

tlen. Tak jest faktycznie. Przepuszczając ozon  
przez szklaną rurkę ogrzewaną powyżej 240°, otrzy-  
mujemy gaz, który już nie utlenia roztworu jodku  
potasowego w wodzie, czyli w gazie tym niema już  
ozonu; ozon rozłożył się pod wpływem wysokiej tem-  
peratury i to rozłożył się na tlen. Pod względem  
jakościowym te dwa gazy - ozon i tlen, są identycz-  
ne, różnią się składem ilościowym i własnościami  
fizycznymi.

#### HYPOTEZA FLOGISTONU.

-----

Zjawiska obserwowane przez nas w dziale omawia-  
jącym tlen i ozon, reakcje którym ulegały siarka,  
fosfór, węgiel i t.d., określaliśmy jako reakcje  
syntezy - utleniania się tych ciał, czyli łączenia  
się ich z tlenem. Inaczej jednak sądzono dawniej  
o tych zjawiskach /utleniania i palenia/. Przed  
Lavoisier'em sądzono, że wszystkie ciała palne, za-  
wierają, jako część składową, t.zw. flogiston. Według  
teorii Stahla /1660 - 1734/ zjawisko palenia pole-  
gało na wydzielaniu się flogistonu. Im ciało jest  
łatwiej palne, tym więcej ma flogistonu. Siarka,  
fosfór, węgiel uchodziły za substancje bogate w ten  
składnik.

Co do natury flogistonu zdania się znacznie różniły. Wielokrotnie próbowano wyosobnić go, a nawet przez pewien czas sądzono, że wodór jest czystym flogistonem.

Bogate we flogiston ciała mogły go oddawać innym, które flogistonu nie posiadały lub były węż mniej zasobne. Metale np. miały zawierać pewną, oznaczoną ilość flogistonu, który oddawały po ogrzaniu w powietrzu, przyczem same zamieniały się w ziemię metaliczne /dzisiaj tlenki/, nie mające już wcale flogistonu. Skoro taką ziemię metaliczną ogrzeje się z węglem lub wodorem, odciągnie od nich flogiston i przejdzie z powrotem w metal. Fakt, że siarka, fosfor, węgiel i wogóle ciała palne gasną po pewnym czasie w przestrzeni zamkniętej, objaśniano przezyceniem powietrza przez flogiston, który z palącego się ciała więcej nie może już się wtedy wydzielać.

Przez to, że teoria flogistonu nauczyła nas rozpatrywać wiele zjawisk z pewnego wspólnego punktu, oddała chemji bezwątpienia wielkie usługi.

Jeżeli porównamy teraz pojęcia z czasów hipotezy flogistonowej z pojęciami chemji obecnej, to zauważymy, że są one w zasadniczej swej treści odwrócone

Obecnie mówimy, że ciało spalając się łączy się z tlenem, czyli, że spalanie jest to synteza, dawniej zaś utrzymywano, że ciało spalając się wydziela z siebie flogiston czyli rozkłada się - analiza. Obecne tlenki uważano dawniej za ciała proste.

Kiedy doświadczalnie Lavoisier dowiódł przyrostu wagi podczas palenia, to zwolennicy hipotezy flogistonu, zaczęli mówić o flogistonie, jako o materji o ujemnym ciężarze lub też nie wierzyli w dokładność pomiarów.

Zanim przejdziemy do dalszego opisu gruntowania się pojęć chemji nowoczesnej, opartych na pracach Lavoisier'a, musimy wspomnieć o tym wiekopomnym doświadczeniu tego uczonego, które dało początek badań ilościowych, a w dalszej konsekwencji wykazało niesłuszność teorii flogistonu.

