza

$$\text{nad } 1 \text{ m}^2 = 100 \cdot 100 \text{ cm}^2 = 10000 \text{ kg} = 10 \text{ tonn.}$$

$$\text{» » } 1 \text{ km}^2 = 10 \cdot 1000 \cdot 1000 = 10000000 \text{ tonn} = 10^7 \text{ tonn.}$$

Że zaś cała powierzchnia kuli ziemskiej wynosi w przybliżeniu 500000000 km<sup>2</sup>, przeto ciężar powietrza, otaczającego kulę ziemską, równa się 5.10<sup>15</sup> tonn. Tlen atmosferyczny stanowi w przybliżeniu piątą część tego ciężaru, wynosi więc w przybliżeniu 10<sup>15</sup> tonn, dokładnie zaś 1,217.10<sup>15</sup> tonn.



⊗ W celu dokładnego obliczenia ogólnej ilości tlenu w atmosferze należałoby uwzględnić tę okoliczność, że skład powietrza zmienia się zależnie od wysokości nad poziomem morza. Podobnie jak w cieczach cięższe cząsteczki zbierają się na dole, lżejsze zaś wznoszą się do góry, tak i w atmosferze pod wpływem ciężenia gazy, posiadające większy ciężar właściwy t.j. tlen i azot, zebrały się w dolnych jej warstwach, gazy zaś o małej gęstości, jak hel i wodór, przeważają w górnych warstwach atmosfery. Skład atmosfery w zależności od wysokości nad poziomem morza podano przy omawianiu atmosfery ziemskiej (na początku rozdziału VIII.) ⊗

Ciężar tlenu związanego chemicznie z wodorem, a występującego w wodach oceanicznych i rzecznych, pokrywających powierzchnię ziemską, wynosi  $1,12 \cdot 10^{18}$  tonn, czyli jest prawie 1000 razy większy od ciężaru wolnego tlenu atmosferycznego.

Z danych tych widzimy, że zasób tlenu wolnego, znajdującego się w powietrzu atmosferycznym, jest praktycznie rzeczy biorąc, niewyczerpalny — a przytem pozornie niezmienny; dotyczy to jednak tylko względnie krótkich okresów czasu. W przyrodzie zachodzą bowiem na wielką skalę przeróżne procesy chemiczne, połączone bądź z pochłanianiem i wiązaniem tlenu, bądź też z jego wydzielaniem. Procesy te w dawno minionych, bardzo długich okresach geologicznych powodowały znaczne zmiany zasobów wolnego tlenu w atmosferze.

Do procesów, wywołujących zmniejszanie się zasobów tlenu atmosferycznego należą przedewszystkiem procesy spalania — nie zwykłego, gwałtownego, ale powolnego, zwanego utlenianiem. Wchodzą tu mianowicie w grę procesy gnicia i butwienia resztek zwierzęcych i roślinnych, procesy oddychania zwierząt i roślin oraz utleniania wielu związków mineralnych, zwłaszcza połączeń siarkowych i tlenowych żelaza. Głównym procesem, powiększającym ilość wolnego tlenu w atmosferze jest proces asymilacji u roślin.

#### WPLYW TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ PROCESÓW UTLENIANIA.

Procesy spalania drzewa, torfu, węgla, nafty oraz innych materiałów opałowych są każdemu nazbyt dobrze znane. Wiadomo, że dla spalania drzewa lub węgla należy substancje te naprzód podpalić, to jest należy podegrzać przynajmniej drobną ich cząstkę do temperatury  $500 - 600^{\circ}$ , odpowiadającej ich



temperaturze zapłonięcia. Dopiero wówczas poczynają się one palić, t. j. gwałtownie łączyć z tlenem powietrza. Wywiązujące się skutkiem tego działania olbrzymie ilości ciepła, nagrzewają sąsiednie części substancji spalanej do temperatury zapłonięcia, dzięki czemu proces spalania rozprzestrzenia się samorzutnie na całą masę substancji palnej.

Z obserwacji życia codziennego wiadomo nam jednak, że np. żelazo spala się nie tylko w ogniu żarzących się węgli, lecz również rdzewieje, czyli utlenia się i w temperaturze pokojowej. Podobnie powolnemu spalaniu w zwykłej temperaturze ulega zarówno drzewo (butwienie), jak i węgiel kamienny.

