

- stąd, że ze skroplonego powietrza ulatnia się przeważnie azot, pozostawiając w stanie ciekłym powietrze, bogate w tlen.
6. Z tego też powodu kłaczek waty, napojony ciekłym powietrzem gwałtownie się spala po zapaleniu go w jednym miejscu.
 7. Sadza, zmieszana z ciekłym powietrzem, wybucha od mocnego uderzenia młotkiem na kowadelku. *

VII. ZWIĄZKI TLENU Z WODOREM.

STOSUNKI STECHJOMETRYCZNE.

HIPOTEZA ATOMOWA.

KINETYCZNA TEORIA GAZÓW.

1. WODA, JEJ WŁASNOŚCI I SKŁAD CHEMICZNY.

Wodór spalając się w czystym tlenie, lub powietrzu atmosferycznym, łączy się z tlenem, tworząc jako produkt wodę.

Poszczególne własności fizyczne wody omówiliśmy już poprzednio przy różnych okazjach. Zróbmy przeto teraz krótkie ich zestawienie. Gęstość wody wynosi 1,0 w temperaturze 4° . Jest to jej gęstość największa. Temperatura krzepnięcia $t_t = 0^{\circ}$, temperatura wrzenia pod ciśnieniem normalnym $t_w = 100^{\circ}$, temperatura krytyczna $t_k = 374^{\circ}$, ciśnienie krytyczne $p_k = 217$ atmosfer, gęstość krytyczna $d_k = 0,329$.

Ciepło właściwe wody przyjęto jako równe jedności. Jest ono jedno z największych. Ciepło topnienia lodu wynosi 79,67 Kal/kg, a ciepło parowania wody w temperaturze 100° wynosi 539,2 Kal/kg. Oba te ciepła są największe ze wszystkich dotychczas znanych wartości liczbowych ciepła parowania i topnienia. Podobnie i stała dielektryczna jest jedna z największych; jest ona 80,72 razy większa od stałej dielektrycznej powietrza.

Pod względem całego szeregu własności fizycznych woda zajmuje zatem wyjątkowe stanowisko wśród wszystkich innych związków chemicznych.

Pod względem swego zachowania chemicznego woda wyróżnia się także znamienne od innych cieczy. Wspominaliśmy już, że okazuje ona w wysokim stopniu zdolność rozpuszczania substancyj stałych, w szczególności mineralnych. Własność ta odgrywa bardzo ważną rolę w ukształtowaniu się procesów chemicznych, zachodzących w przyrodzie, przyczynia się bowiem do jej ożywienia.

Ażeby jakiegokolwiek dwie substancje mogły działać na siebie chemicznie muszą się zetknąć ze sobą bezpośrednio. Osiągamy to przez wzajemne ich zmieszanie. Im dokładniejsze ono będzie, im większą będzie powierzchnia zetknięcia substancyj reagujących, tem silniejsze, tem szybsze będzie ich wzajemne działanie chemiczne.

Powierzchnie zetknięcia się substancyj stałych sproszkowanych są naogół bardzo nieznacznie, nawet przy najdokładniejszym ich wymieszaniu i roztarciu. Dlatego też działają one na siebie powoli i ospale. Najlepiej mieszają się ze sobą substancje gazowe, powierzchnia ich wzajemnego zetknięcia jest stosunkowo największa, to też działania chemiczne naogół przebiegają w stanie gazowym z wielką szybkością i bardzo energicznie. Jako przykład mogła służyć mieszanina wodoru z tlenem, po zapaleniu spalająca się w sposób wybuchowy.

Substancje rozpuszczone w cieczach, podobnie jak i gazowe, mieszają się ze sobą bardzo dokładnie, czyli wykazują wielkie powierzchnie zetknięcia, a tem samem i wielką czynność chemiczną.

Fakt ten znany był już alchemikom, którzy mawiali »corpora non agunt nisi soluta«. Istotnie, wszystkie substancje stałe stają się natychmiast bardzo czynne pod względem chemicznym, jeśli przeprowadzić je w stan roztworu, najlepiej jeśli je rozpuścić w wodzie.

Wiadomo również, że woda rozpuszcza obficie większość substancyj mineralnych. A że jest ona niesłychanie rozpowszechniona na całej powierzchni kuli ziemskiej, przeto obecność jej ożywia powierzchnię ziemską pod względem chemicznym. Ożywia ona jeszcze i z tego względu, że jak to już uprzednio zaznaczyliśmy, woda stanowi swoisty katalizator procesów utleniania, znakomicie przyspieszający ich przebieg w czasie. Woda przytem znajduje się w ciągłym obiegu.

OBIEG WODY W PRZYRODZIE.

Jak wiadomo woda jest substancją ciekłą najbardziej rozpowszechnioną w przyrodzie i występującą na powierzchni naszego globu w największej ilości. Prawie $\frac{3}{4}$ powierzchni skorupy ziemskiej pokrywają wody mórz i oceanów. Powierzchnia ich wynosi $3,61 \cdot 10^8 \text{ km}^2$, a że średnia głębokość oceanów wynosi 3,5 km, przeto objętość wód oceanicznych oblicza się z tych danych na $1,26 \cdot 10^9 \text{ km}^3 = 1,26 \cdot 10^{18} \text{ m}^3$, a tem samem masa ich w przybliżeniu wynosi $1,26 \cdot 10^{18}$ tonn.

Te wielkie masy wód przyrodzonych znajdują się w ciągłym ruchu i obiegu, parują bowiem bezustannie pod wpływem ciepła, dostarczonego im przez promieniowanie słoneczne. Przechodzą przeto częściowo do atmosfery ziemskiej w postaci pary, która skraplając się następnie na mgłę, deszcz, lub zamieniając się na grad i śnieg, opada zpowrotem na ziemię. Średnią ilość rocznych opadów atmosferycznych na powierzchnię 1 m^2 oceniają na 1 m^3 wody, co przy całkowitej powierzchni kuli ziemskiej, wynoszącej około 500000000 km^2 czyli $5,0 \cdot 10^{14} \text{ m}^2$ czyni około $5,0 \cdot 10^{14} \text{ m}^3$ wody (0,04%). Z tego na lądy stałe przypada około $1,3 \cdot 10^{14} \text{ m}^3$, czyli tyleż tonn rocznych opadów atmosferycznych.

Przeważna część tych opadów zamienia się znów na parę, czyli przechodzi bezpośrednio do atmosfery, część zaś przenosi się strumieniami do mórz i oceanów.

Ilości wód doprowadzanych przez rzeki do oceanów są bardzo wielkie, tak np. z pośród największych rzek doprowadzają corocznie do oceanów:

1. Amazonka	70000 m^3 na sek. czyli rocznie	$2,21 \cdot 10^{12} \text{ m}^3$
2. Kongo	51000 » » » » »	1,61 » »
3. Jantsenkiang	22000 » » » » »	0,69 » »
4. La Plata	20000 » » » » »	0,63 » »
5. Missisipi	17450 » » » » »	0,55 » »
6. Wołga	9900 » » » » »	0,31 » »
7. Dunaj	8500 » » » » »	0,27 » »

Według obliczeń W o j e j k o w a wszystkie rzeki lądów stałych dostarczają do oceanów 600000 m^3 wody na sekundę, czyli rocznie $1,89 \cdot 10^{13} \text{ m}^3$.

