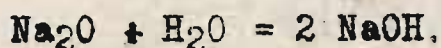
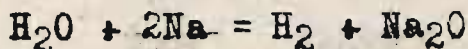


$H_2 + O = H_2O$ i o ciężarze cząsteczkowym wody - ma znaczenie dla wszystkich innych równań chemicznych i dla cięż. cząsteczek. wszystkich innych związków.

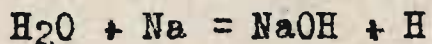
W o d ó r , H.

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° 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

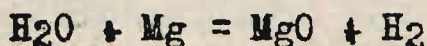
z jednej strony będzie gaz /zebrany do cylindra/, z drugiej strony wodorotlenek rozpuszczony w wodzie /woda ta barwi czerwony papierak lakmusowy na niebiesko/.



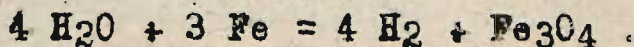
Reakcja ta, jak widzimy, przebiega w dwóch stadiach. Przedewszystkiem otrzymujemy wodór i tlenek sodu, potem tlenek rozpuszcza się w wodzie i daje wodorotlenek. Można reakcję zapisać w ten sposób, że pominiemy produkt pośredni:



nie tylko sód rozkłada wodę; Mg rozkłada ją w temp. wrzenia:



tutaj reakcja na tem się kończy, gdyż tlenek magnezu /magnezja/ nie rozpuszcza się w H_2O . Jeżeli będziemy wodę ogrzewać ze stróżkami żelaznemi w zamkniętych naczyniach do temp. 150° , to i żelazo rozkłada wodę:



Wodór można otrzymać, jak się okazuje, pomocą prawie wszystkich metali, w różnych jednak warunkach fizycznych, zależnych od natury stosowanego metalu.

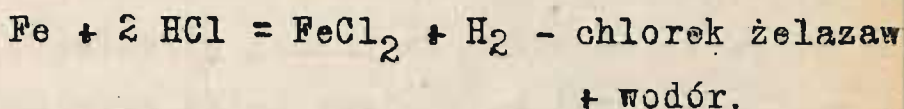
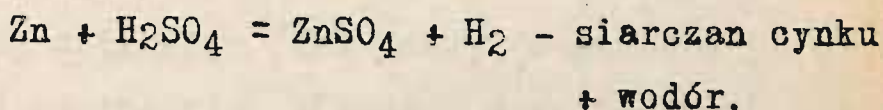
Otrzymujemy również H sposobem elektrolitycznym. Roztwór rozcieńczonego kwasu, np. kwasu siarkowego $/\text{H}_2\text{SO}_4/$ poddany działaniu prądu elektrycznego daje wodór /na katodzie/ i tlen /na anodzie/. Można elektrolizę kwasu siarkowego prowadzić w ten sposób, że oddzielnie zbieramy wodór, oddzielnie tlen. Objętościowo wodoru otrzymujemy dwa razy więcej niż tlenu. To ciekawe zjawisko elektrolizy objaśniamy w sposób następujący. Zgodnie z dzisiejszemi pojęciami kwas siarkowy w roztworze wodnym rozkłada się na dwie części, posiadające określonego znaku ładunki elektryczne. Te części kwasu, składające się jedna z dwu atomów wodoru, druga z grupy atomów SO_4 wraz z ładunkami elektrycznemi nazywamy jonami i dla odróżnienia ich od zwykłych atomów oznaczamy jon wodoru przez H^+ jon zaś grupy SO_4 przez SO_4^{--} . Jon wodoru, których będziemy mieli dwa z jednej cząsteczki kwasu siarkowego, ma nabój elektrododatni, jon SO_4^{--} nabój elektryczny. Rozszczępienie tego rodzaju nazywamy dysocjacją elektrolityczną. Gdy przepuścimy przez w ten sposób zdysocjowany kwas prąd elektryczny, to jony o naboju $+$ czyli H^+ wędrować będą do elektrody ujemnej, w zetknięciu z którą tracą swój ładunek i zamieniają się na zwykłe atomy wodoru, wydzielające się na po-

wierzchni. roztworu. Jony o ładunku ujemnym - SO_4 " wędrują do elektrody dodatniej, oddają jej swój ładunek i przechodzą w postać obojętną SO_4 . Ponieważ siarka /S/ w tych warunkach nie jest w stanie utrzymać przy sobie aż cztery atomy tlenu, więc rozpada się SO_4 na SO_3 i O . Tlen wędruje do góry, a SO_3 łączy się z wodą i daje z powrotem kwas siarkowy, według równania: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$. Ten kwas ulega tym samym przeobrażeniom, którym ulegała pierwsza cząsteczka. Z powyższego objaśnienia widzimy, że mamy tu do czynienia z elektrolizą kwasu, a nie wody.