Podczas tych procesów powolnego utleniania wydzielają się dokładnie te same ilości ciepła, co i w procesach spalania gwałtownego. Że jednak ciepło to wytwarza się bardzo powoli, przeto też rozprasza się w środowisku, otaczającym przedmiot spalany i nie podnosi zbyt jego temperatury. W pewnych wszakże przypadkach, gdy przedmiot spalany jest otoczony ziemi przewodnikami ciepła, temperatura jego może się podnieść tak wysoko, że następuje samozapłonięcie, czyli przejście powolnego procesu utleniania w proces gwałtownego spalania. Zdarza się to niekiedy z fabrycznymi odpadkami wełny i bawełny, rzadziej z sianem wilgotnym lub węglem kamiennym.

Przykłady powyższe wskazują nam zatem, że ciała palne, t. j. takie, które mogą się łączyć z tlenem, spalają się nie tylko wskutek zapalenia, ale ulegają utlenieniu również w temperaturach niskich. Tempo wszystkich tych procesów utleniania zależy przede wszystkim od temperatur, w których one zachodzą. W temperaturach wysokich ciała palne łączą się z tlenem gwałtownie, w temperaturach zaś niskich bardzo powoli.

Ten wpływ temperatury na szybkość procesów utleniania, zarówno jak i innych samorzutnych procesów chemicznych był przedmiotem licznych badań ilościowych, zapoczątkowanych przez znakomitego fizyko-chemika holenderskiego van't Hoffa. Stwierdził on, że w większości wypadków podwyższenie temperatury o  $10^{\circ}$  przeciętnie podwaja szybkość przebiegu większości reakcyj chemicznych. Reguła ta, powszechnie znana pod nazwą reguły van't Hoffa, jest tylko przybliżona, bowiem szybkość niektórych reakcyj wzrasta nie w dwójnasób, lecz w trójnasób, innych w czwórnasób i t. d. Najczęściej



jednakże wzrasta ona w dwójnasób, wskutek przeto podwyższenia temperatury o  $100^{\circ}$ , szybkość procesów chemicznych potęguje się tysiąckrotnie ( $2^{10}=1024$ ).

Jak olbrzymi jest ten wpływ temperatury na tempo przebiegu procesów chemicznych, wykaże nam najlepiej konkretny przykład liczbowy. Otóż swego czasu prof. Wiktor Meyer stwierdził doświadczalnie, że mieszanina dwóch objętości wodoru z jedną objętością tlenu, nagrzana do temperatury  $518^{\circ}$  reagowała tak szybko, iż po upływie  $\frac{1}{2}$  godziny 60% tej mieszaniny zamieniło się na parę wodną. Stosując regułę van't Hoffa, możemy z łatwością obliczyć w jakim przeciągu czasu owe 60% wodoru i tlenu połączyłoby się ze sobą w temperaturach leżących powyżej, względnie poniżej owych  $518^{\circ}$ . Wyniki tych obliczeń podaje następująca tablica.

Reakcja powstawania wody z wodoru i tlenu osiąga 60% całkowitej przemiany		
w temp.	$718^{\circ}$	po upływie 0,00172 sekund
»	$618^{\circ}$	» 1,76 »
»	$518^{\circ}$	» 0,5 godzin
»	$418^{\circ}$	» 21,3 dni
»	$318^{\circ}$	» 59,8 lat
»	$218^{\circ}$	» 61240,0 »
»	$118^{\circ}$	» 62700000,0 »
»	$18^{\circ}$	» 64210000000,0 »

Dane tej tablicy są bardzo wymowne. Wykazują nam one, że proces, przebiegający w temperaturze  $518^{\circ}$  w przeciągu 30 minut, potrzebowałby w pokojowej temperaturze ( $18^{\circ}$ ) aż 64 miliardów lat do osiągnięcia tego samego stadium przemiany.

Wszystkie zatem substancje palne, t. j. substancje mogące się łączyć z tlenem, stykając się z tym pierwiastkiem, łączą się z nim w rzeczywistości wszędzie i zawsze, tylko w temperaturach wysokich utleniają się one bardzo szybko, w temperaturach niskich natomiast niesłychanie powoli. Wszystkie wyroby drewniane jak stoły, ławki, oddzwia, podłogi i ściany, wszystkie przedmioty żelazne jak noże, szable, plugi, szyny kolejowe, wiązania dachów i t. p. spalają się bezustannie, lecz w tempie niesłychanie powolnem. Jednakże tempo to jest niesłychanie powolne tylko w odniesieniu do naszej subiektywnej miary czasu, zależnej od tego, że nasz czas bytowania nie przekracza okresu jednego stulecia. W stosunku zaś do bytowania naszej kuli ziemskiej — bytowania rozciąga-



jącego się na miliony milionów stuleci — tempo tych nieuchwytnych dla nas działań chemicznych będzie bardzo szybkie.