Opady atmosferyczne wykonywują olbrzymią pracę mechaniczną, niwelując powierzchnię naszej kuli ziemskiej, wykony-

wują one zarazem i pracę chemiczną, rozpuszczając olbrzymie masy różnych związków mineralnych, zwłaszcza soli, występujących w górnych warstwach skorupy ziemskiej.

Opady atmosferyczne spełniają zarazem rolę wielkiego regulatora temperatury powierzchni ziemskiej, pochłaniając podczas parowania olbrzymie ilości ciepła i wydzielając je następnie w innych miejscach, podczas skraplania pary.

Wody oceaniczne ożywiają zatem, czyli uruchamiają powierzchnię kuli ziemskiej, zarówno pod względem mechanicznym, fizycznym, jak i chemicznym. Innymi słowy tlen i woda stanowią dwa czynniki chemiczne, odgrywające najdonioślejszą rolę w zjawiskach przyrodzonych, tlen powoduje przeważną część procesów chemicznych, woda zaś przeważną część procesów fizyko-chemicznych.

ANALIZA I SYNTEZA WODY. PRAWO STOSUNKÓW OBJĘTOŚCIOWYCH.

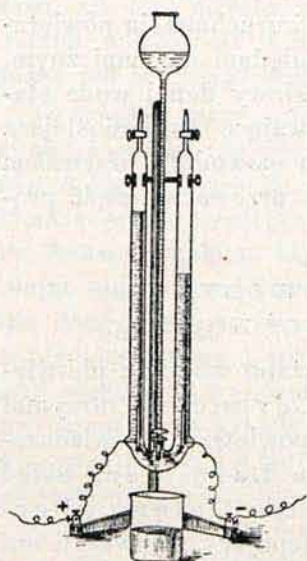
Nieomal do końca XVIII stulecia uważano wodę za pierwiastek chemiczny. Dopiero w r. 1781 Cavendish otrzymał wodę sztucznie przez spalanie wodoru w powietrzu. Doświadczenie Cavendisha powtórzył niebawem Lavoisier. Skład wagowy wody oznaczyli następnie dokładnie Dulong i Berzelius w r. 1819, a to w sposób następujący. Odważyli oni w rurce szklanej pewną ilość tlenku miedzi, następnie przepuszczali nad rozżarzonym tlenkiem strumień suchego wodoru, skutkiem czego powstawała woda, którą dokładnie zbierali. Strata na wadze tlenku miedzi dała im ilość tlenu, który się połączył z wodorem, różnica zaś ciężaru powstałej wody i tlenu—dała ciężar wodoru. W ten sposób stwierdzili oni, że w wodzie na 88,81% tlenu przypada 11,19% wodoru. Zatem w wodzie wódór jest połączony z tlenem w stosunku wagowym jak 1:8 lub jak 2:16 (dokładnie 2,016:16).

Do tego samego wyniku doszli następnie inni badacze i to zarówno na drodze analizy, jak i syntezy wody, wykonanej bądź bezpośrednio, bądź też pośrednio.

Tę analizę oraz syntezę wody można okazać doświadczalnie.

Jak wiadomo, podczas spalania wodoru na wodę wydziela się wielka ilość energii chemicznej, wynosząca 33,98 Kal na 1 gr wodoru. Chcąc przeto rozłożyć wodę na jej składniki, należy wykonać pracę równoważną tej ilości ciepła. Pracę tę najdo-

godniej wykonuje prąd elektryczny. Prąd ten, przechodząc przez wodę, rozkłada ją na części składowe, na wodór i tlen. Wodór wydziela się na elektrodzie ujemnej, tlen zaś na elektrodzie dodatniej. Jeśli elektrody te umieścić w dwu komunikujących się ze sobą rurkach szklanych (rys. 61), to w jednej z nich będzie się zbierał wodór, w drugiej zaś tlen. Wykonując to



Rys. 61.
Rozkład wody zapomocą
elektrolizy.

doświadczenie, zauważymy, że na jednej z elektrod wydzieli się dokładnie dwa razy większa objętość gazu, aniżeli na drugiej. Gaz otrzymany w podwójnej ilości, palny — to wodór. Drugi z gazów podtrzymuje energicznie spalanie — jest to zatem tlen.

Podczas elektrolitycznego rozkładu wody powstają przeto na jedną objętość tlenu dwie objętości wodoru. A że wiadomo nam (z danych poprzednio omawianych), że tlen jest 16 razy cięższy od wodoru, przeto na 16 części wagowych tlenu przypadają w wodzie dwie części wagowe wodoru.

Rezultat ten możemy sprawdzić drogą syntezy. Jeśli zbierzemy mieszaninę obu gazów, wydzielających się podczas elektrolizy wody, w rurce szklanej nad rtęcią, a następnie przez rurkę tę przepuścimy iskrę elektryczną, to wodór połączy się całkowicie z tlenem na wodę i rtęć wypełni całą zawartość rurki. Powstała bowiem para wodna skropli się na wodę, pokrywającą cienką warstewką powierzchnię rtęci.

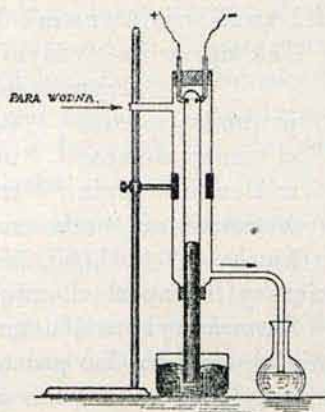
Jeżeli doświadczenie to wykonamy w przyrządzie narysowanym na rys. 62, ogrzewając rurkę zawierającą mieszaninę piorunującą do 100° zapomocą pary wodnej, wówczas zauważymy, że z dwóch objętości wodoru i z jednej objętości tlenu powstaną po wybuchu dokładnie dwie objętości pary wodnej.

Fakt ten stwierdził po raz pierwszy w r. 1804 młody chemik francuski Gay-Lussac, a nie zadawalniając się jego stwierdzeniem, począł badać czy był on dziełem przypadku, czy też wyrazem ogólniejszego prawa przyrody.

Po kilkuletnich badaniach Gay-Lussac doszedł wreszcie do wniosku, że w każdym przypadku, gdy substancje gazowe tworzą połączenie chemiczne, objętości gazów, wchodzących w połączenie, znajdują się w prostym stosunku liczbowym czyli, że mają się one do siebie jak np. 1:1, 1:2, 1:3, 2:3.

Stwierdził on nadto, że objętość otrzymanego połączenia gazowego znajduje się również w prostym stosunku liczbowym do objętości każdego ze składników, np. w stosunku 1:1, 1:2, 2:3 i t.d.