Lavoisier ogrzewał rtęć w retorcje; szyjka retorty przeprowadzoną była pod klosz szklany, zamknięty u dołu zapomocą rtęci i zawierający oznaczoną ilość powietrza. Podczas ogrzewania na powierzchni rtęci w retorcji tworzył się czerwony tlenek rtęciowy, a równocześnie zmniejszała się objętość powietrza. Po 12 dniach już nie zachodziła żadna dal-

sza zmiana. Objętość powietrza zmniejszyła się o  $\frac{1}{5}$  i gaz pozostały pod kloszem nie podtrzymywał ani palenia, ani oddychania. Gaz ten nazwał Lavoisier "azote". Po polsku nazywamy go również azotem. Gdy otrzymany tlenek rtęciowy ogrzewano mocniej, wydzielał on objętość gazu, ściśle odpowiadającą temu zmniejszeniu objętości, jakiego doznało przedtem powietrze: gaz ten ujawniał w stopniu wzmożony te własności, które utraciło powietrze podczas pierwszej części doświadczenia. Nowemu pierwiastkowi dał Lavoisier nazwę oxygenium, t.j. wytwarzający kwasy - po polsku nazywamy ten gaz, jak wiemy, tlenem. Nazwa ta została u nas wprowadzona przez Oczapowskiego, dawniej tlen zwano kwasorodem.

Powyżej opisanym doświadczeniem Lavoisier /1743 - 1794/ wykazał, że reakcja palenia, jest reakcją łączenia, a nie rozkładu. Dziś, chcąc to samo wykazać, nie potrzebujemy uciekać się do przerabiania doświadczenia Lavoisier'a, które jest kłopotliwe. Robimy to krócej i prościej. W tym celu do jednej dźwigni dokładnej wagi przyczepiamy magnes oblepiony opiłkami żelaznymi i starannie wagę tarujemy. Zapomocą płomienia z palnika bunsenowskiego ogrzewamy do czerwonego żaru opiłki, które poczynają się

utleniać. Waga wychodzi ze stanu równowagi i zaczyna wykazywać przyrost ciężaru tej strony, po której znajdowały się opilki. Jaki z tego wniosek? Ponieważ przyrost ciężaru zauważyliśmy dopiero po utlenianiu opilek, więc opilki utleniając się zwiększyły swój ciężar, jeżeli tak, to musiały one połączyć się z czemś ważkiem, a więc utlenianie jest to reakcja łączenia /syntezy/.

Spalając świecę i łapiąc odpowiednio produkty spalania również przekonamy się, że są one cięższe od samej świecy.

Prawo niezniszczalności materji. Przekonanie o niemożliwości stworzenia lub zniszczenia materji silnie było zakorzenione u filozofów greckich: Stanowiło zresztą przez wszystkie czasy podstawę systematów filozoficznych. Przekonanie to nie było oparte na bezpośredniej obserwacji - doświadczeniu, było rezultatem kalkulacji rozumowych. Dopiero wagowe metody badań, wprowadzone do chemji, jak już mówiliśmy, przez Lavoisier'a, pozwoliły na wykazanie, że hipoteza niezniszczalności materji jest prawem ścisłym, zasadą bezwzględną, niezależną ani od czasu, ani od pojęć naszych na samą materję. Prawo zachowania czyli niezniszczalności materji definjujemy: we wszelkich procesach fizycznych albo

chemicznych - materia nie może być ani stracona, ani zyskana. Bierzemy np. do reakcji ciała A, B, C i t.d., których ogólny ciężar równa się P, po reakcji otrzymamy ciała a, b, c i t.d. o łącznym ciężarze również P. Ciężar jest proporcjonalny do masy, masa jest to ilość materji, więc i materia wzięta do reakcji w postaci ciał A, B, C i t.d. równa się materji, otrzymanej po reakcji, w postaci ciał a, b, c i t.d. Możliwe prace, przeprowadzone przez niejednego badacza w ciągu wielu lat wykazały jaknajwiększą ścisłość powyższej zasady.