Uwzględniając to, zrozumiemy z łatwością, dlaczego w ubiegłych epokach geologicznych dokonały się na powierzchni kuli ziemskiej w temperaturze zwykłej działania i reakcje chemiczne, które w pracowniach chemicznych możemy reprodukować i odtwarzać tylko w temperaturach stosunkowo bardzo wysokich.

#### WPLYW KATALIZATORÓW NA TEMPO PROCESÓW UTLENIANIA.

Ale nie tylko temperatura wywiera tak znamienity wpływ na szybkość przebiegu procesów chemicznych. Wpływ taki wywierają również inne czynniki, jak np. natura środowiska, stan skupienia substancji reagujących, stężenie substancji działających, a wreszcie obecność pewnych ciał obcych, napozór nie przyjmujących w owych procesach czynnego udziału.

Omawiając poprzednio otrzymywanie tlenu z chloranu potasu, wspominaliśmy, że sól ta zaczyna rozkładać się w szybkim tempie dopiero w temperaturze 350°. Dodając wszakże do tej soli dwutlenku manganu, można z łatwością obniżyć jej temperaturę rozkładu do 200°. Już w tej temperaturze tlen poczyną się wydzielać dosyć szybko, aczkolwiek dwutlenek manganu dodany do soli Bertholleta nie bierze napozór czynnego udziału w tym procesie rozkładu. Cała jego rola sprowadza się wyłącznie tylko do przyspieszenia tempa pomienionej reakcji, do zmniejszenia oporów biernych, przeciwstawiających się temu procesowi.

Na przykładzie spalania gazu świetlnego można wykazać w sposób poglądowy tego rodzaju przyspieszające działanie platyny metalicznej. Jeśli rozżarzemy tygiel platynowy w płomieniu palnika Bunsena (rys. 39), a następnie na chwilę zamknijemy kurek doprowadzający gaz i znów go otworzymy, to tygiel nie ostygnie, lecz w dalszym ciągu będzie się żarzył w niewidocznym strumieniu zimnego gazu. Tłumaczy się to tem, że na powierzchni rozżarzonej platyny odbywa się w dalszym ciągu proces spalania gazu, jednak w tempie na tyle powolnem, że wydzielające się przytem ciepło spalania nie może nagrzać gazu aż do temperatury zapłonięcia. Przez odpowiednie wyregulowanie szybkości strumienia gazu można przyspieszyć proces spalania w ten sposób, iż strumień gazu będzie się każdorazowo zapalał.

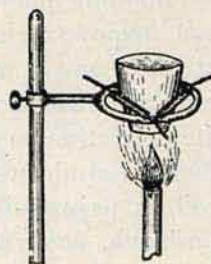


Wskutek tego przyspieszania procesu spalania gazu świetlnego, błyszcząca powierzchnia tygla platynowego nie ulega najmniejszej zmianie, nie zmienia się również jego waga, o czym z łatwością można się przekonać. W pomienionym procesie spalania substancja tygla napozór nie przyjmuje udziału czynnego.

Substancje tego rodzaju, które przez swoją obecność zmieniają tempo samorzutnych procesów chemicznych, przyspieszając bądź też zwalniając je, Berzelius nazwał w r. 1836 katalizatorami.

W stosunku do tlenu będzie nas interesował przede wszystkim fakt, że woda przedstawia ogólny katalizator procesów utleniania, na co zwróciła uwagę już w roku 1794 badaczka angielska pani Fulham. W zupełnie suchym tlenie, pozbawionym wszelkich śladów wilgoci, nie pali się nawet fosfor. Cóż dopiero mówić o innych substancjach, które łączą się z tlenem mniej chętnie.