Podobnej elektrolizie może być poddany i każdy inny kwas, z tą tylko różnicą, że nie wszystkie kwasy odtwarzają się z powrotem. Przy elektrolizie kwasu solnego - HCl , na jednej elektrodzie otrzymujemy H' na drugiej Cl'' i elektrolizę możemy prowadzić tak długo, dopóki nie rozłożymy wszystkiego kwasu.

Działając metalami na kwasy również możemy otrzymać wodór. Przy tym sposobie musimy zastanowić się nad wyborem kwasu i metalu, aby przy jaknajmniejszym wkładzie kapitałów otrzymać jaknajwięcej gazu. Stojemy zwykle kwas siarkowy - H_2SO_4 lub kwas solny

- HCl i cynk - Zn lub żelazo - Fe. Reakcje z roztworem wodnym kwasów przebiegają:



Wodór otrzymujemy albo we flaszkach Wulfa albo też w przyrządach zbudowanych przez Kippa, znanych pod nazwą kippów.

Flaszka Wulfa jest to zwykły słoć, posiadający 2 ewentualnie 3 otwory, które zamykamy przedziurawionymi korkami. Przez środkowy otwór przeprowadzamy długą szklaną rurkę, dosięgającą prawie dna słoja; wykazywać ona będzie ciśnienie, jakie panuje w czasie wytwarzania wodoru. Przez jeden z bocznych otworów przeprowadzamy lejek /również dosięgający prawie dna flaszki/ do zasilania aparatu kwasem. Wreszcie trzeci otwór służy w pierwszej chwili do zarzucania metalu, a potem do odprowadzania wytworzonego wodoru. Przyrząd to niewygodny, gdyż kłopotliwe jest przerywanie w nim reakcji, której bieg zatrzymać możemy tylko przez wylanie z flaszki pozostałego kwasu.

Daleko wygodniejszym jest przyrząd skonstruowany

przez Kippa, działający automatycznie. Tu reakcję możemy przerwać w każdej chwili bardzo łatwo, należy tylko zamknąć kran, odprowadzający wodór nazewnątrz. Kipp składa się z trzech kul, ułożonych jedna na drugiej. Dolna /często u nasady spłaszczona/ łączy się ze środkową na stałe za pomocą gardzieli, przez którą z wnętrza jednej kuli ciecz łatwo przechodzi do drugiej. Kula górna /nie innego, jak zmodyfikowany lej/ wydłuża się z jednej strony w stożkowatą rurę, z przeciwnej strony której znajduje się otwór do wlewania roztworu kwasu. Rurę kuli górnej wsuwamy do dwu dolnych przez otwór środkowej /otwór ten leży nad gardzielą/ i gardziel. Rura w gardzieli nie dotyka ścian, zaś do otworu kuli środkowej jest szczelnie dopasowana, zamykając w ten sposób hermetycznie przestrzeń dwu dolnych kul. Gdy odkręcimy kran wylotowy w środkowej kuli, to kwas pod wpływem własnego ciężaru przechodzi przez rurę leja, dosięgającego prawie dna przyrządu, z górnej kuli do dolnej, a potem do środkowej; tu kwas spotyka wiórki cynkowe, które wydzielają z niego wodór. Aby przerwać odpływ wodoru zakręcamy kran wylotowy, tworzący się jednak w dalszym ciągu wodór wypycha kwas z naczynia środkowego do dolnego, a stamtąd do górnego. Z chwilą wypchnięcia kwa-

su z kuli środkowej wydobywanie wodoru kończy się, aparat przestaje działać.