Prawo stałych stosunków. Związek wszystkim znany t.zw. sól kuchenna może pochodzić z kopalni, z wody morskiej, ze źródeł i t.p. Gdy weźmiemy kilka próbek soli, pochodzących z różnych źródeł i przeprowadzimy analizę tego związku, to przekonamy się, że sól kuchenna zawsze i wszędzie składa się z sodu - Na i chloru - Cl i że na pewną ściśle oznaczoną ilość sodu, wypada zawsze ta sama ilość chloru. Na 23 jednostki wagowe sodu mamy w każdej soli kuchennej /NaCl/ 35,46 jednostek wagowych chloru. Drugi związek chemiczny soda /Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>/ również stale składa się z tych samych pierwiastków i to w stosunku ściśle określonym.

To co mówiliśmy o sodzie i soli kuchennej powie-

dzień możemy o wszystkich związkach chemicznych, czyli możemy wygłosić zasadę zwaną w chemji prawem stałych stosunków: stosunek ilościowy składników danego związku jest zawsze jednakowy. To prawo udowodnił Proust w początkach XIX stulecia

### Prawo stosunków wielokrotnych.

Wiemy, że niektóre pierwiastki tworzą z sobą tylko jeden związek, np. sód i chlor, magnez i tlen, inne zaś tworzyć mogą dwa i więcej związków. Węgiel z tlenem daje w jednych warunkach gaz nazywany t.zw. pospolicie czad, w chemji znany pod nazwą tlenku węgla  $\text{CO}$ , w drugich warunkach węgiel wiąże się z tlenem na dwutlenek węgla  $\text{CO}_2$ , gaz, który wydzielamy z organizmu przy oddychaniu. Z wodorem węgiel tworzy ogromną ilość związków t.zw. węglowodorów. Azot i tlen dają pięć różnych tlenków.

Wypiszemy szereg związków z wykazaniem wagowych stosunków pierwiastków, wchodzących w dany związek

|                  |   |
|------------------|---|
| tlenek węgla     | $\text{CO}$ węgiel : tlen = 3 : 4 .           |
| dwutlenek węgla  | $\text{CO}_2$ węgiel : tlen = 3 : 8 .         |
| podtlenek azotu  | $\text{N}_2\text{O}$ azot : tlen = 7 : 4 .    |
| tlenek azotu     | $\text{NO}$ azot : tlen = 7 : 8 .             |
| trójtlenek azotu | $\text{N}_2\text{O}_3$ azot : tlen = 7 : 12 . |

|                               |  |
|-------------------------------|--|
| dwutlenek azotu               | $\text{NO}_2$ azot : tlen = 7 : 16.          |
| pięciotlenek azotu            | $\text{N}_2\text{O}_5$ azot : tlen = 7 : 20. |
| metan $\text{CH}_4$           | wodór : węgiel = 1 : 3 .                     |
| etylen $\text{C}_2\text{H}_4$ | wodór : węgiel = 1 : 6 .                     |

Jeżeli przyjrzymy się kolumnie liczb tej tabelki, to musimy zauważyć pewną cechę, która jest wspólna dla liczb prawej strony kolumny poszczególnych grup. W trzeciej grupie związków /węgla i wodoru/ widzimy, że ta sama ilość wodoru raz łączy się z trzema ilościami węgla, drugi raz z sześcioma ilościami tegoż pierwiastku. Sześć jest wielokrotnością trzech. W drugiej grupie związków /azotu i tlenu/ ta sama wagowa ilość azotu /7 jednostek/ łączy się z 4-ma, 8-ioma, 12-oma, 16-oma, 20-oma wagowymi jednostkami tlenu. Podkreślamy i tu, że 4, 8, 12, 16 i 20 są to wszystko wielokrotności 4-oh. Pierwsza grupa związków, tlenków węgla wykazuje tę samą cechę: węgiel łączy się z tlenem, raz w ilości 4 jednostek wagowych, drugi raz w ilości 8-miu. Cztery i osiem znów są to wielokrotności, a mianowicie - czterech. Nigdy nie spotykaliśmy się z takim tlenkiem węgla, w którym stosunek ilościowy