Stosując regułę van't Hoffa do procesu spalania drzewa w suchym powietrzu, można z łatwością obliczyć, że dla zupełnego utlenienia w temperaturze pokojowej suche drzewo potrzebowałoby dziesiątków milionów lat. Tymczasem obserwacja codzienna poucza nas, że olbrzymie masy drzewa, np. knieje leśne, podkłady kolejowe ulegają zbutwieniu, czyli powolnemu utlenieniu w ciągu lat kilkunastu, a co najwyżej kilkudziesięciu. Zachodzi to jednak tylko wówczas, gdy drzewo jest wilgotne. Drzewo suche natomiast, zwłaszcza smolne, przechowywane w suchych pomieszczeniach, nie ulega widocznej zmianie po upływie całych stuleci, a nawet tysiącoleci. Wymownym tego dowodem są liczne przedmioty drewniane dochowane w muzeach, kościołach oraz dawnych zamkach i pałacach magnackich. W suchym klimacie egipskim znakomicie konserwowwały się w ciągu tysiącoleci różne przedmioty palne. Mumje egipskie oraz tkaniny jedwabne, wełniane i zwoje papirusu, służące do ich owijania, dochowały się w ciągu całych tysiącoleci tak znakomicie, jak gdyby były niedawno zrobione.



Rys. 39.

Obecność platyny przyspiesza spalanie gazu świetlnego.



#### 4. WODÓR, JEGO OTRZYMYWANIE, WŁASNOŚCI ORAZ CHARAKTER CHEMICZNY.

Podobnie jak tlen, wodór jest pierwiastkiem gazowym, dosyć rozpowszechnionym w przyrodzie. W stanie wolnym występuje on w wyziewach wulkanicznych, w gazach ziemnych oraz w niewielkich ilościach w powietrzu atmosferycznym. Czyste powietrze zawiera go nie więcej nad  $\frac{1}{10\,000}$ , czyli około 0,01%. Związki wodoru natomiast są bardzo rozpowszechnione w przyrodzie; najważniejszy z nich woda występuje w olbrzymich ilościach, pokrywając niemal  $\frac{3}{4}$  powierzchni kuli ziemskiej.

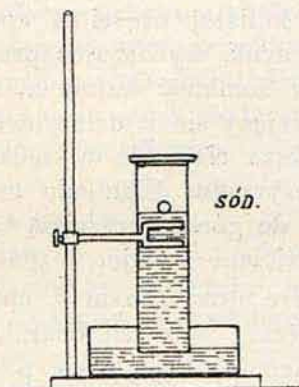
Pierwsze najdawniejsze wiadomości o wodorze zawdzięczamy Boyle'owi, który już około r. 1672 zauważył, że gaz, wydzielający się podczas działania rozcieńczonego kwasu siarkowego na żelazo, jest palny, a zatem różny od zwykłego powietrza. Właściwego jednak odkrycia wodoru, stwierdzenia jego charakteru pierwiastkowego oraz poznania jego własności fizycznych i chemicznych, dokonał dopiero lord Cavendish w r. 1766. Następnie Cavendish oraz Lavoisier wykazali jednocześnie w roku 1783, że wodór wchodzi w skład wody. Lavoisier dowiódł tego przepuszczając parę wodną nad rozżarzonymi opilkami żelaznymi, wskutek czego żelazo łączyło się z tlenem wody, wydzielając wodór w stanie wolnym.

Sposób ten nie nadaje się jednak do laboratoryjnego otrzymywania wodoru (jakkolwiek stosuje go na wielką skalę współczesny przemysł chemiczny); dogodniejsze w praktyce laboratoryjnej jest działanie metali lekkich, zwłaszcza potasowców oraz wapniowców na wodę, bowiem rozkładają one ją już w zwykłej temperaturze. Najczęściej stosuje się w tym celu działanie sodu metalicznego na wodę, przebiegające bardzo energicznie już w zwykłej temperaturze (rys. 40). Na otrzymanym wodorze można z łatwością wykazać najważniejszą jego cechę chemiczną, a mianowicie jego palność.

Niektóre metale z grupy wapniowców, np. wapń rozkładają wodę również w temperaturze pokojowej, inne zaś, jak magnez rozkładają ją, lecz nadzwyczaj powoli. W temperaturze natomiast 100° działanie magnezu zachodzi tak szybko, iż można je z łatwością okazać (rys. 41). W tym celu przepuszczamy parę wodną nad ogrzany magnezem metalicznym, który spala się dosyć gwałtownie w atmosferze pary wodnej, wydzielając znaczne ilości wolnego wodoru.

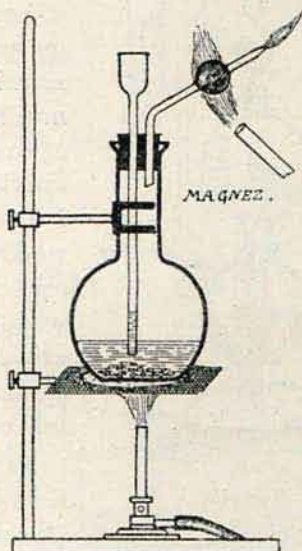


⊗ Podobnie jak podczas otrzymywania tlenu, tak i podczas działania metali na wodę wybitną rolę odgrywają pewne substancje katalityczne. Glin metaliczny sam przez się rozkłada



Rys. 40.