Własności fizyczne wodoru. 1 L w 0° i 760 mm.

waży 0,09 gr., cięż. właśc. 0,06949, temp. krytyczna - 241° , ciśnienie krytyczne 15 atm., temp. wrzenia ciekłego wodoru - 252° , temp. krzepnięcia /ciśn. 30 - 40 mm./ - 259° , w 100 lit. wody rozpuszcza się 2,15 litra wodoru. Jest gazem bezbarwnym, bez smaku i zapachu; smak czy też zapach mogą nadawać wodorowi domieszki, od których oczyszczamy go zapomocą przepuszczania gazu przez opłuczki z roztworem nadmanganianu potasu / KMnO_4 / i kw. siarkowego / H_2SO_4 /. Ponieważ wodór jest 14,4 razy lżejszy od powietrza, stosowany bywa do napełniania balonów. Tę własność wodoru możemy wykazać zapomocą dwu doświadczeń: bańki mydlane napełnione wodorem wznoszą się szybko ku górze; do jednego drążka wagi zawieszamy dnem do góry zlewkę dostatecznie dużą i dokładnie zrównoważamy wagę, gdy teraz powietrze, znajdujące się w zlewce zastąpimy wodorem, to ramię wagi ze zlewką wzniesie się, okaże się lżejsze. Wodór jest gazem o bardzo małej gęstości, posiada zatem w wysokim stopniu zdolność przenikania przez ciała porowate, np. glinę nie wypaloną. Wodór jest jednym z najtrud-

niej skraplających się gazów. Mniemano, że skroplony wodór posiadać będzie cechy pierwiastków metalicznych, a to dlatego, że w kwasach wodór może być wymieniany na metale, jednak tak nie jest. Ciekły wodór ma wygląd płynu bezbarwnego; udało go się zestalić, poddając tę ciecz szybkiemu parowaniu pod ciśnieniem 30 - 40 mm.

Wodór jest pierwiastkiem czynnym, aczkolwiek nie łączy się z tak znaczną, jak tlen, ilością pierwiastków. Zapalony w powietrzu l.b w tlenie łączy się z nim, dając płomień bezbarwny; produktem spalania jest woda, co łatwo wykazać, gdy pokryjemy płomień wodoru suchym naczyniem szklanym; stopniowo pokrywa się ono wewnątrz rosą, powstałą ze skroplenia pary wodnej. Wodór sam się pali, palenia jednak nie podtrzymuje; w nim palić się może tylko tlen. Mieszanka wodoru i tlenu nazywa się gazem piorunującym, gdyż zapalona w dużych ilościach wybucha ze znaczną siłą. Płomień wodorowy posiada wysoką temperaturę. Istnieją przyrządy, jak np. kurek Daniela, w których wodór spala się w atmosferze czystego tlenu - płomień taki nazywamy tlenowodorowym. Kurek Daniela składa się z dwu rurek współosiowych; przez zewnętrzną przechodzi H_2 , przez wewnętrzną O_2 , gazy

te mieszają się u wylotu rurek. W płomieniu tlenowodorowym topią się takie ciała jak tlenek krzemu, platyna. Tę wysoką temperaturę spalania wodoru wykorzystywano dawniej do oświetlania, np. latarni morskich, umieszczając w płomieniu tlenowodorowym tlenki metaliczne, które ogrzane do białego żaru dawały silne oślepiające światło, zw. światłem Drummonda. Obecnie płomień tlenowodorowy używany bywa do spawania. Wodór, jak mówiliśmy już, łączy się z tlenem wolnym; może on również łączyć się i z tlenem związanym t.j. takim, który jest składową częścią jakiegoś związku, innymi słowy wodór może odbierać tlen związkom. Ten proces nazywany odtlenianiem czyli redukcją. O własnościach redukujących wodoru możemy się przekonać z następującego doświadczenia. Do rurki nasypujemy czarny proszek tlenku miedzi CuO , przepuszczamy przez nią wodór i ogrzewamy rurkę. Po pewnym czasie czarna masa tlenku pokrywa się czerwonymi plamami, które w miarę przedłużania doświadczenia rozszerzają się, tak że wreszcie pierwotna barwa czarna całkowicie zniknie. Wodór stopniowo odbierał tlen od tlenku i łączył się z nim na wodę; w rurce pozostawał zredukowany tlenek czyli

miedź koloru czerwonego: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$. Środków redukujących istnieje bardzo dużo, np. węgiel, sól, tlenek węgla, H_2S i inne.