Prawa te, znane pod nazwą prawa wymiernych stosunków objętościowych, wyrażają się zazwyczaj w sposób następujący: substancje gazowe wchodzą w związki chemiczne w prostych stosunkach objętościowych, przyczem objętość każdego składnika stoi w prostym stosunku liczbowym do objętości powstałego związku.



Rys. 62.

Doświadczenie stwierdzające, że z 2 objętości wodoru i 1 objętości tlenu powstają 2 objętości pary wodnej.

2. PRAWO STOSUNKÓW STAŁYCH I WIELOKROTNYCH. CIĘŻARY ŁĄCZNE.

Tlen łączy się bezpośrednio ze wszystkimi innymi pierwiastkami, z wyjątkiem fluoru oraz helowców. A że, jak wiemy, pierwiastki, wchodząc w związki chemiczne, łączą się ze sobą w określonych stałych stosunkach wagowych, przeto dla każdego pierwiastka istnieje pewien stały charakterystyczny dla niego stosunek wagowy, w którym pierwiastek ten łączy się z tlenem. Przyjmując ilość tlenu wchodzącą w skład połączeń tlenowych za jednostkę, otrzymamy ciężary łączne wszystkich innych pierwiastków chemicznych.

Ze względów natury dydaktycznej oraz historycznej przy-

jęto za jednostkę ciężaru łącznego tlenu nie 1 gr lecz 16 gr. Wobec tego ilości gramowe innych pierwiastków, wchodzące w połączenie chemiczne z 16 gr tlenu, będziemy w przyszłości zwali ciężarami łącznymi tych pierwiastków.

Tak np. w czerwonym tlenku rtęci

	przypada na 16 gr tlenu —	200,6 gr rtęci
w tlenku miedzi	na 16 gr tlenu —	63,57 gr miedzi
w tlenku żelaza	na 16 gr tlenu —	55,84 gr żelaza
w tlenku wapnia	na 16 gr tlenu —	40,07 gr wapnia
w tlenku magnezu	na 16 gr tlenu —	24,32 gr magnezu

Liczby 200,6, 63,57, 55,84, 40,07 oraz 24,32 oznaczają przeto ciężary łączne rtęci, miedzi, żelaza, wapnia i magnezu.

Sprawa wyboru i ustanowienia ciężarów łącznych przedstawiałaby się bardzo prosto, gdyby jakiekolwiek dwa pierwiastki tworzyły ze sobą tylko po jednym związku i to zawsze w tym samym stosunku wagowym. Nie jest tak w rzeczywistości; te same dwa pierwiastki A i B mogą tworzyć z sobą nie jeden, lecz większą liczbę związków chemicznych, w stałych, lecz różnych stosunkach wagowych. Fizyk angielski John Dalton stwierdził w r. 1807, że w takich przypadkach ilości pierwiastka B, łączące się z tą samą ilością pierwiastka A, mają się do siebie tak, jak liczby proste, więc jak 1:2:3:4 lub jak 2:3:5 it.d.

Jest to t. zw. prawo stosunków wielokrotnych, orzekające, że ilości danego pierwiastka, wchodzące w połączenia chemiczne z tą samą ilością jakiegokolwiek innego pierwiastka, mają się do siebie w prostym stosunku wielokrotnym.

Tak np. rtęć tworzy z tlenem dwa tlenki, jeden czerwony, drugi czarny. W pierwszym z nich przypada na

	16 gr tlenu —	200,6 gr rtęci
w drugim na	16 gr tlenu —	401,2 gr rtęci, czyli 2.200,6 gr rtęci.

Podobnie miedź tworzy dwa tlenki. W jednym z nich przypada na

	16 gr tlenu —	63,57 gr miedzi,
w drugim na	16 gr tlenu —	127,14 gr miedzi, czyli 2.63,57 gr miedzi.

W przypadkach takich, których znamy bardzo wiele, przyjmuje się za ciężar łączny danego pierwiastka tę jego najmniejszą ilość, która łączy się z 16 gr tlenu. Ciężarem łącznym rtęci będzie zatem 200,6, ciężarem łącznym miedzi — 63,57.

Zakładamy przeto, że rtęć łączy się z tlenem w stosunku swego ciężaru łącznego 200,6, lub też w stosunku wielokrotnym owego ciężaru, czyli w stosunku 2.200,6, 3.200,6 i t.d. Innemy słowy zakładamy, że jeden ciężar łączny tlenu wchodzi w połączenie z 1, 2, 3... ciężarami łącznymi rtęci, miedzi, azotu oraz innych pierwiastków. Zawsze jednak 1, względnie 2, 3 i t.d. ciężary łączne tlenu łączą się chemicznie z wielokrotną, całkowitą liczbą ciężarów łącznych innych pierwiastków, a nigdy z ułamkową ich liczbą.

W chemii przyjęto pojmować pod symbolami pierwiastków chemicznych nietylko same owe pierwiastki, lecz pewne określone ich ilości wagowe, odpowiadające ich ciężarom łącznym, zatem symbol O oznaczać będzie 16 gr tlenu, a stosownie do tego pod symbolem Hg pojmować należy 200,6 gr rtęci, pod Cu — 63,57 gr miedzi. W takim układzie wagowy skład chemiczny przytoczonych uprzednio tlenków wyrazi się symbolicznie wzorami:

czerwony tlenek rtęci: HgO , czarny tlenek miedzi: CuO
czarny tlenek rtęci: Hg_2O , czerwony tlenek miedzi: Cu_2O .

Setki tysięcy dokładnych analiz związków chemicznych wykazały, że omówione wyżej ciężary łączne, według których różne pierwiastki łączą się z tlenem, posiadają znaczenie ogólne, w stosunku bowiem tychże samych ciężarów łącznych pierwiastki te wchodzi w połączenia chemiczne nietylko z tlenem, lecz również ze wszystkimi innymi pierwiastkami.

Tak np. rtęć i miedź tworzą nietylko z tlenem, lecz również i z siarką po dwa związki, w których przypada

na 200,6 gr rtęci	— 32,07 gr siarki	stosownie do wzoru	HgS
» 401,2 gr rtęci	— 32,07 gr siarki	» » »	Hg_2S
» 63,57 gr miedzi	— 32,07 gr siarki	» » »	CuS
» 127,14 gr miedzi	— 32,07 gr siarki	» » »	Cu_2S

Stąd należałoby przypisać siarce ciężar łączny równy 32,07 gr.

Siarka tworzy również z tlenem dwa związki, w których przypada na 32,07 gr siarki — 32 gr tlenu czyli 2.16 gr tlenu odpowiednio do wzoru SO_2 ,
oraz na 32 gr siarki — 48 gr tlenu czyli 3.16 gr tlenu odpowiednio do wzoru SO_3 .

Siarka łączy się zatem z tlenem w tym samym stosunku jej ciężaru łącznego 32,07, co i z rtęcią oraz miedzią.