Sód metaliczny rozkłada wodę.



Rys. 41.

Magnez rozkłada wodę w temperaturze podwyższonej.

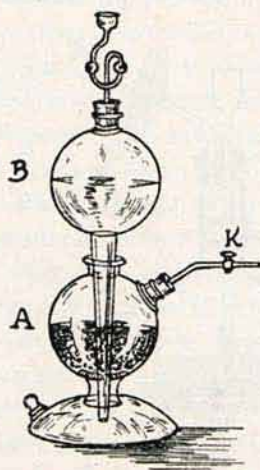
wodę tak powoli, że reakcji tej nie uda się nam wcale zauważyć. Jeżeli jednak pokryjemy tę samą blaszkę glinową amalgamatem (zanurzając ją na pewien czas do roztworu sublimatu, zakwaszonego kilkoma kroplami kwasu solnego), to przekonamy się, że w obecności drobnych ilości rtęci (rozpuszczonej w powierzchniowej warstwie glinu) rozkład wody odbywa się dosyć szybko, czego dowodzą pęcherzyki wodoru, odrywające się od powierzchni glinu<sup>1)</sup>. Rtęć odgrywa więc w tym wypadku rolę katalizatora, czyli przyspiesza reakcję pomiędzy glinem i wodą. ⊗

Najdogodniejszy do celów laboratoryjnych jest sposób otrzymywania wodoru nie z wody, lecz z innych związków wodorowych, a mianowicie z kwasów, zwłaszcza z kwasu siarkowego albo solnego działaniem ich na cynk metaliczny.

Proces ten wykonywa się zazwyczaj w t. zw. przyrządach

<sup>1)</sup> Łatwo to uwidocznć większemu gronu słuchaczów zapomocą przyrządu projekejnego.

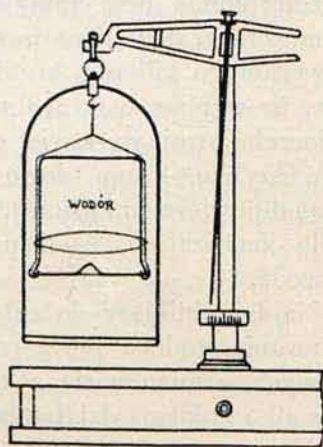
Kippa (rys. 42), składających się z kulistego, w środku przewężonego naczynia szklanego *A*, przez którego szyjkę przechodzi drugie kuliste naczynie *B*, wydłużone w kształt leja. Do środkowej części tego przyrządu wrzucamy cynk gruboziarnisty, do górnej zaś części wlewamy rozcieńczony kwas siarkowy. Gdy otworzymy kurek *K*, kwas wchodzi do środkowej, kulistej części *A* aparatu i działa na cynk, wywiązując przytem wodór. Gdy zamknąć kurek *K*, wówczas wywiązujący się w dalszym ciągu wodór zwiększa ciśnienie w środkowej części *A* przyrządu. Ciśnienie to wypycha kwas do górnej części *B*, wskutek czego działanie ustaje.



Rys. 42.

Przyrząd Kippa do otrzymywania wodoru.

Na wodorze otrzymanym z aparatu Kippa możemy wykazać charakterystyczne własności tego gazu, przede wszystkim jego palność, a następnie jego lekkość. Wodór jest najlżejszy ze znanych nam gazów, przeszło czternaście razy lżejszy od powietrza. Dzięki temu można go zbierać i chwilowo przechowywać w naczyniach obróconych dnem do góry. Jeśli wpuścić strumień wodoru do kubka zawieszonego na wadze dnem do góry i dokładnie zrównoważonego, to odpowiednia szalka poczyni się podnosić ku górze, wskutek zmniejszenia się ciężaru (rys. 43). Po pewnym wszakże przeciągu czasu wróci ona do uprzedniego swego położenia, albowiem znajdujący się w kubku wodór przedyfunduje do otaczającego powietrza. Dzięki swej lekkości wodór dyfunduje przez porowate ścianki naczyń znacznie szybciej od innych gazów. Można to wykazać zapomocą następującego efektownego