Gaz piorunujący wybuchu nie tylko przez zapalenie go lub ogrzanie powyżej 700° , wybuchu również przy zetknięciu z rozdrobnioną platyną t.zw. czernią platynową. Na tej własności mieszaniny H_2 i O_2 oparte są samozapalające się palniki do gazu świetlnego, w skład którego między innymi ciałami wchodzi i wodór w ilości do 50 % . Czern platynowa użyta do zapalenia gazu piorunującego w niczym się nie zmieniła, nie straciła ze swych własności fizycznych i chemicznych. Niejednokrotnie jeszcze spotykać się będziemy z podobnymi zjawiskami, polegającymi na tem, że pewne ciała tylko swoją obecnością przyspieszają lub opóźniają przebieg reakcji, nie biorąc jakoby w nich żadnego udziału. Ciała te nazywamy katalizatorami, a reakcje katalitycznymi. Określił je początkowo Berzelius, jako czynniki wywołujące reakcję, choć udziału w nich nie biorące. Pogląd obecny na katalizatory jest nieco odmienny, mówimy, że katalizatory nie wywołują reakcji, lecz ją przyspieszają.

7

W o d a , H_2O .

Przez długi czas uważano wodę za ciało proste; dopiero spalanie wodoru przekonało chemików o jej istotnym składzie, który ostatecznie wyjaśnił Lavoisier. W przyrodzie wodę spotykamy we wszystkich trzech stanach skupienia, w postaci lodu, zwykłej wody i pary wodnej. W okolicach podbiegunowych woda, jako lód bierze udział w budowie skorupy ziemskiej i może być uważana za minerał. W strefach umiarkowanej i gorącej woda zapełnia rzeki i morza, a parując nasycza atmosferę parą wodną. Dla chemików jest ona zawsze - pod jakąkolwiek bądź postacią, związkiem wodoru i tlenu. Wody absolutnie czyste w przyrodzie nie spotykamy, względnie najczystsza jest woda z opadów /deszczowa lub ze śniegu/, gdyż zawiera tylko niewielkie ilości rozpuszczonego powietrza i pyłu. Opady atmosferyczne częściowo z powrotem wracają do atmosfery w postaci pary, częściowo zaś przenikają w głąb ziemi, rozpuszczając w sobie napotymane minerały. W ziemi tworzą się kanały czy też jeziora wody podskórnej, z których woda wydobywać się może na powierzchnię w postaci wody źródlanej. Ze źródeł niejednokrotnie wydobywa się woda ciepła, a nawet gorąca. Jeżeli średnia roczna

temperatura wody źródlanej jest wyższa od średniej rocznej temp. danej miejscowości, to takie źródła nazywamy cieplicą lub termą - źródłem gorącym.

Rozpuszczone w wodzie domieszki nadają jej smak bądź zapach; często takie wody posiadają własności lecznicze, znane są one pod ogólną nazwą wód mineralnych. Gdy woda mineralna zawiera znaczniejsze ilości soli kuchennej, związków bromu i jodu nazywają ją solanką /Rabka, Iwonicz, Rymanów/; szozawami nazywamy wody, zawierające CO_2 w ilościach dużych /Szczawnica/; siarczanami - zawierające siarkowodór /Piszczany, Swoszowice/. Wody żelaziste zawierają znaczniejsze ilości rozpuszczalnych soli żelaza. Źródła tworzą stopniowo poteki, te zaś rzeki. Woda rzeczna oprócz przypadkowo rozpuszczonych domieszek mineralnych, zawiera i stałe domieszki w postaci wielkiej ilości bakterji oraz powietrza, którym całkowicie jest nasyconą. Woda rzek wraz ze swemi domieszkami przechodzi do mórz, tak że w wodzie morskiej można znaleźć w stanie rozpuszczonym wszystkie możliwe ciała, nie wyłączając nawet złota i srebra, najwięcej jednak jest w niej soli kuchennej około 2,7 % i chlorku magnezowego MgCl_2 . Woda mórz ma smak słono-gorzki.