węgla do tlenu = 3 : 5 lub 3 : 9 . Nie spotkaliśmy również takiego tlenku azotu, w którym azot : tlenu = 7 : 9, 7 : 11, 7 : 18. Nie spotkaliśmy się i nie spotkamy, gdyż w pierwszym przykładzie ani 5, ani 9 nie jest wielokrotnością czterech, w drugim 9, 14, 18 również nie odpowiadają regule wielokrotności. Na zasadzie powyższych przykładów, które wzięliśmy zupełnie dowolnie, możemy wygłosić prawo, znane w chemii pod nazwą prawa stosunków wielokrotnych: jeżeli dwa pierwiastki dają ze sobą kilka związków, to gdy ilości jednego pierwiastku tworzą liczbę stałą, ilości drugiego będą się wyrażać wielokrotnością liczby najmniejszej. Należy teraz postawić sobie pytanie, dlaczego jest tak a nie inaczej, dlaczego istnieje prawo stosunków wielokrotnych? To samo pytanie zadał sobie Dalton, który wprowadził do chemii powyższe prawo. Również Dalton wyjaśnił zasadę stosunków wielokrotnych w t.zw. teorii atomistycznej. Tu musimy zwrócić uwagę na różnicę między prawem stosunków wielokrotnych a objaśnieniem tego prawa - hipotezą atomistyczną. Prawo to stwierdzone doświadczalnie jest absolutnie ścisłe, niezmiennie; hipoteza atomistyczna może się zmieniać, może ustąpić miejsca innej teorii, lepiej tłumaczącej istnienie prawa sto-

sunków wielokrotnych. Pojęcie atomu nie było wymyślone przez Daltona, było one bardzo stare. Już na kilka wieków przed N. Chr. istniała w starożytnej Grecji szkoła filozoficzna /Demokryt/ atomistów, którzy uważali świat za złożony z cząstek, nie dających się już dalej dzielić, czyli atomów, składających się z jednej i tej samej materji pierwotnej; atomy nie różniły się więc rodzajem, a tylko wielkością i postacią. Atomiści twierdzili również, że atomy różnią się między sobą i ruchem, że przez połączenie atomów powstają ciała.

Dalton, wprowadzając do nauki teorię atomistyczną, zmienił ją w niektórych punktach. Według niego materia składa się z atomów; każdy gatunek materji ma swój atom, np. żelazo składa się z identycznych atomów jednego rodzaju, siarka z jednakowych atomów drugiego rodzaju. Wszystkie atomy żelaza mają tę samą postać, wielkość i ciężar, również atomy siarki. Atom zaś siarki różni się od atomu żelaza postacią, wielkością i ciężarem. Stąd teza: istnieje tyle atomów ile mamy ciał prostych. Dalej Dalton twierdził, że wszystkie zjawiska chemiczne polegają na łączeniu się lub rozpadzie atomów.

Hypoteza atomistyczna odegrała w chemji olbrzymią

rolę i choć przed kilkunastoma laty poczęto ją lekceważyć, stoi obecnie niewzruszona, a nawet - dzięki badaniom nad pierwiastkami radioaktywnymi - pojęcie atomu staje się pojęciem zupełnie realnym, a nie kalkulacją rozumową. Coprawda zmieniliśmy nie co Daltonowski pogląd na budowę samego atomu; - uważamy obecnie, że atom tworzy jakby układ niebieski: jądro, wokół którego krążą elektrony.

Z powyższego cośmy mówili o atomie podkreślimy jego dwie własności: zajmowanie miejsca w przestrzeni i nad wyraz nikły ciężar atomu. Atomy łączą się i dają t.zw. cząsteczki.

Jeżeli na wagę położymy piżmo, potem jaknajdokładniej zrównoważymy ją, to choć po pewnym czasie pocujemy silną woń piżma, waga pozostaje nadal w równowadze. Piżmo przesyciło powietrze dużej sali swym zapachem, a więc bardzo znaczna ilość cząstek tego ciała musiała oddzielić się od niego, jednak waga tego nie wykazuje; waga jest za mało czuła. Drugi przykład: umiemy wykuć ze złota blaszkę grubości  $0,5 \cdot 10^{-6}$  mm. Na tę bajecznie małą grubość składa się jeszcze wiele, wiele atomów.