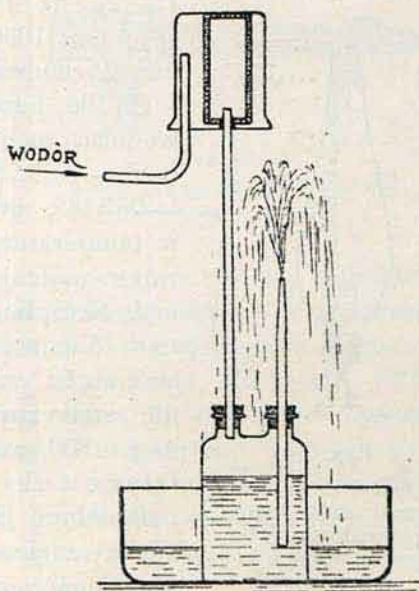


Rys. 43.

Wodór jest lżejszy od powietrza.



doświadczenia (rys. 44). Wpuszczamy strumień wodoru pod kubek szklany, przykrywający cylinder z porowatej gliny, zamknięty szczelnie zapomocą korka gumowego z rurką odprowadzającą. Wodór przenika do tego cylindra znacznie szybciej, aniżeli zawarte w nim powietrze może z niego dyfundować nazewnątrz. Stąd w cylindrze wytwarza się pewien nadmiar ciśnienia, które przenosząc się na wodę zawartą w dolnej flaszkce, wypycha ją ze znaczną siłą i tworzy rodzaj fontanny.



Rys. 44.

Wodór dyfunduje przez cylinder gliniany prędzej niż powietrze.

Z innych własności fizycznych wodoru zasługuje jeszcze na uwagę jego zdolność przewodzenia elektryczności oraz ciepła, którą wyróżnia się on znacznie od wszystkich innych gazów. Tak więc, jeśli rozżarzyć prądem elektrycznym spiralę platynową umieszczoną w zwykłym cylindrze od lampy (rys. 45), a następnie wprowadzić do tego cylindra strumień wodoru, to spirala natychmiast przestanie się świecić, w atmosferze wodoru traci ona bowiem bardzo szybko swe ciepło przez przewodnictwo, wskutek czego temperatura jej opada.

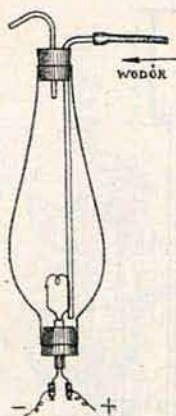
#### WŁASNOŚCI FIZYCZNE WODORU.

Co się tyczy własności fizycznych wodoru, dających się wyrazić liczbowo, to przedstawiają się one w sposób następujący:

	wodoru	tlenu	powietrza
Cieżyar 1 litra w warunkach normalnych w gr.	0,08988	1,429	1,2928
gęstość w warunkach normalnych	0,00008988	0,001429	0,0012928
stosunek gęstości	$\frac{\text{tlen}}{\text{wodór}} = \frac{1,429}{0,08988} = 15,88; \quad \frac{\text{powietrze}}{\text{wodór}} = \frac{1,2928}{0,08988} = 14,38$		

Dzięki tej lekkości wodór bywa stosowany na wielką skalę do napełniania balonów. Z przytoczonych danych liczbowych

wynika, że  $1 \text{ m}^3$  powietrza waży 1,293 kg,  $1 \text{ m}^3$  wodoru zaś 0,0899 kg, zatem na  $1 \text{ m}^3$  wodoru działa parcie powietrza = 1,2 kg, na 1000  $\text{m}^3$  parcie 1200 kg. Balon objętości 1000  $\text{m}^3$  może przeto unieść ciężar, dochodzący do 1200 kg.



Rys. 45.

Rozżarzona przez prąd elektryczny platynowa spirala gaśnie w atmosferze wodoru.

Co do pozostałych własności fizycznych wodoru, to jego temperatura wrzenia wynosi  $-252,79^\circ$ , a temperatura krzepnięcia  $-257,14^\circ$ , gęstość zaś ciekłego wodoru w temperaturze  $-252,5^\circ$ ,  $d = 0,07$ . Jest on zatem najlżejszy ze wszystkich znanych cieczy. Skroplenia wodoru w stanie dynamicznym dokonał po raz pierwszy prof. Olszewski w r. 1884. Ciekły wodór w stanie statycznym otrzymał Dewar dopiero w r. 1898, a zaraz po nim również i prof. Olszewski.