Lecz pójdźmy w tym kierunku jeszcze dalej. Rtęć i miedź tworzą z chlorem po dwa związki, w których przypada

- na 200,6 gr rtęci — 35,46 gr chloru,
odpowiednio do wzoru HgCl ;
- na 200,6 gr rtęci — 2.35,46 gr chloru,
odpowiednio do wzoru HgCl_2 ;
- na 63,57 gr miedzi — 35,46 gr chloru,
odpowiednio do wzoru CuCl ;
- na 63,57 gr miedzi — 2.35,46 chloru,
odpowiednio do wzoru CuCl_2 .

W tymże stosunku 35,46 gr łączy się chlor z tlenem, siarką, wodorem oraz innymi pierwiastkami, tworząc połączenia, w których przypada

- na 35,46 gr chloru — 2,16 gr tlenu,
odpowiednio do wzoru ClO_2 ;
- na 2.35,46 gr chloru — 16 gr tlenu,
odpowiednio do wzoru Cl_2O ;
- na 2.35,46 gr chloru — 32,07 gr siarki,
odpowiednio do wzoru SCl_2 ;
- na 35,46 gr chloru — 1,008 gr wodoru,
odpowiednio do wzoru HCl .

Wodór wreszcie tworzy połączenia z tlenem, siarką, miedzią i innymi pierwiastkami, w stosunku swego ciężaru łącznego 1,008 gr, dając połączenia, w których przypada

- na 2.1,008 gr wodoru — 16 gr tlenu,
odpowiednio do wzoru H_2O ;
- na 2.1,008 gr wodoru — 2,16 gr tlenu,
odpowiednio do wzoru H_2O_2 ;
- na 2.1,008 gr wodoru — 32,07 gr siarki,
odpowiednio do wzoru H_2S ;
- na 2.1,008 gr wodoru — 63,57 gr miedzi,
odpowiednio do wzoru CuH_2 .

Widzimy przeto, że ciężary łączne przedstawiają charakterystyczne cechy ilościowe pierwiastków chemicznych. Wielkość ich nie zależy ani od temperatury, ani od ciśnienia, ani

od jakiegokolwiek bądź innych czynników fizycznych, przeto ciężary łączne stanowią cechę najtrwalszą, cechę niezmienną, najbardziej charakterystyczną poszczególnych pierwiastków chemicznych.

3. HIPOTEZA ATOMOWA. CIĘŻARY ATOMOWE. WZORY CHEMICZNE.

Stwierdziwszy w r. 1807 prawo stosunków wielokrotnych, John Dalton nie zadowolnił się prostym zarejestrowaniem tej szczególnej prawidłowości, lecz począł doszukiwać się pogładowego jej wytłumaczenia. W tym celu zwrócił się o pomoc do fizyki, od której chemja stałe zapożyczała swe poglądy teoretyczne.

W fizyce panował pod koniec XVIII-go stulecia atomistyczny pogląd na budowę materji, datujący się od czasów filozofów starożytnej Grecji, którzy, jak wiadomo, pierwsi wprowadzili do nauki zasadnicze pojęcia wielkości i liczby, przestrzeni, czasu, materji, ruchu i t. p. Wychodząc z pojęcia liczby, jako wielkości nieciągłych i przenosząc je w dziedzinę materji, Demokryt z Abdery doszedł na 400 lat przed Chr. do wniosku, że dla materji winien istnieć pewien kres podzielności, że powinna ona posiadać budowę ziarnistą, składając się z t. zw. atomów, czyli niedziałek, albo cząsteczek nie dających się przepołowić.

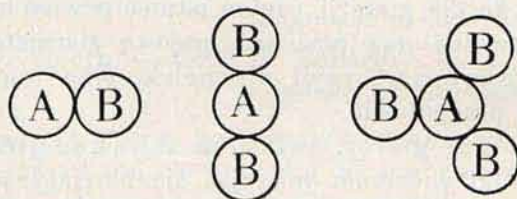
Inni filozofowie greccy, zwłaszcza Anaksagoras, zajęli odmienny punkt widzenia; opierając się na ciągłości wielkości geometrycznych i upodabniając materję do przestrzeni, twierdzili oni, że materja winna być podzielna do nieskończoności, podobnie jak nieskończenie podzielna jest przestrzeń. Jednakże z biegiem czasu atomistyczne poglądy Demokryta, ułatwiające zrozumienie zjawisk przyrody, wyrugowały całkowicie przeciwnie zapatrywania Anaksagorasa i zapanowały wszechwładnie nie tylko w dziedzinie filozofji, lecz i w naukach przyrodniczych, zwłaszcza w fizyce.

W tym to poglądzie atomistycznym Dalton szukał pogładowego wytłumaczenia prawa stosunków stałych i wielokrotnych i wytłumaczenie to znalazł. Wyszedł mianowicie z założenia, że każdy pierwiastek chemiczny daje się podzielić na właściwe mu atomy. Atomy tego samego pierwiastka miały

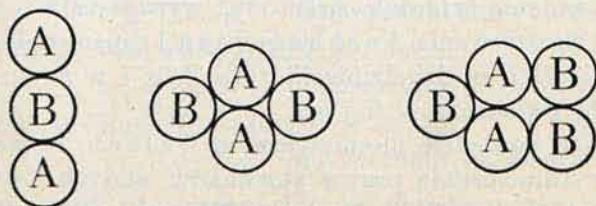
posiadać jednakową wielkość i jednakowy ciężar. Gdyby bowiem atomy np. rtęci wykazywały chociażby tylko drobne różnice wielkości lub ciężaru, to poddając rtęć wielokrotnej destylacji cząstkowej lub też stopniowemu wymrażaniu, moglibyśmy ją rozdzielić na frakcje wrzące w nieco wyższej oraz w nieco niższej temperaturze, na frakcje łatwiej lub trudniej krzepnące. Ponieważ jednak chemicznie czysta rtęć, niezależnie od swego pochodzenia oraz od stosowanych sposobów oczyszczania, okazuje stale te same własności mechaniczne, fizyczne i chemiczne, przeto i najdrobniejsze cząstki, z jakich się ona składa, czyli atomy winny posiadać stale te same własności: kształt, wielkość oraz ciężar.

Atomy innych pierwiastków powinny posiadać inne charakterystyczne dla nich postacie oraz inne ciężary, zawsze jednak te same dla danego pierwiastka.

Dalej rozumował Dalton w sposób następujący: procesy łączenia się pierwiastków na związki chemiczne mogą odbywać się i odbywają się tylko pomiędzy poszczególnymi atomami tychże pierwiastków i to w ten sposób, że np. jeden atom pierwiastka A łączy się bądź z jednym, bądź z dwoma lub trzema atomami pierwiastka B,



lub też dwa atomy pierwiastka A łączą się z 1, 2, 3... atomami pierwiastka B, tworząc większe skupienia, większe cząsteczki czyli drobiny.



A że każdemu atomowi pierwiastka A jest właściwy charakterystyczny dla niego ciężar a , atomowi zaś pierwiastka B

inny, również charakterystyczny dla niego ciężar b , przeto związki obu tych pierwiastków mogą zachodzić tylko w stałych stosunkach wagowych, a więc w stosunku $a:b$, lub też w stosunkach wielokrotnych $a:2b$, $a:3b$ lub $2a:b$, $2a:2b$, $2a:3b$ i t.d.