Wodę, która kłócona z roztworem mydła daje tylko pianę na swej powierzchni, nazywamy miękką, w przeciwieństwie do twardej, która w tych samych warunkach daje osad. Woda twarda zawiera $\text{Ca/HCO}_3/2$ kwaśny węglan wapnia, CaSO_4 siarczan wapnia, MgSO_4 siarczan magnezowy. Woda twarda nie nadaje się do zasilania kotłów, prania, gotowania owoców i t.p. Twardość wody może być przemijająca t.j. znikająca pod wpływem sody Na_2CO_3 , może być trwała t.j. której soda nie niszczy i ogólna t.j. przemijająca i trwała razem. Przemijającą twardość wywołuje kwaśny węglan wapniowy, trwałą wywołują CaSO_4 i MgSO_4 . Gdy wodę gotować będziemy przez czas dłuższy w naczyniu /czajniki, kotły i t.p./, to na ściankach jego zacznie osiadać osad t.zw. kamień kotłowy. Kamień kotłowy powstaje z tych domieszek wody, które były w niej rozpuszczone; im woda jest twardsza, tym więcej wydziela kamienia kotłowego. Poznanie stopnia twardości wody ma duże znaczenie w przemyśle. Twardość wody mierzy się trojakiego rodzaju stopniami:

1^o skali francuskiej odpowiada zawartości 10 mg. węglanu wapniowego CaCO_3 w 1^{lit} wody ;

1^o skali niemieckiej - 10 mg. CaO w 1^{lit}. H_2O ;

1^o skali angielskiej 0,0648 gr. /1 gran/ CaCO_3
w 4,543 lit./1 galon/ wody.

Woda zdatna do picia powinna zawierać w 1 litrze od 20 - 30 cm^3 powietrza i 0,1 - 0,5 gr. odpowiednich soli węglowych i fosforowych, powinna być wolna od domieszek ciał organicznych i od bakterji chorobotwórczych. Próbe na zawartość zw. organicznych robimy zapomocą nadmanganianu potasu. Kilka kropli stężonego roztworu tej soli zabarwiają np. litr wody na kolor jasno-różowy, który w razie obecności ciał organicznych jaśnieje a nawet znika. Nadmanganian utlenił ciała organiczne, oddawszy im swój tlen.

Zanieczyszczenia mechaniczne można z wody usunąć różnymi sposobami. Dekantacja t.j. proste zlewanie cieczy z nad jakiegoś osadu. Dokładniej oczyszcza się wodę przez filtrowanie. Jako filtra w praktyce laboratoryjnej używamy waty lub bibuły. Filtry na dużą skalę urządzone są z koksu, żwiru, węgla drzewnego i t.p. Tego rodzaju urządzenia przepuszczają jednak bakterje i w celu oczyszczenia od nich wody stosuje się filtry fizjologiczne - z glinki żelatynowanej. Bakterje znajdujące się w H_2O możemy zniszczyć przez gotowanie wody w ciągu 15 - 20 minut - ten sposób oczyszczania nazywamy

sterylizacją. Związki silnie utleniające, jak woda utleniona H_2O_2 , nadmanganian potasowy i inne również niszczą bakterje. Analiza wody bywa chemiczna i bakterjologiczna. Nas obchodzi głównie analiza chemiczna. Jako przykład przytoczymy rezultat analizy wody jednej ze studzien w Warszawie:

zawiesiny	5 mg.
sucha pozostałość	636 "
ciała mineralne	401 "
" organiczne	235 "
Zużycia O_2 przez ciała	
organiczne	3,9 "
Chlor	62 "
kw. azotawy	0 "
kw. azotowy	0 "
kw. siarkowy	128 "
amoniak	0 "
tlenek wapnia	213 "
" magnezu	38 "
tlenki glinu i żelaza	3 "
temperatura ogólna stopniem	19,8°
temperatura stała	14°

Rozpuszczalność i roztwory. W przyrodzie pewne ciała nigdy nie istnieją samodzielnie, lecz two-