Podobnie jak inne gazy, wodór rozpuszcza się w wodzie oraz w innych cieczach. Rozpuszczalność jego jest jednak bardzo nieznaczna. Znamienna jest wszakże jego zdolność rozpuszczania się w niektórych metalach, w szczególności zaś w metalach sproszkowanych (t. j. posiadających dużą powierzchnię), np. w żelazie, niklu, kobaltcie, złocie i platynie. Największą zdolność rozpuszczania wodoru wykazują tantal i pallad. Ten ostatni metal niewątpliwie łączy się z wodorem chemicznie.

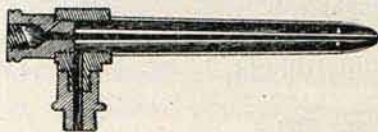
#### WŁASNOŚCI CHEMICZNE.

Pod względem chemicznym wodór jest pierwiastkiem nieporównanie mniej czynnym od tlenu. Bardzo energicznie łączy się on tylko z fluorem, chlorem oraz z tlenem. Z innymi pierwiastkami tworzy wprawdzie różne połączenia, ale naogół łączy się z nimi niezbyt gwałtownie.

Tendencja wodoru do łączenia się z tlenem jest bardzo wielka, przyczem procesowi spalania wodoru towarzyszy wydzielanie się wielkich ilości ciepła, wynoszących 33,98 Kal na 1 gr wodoru. Dzięki temu temperatura płomienia wodorowego jest bardzo wysoka, dochodzi do  $2320^\circ$ . W płomieniu wodorowym stapiają się z łatwością nawet takie metale jak platyna i złoto, stapia się kwarc, a żelazo spala się w sposób bardzo efektowny.



Ów płomień wodorowy wytwarza się zazwyczaj przy pomocy t. zw. kurka Daniella, umożliwiającego mieszanie się wodoru z tlenem dopiero u wylotu palnika. W nowszych czasach płomień tlenowo-wodorowy znalazł szerokie zastosowanie w technice do t. zw. autogenicznego spawania metali, a także do autogenicznego krajania płyt i walców stalowych.



Rys. 46.  
Kurek Daniela do spalania wodoru w tlenie.

Aczkolwiek wódór łączy się energicznie z tlenem, to jednak proces ten przebiega szybko i gwałtownie dopiero w wyższych temperaturach. W celu zapalenia mieszaniny wodoru z tlenem, trzeba ją ogrzać do temperatury zapłonu, wynoszącej  $550^{\circ}$ . W tych warunkach oba te gazy łączą się ze sobą w sposób wybuchowy, eksplozyjny. Dlatego to mieszanina wodoru z tlenem zwie się mieszaniną piorunującą i również dlatego należy zachować pewne środki ostrożności przy wytwarzaniu płomienia wodorowego, znajdujące swój wyraz w specjalnej konstrukcji kurka Daniella.



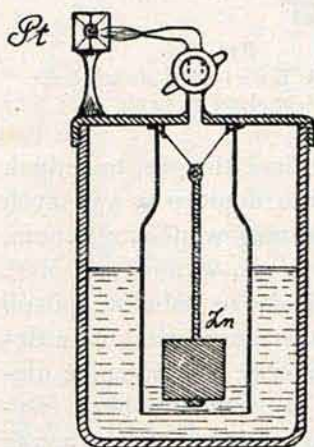
Rys. 47.  
Katalityczne działanie platyny na mieszaninę piorunującą.

W zwykłej temperaturze pokojowej proces łączenia się wodoru z tlenem przebiega w tempie tak powolnym, że nie daje się zaobserwować nawet zapomocą najczulszych przyrządów pomiarowych. Niektóre wszakże substancje, jak np. platyna metaliczna, przyspieszają w sposób katalityczny tempo tego procesu tak dalece, iż przebieg jego w czasie daje się z łatwością obserwować.

☒ W celu uwidocznienia tego zjawiska napełniamy cylinder szklany (rys. 47), umieszczony w rtęciowej wannie pneumatycznej, mieszaniną wybuchową tlenu z wodorem, otrzymaną zapomocą elektrolizy rozcieńczonego kwasu siarkowego. Następnie wprowadzamy do cylindra gałkę glinianą pokrytą drobną platyną. (Gałkę tę otrzymuje się przez zanurzenie kawałka gliny do roztworu chlorku platynowego i przez wyprażenie go w płomieniu palnika bunsenowskiego; jeżeli gałka ta przez pewien czas leżała na powietrzu, należy ją wyprażyć bezpośrednio przed doświadczeniem). Po wprowadza-

dzeniu gałki platynowej do cylindra spostrzegamy, że objętość mieszaniny gazów szybko się zmniejsza, a suche ścianki cylindra pokrywają się rosą. ☒