Teoria atomowa Daltona tłumaczy nam przeto w sposób jasny i poglądowy konieczność istnienia zarówno prawa stosunków stałych, jak i prawa stosunków wielokrotnych.

Daje nam ona zarazem poglądowe wytłumaczenie istoty i charakteru ciężarów łącznych. Jeżeli bowiem pierwiastki mogą łączyć się ze sobą tylko w stosunku ciężarów ich atomów (albo prostych wielokrotnych tych ciężarów), to ciężary łączne pierwiastków znajdować się powinny względem siebie w stosunku ich ciężarów atomowych (albo ich prostych wielokrotnych). Przeto w myśl teorii atomowej przyjąć możemy, że owe ciężary łączne nie są niczem innym, jak względniemi ciężarami atomów poszczególnych pierwiastków, w odniesieniu do ciężaru atomu jednego z tych pierwiastków, przyjętego za jednostkę porównawczą. Dawniej przyjmowano względny ciężar atomu wodoru za jednostkę, wobec czego ciężary łączne innych pierwiastków wyrażały ile razy atomy tych pierwiastków są cięższe od atomów wodoru. Dziś ze względów natury praktycznej, uznano powszechnie jako podstawowy ciężar atomu tlenu, który przyjęto za 16 (jest to przybliżony ciężar łączny tlenu względem wodoru), wobec czego ciężar atomów wodoru wypada nieco większy od jedności, a mianowicie 1,008, ciężary zaś atomowe innych pierwiastków wskazują tylko w przybliżeniu, ile razy ich atomy są cięższe od atomów wodoru.

Zaznaczyliśmy poprzednio, że ciężary łączne, a zatem i identyczne z niemi ciężary atomowe są, najbardziej trwałemi, niezmiennemi cechami pierwiastków chemicznych. Z tego względu pożytecznie jest pamiętać ciężary atomowe przynajmniej kilku najważniejszych pierwiastków, a mianowicie

$H = 1,008$; $O = 16,0$; $N = 14,01$; $C = 12,0$;

$Cl = 35,46$; $S = 32,07$; $Na = 23,0$; $Ca = 40,07$.

Wyprowadzone poprzednio wzory związków chemicznych w świetle teorii atomowej stają się bardziej poglądowe i realne. Jeśli bowiem wyrazimy skład chemiczny dwóch tlenków rtęci zapomocą wzorów

HgO oraz Hg_2O ,

to wzory te będą nam mówiły, że w pierwszym z tych tlenków mamy do czynienia z połączeniem jednego atomu rtęci z jednym atomem tlenu, w drugim zaś z połączeniem dwóch atomów rtęci z jednym atomem tlenu. Ciężary atomowe rtęci oraz tlenu są nam znane, wzory te wyrażają przeto jednocześnie w sposób skrócony, niejako stenograficzny, skład ilościowy obu związków.

REALNOŚĆ ATOMÓW.

Teoria atomowa Daltona stanowiła do końca XIX-go stulecia założenie hipotetyczne, t.j. założenie bardzo prawdopodobne, jednakże w pewnej mierze dowolne. Prawdopodobieństwo tego założenia polegało na tem, że wszystkie wysnuwane z niego wnioski i konsekwencje logiczne dawały się sprawdzać i w rzeczywistości sprawdzały się doświadczalnie i to nie tylko w pewnych poszczególnych przypadkach, lecz w setkach tysięcy przypadków konkretnych. Śmiało twierdzić można, że dotychczas nie zdołano wykryć ani jednego związku chemicznego, ani jednego procesu chemicznego, któryby był sprzeczny z teorią atomową.

Jednem słowem, teoria atomowa dała nam konkretny, uchwytany obraz wewnętrznej budowy materji, pozwalający przewidywać całe mnóstwo jej własności, a nawet pozwalający obliczać wartości liczbowe tych własności. Tem niemniej teoria ta nie przedstawiała być hipotezą, znakomitą hipotezą roboczą, zawsze jednak tylko hipotezą, ponieważ zakładane przez nią domniemania istnienia atomów, jako pewnych wielkości konkretnych, nie dawały się sprawdzić bezpośrednio na drodze doświadczałnej.

Dopiero w początkach bieżącego stulecia powstanie nauki o zjawiskach promieniotwórczych, następnie zaś rozwój nauki o przewodnictwie elektryczności przez gazy rozrzedzone oraz nauki o stanach koloidalnych materji dostarczyły bezpośrednich dowodów istnienia atomów. Atomy przedstawiają wprawdzie nazbyt małe cząstki materji, aby móc je bezpośrednio obserwować nawet zapomocą najsilniejszych ultramikroskopów, jednakże metody radiologiczne pozwalają nam obecnie obserwować drogę i skutki działania pojedynczych atomów, pozwalają oznaczać doświadczalnie ich liczbę, ich wielkość oraz ciężar i to z taką niemal dokładnością, z jaką mo-

zemy obliczyć ilość oraz wielkość kropelek wody, zawieszonych we mgle, albo ilość cząstek mastyki zawieszonych w wodzie¹⁾.

Dla ilustracji powyższego przytoczę szereg danych liczbowych, wyrażających ilość cząsteczek wodoru, tlenu i azotu, zawartych w normalnych warunkach w 1 cm³ tych gazów oraz ciężar i wymiary cząsteczek pojedynczych pierwiastków.

	w o d o r u	t l e n u	a z o t u
Liczba cząsteczek w 1 cm ³ w 0° i pod normal- nem ciśnieniem . . .	2,705 · 10 ¹⁹	2,705 · 10 ¹⁹	2,705 · 10 ¹⁹
Ciężar pojedynczej cząsteczki . . .	3,33 · 10 ⁻²⁴	5,279 · 10 ⁻²³	4,622 · 10 ⁻²³
Objętość pojedynczej cząsteczki . . .	4,849 · 10 ⁻²⁴	9,181 · 10 ⁻²⁴	11,47 · 10 ⁻²⁴
Promień pojedynczej cząsteczki . . .	1,05 · 10 ⁻⁸	1,3 · 10 ⁻⁸	1,4 · 10 ⁻⁸
Liczba cząsteczek w 1-ej gramocząsteczce . .	6,062 · 10 ²³	6,062 · 10 ²³	6,062 · 10 ²³

Dodać należy, że powyższe dane zostały otrzymane zapomocą nie jednej metody, lecz 11 zasadniczo różnych metod doświadczalnych, których wyniki zgadzały się z sobą bardzo dobrze.

Ale niedosyć na tem, badania zjawisk przewodnictwa elektryczności przez gazy rozrzedzone, doprowadziły do wniosku, że dla elektryczności istnieje, podobnie jak i dla materji, pewien kres jej podzielności, że elektryczność, tak samo jak materja, posiada budowę nie ciągłą lecz ziarnistą, jednym słowem, że istnieją atomy elektryczności, zwane elektronami i protonami.