rzą mieszaniny z innemi, np. woda w stanie absolutnie czystym zupełnie nie bywa spotykana. Rozróżniamy dwa rodzaje mieszanin: jednorodne czyli roztwory i niejednorodne. Mieszanina piasku i cukru, powietrza i pyłu, siarki i żelaza - są to mieszaniny niejednorodne; niejednorodność tych mieszanin daje się odrazu spostrzec i rozdzielenie ich na części składowe jest względnie łatwe. Przeciwnie do kategorii roztworów zaliczamy takie mieszaniny, składowych części których nie można zobaczyć nawet przy największych powiększeniach. Takimi będą np. mieszaniny wody i alkoholu, cukru i wody, soli kuchennej i wody i t.p. Roztworem więc nazywamy wogóle jednorodną mieszaninę dwu lub więcej ciał bez względu na stan skupienia w jakim ten roztwór się znajduje. Powszechnie przyjęto jednak używać nazwy roztwór lub roczyn tylko dla jednorodnych mieszanin w stanie ciekłym. Ciecz, która jest głównym składnikiem roztworu i rozpuszcza w sobie inne ciała - nazywa się rozpuszczalnikiem lub rozczynnikiem. Jednym z najważniejszych rozczynników jest właśnie woda, która rozpuszcza w sobie ciała stałe, płynne i gazowe. W praktyce laboratoryjnej jako rozczynników prócz wody używamy - alkohol, eter, benzol, chlороform i in. Nie wszystkie ciała rozpuszczają

się jednakowo w różnych rozpuszczalnikach; np. cukier dobrze rozpuszcza się w wodzie, daleko słabiej w alkoholu. Nie można rozpuszczać pewnego ciała w cieczy bez końca; w danej ilości rozpuszczalnika rozpuści się tylko ściśle określona ilość ciała stałego. Roztwór, który nie rozpuszcza już w sobie więcej danego ciała, nosi nazwę nasyconego, natomiast roztworem nienasyconym nazywamy taki roztwór, który może jeszcze rozpuścić w sobie pewną ilość ciała. Ta największa ilość ciała, która roztworzy się może w 100 gr. rozpuszczalnika, nazywa się rozpuszczalnością tego ciała /dla NaCl 32 gr./.

Doświadczalnie możemy wykazać, że rozpuszczalność ciał stałych wzrasta zwykle ze wzrostem temperatury. Okoliczność ta daje nam możliwość łatwego przyrządzania roztworów nasyconych: rozpuszczamy dane ciało w gorącym rozpuszczalniku; po ochłodzeniu roztworu wydzieli się z niego pewna ilość ciała w postaci kryształów, roztwór zaś będzie nasyconym. W pewnych warunkach, postępując w powyższy sposób, można otrzymać roztwór, którego stężenie w danej temperaturze jest większe niżby to wynikać winno z rozpuszczalności tego ciała. Takie roztwory nazywamy przesyconymi. Przesycone roztwory uzyskać mo-

żemy, gdy podczas oziębiania ochronimy je od zetknięcia się choćby z najdrobniejszymi cząstkami stałymi ciała rozpuszczonego i gdy chronić je będziemy od wstrząśnień. Dość wrzucić do roztworu przesyconego drobniutki kryształek ciała rozpuszczonego, by wywołać szybkie wydzielanie się kryształów w ilości odpowiadającej przesyconiu. Względnie łatwo daje się otrzymać wodny roztwór przesycony octanu sodowego.

Przy rozpuszczaniu ciał, jak i odwrotnie przy krystalizacji t.j. wydzielaniu się ciała stałego z roztworu zachodzą ciekawe zjawiska cieplne. Za pomocą nieskomplikowanych doświadczeń stwierdzić możemy, że podczas rozpuszczania ciał stałych w cieczach temperatura przeważnie opada; ciało rozpuszczając się pobiera ciepło z otoczenia. Stąd wypływa zasada t.zw. mieszania oziębiających, które wytwarzają temperatury, dochodzące do -40° . Pospolita mieszanina oziębiająca jest lód i sól, za pomocą której możemy osiągnąć -20° . Jeżeli dane ciało w czasie rozpuszczania się pobiera pewną ilość ciepła, to przy zjawisku odwrotnym, jakim jest krystalizacja, ta ilość ciepła winna być oddana. Tak jest w rzeczywistości. Przesycony roztwór octanu sodowe-

go pobudzony do krystalizacji /wrzucamy kryształek octanu do roztworu/ wydziela spore ilości ciepła, co wykazuje termoskop zanurzony w roztworze.

Przechodzimy teraz do roztworów cieczy w cieczy. Rozpuszczalność cieczy jest wzajemna t.j. gdy ciecz A rozpuszcza się w cieczy B, to i B rozpuszcza się w A. Każda ilość alkoholu rozpuści się w danej ilości wody, oczywiście i odwrotnie. Mamy tu przykład rozpuszczalności nieograniczonej. Woda rozpuszcza się w eterze w ilości ograniczonej.