Na tem działaniu katalitycznem platyny metalicznej polega konstrukcja t. zw. krzesiwa Döbereinera, używanego



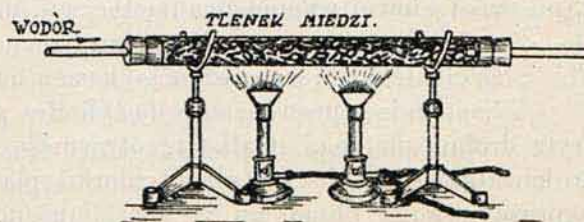
Rys. 48.  
Krzesiwo  
Döbereinera.

dawniej zamiast zapalek. W krzesiwie tem (rys. 48) puszcza się strumień wodoru na hubkę platynową (*Pt*), która się przytem rozżarza, a następnie zapala wodór. Krzesiwo to składa się z zamkniętego naczynia zaopatrzonego w wentyl, przez który uchodzi wodór, wydzielający się wskutek działania kwasu siarkowego, wypełniającego naczynie, na zawieszony w środkowej rurze blok cynkowy (*Zn*). Po zamknięciu wentyla ciśnienie wydzielającego się wodoru wypycha kwas siarkowy z wewnętrznej rury do zewnętrznej części naczynia, wskutek czego ustaje działanie kwasu siarkowego na cynk, a tem samem

i wydzielanie się wodoru, aż do chwili ponownego otwarcia wentyla.

Wodór łączy się energicznie, zwłaszcza w wyższych temperaturach, nie tylko z tlenem wolnym, lecz również z tlenem związanym, t. j. połączonym z innemi pierwiastkami. Zwłaszcza bardzo łatwo odbiera on tlen różnym tlenkom metalicznym, jak np. tlenkowi miedzi.

Procesy te zwą się procesami odtleniania czyli procesami redukcji.



Rys. 49.  
Odtlenianie tlenku miedzi zapomocą wodoru.



Działanie odtleniające wodoru na tlenki metali zależy w znacznym stopniu od natury tych tlenków (ich ciepła powstawania). Tak np. tlenki metali szlachetnych, srebra i złota, odtleniają się już w temperaturze pokojowej, tlenki metali półszlachetnych podczas ogrzewania, np. tlenek miedzi w temperaturze 125°, tlenek ołowiu w 190°. Tlenki zaś metali nieszlachetnych albo odtleniają się w atmosferze wodoru bardzo trudno (np. tlenki chromu i manganu), albo też wcale się nie odtleniają, jak np. tlenki glinu, magnezu, cyrkonu, toru i innych.

#### ZASTOSOWANIA WODORU.

Do końca XIX-go wieku wodór nie odgrywał w przemyśle chemicznym prawie żadnej roli. Obecnie wielkie ilości wodoru zużywane są przeważnie przez syntezę techniczną amonjaku z pierwiastków oraz przez przemysł tłuszczowy podczas zestalania olejów roślinnych. Wobec tego wypracowano metody techniczne otrzymywania wodoru na wielką skalę. W tym celu stosuje się:

- 1) elektrolityczny rozkład wody, zawierającej 20 — 25% ługu sodowego,
- 2) rozkład wody zapomocą węgla, wytwarzając t. zw. »gaz wodny« oraz
- 3) rozkład wody zapomocą żelaza.

O metodach tych pomówimy obszerniej na innem miejscu.

#### 5. FIZYCZNE ZACHOWANIE SIĘ GAZÓW.

##### PRAWA BOYLE'A I GAY-LUSSACA.

##### ZJAWISKA KRYTYCZNE.

Na przykładzie tlenu i wodoru zapoznaliśmy się z dwoma typowymi przedstawicielami pierwiastków gazowych. Poznaliśmy prostsze sposoby manipulowania temi substancjami, sposoby ich zbierania, przechowywania oraz przeprowadzania z jednego naczynia do drugiego, wreszcie poznaliśmy niektóre ich własności charakterystyczne.

Zanim przejdziemy do pogłębienia tych wiadomości, zwłaszcza zanim będziemy mogli przejść do omówienia związków chemicznych pierwiastków gazowych, musimy odbyć wycieczkę w dziedzinę fizyki gazów, w celu przypomnienia praw ogólnych, regulujących zachowanie się gazów względem ciśnienia