Badania pierwiastków promieniotwórczych wykazały z drugiej strony, że atomy ich znajdują się w stanie bezustannego rozpadu na atomy innych pierwiastków oraz na elektrony, których masa jest nieporównanie mniejsza od masy atomów materji. Dziś, zdaje się nie ulega wątpliwości, że atomy nie przedstawiają w gruncie rzeczy nic innego, jak konglomeraty ujemnych elektronów oraz dodatnich protonów, których masy są

¹⁾ O szczegółach tych doniosłych odkryć XX-go stulecia pomówimy później, gdy poznamy bliżej pierwiastki promieniotwórcze.

utrzymywane w równowadze zapomocą sił elektrycznych. Z tych elektronów jedne są ściślej związane i spojone ze sobą i z protonami i tworzą główną masę atomów, niejako ich jądro, inne zaś spełniają rolę luźno związanych trabantów, krążących naokoło jądra. Te ostatnie ujemne elektrony dają się z łatwością oderwać od głównej masy atomu, który zachowuje wskutek tego nadmiar dodatniego ładunku elektrycznego i zamienia się na t. zw. jon. To też one odgrywają bardzo ważną rolę w tworzeniu się związków chemicznych.

⊗ Stąd wynika, że w świetle współczesnych badań fizyki i chemii atom przestał być »niepodzielny«. Widzieliśmy bowiem, że posiada on także swą »budowę«, czyli składa się z cząstek znacznie mniejszych od niego, t. j. z protonów i elektronów. W pewnych przypadkach, np. w reakcjach promieniotwórczych, następuje rozpad atomu. Pozostała jednak w nauce niezmienną druga, ogólniejsza cecha atomu, jego indywidualność, polegająca na tem, że w większości zjawisk fizycznych i chemicznych atom danego pierwiastka zachowuje się jako całość niezmienna, o stałych własnościach. Podobnie jak dom zbudowany jest z pojedynczych cegieł, tak samo dany gatunek materji zbudowany jest z pojedynczych atomów. Kula armatnia może rozbić cegły na drobne kawałki i zburzyć dom. Podobnie mogą być rozbite i atomy i może ulec zburzeniu materja pierwiastka. ⊗

4. HIPOTEZA AVOGADRY. CIĘŻARY CZĄSTECZKOWE. RÓWNANIA CHEMICZNE.

Zestawienie prawa stosunków objętościowych, odkrytego w latach 1804—1808 przez Gay-Lussaca, a orzekającego, że przebiegające w gazach procesy chemiczne zachodzą według prostych stosunków objętościowych, z prawem stałych stosunków wagowych, głoszącem, że pierwiastki wchodzą w związki chemiczne w stosunku ich ciężarów łącznych (atomowych),—prowadzi samo przez się do wniosku, że ciężary jednakowych objętości gazów, zmierzone w jednakowych warunkach temperatury i ciśnienia, winny być proporcjonalne do ich ciężarów atomowych.

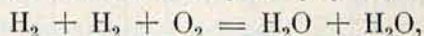
Ciężary atomowe pierwiastków gazowych powinnyby zatem mieć się do siebie tak, jak ciężary jednakowych ich objętości, czyli jak ich gęstości. Innemi słowy jednakowe objęto-

ści różnych gazów w tych samych warunkach winny zawierać jednakowe ilości atomów tychże gazów.

Skoro tlen jest 16 razy cięższy od wodoru, należałoby wnioskować, że i każdy atom tlenu jest 16 razy cięższy od każdego atomu wodoru. Zgodnie z tem atomy wody byłyby połączeniem dwóch atomów wodoru z jednym atomem tlenu.

Otóż już na tym najprostszym przykładzie reakcji gazowej trafiamy na pewną trudność natury zasadniczej. Z dwóch atomów wodoru oraz z jednego atomu tlenu powinnaby bowiem powstać tylko jedna cząstka wody, zatem 2 objętości wodoru + 1 objętość tlenu winny dawać 1 objętość pary wodnej, czyli para wodna winna zajmować tę samą objętość co tlen, z którego powstała. Tymczasem z omawianych uprzednio doświadczeń wiemy już, że z dwóch objętości wodoru oraz z jednej objętości tlenu powstaje nie jedna, lecz dwie objętości pary wodnej.

Trudność tę daje się z łatwością usunąć, jeżeli uczynimy założenie, że najmniejsze cząstki gazowego tlenu i wodoru, cząstki, wiodące byt indywidualny, są podobnie jak cząstki pary wodnej, nie pojedynczymi atomami, lecz skupieniami dwuatomowymi. Stosunki objętościowe procesu powstawania pary wodnej z gazowego tlenu i wodoru wyraziłyby się wówczas wzorem



czyniącym zadość zarówno prawu stosunków objętościowych, jak i prawu stałych stosunków wagowych. Dodać zarazem należy, że założenie to wystarcza w zupełności do pogodzenia wszystkich innych reakcji gazowych ze stosunkami objętościowymi, zarówno gazów, przyjmujących udział w reakcji, jak również i powstających wskutek niej.

Dwaj fizycy, włosz Amadeo Avogadro oraz francuz A. M. Ampère, pierwsi bezpośrednio po dokonaniem przez Gay-Lussaca odkryciu prawa stosunków objętościowych, uczynili w r. 1821 założenie tego rodzaju. Przyjęli oni mianowicie, że najmniejsze, mechanicznie niepodzielne cząstki pierwiastków gazowych są w rzeczywistości nie pojedynczymi atomami, lecz ich skupieniami, zwanymi drobinami, molekułami, albo też cząsteczkami.

W myśl tego założenia wypowiedział Avogadro zasadę, że »jednakowe objętości jakichkolwiek gazów,

wzięte pod tem samem ciśnieniem oraz w tej samej temperaturze, zawierają jednakowe ilości cząsteczek».

Jest to t. zw. »hipoteza Avogadry«, prowadząca do pojęcia cząsteczki, stanowiącego wraz z pojęciem atomu, jedną z zasadniczych podstaw teoretycznych nowoczesnej chemji.

Pojęcie cząsteczki, niezależnie od związanych z niem wyobrażeń natury hipotetycznej, ma nadto następujące znaczenie konkretne. Jeśli wziąć jakąkolwiek substancję gazową w ilości, odpowiadającej jej ciężarowi cząsteczkowemu wyrażonemu w gramach, to ilość ta zajmuje w temperaturze 0° oraz pod ciśnieniem jednej atmosfery (76 cm Hg) zawsze tę samą objętość, wynoszącą przeciętnie 22,412 litra.