W większości wypadków rozpuszczalność cieczy w cieczy wzrasta wraz z temperaturą. Rozpuszczalność wody w eterze i odwrotnie zmniejsza się ze wzrostem temperatury. Rozpuszczaniu się cieczy towarzyszą również efekty cieplne; kwas siarkowy rozpuszczony w wodzie wydziela znaczne ilości ciepła, które mogą nawet spowodować pęknięcie naczynia. Prócz zjawisk cieplnych przy wzajemnym rozpuszczaniu się cieczy występuje niekiedy zjawisko t.zw. kontrakcji czyli zmniejszenia się objętości mieszaniny w stosunku do sumy objętości poszczególnych składników. Zjawisko to jaskrawo występuje przy mieszaniu alkoholu z wodą; 50 cm³ alkoholu zmieszanych z 50 cm³ wody dają w rezultacie dziewięćdziesiąt kilka cm³ mieszaniny.

Roztwory gazów w cieczach. Że gazy rozpuszczają się w cieczach świadczą o tem fakty z życia codziennego - wydobywanie się pęcherzyków powietrza z wody po nieznaożnym jej ogrzaniu, burzenie się wód mineralnych po otwarciu butelki, w której te wody się znajdują i t.p. Zapomocą zupełnie prostych doświadczeń możemy stwierdzić, że rozpuszczalność gazów w cieczach zmniejsza się ze wzrostem temperatury a zwiększa się ze wzrostem ciśnienia. Rozpuszczalność gazów podlega prawu Henry'ego, które głosi: stężenie nasyconego roztworu gazu jest wprost proporcjonalne do ciśnienia, pod którym się ten gaz znajduje. Od tej definicji powyższego prawa po uwzględnieniu prawa Boyle'a /1662/ $PV = P_0V_0$ możemy przejść do następującego sformułowania prawa Henry'ego: w stałej temperaturze oznaczona objętość cieczy pochłania zawsze jednakową objętość gazu, bez względu na ciśnienie. Zaznaczyć należy, że prawo Henry'ego dotyczy tylko takich gazów, które nie wchodzi w reakcję z rozpuszczalnikiem. Wiemy, że w przyrodzie nie znajdziemy chemicznie czystej wody. wiemy również w jaki sposób uwolnić się możemy od mechanicznych zanieczyszczeń H_2O , pozostaje więc jeszcze do omówienia otrzymywanie wody wolnej od jakichkolwiek

badź zanieczyszczeń. Przy zachowaniu odpowiednich ostrożności wodę absolutnie czystą możemy otrzymać przez t.zw. destylację czyli przekraplanie; proces ten czysto fizyczny odbywa się w alembikach. Wodę, przeznaczoną do destylacji, ogrzewa się aż do wrzenia w kotle żelaznym lub miedzianym /na małą skalę - w zwykłej kolbie lub retorcie destylacyjnej/. Parę wywiązującą się w tym kotle odprowadzamy za pomocą rur do chłodnicy /skraplacza/, w której z powrotem przechodzi w stan ciekły i spływa do naczynia zw. odbieralnikiem. Chłodnice składają się przeważnie z dwu istotnych części - z naczynia i rurki spiralnej, umocowanej w tym naczyniu. Aby parę przepływającą przez spiral skroplić, do naczynia doprowadzamy od dołu ciągły strumień zimnej wody, która po ogrzaniu odpływa przez górny otwór w naczyniu. W laboratorium częściej używane są chłodnice Libiega. Jest to szklana rurka, otoczona drugą - płaszczem - o średnicy kilka razy większej. Przez płaszcz przepływa strumień wody w kierunku od dołu do góry, ochładzający parę przechodzącą przez środkową rurę w kierunku odwrotnym. Przekroplona woda może jeszcze zawierać gazy z powietrza, szkło, miedź i t.p., ciała, z którymi stykała się

w czasie skraplania i które w sobie rozpuściła. Otrzymanie wody i delanie czystej należy do bardzo trudnych zadań doświadczalnych.