W świetle teorii atomistycznej nie trudno zrozumieć prawo stałości stosunków i prawo wielokrotności

stosunków. Związki powstają przez łączenie się całych atomów. Atom węgla z atomem tlenu daje tlenek węgla -  $\text{CO}$ , atom węgla z dwoma atomami tlenu tworzy dwutlenek węgla -  $\text{CO}_2$ . Ponieważ atom tlenu we wszystkich wypadkach ma stały ciężar, więc ciężar dwu atomów tlenu musi być wielokrotnością ciężaru jednego atomu. Operując atomem będziemy zawsze mówili o 1, 2, 3, 4 i t.d. atomach lub ciężarach atomów, nigdy zaś nie o  $2\frac{1}{2}$  lub  $3,75$  atomach. Ciężary atomowe jednak są tak znikomo małe, że bezpośrednie manewrowanie nimi przedstawiałoby znaczne trudności. Dlatego to, idąc śladami Daltona, posługujemy się ciężarami atomowymi względnymi t.j. liczbami wykazującymi ile razy dane atomy są cięższe od jednego podstawowego atomu.

Za taki podstawowy atom Dalton przyjął wodór -  $\text{H}$ , i założył, że jego ciężar atomowy równa się jedności, wtedy cięż. atomowy /względny/ tlenu = 15,88. Okazało się, że ze względów praktycznych lepiej jest przyjąć tlen za podstawę do obliczania ciężarów atomowych pozostałych pierwiastków, przypisując mu /tlenowi/ cięż. atom. = 16; wypada wtedy dla wodoru 1,008. Istnieją tablice cięż. atom. obliczone i dla  $\text{H} = 1$  i dla  $\text{O} = 16$ .

Język chemiczny, którym się dziś posilkujemy, nie powstał odrazu, lecz kształtował się długie lata. Już w starożytności pewnym, często spotykanym związkom lub pierwiastkom nadawano symbole fantastyczne. Często posługiwano się tu nazwami astrologicznymi, chodziło bowiem o tajemnicę, o uniedostępnienie wiedzy chemicznej osobom niepowołanym. Już za czasów Daltona posługiwano się racjonalniejszą symboliką i tak oznaczano:

|            |   |                              |
|------------|---|------------------------------|
| tlen przez | ○ | z symboli tych tworzone sym- |
| wodór      | ⊙ | bole związków, a więc:       |
| azot       | ⊙ | woda ⊙ ○ trójtlenek siarki   |
| siarkę     | ⊕ | amoniak ⊕ ○ ○ ⊕ ○            |

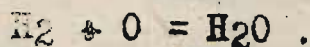
Obecnie używaną symbolikę wprowadził Berzelius. Tlen - oxygenium - O, wodór - hydrogenium - H, azot - nitrogenium - N, sól - natrium - Na i t.d.

Symbol podobny wskazuje nie tylko rodzaj pierwiastku, ale też wyraża względny cięż. atom. jednego atomu. Gdy więc napiszemy O, mamy na myśli jeden atom tlenu, gdy zaś 2 O - dwa atomy tlenu.

Wspominaliśmy, że cząsteczką nazywamy połączenie 2-ch atomów, nie jest to zupełnie ścisłe, gdyż znany pierwiastki, których cząsteczki składają się z jednego atomu, np. cząsteczka żelaza, miedzi

i t.p. Symbol cząsteczki tlenu będzie -  $O_2$ , wodoru -  $H_2$ , azotu -  $N_2$ . Ścisłe badania wykazały, że cząsteczka ozonu składa się z 3-ch atomów tlenu -  $O_3$ . Od symboli pierwiastków przejść możemy do symboli związków. Wiemy, że woda składa się z dwóch atomów wodoru i z jednego atomu tlenu - symbol cząsteczki wody będzie -  $H_2O$ ; gdy napiszemy  $5 H_2O$ , to powiemy, że mamy 5 cząsteczek wody, czyli 10 atomów wodoru i pięć atomów tlenu.