Wynika to bezpośrednio z następującego zestawienia danych liczbowych:

G a z	Ciężar cząsteczkowy M (obliczony z ciężarów atomowych).	Gęstość d (dla $t=0^{\circ}$, $p=1$ atm.)	Objętość gramocząsteczkowa (dla $t=0^{\circ}$, $p=1$ atm.) $V_o = \frac{M}{1000d}$
wodór (H_2) . . .	2,016	0,00008988	22,42
tlen (O_2)	32,00	0,0014291	22,41
azot (N_2)	28,02	0,0012507	22,40
tlenek azotu (NO).	30,01	0,0013426	22,35
tlenek węgla (CO).	28,00	0,0012507	22,41
metan (CH_4) . . .	16,03	0,0007146	22,44

średnia: 22,41

Gramocząsteczka jakiegokolwiek substancji gazowej zajmuje zatem w warunkach normalnych ($t=0^{\circ}$, $p=1$ atm.) objętość 22,412 litra.

Lecz niedosyć na tem. Jeśli wziąć równanie stanu substancji gazowych

$$pv = \left(\frac{p_o v_o}{273} \right) \cdot T = RT$$

i równanie to zastosować do ilości gramocząsteczkowych substancji gazowych, t. j. takich ich ilości, które zajmują w warunkach normalnych objętości $v_o = 22,412$ litra, to w przypad-

ku tym stała R równania stanu przyjmie wartość niezmienną, jednakową dla wszystkich gazów, a mianowicie

$$p_0 = \frac{p_0 v_0}{273} \cdot T = \frac{1 \cdot 22,412}{273} \cdot T = 0,0821 \cdot T,$$

czyli $R = 0,0821$ litro-atmosfer.

Zatem takie ilości różnych gazów, dla których stała równania stanu R przybiera tę samą stałą wartość liczbową, mają się do siebie tak, jak ciężary cząsteczkowe tych gazów.

Dla ilości gramocząsteczkowych pierwiastków oraz związków chemicznych przyjęto nazwę gramocząsteczka lub w skróceniu mol (od niemieckiego Grammolekel). Objętość jaką jedna gramocząsteczka jakiegokolwiek gazu zajmuje w warunkach normalnych, czyli objętość 22,412 litra, zwiemy objętością gramocząsteczkową, gramodrobnową, lub w skróceniu poprostu objętością molową. Ta objętość molowa 22,412 litra odgrywa w chemii bardzo ważną rolę, należy ją przeto dobrze zapamiętać.

OZNACZANIE CIĘŻARÓW CZĄSTECZKOWYCH.

Hipoteza Avogadry daje nam możność doświadczalnego oznaczania ciężarów cząsteczkowych substancji gazowych, względnie stałych lub ciekłych, dających się łatwo przeprowadzić w stan pary. Jeśli bowiem gramocząsteczka jakiegokolwiek substancji zajmuje w warunkach normalnych objętość 22,412 litrów, to wystarczy oznaczyć doświadczalnie ciężar 22,412 litrów danego gazu w gramach, a otrzymana liczba będzie wyrażała ciężar cząsteczkowy tej substancji.

✱ W celu określenia tej wielkości Dumas opracował następującą metodę: balonik z cienkiego szkła o objętości około $\frac{1}{4}$ litra, zaopatrzony w szyjkę z ostro wyciągniętym końcem (rys. 63), zawierający niewielką ilość badanej cieczy, ogrzewamy na łaźni do temperatury stałej i ściśle zmierzonej. Temperatura ta powinna być wyższa od temperatury wrzenia badanej cieczy pod ciśnieniem atmosferycznym. W chwili, gdy ciecz, znajdująca się w baloniku, całkowicie zamieni się w parę, koniec szyjki zatapiamy. Po ochłodzeniu ważymy balonik z parą, a następnie odłamujemy ostry



Rys. 63.
Przyrząd Dumas do oznaczania gęstości pary cieczy.

koniec szyjki balonika, wskutek czego po zanurzeniu szyjki do wody balonik napęlnia się wodą i wtedy znów go ważymy. W ten sposób oznaczyć można ciężar pary m oraz ciężar wody, napęlniającej wewnątrz balonika, równający się jego objętości v . Stąd po wprowadzeniu odpowiednich poprawek można obliczyć gęstość pary d_o w normalnych warunkach, bowiem

$$d_o = \frac{m}{v_o}. \quad \boxtimes$$

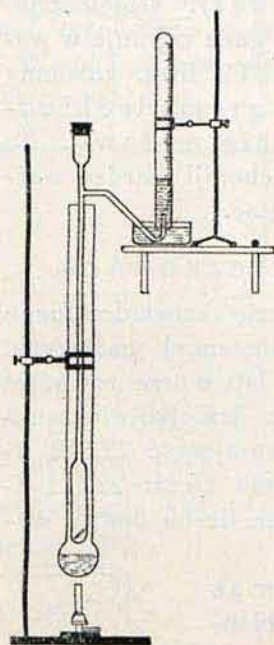
Zamiast oznaczać ciężar pewnej określonej objętości gazu, co jest dosyć trudne, postępuje się w praktyce zazwyczaj odwrotnie, mianowicie oznacza się objętość, jaką zajmuje w pewnej

temperaturze para, odważonej ilości badanej substancji ciekłej lub stałej.

Oznaczenia wykonuje się zazwyczaj w przyrządzie Wiktora Meyera, przedstawionym na rysunku 64.

Najłatwiej zademonstrować takie oznaczenie na eterze, substancji bardzo lotnej; której skład chemiczny wyraża się wzorem $C_2H_5OC_2H_5$; ciężar cząsteczkowy winien być zatem 74,08.

Przytoczmy jeden taki przykład obliczeniowy. Odważyliśmy w ampulce szklanej np. $g = 0,068$ gr eteru i w odpowiedniej chwili wprowadzamy ją do cylindrycznego naczynia W. Meyera. Wskutek panującej w tem naczyniu wysokiej temperatury, eter rozrywa ścianki ampulki, zamienia się na parę i wycisnia z cylindra pewną objętość powietrza, którą zbieramy w cylindrze miarowym. Objętość ta, np. $v = 22,7 \text{ cm}^3$ odpowiada objętości pary eteru zredukowanej do temperatury pokojowej ($t = 18^\circ$) oraz do panującego w danej



Rys. 64.

Przyrząd Wiktora Meyera do oznaczania gęstości pary substancji lotnych.

chwili ciśnienia barometrycznego (np. $p = 756 \text{ mm}$), zmniejszonego o ciśnienie pary wodnej w temperaturze 18° , wynoszące $f = 15,4 \text{ mm}$.