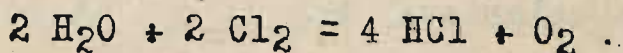
Czystość wody można badać za pomocą prądu elektrycznego. Im woda zawiera mniej zanieczyszczeń, tym słabiej przewodzi prąd, gdyż tym ma większy opór elektryczny.

Woda ogrzana w zamkniętych naczyniach powyżej 1000° rozkłada się na wodór i tlen; wodór przepuszczany ponad rozżarzonym tlenkiem miedziowym CuO odbiera od tego ciała tlen i spala się na wodę. Zapomocą pomiarów rezultatów tych dwóch reakcji stwierdzić możemy, że w wodzie stosunek objętościowy wodoru do tlenu ma się jak 2 : 1, a więc 2 objętości wodoru łączą się całkowicie, bez pozostałości, z 1 objęt. tlenu. Względny ciężar atomowy wodoru = 1, tlenu = 16, czyli tlen jest 16 razy cięższy od wodoru; jeżeli tak, to stosunek wagowy 2 obj. H do 1 obj. O = 2 : 16; „16”, jako cięż. atomowy tlenu w symbolice chemicznej oznaczamy przez O, a „1” - przez H, $2 \times \text{„1”}$ - przez H_2 . Na podstawie powyższego wzór dla wody będzie H_2O . Pamiętać należy, że wzór ten nie tylko wskazuje te pierwiastki, z których się składa woda, lecz mówi jeszcze w jakich

ilościach one w skład wody wchodzi.

Własności fizyczne wody. W warstwach niewielkich jest ona zupełnie bezbarwna, w grubych przybiera wyraźnie niebieskie zabarwienie. Różne odcienie wody w morzach i jeziorach tłumaczymy obecnością szlamu, którego brunatna barwa, kojarząc się z niebieskim zabarwieniem wody, wywołuje te odcienie. Woda została się /lub lód topnieje/ w 0° . Wpływ ciśnienia na zmianę tego punktu jest bardzo nieznaczny; gdy zwiększymy ciśnienie o 1 atm. zmienia się punkt krzepnięcia wody zaledwie o $0,0076^{\circ}\text{C}$. Lód ma większą objętość niż woda, z której powstał. Woda wrze w temp. 80°R . lub 100°C ., przy czem ciśnienie tutaj odgrywa rolę bardzo wielką; zmniejszając ciśnienie, możemy obniżyć punkt wrzenia wody o kilkadziesiąt stopni. Ciepło właściwe $\text{H}_2\text{O} = 80$ kal. Objętość wody w temp. 100° tak się ma do objętości pary powstałej z tej wody również przy 100° , jak 1:700. Ciepło parowania = 537 kal.

Własności chemiczne wody. Z wodą ~~w~~ uchodzi w reakcje bardzo wiele innych pierwiastków. Sód, potas, magnez, żelazo, cynk i inne metale wydzielają z niej wodór. Fluor i chlor wydzielają tlen:



Przy krystalizacji niektórych ciał pobrana zost

je przez nie pewna ilość wody, zw. krystalizacyjną. Takim ciałem jest np. siarczan miedziowy CuSO_4 , który przy krystalizacji pobiera 5 cząsteczek H_2O , dając ciało o wzorze: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, zw. pięciowodnym siarczanem miedzi. Wodę tę można wydzielić przez ogrzewanie, przyczem pięciowodny siarczan traci swą niebieską barwę, którą znów odzyskuje po wystawieniu go na wpływ wilgoci - łączy się z powrotem z wodą. Dzięki tej własności siarczanu miedzi używa się go jako środka osuszającego. Niektóre pierwiastki czy też związki tracą swą wodę krystalizacyjną bardzo łatwo, inne trudno, a nawet bardzo trudno. Chlor, brom tracą już ją w zwykłej temperaturze względnie szybko. Pięciowodny siarczan miedzi przy ogrzewaniu powyżej 200° , również przy ogrzewaniu traci wodę krystaliczną, zmieniając barwę z niebieskiej na granatową. Tę własność chlorku kobaltu wykorzystano przy fabrykacji atramentów sympatycznych.

Woda utleniona, H_2O_2 .

Drugim, oprócz wody - ważnym dla chemika związkiem wodoru z tlenem jest dwutlenek wodoru o wzorze H_2O_2 t.jzw. woda utleniona. W praktyce otrzymuje się