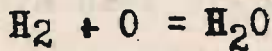
Ta symbolika pozwala nam również w sposób jasny, prosty a ścisły wyrażać na piśmie reakcje chemiczne, ujmując je w t.zw. równania chemiczne, np. reakcja powstawania wody:



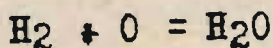
Równanie to należy rozumieć w sposób następujący: suma ciężarów dwu atomów wodoru i atomu tlenu równa się ciężarowi wody, powstałej z tych pierwiastków. Teraz zadamy sobie pytanie, ile np. gramów wodoru i tlenu wziąć należy, aby one całkowicie połączyły się na wodę ?

Nim damy odpowiedź, poznamy się przedtym jeszcze z kilkoma nowymi pojęciami. Cząsteczka wodoru składa się z dwu atomów; ciężar każdego z nich przyjęliśmy = 1, więc ciężar cząsteczki będzie 2. Od ciężaru oza

steczki czyli od t.zw. ciężaru cząsteczkowego pierwiastku, przechodzimy do ciężaru cząsteczkowego związku:



2 + 16 = 18 , ciężar cząsteczkowy wody równa się sumie ciężarów cząsteczkowych wodoru i tlenu. Liczba ta wskazuje, ile razy 1 cząsteczka wody cięższa jest od 1 atomu wodoru. Liczbę gramów, równą ciężarowi cząsteczkowemu nazywać będziemy gramocząsteczką lub cząsteczką gramową, np. 18 gr. wody - będzie to jedna gramocząsteczka wody; 2 gr. wodoru - jedna gramocząsteczka wodoru i t.d. Jeżeli mówimy o gramocząsteczce, to możemy również mówić o gramoatomie - jest to liczba gramów = ciężarowi atomowemu, np. gramoatom tlenu = 16 gr. tlenu, 1 gram wodoru będzie jednym gramoatomem tego pierwiastku. Te pojęcia pozwalają już nam odpowiedzieć na powyżej postawione pytanie:



gramocząsteczka wodoru /2 gr./ + gramoatom tlenu /16 gr./ = gramocząsteczka wody /18 gr./. Dwa gramy wodoru łączą się całkowicie na wodę z 16 gr. tlenu. Wszystko to cośmy mówili o równaniu

$H_2 + O = H_2O$  i o ciężarze cząsteczkowym wody - ma znaczenie dla wszystkich innych równań chemicznych i dla cięż. cząsteczek. wszystkich innych związków.

### W o d ó r , H.

Symbol wodoru H od łac. Hydrogenium. W stanie wolnym spotyka się bardzo rzadko: podczas gnicia pewnych ciał, podczas wybuchów wulkanów, ale wodór, jako znacznie lżejszy od powietrza wędruje w górne strefy atmosfery, gdzie jakoby istnieje w znacznych ilościach. Całe masy tego pierwiastku znajdują się w przyrodzie w połączeniu z tlenem w postaci wody -  $H_2O$ . Woda służyć więc może za materiał, z którego można wydobyć wolny wodór. Środkami fizycznymi osiąga się to względnie trudno. W temp.  $1000^{\circ}$  woda rozkłada się na  $H_2$  i  $O$ . Proces ten zwiemy dysocjacją termiczną, w odróżnieniu od dysocjacji elektrolitycznej. Otrzymanie wodoru z wody zapomocą środków chemicznych daje lepsze rezultaty i polega na użyciu ciał, które łącząc się z tlenem wody wyzwalają wodór. Jednym z takich ciał jest sód - Na. Sód zanurzony do wody łączy się z tlenem bardzo gwałtownie. Rezultatem działania sodu na wodę czyli rezultatem tej reakcji chemicznej