W ten sposób osiągnęliśmy wszystkie dane konieczne do oznaczenia ciężaru cząsteczkowego eteru. Należy tylko sprowa-

dzić, czyli zredukować objętość eteru do warunków normalnych, czyli do $T = 273^{\circ}$ oraz $p = 760$ mm. Dokonywujemy tej redukcji zapomocą równania stanu

$$pv = \frac{p_0 v_0}{T_0} \cdot T,$$

skąd

$$v_0 = \frac{pv}{p_0} \cdot \frac{T_0}{T} = \frac{(p-f)v}{760} \cdot \frac{273}{273+t}$$

$$v_0 = \frac{(756-15,4) \cdot 22,7}{760} \cdot \frac{273}{291} = \frac{740,6 \cdot 22,7 \cdot 273}{760 \cdot 291} = 20,75 \text{ cm}^3.$$

Jeśli 0,068 gr pary eteru zajmuje w warunkach normalnych objętość 20,75 cm³, to ciężar 22,412 cm³ tej pary

$$x = \frac{22,412 \cdot 0,068}{20,75} = 73,41 \text{ gr.}$$

Otrzymana liczba 73,41 wyraża ciężar cząsteczkowy eteru. Jak widzimy, zgadza się ona dosyć dobrze z teoretycznym ciężarem cząsteczkowym 74,08 tej substancji i wystarcza zupełnie, by rozstrzygnąć jednocześnie pytanie, czy ciężar cząsteczkowy eteru wynosi 74,08, t. j. odpowiada wzorowi C₄H₁₀O, czy też jest dwa razy większy od niego (148,16), czyli odpowiada wzorowi C₈H₂₀O₂.

Ta metoda oznaczania ciężarów cząsteczkowych ze znanych gęstości pary daje się stosować niestety tylko do substancji lotnych. Później poznamy jednakże inne, analogiczne metody, pozwalające oznaczać ciężary cząsteczkowe substancji, znajdujących się w stanie roztworu.

RÓWNANIA CHEMICZNE.

Wraz z doświadczalnem ugruntowaniem teorii atomowej z początkiem XX-go stulecia, zyskała na prawdopodobieństwie i pewności również i hipoteza Avogadry, nazywana obecnie »zasadą Avogadry«.

Dotychczas poznaliśmy cały szereg zasadniczych praw ilościowych, rządzących przemianami chemicznymi, a mianowicie:

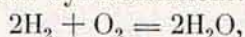
- 1) prawo zachowania materji,
- 2) » stosunków wagowych stałych oraz wielokrotnych,
- 3) » wymiernych stosunków objętościowych.

Wszystkie te trzy prawa znajdują swój wyraz poglądowy w teorii atomowej i cząsteczkowej.

Symbolicznie dajemy wyraz tym prawom we wzorach

oraz równaniach chemicznych, wyrażających w sposób niejako stenograficzny stronę materialną procesów chemicznych.

Jeśli bowiem przedstawimy proces powstawania wody z wodoru i tlenu równaniem symbolicznem:



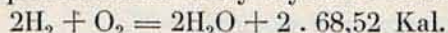
to równanie to wyraża nam:

- 1) prawo zachowania materji, albowiem znak równania (=) orzeka, że z 4,032 gr wodoru oraz 32 gr tlenu powstaje dokładnie 36,032 gr wody;
- 2) prawo stałych stosunków wagowych, bowiem wynika z niego, że wodór i tlen wchodzi w skład wody w stałym stosunku wagowym, jak 2,016 : 16,0;
- 3) prawo wymiennych stosunków objętościowych, gdyż postuluje ono, że z dwóch cząsteczek wodoru i z jednej cząsteczki tlenu powstają dwie cząsteczki wody, a więc z dwóch objętości wodoru oraz jednej objętości tlenu powstają dwie objętości pary wodnej.

Dalej wyraża ono symbolicznie również treść teorii atomowej oraz teorii cząsteczkowej orzekając, iż każda cząsteczka wody powstaje przez połączenie dwóch atomów wodoru z jednym atomem tlenu, każda zaś cząsteczka wodoru i tlenu przedstawia połączenie dwóch atomów tlenu.

W ten sposób wzory i równania chemiczne wyrażają symbolicznie całokształt najważniejszych zasadniczych praw, dotyczących materialnej strony procesów chemicznych.

Wzory te pomijają jednak milczeniem bardzo ważną stronę procesów chemicznych, a mianowicie ich stronę energetyczną. Daje się ona częściowo tylko wyrazić, gdy w omówionych wyżej wzorach uwidocznimy ciepło reakcyj. A więc wiadomo nam, że podczas spalania wodoru na wodę, wydzielają się olbrzymie ilości ciepła, wynoszące dla jednej gramocząsteczki wody, czyli dla 18,016 gr wody dokładnie 68,52 Kal. Należałoby przeto proces powstawania wody wyrażać równaniem



Zaznaczyliśmy jednak poprzednio, że ciepło, wywiązujące się podczas reakcyj chemicznych, nie wyraża całkowitej zmiany wewnętrznej energii chemicznej substancyj reagujących, reakcja bowiem oprócz ciepła może wytwarzać pracę mechaniczną, energję elektryczną, promieniowanie światła i t. d.

Uwzględnienie danych termochemicznych we wzorach chemicznych odtwarza zatem tylko w grubym przybliżeniu, t. j. w ogólnych zarysach energetyczną stronę tych procesów. Będziemy się jednak starali w dalszym ciągu tych wykładów przytaczać owe dane termochemiczne dla każdej ważniejszej reakcji chemicznej, ponieważ w znacznej mierze charakteryzują one te procesy.

5. KINETYCZNA TEORIA GAZÓW.

☒ W celu pogładowego wytłumaczenia zasadniczych własności gazów (np. wywieranego przez gazy ciśnienia) i w celu wyprowadzenia »praw gazów« fizyka przyjmuje, że cząsteczki gazów znajdują się w bezustannym postępowym ruchu. Ta hipoteza, która odegrała ważną rolę w rozwoju naszych poglądów na własności cząsteczek i atomów, znana jest pod nazwą »kinetycznej teorii gazów«. W podobny sposób, jak hipoteza atomistyczna pozwoliła nam w sposób pogładowy wyprowadzić zasadnicze prawa chemii, tak kinetyczna teoria pozwoliła nam uzmysłwić sobie istotę zasadniczych praw gazów. ☒

☒ Dla zapoznania się z tą teorią wyobraźmy sobie sześcian, w którym zawarta jest jedna gramocząsteczka doskonałego gazu (rys. 65, str. 162). Przypuśćmy, że składa się ona z N cząsteczek, z których każda posiada masę m . Cząsteczki te według teorii kinetycznej znajdują się w ciągłym ruchu, biegną w najrozmaitszych kierunkach, uderzają się o siebie na podobieństwo kul bilarдовых, odskakują, znów uderzają o inne cząsteczki, słowem masa cząsteczek gazu — to układ podobny do roju pszczół, wpędzonych do zamkniętego naczynia. Cząsteczki, które znajdują się w pobliżu ścian sześcianu, uderzają o nie, a w wyniku znacznych ilości uderzeń, ściana otrzymuje pewien impuls, który nazywamy »ciśnieniem gazu«. ☒

☒ Spróbujmy obliczyć to ciśnienie. Zadanie to nielatwe ze względu na to, że cząsteczki gazu poruszają się we wszystkich możliwych kierunkach przestrzennych. Mechanika uczy jednak, że każdy kierunek ruchu daje się sprowadzić do trzech kierunków zasadniczych, odpowiadających prostokątnym współrzędnym przestrzennym OX , OY i OZ . Czyli — wyrażając się obrazowo — możemy przypuścić, że ze wszystkich N cząsteczek gazu, jedna trzecia odbywa ruch w kierunku pozio-